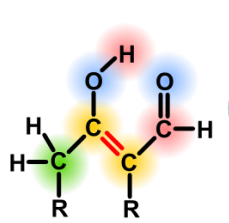
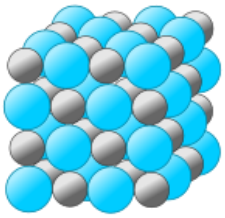
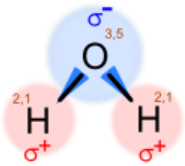
Chemie++ 9

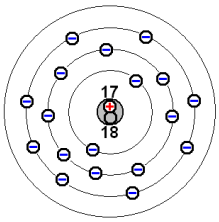
- Stoffe, Reaktionen und Erklärungen -

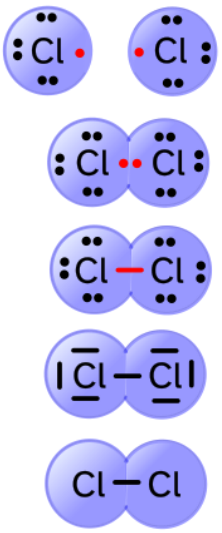
Autor: L. Drews



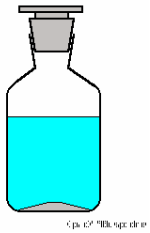


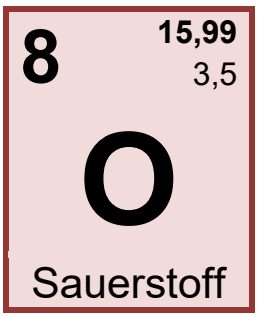




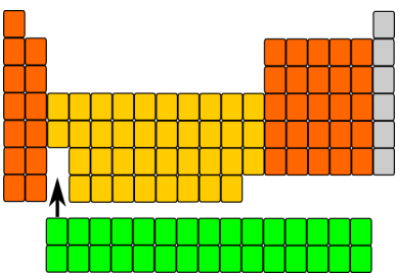


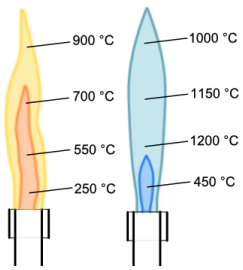


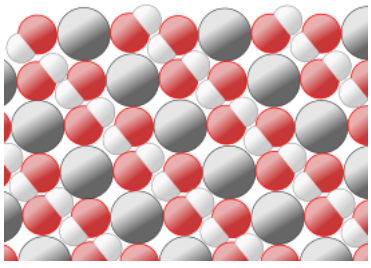


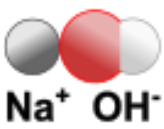


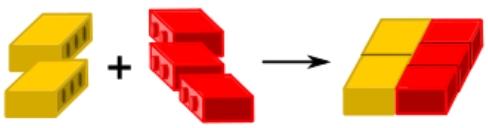
Ausgangsstoffe ⟶ **Reaktionsprodukte** ; **Energieumwandlung**







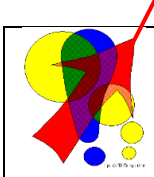




teilredigierte Arbeits-Version 0.5e (2026)

 (c,p) 2015-2026 lern-soft-projekt: drews

Legende:
mit diesem Symbol werden zusätzliche Hinweise, Tips und weiterführende Ideen gekennzeichnet



Nutzungsbestimmungen / Bemerkungen zur Verwendung durch Dritte:

(1) Dieses Skript (Werk) ist zur freien Nutzung in der angebotenen Form durch den Anbieter (lern-soft-projekt) bereitgestellt. Es kann unter Angabe der Quelle und / oder des Verfassers gedruckt, vervielfältigt oder in elektronischer Form veröffentlicht werden.

(2) Das Weglassen von Abschnitten oder Teilen (z.B. Aufgaben und Lösungen) in Teildrucken ist möglich und sinnvoll (Konzentration auf die eigenen Unterrichtsziele, -inhalte und -methoden). Bei angemessen großen Auszügen gehört das vollständige Inhaltsverzeichnis und die Angabe einer Bezugsquelle für das Originalwerk zum Pflichtteil.

(3) Ein Verkauf in jedweder Form ist ausgeschlossen. Der Aufwand für Kopierleistungen, Datenträger oder den (einfachen) Download usw. ist davon unberührt.

(4) Änderungswünsche werden gerne entgegen genommen. Ergänzungen, Arbeitsblätter, Aufgaben und Lösungen mit eigener Autorenschaft sind möglich und werden bei konzeptioneller Passung eingearbeitet. Die Teile sind entsprechend der Autorenschaft zu kennzeichnen. Jedes Teil behält die Urheberrechte seiner Autorenschaft bei.

(5) Zusammenstellungen, die von diesem Skript - über Zitate hinausgehende - Bestandteile enthalten, müssen verpflichtend wieder gleichwertigen Nutzungsbestimmungen unterliegen.

(6) Diese Nutzungsbestimmungen gehören zu diesem Werk.

(7) Der Autor behält sich das Recht vor, diese Bestimmungen zu ändern.

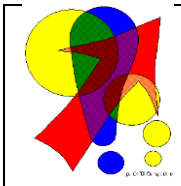
(8) Andere Urheberrechte bleiben von diesen Bestimmungen unberührt.

Rechte Anderer:

Viele der verwendeten Bilder unterliegen verschiedensten freien Lizenzen. Nach meinen Recherchen sollten alle genutzten Bilder zu einer der nachfolgenden freien Lizenzen gehören. Unabhängig von den Vorgaben der einzelnen Lizenzen sind zu jedem extern entstandenen Objekt die Quelle, und wenn bekannt, der Autor / Rechteinhaber angegeben.

public domain (pd)	Zum Gemeingut erklärte Graphiken oder Fotos (u.a.). Viele der verwendeten Bilder entstammen Webseiten / Quellen US-amerikanischer Einrichtungen, die im Regierungsauftrag mit öffentlichen Mitteln finanziert wurden und darüber rechtlich (USA) zum Gemeingut wurden. Andere kreative Leistungen wurden ohne Einschränkungen von den Urhebern freigegeben.
gnu free document licence (GFDL; gnu fdl)	
creative commens (cc) creative commons	BY: od. neu … Namensnennung … nichtkommerziell … in der gleichen Form … unter gleichen Bedingungen

Die meisten verwendeten Lizenzen schließen eine kommerzielle (Weiter-)Nutzung aus!



Bemerkungen zur Rechtschreibung:

Dieses Skript folgt nicht zwangsläufig der neuen **ODER** alten deutschen Rechtschreibung. Vielmehr wird vom Recht auf künstlerische Freiheit, der Freiheit der Sprache und von der Autokorrektur des Textverarbeitungsprogramms microsoft ® WORD ® Gebrauch gemacht.

Für Hinweise auf echte Fehler ist der Autor immer dankbar.

Inhaltsverzeichnis:

Seite

0. Vorwort ... 8
0.1. Vorwort an die Lernenden ... 9
0.2. zusätzliches Vorwort an Begleitende und Lehrende ... 10

1. Alkali-Metalle / Elemente der I. Hauptgruppe ... 13
Wiederholung: Metalle ... 14
1.1. Allgemeines zur I. Hauptgruppe ... 16
Überblick ... 16
Definition(en): Stoffklasse ... 17
Stellung im Periodensystem der Elemente ... 18
Alkalien als typische Metalle ... 21
Nachweise für Alkali-Metalle ... 22
Exkurs: Licht-Spektren ... 23
wichtige Reaktionen der Alkali-Metalle ... 26
1.2. Lithium ... 32
1.3. Natrium ... 35
1.4. Kalium ... 38
1.5. Rubidium, Cäsium, Franzium ... 39
1.6. Veränderung der Eigenschaften innerhalb der I. Hauptgruppe ... 40

2. Erdalkali-Metalle / Elemente der II. Hauptgruppe ... 41
2.1. Allgemeines zur II. Hauptgruppe ... 42
Überblick ... 42
Stellung im Periodensystem der Elemente ... 43
typische Reaktions-Schemata innerhalb der Gruppe: ... 46
Chemische Eigenschaften / Reaktionen der Erdalkali-Metalle ... 49
2.2. Beryllium ... 51
2.3. Magnesium ... 51
2.4. Calcium ... 54
2.5. Barium ... 57
2.6. Beryllium, Strontium, Radium ... 57
2.7. Nachweis einzelner Erdalkalien ... 58
2.7. Übersicht Erdalkalimetalle ... 60

3. Metallhydroxide und alkalische / basische Lösungen ... 61
3.1. Darstellung von Metallhydroxiden ... 64
3.1.1. Darstellung von Alkali-Hydroxiden ... 66
Reaktion der Metalle mit Wasser (Luft-Feuchtigkeit): ... 66
3.1.1.1. Darstellung von Alkalihydroxid-Lösungen ... 67
Reaktion der Metalloxide mit Wasser ... 68
3.1.2. Darstellung von Erdalkali-Hydroxiden ... 68
Definition(en): Metallhydroxide ... 68
Definition(en): Laugen ... 69
Definition(en): Basen ... 69
Reaktionen der Metalle mit Wasser ... 70
Reaktionen von Metalloxien mit Wasser: ... 70
3.1.3. Zusammenfassung zur Bildung von Metall-Hydroxiden ... 71
3.2. Bau der Hydroxide ... 72
3.3. Eigenschaften der Metallhydroxide ... 75
3.3.1. Reaktion der (festen) Metallhydroxide in Wasser ... 75
3.3.1.1. Sonderfall: die basische Lösung von Ammoniak ... 77
3.3.2. Reaktionen von Hydroxiden mit Indikatoren ... 78
die Reaktions-Abläufe – genauer betrachtet ... 81
3.3.2.1. die Stärke von Basen ... 82
3.3.3. Base-Dissoziation als Donator-Akzeptor-System ... 83
Base-Dissoziation als ordentliche Reaktion-Gleichung ... 84

3.3.4. weitere Eigenschaften von Metallhydroxiden(-Lösungen) ... 85
Verfolgung der Leitfähigkeit beim Lösen von Natriumhydroxid ... 89
Exkurs: Erstellen eines Diagramm's auf Millimeterpapier ... 91
3.4. Bedeutung / Verwendung wichtiger Basen ... 93
3.4.1. Natriumhydroxid, Ätznatron ... 93
Herstellung von Seifen ... 95
Exkurs: Tenside und Waschwirkung ... 96
weitere Nutzung (von Natriumhydroxid) ... 98
3.4.2. Kaliumhydroxid, Ätzkali ... 103
3.4.3. Calciumhydroxid, Kalkwasser ... 105
3.4.4. Bariumhydroxid, Ätzbaryt ... 108
3.4.5. weitere Metallhydroxide ... 109
3.4.6. Ammoniak ... 110
Darstellung von Ammoniak ... 111
Bau: ... 112
Eigenschaften: ... 114
Reaktionen (chemische Eigenschaften) ... 115
Herstellung: ... 120
Verwendung / Bedeutung: ... 121

4. Stöchiometrie (I) ... 127
4.0. Grundlagen / Wiederholung ... 128
Exkurs: Aus welcher Teilchen-Art besteht ein Stoff? ... 129
Exkurs: Alchimistisches Rezept zur Gold-Herstellung ... 138
4.1. stöchiometrische Berechnung zu Lösungen ... 140
4.1.1. Berechnungen zu Massen-Anteilen in Lösungen ... 142
Massen-Anteil (Massen-Bruch) ... 142
Definition(en): Massen-Bruch ω / Massen-Anteil ... 145
4.1.2. Berechnungen zu Stoffmengen-Anteilen in Lösungen ... 147
4.1.2.1. die (Stoffmengen-)Konzentration ... 148
Definition(en): Stoffmengen-Konzentration / Konzentration ... 148
4.1.2.2. Beziehungen zwischen Massen-Anteilen und Stoffmengen-Konzentration 149
Exkurs: Lösen komplexerer stöchiometrischer Aufgaben ... 153
4.1.3. Berechnungen zu Volumen-Anteilen in Lösungen ... 156
4.1.3.1. Volumen-Anteil (Volumen-Bruch) ... 156
Definition(en): Volumen-Anteil / Volumen-Bruch ... 157
4.1.4. Löslichkeit ... 160
4.1.4.1. Veränderung der Dichte ... 161
Definition(en): Löslichkeit ... 163
4.1.5. Stoffmengen- und Teilchenzahlen-Verhältnis ... 164

5. Halogene / Elemente der VII. Hauptgruppe ... 172
5.1. Allgemeines zur VII. Hauptgruppe ... 175
Überblick ... 175
Stellung im Periodensystem der Elemente ... 178
Bau der Halogene ... 179
Definition(en): Atom-Bindung ... 180
Definition(en): Molekül-Substanz / molekulare Verbindung ... 180
Eigenschaften der Halogene ... 182
Reaktionen der Halogene ... 183
Exkurs: Wasserstoff-Brücken-Bindung bei Fluorwasserstoff ... 186
Definition(en): Ionen-Bindung / ionische Bindung ... 189
Definition(en): Ionen-Substanz / Ionen-Verbindung ... 190
Definition(en): Salz ... 190
verschiedene Stoff-Proben von Halogeniden ... 191
5.2. Fluor ... 193
5.3. Chlor ... 195
Definition(en): Elektrolyse ... 196

5.4. Brom ... **200**
5.5. Iod ... **202**
5.6. Astat ... **203**
5.7. Nachweise für Halogenid-Ionen ... **204**
Übersicht über die Eigenschaften der Halogene ... 205
6. weitere Hauptgruppen in der Übersicht ... **206**
Überblick ... 207
7. Säuren / saure Lösungen ... **210**
Exkurs: Geschmack / Wie schmecken wir? ... 215
die Reaktions-Abläufe – genauer betrachtet ... 219
Säure-Dissoziation als Donator-Akzeptor-System ... 222
Herstellung von Säuren und deren Lösungen ... 223
Exkurs: Welches Atom ist den hier geladen? ... 225
Verfolgung der Leitfähigkeit beim Lösen von Salzsäure ... 230
Reaktionen von Säuren mit unedlen Metallen ... 231
x.y. Nachweise ... **233**
x.y.1. Nachweis des Wasserstoff- bzw. Hydronium-Ion's ... 233
der pH-Wert ... 235
x.y.2. Nachweise der Säurerest-Ionen ... 238
x.y. bedeutende Säuren ... **239**
x.y.z. Salzsäure ... 240
x.y.z. Schwefelsäure ... 242
x.y.z. Salpetersäure ... 245
x.y.z. Phosphorsäure ... 246
x.y.z. schweflige Säure ... 247
x.y.z. Kohlensäure ... 248
x.y.z. organische Säuren ... 253
x.y. ökologische Bedeutung der Säuren ... **254**
x.y.1. Chemie-Unfälle ... 254
x.y.2. saurer Regen ... 255
x.y.3. Versauerung der Meere / Ozeane ... 257
x.y. technische und industrielle Bedeutung der Säuren ... **258**
x.y.z. Schwefelsäure ... 258
x.y.z.1. Verwendung von Schwefelsäure ... 258
x.y.z.2. Herstellung von Schwefelsäure ... 258
8. Neutralisation ... **260**
Was passiert hier? ... 263
Definition(en): Neutralisation ... 264
Definition(en): pH-Wert ... 266
Neutralisation als exotherme Reaktion ... 270
Verfolgung einer Neutralisation über die Leitfähigkeit ... 271
9. Salze ... **276**
9.1. Beispiele / Abgrenzung / Herkunft ... **278**
9.2. Bau der Salze ... **282**
Definition(en): Salz ... 284
Nomenklatur (Namensgebung) ... 286
9.3. Bildung von Salzen ... **291**
Verfahren: Addition von (Teil-)Gleichungen ... 296
9.4. Eigenschaften von Salzen ... **297**
Verfolgung der Leitfähigkeit beim Lösen von Kochsalz ... 300
9.5. Natriumchlorid (Kochsalz) ... **304**
Salz-Sorten (für den Haushalt) ... 307
Speisesalz-Zusätze ... 309
9.6. Calciumcarbonat ... **312**
9.7. weitere Salze im Haushalt ... **315**

Calciumsulfat (Gips) ... 315
Natriumnitrit ... 316
Natriumhydrogencarbonat (Soda) ... 317
Ammoniumhydrogencarbonat (Hirschhornsalz) ... 318
Natriumhydrogensulfat ... 319
Eisensulfat ... 319
Magnesiumsulfat (Bittersalz) ... 320
SCHÜSSLER-Salze ... 321
GLAUBER-Salz ... 321
9.8. Salze in der Landwirtschaft und der Industrie ... 322
Ammoniumnitrat ... 322
Ammoniumsulfat ... 322
Kaliumnitrat ... 322
Phosphate ... 322
9.8.y. ökologische Aspekte des Dünger-Einsatzes ... 323
9.8.z. außergewöhnliche Nutzungen von Salzen ... 324
wieder-verwendbare Wärme-Kissen ... 324
Natriumthiosulfat (Fixiersalz) ... 327
9.9. Verwendung der Salzbildung für Nachweis-Reaktionen ... 328
Definition(en): Fällungs-Reaktionen ... 329
9.10. Nachweise für die Bestandteile der Salze ... 331
9.10.1. Nachweise für Kationen ... 331
weitere gefärbte Kationen ... 332
9.10.2. Nachweise für Anionen ... 333
Nachweis der Halogenid-Ionen (Chlorid, Bromid, Iodid) ... 333
Nachweis des Sulfat-Ion's ... 335
9.10.3. Nachweise der Elemente in Salzen ... 340

10. Stöchiometrie (II) ... 341
Exkurs: Stöchiometrisches Rechnen a'la "Polytechnische Oberschule der DDR" ... 346
SI-Einheiten-System ... 350
Definitions-Größen ... 350
Konstanten ... 350
SI-Präfixe / einheiten-Vorsätze ... 351
abgeleitete Größen ... 352
Beziehungen zwischen den wichtigen Größen der Stöchiometrie (Minimal-Übersicht (Teil A: Einzelstoffe++) ... 353
Stöchiometrie (Minimal-Übersicht (Teil B: chemische Reaktion) ... 354

11. Systematisierung ... 355
11.1. Teilchen-Arten ... 355
Definition(en): Teilchen ... 355
Definition(en): Atome ... 355
Definition(en): Moleküle ... 356
Definition(en): Ionen ... 356
11.2. Bau-Typen von Stoffen ... 358
Definition(en): Bindung ... 358
Definition(en): Atom-Bindung ... 358
Definition(en): Atom-Bindung mit Ionen-Charakter / polare Atom-Bind. ... 358
Definition(en): Ionen-Bindung ... 359
Definition(en): Kristall ... 360
11.3. Reinstoffe, Stoff-Gruppen und Gemische ... 363
Definition(en): Reinstoff ... 363
Definition(en): Stoff-Gemisch ... 363
Definition(en): Stoff-Gruppe ... 363
11.4. Reaktionen und Reaktions-Typen ... 364
(vereinfachte) Definition(en): chemische Reaktion ... 364
Definition(en): Redox-Reaktion / Reaktion mit Elektronen-Übergang ... 364

Definition(en): Säure-Base-Reaktion / Reaktion mit Protonen-Übergang 364
(vollständige) Definition(en): chemische Reaktion 364

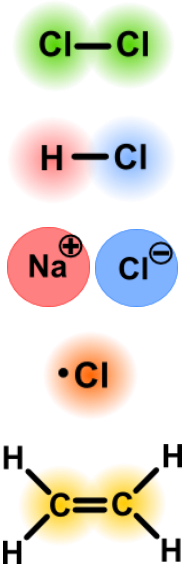
12. Nachweis-Reaktionen / Praktikum 365
12.1. Ermitteln von physikalischen Stoff-Eigenschaften 365
12.1.1. Ermitteln der Schmelz-Temperatur 365
12.1.2. Ermitteln der Siede-Temperatur 365
12.1.x.. Ermitteln der Löslichkeit in Wasser 365
12.1.x. Voruntersuchung mittels Flammen-Färbung 366
12.2. Ermitteln von chemischen Stoff-Eigenschaften 366
12.2.x.. Ermitteln der Brennbarkeit 366
12.2.x. Kationen-Nachweise 367
12.2.x.1. Kationen-Trennungsgang 368
12.2.x. Anionen-Nachweise 369
12.3. weitere Versuche 371
12.4. Herstellung von Indikator- und Spezial-Lösungen 373

13. Beispiel-Lösungen zu den Aufgaben (Selbstorganisiertes Lernen). 375
13.y. SOL: 375
13.y. SOL: Basen, basische Lösungen (Beispiel-Lösungen) 376

Literatur und Quellen: 385
richtige Antworten auf Quiz-Fragen: 385

0. Vorwort

Zum Verständnis gehen wir bei vielen Reaktionen / Reaktions-Typen auf die wesentlichen Abläufe ein. Zur Unterstützung verwenden wir hier Formeln mit hinterlegten Farb-Kennungen. Die stehen für die Polaritäten oder für besondere "chemische" Verhältnisse.



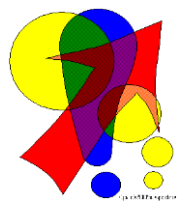
Gleichzeitig geben wir bei den Reaktionen auch immer noch einige Hinweise oder Erläuterungen zu den Vorgängen in kursiv gesetzten Texten an. Auch sie sollen vorrangig dem genaueren Verständnis dienen.
Neutrale Verhältnisse in Bindungen werden grün gekennzeichnet. Polare Bindungen und die resultierenden Ladungs-Verhältnisse werden durch rötliche (für positiv) und bläuliche Wolken-artige Hinterlegung dargestellt. Echte Ionen, wie hier z.B. das Natrium- und das Chlorid-Ion erhalten vollgefärbte Hintergründe.
In der organischen Chemie treten häufig auch sogenannte Radikale auf. Sie zeichnen sich durch ungepaarte Elektronen (dafür steht der einzelne Punkt (•)) aus. Da sie besonders reaktiv sind, haben wir uns für eine orange Hintergrund-Wolke entschieden.
Kommen in Stoffen an bestimmten Stellen gehäuft Elektronen vor, dann zeigen wir diese mit gelblichen Wolken an. Das entspricht auch der üblichen Kennzeichnen von solchen Bindungen (sogenannte "Bananen-Bindungen"). Mehr dazu aber später.
Noch einige Hinweise zur Verwendung dieser Kennzeichnung:
Für größere organische Moleküle / Stoffe gelten einige Vereinfachungen. Die Wasserstoff-Atome bzw. deren Bindungen zum Cohlenstoff werden in den meisten Fällen einfach ignoriert. Wie der Leser noch sehen wird, ist Wasserstoff nur schmückendes Beiwerk in der organischen Chemie. Die Abbildungen würden auch zu bunt werden und damit die Übersichtlichkeit leiden. Die Ladungen usw. werden immer gleichgroß dargestellt. Das wesentlich kleinere Natrium-Ion bekommt bei uns die gleiche Kennzeichnung wie das wesentlich größere Chlorid-Ion. Wenn die Größen eine Rolle spielen dann benutzen wir andere Modelle.

Die Farbgebung wird aber bei der Verwendung fast immer noch mal kurz erläutert.

Das Färbe-System nutzen wir auch bei der Veranschaulichung von chemischen Vorgängen auf Atom-Modell-Ebene.

Fachbegriffe und vor allem viele chemische Stoff-Namen sind echte Zungenbrecher. Wenn man bei vielen nicht weiss, wie sie in Silben zerlegt und wo betont werden muss, dann können sie zu echten Kommunikations-Hindernissen werden. Wir wollen hier eine neue Formatierung versuchen, um hier wenigstens ein wenig Abhilfe zu schaffen. Die Silben bzw. Wortstämme einzelner Fachwörter werden mit unterschiedlichen Farbtönen hinterlegt. Die besonders zu betonenden Silben – zumeist die vorletzte – werden nochmals extra eingefärbt.

Colorierung 5,7-Dichlorhexadecansäure



Aus Layout- und Aufwands-Gründen wird aber nicht jedes Fachwort und auch nicht jede Wiederholung so gestaltet. Vielmehr sollen neu eingeführte Wörter so charakterisiert werden und solche Begriffe, die lange nicht aufgetaucht sind oder nur selten benutzt werden. An Erfahrungen und Verbesserungs-Vorschlägen hinsichtlich dieser Formatierung bin ich immer interessiert.
Da ich erst in den neuen Texten ab der Version von 2012 mit dieser Formatierung anfange, werden ältere Text-Teile diese Formatierung erst nach ihrer Überarbeitung erhalten. Ich verstehe die Formatierung auch als Hilfsmittel und nicht als obligatorisches Mittel!

Elementsymbol-orientierte Schreibung von Element-Name und Verbindungen
als Cupfer / Cupfer(II)-oxid abgeleitet von Cu
auch bei Calcium, Cohlenstoff, …
Um die jüngeren Leser nicht zu doll zu verwirren, wenn sie denn auch mit anderen Literatur-Quellen arbeiten – wovon wir ausgehen – beginnen wir erst im hinteren Teil des Skriptes damit.

0.1. Vorwort an die Lernenden

0.2. zusätzliches Vorwort an Begleitende und Lehrende

flexibler, Kosten-günstiger (vor allem als PDF im Schulnetz),
auch als eBook auf den meisten Readern nutzbar, gegen diese spricht nur die Schwarz-Weiss-Darstellung
auf modernen Tablet's - von iPad, android-Tablet bis Windows-Gerät – lassen sich die PDF-Dateien sehr komfortabel und vor allem auch in Farbe anzeigen
besonders android-Geräte sind preisgünstig zu bekommen und können noch viel, viel mehr (als die einfachen eBook-Reader)
einziger Wermuts-Tropfen ist der deutlich größere Strom-Verbrauch und die daraus resultierenden kürzen Akku-Laufzeiten bei den Tablet's

Auswahl der Seiten für eigene Lehrkonzepte möglich und im Sinne dieses Skriptes
deshalb öfter Seitenumbrüche, besonders vor Spezial-Themen
bei eigenen Ausdrucken oder Auswahlen können unerwünschte Seiten einfach weggelassen werden

Alternative zum traditionellen Lehrbuch
Erklärungen anders, umfassender, naturwissenschaftlich ohne bewusste Wissenschaftsgrenzen begründet und erklärt

beim Lesen der gesamten Texte zu einem Groß-Thema werden viele Wiederholungen auffallen
eigentlich sind eher einzelne Kapitel als Text-Quelle zu empfehlen
da kann dann vielfach der selbst gesetzte Schwerpunkt im Unterricht weiter unterlegt werden
Entwicklung der Lese-Kompetenz
Wiederholungen sind mein Kampfmittel gegen Bullemie-Lernen

Material zum Nacharbeiten
mit doch etwas weiter ausholenden Texten als so manches Lehrbuch
die richtig guten **Lehrbücher** sind meiner Meinung mit "BOTSCH, HÖFLING und MAUCH: Chemie in Versuch, Theorie und Übung" (Diesterweg-Sauerländer Verl.) vom Markt verschwunden und in der Versenkung untergetaucht, das eine oder andere Exemplar geistert noch in Schulen und Antiquariaten herum und sollte bei Interesse unbedingt gekauft werden
Schade, dass Naturwissenschaft der Macht der Bilder und Kurzinformationen weichen muss

Konzept des "umgekehrten Lehrbuches"
Skript bietet viele Möglichkeiten, für die Lernenden, sich ein Thema zu Hause inhaltlich zu erarbeiten (die Erfahrungen aus dem Home-Schooling und dem Distanz-Unterricht (während der Corona-Pandemie) sprechen eine deutlich Sprache)
erste Aufgaben können gelöst werden oder zumindestens angedeutet werden
ein weiteres Üben und Anwenden kann dann im Präsenz-Unterricht erfolgen

in den neueren Versionen wird auch die Möglichkeit des "Flipped Classroom" eingebaut
Link's zu Video's aus der Unendlichkeit von youtube
dort gibt es mehr als nur Unterhaltung

einfache Inhalts-Kontrolle, Diskussionen, Lösung von Aufgaben, Problemstellungen usw. dann im Unterricht

weitere innere Differenzierung durch zwei verschiedene Aufgabenniveaus umsetzbar

dagegen steht die ewige Unvollkommenheit, die wird aber von mir bewusst gelebt
nicht perfekt und Fehler-frei, eher in Arbeit und lernfähig
bietet inhaltlich und von der Fachtiefe her mehr als die typischen "auf das Bundesland zugeschnittenen" Lehrbücher der Schulbuchverlage
Spaß am Lernen, Sicht auf mehr, Erkenntnis, dass Schulwissen nur der Anfang eines unendlichen Universums ist
Spezialisierung und Differenzierung im Unterricht

versuche möglichst viele verschiedene Aspekte nachhaltig / mehrfach zu betrachten
damit nicht der Eindruck entsteht, dass z.B. die Löslichkeit nur beim Thema "Salze" eine Rolle spielt

es hat sich heausgestellt, dass vieles nebenbei beim Lesen aufgenommen wird und so zumindestens "instinktiv" – oder besser unterbewußt – in bestimmten Situationen zur Verfügung steht

man muss und kann nicht alles wissen, man sollte aber wissen, wo es steht und so gewisse (Grund-)Vorstellungen haben
Grundwissen ist natürlich einfach die notwendige Basis zum Arbeiten (z.B. die extra-gestellten Definitionen)

Selbstorganisiertes Lernen

immer mehr Kapitel werden die Problemstellungen für ein Selbstorganisiertes (Selbstreguliertes / Selbstgesteuertes) Lernen (SOL, SRL, SGL) vorangestellt
Diese Fragen sollten nur verwendet werden, wenn einem selbst nicht genug einfallen oder das Thema einfach zu umbestimmt empfunden wird. Sie bieten meist einen breiten Schnitt durch die zu bearbeitenden Sachverhalte.
SOL soll im Wesentlichen die Bereiche / Abschnitte beinhalten:

Abschnitte selbstgesteuertes Lernen

- **Lesen**
- **Üben**
- **Testen**
- **Gestalten**

Ich sehe hier noch im Vorfeld die Bewußtwerdung oder Orientierung des Themen-Komplexes. Vielleicht so etwas wie ein Brainstorming um das Zusammenzutragen was schon bekannt ist und das zu vergegenwärtigen, was man erkunden möchte. Daraus sollltten dann konkrete Fragen abgeleitet werden, die Orientierung für das Lesen und Üben darstellen sollten. Beim Testen sind diese Fragen und Problemstellungen dann die erste Test-Ebene, um das eigene Erarbeiten zu Prüfen. Die zweite Ebene sehe ich in Test-Fragen des Lehrers. Am Ende steht dann der reguläre Test in Form einer Leistungskontrolle. Diese dritte Test-Ebene kann aber auch besonders gut ganz ans Ende – also nach der Gestaltung – erfolgen.

Abschnitte selbstorganisierten Lernen (im Sinne dieses Skriptes)

- **Orientierung**
- **Fragen**
- **Erkunden**
- **Üben**
- **Testen**
- **Gestalten**

unabhängig von der derzeitigen Vollständigkeit der einzelnen Kapitel und der einleitenden Problemfragen für das SOL ist dieses Skript aber für diese Lernform geeignet
die Bereiche Testen und Gestalten liegen stärker in der konkreten Verantwortung und Ausgestaltung durch den "unterrichtenden" Lehrer
dieser legt fest, was (in Anlehnung an den gültigen Lehrplan) genau Inhalt des Chemie-Unterrichts ist

interessante Links:
123chemie.de (Ablaufgesteuertes Lernen, diverse Beispiele verfügbar / ausprobierbar)
lehrerfortbildung-bw.de (diverse Arbeits- und Übungs-Materialien)
http://www.hamm-chemie.de (diverse Arbeits- und Übungs-Materialien)

1. Alkali-Metalle / Elemente der I. Hauptgruppe

Alkalimetalle und Erdalkalimetalle

- ***Bedeutung, Verwendung und Vorkommen***

Problem-Fragen für Selbstorganisiertes Lernen
Was charakterisiert die Elemente der I. Hauptgruppe? Warum heißen diese Elemente Alkali-Metalle? Welche Eigenschaften verändern sich charakteristisch innerhalb der Gruppe? Warum wird Wasserstoff häufig aus der Gruppe ausgeschlossen? In welche Gruppe würde es vielleicht besser passen? Wie kann man die einzelnen Alkalimetalle nachweisen? Wie funktioniert ein Nachweis / Hinweis über die Flammenfärbung? Wenn man das gefährliche Natrium mit dem gefährlichen Chlor zur Reaktion bringt, wie gefährlich ist dann das Reaktions-Produkt? Welche Verwendungen gibt es für die (wichtigsten) Elemente der I. Hauptgruppe? Welches Element hieß früher / fast auch mal Eka-Caesium, Russium, Virginium und Modavium? Woher kamen die Namen? Sind Lithium-Akku's wirklich so gefährlich, wie es oft in der Zeitung heißt? Ist die Sonder-Kennzeichnung von Paketen, in den Lithium-Akku's verschickt werden, wirklich notwendig? Welcher Franz gab dem Franzium seinen Namen?

Wasserstoff ist das einzige Nicht-Metall in dieser Gruppe. Seine Stellung in der I. Hauptgruppe ist chemisch nicht wirklich eindeutig. Einige Chemiker sehen Wasserstoff eher in der VII. Hauptgruppe (Halogene), aber auch dort ist es nicht wirklich typisch. Deshalb wird Wasserstoff meist gesondert behandelt (→ Klasse 8).

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Wiederholung: Metalle

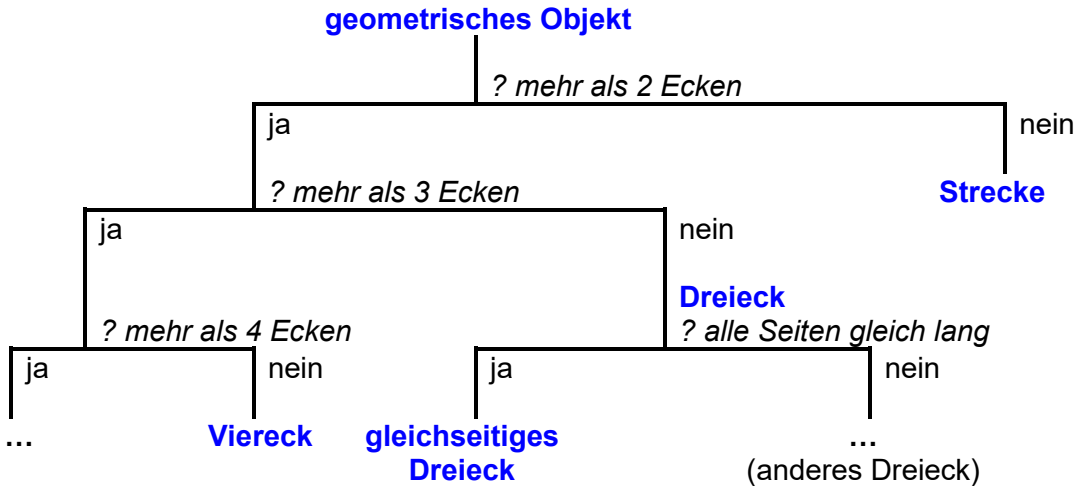
Aufgaben:

1. *Nennen Sie mindestens 7 Metalle und ordnen Sie diese in zwei Untergruppen ein!*
2. *Suchen Sie sich aus Ihren Unterlagen die gemeinsamen Merkmale von Metallen heraus!*
3. *Beschreiben Sie den submikroskopischen Bau und den Zusammenhalt von Metallen!*
4. *Welche Test's / Prüfungen würden Sie vornehmen, um einen Stoff als Metall zu charakterisieren?*

für die gehobene Anspruchsebene:

5. *Erstellen Sie einen zwei-geteilten (dichotomen) Bestimmungs-Schlüssel über mindestens 3 Fragen, der eindeutig zur Stoffgruppe der Metalle führt! Orientieren Sie sich beim Erstellen des Schlüssel's am folgenden Beispiel-Schlüssel!*

Beispiel-Schlüssel für ausgewählte geometrische Figuren:



 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Materialien zur Wiederholung (z.B. für flipped classroom)		
	Metalle und ihre Eigenschaften	
	[alpha Lernen] **4 min**	*****
	https://www.youtube.com/watch?v=CBG0VmICIWA	
	Welche gemeinsame Eigenschaften haben Metalle? Was ist Duktilität?	
	Metalle & Nichtmetalle - REMAKE	
	[simpleclub] **5:30 min**	*****
	https://www.youtube.com/watch?v=UIICND3AdCI	
	Woran erkennt man Metalle? Wie kann man Metalle einteilen?	
	Metallbindung einfach erklärt	
	[musstewissen Chemie] **6 min**	*****
	https://www.youtube.com/watch?v=0bvIdHVL_TU	
	An welchen Merkmalen erkennt man Metalle? Wie funktioniert die Metall-Bindung?	
Wie kann man mit dem Bau die speziellen Eigenschaften der Metalle erklären?		
	[] **min**	*
	[] **min**	*

1.1. Allgemeines zur I. Hauptgruppe

Überblick

Die Elemente der I. Hauptgruppe fallen schon durch ihre spezielle Lagerung in Petroleum bzw. Paraffin-Öl oder in versiegelten Ampullen auf.
Die durchgehend weichen, leicht schmelzbaren und recht leichten Metalle sind hellsilber glänzend. Kommen sie mit Luft in Berührung, dann überziehen sie sich sehr schnell mit einer weißen Oxid-Schicht. Die letzten drei Elemente der Gruppe reagieren so heftig, dass sie im Vakuum gelagert werden müssen und nur unter Schutz-Atmosphäre genutzt werden können.
In der Schul-Chemikalien-Sammlung findet man üblicherweise nur Natrium. Selten sind Proben von Lithium und Kalium vorhanden.
Franzium ist ein radioaktives Element und spielt in der Chemie – auch wegen seiner kurzen Halbwertzeit – kaum eine Rolle.
Alle Alkalimetalle reagieren heftig bis explosiv mit Wasser und haben geringe Schmelz- und Siedepunkte.
Lithium, Natrium und Kalium besitzen so geringe Dichten, dass sie auf Wasser schwimmen würden.
Alle Alkalimetalle zählen zu den Leichtmetallen.
An der Luft kommt es mit Wasser zur Bildung von Hydroxiden (→ 3. Metallhydroxide und alkalische / basische Lösungen) und mit Kohlenstoffdioxid zu Carbonaten (→ 9. Salze).
Natrium- und Kaliumcarbonat (Soda und Pottasche) wurden als Stoffe schon im Alten Testament erwähnt. Früher wurden sie vorrangig für Waschzwecke verwendet.
Alle Alkalimetalle sind unedel. Nach PAULING sind die Alkalimetalle durch eine sehr kleine – bei Franzium sogar die kleinste – Elektronegativität gekennzeichnet. D.h. in der Praxis, dass die Bindungs-Elektronen bei Bindungen zu anderen Atomen immer mehr zu den anderen Atomen hingezogen werden. Diese haben eben eine höhere Elektronegativität. Sehr oft ist die Verschiebung der Elektronen so ausgeprägt, dass eine echte Ionen-Bildung erfolgt. In solchen Stoffen liegt dann eine Ionen-Bindung vor (z.B. → 3. Metallhydroxide und alkalische / basische Lösungen).



Lithiumschwimmt im Wasser oben
Q: de.wikipedia.org (Tomihahndorf)



frisch angeschnittenes Na
Q: de.wikipedia.org (Dnn87)



K in Spezial-Flüssigkeit
Q: de.wikipedia.org (Schmid & Rauch)



Rubidium
Q: de.wikipedia.org (Tomihahndorf)



Cäsium im Vakuum
Q: de.wikipedia.org (Dnn87)

	1, Ia
2 L	**3** 6,94 1,0 **Li** **Lithium** 2, 1 f Me
3 M	**11** 22,99 0,9 **Na** **Natrium** 2, 8, 1 f Me
4 N	**19** 39,10 0,8 **K** **Kalium** 2, 8, 8, 1 f Me
5 O	**37** 85,47 0,8 **Rb** **Rubidium** 2, 8, 18, 8, 1 f Me
6 P	**55** 132,91 0,7 **Cs** **Cäsium** 2, 8,18, 18, 8, 1 f Me
7 Q	**87** [223] 0,7 **Fr** **Francium** 2, 8, 18, 32, 18, 8, 1 f Me

Element	Symbol	m_A [u]	T_F [°C]	T_{KP} [°C]	ρ [g / cm³]	EN
Lithium	Li	6,9	180	1342	0,534	0,98
Natrium	Na	22,9	97	883	0,968	0,93
Kalium	K	39,1	63	759	0,89	0,82
Rubidium	Rb	85,5	39	688	1,53	0,82
Cäsium	Cs	132,9	28	671	1,93	0,79
Francium	Fr	(223)	22	677	1,87	0,7

Innerhalb der Gruppe kann man eine Abnahme der Härte feststellen. Die letzten Elemente sind dann schon Butter-weich bis zähflüssig.

Materialien zur Vor- und Nachbereitung (z.B. für flipped classroom)	
	Akalimetalle I Hauptgruppe Periodensystem
	[musstewissen Chemie] **11:00 min** *****
	https://www.youtube.com/watch?v=NpgVk9leUbs
	Notieren Sie die wichtigsten Inhalte des Video's!
	Alkalimetalle – 1. Hauptgruppe im Periodensystem
	[thesimpleclub] **3 min** ***
	https://www.youtube.com/watch?v=N-qczz_nyOA
	Alkalimetalle – Schulfilm Chemie
	[schulfilme-im-netz.de] **4 min** *****
	https://www.youtube.com/watch?v=07wdbBkHszY
	Welche allgemeinen Aussagen kann man zu den Elementen der I. Hauptgruppe machen?
	[] **min** *

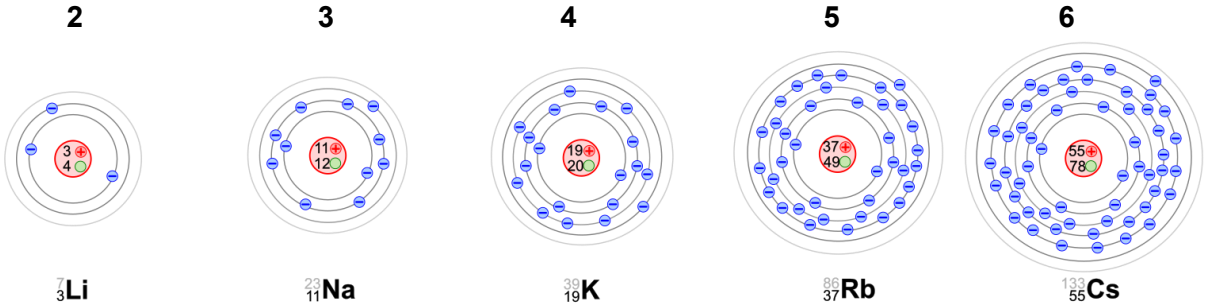
Definition(en): Stoffklasse
Eine Stoffklasse ist eine Gruppe von Stoffen, die einen sehr ähnlichen Bau und / oder ähnliche Eigenschaften haben.
Unter einer Stoffklasse versteht man die Stoffe, die aufgrund gemeinsamer Merkmale zusammengefasst werden können.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

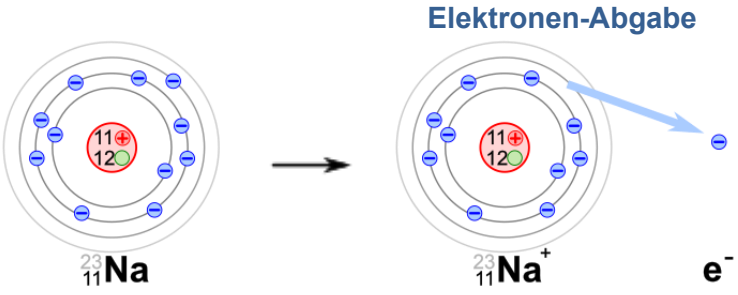
Stellung im Periodensystem der Elemente

In der **I. Hauptgruppe** des Periodensystem's der Elemente (PSE) finden wir die Alkalien, weil die Atome genau **ein Außen-Elektron** haben. Neuerdings werden die Gruppen (Spalten) im PSE nur noch durchnummeriert. In diesem Ordnungs-System ist dann die I. Hauptgruppe dann die **1. Gruppe**.
Die einzelnen Elemente stehen immer entsprechend der Anzahl besetzter Schalen (im Atom) in den verschiedenen Perioden des PSE.

Periode:

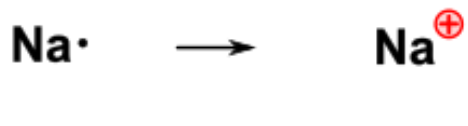


Das einzelne Elektron auf der äußersten Schale stört die energetische Stabilität.
Deshalb geben die Alkali-Elemente dieses einzelne Elektron gerne an einen Reaktions-Partner ab.
Zu den Reaktions-Partnern, die gerne Elektronen übernehmen gehören z.B. Sauerstoff und Chlor.
Nach der Elektronen-Abgabe liegt ein einfach positiv geladenes Ion vor.

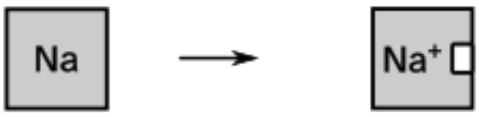


Natrium-Atom Natrium-Ion

Positiv geladene Ionen werden auch **Kation**en genannt. Die neue äußerste Elektronen-Schale im Ion hat jetzt eine Voll-Besetzung – hier mit 8 Elektronen. Diese Elektronen-Konstellation ist energetisch sehr stabil.
Um nicht jedesmal die aufwändigen BOHR-Modelle zeichnen zu müssen, haben wir schon vereinfachte Modelle oder Darstellungen / Schreibweisen kennengelernt.
In der LEWIS- oder Elektronen-Schreibweise stellen wir nur die Außen-Elektronen und Bindungen dar. Punkte sind einzelne Elektronen, zusammengehörende Punkte sind entweder ein freies Elektronen-Paar oder eine Bindung.
Beim Baustein-Modell (LEGO-Modell) stellen wir vor allem die Bindungs-Möglichkeiten und die Bindigkeit dar.
Da das Natrium-Ion eine Elektronen-Fehlstelle (positive Ladung) hat, bekommt es eine (weiße) Einbuchtung. Das freigesetzte Elektron betrachten wir hier erst einmal nicht.



Natrium-Atom Natrium-Ion



Natrium-Atom Natrium-Ion

Je nach Eignung werden wir mal das eine und mal das andere Modell benutzen.

Allgemein kann man die Ionen-Bildung für die Elemente der I. Hauptgruppe so formulieren:

Wertigkeit: I



M steht dabei für ein beliebiges **Metall** (hier sind natürlich nur die der I. Hauptgruppe gemeint). In einigen Büchern und anderen Quellen wird auch gerne Me benutzt. Dieses Symbol wird in der organischen Chemie aber auch für Methan verwendet. U.U. besteht also Verwechslungsgefahr. Das Symbol M wird sonst im Periodensystem nicht benutzt, so dass dieses Symbol unbedenklich verwendet werden kann.
Alkali-Metalle sind **einwertig**, d.h. bei ihren Reaktionen ist ein Elektron betroffen. Die Wertigkeit kann über dem Symbol notiert werden. Dafür ist eine römische Zahl zu verwenden.

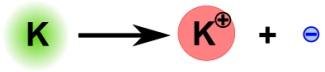
(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Betrachtet man z.B. Kalium, dann ergibt sich für die Elektronen-Abgabe:

Wertigkeit: I

K	→	K^+	+	e^-
Kalium-Atom		Kalium-Ion		abgegebenes Elektron

Aus dem neutralen Kalium-Atom wird ein positiv geladenes Kalium-Ion und ein (negativ geladenes) Elektron.

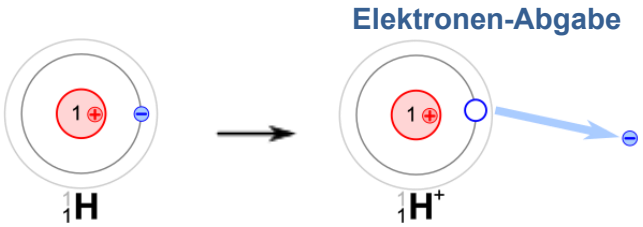


Das neutrale (grün dargestellte) Kalium-Atom gibt ein negativ geladenes Elektron (blau dargestellt) ab. Das Elektron muss von einem Partner, der Elektronen braucht, aufgenommen werden. Übrig bleibt ein positiv geladenes Kalium-Ion (Kation) – hier rötlich dargestellt.

Der Wasserstoff vollzieht eine vergleichbare Ionen-Bildung:

H	→	H^+	+	e^-
Wasserstoff-Atom		Wasserstoff-Ion		abgegebenes Elektron

Dies spricht für die Positionierung in der I.Hauptgruppe.
Schaut man sich das Wasserstoff-Ion genauer an, dann bemerkt man, dass nun gar keine besetzte Elektronen-Schale mehr übrig geblieben ist. Der Wasserstoff-Atomkern ist im Ion ohne eine Atom-Hülle – also quasi nackt. Auch der Atomkern ist auffällig. Er besteht nur aus einem Proton.
Deshalb wird manchmal auch dieser Umstand in einer spezielleren Ionenbildungs-Gleichung dargestellt:



Wasserstoff-Atom

Wasserstoff-Ion bzw. Proton

H	→	p^+	+	e^-
Wasserstoff-Atom		Proton		Elektron

Auf die Betrachtung der Wasserstoff-Ionen als Proton werden wir bei den Säuren zurückkommen (→ 7. Säuren / saure Lösungen).
Vergleicht man die **Reaktivität** der einzelnen Metalle innerhalb der I. Hauptgruppe, dann beobachtet man eine starke **Zunahme**. Während bestimmte Reaktionen mit den ersten Elementen noch beobachtbar langsam ablaufen, tendieren die Elemente der höheren Perioden zu heftigen bis Explosion-artigen Abläufen.



In den BOHR-Modellen (dieses Skriptes) sind die Abstände zwischen den Schalen **nicht** Maßstabs-getreu dargestellt. Hier wird nur auf die Anzahl der Elektronen bei der Besetzung der Schalen Wert gelegt.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

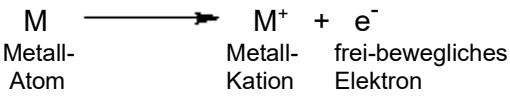
Alkalien als typische Metalle

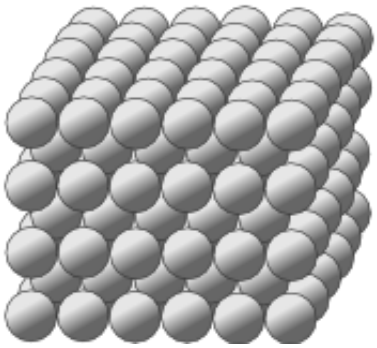
- ***Bau***
- ***metallische Eigenschaften***

Die Atome der Akali-Metalle sind in typischer Weise für Metalle in einem **Metall-Gitter** angeordnet. In einem Gitter sind die Teilchen regelmäßig angeordnet. Die Atome bilden bei den verschiedenen Metallen unterschiedlichste **dichteste Atom-Packung**en. Ein Metall-Atom ist je nach Anordnung von 6 bis 12 anderen Atomen umgeben.

Die Schicht-artige Anordnung sorgt z.B. für die Reflexion des Lichts. Die meisten Metalle glänzen dadurch sehr stark.

Der Zusammenhalt der Metall-Atome ist durch eine spezielle Fähigkeit der Metall-Atome gegeben. Sie könenn einzelne Außen-Elektronen abgegeben. Die Elektronen verbleiben aber in der unmittelbaren Umgebung der Atome. Durch die Elektronen-Abgabe bilden sich so Ionen – quasi die geladenen Atome.



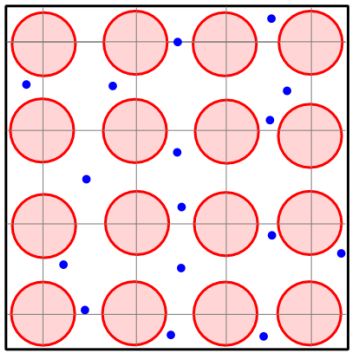


Anordnung der Metall-Atome (Metall-Gitter)

Da die Ionen von Metallen positiv geladen sind, sprechen wir auch von **Kation**en. Die Metall-Kationen sind die Gitter-Punkte eines Metall-Gitters. Die frei gewordenen Elektronen bilden ein Elektronen-Gas zwischen den Kationen. Im Elektronen-Gas sind die Elektronen sehr gut beweglich, so dass in Metallen die Leitung des elektrischen Strom's (bewegte Ladungs-Träger) gut möglich ist.

Obwohl der elektrische Strom mit einer Geschwindigkeit von 1'000 km/s geleitet wird, wandern die einzelnen Elektronen des Elektronen-Gases immer nur von Atom zu Atom. Die Geschwindigkeit beträgt dabei 0,1 mm/s. Die schnelle Gesamt-Geschwindigkeit wird nur durch den Domino-Effekt erreicht. Ein Elektron schubst das nächste, und dieses dann wieder das nächste usw. usf.

Die einzelnen Atome im Gitter sind relativ leicht gegeneinander zu verschieben. Dadurch sind Metalle meist recht weich und gut verformbar.



Metall-Kationen (rot) und freie Elektronen (blau) in einer Gitter-artigen Anordnung

Besonders nach einem Erwärmen ist die Bewegungs-Fähigkeit deutlich höher. Dies nutz man ja z.B. beim Metall-Berabeiten (z.B. Schmieden, Biegen, …) aus.

Aufgaben:

1. ***Berechnen Sie Geschwindigkeit für den elektrischen Strom und die für die Orts-Bewegung in km/h!***
2. ***Ein Mitschüler behauptet, dass sich nach einem kurzem Stromfluss die Elektronen auf der einen Seite des Metall's ansammeln. Setzen Sie sich mit dieser Aussage auseinander!***

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

SE: Flammenfärbung

Nachweise für Alkali-Metalle

Die analytische Unterscheidung der Alkali-Verbindungen ist nicht ganz einfach. In der Analytik werden gerne schwerlösliche Verbindungen – sogenannte Ausfällungen – als Nachweis benutzt. Bei den Alkali-Metallen sind aber die meisten Verbindungen gut Wasser-löslich. Somit hat man kaum charakteristische Fällungs-Reaktionen zur Verfügung. Die alten Alchemisten haben sich mit einem anderen Verfahren beholfen. Sie hatten festgestellt, dass die Alkalimetall-Verbindungen beim Verbrennen in der Flamme charakteristische Flammen-Färbungen erzeugen. Letztendlich sind es auch einige dieser Verbindungen, die den pyrotechnischen Feuerwerken ihre Farbe verleihen.
Um die Flammenfärbung zu prüfen, werden Proben der Verbindungen an – mit Salzsäure gereinigten und – ausgeglühten Magnesia-Stäbchen aufgeschmolzen. Zur Untersuchung hält man die Spitze des Magnesia-Stäbchen's in die rauschende Brenner-Flamme.



kaminrot
Lithium



gelb
Natrium



violett
Kalium



rot-violett
Rubidium

(hell)blau-violett
Caesium

alle Bilder: Q: de.wikipedia.org (Rb: Didaktische Medien (geänd.: dre); alle anderen: Herge)

Ganz besonders charakteristisch ist die gelbe Flamme bei Natrium. Diese Farbe kennen wir auch von der nächtlichen Straßen-Beleuchtung. Hier sind es die Licht-starken Natrium-Dampf-Lampen, die für eine angenehm warme Beleuchtung sorgen. Früher waren es mehr die weiß-strahlenden Quecksilber-Dampf-Lampen, die aber wegen der Giftigkeit des Quecksilber fast vollständig aus dem Straßenbild verschwunden sind. Moderne Straßen-Laternen sind mit LED-Lampen ausgestattet, die ein hellgelbes bis weißes Licht erzeugen und sehr viel weniger elektrische Energie verbrauchen.
In den Natrium-Dampf-Lampen ist Natrium in gasförmiger Form enthalten. Durch den zugeführten elektrischen Strom wird dieses Gas zum Leuchten gebracht. Es entsteht ein ausgeprägtes gelbes Licht.

Versuch: Flammen-Färbung (vereinfachte Versuchsdurchführung)

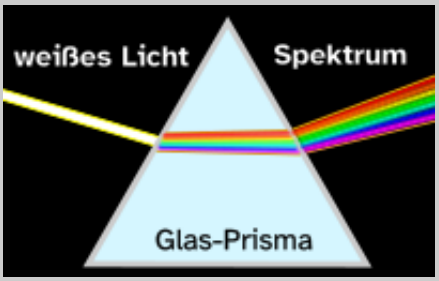
Materialien:

Brenner, Magnesia-Stäbchen, kleines Becherglas (50 ml);
Proben von Alkali-Salzen (LiX, NaX, KX, RbX (möglichst gleiches X – z.B. Cl (Alkali-Chlorid)))

Durchführung:

1. Proben der Salze auf Tüpfelplatte verteilen
2. Brenner anzünden und auf farblose Flamme einstellen
3. Spitze des Magnesia-Stäbchen's 10 s in der Flamme ausglühen
4. Spitze in die Salz-Probe tauchen und wieder in die Flamme halten
→ Beobachtung
5. ev. ab 3. mit neuer Probe wiederholen

Exkurs: Licht-Spektren



Licht ist eine der wichtigsten Informations-Quellen für uns. Chemiker nutzen Licht in verschiedensten Varianten zu Untersuchung von Stoffen und Reaktionen.
Um z.B. die Farbe des Licht's genauer zu untersuchen, benutzt man z.B. Prismen. Mit diesen gelingt eine Zerlegung in die Bestandteile. Man nutzt dabei das unterschiedliche Brechungs-Verhalten der einzelnen Licht-Wellenlängen aus:
Weißes Licht ist eine Mischung aller Licht-Farben.



In einem Spektrum von weißem Licht sind alle Spektral-Farben gleichmäßig enthalten.
Weißes Licht ist typisch für die Sonne und Quecksilber-Dampflampen.
Strahlt eine spezielle Licht-Quelle – z.B. ein leuchtender Stoff - Licht ab, dann sind u.U. nur bestimmte Spektral-Anteile enthalten. Das Spektrum verändert sich entsprechend.



So sind es z.B. bei Natrium-Dampflampen (klassische Straßen-Beleuchtung) nur zwei ausgeprägte Spektral-Linien im gelben Bereich.
Wieso nur bestimmte Spektral-Linien entstehen, ist mit unseren Kenntnissen über den Atom-Bau nur beschränkt erklärbar. Die Licht-Entstehung hängt von möglichen Sprüngen der Elektronen zwischen verschiedenen Elektronen-Schalen ab. Eine genaue Erklärung erfolgt in der Oberstufe.
Das Licht der Natrium-Dampf-Lampen ist zwar recht hell, es lässt aber kaum eine Farb-Erkennung zu. Wir sehen nachts mit Straßen-Beleuchtung praktisch nur schwarz-weiß – oder besser gesagt scharz-gelb.
Genau diese Spektral-Farben / bzw. –Linien sehen wir im Spektrum von Natrium. Bei den anderen Alkali-Metallen sind es andere – aber immer charakteristische – Farben.
Moderne LED-Straßen-Laternen strahlen weißes Licht ab. Das ist angenehmer und lässt auch die Erkennung von Farben zu, wenn das Licht hell genug ist.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Aufgaben:

1. ***Begründen Sie, warum man die Elemente der I. Hauptgruppe zu einer Stoffklasse zusammenfassen kann!***
2. ***Nenne mindestens drei Stoffgruppen und jeweils deren gemeinsame Eigenschaften!***
3. ***Kann man die (mindestens) drei von Ihnen gewählten Stoffgruppen auch zu einer Stoffgruppe zusammenfassen? Wenn JA, dann: Wie heißt diese Gruppe und welche Eigenschaften charakterisieren sie? Wenn NEIN: Begründen Sie, warum das nicht geht!***
4. ***Tragen Sie im Kurs die gefundenen Stoffgruppen zusammen und erstellen Sie entweder ein hierrachisches System oder eine Landkarte / MindMap aus diesen Stoffgruppen!***

Materialien zum Thema (z.B. für flipped classroom)	
	[] ⏳ min *
	Die Flammenfärbung – Live Experiment
	[simpleclub] ⏳ **4 min** *****
	https://www.youtube.com/watch?v=jfjhs8zVMsc
	Welche Färbungen deuten auf welches Element hin?
	Die Flammenfärbung
	[Random Experimente – Experimente und Synthesen] ⏳ **2:30 min** *****
	https://www.youtube.com/watch?v=FMwt_5J6i5Q
	Wie wird die Untersuchung der Flammenfärbung exakt durchgeführt? Welche Färbungen deuten auf welches Element hin?
	[] ⏳ min *
	Flammenfärbung
	[Prof. Kieslichs Chem Lab] ⏳ **8 min** *****
	https://www.youtube.com/watch?v=8NoRmStX4qs
	Wie wird die Untersuchung der Flammenfärbung exakt durchgeführt? Welche Färbungen deuten auf welches Element hin?

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

wichtige Reaktionen der Alkali-Metalle

Natürlich interessieren uns Chemiker besonders die chemischen Reaktionen, die bei den Alkalimetallen zu beobachten sind. Sehr interessant sind dabei die Reaktionen mit Sauerstoff, dem Wasser und den Halogenen (Chlor, Brom, …).

Reaktion mit Sauerstoff

Lehrer-Versuch: Natrium an der Luft

Durchführung:



- *auf eine Keramik-Fliese wird ein Blatt Filterpapier gelegt*
- *mit der Pinzette wird aus dem Aufbewahrungs-Gefäß für Natrium ein kleines Stück entnommen (ev. größere Stücke mit einem Messer teilen)*
- *ev. anhaftende Flüssigkeit durch Wenden des Natrium-Stückes mittels Pinzette auf dem Filterpapier entfernen*
- *mit dem Messer die krustige Außenschicht entfernen*

→ **Beobachtung**

Entsorgung:

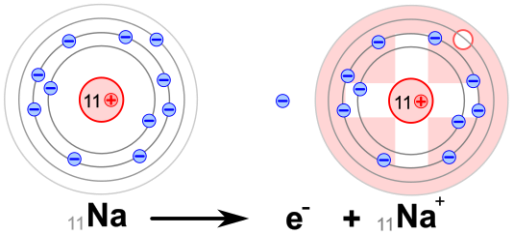
- *Reste (Kruste, Natrium-Stücke) in ein hohes Becherglas mit etwas Brennspiritus geben*

Die Elemente der I. Hauptgruppe bekommt man an der frischen Luft fast nie als Metall zu sehen. Wenn man z.B. Natrium frisch anschneidet, dann entsteht an der gerade noch glänzenden Schnittstelle ganz schnell ein weißer Überzug. Hierbei handelt es sich um Natriumoxid. Die Reaktion läuft so ab:

$$4\ Na + O_2 \longrightarrow 2\ Na_2O \quad ; \quad \text{exotherm}$$

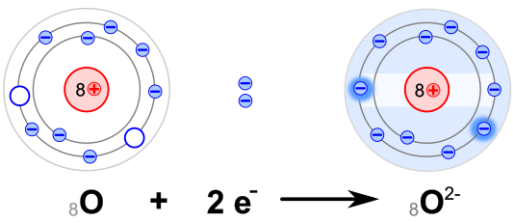
Da hier eine Reaktion mit Sauerstoff vorliegt, handelt es sich um eine Oxidation. Der exotherme Verlauf ist allerdings kaum zu beobachten.

Dass Natrium-Atome u.U. gerne ein Elektron abgeben, haben wir vorne schon erklärt. Die Elektronen müssen von einem anderen Atom aufgenommen werden. Sauerstoff ist genau so ein Atom. Es besitzt 6 eigene Außen-Elektronen. Für eine volle Elektronen-Schale benötigt es zwei weitere Elektronen. Es muss also mit zwei Natrium-Atomen zusammenkommen:



$$2\ Na \longrightarrow 2\ Na^+ + 2\ e^-$$

Diese zwei Elektronen übernimmt das Sauerstoff-Atom:

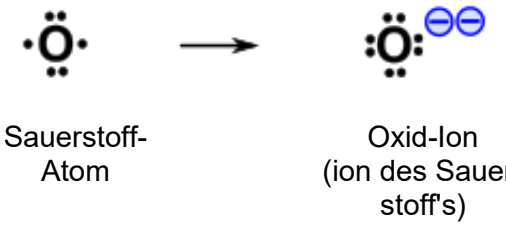


$$O + 2\ e^- \longrightarrow O^{2-}$$

Oxid-Ion

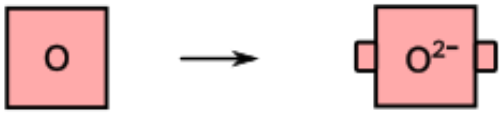
und bildet das Oxid-Ion. Der Name Oxid-Ion ist der reguläre Name für das Sauerstoff-Ion.
Bevor wir uns die Reaktion weiter anschauen, gehen wir noch kurz auf einige Modell-Darstellungen für das Oxid-Ion ein.

In der LEWIS- oder Elektronen-Schreibweise stellen wir nur die Außen-Elektronen und Bindungen dar. Das Oxid-Ion enthält zwei zusätzliche Elektronen, die es zur Vollbesetzung seiner äußersten Schale aufgenommen hat. Das Oxid-Ion ist dadurch zweifach negativ geladen.



Sauerstoff-Atom — Oxid-Ion (ion des Sauerstoff's)

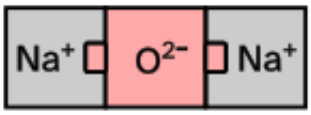
Das exakte LEWIS-Modell würde auch mit anliegenden Elektronenpaar-Stichen geschrieben werden müssen.
Beim Baustein-Modell (LEGO-Modell) stellen wir vor allem die Bindungs-Möglichkeiten und die Bindigkeit dar.
Hier sehen wir die beiden zusätzlichen Elektronen als Noppen am Baustein.



Sauerstoff-Atom — Oxid-Ion

An welcher Seite die Noppen sind, ist für dieses Modell nicht relevant.
Die Natrium- und Oxid-Ionen verbinden sich aufgrund der unterschiedlichen Ladung zu Natriumoxid.

$$2\ Na^+ + O^{2-} \longrightarrow Na_2O$$



Baustein-Modell von Natriumoxid

Mit dem Baustein-Modell wird die notwendige Kombination von zwei Natrium-Ionen zu einem Oxid-Ion auch sofort klar. Noppen und Nuten passen so genau zusammen.
Beachten wir nun noch, dass die Sauerstoff-Atome aus einem zwei-atomigen Molekül stammen (O_2), dann muss die Reaktions-Gleichung richtig so geschrieben werden:

$$4\ Na^+ + \mathbf{2}\ O^{2-} \longrightarrow 2\ Na_2O$$

Allgemein können wir für alle Metalle der I. Hauptgruppe formulieren:

Reaktion von Alkalimetallen mit Sauerstoff (Oxidation):

Wertigkeit: I II

$$4\ M + O_2 \longrightarrow 2\ M_2O \quad ; \quad \text{exotherm}$$

Die gebildeten Oxid-Schichten auf den Metallen sind so porös, dass immer weiterer Sauerstoff zu den tiefer liegenden Metall-Schichten vordringen kann. Innerhalb kurzer Zeit wandelt sich das gesamte Metall an der Luft in das Oxid um.

Metallhydroxide und alkalische Lösung

- ***Darstellung der Metallhydroxide durch die Reaktion unedler Metalle mit Wasser***
- ***Formulieren der Reaktionsgleichungen***

Reaktion mit Wasser

DE: Reaktion von Natrium mit Wasser

 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Lehrer-Versuch: Reaktion von Natrium mit Wasser



Durchführung:

- *in das Unterteil einer PETRI-Schale wird ungefähr 0,5 cm hoch Wasser gefüllt*
- *es können optional einige Tropfen Phenolphthaleïn oder Unitest (Indikator) dazugegeben werden*
- *ev. die PETRI-Schale auf einen Overhead-Projektor stellen*
- *ein kleines Stück frisch entrindetes Natrium wird dann in die Schale gegeben*

→ **Beobachtung**

Entsorgung:

- *Reste (Kruste, Natrium-Stücke) in ein hohes Becherglas mit etwas Brennspiritus geben*
- *Flüssigkeit aus der PETRI-Schale mit viel Wasser in den Ausguss spülen*

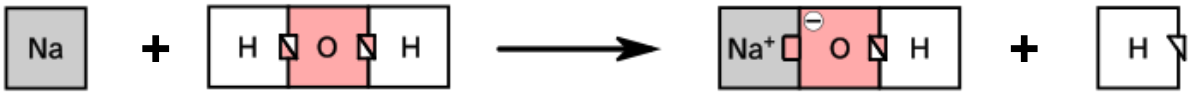


Hinweis zum mehrfachen Experimentieren:
Wenn der Versuch mehrfach vorgeführt wird, dann kann einmal der Indikator schon vor dem Versuch zum Wasser dazugeben und beim nächsten erst hinterher.

Wir beobachten bei der Reaktion von Natrium mit Wasser eine recht heftige Reaktion. Das Natrium-Stück schmilzt und schwimmt als Kugel auf dem Wasser. Neben Feuer-Erscheinungen kommt es zu einem Zischen – oft von kleinen Explosionen begleitet. Hat man Indikator zu dem Wasser gegeben, dann verfärbt sich der Indikator an den Stellen, an denen Wasser in Kontakt gekommen ist.
Aus diesen Beobachten können wir einiges über den Vorgang aussagen. Das Schmelzen des Natrium's deutet auf eine exotherme Reaktion hin. Die Licht-Erscheinungen und die kleinen Explosionen stützen diesen Schluß. Die Explosionen deuten weiterhin auf die Bildung eines Gases hin, dass ein Knallgas bildet. In unserem Fall kann dies nur Wasserstoff sein.
Die Verfärbung des Indikators deutet auf einen Löse-Prozess hin. Da das Natrium sich aufgelöst hat und wahrscheinlich Wasserstoff entstanden ist, können wir auch bestätigen, dass es sich hier um eine Stoff-Umwandlung handelt. Stoff-Umwandlung und der exotherme verlauf des Experimentes lässt den Schluß zu, dass es sich un eine chemische Reaktion handelt. Beide Merkmale einer chemischen Reaktion sind erfüllt.
Auch die anderen Alkali-Metalle reagieren heftig mit Wasser. Für Natrium sieht die Reaktion so aus:

$$2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow \underset{\text{Natriumhydroxid}}{2\,NaOH} + H_2\uparrow \;;\; \text{exotherm}$$

Der nach oben gerichtete Pfeil (↑) hinter dem Wasserstoff soll anzeigen, dass hier ein Gas frei wird.
Betrachten wir die Reaktion für ein Natrium-Atom im Baustein-Modell:



Natrium-Atom | Wasser-Molekül | Natriumhydroxid (Baueinheit) | Wasserstoff-Atom

Die ionische Beziehung zwischen dem Natrium und dem Sauerstoff können wir über die Elektronegativität erklären. Diese Größe ist ein Ausdruck für die Fähigkeit eines Element's Bindungs-Elektronen zu sich zu ziehen (quasi: Geilheit auf Bindungs-Elektronen). Beim Blick ins Periodensystem finden wir für Natrium eine Elektronegativität von 0,9 und für Sauerstoff von 3,5. Der Wert für Sauerstoff ist deutlich größer, was also bedeutet, das es die Bindungs-Elektronen zu sich hin zieht. Die Anziehung ist auch sehr stark. Das können wir aus der Dif-

ferenz der Elektronegativitäten ableiten. Die Differenz (3,5-0,9) ist mit 2,4 deutlich größer als 1,7. Damit ist die Grenze zu einer ionischen Bindung deutlich überstiegen.
Zwischen dem Sauerstoff und dem Wasserstoff finden wir eine polare Atom-Bindung. Die Differenz zwischen den Elektronegativitäten ist hier mit 1,4 (= 3,5 – 2,1) kleiner als 1,7. Der Verband zwischen Sauerstoff und Wasserstoff ist aber trotzdem nicht leicht zu lösen, wie wir später sehen werden.
Für alle Alkalien können wir allgemein schreiben:

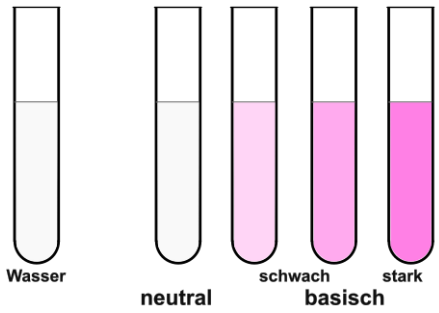
Reaktion von Alkalimetallen mit Wasser:

$$2\,M + 2\,H_2O \longrightarrow \underset{\text{Metallhydroxid}}{2\,MOH} + H_2\uparrow \;;\; \text{exotherm}$$

Während die Reaktion von Lithium und Natrium mit Wasser noch im Bereich einer heftigen Reaktion abläuft, reagieren die Alkalien ab Kalium explosionsartig mit Wasser.
Der Kontakt mit feuchter Haut reicht zum Starten der Reaktion. Diese ist so heftig, das man an der Kontaktstelle Verbrennungen bekommen kann. Desweiteren ist das gebildete Natriumhydroxid stark ätzend.
Der ätzende Charakter des Metallhydroxid's entsteht erst durch die weitere Reaktion mit Wasser:

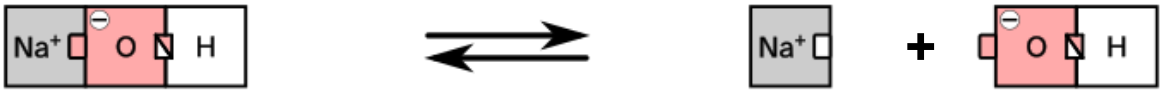
$$MOH \underset{}{\overset{H_2O}{\rightleftharpoons}} \underset{\text{Hydroxid-Ion}}{M^+ + OH^-}$$

Dabei werden Hydroxid-Ionen gebildet, die z.B. mit dem Farbstoff (Indikator) Phenolphthaleïn sichtbar gemacht werden können. Die farblose Phenolphthaleïn-Lösung wird durch Hydroxid-Ionen rosaviolett gefärbt.



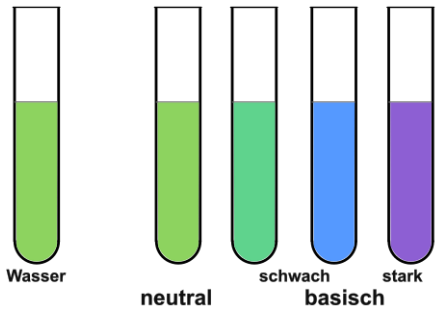
Verfärbung von Phenolphthaleïn
bei Anwesenheit von Hydroxid-Ionen

Schauen wir uns auch hier das Baustein-Modell an:



Natriumhydroxid — *dissoziert zu …* *(löst sich in Wasser auf zu …)* — Natrium-Ion + Hydroxid-Ion

Ein weiterer Zerfall des Hydroxid-Ion's in Wasser passiert nicht, weil dieses Ion sehr stabil ist.
Ein anderes Mittel zum Erkennen von Hydroxid-Ionen ist Unitest (Universal-Indikator). Unitest färbt sich bei Anwesenheit von Hydroxid-Ionen bläulich bis violett.
Lösungen – die Hydroxid-Ionen enthalten – werden als **alkalisch** oder **basisch** bezeichnet. Dazu später Genaueres (→ 3. Metallhydroxide und alkalische / basische Lösungen).
Die Hydroxide der Alkalimetalle bilden die stärksten alkalischen bzw. basischen Lösungen (pH = 11 – 14).



Verfärbung von Unitest-Indikator
in Richtung Blau/Violett
bei Anwesenheit von Hydroxid-Ionen

Wenn wir uns die obigen Reaktionen für Natrium anschauen, dann haben wir ein Problem: Wie soll man Natrium aufbewahren?
So als Metall geht es nicht, weil sofort die Oxidation einsetzt. Selbst in verschlossenen Chemikalien-Flaschen schreitet die Umwandlung ins Oxid unaufhaltsam fort. Eine Lagerung in Wasser – als Schutz vor der Umgebungs-Luft – geht auch nicht, da beide Stoffe miteinander reagieren. In der Praxis lagert man deshalb Natrium unter Petroleum. Im Petroleum ist weder

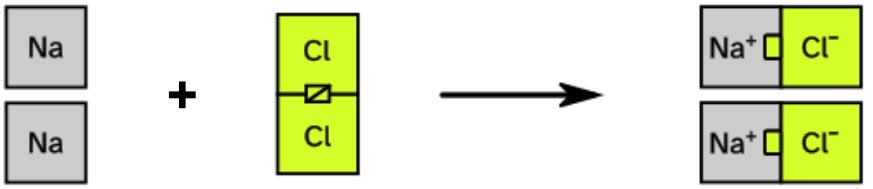
Sauerstoff noch Wasser enthalten. Wenn man für ein Experiment Natrium benötigt, holt man ein Stück aus dem Petroleum, schneidet den Oxid-Rand ab und startet dann möglichst schnell die gewünschte Reaktion.

unedles Metall + Wasser ⟶ Hydroxid + Wasserstoff

Reaktion mit Halogenen

Da wir die Halogene – als Elemente der VII. Hauptgruppe (→ 5. Halogene / Elemente der VII. Hauptgruppe) – noch nicht besprochen haben, betrachten wir hier nur kurz das Chlor als wichtigstes Element aus der Gruppe:
Benutzt man Natrium als Alkali-Metall, dann ergibt sich:

$$2\,Na + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{Natriumchlorid}}{2\,NaCl} \;;\; \text{exotherm}$$



Natrium-Atom(e) | Chlor-Molekül | Natriumchlorid (Baueinheit(en))

In der Verallgemeinerung auf die anderen Alkali-Metalle ergibt sich:

$$2\,\overset{I}{M} + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{Metallchlorid}}{2\,MCl} \;;\; \text{exotherm}$$

Lehrer-Versuch: Reaktion von Natrium mit Chlor

Durchführung:

- *ein Reagenzglas wird unten seitlich stark erhitzt, dann ausgeblasen und die Blase geöffnet*
- *in einem Kolben / Standzylinder Sand auf dem Boden geben*

ab hier im Abzug!:

- *entweder im Kolben (aus Kaliumpermanganat und Salzsäure) oder extern Chlor herstellen und in den Kolben einleiten; mit Glas-Scheibe oder Uhr-Gläschen abdecken*
- *Natrium entrinden und im Reagenzglas erhitzen*
- *Reagenzglas in den Kolben geben; wieder abdecken*

→ **Beobachtung**



Da die Reaktion sehr aufwendig und die beiden Ausgangsstoffe zudem sehr gefährlich sind, kann man auch die verfügbaren Medien aus dem Internet nutzen:

Medien als Ersatz für das Experiment	
	Chlor und Natrium
	[RatsChemie] ⏳ **2 min** ★★★★★
	https://www.youtube.com./watch?v=z7XXBoOzxNg
	Formuliere die Beobachtungen zum Experiment!
	Die Synthese von Natriumchlorid aus den Elementen Natrium und Chlor
	[Chemie interaktiv] ⏳ **1 min ++** ★★★★★
	https://www.chemie-interaktiv.net/html5_flash/nacl_synthese_5.html
	Informieren Sie sich auf der Webseite über die Reaktion auf Teilchen-Ebene!
Welche Veränderungen gibt es auf der Teilchen-Ebene? Formulieren Sie die Beobachtungen zum Experiment!	

So gefährlich die beiden Ausgangsstoffe auch sind, das Reaktions-Produkt überrascht dann mit seiner Unbedenklichkeit. Schaut man genauer hin, dann handelt es sich dabei um Natriumchlorid – das ganz gewöhnliche **Kochsalz**. Kochsalz und weitere Salze besprechen wir weiter hinten noch ausführlicher (→ 9. Salze).
Als allgemeine Regel können wir uns merken:

unedles Metall + Halogen ⟶ **Salz (**Halogenid**)**

allgemeine Aussagen zur Reaktivität

Die Reaktivität innerhalb der Gruppe steigt immer weiter an. Bei der Reaktionen mit Sauerstoff und Wasser haben wir das schon ausführlicher besprochen. Das ist auch typisch für die Elemente der II. Hauptgruppe (Erdalkalien). Die Ursache liegt in der steigenden Bereitschaft das eine Außen-Elektron abzugeben. Die Außen-Elektronen liegen soweit vom Atom-Kern entfernt, dass die Elektronen-Abgabe immer leichter fällt. Es reichen also auch schon weniger Reaktions-freudige Stoffe, um die Elektronen-Abgabe zu realisieren.
Die Alkalimetalle sind in Verbindungen immer **einwertig**. Es wird genau ein Elektron an den Reaktions-Partner abgegeben.

Reaktivität steigt innerhalb der Hauptgruppe

Aufgaben:

1. *Stellen Sie die Reaktions-Gleichungen für die Reaktionen von Kalium mit Sauerstoff, Wasser und Chlor auf! Benennen Sie dann auch die Reaktions-Produkte!*
2. *Warum fällt es bei den Elementen der I. Hauptgruppe den Atomen immer leichter das Außenelektron abzugeben? Erklären Sie!*
3. *Stellen Sie für alle Elemente der I. Hauptgruppe die BOHR-Modelle für die Ionen auf!*

 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

1.2. Lithium

1, Ia
2 L
3 6,94
1,0 Li
Lithium
2, 1
f Me

Das Lithium kennen wir begrifflich von den Lithium-Akku's aus unseren modernen Kommunikations-Geräten (Smartphone, Media-Player, ...). Der Begriff Akku ist die Verkürzung von Akkumulator (lat.: *accumulare* = *sammeln, aufnehmen, anreichern, speichern*).
Neben Akkumulatoren gibt es aber auch Lithium-Batterien, die nur einmalig benutzt werden können.
Spätestens seit den Problemen, die manche Smart-phone-Hersteller und –Nutzer mit diesen Akku's hatten, wissen wir auch um die Gefährlichkeit.
Bei schlechter Qualität oder unsachgemäßer Behandlung kann es zu Bränden und Explosionen kommen.
Das in den Akku's enthaltene Lithium reagiert bei Beschädigung der Schutzgehäuse mit Luft und Feuchtigkeit sehr heftig.
Dabei entsteht z.B. Wasserstoff, der sich dann auch noch an einem Funken (z.B. bei einem Kurzschluss) entzünden kann. Löschen mit Wasser verstärkt die Reaktion teilweise.



aufgeblähter Akku eines Smartphone's
Q: commens.wikimedia.org (Mpt-matthew)

$4\ Li + O_2 \longrightarrow Li_2O$; exotherm

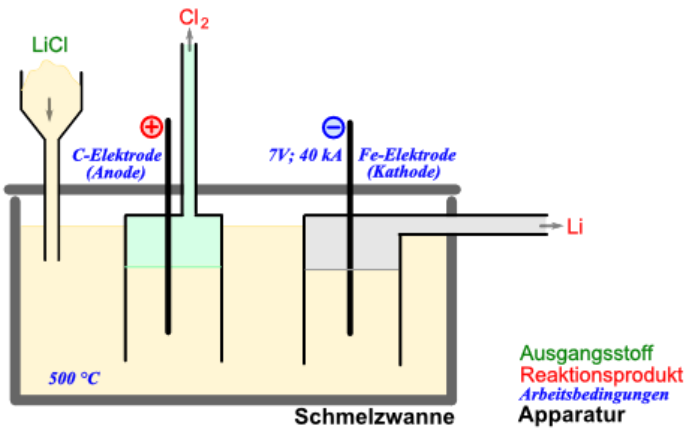
$2\ Li + H_2O \longrightarrow 2\ LiOH + H_2\uparrow$; exotherm

So bleibt nur das Löschen mit einem CO_2-Feuerlöscher (Kühleffekt) oder Abdecken mit trocknem (!!!) Sand bzw. einer Löschdecke.
Für Transporte und Pakete, die Lithium-Akku's beinhalten ist ein spezielles Gefahren-Symbol vorgeschrieben.
Lithium hat seinen Namen wegen seines ausschließlichen Vorkommen's in Stein-Form (griech.: *lithos* = *Stein*) erhalten. Als Element ist es erst seit 1817 bekannt. Es wurde J. A. ARFWEDSON entdeckt.
Lithium kommt in der Natur nur als Salz vor. Große Vorkommen sind in Chile und China bekannt. Beide Länder produzieren mehr als die Hälfte des Lithium's für den Welthandel.



Gefahrgut-Symbol
für Transporte
Q: de.wikipedia.org (United Nation Economic Commission for Europe)

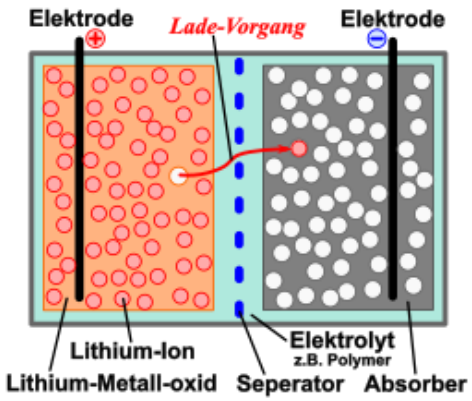
Reines Lithium wird durch Schmelzfluss-Elektrolyse aus dem Salz Lithiumchlorid hergestellt. Bei rund 500 °C schmilzt das Salz und Lithium und Chlor werden mit Hilfe von starken elektrischen Strömen an den Elektroden abgeschieden.
Die Hauptverwendung liegt derzeit in Batterien und Akkumulatoren.
Lithium-Batterien sind durch eine hohe Zell-Spannung von 3 V gekennzeichnet.



Schmelzfluss-Elektrolyse von Lithiumchlorid

 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Sie sind ausdauernd und haben eine hohe Energie-Dichte.
Da Lithium sehr weich ist, lassen sich auch sehr dünne – z.T. auch gebogene – Akku's herstellen. Ein großes Einsatzgebiet sind die verschiedenen Kommunikations-Geräte (Smatphones, Media-Player, …). Die dünnen Akku's dürfen aber nicht zu stark mechanisch beansprucht oder geworfen werden. Beim Zerstören der Schutzschichten kann das freiliegende Lithium mit Luft und / oder Wasser reagieren. Dies kann sehr heftig sein.
Trotzdem ist Lithium unter den Alkalimetallen das mit der geringsten Reaktions-Freudigkeit.
Lithium reagiert auch mit dem Stickstoff aus der Luft.



schematischer Bau
eines Lithium-Ionen-Akku's

$$6\ Li + N_2 \longrightarrow 2\ Li_3N$$

Dabei bildet sich Lithiumnitrid, welches dann die elektrische Leistung in den Akku's deutlich reduziert.
In der Kernfusion und bei Wasserstoff-Bomben ist Lithium der Ausgangsstoff für die Bildung von Tritium (^3H, schwerer Wasserstoff). Tritium-Atomkerne verschmelzen im Plasma-Zustand zu einem Helium-Kern. Dabei wird extrem viel Energie frei. Die Elektronen werden nach dem Abkühlen des Plasma's wieder eingefangen.
In der Glas-Industrie und für die Herstellung von Emaile wird Lithiumcarbonat (Li_2CO_3) als Zusatzstoff gebraucht. Es ist auch ein mögliches Zwischen-Produkt bei der Gewinnung von reinem Lithium aus abgebauten Salzen.

Aufgaben:

1. *Ist die Formel für Tritium ^3H wirklich richtig? Prüfen Sie das! Was bedeutet diese Schreibweise?*
2. *Was bedeutet die Aussage "Lithium-Batterien haben eine hohe Energie-Dichte."? Erkläre ausführlich!*
3. *Stellen Sie die Reaktions-Gleichungen für die Auflösung von Lithiumoxid und Lithiumhydroxid in Wasser auf!*
4. *Informieren Sie sich, welche Feuerlöscher für Lithium-Brände geeignet sind! Welche weiteren Lösch-Maßnahmen sind ebenfalls geeignet?*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Materialien zum Thema (z.B. für flipped classroom)		
	Gefährliche Handy-Akkus	
	[EmpaTV] **3:30 min**	*****
	https://www.youtube.com/watch?v=tb-jniaaj8k	
	Wieso Handys sich beim Aufladen entzünden	
	[Sonnenseite] **9 min**	*****
	https://www.youtube.com/watch?v=m6-uEUfXwzU	
	Welche Empfehlungen zum Laden und zum Umgang mit Li-Ionen-Akku's werden gegeben?	
	Die Wahrheit über Lithium	
	[Terra X] **10 min**	*****
	https://www.youtube.com/watch?v=bAgGpm-3uRI	
	Wo wird Lithium gewonnen? Ist die Lithium-Produktion umweltschädlich?	
Welche möglichen Umwelt-Schäden entstehen bei der Lithium-Produktion?		
	[] **min**	*
	[] **min**	*

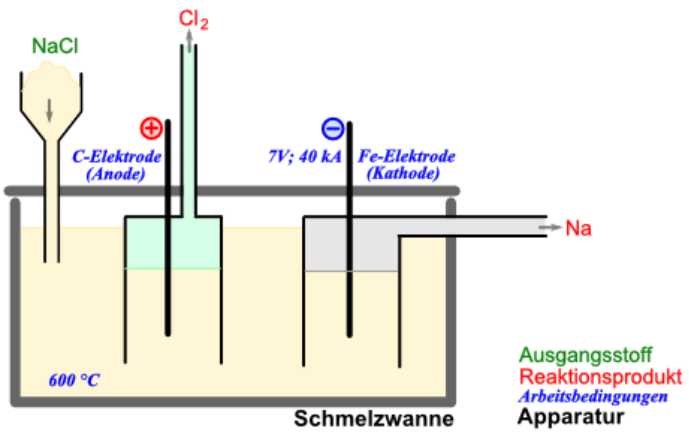
1.3. Natrium

1, Ia
11 22,99
3 0,9 **Na**
M
Natrium
2, 8, 1
f Me

Auf unserer Erde ist Natrium des sechst-häufigste Element. Der Anteil beträgt aber gerade mal 2,36 %. Besonders viel Natrium ist dabei als Natriumchlorid im Meer gelöst. Der ozeanische Salzgehalt (praktisch hauptsächlich Natriumchlorid) beträgt 37 ‰ (Promille).
Weitere wichtige Natrium-Salze sind Natriumnitrat (Natronsalpeter, Chile-Salpeter) und Feldspate. Feldspate enthalten neben Natrium auch die Elemente Aluminium, Silicium und Sauerstoff.
Für die Glasherstellung ist noch das Mineral Soda bedeutsam. Es handelt sich dabei um Natriumcarbonat (Na_2CO_3).
Weitere weit verbreitete Natrium-Verbindungen in der Natur sind Natriumnitrat (Chilesalpeter, $NaNO_3$), Natriumsulfat (GLAUBER-Salz, $Na_2SO_4 * 10\ H_2O$) und Kryolith ($Na_3[AlF_6]$).
Natrium ist eines der leichtesten Metalle. Seine Dichte beträgt 0,968 g / cm^3. Es ist damit vergleichbar mit Wasser. Natrium ist ein klassisches weiches Leichtmetall. Der Schmelzpunkt liegt bei rund 98 °C. Die Schmelze siedet bei 892 °C.
Den elektrischen Strom leitet Natrium nur mittelmäßig.
Frisch angeschnittenes Natrium ist hellsilber-glänzend. An der Luft läuft Natrium schnell weiß an. Dabei handelt es sich um Natriumoxid. Nach und nach oxidiert das ganze Natrium-Stück dann zu Natriumoxid. Um diesen Vorgang deutlich zu verlangsamen, lagert man Natrium in Paraffin-Öl (Petroleum).


frisch angeschnittenes Natrium
Q: de.wikipedia.org (Dnn87)

An der Luft kann sich Natrium auch entzünden. Natrium-Brände werden mit festem Kochsalz oder trocknem Zement gelöscht.
Die Entsorgung von Natrium-Resten erfolgt in hochprozentigem Alkohol (Ethanol). Beim Kochen von Nudeln, Kartoffeln oder Gemüse in Salzwasser auf einem Herd mit offener Flamme gelangen oft Spritzer in die Flamme. Die sonst eher bläuliche Flamme leuchtet dann gelb auf. Diese Flammenfärbung ist ein guter Nachweis für Natrium.
Mit Wasser reagiert Natrium heftig. Es bildet sich neben Natriumhydroxid auch Wasserstoff. Dieser sowie die geringe Dichte des Metall's sorgen dafür, dass das Natrium oben auf dem Wasser schwimmt. Da bei der Reaktion auch viel Wärme frei wird, kann sich der Wasserstoff sofort entzünden (hellblaue Flamme). Die Reaktions-Wärme sorgt auch für ein Verdampfen des Wasser's, so dass es scheint, als ob das Natrium auf dem Wasser hin- und her wandert.
Durch Verwendung von Phenolphthalein oder Unitest-Indikator kann das Reaktions-Produkt – das aufgelöste Hydroxid – gut sichtbar machen. Dazu später mehr (→ 3. Metallhydroxide und alkalische / basische Lösungen).
Metallisches Natrium wird durch Schmelzfluss-Elektrolyse aus Steinsalz (mineralisch: Halit) hergestellt. Steinsalz ist die mineralische Form von Natriumchlorid (NaCl) – also Kochsalz. Durch den Zusatz von anderen Salzen kann man den sonst bei 801 °C liegenden Schmelzpunkt auf 580 °C drücken.
Bei einer recht kleinen Spannung und sehr starken Strömen wird an den Elektroden Natrium und Chlor abgeschieden.
Die erste Herstellung von Natrium gelang 1807 DAVY (1778 – 1829) auch durch Elektrolyse.



Schmelzfluss-Elektrolyse von Halit (Kochsalz, NaCl)

DAVY setzte als Ausgangstoff Natriumhydroxid (Ätznatron, NaOH) ein.
Die Verwendung von Natrium ist sehr vielgestaltig. Natrium-Dämpfe werden in den gelb-leuchtenden Straßen-Laternen (Natrium-Dampf-Lampen) benutzt. Natrium wird sonst in Legierungen verwendet oder als Katalysator (Hilfsstoff bei chemischen Reaktionen).
Einige Kern-Reaktoren (z.B. auf U-Booten) enthalten Natrium als Wärme-Überträger und Kühlmittel. Das ist auch deshalb notwendig, um bei bestimmten Kern-Reaktoren auf Wasser zu verzichten, da dieses die Kern-Reaktionen zu stark reduzieren würde. Auch in hochbeanspruchten Verbrennungsmotoren wird Natrium innerhalb der Ventile zur Ein- und Auslass-Steuerung als Kühlmittel verwendet
In der chemischen Industrie wird es – außer als Katalysator – auch als wichtiger Ausgangsstoff gebraucht. Wichtigstes Produkt der chemischen Industrie ist Natriumhydroxid (NaOH). Diesen Stoff und seine Lösung stellen wir später ausführlich vor (→ 3.4.1. Natriumhydroxid, Ätznatron)



typische Flammenfärbung durch Natrium
Q: de.wikipedia.org (Herge)

Natrium – in gelöster, ionischer Form (Natrium-Ion) spielt in unserem Körper eine große Rolle als Regulator des Wasser-Gehaltes.
Nervenzellen benötigen Natrium für die Signal-Übertragung. Bei einem Mangel kann es zu Unterfunktionen kommen. Ein gesunder Körper benötigt 2 bis 3 g täglich, er kommt aber auch mit der rund fünf-fachen Menge gut klar. Zuviel Salz (Natriumchlorid) ist aber ungesund. Dabei kann es z.B. zur Schädigung z.B. der Nieren kommen.
Natriumchlorid (Kochsalz) ist die bekannteste Natrium-Verbindung im Haushaltsbereich.
Die Verwendung von Natrium-Verbindungen ist weit umfangreicher. Z.B. gehört Natriumhydroxid zu einer der meist gebrauchten Grundchemikalie in der Industrie. Man benutzt es u.a. bei der Herstellung von Papier, Zellulose, diversen Farbstoffen und Seifen. Im Haushalt findet man es in körnigen Rohr-Reinigern. Wegen seiner Wasser-ziehenden Eigenschaft nutzt man festes Natriumhydroxid auch als Trocknungsmittel.
Natriumperoxid (Na_2O_2) wird als Zusatz von Bleich- und Waschmitteln verwendet.

Natriumhydroxid als wirksamer Bestandteil in einem Rohr-Reiniger (Granulat)

 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Aufgaben:

1. *Skizzieren Sie den Bau eines Natrium-Atom (BOHR-Modell)!*
2. *Beschreiben Sie die Reaktion von Natrium und Wasser mit Hilfe einer vollständigen Reaktions-Gleichung!*
3. *Natrium ist durch diverse Symbole und Sicherheits-Code's gekennzeichnet. Entschlüsseln Sie diese!*

aktuell					
					
					
H-Sätze: 260-314 P-Sätze: 223 – 231+232-260-280-303+361+353-305+351+338					
EUH: 014		Gefahrenzahl: X423		Gefahrenklasse: 4.3	
veraltet					
				**F**	**C**
R-Sätze: 14/15-34 S-Sätze: 5-8-43 E-Sätze: 8-12-16					

4. *Für den Umgang mit Natrium gelten besondere Umgangs-Regeln. Nennen und begründen Sie diese!*
5. *Berechnen Sie die Masse an gelöstem Natriumchlorid in einer Tonne Meerwasser! Welche Menge Natrium könnte man daraus theoretisch herstellen?*
6. *Handelt es sich bei der Reaktion von Natrium mit Wasser um eine endo- oder exotherme Reaktion? Begründe!*
7. *Lesen Sie sich den Zeitungs-Artikel durch! Was ist hier chemisch passiert? Stellen Sie passende Reaktions-Gleichungen auf!*
8. *Erstellen Sie einen Steckbrief für Natrium!*

Schüler brennt die Hose
schwere Verbrennung nach Natrium-Diebstahl

Am Freitag kam es auf dem Heimweg eines Schülers des Einstein-Gymnasiums zu einer schweren Verbrennung. Der Schüler hatte sich nach der letzten Stunde heimlich ein Stück Natrium vom Lehrertisch stribitzt. Der Chemielehrer hatte im Unterricht die heftige Reaktion von Natrium mit Wasser gezeigt.
In der Hosentasche kam das Natrium-Stück mit Körperfeuchtigkeit in Berührung und entzündete sich. Ein Versuch, den Brand mit Wasser aus der Trinkflasche zu löschen, verstärkte die Reaktion noch weiter. Der Schüler musste mit schweren Verbrennungen in die Klinik eingeliefert werden und befindet sich nun auf dem Weg der Besserung.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

1.4. Kalium

1, Ia
19 39,10
4 0,8 **K**
N
Kalium
2, 8, 8, 1
f Me

Seinen Namen hat Kalium von arab. *al-qalya* für Pflanzenasche bekommen. In solcher Asche kommt das Element gehäuft vor.
In der Erdhülle ist Kalium als siebent-häufigstes Element vertreten. Es ist immer in verschiedenen Salzen gebunden. Die wichtigsten Mineralien sind Sylvin (Kaliumchlorid) und Sylvint (Kalium- u. Natriumchlorid-Mineral). Es bindet sich aber auch mit anderen Metallen zu bedeutsamen Mineralien, wie z.B. das Orthoklas (Kalifeldspat, Kalium-Aluminiumsilikat).
Kalium ist ein weiches, relativ leicht schmelzendes Metall. Frisch angeschnitten zeigt es eine silber-weiß glänzende Oberfläche, die sich aber schnell mit einer gräulichen Schicht überzieht.
Dies kommt von der schnellen Reaktion mit Sauerstoff, Feuchtigkeit und Cohlendioxid. Mit Wasser reagiert Kalium noch deutlich heftiger als Natrium. Deshalb ist auch bei Kalium eine Lagerung unter einer Schutzflüssigkeit besonders wichtig.
Mit Natrium bildet Kalium flüssige Legierungen. Diese werden z.B. als Kühl-Flüssigkeit in einigen Kern-Reaktoren eingesetzt.
In geschlossenen Atem-Systemen (z.B. für Marine-Taucher) findet Kalium eine weitere Anwendung. In den dort eingebauten sogenannten Kali-Patronen findet man Kaliumhyperoxid (KO_2). In den Patronen findet folgende Reaktion statt:

$$4\ KO_2 + 4\ CO_2 + 2\ H_2O \longrightarrow 4\ KHCO_3 + 3\ O_2$$

Kalium kann durch Schmelzfluss-Elektrolyse aus Kaliumchlorid hergestellt werden. Beim am weitesten verbreitesten Verfahren wird Kaliumchlorid allerdings bei 870 °C mit reinem Natrium unter Schutzgas zur Reaktion gebracht. Dabei entsteht neben Natriumchlorid gasförmiges Kalium. Dieses wird dann in einer Kältefalle als fester Stoff abgetrennt.

$$KCl + Na \xrightarrow{870\ °C} K\uparrow + NaCl$$

Kalium gehört auch im menschlichen Körper zu den den wichtigen Mengen-Elementen. Besonders wichtig ist es bei der Regulation des Wasserhaushaltes und bei elektrischen Vorgängen in den Nervenzellen.
Unser Kalium-Bedarf liegt bei rund 2 g pro Tag.
Der chemische Nachweis von Kalium ist aufwendig, da die meisten Kaliumsalze leicht löslich und farblos sind und damit nicht als mögliche – ev. sogar farbige – Niederschläge in Frage kommen. Als erster Hinweis kann aber die violette Flammenfärbung genutzt werden.
Kalium-Verbindungen spielen in der Wirtschaft und in der Pyrotechnik eine große Rolle. Sie werden dabei für die Produktion von Zündhölzern und Farb-Ladungen genutzt.
In verschiedenen Unkrautkraut-Vernichtungsmitteln – bzw. in den zugehörigen Produktions-Prozessen – werden Kalium und Kalium-Verbindungen eingesetzt.

Aufgaben:

1. *Leiten Sie aus der Gleichung für die Reaktion des Kaliumhyperoxid's in einer Kali-Patrone dessen Funktionen im geschlossenen Atem-System ab!*
2. *Man kann in Atem-Systemen auch Natriumperoxid einsetzen. Stellen Sie die Reationsgleichung für die Reaktion mit dem Cohlendioxid auf!*
3. *Recherchiere, welche Lebensmittel besonders Kalium-haltig sind!*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

1.5. Rubidium, Cäsium, Franzium

Von Franzium sind nur wenige Reaktionen bekannt, da das Element sehr schnell radioaktiv zerfällt. Selbst die wenigen bekannten physikalischen Eigenschaften sind nur Schätzungen.
In der Chemie und ganz besonders in der Schul-Chemie spielen sie eine untergeordnete Rolle.
Radioaktives Cäsium wird als Strahlen-Quelle für die Bestrahlung von Krebs-Tumoren benutzt.
Das Cäsium Isotop ^{133}Cs dient auch heute noch zur Definition der Sekunde (als SI-Einheit). Bestrahlt man ^{133}Cs-Atome mit Mikrowellen, dann kommt es zu einer Eigenschwingung mit einer Frequenz von exakt 9'192'631'770 Hz. Aus dieser wird dann in den Atom-Uhren die Sekunde abgeleitet.

Aufgaben:

1. *Wie lautet die aktuelle Definition der Sekunde im SI-Einheiten-System? Warum nutzt man heute nicht mehr die alte Definition über die Teilung der Tageslänge von 24 Stunden?*
2.

für die gehobene Anspruchsebene:

x. *Bei Franzium hat das langlebigste Isotop 223 (^{223}Fr) eine Habwertzeit von 22 min. Es bildet sich entweder Radium 223 (^{223}Ra) oder Astat 219 (^{219}At). Ist dann eigentlich nach 44 min das Isotop vollständig umgewandelt? Erklären Sie genauer!*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

1.6. Veränderung der Eigenschaften innerhalb der I. Hauptgruppe

	Lithium	Natrium	Kalium	Rubidium	Cäsium
Symbol	Li	Na	K	Rb	Cs
Kernladungszahl	3	11	19	37	55
Atommasse [u]	6,941	22,989	39,098	85,468	132,905
Atomradius [pm]*	152	159	227	248	266
Dichte [g/cm^3]	0,53	0,97	0,86	1,53	1,88
Schmelzpunkt [° C]	180,5	97,8	63,7	38,9	28,4
Siedepunkt [° C]	1342	883	760 / 774	686 / 689	669 / 705
Farbe	silberweiß				
Härte	zähweich	wachsweich		sehr weich	
Härte nach MOHS	0,6	0,5	0,4	0,3	0,2
Reaktivität					
Elektronegativität	1,0	0,9	0,8	0,8	0,7
Flammenfärbung	karminrot	gelb	violett	dunkelrot	blau
elektrische Leitfähigkeit (im Vergleich zu Silber)	18,6%	34,1%	20,9%	12,7%	8,0%
Löslichkeit der Hydroxide [g/100 g]	13	114	119	178	320
Löslichkeit der Chloride [g/100 g]	85	36	35	94	190
Trivialname der Hydroxide		Ätznatron	Ätzkali		
Trivialnamen der Laugen		Natronlauge	Kalilauge		

Q: http://www.hamm-chemie.de/k9/k9ab/datenblatt_alkalimetalle.htm; erw. Dre

Aufgaben:

1. *Prüfen Sie, für welche Eigenschaften Sie ähnliche Tendenzen, wie sie bei der Reaktivität eingezeichnet wurde, anzugeben sind! Erstellen Sie eine Tabelle mit den festgestellten Tendenzen (ohne Werte!)!*
2. *Welche, der Tendenzen, können Sie erklären? Notieren Sie diese mit einer kurzen Erklärung!*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

2. Erdalkali-Metalle / Elemente der II. Hauptgruppe

Problem-Fragen für Selbstorganisiertes Lernen
Was charakterisiert die Elemente der II. Hauptgruppe? Warum heißen diese Elemente Erdalkali-Metalle? Welche Eigenschaften verändern sich charakteristisch innerhalb der Gruppe? Welche Verwendungen gibt es für die Metalle der II. Hauptgruppe? Wie funktionieren Magnesium-Fakeln, die auch unter Wasser brennen? Wie kann man die Erdalkalimetalle nachweisen? Schreibt man nun Calcium oder Kalzium oder wie genau? Ist das nicht das Gleiche, wie Kalium? Wie ähnlich sind sich Kalium und Calcium?

Der Gruppenname "**Erdalkalimetalle**" für die Elemente der II. Hauptgruppe leitet sich aus der unmittelbaren Nachbarschaft zur I. Hauptgruppe – den Alkalien – ab (→ 1. Alkali-Metalle / Elemente der I. Hauptgruppe). Die **Erdalkalien** kommen nur in gebundener Form in verschiedenen Salzen und Mineralien vor. Sie machen einen großen Teil der Erdkruste aus.
Die Elemente der II. Hauptgruppe bilden mit Wasser ebenfalls Hydroxide und alkalische Lösungen. Rechts neben der II. Hauptgruppe folgt im Kurzperiodensystem der Elemente die III. Hauptgruppe. Gemeinsam mit diesen Elementen haben die Hydroxide eine schlechtere Löslichkeit in Wasser. Die Elemente der III. Hauptgruppe wurden früher auch Erdmetalle genannnt wurden. Dieser "erdige" Charakter floss ebenfalls in die historische Gruppen-Benennung mit ein.
Die Erdakalien sind also quasi eine Übergangsgruppe zwischen den Elementen der I. und III. Hauptgruppe.

2.1. Allgemeines zur II. Hauptgruppe

Überblick

Die Erdalkalien zählen zu den recht reaktiven Elementen. Es handelt sich durchweg um Metall mit einem mehr oder weniger starken Glanz. Auch die anderen Metall-Eigenschaften sind beobachtbar. Die Erdalkali-Metalle sind den Alkalien recht ähnlich und sind nur wenig edler.
Die Elemente Magnesium und Calcium kommen in größeren Mengen in der Erdkruste vor. Sie bilden diverse Gesteine und Mineralien.
Vor allem das Calcium ist uns in Verbindung als Kalkstein und Marmor allgegenwärtig.
Die Atome der Erdalkalien besitzen durchweg 2 Außen-Elektronen, was ja Voraussetzung für die Einordnung in die II. Hauptgruppe des PSE's ist. Die 2 Elektronen werden auch gerne an Elektronen-liebende Stoffe abgegeben. Es entsteht ein zwei-wertiges Ion:

II
$M \longrightarrow M^{2+} + 2\,e^-$

Relativ viele Salze der Erdalkalien sind schwerer oder schwer löslich. Dazu gehören vor allem die Carbonate, die Sulfate, aber auch die Hydroxide, Oxalate und Chromate der meisten Erdalkalimetalle sind betroffen.
Beryllium, Barium und Radium gehören zu den Elementen mit einem starken Gesundheits-gefährdenden Potential.
Ab Calcium müssen die reinen Metalle unter Luft-Abschluss – also z.B. in Petroleum – gelagert werden.
Sie oxidieren sehr leicht und können sich sogar an der Luft von selbst entzünden.


Q: de.wikipedia.org
(Allchemist-hp)


Q: commons.wikimedia.org
(Leiem)


Q: de.wikipedia.org
(Tomihahndorf)


unter Schutzgas
Q: de.wikipedia.org
(Allchemist-hp)


Q: de.wikipedia.org
(Matthias Zepper)

2, IIa	
2 L	**4** 9,01 1,5 **Be** **Berylium** 2, 2 f Me
3 M	**12** 24,31 1,2 **Mg** **Magnesium** 2, 8, 2 f Me
4 N	**20** 40,08 1,0 **Ca** **Calcium** 2, 8, 8, 2 f Me
5 O	**38** 87,62 1,0 **Sr** **Strontium** 2, 8, 18, 8, 2 f Me
6 P	**56** 137,33 0,9 **Ba** **Barium** 2, 8,18, 18, 8, 2 f Me
7 Q	**88** [226] 0,9 **Ra** **Radium** 2, 8, 18, 32, 18, 8, 2 f Me

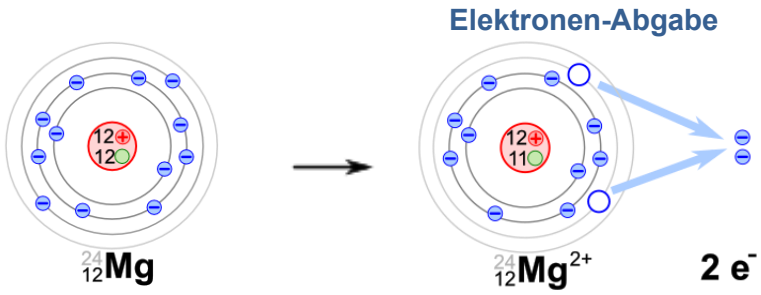
(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Element	Symbol	m_A [u]	T_F [°C]	T_{KP} [°C]	ρ [g / cm³]	EN
Beryllium	Be	9,0	1287	2969	1,84	1,6
Magnesium	Mg	24,3	650	1110	1,74	1,3
Calcium	Ca	40,1	842	1487	1,55	1,0
Strontium	Sr	87,6	777	1380	2,63	1,0
Barium	Ba	137,3	727	1637	3,62	0,9
Radium	Ra	[226]	700	1737	5,50	0,9

Stellung im Periodensystem der Elemente

In der **II. Hauptgruppe** des Periodensystem's der Elemente (PSE) finden wir die Erdalkalien, weil deren Atome genau **zwei Außen-Elektronen** haben. Neuerdings werden die Gruppen (Spalten) im PSE nur noch durchnummeriert. Somit ist die II. Hauptgruppe auch gleich die 2. Gruppe.

Die zwei Elektronen auf der äußersten Schale stören die energetische Stabilität. Deshalb geben die Erdalkali-Atome diese Elektronen gerne an einen passenden Reaktions-Partner ab. Diese Partner können die Elektronen dann für ihre Vollbesetzung der äußersten Schale benutzen.



Magnesium-Atom Magnesium-Ion

Sauerstoff und Chlor sind solche Reaktions-Partner, die sehr "Elektronen-Geil" sind.

Die jeweils inneren Schalen der Atom-Hülle bleiben vollständig besetzt. Entsprechend der Anzahl besetzter Schalen (im Atom) stehen die einzelnen Elemente immer in den verschiedenen Perioden des PSE. Bei Magnesium ist es die 2. Schale (oder die L-Schale), weil im Magnesium-Atom eben genau 2 Schalen vollständig oder teilweise mit Elektronen belegt sind.

Allgemein kann man die Ionen-Bildung für die Elemente der II. Hauptgruppe so formulieren:

Wertigkeit: II

$$\underset{\text{Metall-Atom}}{M} \longrightarrow \underset{\text{Metall-Kation}}{M^{2+}} + \underset{\text{abgegebene Elektronen}}{2\,e^-}$$

M steht dabei für ein **Metall**. Hier sind natürlich nur die der II. Hauptgruppe gemeint.

Wenn Calcium (weitere gültige Schreibweise: Kalzium) das betrachtete Element sein soll, dann ergibt sich für die Elektronen-Abgabe:

$$\underset{\text{Calcium-Atom}}{Ca} \longrightarrow \underset{\text{Calcium-Ion}}{Ca^{2+}} + \underset{\text{abgegebene Elektronen}}{2\,e^-}$$

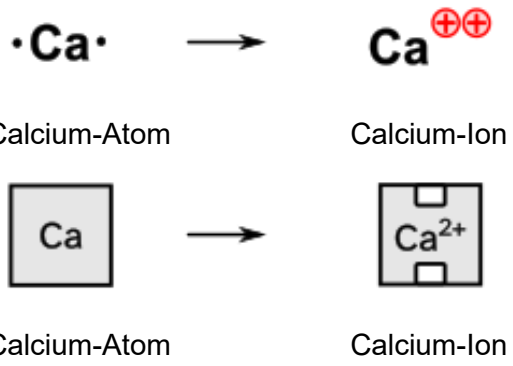
Wenn man die Ladungen betrachtet, dann wird aus dem neutralen Calcium-Atom ein zweifach positiv geladenes Calcium-Ion und zwei (negativ geladene) Elektronen.



Das neutrale (grün dargestellte) Caclium-Atom gibt zwei negativ geladenes Elektron (blau dargestellt) ab. Die Elektroenn müssen von einem Partner, der Elektronen braucht, aufgenommen werden. Übrig bleibt ein zweifach positiv geladenes Calcium-Ion (Kation) – hier rötlich dargestellt.

(c,p) 2015-2026 Isp: dre

In der LEWIS- oder Elektronen-Schreibweise zeichnen wir die zwei Außen-Elektronen beim Atom. Da beide an einen geeigneten Reaktions-Partner abgegeben werden, bildet sich ein zweifach positiv geladenes Ion.
Im Baustein-Modell (LEGO-Modell) sehen wir nun zwei Einbuchtungen – quasi die zwei fehlenen Elektronen beim Ion.
Hier noch einmal der Hinweis, dass die Lage der Einbuchtungen oder die Größe des Baustein's in diesem Modell keine Rolle spielen und frei angepasst werden können.



Vergleicht man die **Reaktivität** der einzelnen Metalle innerhalb der II. Hauptgruppe, dann beobachtet man eine **Zunahme**. Während bestimmte Reaktionen mit den ersten Elementen noch beobachtbar langsam ablaufen, tendieren die Elemente der höheren Perioden zu heftigen Abläufen.
Genau so, wie bei den Elementen der I. Hauptgruppe ist es für die größeren Atome einfacher möglich, die zwei Außen-Elektronen abzugeben. Die Anziehungs-Kräfte durch den Atom-Kern werden bei steigenden Atom-Radien immer geringer. Somit läuft die Ionen-Bildung innerhalb der Gruppe immer einfacher ab.

Reaktivität steigt innerhalb der Hauptgruppe

Aufgaben:

1. *Stellen Sie die Gleichungen für die Bildung von Magnesium und Barium-Ionen auf!*
2. *Erläutern Sie am Beispiel von Magnesium den Zusammenhang vom submikroskopischen Bau eines Stoffes und dessen Eigenschaften!*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Übersicht über die Verbindungen innerhalb der Gruppe:

dazu die Löslichkeit in Wasser als eine der wichtigen Eigenschaften, z.B. für Nachweise und Trennungen

Verbindungs-Klasse	allg. Tendenz	Beryllium	Magne-sium	Calcium	Strontium	Barium
Oxid		BeO	MgO	CaO	SrO	BaO
Löslichkeit in W.						
Hydroxid		$Be(OH)_2$	$Mg(OH)_2$	$Ca(OH)_2$	$Sr(OH)_2$	$Ba(OH)_2$
Löslichkeit in W.						
Fluorid		BeF_2	$Mg\ F_2$	$Ca\ F_2$	$Sr\ F_2$	$Ba\ F_2$
Löslichkeit in W.						
Chlorid		$BeCl_2$	$MgCl_2$	$CaCl_2$	$SrCl_2$	$BaCl_2$
Löslichkeit in W.						
Iodid		BeI_2	MgI_2	CaI_2	SrI_2	BaI_2
Löslichkeit in W.						
Nitrat		$Be(NO_3)_2$	$Mg(NO_3)_2$	$Ca(NO_3)_2$	$Sr(NO_3)_2$	$Ba(NO_3)_2$
Löslichkeit in W.						
Löslichkeit in W.						
Sulfat		$BeSO_4$	$MgSO_4$	$CaSO_4$	$SrSO_4$	$BaSO_4$
Löslichkeit in W.						
Carbonat		$BeCO_3$	$MgCO_3$	$CaCO_3$	$SrCO_3$	$BaCO_3$
Löslichkeit in W.						
Sulfit		$BeSO_3$	$MgSO_3$	$CaSO_3$	$SrSO_3$	$BaSO_3$
Löslichkeit in W.						
Sulfid		BeS	MgS	CaS	SrS	BaS
Löslichkeit in W.						
Löslichkeit in W.						
Chromat		$BeCrO_4$	$MgCrO_4$	$CaCrO_4$	$SrCrO_4$	$BaCrO_4$
Löslichkeit in W.						
Löslichkeit in W.						

!!! Klassen noch nach all. Löslichkeit ordnen; fertige Tabelle dann auch bei den Salzen einfügen

Aufgaben:

1. *Geben Sie die Gleichungen für die Bildung von Beryllium-, Magnesium und Calcium-Ionen an!*
2. *Lesen Sie die folgenden Formeln exakt vor!*

   a) KOH b) $Mg(OH)_2$ c) $Al(OH)_3$ d) $Sr(OH)_2$
3. *Stellen Sie die Reaktions-Gleichungen für die Reaktion von Magnesium und Calcium mit Wasser auf!*
4. *Finden Sie die Fehler in der folgenden Gleichung und berichtigen Sie diese!*

   $2\ Be + 1\ H_2O \Rightarrow 2\ Be(OH)_3 + H$
5. *Geben Sie die Gleichung für die Bildung von Strontiumhydroxid an!*

typische Reaktions-Schemata innerhalb der Gruppe:

SE: Verbrennen von Magnesium

Versuch: Verbrennung von Magnesium

Durchführung:

- Porzellan-Tiegel bereitstellen
- ein Magnesium-Span in die Tiegelzange einklemmen und in der rauschenden Flamme erhitzen (bis zur Zündung)

Achtung!: Nicht direkt in die Flamme schauen!

- Magnesium über dem Porzellan-Tiegel abbrennen lassen

→ **Beobachtung**

- erhitzte Spitze der Tiegelzange auf dem Porzellan-Tiegel ablegen und das Reaktions-Produkt darin sammeln

→ **Beobachtung**

mögliche Erweiterung:

- etwas Wasser auf das Reaktions-Produkt geben
- 1 Tropfen Indikator (Phenolphthaleïn oder Unitest) dazugegeben
- als Vergleich ein 2. RG mit Wasser und 1 Tropfen Indikator verwenden

→ **Beobachtung**

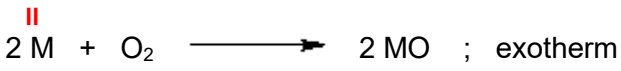
Aufgaben:

1. *Erstellen Sie eine Anforderungs-Liste für Geräte und Chemikalien für den obigen Versuch!*
2. *Erstellen Sie ein Kurz-Protoll zum obigen Versuch!*
3. *Überprüfen Sie, ob es sich bei der Verbrennung von Magnesium um eine chemische reaktion handelt!*

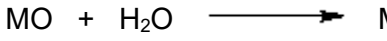
Betrachten wir nun die Reaktions-Möglichkeiten der Erdalkalien etwas genauer. Wir wollen dabei vor allem die allgemeinen Schemata solcher Reaktionen lernen. Später lassen sich solche Schemata leicht auf andere Gruppen des PSE übertragen.
M steht in den nächsten Reaktions-Gleichungen für ein Metall. Hier sind natürlich nur die der II. Hauptgruppe gemeint.
In einigen Büchern und anderen Quellen wird auch gerne Me benutzt. Dieses Symbol wird in der organischen Chemie aber auch für Methan verwendet. U.U. besteht also Verwechslungsgefahr. Das Symbol **M** ist im Periodensystem nicht benutzt, so dass keine Verwechslungsgefahr besteht. Die Wertigkeit – also wieviele Bindungen es eingeht – schreiben wir ev. als römische Zahl über das Element.
Da die Edalkali-Atome üblicherweise zwei Elektronen abgeben, sind sie in Formeln **zweiwertig**.
Wie bei den Alkalien beobachten wir eine steigende Reaktivität innerhalb der Gruppe.

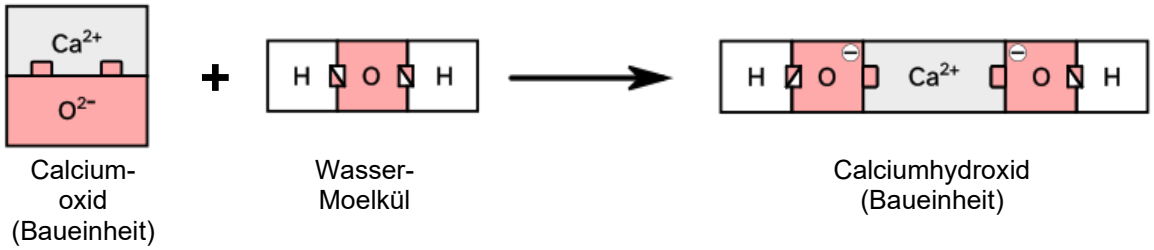
(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Reaktion mit Sauerstoff (Oxidation):

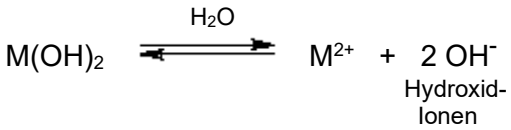


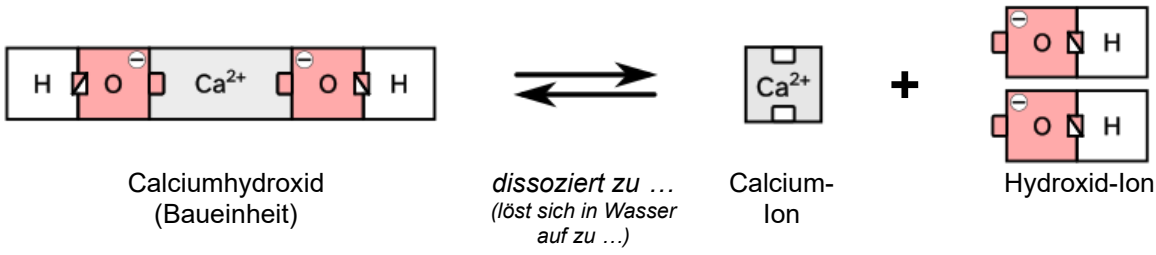
Die Oxide der Metalle der II.Hauptgruppe sind Feststoffen, weiß und pulvrig. Sie sind geruchlos, schmecken seifig und sind ätzend.
Die ersten Metalle der Hauptgruppe passivieren schnell an der Luft. D.h. sie sind bei Luft-Kontakt schnell von einer Oxid-Schicht überzogen. Diese kann sehr dünn und fast unsichtbar sein. Die Schicht verhindert aber den weiteren Zugang von Luft / Sauerstoff zum innen liegenden Metall. Die Oxidation bleibt also stecken. Man sagt, das Metall ist passiv gegenüber Sauerstoff geworden. Passivierungen behindern auch die Reaktionen mit vielen anderen Stoffen.
Bei den höhereren Gruppen-Mitglieder ist fein verteiltes / frisch gepulvertes Metall selbst entzündlich.
Die gebildeten Oxide reagieren schon mit Luftfeuchtigkeit weiter. Dabei entsteht ein Hydroxid.





Mit dem Oxid zusammen bilden die Hydroxide die Passivierungs-Schicht auf den Metall-Oberflächen.
Ist mehr Wasser vorhanden, dann löst sich das Hydroxid im weiteren Verlauf auf und bildet die charakteristischen Hydroxid-Ionen.





Erdalkalimetalloxide reagieren in Wasser also auch **alkalisch** bzw. **basisch**. Der Begriff alkalisch steht somit nicht nur für die entsprechenden Lösungen der Alkalimetalle, sondern sind ein Synonym für alle Lösungen mit Hydroxid-Ionen. Besser ist es, allgemein den Begriff **Base** oder **basische Lösung** zu benutzen.
Die Anwesenheit der Hydroxid-Ionen in der Lösung lässt sich z.B. durch die Indikatoren Phenolphthalein oder Unitest betätigen.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

unedles Metall + Sauerstoff ⟶ Metalloxid

Metalloxid + Wasser ⟶ Metallhydroxid

Aufgaben:

1. *Geben Sie eine Möglichkeit an, wie man den vorgestellten Reaktions-Verlauf überprüfen könnte!*
2. *Stellen Sie die Reaktions-Gleichungen für die Oxidation von Magnesium und Calcium auf!*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

SE: Magnesium mit Wasser

Versuch: Reaktion von Magnesium mit / in Wasser

Durchführung:

- ein Reagenzglas (RG) wird etwa 2 - 3 cm hoch mit Wasser befüllt
- 1 – 2 kleine Stückchen Magnesium(-Band) werden in das Wasser gegeben und das RG in einen Reagenzglas-Ständer abgestellt

→ **Beobachtung**

(Metallhydroxide und alkalische Lösung

- ***Darstellung der Metallhydroxide durch die Reaktion unedler Metalle mit Wasser***
- ***Formulieren der Reaktionsgleichungen)***

Chemische Eigenschaften / Reaktionen der Erdalkali-Metalle

Reaktionen mit Wasser

Mit Wasser kommt es zur langsamen chemischen Auflösung. Es bildet sich ein **Hydroxid**. Da die Erdalkalien alle **zwei-wertig** sind, findet die Reaktion mit zwei Wasser-Molekülen statt und es entstehen auch zwei-wertige Hydroxide:

Wertigkeit II

$$M + 2\,H_2O \longrightarrow M(OH)_2 + H_2\uparrow \quad ; \text{exotherm}$$

Zu erkennen ist dies an der 2 hinter der geklammerten OH-Gruppe. Die Klammerung wird ausschließlich wegen der Kennzeichnung als Hydroxid vorgenommen. So soll der Charakter des Stoff's besser zu erkennen sein. Im Stoff sind eben Hydroxid-Ionen enthalten und nicht irgendwie am Metall gebundene Sauerstoff und Wasserstoff-Atome.
Als Nebenprodukt entsteht Wasserstoff. Einige Hydroxide der Erdalkalien sind schwer löslich und fallen aus. Ein Teil des Hydroxid's geht aber immer in Lösung:

$$M(OH)_2 \xrightleftharpoons{H_2O} M^{2+} + 2\,OH^-$$

Hydroxid-Ionen

Trotz der zwei Hydroxid-Ionen sind die Lösungen nicht so stark basisch, wie die der Alkalihydroxide. Das liegt vor allem an der schlechteren Löslichkeit der Erdalkalihydroxide. Dadurch sind effektiv weniger Hydroxid-Ionen vorhanden. Die Lösungen der Erdalkalihydroxide sind somit auch weniger ätzend.
Der Vorgang des Auflösen's eines Erdalkali-Metall's in Wasser ist eine echte chemische Reaktion. Das Erdalkalimetall kann nicht direkt wieder aus der Lösung – z.B. durch Verdampfen des Wasser's – zurückgewonnen werden.
Nach dem Verdampfen des Wasser's findet man kristallines Hydroxid am Boden des Gefäßes.

unedles Metall + Wasser ⟶ Hydroxid + Wasserstoff

Aufgaben:

1. ***Stellen Sie die Reaktions-Gleichungen von Magnesium mit Wasser bis hin zum Hydroxid-Ion auf!***
2. ***Finden Sie die Fehler in der folgenden Gleichung und berichtigen Sie diese!***

$$MO + O_2 \longrightarrow M(OH)_2 + O_2$$

Reaktion mit Halogenen (Halogen allg.: X)

Als Halogene bezeichnet man die Elemente der VII. Hauptgruppe (→ 5. Halogene / Elemente der VII. Hauptgruppe). Diese sind sehr reaktiv und setzen sich auch gerne mit den Erdalkalien um. Zu den Halogenen gehören u.a. die Elemente Fluor, Chlor und Brom.

$$\overset{II}{M} + X_2 \longrightarrow \underset{\text{Metallhalogenid}}{MX_2} \quad ; \quad \text{exotherm}$$

unedles Metall + Halogen ⟶ Salz (Halogenid)

Reaktivität sinkt innerhalb der Hauptgruppe

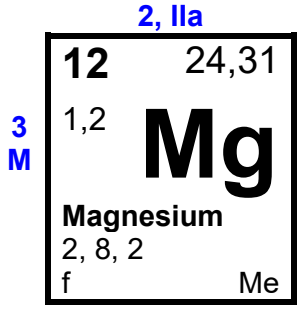
Materialien zur Vorbereitung (z.B. für flipped classroom)	
	#Experiment: Magnesium und Chlor
	[LehrerDigit@l] **2 min** ***
	https://www.youtube.com/watch?v=6qlSP5fctHg
	Beschreibe die Beobachtungen zum durchgeführten Versuch!
	[] **min** *
	[] **min** *

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

2.2. Beryllium

Beryllium ist das erste Element der Gruppe. Es hat aber eine geringe Bedeutung, deshalb werden wir es mit einigen anderen – weniger bedeutsamen Erdalkali-Metallen behandeln (→ 2.6. Berylium, Strontium, Radium).

2.3. Magnesium



gehört zu den 10 häufgsten Elementen auf der Erde
Magnesium kommt nur in gebundener Form auf der Erdoberfläche vor. Mögliche Verbindungen sind das Carbonat ($MgCO_3$), Silikat ($MgSiO_4$), Chlorid ($MgCl_2$), Sulfat ($MgSO_4$). Desweiteren kommt Magnesium als Bestandteil von Mineralien vor – z.B. Dolomit ($CaMg(CO_3)_2$) und Olivin ($(Mg,Fe)_2[SiO_4]$).

Gewinnung durch Schmelzfluss-Elektrolyse von Magnesiumchlorid ($MgCl_2$)

realtiv leichtes und weiches Metall

reagiert langsam mit dem Luft-Sauerstoff unter Bildung einer Oxid-Schicht die gebildete Schicht schützt das darunter liegende Metall vor weiterer Oxidation
man spricht von einer Passivierung

Lehrer-Versuch: brennendes Magnesium in Kohlenstoffdioxid

Durchführung:



- *ein Stand-Kolben wird mit Kohlenstoffdioxid gefüllt (z.B. Marmor + Salzsäure oder mit Schlauch aus Sprudelwasser-Bereiter)*
- *Magnesium-Band an einem Draht befestigen; Draht an einer Tiegelzange befestigen*
- *Magnesium entzünden und in den Kolben eintauchen*

→ **Beobachtungen**

Entsorgung:

- *abgekühlte Reaktions-Produkte mit Wasser in den Ausguss*

Lehrer-Versuch: brennendes Magnesium in Wasser

Durchführung:



- *ein Becherglas mit Wasser füllen*
- *größeren Magnesium-Span od. -Stück mit einer Tiegelzange greifen*
- *Magnesium entzünden und in das Wasser eintauchen*

→ **Beobachtungen**

- *einige Tropfen Indikator (Unitest oder Phenolphthalein) in das Wasser geben*

→ **Beobachtungen**

Entsorgung:

- *Lösung in den Ausguss*

in Kochsalz enthaltenes Magnesiumchlorid macht dieses leicht bitter

kleine leichte Metallgehäuse für Smartfons, Notebooks, Tablets, USB-Sticks usw. usf. (→ Leichtmetall)
in speziellen Legierungen für Seewasser-beständige Armaturen

bekannteste Verbindungen sind Bittersalz (Magnesiumchlorid, $MgCl_2$), Magnesia (Magnesiumcarbonat, $MgCO_3$) und Talk bzw. Talkum

Magnesiumchlorid ($MgCl_2$)
sorgt in einigen Kochsalz-Sorten für den bitteren Geschmack
Dünger für Pflanzen, diese brauchen Magnesium für die Bildung des Chlorophyll's
im Chlorophyll ist Magenium das Zentral-Atom und entscheidend an der Licht-Adsorbtion beteiligt

Magnesiumcarbonat ($MgCO_3$)
bekannt unter Geräte- und Kampf-Sportlern als Magnesia; Hände und andere Körperkontakt-Flächen zu Geräten werden damit eingerieben / eingestaubt
verbessert Widerstand / Haftung am / zum Gerät; nimmt Körper-Feuchtigkeit auf
schwer löslich; sehr schwach ätzend
neuerdings auch als aufgeschlemmtes Salz in Alkohol → Liquid Chalk; Paste lässt sich noch einfacher benutzen, als das Pulver (weniger Staub und Verunreinigung der Trikot's usw.; hält länger an den Kontakt-Flächen
wirkt auch noch desinfizierend
macht diverse andere Werkstoffe Feuer-fest, z.B. auch Zusatzstoff bei Keramiken
dazu gehören z.B. die Magnesia-Stäbchen, die für Flamm-Färbungen genutzt werdeb
Verwendung für Auskleidungen von Elektro-Öfen und Stahl-Gießpfannen in der Stahl- und Eisen-Industrie

Magnesiumsilikathydrat ($Mg_3Si_4O_{10}(OH)_2$ oder $Mg_3[(OH)_2|Si_4O_{10}]$
Mineral Talk oder auch Talkum genannt, nicht zu verwechseln mit dem organischen Stoff Talk, wobei es sich um das feste Fett von Rindern handelt.
weitere Verwendungs-Namen sind Speckstein bzw. Steatit
weichestes Mineral, deshalb von MOHS mit der Härte 1 klassifiziert
Talkum ist ein wichtiges Trenn-Mittel, besonders für Gummi
Füll-Mittel bei der Gummi-, Papier- und Zellstoff-Herstellung sowie in Farben, Lacken und Kunststoffen
selbst als Lebensmittel-Zusatzstoff (E 553b) zugelassen, hier dient es als Trägermittel und als Trennmittel.

Versuch: Magnesium in Wasser erhitzen



Durchführung:

- Magnesium-Span in ein Reagenzglas geben und 3 ml Wasser dazugeben (3 cm hoch)
- ev. gleich einige Tropfen Indikator (Unitest oder Phenolphthalein) zusetzen
- Reagenzglas vorsichtig erwärmen (nicht sieden lassen!)

→ Beobachtung

- ev. jetzt einige Tropfen Indikator zusetzen

→ Beobachtung

Hinweise:

- einige Gruppen des Kurses können den Indikator gleich zusetzen, die anderen setzen ihn erst am Ende zu
- ev. in ein Reagenzglas mehr Magnesium geben und einen (Papier-)Stopfen locker (!) aufsetzen → nach einiger Zeit das Gas prüfen (mögl.: Glimmspan-Probe, Knallgas-Probe)

Entsorgung:

- nach dem Abreagieren in den Ausguss

Aufgaben:

1. *Erstellen Sie ein Kurz-Protokoll (für den Haupt-Versuch) mit Aufgabe, Versuchs-Skizze und Anforderungs-Liste, Beobachtungen und Auswertung!*
2. *Überlegen Sie sich, welchen Effekt das Erwärmen bei diesem Experiment hat!*
3. *Planen Sie ein weiteres Experiment, bei dem der Wärme-Effekt geprüft werden soll!*

für die gehobene Anspruchsebene:

4. *Überlegen Sie sich eine Versuchs-Anordnung, in der auch das gebildete Gas über einen längeren Zeitraum gesammelt und dann nachgewiesen werden kann! Erläutern Sie den anderen Kurs-Teilnehmern Ihren Vorschlag!*

2.4. Calcium

2, IIa

20	40,08
4 N	1,0
Ca	
Calcium	
2, 8, 8, 2	
f	Me

im deutschen auch häufig als Kalzium geschreiben, sehr hohe Verwechslungsgefahr mit Kalium, deshalb lieber betont anders geschrieben und die internationale Schreibung bevorzugt
sehr typisches Erdalkali-Metall

Leichtmetall
silber glänzend, leicht härter als Lithium (härtestes Akali-Metall)
ziegelrote Flammen-Färbung

große Bedeutung als Kalkstein, Kreide, Marmor und Gips
Ablagerungen von schwerlöslichem Carbonat (Kalkstein, Kreide, Marmor, Perlmut) bzw. Sulfat (Gips)

Schulkreide (Calciumsulfat ($CaSO_4$))

reagiert als Ion sofort mit dem Carbonat-Ion zum schwer-löslichen **Calciumcarbonat**

$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \longrightarrow CaCO_3 \downarrow$$

Nutzung auch als Nachweis für Kohlenstoffdioxid. Das CO_2 löst sich in Wasser unter Bildung der Carbonat-Ionen.

$$CO_2 + H_2O \longrightarrow 2\,H^+ + CO_3^{2-}$$

Diese Carbonat-Ionen reagieren dann mit Calcium-Ionen aus dem Nachweismittel Calciumhydroxid zum schwerlöslichen Calciumcarbonat (s.a. Gleichung oben)
Interessant ist das weitere Verhalten, wenn immer weiter CO_2 eingeleitet wird
Es kommt zum Auflösen des Calciumcarbonat's unter Bildung von löslichem **Calciumhydrogencarbonat** ($Ca(HCO_3)_2$)

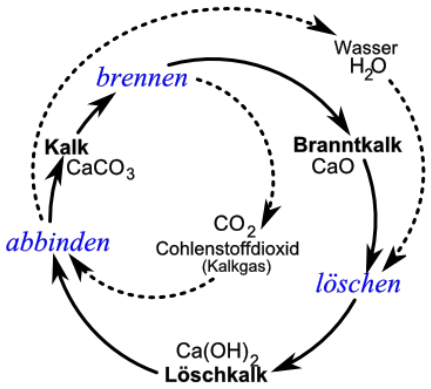
$$\underset{\text{schwer lösliches Calciumcarbonat}}{CaCO_3} + CO_2 + H_2O \longrightarrow \underset{\text{Calcium-Ion}}{Ca^{2+}} + \underset{\text{Hydrogencarbonat-Ion}}{2\,HCO_3^-}$$

Calcium war früher als Kalk einer der wichtigsten Rohstoffe für die Bauwirtschaft. Aus Kalk wurde durch Brennen **Branntkalk** erzeugt:

$$\underset{\text{Calcium-carbonat}}{CaCO_3} \longrightarrow \underset{\text{Calcium-oxid}}{CaO} + CO_2 \quad ; \text{endotherm}$$

Der Branntkalk (CaO) wurde dann mit Wasser abgelöscht:

$$\underset{\text{Calcium-oxid}}{CaO} + H_2O \longrightarrow \underset{\text{Calcium-hydroxid}}{Ca(OH)_2} \quad ; \text{exotherm}$$



(industrieller) Kalk-Kreislauf

Es bildete sich **Calciumhydroxid** – auch **Löschkalk** genannt. In dieser Form wurde es früher auf dem Bau in einer Kalk-Grube gelagert. Den "Kalk" setzte man dann – mit Sand gemischt – als Mörtel ein. Beim Trocknen und der Reaktion mit dem Kohlenstoffdioxid aus der Umluft entstand dann wieder harter Kalk.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O \quad ; \text{exotherm}$$

Calciumhydroxid – Calciumcarbonat

Die große Bedeutung des "Kalk's" kommt auch in einem alten Maurer-Spruch zur Geltung: "Ein Stein – ein Kalk – ein Bier". Ein weiterer Baustoff mit Calcium ist Gips (Calciumsulfat ($CaSO_4$)), dazu kommen wir etwas später.
Früher "durften" arme Familien neu gemauerte Häuser zuerst bewohnen. Das nannte man "Trockenwohnen".

Verwendung als Farbe für Ställe
einfaches, billiges Streichen
bindet Feuchtigkeit; wirkt desinfizierend

Im Haushalt, aber auch in der Industrie und in Kraftwerken, ist das schwer lösliche Calciumcarbonat vielfach eine sehr lästige Verbindung. Es setzt sich in Kaffee-Maschinen, Wasserkochern oder Heizkesseln als weiß-graue bis beige-braune Kruste ab. Calciumcarbonat wird dann als Kesselstein bezeichnet. Der Kesselstein muss in regelmäßigen Abständen entfernt werden, da sonst die Heiz-Leistung sinkt oder die Rohre verstopfen.
Aber wie kommt es zur Bildung von Kesselstein aus dem klaren Leitungswasser heraus?
Im Leitungswasser ist Calcium in Form von Calciumhydrogencarbonat enthalten. Dieses ist recht gut löslich und zerfällt im Wasser in Calcium- und Hydrogencarbonat-Ionen:

$$Ca(HCO_3)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + HCO_3^-$$

Calciumhydrogencarbonat – Hydrogencarbonat-Ion

In dieser Form ist das Calcium unbedenklich und wird deshalb auch als **temporäre Härte** bezeichnet. Die gelösten Calcium-Ionen bestimmen u.a. auch den "Geschmack" von Leitungswasser und Mineralwässern mit.
In Deutschland beobachten wir ein Gefälle der Wasserhärte von Nord nach Süd. Je südlicher man kommt, umso weicher wird das Trinkwasser. D.h. es besitzt weniger Härte.
Erhitzt man das Hydrogencarbonat-haltige Wasser z.B. in einem Wasserkocher, dann zerfällt das Hydrogencarbonat in Kohlenstoffdioxid, Wasser und das Carbonat-Ion:

$$2\ HCO_3^- \longrightarrow H_2O + CO_2\uparrow + CO_3^{2-}$$

Das Carbonat-Ion bildet nun mit den gelösten Calcium-Ionen ein schwer-lösliches Salz – eben den Kesselstein oder Calciumcarbonat.

$$Ca^{2+} + CO_3^{2-} \longrightarrow CaCO_3\downarrow$$

Kesselstein kann mit Säuren aufgelöst werden. Dazu eignet sich z.B. Citronensäure oder Essigsäure sehr gut. Diese Säuren zerstören das Carbonat unter Bildung von Kohlenstoffdioxid. Das Calcium selbst liegt dann wieder gelöst als Calcium-Ion in der Lösung vor. Beim Einsatz von Citronensäure entsteht gelöstes Calciumcitrat bzw. mit Essigsäure Calciumacetat:

$$CaCO_3 + 2\ CH_3\text{-}COOH \longrightarrow Ca(CH_3\text{-}COO)_2 + H_2O + CO_2\uparrow$$

Essigsäure – Calciumacetat

Die gelösten Calcium-Ionen verringern die Wasch-Leistung vieler Waschmittel. Sie binden im Waschwasser einzelne Bestandteile des Waschmittels'. Man muss also mehr Waschmittel einsetzen, um die gleiche Wasch-Leistung zu erzielen. Je härter das Leitungswasser ist, umso größer ist der Waschmittel-Bedarf. Moderne Waschmittel enthalten spezielle Substanzen – sogenannte Wasser-Enthärter oder spezielle Wasch-Substanzen (Tenside), die eben nicht mit Calcium-Ionen reagieren.

Eine gewisse Enthärtung des Wasser's kann mittels Wasser-Filtern (oft auch als Britta®-Filter bezeichnet) erreicht werden. In den Filter-Patronen sind sogenannte **Ionen-Austauscher** enthalten, die z.B. Calcium-Ionen gegen Wassserstoff-Ionen austauschen. Dadurch wird das Wasser enthärtet und eignet sich besser für die Zubreitung von Kaffee oder schwarzem Tee. Aber auch als Trinkwasser ist zusätzlich entkalktes Wasser angenehmer.
Solche Wasser-Filter eignen sich aber nur für vergleichsweise kleine Wassermengen.

Ein weiterer wichtiger Baustoff, der Calcium enthält, ist **Gips**. Für Chemiker ist Gips **Calciumsulfat** ($CaSO_4$). Andere Namen sind Alabasterweiß, Anhydrit, Bologneser Kreide, Elektrikergips, Federspat, Leichtspat, Gipsspat und Marienglas.
In der Natur kommt Calciumsulfat als sogenanntes Anhydrid vor. Es enthält in den Kristall-Strukturen eingelagertes Wasser. Die Chemiker schreiben dieses Wasser mit einem Mal-Zeichen hinter die eigentliche Salz-Formel:

$$CaSO_4 * 2\ H_2O$$

Der exakte Name lautet dann auch Calciumsulfatanhydrid oder Calciumsulfat-Dihydrat.



Gipsspat ($CaSO_4 * 2\ H_2O$
+ weitere Mineral-Bestandteile)
Q: de.wikipedia.org (H. Zell)

Aufgaben:

1. ***Was passierte beim sogenannten "Trockenwohnen" chemisch? Notieren Sie auch die notwendigen chemischen Gleichungen! Mit welchen gesundheitlichen Schäden mussten die Erstbewohner neuer Häuser früher rechnen?***
2. ***In Rostock wurde 2021 ein riesiger Warmwasser-Speicher gebaut, der mit Millionen Litern Wasser befüllt wurde. Warum hat man hier speziell gereinigtes und entkalktes Wasser verwendet, welches den Speicher nicht verlässt?***
3.

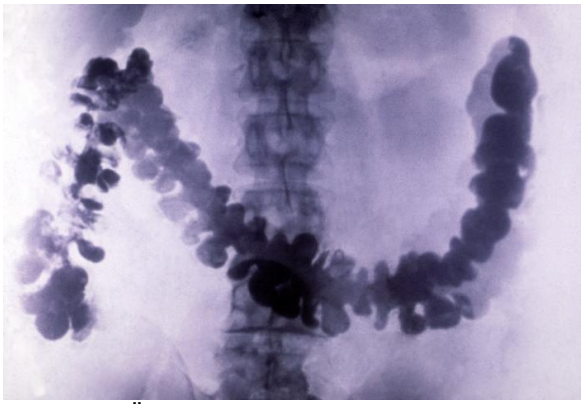
2.5. Barium

2, IIa

56	137,33
6 P	0,9
Ba	
Barium	
2, 8,18, 18, 8, 2	
f	Me

giftig
besonders die Barium-Ionen sind giftig

nur die schwerlöslichen Salze sind unbedenklich
werden teilweise als Kontrastmittel in der medizinischen Diagnostik benutzt



RÖNTGEN-Aufnahme eines Dickdarm's
mit Kontrastmittel
Q: commons.wikimedia.org
(US CDC: Dr. M. MELVIN; Dr. E. WEST OF MOBILE)

2.6. Beryllium, Strontium, Radium

Diese drei Elemente spielen in der Schul-Chemie eine untergeordnete Rolle. Sie kommen auf der Erde relativ selten vor.

Aufgaben für die gehobene Anspruchsebene:

1. Erstellen Sie einen Steckbrief zu Beryllium, Strontium oder Radium!

2. Stellen Sie die Gleichungen für die folgenden Reaktionen auf!

a) Beryllium reagiert mit Brom
b) Oxidation von Strontium
c) Zerfall von ^{226}Radium in ^{222}Radon unter Abgabe eines Alpha-Teilchen's

3. Erläutern Sie, warum man den radioaktiven Zerfall von ^{226}Radium in ^{222}Radon sowohl als pysikalischen Prozesss und auch als chemische Reaktion verstehen kann!

2.7. Nachweis einzelner Erdalkalien

Die Nachweise für Erdalkali-Metalle erfolgen im Allgemeinen über Fällungs-Reaktionen. Dabei nutz man die Eigenschaft aus, dass die Ionen (Metall-Kationen) mit anderen Anionen schwer-lösliche Salze bilden.
Besonders gut eignen sich gut lösliche Sulfate oder Carbonate als Nachweismittel. Wir zeigen hier nur kurz die Möglichkeit mit einer Natriumsulfat- sowie einer Natriumcarbonat-Lösung:

$$\underset{\text{farblos}}{Ca^{2+}} + \underset{\text{farblos}}{2\,Na^{+}} + SO_4^{2-} \longrightarrow \underset{\substack{\text{weiß}\\ \text{schwer löslich}}}{CaSO_4\downarrow} + \underset{\text{farblos}}{2\,Na^{+}}$$

$$\underset{\text{farblos}}{Ca^{2+}} + \underset{\text{farblos}}{2\,Na^{+}} + CO_3^{2-} \longrightarrow \underset{\substack{\text{weiß}\\ \text{schwer löslich}}}{CaCO_3\downarrow} + \underset{\text{farblos}}{2\,Na^{+}}$$

Die Fällung passiert aber auch, wenn man die Gase Cohlenstoffdioxid oder Schwefeldioxid verwendet:

$$\underset{\text{farblos}}{Ca^{2+}} + CO_2 + H_2O \longrightarrow \underset{\substack{\text{weiß}\\ \text{schwer löslich}}}{CaCO_3\downarrow} + \underset{\text{farblos}}{2\,H^{+}}$$

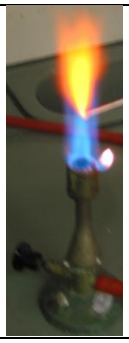
$$\underset{\text{farblos}}{Ca^{2+}} + SO_2 + H_2O \longrightarrow \underset{\substack{\text{weiß}\\ \text{schwer löslich}}}{CaSO_3\downarrow} + \underset{\text{farblos}}{2\,H^{+}}$$

Bei der letzten Reaktion entsteht das Calciumsulfit, welches ebenfalls schwer-löslich - praktisch sogar unlöslich – ist. Es handelt sich aber um einen anderen Stoff, als das Calciumsulfat, welches in der 1. Reaktion entstanden ist.
Eine weitere Möglichkeit ausgewählte Erdalkalien zu erkennen, ist deren Flammen-Färbung. Beryllium und Magnesium zeigen keine Farbe. Das lässt sich aber ev. für ein Ausschluss-Verfahren nutzen. Magnesium ist in Form von Magnesiumcarbonat im Material der Magnesia-Stäbchen enthalten, die wir für die Flamm-Färbungs-Versuche benutzen. Wenn das Magnesium von sich aus schon eine Farbe in der Flamme erzeugen würde, dann wären die Untersuchungen sicher weitaus schwieriger.
Für Calcium, Strontium und Barium sind Verfärbungen der Flamme bekannt. Die Flammen-Färbung ist aber auch sehr ähnlich zu denen einiger Alkali-Metalle. Eine klare Indentifizierung ist dann über Spektral-Untersuchungen möglich. Die Linien-Muster sind eindeutiger als die Beobachtungen mit dem bloßen Auge.

Aufgaben:

1. *Stellen Sie Gleichungen für die Reaktion von Barium-Ionen mit einer Lösung von Natriumcarbonat- bzw. Natriumsulfat auf!*
2. *Der Chemie-Schlaumeier der Klasse behauptet, dass man bei den üblichen Luft-Gasen die Reaktion mit einer Magnesium-Ionen-Lösung auch als Cohlenstoffdioxid-Nachweis nutzen kann. Setzen Sie sich mit der Behauptung auseinander.*
3. *Gilt das auch für die üblichen Industrie-Abgabe (z.B. aus der Verbrennung von Schwefel-halliger Kohle)? Begründen Sie Ihre Meinung!*

Flammenfärbung von Erdalkali-Metallen

				
--	**--**	**orange- bis ziegel-rot**	**rot**	**grün**
Beryllium	Magnesium	Calcium	Strontium	Barium

alle Bilder: Q: commons.wikimedia.org (Herge)

Materialien zur Vorbereitung (z.B. für flipped classroom)		
	[]	**min** *
	Flammenfärbung	
	[Learning Level Up]	**5 min** ****
	https://www.youtube.com/watch?v=t0k8A_lqttc	
Zusatz-Materialien für den gehobenen Anspruch		
	Flammenfärbung	
	[Physik mit c]	**12 min** *****
	https://www.youtube.com/watch?v=PwLp51iKKDs	

2.7. Übersicht Erdalkalimetalle

	Beryllium	Magnesium	Calcium	Strontium	Barium
Symbol	Be	Mg	Ca	Sr	Ba
Kernladungszahl	4	12	20	38	56
Atommasse [u]	9,01	24,3	40,08	87,62	137,33
Atomradius [pm]*	111	160	197	215	222
Elektronen-Schreibweise					
Wertigkeit	II	II	II	II	II
Ion	Be^{2+}	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}
Ionen-Wertigkeit	+2	+2	+2	+2	+2
Dichte [g/cm³]	1,85	1,74	1,54	2,63	3,62
Schmelzpunkt [° C]	1285	650	838	771	726
Siedepunkt [° C]	2770	1106	1483	1385	1640
Farbe	stahlgrau	matt weiß, silberglänzend	silberweiß	goldgelb	silberweiß
Härte	sehr hart	mittlere Härte	weich	weich	weich
Reaktivität					
Flammenfärbung		(grellweiß)	orange gelbrot	karminrot zinnober	(hell-)grün
elektr. Leitfähigkeit [10^6 S / m]	31,3	22,6	29,8	7,6	3
Löslichkeit der Hydroxide [g/100 g]	unlöslich	0,0012	0,12	1	4,7
Löslichkeit der Chloride [g/100 g]	72	55	83	56	37
Löslichkeit der Carbonate [g/100 g]	unbekannt	0,06	0,0013	0,001	0,00136
Löslichkeit der Sulfate [g/100 g]	41	36	0,21	0,01	0,00025
Trivialname des Hydroxid's			gelöschter Kalk		
Trivialnamen der Lauge			Kalkwasser		Barytwasser
Base-Stärke					

Q: http://www.hamm-chemie.de/k9/k9ab/datenblatt_erdalkalimetalle.htm; erw.: dre

Aufgaben:

1. Prüfen Sie, für welche Eigenschaften Sie ähnliche Tendenzen, wie sie bei der Reaktivität eingezeichnet wurde, anzugeben sind! Erstellen Sie eine Tabelle mit den festgestellten Tendenzen (ohne Werte!)!
2. Welche, der Tendenzen, können Sie erklären? Notieren Sie diese mit einer kurzen Erklärung!
3. Erklären Sie, warum Erdalkali-Metalle nicht als reine Elemente – sondern immer nur in Verbindungen – in der Natur vorkommen!

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

3. Metallhydroxide und alkalische / basische Lösungen

Problem-Fragen für Selbstorganisiertes Lernen

Wie passt der Begriff Alkalien zu Hydroxiden?
Was sind alkalische Lösungen genau?
Gibt es auch erdalkalische Lösungen?
Was sind Basen? Was sind Laugen?
Was ist der Unterschied zwischen Basen, Laugen und Hydroxiden?
Haben Basen einen Geschmack? Wenn ja, wonach schmecken sie?
Warum gelten Basen als Gegenstück zu Säuren?
Welche Gemeinsamkeiten haben Basen?
Wie kann man Basen nachweisen?
Welche Bedeutung haben Basen in der Industrie?
Wie stellt man die wichtigtse Industrie-Base her?
Gibt es überhaupt Anwendungen / Nutzungsmöglichkeiten von Metallhyroxiden im Haushalt?
Basen sollen seifig sein. Ist Base und Seife das Gleiche? Was haben beide miteinander zu tun?
Bei Säuren gibt es Reinigungsmittel, wie z.B. Essigsäure-Reiniger. Gibt es auch bei den Basen / Laugen – Reinigungsmittel – die Basen enthalten? Wenn ja, welche?
Haben Laugenbrötchen was mit Basen zu tun?
Leiten Basen den elektrischen Strom? Wenn JA, warum, wenn NEIN, warum nicht?

Bei den Reaktionen von unedlen Metallen mit Wasser haben wir die Bildung von sogenannten **Metallhydoxid**en festgestellt. Oft reichte zur Bildung schon die Luftfeuchtigkeit und die vorher glänzenden Metalle waren schnell mit einer weißen Schicht aus Oxid und Hydroxid überzogen. Bei reichlich vorhandenem Wasser bildete sich dann schließlich eine Hydroxid-Lösung.
Die Metallhydroxide (der Metalle aus der I. Hauptgruppe) werden historisch als Alkalien bezeichnet.
Eine weitere Möglichkeit zur Bildung von Metallhydroxid-Lösungen ist das Auflösen der Metalloxide in Wasser. Die Lösungen haben einen basischen bzw. alkalischer Charakter. Mit einem Indikator (z.B. Phenolphthalein) konnten wir schon die Hydroxid-Ionen in Lösungen nachweisen. Nutzt man Universal-Indikator, dann fällt die blaue bis violette Färbung auf, die für einen erhöhten pH-Wert steht. Was es mit dem pH-Wert genau auf sich hat, können wir erst später erklären (→ 7. Säuren / saure Lösungen).
Alkalische Lösungen – auch Basen oder Laugen genannt – haben eher einen bitteren bis seifigen Geschmack und hinterlassen bei Berührung einen seifigen (fühlen sich schlüpfrig / glitschig an) und mehr nachhaltigen ätzenden Eindruck.
Wer schon mal einfache Seifen-Lösung in den Mund bekommen hat, der kennt den unangenehmen Geschmack.
Konzentrierte Basen sind aber auch sehr stark ätzend.
Historisch werden Basen eng mit den Alkalien und ihren Verbindungen in Bezug gebracht. Da Alkalien aber in der mittelalterlichen Alchemie eine untergeordnete Rolle spielten, war lange wenig über ihren Bau und die chemischen Reaktionen bekannt. Allerdings bekamen die Alchemisten schnell mit, dass die Basen Säuren quasi zerstören / ausgleichen oder wie wir heute sagen – neutralisieren – können.
Eine ausgeprägte Gegenüberstellung der Basen gegen die Säuren erfolgte schon durch Otto TACHENIUS im 17. Jahrhundert.

 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Der Begriff Base wurde erst zum Ende des 17. Jahrhunderts von den Chemikern STAHL, BOYLE und ROUELLE eingeführt. Er leitet sich vom Begriff "Basis" ab und meinte damals, dass es sich um die nicht-flüchtige (feste, nicht-verdunstende) Grundlage zur Fixierung von nicht-flüchtiger Säuren handelt.

Bei LAVOISIER (1743 - 1794) herrschte noch die Meinung vor, dass Säuren immer aus Nichtmetalloxiden und Basen aus Metalloxiden gebildet werden. Heute wissen wir es besser.

Zu den wichtigen Basen zählen wir die nebenstehenden Stoffe.

Für andere Metalle gibt es ebenfalls Hydroxide. Sie haben aber in der Schul-Chemie praktisch kaum eine Bedeutung.

Name(n)	**Formel**	
Natriumhydroxid	$NaOH$	
Kaliumhydroxid	KOH	
Lithiumhydroxid	$LiOH$	
Magnesiumhydroxid	$Mg(OH)_2$	
Calciumhydroxid	$Ca(OH)_2$	
Bariumhydroxid	$Ba(OH)_2$	
Aluminiumhydroxid	$Al(OH)_3$	
Ammoniak-Lösung Salmiak-Lösung	NH_3	

Materialien zur Vorbereitung (z.B. für flipped classroom)	
	[] ⏳ min *
	Was sind eigentlich Basen?
	[musstewissen Chemie] ⏳ **8 min** *****
	https://www.youtube.com/watch?v=J0-LFHwcgZs
	Was genau sind Basen? Was unterscheidet Basen, Hydroxide und Laugen?
Wodurch sind starke Basen gekennzeichnet? Welche Ionen liegen im Lösung vor? Was passiert, wenn man Basen mit Säuren zusammenbringt?	
	I: Hauptgruppe | Hydroxide | Chemie | Modelle, Formeln u. Konzepte
	[Chemie-Lernvideos] (Sofatutor) ⏳ **2 min** **
	https://www.youtube.com/watch?v=_1_9nswl8zQ
	Welche Hydroxide werden durch die Elemente der I. Hauptgruppe gebildet?
	Wirkung von Natriumhydroxid auf Aluminium
	[DoktorKlawonn] ⏳ **2 min** ***
	https://www.youtube.com/watch?v=PczVSqHkZK0
	Notiere die Beobachtungen zum Experiment!
	[] ⏳ min *

Zusatz-Materialien für den gehobenen Anspruch	
	Säuren und Basen 3: Was sind Laugen Chemie Klasse 10
	[Dr. S. Ziehm - NauTec] ⏳ **9:30 min** *****
	https://www.youtube.com/watch?v=lJ-sm2flFYA
	Woran erkennt man Laugen?
	[] ⏳ min *

Metallhydroxide und alkalische Lösung

- ***Darstellung der Metallhydroxide durch die Reaktion unedler Metalle mit Wasser***
- ***Formulieren der Reaktionsgleichungen***

3.1. Darstellung von Metallhydroxiden

Lehrer-Versuch: Natrium an der Luft



Durchführung:

- auf eine Keramik-Fliese wird ein Blatt Filterpapier gelegt
- mit der Pinzette wird aus dem Aufbewahrungs-Gefäß für Natrium ein kleines Stück entnommen (ev. größere Stücke mit einem Messer teilen)
- ev. anhaftende Flüssigkeit durch Wenden des Natrium-Stückes mittels Pinzette auf dem Filterpapier entfernen
- mit dem Messer die krustige Außenschicht entfernen
→ **Beobachtung**

Entsorgung:

- Reste (Kruste, Natrium-Stücke) in ein hohes Becherglas mit etwas Brennspiritus geben
- Lösung (mit viel Wasser) in den Ausguss

Lehrer-Versuch: Verbrennen von Natrium an der Luft



Durchführung:

- in einen Stand-Kolben etwas Wasser mit Indikator geben
- entrindetes und trocknes Stück Natrium (siehe vorheriger Versuch) in einen Verbrennungslöffel geben
- das Natrium erhitzen, schmelzen und dann entzünden
→ **Beobachtung**
- Verbrennungsprodukt dann in das Kolben-Wasser mit Indikator geben
→ **Beobachtung**

Entsorgung:

- Reste (Kruste, Natrium-Stücke) in ein hohes Becherglas mit etwas Brennspiritus geben
- restliches Verbrennungs-Produkt in viel Wasser lösen und dann in den Ausguss

Die Hydroxide von Metallen in reiner Form direkt herzustellen, ist nicht ganz einfach. Da die Hydroxide feste Stoffe sind und es auch bleiben sollen, ist die Verwendung von viel Wasser nicht möglich. Eine Möglichkeit die Wasser-Menge zu beschränken ist die Verwendung der Luft-Feuchtigkeit. Die Alkali-Metalle reagieren mit dieser schließlich zum Alkalihydroxid. Das funktioniert auch bei einigen Erdalkalien. Die bilden aber auch schnell Passivierungs-Schichten, so dass nur die Oberfläche mit Oxid und / oder Hydroxid besetzt ist.
In größeren Mengen Wasser löst sich das Hydroxid sofort auf. Diesen Effekt beobachten wir auch bei den Alkalien. Je länger sie an der frischen Luft liegen, umso mehr Wasser ziehen sie an. Wir sagen, sie sind hygroskopisch.

Einfacher ist die Herstellung der Lösungen. Jetzt kann mit reichlich Wasser gearbeitet werden. Schließlich soll ja am Ende eine Lösung entstehen. In der klassischen Schul-Chemie spielen vor allem die Lösungen eine Rolle, weshalb die Begriffe Hydroxid und Hydroxid-Lösung oft äquivalent benutzt werden. Das ist aber sachlich nicht korrekt. Hyydroxide sind eben nicht basisch oder alkalisch, die Lösungen schon.
Grundsätzlich gibt es zwei Möglichkeiten, um Hydroxid-Lösungen herzustellen. Zum Einen können wir die passenden Metalle direkt in Wasser lösen. Dabei reagieren die Metalle mit dem Wasser und entziehen den Wasser-Molekülen den Sauerstoff. Als Neben-Produkt wird

Wasserstoff frei. Es entsteht zuerst das Metalloxid, welches sofort mit weiterem Wasser reagiert (→ Reaktion der Metalle mit Wasser:). Diese Reaktion geht aber nur für unedle Metalle. Je edler die Metalle sind, umso weniger schaffen sie es, dem Wasser den Sauerstoff zu entziehen.
Die zweite grundsätzliche Möglichkeit besteht im direkten Auflösen von Metalloxiden in Wasser. Hierbei zerfällt das Oxid in Metall- und Oxid-Ionen. Die Oxid-Ionen reagieren sofort mit einem Wasser-Molekül unter Bildung von zwei Hydroxid-Ionen weiter (→ Reaktion der Metalloxide mit Wasser).

Versuch: Reaktion von unedler Metalle mit / in Wasser

Durchführung:

- ein Reagenzglas (RG) wird etwa 2 cm hoch mit Wasser befüllt
- 1 – 2 kleine Stückchen Magnesium(-Band) werden in das Wasser gegeben und das RG in einen Reagenzglas-Ständer abgestellt

→ Beobachtung

mögliche Erweiterung:

- in das RG wird 1 Tropfen Indikator (Phenolphthaleïn oder Unitest) gegeben
- als Vergleich ein 2. RG mit Wasser und 1 Tropfen Indikator verwenden (oder von Anfang an einige Tropfen Indikator zum Wasser geben)

→ Beobachtung

Versuch: Reaktion von Metalloxid mit / in Wasser

Durchführung:

- die Überreste von frisch verbranntem Magnesium (→ Magnesiumoxid) oder ein anderes Alkali- oder Erdalkali-Oxid wird in ein RG mit Wasser (3 ml) und in ein RG mit Wasser (3 ml) und ein paar Tropfen Indikator gegeben
- ev. leicht erwärmen

→ Beobachtung



Hinweis zum Experimentieren in Kursen:
Wenn mehrere Gruppen experimentieren, dann kann die eine Gruppe den Indikator schon vor dem Versuch zum Wasser dazugeben und die andere erst hinterher. Die Beobachtungen sollten dann zwischen den Gruppen ausgetauscht werden.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

3.1.1. Darstellung von Alkali-Hydroxiden

Betrachten wir nun die Bildung von Hydroxiden – also den Feststoffen. Neben dem Metall werden Sauerstoff- und Wasserstoff-Atome gebraucht. Ideal wäre wahrscheinlich Wasser als Reaktions-Partner, weil hier beide Atome enthalten sind. Beim Einsatz von Wasser müssen wir aber gleich mit dem Auflösen rechnen. Dies wollen wir aber nicht. Deshalb lassen wir nur dosiert Wasser zu – hier in Form von Luft-Feuchtigkeit.

Reaktion der Metalle mit Wasser (Luft-Feuchtigkeit):

Lehrer-Versuch: Reaktion von Natrium auf feuchtem Filterpapier

Durchführung:

- *ein Blatt Filterpapier wird gut angefeuchtet (ev. auch mit Unitest-Lösung od. Phenolphthaleïn-Lösung)*
- *kleines Stück Natrium entrinden und mit einer frischen Anschnitt-Fläche auf das Filterpapier legen*

→ **Beobachtung**



Das blanke Akali-Metall überzieht sich sehr schnell mit einer weißen Schicht. Dabei handelt sich zuerst um ein Gemisch aus Akalioxid und dem Hydroxid.

$$2\,M^{I} + 2\,H_2O \longrightarrow \underset{\text{Metallhydroxid}}{2\,MOH} + H_2\uparrow \quad ; \text{ exotherm}$$

Neben-Reaktion

$$4\,M^{I} + O_2 \longrightarrow \underset{\text{Metallhydroxid}}{2\,M_2O} \quad ; \text{ exotherm}$$

Je länger Luft dazukommt, umso weicher, schmieriger, flüssiger wird das Produkt. Das Oxid ist hygroskopisch, d.h. es zieht Wasser (Luft-Feuchtigkeit) aus der Luft.

$$M_2O + H_2O \longrightarrow 2\,MOH \quad ; \text{ exotherm}$$

Es entsteht somit auch das Hydroxid. Bei weiterem Kontakt mit Wasser kommt es dann aber zum Auflösen. Nun handelt sich um eine Hydroxid-Lösung.
Ein Wasser-Entzug aus Wasser-Hydroxid-Gemischen ist bei einem hohen Hydroxid-Gehalt durch Erwärmen und Verdampfen möglich.

Lehrer-Versuch: Eindampfen einer konzentrierten Natriumydroxid-Lösung

Durchführung:

- *auf einen Objekt-Träger wird eine Probe der weichen Masse aus dem obigen Versuch übertragen*
- *den Objekt-Träger auf eine Heizplatte legen und erwärmen lassen*

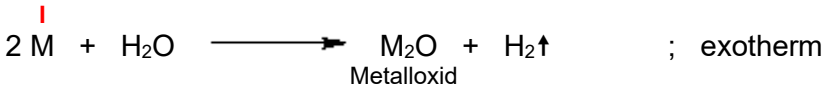
→ **Beobachtung**



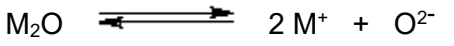
- ***Darstellung durch die Reaktion von Metalloxid und Wasser***
- ***Formulieren der Reaktionsgleichungen***

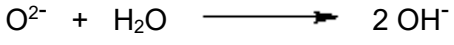
3.1.1.1. Darstellung von Alkalihydroxid-Lösungen

In der Labor-Chemie wird eher eine Hydroxid-Lösung gebraucht, als das feste Hydroxid. Nun können die Reaktionen, die wir gerade besprochen haben, mit beliebig viel Wasser ablaufen. Verwendet man Alkali-Metall als Ausgangstoff, dann reagiert das Metall zuerst zu einem Oxid. Das Natrium entzieht dabei dem Wasser den Sauerstoff. Im Oxid liegen das Natrium und der Sauerstoff als Ionen vor.



Beim Sauerstoff nennen wir das Ion Oxid-Ion. Das Oxid-Ion wird beim Auflösen frei und reagiert sofort mit weiterem Wasser zu zwei Hydroxid-Ionen





Jetzt liegt aber eine Hydroxid-Lösung vor. Wir sprechen auch von einer Lauge. Die Laugen sind mit einem Indikator gut erkennbar. Phenolphthaleïn reagiert mit den gelösten Hydroxid-Ionen unter Bildung eines pinken bis violetten Farbstoffes. Der Indikator Unitest zeigt die Hydroxid-Ionen mit einer blauen bis dunkel-violetten Farbe an. Man spdann richt auch von alkalischen oder basischen Lösungen.
Während die Reaktion von Lithium und Natrium mit Wasser noch im Bereich einer heftigen Reaktion abläuft, reagieren die Alkalien ab Kalium explosionsartig mit Wasser.
Der Kontakt mit feuchter Haut reicht zum Starten der Reaktion. Diese ist so heftig, das man an der Kontaktstelle Verbrennungen bekommen kann. Desweiteren ist das Natriumhydroxid stark ätzend.

Lehrer-Versuch: Reaktion von Natrium mit Wasser

Durchführung:



- *in das Unterteil einer PETRI-Schale wird ungefähr 0,5 cm hoch Wasser gefüllt*
- *es können optional einige Tropfen Phenolphthalieïn oder Unitest (Indikator) dazugegeben werden*
- *ev. die PETRI-Schale auf einen Overhead-Projektor stellen*
- *ein kleines Stück frisch entrindetes Natrium wird dann in die Schale gegeben*

→ **Beobachtung**

Entsorgung:

- *Reste (Kruste, Natrium-Stücke) in ein hohes Becherglas mit etwas Brennspiritus geben*
- *Flüssigkeit aus der PETRI-Schale mit viel Wasser in den Ausguss spülen*

Reaktion der Metalloxide mit Wasser

Um eine Hydroxid-Lösung herzustellen kann auch direkt ein Alkalioxid verwendet werden:

$$M_2O + H_2O \longrightarrow \underset{\text{Metallhydroxid}}{2\ MOH} \quad ; \quad \text{exotherm}$$

Für Natrium ergibt sich dann diese Reaktion:

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\ NaOH$$

Aufgaben:

1. ***Stellen Sie jeweils zwei Reaktions-Gleichungen für die Bildung von Kalium- und Lithiumhydroxid auf!***
2. ***Geben Sie ein allgemeines Reaktions-Schema (mit M als Metall-Symbol) für die Bildung von Alkalihydroxiden an!***

3.1.2. Darstellung von Erdalkali-Hydroxiden

Aufgaben:

1. ***Entwickeln Sie aus den Kenntnissen zur Bildung von Alkalihydroxiden die Reaktions-Gleichungen für drei Erdalkalihydroxide (jeweils zwei Möglichkeiten!)!***
2. ***Leiten Sie ein allgemeines Reaktions-Schema (mit M als Metall-Symbol) für die Bildung von Erdalkalihydroxiden ab!***

Die Erdalkalien und ihre Oxide reagieren nicht so stark und schnell zu Hydroxiden, wie die Alkalien.
Erdalkalien bilden an der Luft auch Schichten aus Oxid und Hydroxid an ihrer Oberfläche. Diese sind kaum durchlässig für Sauerstoff. Damit wirken die Schichten wie Schutzhüllen. Sie deaktivieren die Oberflächen für weitere Reaktionen. Man spricht auch von Passivierungs-Schichten. Eine solche Bildung von inaktiven (bzw. inerten) Schichten wird **Passivierung** genannt.
Alkali- und Erdalkalihydroxide sind feste Stoffe.

Definition(en): Metallhydroxide
Metallhydroxide sind feste Verbindungen, die neben einem Metall auch noch Sauerstoff und Wasserstoff enthalten. (In Wasser bilden Metallhydoxide Metallhydroxid-Lösungen, die auch Laugen genannt werden.)

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Mit Wasser kommt es zur teilweisen Auflösung der Schutzschichten.
Die Lösung von Metallhydroxiden werden Laugen genannt. Sie sind alkalisch, d.h. sie reagieren mit Unitest unter Bildung von blauen bis violetten Farbstoffen. Nutzt man dagegen Phenolphthalein als Indikator, dann zeigen Metallhydroxid-Lösungen eine lila bis purpurne Verfärbung.

Definition(en): Laugen
Laugen sind die wässrigen Lösungen von (festen) Metallhydroxiden. Laugen reagieren basisch bzw. alkalisch.

Neben den Metallhydroxiden gibt es weitere Stoffe und Stoffgruppen, die eine alkalische Reaktion in Wasser zeigen. Sie alle werden in der Gruppe der Basen zusammengefasst. Bei Basen handelt es sich immer um wässrige Lösungen.
Die Ursache für die alkalische Reaktion einer Lösung ist das Vorhandensein von Hydroxid-Ionen. Bei Nutzungen von Messungen des pH-Wertes erhalten wir Werte von über 7 bis 14.
(Einige wenige Basen besitzen auch größere pH-Werte als 14.)

Definition(en): Basen
Eine Base ist ein Stoff, der in wässriger Lösung Hydroxid-Ionen bildet.

SE: Reaktion von Calcium- und Magnesiumoxid und Wasser
SE: Nachweis der Hydroxid-Ionen

Versuch: Reaktion von Calcium- oder Magnesiumoxid mit Wasser

Durchführung:



- in ein Reagenzglas (RG) 2 – 3 cm hoch Wasser einfüllen
- ev. Temperatur mit (Infrarot-)Thermometer messen
- mit einem Spatel Calcium- oder Magnesiumoxid in das Wasser geben
→ **Beobachtung** (auch mit Hand Temperatur des RG's erfühlen)
- ev. Temperatur mit (Infrarot-)Thermometer messen
- in das RG wird 1 Tropfen Indikator (Phenolphthaleïn oder Unitest) gegeben
- als Vergleich ein 2. RG mit Wasser und 1 Tropfen Indikator verwenden
→ **Beobachtung**

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Reaktionen der Metalle mit Wasser

$$\overset{II}{M} + 2\,H_2O \longrightarrow \underset{\text{Metallhydroxid}}{2\,M(OH)_2} + H_2\uparrow \;;\; \text{exotherm}$$

Aber warum gerade $M(OH)_2$? Das kann man sich eigentlich ganz gut am Baustein-Modell ("LEGO®-Modell") vergegenwertigen.
Das Metall-Ion – im Modell als gelber Baustein dargestellt – besitzt zwei Löcher. Diese entsprechen den beiden fehlenden / abgegeben Elektronen. Das Hydroxid-Ion (blaue Bausteine) haben jeweils eine negative Ladung. Diese soll im Modell durch die Nobbe dargestellt sein.



Baustein-Modell für die Bildung eines zweiwertigen Metallhydroxid's

Der blaue 1er-Baustein steht für ein Hydroxid-Ion, dass aus einem Sauerstoff- und einem Wasserstoff-Atom aufgebaut ist. Daran kann nichts mehr beim Zusammenbauen geändert werden. Es lässt sich nur noch die Anzahl der verwendeten Bausteine anpassen. Weil die beiden Atome im Hydroxid-Ion zusammen gehören, werden sie betont geklammert.
Um nun die beiden Löcher im gelben 2er-Baustein auszufüllen, benötigen wir eben zwei blaue 1er-Bausteine. Damit sind die Löcher des gelben Baustein's gefüllt, quasi ist dann der Ladungs-Ausgleich gelungen.

Reaktionen von Metalloxien mit Wasser:

$$2\,\overset{II}{M}O + 2\,H_2O \longrightarrow \underset{\text{Metallhydroxid}}{2\,MOH} + H_2\uparrow \;;\; \text{exotherm}$$

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

3.1.3. Zusammenfassung zur Bildung von Metall-Hydroxiden

Die meisten Metalle reagieren mit Wasser unter Bildung von Wasserstoff zu Metallhydroxiden. Bei einer geringen Wasser-Zufu, z.B. wenn ausschließlich Luft-Feuchtigkeit in Kontakt zum Metall kommt, dann bildet sich festes Hydroxid.
Steigt die eingesetzte Wasser-Menge, z.B. beim direkten Kontakt mit Wasser, dann bildet sich sofort eine Hydroxid-Lösung. Metall-Hydroxid-Lösungen werden auch Laugen genannt. Sie reagieren mit alkalisch bzw. basisch. Den basischen Charakter (pH > 7) einer Lösung kann man mit Indikatoren sichtbar machen. Der Unitest-Indikator zeigt eine blau bis violette Verfärbung. Ein anderer Indikator ist Phenolphthaleïn. Dieser Indikator verändert sein Farbe von farblos nach pink/violett.
Nicht alle Metalle reagieren gleich gut mit Wasser. Einige überziehen sich an der frischen Luft gleich mit einer Passivierungs-Schicht, die aus Oxid und Hydroxid besteht.
Je edler Metalle werden, umso schlechter reagieren sie mit Wasser. Gold, Silber und Quecksilber z.B. reagieren überhaupt nicht mit Wasser oder Luft-Feuchtigkeit.

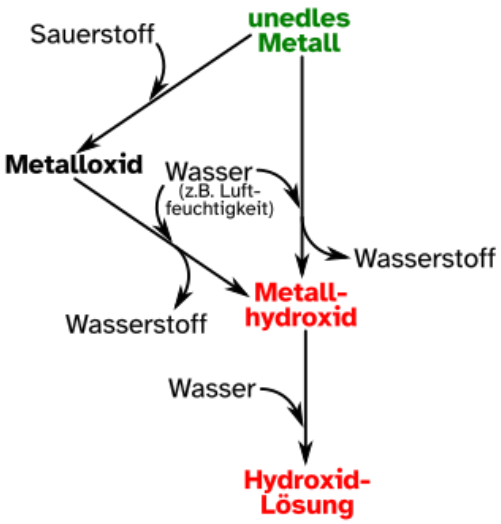
(festes) Metallhydroxid + Wasser ⟶ Metallhydroxid-Lösung

Metallhydroxide dissoziieren in Wasser in Metall-Ionen und Hydroxid-Ionen

Hydroxid-Ionen können mit Indikatoren nachgewiesen werden

Übersicht über die Reaktions-Wege:

Ausgangstoff (**grün**) ist ein unedles Metall. Dieses kann mit Sauerstoff zu Metalloxid reagieren. Das Metalloxid reagiert mit Luftfeuchtigkeit (wenig Wasser) zum festen Metallhydroxid (Endprodukt, **rot**). Wasserstoff ist dabei ein Nebenprodukt.
Bei direktem Kontakt von unedlem Metall und Wasser (z.B. Luftfeuchtigkeit) kann es zur direkten Bildung eines Metallhydroxid's kommen. Hierbei wird als Nebenprodukt Wasserstoff gebildet.
Ist reichlich Wasser vorhanden, löst sich das Metallhydroxid auf und es entsteht eine Hydroxid-Lösung (Lauge, Base).



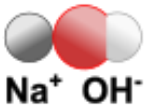
SE: Auflösen von Metallhydroxid
SE: Versetzung von Haaren, Schafwolle oder Vogelfedern mit Natronlauge

- ***Metall- und Hydroxid-Ionen***
- ***Hydroxid-Ion als zusammengesetztes Ion***
- ***Formel Hydroxid-Ion***
- ***Ionenkristall***
- ***Ionenbindung als chemische Bindung***

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

3.2. Bau der Hydroxide

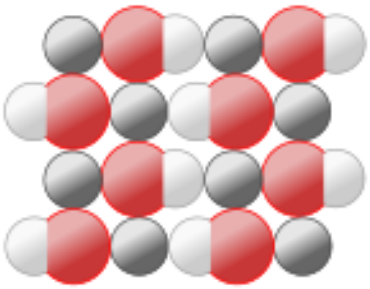
Wenn man die elektrische Leitfähigkeit von festen Metallhydroxiden testet, dann lässt sich kein Strom messen. Schmilzt man ein Metallhydroxid, dann kann man auf einmal einen elektrischen Strom beobachten. Natriumhydroxid schmilzt z.B. bei 322 °C.
Aus der Physik wissen wir, dass nur dann ein elektrischer Strom fließen kann, wenn bewegliche Ladungsträger vorhanden sind.



In der Schmelze sind also frei-bewegliche Ladungsträger vorhanden. Aber welche könnten das sein? Freie Elektronen sind bei den Schmelz-Temperaturen noch nicht vorhanden. In Frage kommen aber Ionen.
Metallhydroxide sind aus zwei Arten von Ionen aufgebaut. Das sind z.B. im Natriumhydroxid (NaOH) die Natrium-Ionen (Na^+) und die Hydroxid-Ionen (OH^-).

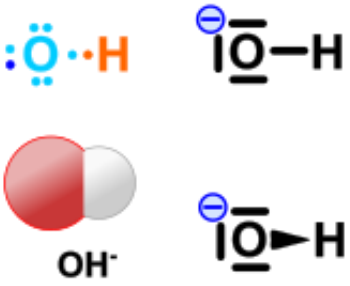
$$NaOH_{(s)} \underset{\text{erstarren}}{\overset{\text{schmelzen}}{\rightleftharpoons}} Na^+_{(f)} + OH^-_{(f)}$$

In der Gleichung sind die Aggregat-Zustände in den Klammern hinter der Formel angegeben. Das **s** steht für solid – also fest. Mit **f** wird ein flüssiger Zustand angezeigt. (Achtung!: Das meint nicht flüssig als Lösung! Dann würde man **aq** für aquatisiert schreiben!)
Der Zusammenhalt im Feststoff wird durch die starken Anziehungs-Kräfte zwischen unterschiedlich geladenen Teilchen realisiert. Es entsteht eine sogenannte **Ionen-Substanz**. Die positiven Metall-Ionen ziehen die negativen Hydroxid-Ionen an und umgekehrt.



Anordnung von Natriumhydroxid-Baueinheiten in einer Kristall-Ebene

Wir sprechen hierbei von einer **Ionen-Bindung** zwischen den beteiligten Ionen.
Die hohen Schmelz-Temperaturen vieler Metallhydroxide sind ein Hinweis auf besonders starke Anziehungs-Kräfte zwischen den Teilchen – hier eben zwischen den Ionen. Bei Zimmer-Temperatur sind Ionen-Substanzen fest und leiten deshalb auch den elektrischen Strom nicht. Es sind zwar Ladungs-Träger – eben die Ionen – vorhanden, aber sie sind nicht frei beweglich. Sie liegen fest gebunden im **Ionen-Gitter** des Kritall's vor.
Auch die Elektronen, die für die negative Ladung stehen, sind nicht frei beweglich. Sie sind fest an den Sauerstoff angebunden.
Die äußeren Elektronen sind fest an die Atom-Rümpfe gebunden. Ob ein Stoff aber wirklich aus Ionen aufgebaut ist, kann man z.B. dadurch prüfen, dass man die elektrische Leitfähigkeit der Schmelze untersucht. Beobachtet man in der Schmelze eine elektrische Leitfähiglkeit, dann müssen bewegliche Ladungs-Träger vorhanden sein. Das sind genau die Ionen.
Das Hydroxid-Ion ist ein **zusammengesetztes Ion** aus zwei Elementen. Es entsteht eine Bindung, die aus den freien Elektronen von Sauerstoff und Wasserstoff gebildet wird.
Die Ladung ist eigentlich dem Sauerstoff zuzuordnen.
Sauerstoff ist deutlich elektronegativer als Wasserstoff. D.h. der Sauerstoff zieht das Bindungs-Elektronen-Päarchen mehr zu sich. Nutzt man die Schreibweise von LEWIS dann wird das verschobene Bindungs-Elektronen-Pärchen auch mal als Dreieck gezeichnet.



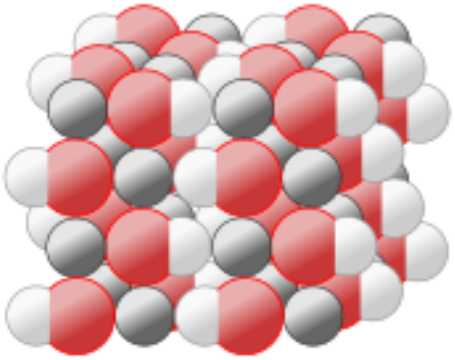
"böse" Fragen zwischendurch:

Woher stammt eigentlich das dunkel-blau dargestellte Elektron in der obigen Abbildung?

Wofür braucht der Sauerstoff dieses Elektron?

Definition(en): Ionen-Substanz
Eine Ionen-Substanz ist ein Stoff, der (auf atomarer Ebene) aus Ionen aufgebaut ist.

Die Anziehungs-Kräfte zwischen den Ionen sind aber nicht linear zum nächsten Ion ausgerichtet, sondern rund herum um die Ionen verteilt. Dadurch liegen die beiden Ionen nicht in einer Molekül-ähnlichen Struktur vor, sondern als Kristall. In diesem ist ein positives Ion immer von mehreren negativen Ionen umgeben. Aber auch ein negatives Ion ist wieder von mehreren positiven Ionen umgeben.
Eine genaue Zuordnung des einen Ion's zu den umliegenden Bindungs-Partner-Ionen ist nicht mehr möglich. In Molekülen ist die Zuordnung immer eindeutig möglich.



Modell eines Natriumhydroxid-Kristall's

Da die Ionen in praktisch unendlicher Anzahl kombiniert sind, werden bei Ionen-Substanzen nur sogenannte **Verhältnis-Formel**n angegeben. Im Natriumhydroxid liegen die Natrium-Ionen (Na^+) und die Hydroxid-Ionen (OH^-) im Verhältnis 1 : 1 vor. Da die Einsen in chemischen Formeln nicht mitgeschrieben werden, ergibt sich die bekannte Formel NaOH für Natriumhydroxid.
Vielfach wird die Formel auch als **Bau-Einheit** verstanden. Natriumhydroxid ist aus unendlich vielen Bau-Einheiten (NaOH) zusammengesetzt.

Definition(en): Ionen-Bindung
Die Ionen-Bindung ist eine starke chemische Bindungs-Art zwischen unterschiedlich geladenen Teilchen.

Definition(en): Ionen-Gitter
Die regelmäßige drei-dimensionale Anordnung von Ionen nennen wir Ionen-Gitter.
Ein Ionen-Gitter ist eine regelmäßige (Anordnungs-)Struktur aus Ionen.

Definition(en): Ionen-Kristall
Ein Ionen-Kristall ist die Bau-Struktur eines Festkörper's, in dem Kationen (positiv geladene Ionen) und Anionen (negativ geladene Ionen) in einer regelmäßigen Anordnung vorliegen.
Ein Ionen-Kristall ist eine regelmäßige (Anordnungs-)Struktur aus unterschiedlich geladenen Ionen in einem Feststoff.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Für die Elemente der I. und II. Hauptgruppe können wir die folgenden Hydroxide finden. Für einige gibt es Trivialnamen. Da die Hydroxide in den meisten Anwendungsfällen in gelöster Form genutzt werden, sind auch einige Trivialnamen für die Lösungen im Umlauf.

Name	**Formel**	**Trivial-Name(n)**	**Trivial-Name der wässrigen Lösung**	
Lithiumhydroxid	LiOH	Ätzlithium, Ätzlithion, Lithiumoxidhydrat		
Natriumhydroxid	NaOH	Ätznatron, Ätzsoda, Natronhydrat, Seifenstein	Natronlauge	
Kaliumhydroxid	KOH	Ätzkali, kaustisches Kali, Kali(um)hydrat, Kaliumoxidhydrat	Kalilauge	
Rubidiumhydroxid	RbOH			
Caesiumhydroxid	CsOH			
Berylliumhydroxid	$Be(OH)_2$			
Magnesiumhydroxid	$Mg(OH)_2$			
Calciumhydroxid	$Ca(OH)_2$	Ätzkalk, gebrannter Kalk, Branntkalk, ungelöschter Kalk, Freikalk, Kalkerde, Kalk	Kalkwasser	Achtung! unter Kalk
Strontiumhydroxid	$Sr(OH)_2$			
Bariumhydroxid	$Ba(OH)_2$		Barytwasser	
Aluminiumhydroxid	$Al(OH)_3$			

Das Aluminiumhydroxid müsste man natürlich der III. Hauptgruppe zuordnen. Allerdings sind in dieser Gruppe die Metall-Eigenschaften nicht mehr ganz so deutlich ausgeprägt. Das Aluminiumhydroxid ist aber in den meisten Eigenschaften gut mit den Alkali- und Erdalkalimetallhydroxiden vergleichbar. Innerhlab der III. Hauptgruppe nimmt der basische Charakter nur geringfügig zu. Bor – das ja am Anfang der III. Hauptgruppe steht, wird eher ein sauerer Charakter (s.a. → 7. Säuren / saure Lösungen) zugesprochen.

- ***Formulieren der Reaktionsgleichungen***
- ***Namen und Formeln von wichtigen Metallhydroxiden***

3.3. Eigenschaften der Metallhydroxide

- ***Eigenschaften der Metallhydroxide***
- ***Laugen als Lösungen der Metallhydroxide***
- ***Begriff Indikator*** *(schon früher erledigt)*

3.3.1. Reaktion der (festen) Metallhydroxide in Wasser

Versuch: Auflösen von festem Natriumhydroxid in Wasser

Durchführung:

- in ein Reagenzglas (RG) wird 3 cm hoch Wasser gegeben
- ev. Temperatur mit (Infrarot-)Thermometer messen
- mit einer Pinzette ein Plätzchen Natriumhydroxid in das Wasser geben
→ **Beobachtung** (auch mit Hand Temperatur des RG's erfühlen)
- ev. Temperatur mit (Infrarot-)Thermometer messen



mögliche Erweiterung:

- in das RG wird 1 Tropfen Indikator (Phenolphthaleïn oder Unitest) gegeben
- als Vergleich ein 2. RG mit Wasser und 1 Tropfen Indikator verwenden
→ **Beobachtung**

Das meist recht leichte Lösen der eigentlich festen Metall-Hydroxide haben wir schon aufgezeigt. Ursache ist der ionische Aufbau. D.h. sie bestehen aus Metall- und Hydroxid-Ionen, die dann im Wasser sehr gut gelöst werden können.

Ein großer Fortschritt war dann die Erkenntnis von Svante ARRHENIUS (1884), dass in Basen bzw. basischen Lösungen immer Hydroxid-Ionen zu finden sind.
Mit Hilfe von Lösungs- bzw. Dissoziations-Gleichungen lassen sich die Freisetzungen der Hydroxid-Ionen auch gut belegen.

Natriumhydroxid: $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$

Magnesiumhydroxid: $Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ OH^-$

Die Lösungs-Vorgänge der Metallhydoxide sind z.T. sehr stark exotherm. Um ein Platzen der Gefäße zu verhindern, muss auf gute Kühlung beim Lösen von Hydroxiden in Wasser geachtet werden. Weiterhin muss unbedingt die Base vorsichtig und Portions-weise im Wasser gelöst werden.
Niemals darf das Wasser direkt auf ein Hydroxid gegeben werden. Eine alte Chemiker-Regel lautet: "Erst das Wasser, dann die Säure, sonst geschieht das Ungeheure." Gemeint sind heirmit auch Hydroxide (Basen).

Dissoziationen weiterer bedeutsamer Basen:

Lithiumhydroxid:	$LiOH$	⇌	Li^+	+	$\mathbf{OH^-}$
Kaliumhydroxid:	KOH	⇌	Na^+	+	$\mathbf{OH^-}$
Calciumhydroxid:	$Ca(OH)_2$	⇌	Mg^{2+}	+	2 $\mathbf{OH^-}$
Bariumhydroxid:	$Ba(OH)_2$	⇌	Ba^{2+}	+	2 $\mathbf{OH^-}$
Aluminiumhydroxid:	$Al(OH)_3$	⇌	Al^{3+}	+	3 $\mathbf{OH^-}$

Bei den Basen stellte sich das Hydroxid-Ion ($\mathbf{OH^-}$) als der basisch machende Bestandteil heraus.
Dieses führte dann auch zu einer der ersten – wissenschaftlich breit akzeptierten – Definition von Basen.

Definition(en): Base (ARRHENIUS)
Basen sind Stoffe, die in Wasser in Hydroxid-Ionen und Baserest-Kationen (/ positiv geladene Baserest-Ionen) dissoziieren. Der basische Charakter geht von den Hydroxid-Ionen aus.
Basen sind Stoffe, die in wässrigen Lösungen Hydroxid-Ionen abspalten.

Basen bilden also in Wasser **basische Lösungen**. Mit Universal-Indikator bekommt man eine blaue bis violette Färbung.
Zusätzlich werden auch häufig die Begriffe Hydroxide und Laugen verwendet.

Definition(en): Hydroxide
Hydroxide sind Stoffe, die abspaltbare Hydroxid-Ionen enthalten.

Hydroxide sind für sich erst einmal Feststoffe. Deshalb heißen die festen Stoffe meist auch Natriumhydroxid, Kaliumhydroxid usw. Sie müssen nur unbedingt Hydroxid-Ionen enthalten.
Heute versteht man meist unter Hydroxiden die festen Stoffe. Um die
Der Begriff der Laugen wird nur für die wässrigen Lösungen der Metallhydroxide genutzt, nicht für die Feststoffe. Die meisten anorganischen Basen sind Metallhydroxid-Lösungen – also auch Laugen.
Neben den Metallhydroxid-Laugen werden – vor allem im Alltag – auch Seifen- oder Waschmittel-Lösungen als Laugen bezeichnet. Meist haben sie auch einen alkalischen bzw. basischen Charakter.

Definition(en): Laugen
Laugen sind die wässrigen Lösungen, die Hydoxid-Ionen enthalten.

(festes) Metallhydroxid + Wasser ⟶ Metallhydroxid-Lösung

Metallhydroxide dissoziieren in Wasser in Metall-Ionen und Hydroxid-Ionen

3.3.1.1. Sonderfall: die basische Lösung von Ammoniak

Die Base-Definition von ARRHENIUS sowie die Begriffe Lauge und Hydroxid liegen also sehr nah beieinander.
Ein Problem haben wir allerdings beim Ammoniak. Dieser reagiert in Wasser ganz offensichtlich basisch. Mit Universal-Indikator erhalten wir die typische blaue Farbe. Ammoniak (NH_3) enthält aber gar kein Sauerstoff für die Bildung eines abzugebenen Hydroxid-Ion.

Ammoniak: $NH_3 \rightleftharpoons NH_3\ (???) + OH^-\ (???)$

Hier kann die 1887 von ARRHENIUS entwickelte Theorie nicht helfen.
Vielleicht könnte man aber vermuten, dass der Sauerstoff aus dem Lösungsmittel Wasser kommt und Ammoniak irgendwie diesen Sauerstoff klaut. Erst BROENSTEDT fand (1923) eine Theorie, die die Bildung von Hydroxid-Ionen durch Ammoniak erklären konnte (→ die Reaktions-Abläufe – genauer betrachtet).

Ammoniak: $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons \underbrace{NH_4^+}_{\text{Ammonium-Ion}} + OH^-$

Und tatsächlich, das Problem mit dem Ammoniak löst sich praktisch auf. Auch bei den Basen muss eine Reaktion mit Wasser stattfinden. Für die Reaktion spricht auch, dass in Salzen, die dann aus Ammoniak gebildet werden, genau dieses Ammonium-Ion auftaucht.

Lösungen, die Hydroxid-Ionen enthalten, sind **alkalisch** oder auch **basisch**. Das ist quasi das Gegenstück zu sauer. Verdünnte Lösungen fassen sich seifig an und schmecken auch so.
Mit sogenannten **Indikatoren** kann man dann die Hydroxid-Ionen auch nachweisen.

SE: Prüfen verschiedener alkalischer Lösungen mit Indikatoren

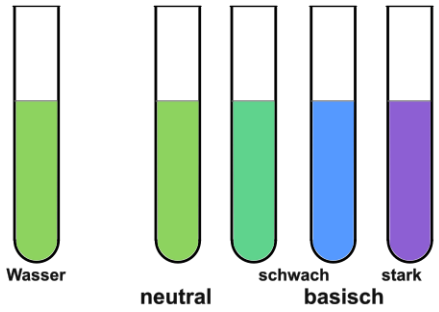
(c,p) 2015-2026 lsp: dre

3.3.2. Reaktionen von Hydroxiden mit Indikatoren

Säure-Base-Indikatoren – so müsste man exakt sagen – zeigen durch ihre Verfärbung die Anwesenheit z.B. von Hydroxid-Ionen an. Beispiele für Säure-Base-Indikatoren sind: Universal-Indikator (Unitest), Lackmus, Phenolphthaleïn, Methylorange, …

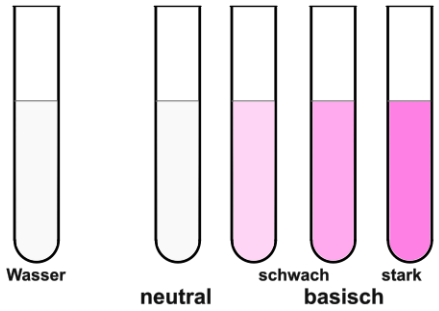
Chemisch gesehen sind Indikatoren Farbstoff. Säure-Base-Indikatoren sind also solche Farbstoffe, die ihre Farbe in Säuren und / oder Basen verändern.

Der meist-verwendete Indikator in der Schul-Chemie ist der Universal-Indikator. Er wird auch Unitest-Indikator genannt. Im Wasser ist Unitest grün. Mit Hydroxid-Ionen zeigt sich eine Verfärbung ins Blaue. Bei stark basischen Lösungen beobachten wir dann sogar eine violette Farbe.



Farbreaktion von Unitest mit Basen

Ein völlig andere Farb-Veränderung beobachten wir beim Phenolphthaleïn. Im Wasser (wie auch bei Säuren) bleibt dieser Indikator farblos. Im basischen Bereich – also mit steigender Hydroxid-Ionen-Menge – wird Phenolphthalen dann immer mehr pink bis violett.



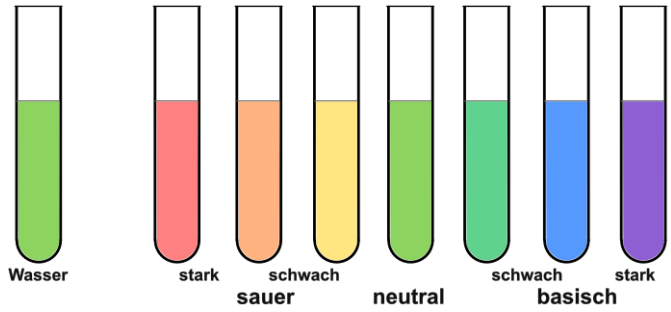
vergleichbare Farbreaktion
von Phenolphthaleïn mit Basen

Die Verfärbungen von Universal-Indikator bei Zusatz von Säuren und Basen ist aber sprichwörtlich. Meist wird die genaue Angabe des Indikator-Namen's auch gleich weggelassen.

Das ist aber eben nicht wisenschaftlich exakt, da es Unmengen von Säure-Base-Indikatoren gibt, die zudem völlig andersfarbig auf Säuren bzw. Basen reagieren.

Für die Schnell-Analyse gibt es den Universal-Indikator auch auf Papier. Man spricht auch von pH-Papier bzw. pH-Teststreifen.

Zum Testen hält man einen Streifen in die zu prüfende Lösung. Die Verfärbung kann mittels einer Farb-Skala genauer interpretiert werden. Neben der Information, ob es sich um eine Base oder Säure handelt, wird oft auch der pH-Wert angezeigt. Dieser ist ein Maß für die Stärke von Säuren und Basen.



Farb-Spektrum des Unitest-Indikator's

Eine Base hat einen pH-Wert von über 7. Die stärksten Basen haben eine pH-Wert von 14.

Für die Messung des pH-Wertes gibt es auch elektronische Messgeräte. Sie zeigen den pH-Wert als Zahl an.

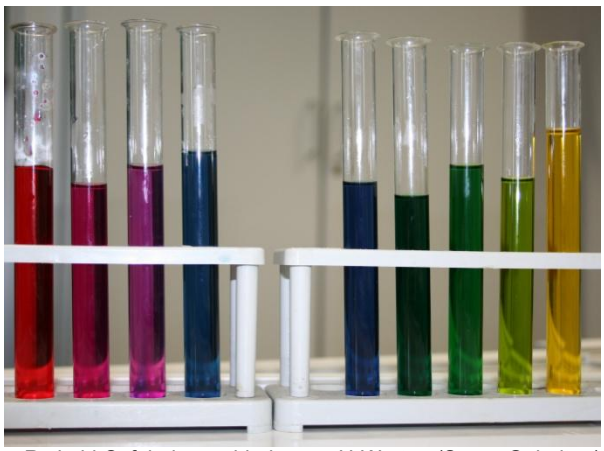
Etwas konzentriertere Lösungen von Basen haben nicht nur einen hohen pH-Wert, sie sind auch stark ätzend. Sie greifen z.B. Haare und andere Eiweiße (Proteïne) an. U.a. deshalb setzt man Natriumhydroxid auch in Rohr-Reinigern ein.

$$\text{Protein}_{(s)} \xrightarrow{\text{c NaOH}} \text{Peptide}_{(s)}$$

$$\text{Peptid}_{(s)} \xrightarrow{\text{c NaOH}} \text{Aminosäuren}_{(aq)}$$

 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Aber auch der in der Küche anfallende Rotkohl-Saft (nach dem Kochen von Rotkohl) ist ein geeignetes Mittel zur Anzeige von Säuren und Basen.
Man beachte aber auch hier die abweichende Verfärbung. Im alkalischen Bereich (also pH = 7 .. 14) beobachten wir eine rote Farbe. Je geringer die Menge an Hydroxid-Ionen ist, umsomehr verfärbt sich Rotkohl-Saft in Richtung Blau.
Mit einer Säure bildet sich dann ein grüner bis gelber Farbstoff.



Rotkohl-Saft bei verschiedenen pH-Werten (Säure-Gehalten)
Q: de.wikipedia.org (Supermartl)

Definition(en): Indikator
Ein Indikator ist ein Stoff (oder ein (Erkennung-)Merkmal), der (/das) eine bestimmte (Stoff-)Eigenschaft anzeigt.
In der (Schul-)Chemie versteht man unter einem Indikator i.A. einen Farbstoff, der beim Vorhandensein bestimmter Eigenschaften / Verhältnisse seine Farbe verändert.

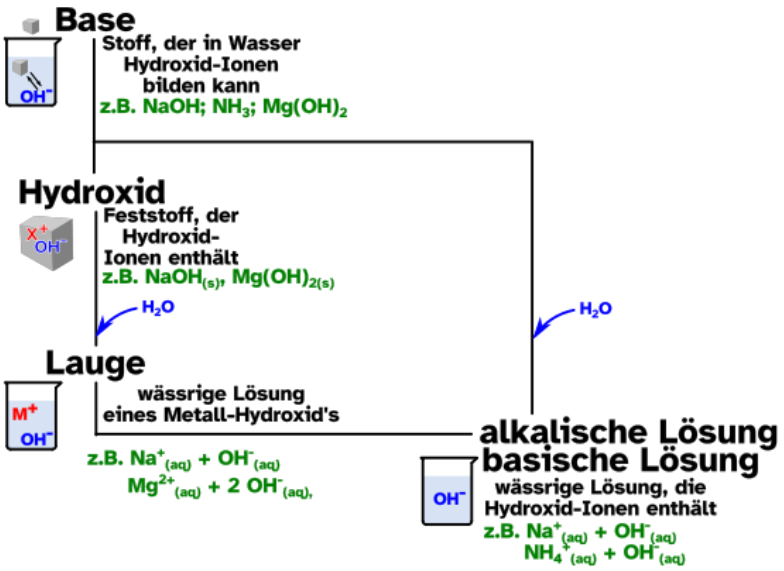
Definition(en): Säure-Base-Indikatoren
Säure-Base-Indikatoren sind Stoff, die inwässrigen Lösungen das Vorhandensein von Hydroxid- oder Wasserstoff-Ionen durch Farb-Veränderung anzeigen.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

DE: Prüfen von Metallhydroxiden und alkalischen Lösungen auf die elektrische Leitfähigkeit

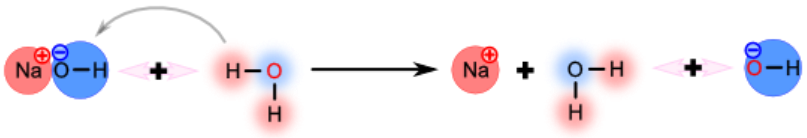
Aufgaben:

1. *Warum ist die Aussage "Säuren verfärben Indikatoren rot." falsch? Begründen Sie ausführlich!*
2. *Der zubereitete Rotkohl steht fertig auf dem Ess-Tisch. Er hat eine bläuliche Farbe, riecht aromatisch und dampft. Jemand, der einen empfindlichen Magen hat und saure Speisen nicht so gut verträgt, möchte wissen, ob er den Rotkohl bedenkenlos essen kann. Geben Sie eine begründete Empfehlung!*
3. *Planen Sie ein Experiment, mit dem Sie Hydroxid-Ionen nachweisen können! (Überlegen Sie sich dabei auch, wie man das Experiment absichern kann und welche Blind-, Vergleichs- und Gegen-Proben ev. genutzt werden müssen!)*



 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

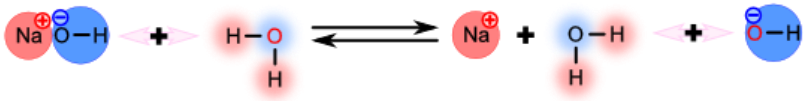
die Reaktions-Abläufe – genauer betrachtet



Das polarisierte Wasser-Molekül interagiert mit dem ionischen Natriumhydroxid. Das Hydroxid-Ion zieht eines der teilweise positiv geladenen Wasserstoff-Atome so stark an, dass die Bindung zum Sauerstoff bricht. Zwischenzeitlich entsteht zwischen beiden Molekülen eine Wasserstoff-Brücken-Bindung (WBB).
Aus dem Hydroxid-Ion wird dann ein neutrales – aber polarisiertes – Wasser-Molekül. Vom Ausgangs-Wasser bleibt nach der Abgabe des Wasserstoff-Ions (Protons) ein negativ geladenes Hydroxid-Ion übrig. Dieses kann dann mit pH-Indikatoren nachgewiesen werden.
Das Hydroxid-Ion kann nun wieder mit anderen Wasser-Molekülen reagieren und dabei selbst wieder zum Wasser-Molekül werden.



Meist handelt es sich um ein neues Wasser-Molekül, das reagiert. Betrachtet man alles zusammen, dann ergibt sich die obige Dissoziations-Gleichung.



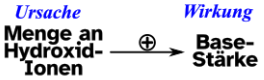
Aufgaben:

1. ***Beschreiben Sie die Reaktion von Natriumhydroxid und Wasser ausführlich! Nummerieren Sie die Sauerstoff-Atome dazu durch (z.B. O(1)) oder verwenden Sie umschreibende Namen (der Sauerstoff, der aus dem Wasser stammt)!***

3.3.2.1. die Stärke von Basen



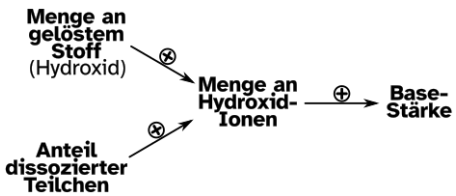
Unterschiedlich starke Basen müssen ihre Ursache in unterschiedlich vielen Hydroxid-Ionen haben. Nur sie sind für den basischen Charakter einer Lösung verantwortlich.
Ursache-Wirkungs-Beziehungen kann man gut in sogenannten Fluss-Diagrammen darstellen. Ursache und Wirkung werden über einen Pfeil miteinander verbunden. An dem Pfeil notiert man zusätzlich, um welche Art Beziehung es sich handelt. Mit dem Plus-Zeichen kennzeichnen wir gleichgerichte Ursache-Wirkungs-Beziehungen.



Das heißt z.B., wenn die Ursache größer wird, dann erhöht sich auch die Wirkung. Entsprechend wird bei verringerter Ursache auch die Wirkung kleiner werden.
Bei einer negativen Beziehung stehen Ursache und Wirkung in einem entgegengesetzten / reziproken Verhältnis zueeinander. Steigt die Ursache, dann würde sich die Wirkung verringern. Bei kleiner werdender Ursache würde sich dagegen die Wirkung erhöhen. Das Symbol am Pfeil wäre dann ein Minus-Zeichen.
Aber wie können nun unterschiedlich viele Hydroxid-Ionen in eine Lösung kommen?
Als mögliche Ursache / Erklärung fällt uns sicher ein, dass man einfach mehr von dem Hydroxid in Wasser lösen muss, um auch mehr Hydroxid-Ionen in der Lösung zu erhalten.



Je mehr Stoff gelöst ist, umso mehr Hydroxid-Ionen liegen vor. Und je mehr Hydroxid-Ionen vorliegen, umso stärker ist die Base.Primäre Ursache ist also die gelöste Menge an Stoff – die Hydroxid-Ionen ergeben sich daraus und sind somit nur eine indirekte Ursache.
Wenn diese Beziehung schon die Base-Stärke vollständig erklärt, dann müssten alle Basen, wenn man dann die gleiche Menge einsetzt, die gleiche Basen-Stärke haben. Bei den Lösungen der Alkalihydroxide ist das auch so. Die Basen der Erdalkalihydroxide sind entsprechend stärker, denn sie stellen bei der Dissoziation ja immer gleich zwei Hydroxid-Ionen bereit.
Aber Achtung! Die doppelte Menge an Hydroxid-Ionen bedeutet nicht die doppelte Base-Stärke. Das ist etwas komplizierter. Eine genaue Besprechung erfolgt in der Oberstufe.
Eine weitere Ursache kann und muss aber auch das spezielle Löse-Verhalten des Stoffes sein.
Erdalkali- und Alkali-Hydroxide sind sogenannte starke Basen. Sie dissoziieren vollständig in Wasser. Anders ist dies bei schwachen Basen, wie z.B. dem Ammoniak. Bei ihnen ist nur ein Teil der Moleküle eine Reaktion mit Wasser eingegangen.



Wir sprechen vom Dissoziations-Grad. Die dissoziierten Moleküle bilden dann die Hydroxid-Ionen. Die anderen – undissoziierten – Teilchen liegen einfach nur gelöst vor.
Unser Schema erweitert sich auf zwei mögliche Ursachen. Welche davon wirksam ist, oder ob es gar beide sind, muss dann speziell untersucht werden.

3.3.3. Base-Dissoziation als Donator-Akzeptor-System

Das Donator-Akzeptor-Prinzip finden wir also auch bei den Basen. Das wandernde Teilchen ist ein Proton, weshalb wir auch von Reaktionen mit Protonen-Übergang sprechen.
Die erste Reaktion – die reine Dissoziation von Natriumhydroxid – gehört noch nicht zum Reaktions-System dazu.

$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$ Auflösung; Dissoziation

Sie stellt lediglich die Hydroxid-Ionen für die Akzeptor-Reaktion zur Verfügung.
Betrachten wir das ganze Reaktions-System im Ursache-Wirkungs-Zusammenhang, dann ist es genau diese Reaktion, welche Protonen-liebende Ionen freisetzt. Diese entziehen im nächsten Schritt dem Wasser Wasserstoff-Ionen. Das Wasser-Molekül gibt somit ein Wasserstoff-Ion. Wir sagen auch, es ist ein Donator (für das Wasserstoff-Ion):

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ Protonen-Abgabe; Donator-Reaktion

Da bei einem Wasserstoff-Ion nur noch der einfach positiv geladene Atomkern vorhanden ist, sprechen wir von einem Proton. Mehr ist das Wasserstoff-Ion nicht mehr.
Natürlich interssiert uns für die basische Reaktion mehr das neu gebildete Hydroxid-Ion (s.a. →). Für den gesamten Reaktions-Ablauf ist aber das Proton das entscheidende Element. Dieses bewegt sich im Reaktion-Verlauf.
Die aus dem Wasser-Molekül stammenden Hydroxid-Ionen (**blau**) machen die Lösung basisch. Die Protonen werden dann von den Hydroxid-Ionen aus der Hydroxid-Dissoziation (**orange**) aufgenommen – die Hydroxid-Ionen haben dem Wasser die Protonen quasi entrissen.

$OH^- + H^+ \rightleftharpoons H_2O$ Protonen-Aufnahme; Akzeptor-Reaktion

Der Donator-Vorgang läuft aber nur ab, weil gleichzeit ein Akzeptor vorhanden ist. Frei, einzelne Wasserstoff-Ionen (Protonen) kommen in chemischen Systemen nicht vor.
Alle drei Reaktionen werden zur Darstellung des Gesamt-Vorgangs zusammengefasst:
(alle Ausgangsstoffe zusammen auf die linke Seite und alle Reaktionprodukte auf die rechte)

$NaOH + H_2O + OH^- + H^+ \rightleftharpoons Na^+ + OH^- + H^+ + OH^- + H_2O$

Alle links und rechts vorkommenden Stoffe werden "gekürzt":

$NaOH + \cancel{H_2O} + \cancel{OH^-} + \cancel{H^+} \rightleftharpoons Na^+ + \cancel{OH^-} + \cancel{H^+} + OH^- + \cancel{H_2O}$

und übrig bleibt die Dissozialtions-Gleichung von oben. Wir sehen aber, dass es das neue Hydroxid-Ion ist, welches die Lösung basisch macht.

$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$ Dissoziation; Base-Reaktion

Für das Magnesiumhydroxid ergibt sich folgende Dissoziation:

Magnesiumhydroxid: $Mg(OH)_2 + 2\ H_2O \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ H_2O + 2\ OH^-$

Es handelt sich sich hier um eine Reaktion mit Protonen-Übergang. Das Lösungsmittel-Wasser gibt ein Proton ab – ist also der Protonen-Donator. Das Hydroxid-Ion aus dem zu lösenden Hydroxid nimmt das Proton auf und wird dabei zum (neuen) Wasser-Molekül. Das Hydroxid-Ion ist hier der Protonen-Akzeptor.

Auch hier kürzen wir das Wasser aus beiden Seiten der Reaktions-Gleichung heraus und erhalten die altbekannte Gleichung:

Magnesiumhydroxid: $Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ OH^-$

Aufgabe:
Stellen Sie die Dissoziations-, die Donator- und die Akzeptor-Gleichung für das Magnesiumhydroxid mit passend gefärbten Hydroxid-Ionen auf!

Base-Dissoziation als ordentliche Reaktion-Gleichung

Mit dem Wasser auf beiden Seiten der Reaktionsgleichung sehen die Gleichungen irgendwie komisch aus. Aber sie spiegeln das wirkliche Reaktions-Geschehen ziemlich genauer wieder. Ein Wasser-Molekül reagiert mit dem Hydroxid-Ion im undissoziierten Hydroxid. Dabei entreißt es einem anderen Wasser-Molekül ein Wasserstoff-Ion (Proton) und wird so selbst zum Wasser-Molekül. Das Wasser-Molekül, welches das Proton verliert, wird so zum Hydroxid-Ion und geht in Lösung.

$$NaOH + H\text{-}O\text{-}H \rightleftharpoons Na^+ + H\text{-}O\text{-}H + O\text{-}H^-$$

Praktisch ist also nicht das Hydroxid-Ion aus der gelösten Base in der Lösung beobachtbar, sondern ein neues – frisch gebildetes – aus einem Wasser-Molekül (Lösungsmittel).
Bei zweiwertigen Basen läuft der Vorgang genau so ab. Jetzt sind es eben zwei Wasser-Moleküle, die zu Hydroxid-Ionen werden und die zwei Hydroxid-Ionen aus der ungelösten Base werden zu Wasser.

$$Mg(OH)_2 + 2\ H\text{-}O\text{-}H \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ H\text{-}O\text{-}H + 2\ OH^-$$

Solche Gleichungen wiedersprechen aber den Regeln (der IUPAC) bezüglich der chemischen Zeichensprache. Dort ist festgelegt, dass Stoffe, die auf beiden Seiten der Gleichung vorkommen, weggestrichen (gekürzt) werden. Übrig bleiben die altbekannten Gleichungen:

$$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$$

$$Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ OH^-$$

In den meisten Fällen bleibt man auch bei diesen Gleichungen. Nur wenn man das Reaktions-Geschehen deutlich machen will, greift man auf die – scheinbar fehlerhaften – Gleichungen mit dem reagierenden Wasser zurück.
Praktisch kommt es also zum Wandern eines Wasserstoff-Ion's (Proton's) zwischen den Reaktions-Partnern.

$$Mg(OH)_2 + 2\ H\text{-}O\text{-}H \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ H\text{-}O\text{-}H + 2\ OH^-$$

Die Hydroxide nehmen also Wasserstoff-Ionen (Protonen) vom Lösungs-Mittel auf.
Dieses Base-Konzept stammt von Johannes Nicolaus BROENSTEDT (1879 – 1947). Er hat die Basen (1923) dann auch entsprechend definiert:

Definition(en): Base (BROENSTEDT)
Basen sind Stoffe, die in wässrigen Lösungen Protonen (positiv geladene Wasserstoff-Ionen) aufnehmen können.
Basen sind Stoffe, die in wässrigen Lösungen Wasserstoff-Ionen (Protonen) binden.
Basen sind Stoffe, die in wässriger Lösung als Protonen-Akzeptoren (Protonen-Aufnehmer) fungieren.

Passend dazu werden Säuren bei BROENSTEDT als Protonen-Donatoren (Protonen-Abspalter) gefasst: (Die genaue Definition wird später gezeigt (→ 7. Säuren / saure Lösungen))
Das Säure-Base-Konzept von BROENSTEDT ist das in der Schulchemie üblicherweise verwendete Modell. Für einfachere Betrachtungen wird aber immer wieder gern auf Konzept von ARRHENIUS zurückgegriffen. Es ist einfach, kurz und meist völlig ausreichend.
Unabhängig von BROENSTEDT hat auch der LOWRY ein gleichartiges Säure-Base-Modell entwickelt. Obwohl es im gleichen Jahr veröffentlicht wurde, erreichte es nicht die gleiche internationale Verbreitung.
Ebenfalls in Jahr 1923 entstand das Modell von LEWIS, der Säuren und Basen viel weiter und auch andersartig gefasst hat. Das LEWIS-Konzept spielt nur in der Fach-Chemie (z.B. an den Universitäten und in der chemischen Industrie) eine größere Rolle.

Aufgaben:

1. ***Recherchieren Sie, ob das Säure-Base-Konzept von LEWIS der letzte Stand der Wissenschaft ist! Wenn es weitere Konzepte gibt, dann nennen Sie die zugehörigen Wissenschaftler und das Jahr der Veröffentlichung ihrer Theorie!***
2. ***Welche Ionen treten immer Basen, Laugen und Hydroxiden auf? Erläutern Sie auch, wie diese Ionen vorliegen!***

3.3.4. weitere Eigenschaften von Metallhydroxiden(-Lösungen)

Versuch: Einwirkung von Natronlauge auf organische Materialien

Durchführung:

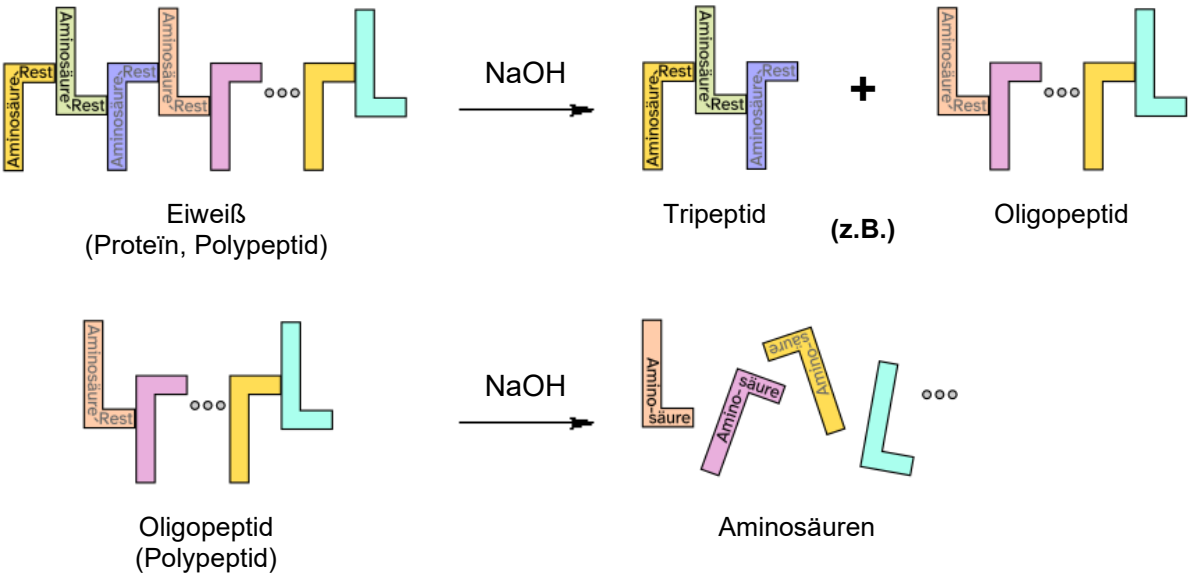
- *etwas organisches Material (z.B. Haare, Schafwolle, Feder-Stücke, Stücke von Zellstoff(-Taschentüchern), …) in ein Reagenzglas (RG) geben*
- *1 – 2 cm hoch Wasser einfüllen*
- *mit einer Pinzette drei Plätzchen Natriumhydroxid (oder Rohrreiniger (mit dem Haupt-Bestandteil Natriumhydroxid)) in das Wasser geben*

→ **Langzeit-Beobachtung** (1 Stunde bis mehrere Tage)

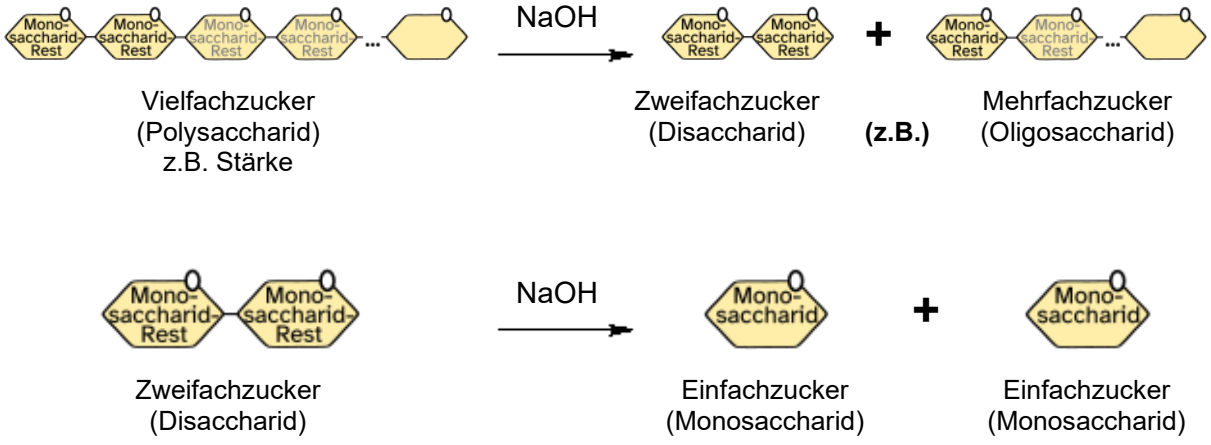


seifigen Charakter, ätzend (reagieren aber nicht so intensiv wie Säuren) haben aber über einen größeren Zeitraum gesehen eine vergleichbare zerstörerische Kraft

Basen zersetzen Vielfachzucker (Polysaccharide) und Eiweiße (Proteïne). Dazu reichen oft schon schwache Basen. Die großen Moleküle der Polysaccharide und Proteïne werden dabei zuerst in größere Bruchteile und dann in ihre Bausteine (Monomere) abgebaut.
Für ein Proteïn sieht das schematisch so aus:



Aminosäuren werden oft modellhaft als Winkel dargestellt. Eventuell wurde ein solches Modell auch schon in der "Biologie des Menschen" beim Thema "Verdauung" genutzt. Eine genauere Erklärung erfolgt dann später erfolgt in der organischen Chemie (→ Kl. 10; (🕮 **Organische Chemie (Derivate)**)).
Die Bausteine der Polysaccharide sind die Monosaccharide. Dazu gehören z.B. Fruchtzucker (Fructose) oder Traubenzucker (Glucose). Der Abbau eines Polysaccharid's kann man sich im Modell dann so vorstellen:



Die von Basen angegriffenen, zerlegten und ev. verätzten Stoffe können also aus den verschiedensten Stoff-Gruppen stammen.
Säuren ätzen z.B. sehr stark und aggressiv auf Metallen. Basen ätzen nicht so stark, aber nachhaltiger. Dieses langsame Ätzen wird aber z.B. für die Herstellung von Druckplatten und Leiterplatten genutzt, weil es sich besser kontrollieren lässt.

Auflösen von Bauxit – ein Aluminium-Erz – mit konzentrierter Natronlauge

Lehrer-Versuch: Einfluss der Temperatur auf den Auflöse-Vorgang

Durchführung:



- *Vorbereitung, wie bei vorherigen Versuch*
- *nach dem Auflösen der Natriumhydroxid-Plätzchen wird vorsichtig erwärmt (am Besten in einem Becherglas auf einem Elektrokocher)*

→ **Beobachtung**

Entsorgung:

- *Lösung mehrfach mit viel Wasser verdünnen, dekantieren und in den Ausguss*
- *feste Reste (nach gründlichem Spülen) in den Müll*

Konzentrierte Natriumhydroxid-Lösung greift auch Glas an. Es bilden sich Schlieren im Glas und das Glas wird stumpf. Deshalb erfolgt die Aufbewahrung in Plaste-Flaschen.

Auch bei stark verdünnter Natronlauge in einer Glas-Flasche muss als Verschluß ein Gummi-Stopfen verwendet werden, da sich mit dem Kohlenstoffdioxid aus der Luft krustige Strukturen bilden, die Schliff-Stopfen verkleben. Bei anderen Hydroxiden ist eine solche Krusten-Bildung nicht so stark ausgeprägt.

Die Löslichkeit der Hydroxide ist sehr unterschiedlich. Im Allgemeinen ist die Löslichkeit der Hydroxide aus der I. Hauptgruppe deutlich besser, als bei denen aus der II.

Hydroxid	**Formel**	**Löslichkeit [g / 100 g [H_2O]]**
Lithiumhydroxid	LiOH	12,8
Natriumhydroxid	NaOH	109
Kaliumhydroxid	KOH	112
Berylliumhydroxid	$Be(OH)_2$	unlöslich
Magnesiumhydroxid	$Mg(OH)_2$	0,0012
Calciumhydroxid	$Ca(OH)_2$	0,17
Strontiumhydroxid	$Sr(OH)_2$	1
Bariumhydroxid	$Ba(OH)_2$	3,9 (4,7)
Aluminiumhydroxid	$Al(OH)_3$	

Prüfung einer Lösung auf Hydroxid-Ionen:

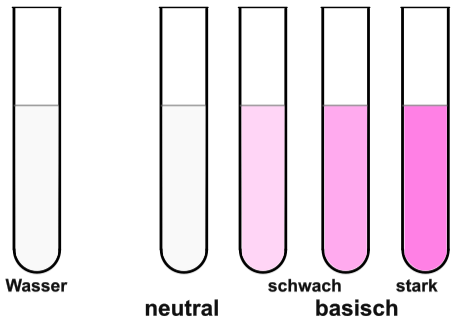
	Nachweismittel	***Bedingungen***	***Beobachtungen***	***Ergebnis***
2 - 5 ml Probe +	2 – 3 Tropfen **Universal-Indikator-Lösung (Unitest)** ***(dunkelgrün)***		**Blau-Färbung** Violett-Färbung	**Hydroxid-Ionen** (Base) **vorhanden** basische Lösung
			Grün-Färbung	neutrale Lösung
			Gelb-Färbung **Rot-Färbung**	**wahrscheinlich keine Hydroxid-Ionen vorhanden** ((Säure) saure Lösung)

Die unbedingt zu merkenden Informationen sind rot hervorgehoben.

Aufgaben:

1. *"Lesen" Sie das Nachweis-Schema als Text (vor)!*
2. *Stellen Sie ein Nachweis-Schema für den Nachweis einer Base mit Hilfe von Lackmus-Lösung auf!*
3. *Stellen Sie aus dem Nachweis-Schema heraus die experimentelle These für ein Protokoll über die Prüfung einer Flüssigkeit auf Hydroxid-Ionen auf!*

Ein weit verbreiteter Irrtum ist, dass Basen Indikatoren immer blau färben. Sachlich ist das nur für wenige – aber eben sehr gebräuchliche – Indikatoren richtig. Viele andere Indikatoren reagieren mit völlig anderen Farb-Umschlägen auf (überschüssige) Hydroxid-Ionen.
Ein wichtiger – und auch recht weit verbreiteter – Indikator ist das Phenolphthaleïn. Dieser Indikator reagiert mit Hydroxid-Ionen zu einem pinken (hellvioletten) Farbstoff. Im Normalzustand – also in neutralen Lösungen – ist Phenolphthaleïn farblos.



Die gleiche Farblosigkeit zeigt es auch in sauren Lösungen. Damit ist Phenolphthaleïn also nicht für die Anzeige saurer Lösungen geeignet!

Nachweis von Hydroxid-Ionen (mit Phenolphthaleïn):

	Nachweismittel	*Bedingungen*	*Beobachtungen*	*Ergebnis*
(1 ml) Probe +	2 – 3 Tropfen **Phenolphthaleïn-Lösung** ***(farblos)***		**Pink-Färbung**	**Hydroxid-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Hydroxid-Ionen

Aufgaben:

1. *Suchen Sie sich in der Literatur (Chemie-Lexika, Lehrbücher zur Allgemeinen Chemie) weitere Säure-Base-Indikatoren heraus!*
2. *Dokumentieren Sie die Farb-Umschläge dieser Indikatoren mittels Farbstiften in einer Tabelle, wie die folgende!*

pH-Bereich / Indikator	1 – 4 (stark) sauer	5 – 6 schwach sauer	7 neutral	8 – 9 schwach basisch	10 – 14 (stark) basisch
Unitest					
Phenolphthaleïn					
???					
...					
???					

3. *Erläutern Sie, warum sich Phenolphthaleïn nicht als sicherer Indikator für Säuren eignet!*

für die gehobene Anspruchsebene:

4. *Finden Sie heraus, welche Indikatoren üblicherweise im Universal-Indikator gemischt sind!*

Eine Prüfung auf die meisten Metall-Ionen ist im schulischen Bereich relativ schwierig. Nur wenige Metall-Ionen aus den klassischen Hydroxiden bilden schwerlösliche Salze (Niederschläge) oder farbige Verbindungen.
Von Barium und Calcium sind die Carbonate schwer löslich. Das kann man für den Carbonat- bzw. Cohlen(stoff)dioxid-Nachweis nutzen (→ 12.2.x. Anionen-Nachweise).

Ebenfalls schwer löslich sind Calciumsulfat (Gips) und Bariumsulfat. Beide Niederschläge sind weiß, so dass wir Calcium- und Barium-Ionen nicht eindeutig identifizieren können. Dafür ist aber ein guter Sulfat-Nachweis mit Calcium- oder Bariumhydroxid möglich.

Aufgaben:

1. ***Überlegen Sie sich, ob es auch von Wasserstoff – als Element der I. Hauptgruppe – das Wasserstoffhydroxid gibt! Wenn dies existiert, dann notieren Sie die Dissoziations-Gleichung! Wenn Wasserstoffhydroxid nicht existieren kann, dann erläutern Sie, warum das so ist!***

Verfolgung der Leitfähigkeit beim Lösen von Natriumhydroxid

Experiment:
Becherglas 300ml; demin. Wasser; Natriumhydroxid-Lösung 1 M; Leitfähigkeits-Messgerät (SIEMENS-Meter); ev. Unitest

- 100 ml demin. Wasser in Becherglas füllen, ev. mit Unitest versetzen
- Leitfähigkeit messen
- jeweils 5 ml Natriumhydroxid-Lösung zugeben (bis max. 150 ml NaOH); Leitfähigkeit und ev. Farbe des Unitest notieren
- Diagramm erstellen

Daten aus einem Experiment:
Vorlage 100 ml demin. Wasser
Zugabe von 1 M Natriumhydroxid-Lösung
(Erklärung für die Angabe 1 M folgt später)
Messung mit einem Leitfähigkeits-Messgerät zeigt Wert mit Einheit mS/cm an

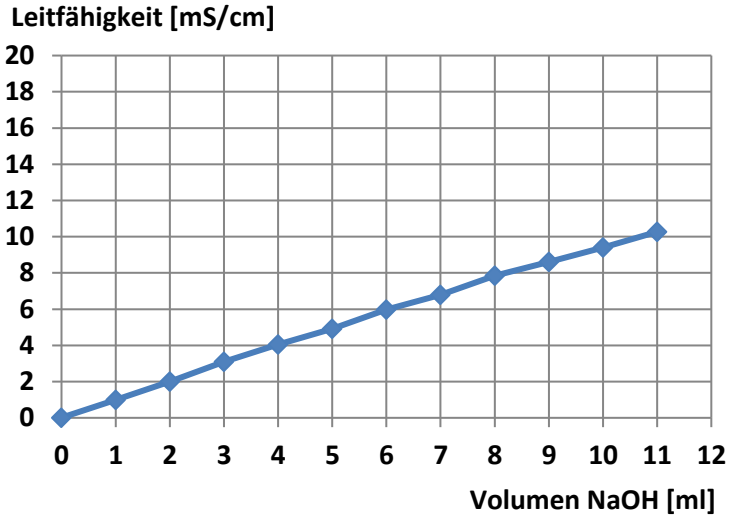
Einheit mit unseren derzeitigen Kenntnissen noch nicht erklärbar, aber Leitfähigkeits-Werte steigen mit zunehmender gelöster Menge an Natriumhydroxid
Lösung leitet also umso besser, je mehr Natriumhydroxid in der Lösung ist

demin. Wasser hat praktisch keine Leitfähigkeit (Messwert bei Zugabe von 0 ml NaOH)

Zugabe 1 M NaOH [ml]	**Leitfähigkeit [mS/cm]**	
0	0,01	
1	1,00	
2	2,00	
3	3,10	
4	4,05	
5	4,91	
6	5,98	
7	6,79	
8	7,84	
9	8,61	
10	9,40	
11	10,27	

bei graphischer Auswertung wird deutlich, dass die Leitfähigkeit linear mit der zugesetzten Menge an Natriumhydroxid steigt

die eigentlich zu lange Ordinate (Y-Achse) wurde wegen dem später folgenden Vergleich mit Säuren und Salzen gewählt



Experiment lässt sich auch gut mit festem Natriumhydroxid durchführen (Zeit-aufwändiger!)
dazu 4 g NaOH-Plätzchen abwiegen (rund 14 – 18 Stück) und Plätzchen-weise dazugeben (zugegebene Plätzchen müssen vor der Messung vollständig aufgelöst sein)
Erfassung der Rest-Masse der NaOH-Plätzchen und der Leitfähigkeit
ev. mit einem automatischen Rührgerät arbeiten!
Erstellung eines Diagramm's: Zusammenhang zwischen Anzahl Plätzchen und der Leitfähigkeit)
Erstellung eines Diagramm's: Zusammenhang zwischen der Masse der gelösten NaOH-Plätzchen und der Leitfähigkeit

Aufgaben:

1. *Warum verändert sich die Leitfähigkeit bei der Zugabe des neutralen Natriumhydroxid's zum nicht-leitenden, demineralisierten Wasser? Erklären Sie das Phänomen!*
2. *Erklären Sie mit Ihren Kenntnissen aus der Physik und Chemie die Veränderung der Leitfähigkeit in unterschiedlich starken Basen!*
2. *Der Chemie-Schlaumeier der Klasse behauptet, er könne herausbekommen, wieviel 1 M Natriumhydroxid-Lösung ein anderer in z.B. 100 ml Wasser gelöst hat. Setzen Sie sich mit dieser Behauptung auseinander!*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Exkurs: Erstellen eines Diagramm's auf Millimeterpapier

Einschränkung auf ein klassisches 2D-Diagramm zwischen 2 Größen

1. Analyse der Daten

a) Welche Größe ist variable / vorgegebene Größe? → Sie kommt auf die Abzisse (X-Achse, Horizontale).
b) Welche ist abhängige / daraus folgende Größe? → Sie kommt auf die Ordinate (Y-Achse, Vertikale).
c) Bestimmen der Grenzen (Minimum, Maximum) für beide Größen (jeweils einzeln). Maxima passend aufrunden und Minima passend abrunden. Ev. jeweils Minimum und Maximum auf typische (oder Vergleich-)Werte setzen, wenn die darzustellenden Werte auch breit in dem typischen Bereich verteilt sind.
(→ ***MaximumX, MinimumX, MaximumY, MinimumY***)
d) Verändern sich eine oder beide Größe(n) über mehrere Zehner-Potenzen hinweg? → Prüfen, ob die Verwendung von logarithmischem Millimeterpapier angebracht ist!

2. Festlegung zur (Aus-)Nutzung des Millimeterpapier

a) Festlegung der Orientierung (hochkant, liegend) des Millimeterpapier-Blattes unter Beachtung folgender Aspekte:
- Welche Größe hat eine größere Schwankungs-Breite? → besser auf die lange Blatt-Seite
- lange Daten-Reihen auf die lange Seite → liegende Blatt-Orientierung
- Empfehlung: Zeit-Reihen auf die lange Seite → liegende Blatt-Orientierung

b) dünne Hilfs-Linien für den Bereich des Graphen einzeichnen (Abszisse: 2 cm (Kästchen) vom unteren Rand, Ordinate: links 2 cm (Kästchen) vom Rand
(bei logarithmischen Papier 1 Kästchen)
c) Ermitteln des Platzes für jede Größe:
- Abzählen der Kästchen (1 cm-Längen-Einheiten) für jede Größe (***KästchenX*** und ***KästchenY***)

d) Festlegung der Maßstäbe für die Achsen (nur für lineares Millimeterpapier)
- Berechnen der Spannweite der variablen Größe (***SpannweiteX = MaximumX – MinimumX***)
- Berechnen des Maßstab's für die Abszisse durch Teilen der SpannweiteX durch die KästchenX; berechneten Maßstab geeignet abrunden (***MaßstabX = SpannweiteX / KästchenX***)
- Berechnen der Spannweite der abhängigen Größe (***SpannweiteY <= MaximumY – MinimumY***)
- Berechnen des Maßstab's für die Ordinate durch Teilen der SpannweiteY durch die KästchenY; berechneten Maßstab geeignet abrunden (***MaßstabY <= SpannweiteY / KästchenY***)
- für logarithmische Größen werden die kleineren und größeren Zehner-Potenzen als Minimum und Maximum benutzt → der Maßstab ist dann eine Zehner-Potenz

e) Abtragen der Werte an den Hilfs-Linie
f) Festlegung des Koordinaten-Ursprungs → Zeichnen der Abszisse und der Ordinate durch den Koordinaten-Ursprung → Beschriften der Achsen

3. Einzeichnen der Messwerte

a) Messwerte als deutlich sichtbare Punkte (ev. kleine Kreuze)
b) Prüfen, ob ein funktioneller Zusammenhang besteht, und ev. eine Kurve (dünne oder gestrichelte Linie) durch die Mess-Punkte → Beschriften der Linie

Aufgaben:

1. *Erstellen Sie ein Diagramm für die Messwerte aus einem Experiment, bei dem eine steigende Menge Kaliumhydroxid-Lösung in 100 ml demineralisertem Wasser gelöst wurde!*

Volumen KOH in ml	0	2	4	6	8	10	12
Leitfähigkeit in mS/cm	0,01	0,86	2,0	3,05	3,82	4,75	5,43

2. *Erstellen Sie eine Ausgleichs-Gerade für den Zusammenhang aus Aufgabe1! Ermitteln Sie die fehlenden Werte für die folgende Tabelle!*

Volumen KOH in ml	0,5		4,2	5,5	8		
Leitfähigkeit in mS/cm		0,86				4,5	5,0

3. *Für eine mathematische Funktion soll ein passendes Diagramm erstellt werden. Realisieren Sie dieses unter Verwendung der obigen Vorschrift (→ Exkurs)!*

x	-4,5	-2,2	0	0,6	0,9	1,4	3,5	6,3	8,2
y	1,65	6,94	12	13,38	14,07	15,22	20,05	26,49	30,86

4. *Für eine mathematische Funktion soll ein passendes Diagramm erstellt werden. Realisieren Sie dieses unter Verwendung der obigen Vorschrift (→ Exkurs)!*

x	-2	-0,5	-0,2	0	1	1,4	3,1	4,6	5,2
y	0,2	-4,68	4,95	-5	-3,7	-2,45	7,49	22,51	30,15

3.4. Bedeutung / Verwendung wichtiger Basen

- ***Verwendung und Bedeutung von Natrium-, Kalium-, Calcium- und Bariumhydroxid***

3.4.1. Natriumhydroxid, Ätznatron

fest, weiß, kristallin

In der Chemikalien-Sammlung liegt es meist in Plätzchen-Form vor.

Natriumhydroxid ist eine lange bekannte und vielseitig verwendete Chemikalie. U.a. deshalb hat es noch diverse weitere Trivialnamen:

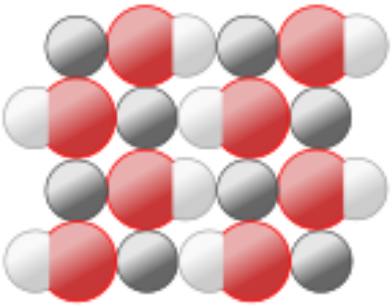
- Ätzsoda
- kaustisches Soda
- Natriumoxydhydrat, Natriumoxidhydrat
- Natronhydrat
- Seifenstein
-



Stoffprobe von Natriumhydroxid
Q: de.wikipedia.org (Walkerma)

Im Kosmetika-Bereich darf Natriumhydroxid auch mit Sodium Hydroxide (od. SODIUM HYDROXIDE) deklariert werden.
Noch verwirrender ist die Kennzeichnung in Zutaten-Listen von Lebensmittel. Natriumhydroxid wird dort meist als E 524 notiert. Es ist somit auch ein Lebensmittelzusatzstoff.

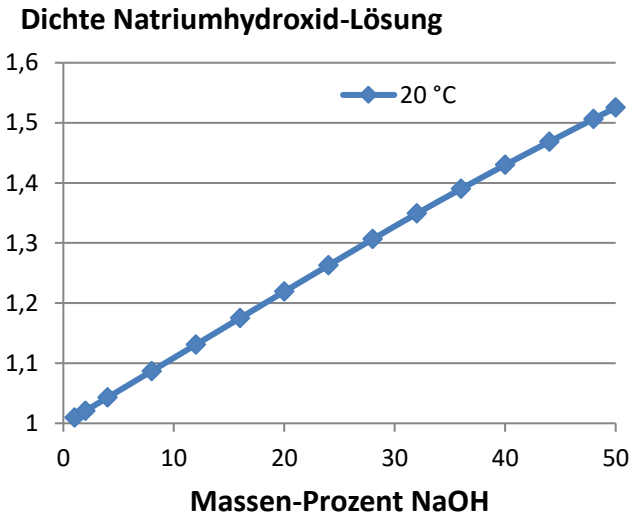
NaOH



Anordnung von Natrium-Hydroxid-Baueinheiten in einer Kristall-Ebene

ist hygroskopisch, d.h. es zieht Wasser aus der Luft. Schon die normale Luftfeuchtigkeit bewirkt zuerst ein Verschleimen und dann eine Verbreiung der Natriumhydroxid-Plätzchen.
Entzieht auch der Haut bei Kontakt Wasser, was zu spröder Haut führen kann.

löst sich gut in Wasser und Alkohol, unter Wärme-Freisetzung (exotherm)



dann spricht man von Natriumhydroxid-Lösung oder Natronlauge

auf Haut, Schleimhäuten und Augen ätzend wirkend

Natriumhydroxid hat die molare Masse von 40 g/mol.

Löst man nun 40 g (trockne) Natriumhydroxid-Plätzchen so in Wasser, dass genau 1 Liter Lösung gebildet wird, dann nennt man diese Lösung 1 molar. Das bedeutet, dass sich in einem Liter der Lösung genau 1 mol Natriuhydroxid befindet. Eine solche Lösung hat einen pH-Wert von 14 und gilt damit als stark basisch.
Im Labor wird auch vielfach eine 0,1 molare Lösung (Kennzeichnung: 0,1 M) verwendet. Hier hat man lediglich 4 g Natriumhydroxid-Plätzchen für 1 Liter Lösung eingesetzt.
Die klassische verdünnte Natronlauge hat einen Massen-Anteil von 7%.
Konzentrierte Natronlauge enthält bis zu 50 % Natriumhydroxid. Die klassische konzentrierte Natronlauge enthält 33% Natriumhydroxid – bezogen auf die Masse.
Entsorgung in entsprechenden Behältern oder bei geringen Mengen stark verdünnt im Ausfluß

Aufgaben:

1. *Welche Dichte hat eine 5, eine 30 sowie eine 50%ige Natriumhydroxid-Lösung?*
2. *Im Labor steht eine Flasche, die mit Natronlauge beschriftet ist. Die Konzentration der Lauge ist aber nicht angegeben. Bei einer Dichte-Bestimmung mit einem Aräometer wurde eine Dichte von 1,2 g/cm³ bestimmt. Welche Massen-Prozent-Angabe kann nun auf dem Etikett gemacht werden?*
3. *Interpretieren Sie das Diagramm für den Zusammenhang zwischen den Massen-Prozenten einer Natriumhydroxid-Lösung und seiner Dichte!*

reagiert mit Luft-CO_2 zu Natriumhydrogencarbonat und zu Natriumcarbonat

$$NaOH + CO_2 \longrightarrow NaHCO_3$$

$$2\,NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Natriumcarbonat wird als Soda, Waschsoda oder Backpulver im Haushalt genutzt.

Aufbewahrung im Labor niemals in Flaschen mit Glas-Stopfen.
Es bildet sich eine Schicht aus festen Natriumhyrogencarbonat und Natriumcarbonat zwischen dem Glas-Sopfen und der Flasche. Diese Schicht blüht nach außen aus. Solche verkrusteten Glas-Stopfen sind kaum wieder zu lösen.
Man benutzt am besten Gummi-Stopfen oder Plaste-Flaschen mit Dreh-Kappe.

Herstellung von Seifen

Lehrer-Versuch: Herstellung von Kernseife

Durchführung:



- *Rundkolben mit etwas Lein-Öl füllen*
- *Kolben über Hitze-Quelle positionieren (auf Dreibein oder an einem Stativ)*
- *langsam erwärmen und immer wieder einige Tropfen konzentrierte Natronlauge dazugeben*
- *vorsichtig mit Glasstab rühren*

→ **Beobachtung**

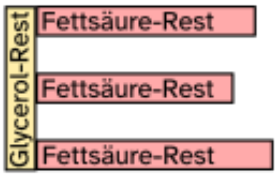
- *versuchen in 2 kleinen Bechergläsern einige Tropfen des Ausgangsstoff's (Lein-Öl) und des Reaktions-Produkt's in Wasser zu lösen*

→ **Beobachtung**

Entsorgung:

- *Lösungen mit viel Wasser in den Ausguss*

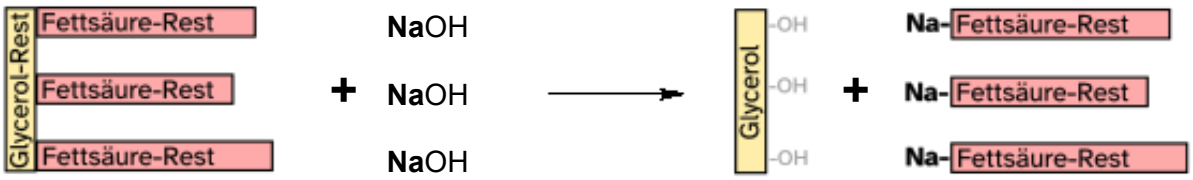
Seifen – im chemischen Sinn – sind die Natrium- und Kaliumsalze von Fettsäuren.
Fettsäuren kommen in Fetten vor.
Ein Fett-Molekül aus einem Glycerol-Molekül und drei Fettsäure-Molekülen aufgebaut. Wir benutzen hier die folgende Wort-Formel für ein Fett-Molekül:



$$\text{Glycerol(Fettsäure)}_3$$

Bei der Reaktion der Fette mit Natrium- und / oder Kaliumhydroxid werden die Bindungen zwischen Glycerol und den Fettsäuren aufgebrochen und die Fettsäure-Reste bilden mit den Alkali-Ionen Salze.

$$\underset{\text{Fett}}{\text{Glycerol(Fettsäure)}_3} + 3\ \underset{\text{Lauge}}{\text{Natriumhydroxid}} \longrightarrow \text{Glycerol} + 3\ \underset{\text{Seife}}{\text{Natrium-Fettsäure-Salz}}$$



Eine genaue Besprechung dieser Reaktion erfolgt in der organischen Chemie (→ Kl. 10; (🕮 **Organische Chemie (Derivate)**)).

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Exkurs: Tenside und Waschwirkung

Seifen gehören z.B. zur großen Gruppen der Tenside. Dabei handelt es sich um eine Stoffgruppe, die Stoffe mit mehreren gemeinsamen Eigenschaften zusammenfasst. Tenside sind Lösungs-Vermittler, d.h. sie können sich z.B. zwischen Wasser- und Fett-Schichten legen. Man spricht allgemein von Phasen.

Ein solches Verhalten ist möglich, weil Tenside Moleküle sind, die sowohl einen Wasser- und eine Fett-löslichen Molekül-Teil besitzen. Der Wasser-lösliche Molekülteil ist polar, d.h. er enthält partielle oder vollständige Ladungen. Bei Seifen ist der polare Teil ein Natrium- oder Kalium-Ion, bei modernen Tensiden kann der polare Teil z.B. ein Sulfat-Ion sein.



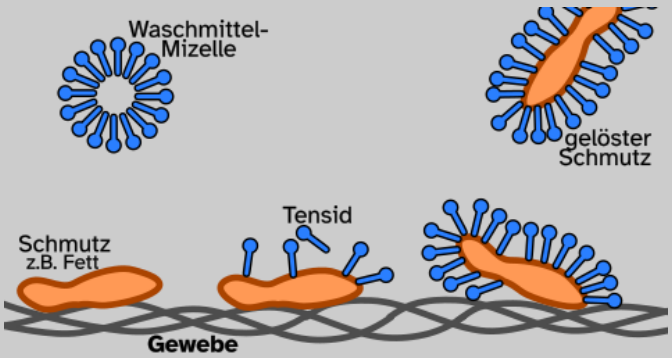
Der andere Teil ist unpolar. Dieser Molekülteil ist praktisch nicht geladen.

Man bezeichnet die Wasser-lösliche Seite auch als Wasser-freundlich oder hydrophil (*griech.: hydro* = Wasser, *philos* = liebend).

Die Fett-lösliche Molekül-Seite wird als Fett-freundlich oder lipophil charakterisiert. Manchmal wird auch der Begriff hydrophob (*griech.: phobos* = Furcht, Feind) benutzt.

Fett- oder Schmutz-Partikel werden von den Fett-freundlichen Molekül-Teilen der Tenside umringt und ermöglichen dann mit ihren Wasser-freundlichen Molekül-Teilen eine Verteilung im Wasser. So eine Mischung wird Dispersion genannt.

Weiterhin setzen Tenside die Oberflächenspannung des Wasser's herab, was die Lösungs-Effekte weiter verstärkt.



Moderne Waschmittel enthalten in unterschiedlicher Vermengung zusätzlich noch:

- Bleichmittel
- Wasserenthärter
- Waschalkalien
- Enzyme
- optische Aufheller / Farbübertragungs-Hemmer
- Stabilisatoren
- Konservierungsmittel
- Entschäumer / Schaumhemmer
- Duftstoffe
- Trenn- oder Rieselmittel
- …

Aufgaben (zum Exkurs):

1. *Erklären Sie, warum sich die Tenside aus dem Waschpulver zuerst zu Mizellen zusammenschließen!*
2. *Was bedeutet der Begriff lipophob? Welche Eigenschaft ist damit gemeint?*
3. *Recherchieren Sie, was die einzelnen Bestandteile moderner Waschmittel für Funktionen haben!*

Lehrer-Versuch: Lösungs-Vermögen von Natronlauge

Durchführung:



- 2 kleine Kolben werden mit etwas Mineral-Öl ausgeschwenkt (so dass sich innen eine Ölschicht bildet)
- in einen Kolben wird Wasser gegeben (1/3 Höhe)
- in den anderen Kolben gleichhoch konzentrierte Natronlauge
→ **Beobachtung**
- beide Kolben werden leicht geschüttelt, um die Öl-Schicht aufzulösen
→ **Beobachtung**

Entsorgung:

- Lösung mehrfach mit viel Wasser verdünnen, dekantieren und in den Ausguss
- feste Reste (nach gründlichem Spülen) in den Müll

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

weitere Nutzung (von Natriumhydroxid)

ätzender Charakter wird für Reinigungs-Zwecke, z.B. zum Reinigen von Rohr-Leitungen in der Bier-Herstellung (Brauerei) und Milch-Verarbeitung (Molkerei) ausgenutzt
(Milchsäure-Bakterien usw. sind eher auf leicht saure Umgebung eingestellt und sterben im alkalischen Millieu schnell ab.)



Kennzeichnung als:
ätzend und reizend

im Haushalt als körnige Rohrreiniger (z.B.: Rohrrein) verwendet
wichtigster Bestandteil sind dabei Natriumhydroxid-Körnchen, die dann mit warmen Wasser gelöst werden
die gebildete – stark ätzende (!) – Lösung frisst sich dann durch leichtere Verstopfungen
Haare – aber auch andere organische Materialien – werden durch Natriumhydroxid aufgelöst bzw. zerstört
Haare, Haut-Reste usw. bestehen aus Eiweißen (Proteïnen). Diese werden durch Basen in ihre Bausteine – die Aminosäuren – abgebaut.
die Wärme-Entwicklung beim Auflösen des Natriumhydroxid's verstärkt den ätzenden Charakter und damit die Reinigungs-Wirkung



Granulat eines Rohr-Reiniger's
(Natriumhydroxid, Aluminium, Hilfsstoffe)

Grund-Chemikalie der chemischen Industrie
Synthese diverser Stoffe
Neutralisieren überschüssiger oder störender Säure in Prozessen

Aufschluss von Bauxit (Aluminium-Erz) bei der Aluminium-Produktion
sehr großer Bedarf
daher auch sehr Umwelt-problematisch, auch hoher Strom-Verbrauch bei der Herstellung
besonders wichtig ist deshalb ein möglichst vollständiges Recycling von Aluminium-Produkten und -Verpackungen

Abbeizen von Holz
meint Entfernung alter Farbe

Oberflächen-Veredlung von Metalle
entfernt andere Oxide, Hydroxide usw. und bewirkt entweder eine sehr blanke Oberfläche oder führt zu einer schützenden Passivierungs-Schicht
bei geschmiedeten Metallen (z.B. Damaszener Stahl) wird mit Natronlauge die Maserung hervorgehoben (Hervorheben der helleren Schichten, deren Stahl mehr Phosphor enthält)

großtechnisches Schälen von Kartoffeln

Regeneration von Gummi und industriellen Ionen-Austauschern (vergleichbar im Haushalt → Wasser-Filter (z.B. Britta®-Filter))

z.B. für die Herstellung von demineralisiertem Wasser benötigt (umgangssprachlich als destilliertes Wasser bezeichnet)

Veredlung von Baumwolle und Zellulose
MERCERisieren (nach MERCER (1844))
Außenschicht der Natur-Baumwoll-Faser wird abgelöst
Fasern werden dadurch veredelt
das bedeutet sie werden glänzender, glatter, weicher, besser anfärbar, reißfester

Neutralisieren von Säuren
Konservierung alter Bücher und Schriftstücke
sie wurde früher auf säurehaltigem Papier gedruckt; die Produktion von Papier mit Säuren ist billiger und einfacher gewesen
die im Papier verbliebenen Säure-Reste zerstören das Papier über die Jahrhunderte, bei schlechten Papier-Sorten sogar schon nach Jahrzehnten

Laugen-Gebäck (z.B. Laugen-Brezeln, Salzstangen)
Lebensmittel-Zusatzstoff E524
mehrere Reaktionen sorgen für die besondere Kruste
verwendet wird 3%ige Lauge (ist zwar verdünnt, aber immer noch ätzend!)
Reaktion, der nach dem Eintauchen verbliebene Lauge mit den Proteinen auf der Teig-Oberfläche. Die Proteine (Eiweiße) denaturieren an der Oberfläche. Man spricht auch von einer Gerinnung.
weiterhin Reaktion der Lauge mit dem Kohlenstoffdioxid aus dem gehenden (gärendem) Teig

$$2\ NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

das gebildete Natriumcarbonat setzt sich auf der Kruste fest und ist an der Bildung der glänzenden Oberfläche von Laugen-Gebäck beteiligt.

früher auch in der Film-Photographie

Aus-Ätzen von Leiterbahnen und Schichten auf mikroelektronischen Bauteilen (wie z.B. Mikroprozessoren)

Q: de.wikipedia.org ()

hygroskopisch, entzieht der Luft oder Gasen Feuchtigkeit bzw. anderen Stoffen Wasser.
Trocknungs-Mittel für Gase
kann teilweise durch Erhitzen regeneriert werden, dadurch nachhaltige Nutzung möglich

im Biologie-Labor zum Aufspalten des genetischen Material's (DNS)
Doppel-Strang wird mittig in zwei Einzel-Stränge aufgeteilt (Wasserstoff-Brücken-Bindungen werden zerstört)

Reinigungs-Mittel z.B. für Rorleitungs-Systeme in der Lebensmittel-Industrie / Molkereien
auch Imker benutzen Natronlauge für die reinigung und Desinfektion von Bienen-Stöcken (auch Bienen-Beuten genannt)

Aufgaben:

1. ***Stellen Sie jeweils die Reaktions-Gleichungen für die Reaktion von Natrium, Natriumoxid und Natriumhydroxid mit Wasser auf! Wie kann man auf die endgültig in Lösung vorliegenden Reaktions-Produkte hin prüfen?***
2. ***Recherchieren Sie, wozu man früher und heute Soda genutzt hat bzw. noch nutzt!***
3. ***In der Getränke-Industrie werden vor allem Bier-Flaschen aus Glas mit verdünnter Natronlauge gereinigt. Welche Eigenschaften werden dabei ausgenutzt? Erläutern Sie!***

Nutzung der Reaktion von NaOH mit CO_2 in der Elementar-Analyse (Bestimmung der C-Menge in einer Stoffprobe)

Herstellung durch Elektrolyse von Natriumchlorid-Lösungen oder –Schmelzen

z.B.: Chlor-Alkali-Elektrolyse:

$$NaCl + 2\,H_2O \longrightarrow NaOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow \text{ ; endotherm}$$

jährliche Produktion 50 Millionen t

Verwendung Aufschluss von Bauxit (bei der Aluminium-Gewinnung)
Herstellung von Papier und Zellulose
Herstellung von Viskose-Fasern
Herstellung von Farben
Herstellung von Seife(n) und Reinigungsmitteln (Tenside) meist Natrium-Salze

Versuch: Auflösen von festem Rohrreiniger in Wasser



Durchführung:

- in ein Reagenzglas (RG) wird 3 cm hoch Wasser gegeben
- ev. Temperatur mit (Infrarot-)Thermometer messen
- mit einem Spatel-Löffel (halb-voll) etwas festes Rohrreiniger-Granulat (auf Natriumhydroxid als Bestandteil achten) in das Wasser geben
- RG in einem Reagenzglas-Ständer abstellen
→ **Beobachtung** (auch mit Hand Temperatur des RG's erfühlen)
- ev. Temperatur mit (Infrarot-)Thermometer messen

mögliche Erweiterung:

- in das RG wird 1 Tropfen Indikator (Phenolphthaleïn oder Unitest) gegeben
- als Vergleich ein 2. RG mit Wasser und 1 Tropfen Indikator verwenden
→ **Beobachtung**

Versuch: Einwirkung von Natronlauge auf organische Materialien



Durchführung:

- etwas organisches Material (z.B. Haare, Schafwolle, Feder-Stücke, Stücke von Zellstoff(-Taschentüchern), …) in ein Reagenzglas (RG) geben
- 1 – 2 cm hoch Wasser einfüllen
- mit einer Pinzette drei Plätzchen Natriumhydroxid (oder Rohrreiniger (mit dem Haupt-Bestandteil Natriumhydroxid)) in das Wasser geben
→ **Langzeit-Beobachtung** (1 Stunde bis mehrere Tage)

Betrachtet man das Granulat aus festen Rohr-Reinigern etwas genauer, dann fallen auch Metall-Körnchen auf. Dabei handelt es sich um Aluminium. Das Aluminium reagiert mit dem frisch gelöstem Natriumhydroxid unter Bildung von Wasserstoff-Gas. Dieses Gas soll die Verstopfungen auflockern.

Aufgaben:

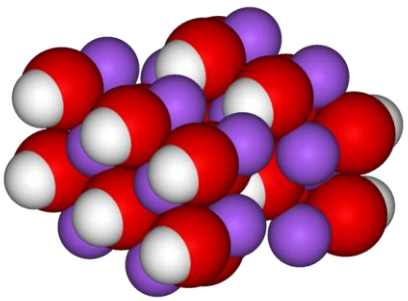
1. *Erstellen Sie einen einseitigen A4-Steckbrief für Natriumhydroxid mit Hilfe eines Text-Verarbeitungs- oder Graphik-Programm's!*
2. *Erstellen Sie nach einmaligem Lesen des letzten Abschnitt's mit Hilfe eines MindMap-Programm's eine MindMap zum Thema "Natriumhydroxid"! (Was haben Sie sich gemerkt? Was hat Sie besonders beeindruckt?)*
3. *Natriumhydroxid ist durch diverse Symbole und Code's gekennzeichnet. Entschlüsseln Sie diese!*

aktuell					
					
H-Sätze: 290-314 P-Sätze: 280-301+330+331-305+351+338-308+310					
veraltet					
					**C**
R-Sätze: 35 S-Sätze: 2-26-37/39 E-Sätze: 2					

4. *Wieviel Mol Natriumhydroxid befinden sich in einer Lösung, wenn man in einem Liter Wasser 120 g NaOH und 112,2 g KOH gelöst hat? Erläutern Sie Ihre Berechnungen!*

für die gehobene Anspruchsebene:

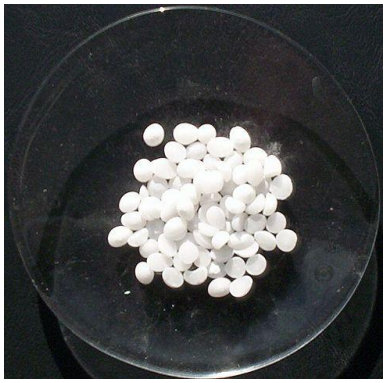
5. *Wieviel Mol Hydroxid-Ionen befinden sich in der Lösung von Aufgabe 4?*
6. *Im online-Lexikon wikipedia war am 09.09.2021 die nebenstehende Modell-Darstellung von Natriumhydroxid zu sehen. Welchen Fehler kann man hier erkennen?*



Struktur von Natriumhydroxid
Q: de.wikipedia.org (???) (public domain)

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

3.4.2. Kaliumhydroxid, Ätzkali



Stoffprobe von Kaliumhydroxid
Q: de.wikipedia.org (Walkerma)

gut wasserlöslich
chemisch und von den Eigenschaften sehr ähnlich zu Natronlauge

Trivial-Namen:
Kalihydrat, Kaliumoxidhydrat, kaustisches Kali, Kaliumhydrat

Im Kosmetik-Bereich Potassium Hydroxide (POTASSIUM HYDROXIDE)

bei Verwendung in Lebensmitteln E 525

hygroskopisch

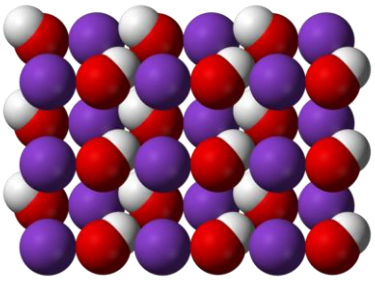
verbindet sich auch mit dem Kohlenstoffdioxid aus der Luft zu Kaliumcarbonat

$$2\ KOH + CO_2 \longrightarrow K_2CO_3 + H_2O$$

Ionen-Substanz

regelmäßige Gitter aus Kalium-Ionen und Hydroxid-Ionen

deshalb gute Löslichkeit in Wasser
starke Wärme-Entwicklung beim Lösen in Wasser
deshalb immer zuerst das Wasser und dann langsam die Base dazugeben



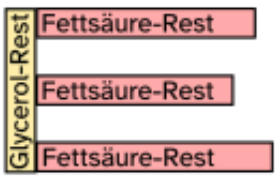
Struktur-Modell von Kaliumhydroxid
Q: de.wikipedia.org (*public domain*)

Lösungen heißen Kalilauge, Kaliumhydroxid-Lösung oder Kaliumlauge

Herstellung durch Elektrolyse (wie Natronlauge) aus Kaliumchlorid (Steinsalz)

Verwendung:
Trocknungs- und Absortionsmittel
Herstellung von Seife(n), Farbstoffen
Glas-Industrie
Schmierseife / Kaliseifen, für die Herstellung von flüssigen Waschmitteln

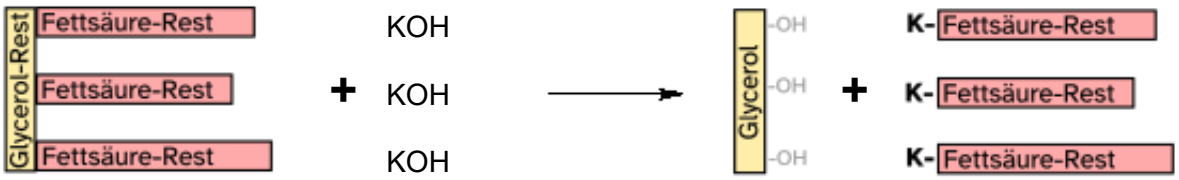
Seifen – im chemischen Sinn – sind die Natrium- und Kaliumsalze von Fettsäuren.
Fettsäuren kommen in Fetten vor.
Ein Fett-Molekül aus einem Glycerol-Molekül und drei Fettsäure-Molekülen aufgebaut. Wir benutzen hier die folgende Wort-Formel für ein Fett-Molekül:



$$Glycerol(Fettsäure)_3$$

Bei der Reaktion der Fette mit Kalium- und / oder Natriumhydroxid werden die Bindungen zwischen Glycerol und den Fettsäuren aufgebrochen und die Fettsäure-Reste bilden mit den Alkali-Ionen Salze.

$$\underset{\text{Fett}}{\text{Glycerol(Fettsäure)}_3} + 3\ \underset{\text{Lauge}}{\text{Kaliumhydroxid}} \longrightarrow \text{Glycerol} + 3\ \underset{\text{Seife}}{\text{Kalium-Fettsäure-Salz}}$$



Eine genaue Besprechung dieser Reaktion erfolgt in der organischen Chemie (→ Kl. 10; (🕮 **Organische Chemie (Derivate)**)).
Kaliumhydroxid wird auch gerne für die Produktion von flüssigen Waschmitteln genutzt (→ s.a. Exkurs: Tenside und Waschwirkung)

Düngemittel

Grund-Chemikalie in der Industrie
für die Herstellung verschiedener organischer Stoffe in sogenanntes "Alkoholisches Kali"
das ist Kaliumhydroxid in Alkohol (Ethanol) gelöst

Kaliumhydroxid ist hygroskopisch.
entzieht der Luft oder Gasen Feuchtigkeit bzw. anderen Stoffen Wasser.
Trocknungs-Mittel für Gase
kann teilweise durch Erhitzen regeneriert werden, dadurch nachhaltige Nutzung möglich
Trocknungs- und Absorptions-Mittel
als Kaliumphosphat zur Wasser-Enthärtung
für Farbstoff-Synthesen
Film-Entwicklung

Leit-Flüssigkeit (Elektrolyt) in Batterien (Alkaline-Typ)

Lebensmittel-Zusatzstoff E525
Säure-Regulator

bei der Umwandlung von Raps-Öl mit Methanol zu Bio-Diesel als Hilfsstoff (Katalysator) genutzt

sehr stark ätzend
greift Acryl-Glas, Emaille und glasierte Oberflächen von Sanitär-Keramik an

Aufbewahrung des Feststoffes und der Lösung in Plastik-Flaschen



Kennzeichnung als:
ätzend und reizend

Aufgaben:

1. *Erstellen Sie sich einen einseitigen A4-Steckbrief für Kaliumhydroxid! Recherchieren Sie dazu auch weiteres Wissen über das Kaliumhydroxid!*
2. *Entwickeln Sie die Reaktionsgleichung für die Chlor-Alkali-Elektrolyse von Steinsalz!*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

3. *Stellen Sie die Reaktionsgleichungen (in Wortform) für die Verseifung von Fetten mit Kalilauge auf!*
4. *Auf einigen Reinigungs-Mitteln, die z.B. Natriumhydroxid enthalten, steht als Hinweis "Nicht für Badewannen mit Emaile-Beschichtung oder Acrylglas-Duschkabinen benutzen!". Erklären Sie, warum die Verwendung solcher Reiniger vermieden werden sollte!*

3.4.3. Calciumhydroxid, Kalkwasser

auch: Löschkalk, gelöschter Kalk, (Weiß)Kalkhydrat, Hydratkalk, Calciumdihydroxid, Marmorkalkhydrat



Stoffprobe von Calciumhydroxid
Q: de.wikipedia.org (Walkerma)

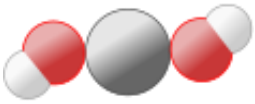
weiß (eigentlich farblos), amorphes, ätzendes Pulver
geruchlos

Als Lebensmittelzusatzstoff mit E 526 gekennzeichnet.

in Kosmetika als Calcium Hydroxide (CALCIUM HYDROXIDE)

Lösung heißt Calciumhydroxid-Lösung, Kalkwasser, Kalklauge, Kalkmilch, Calciumlauge

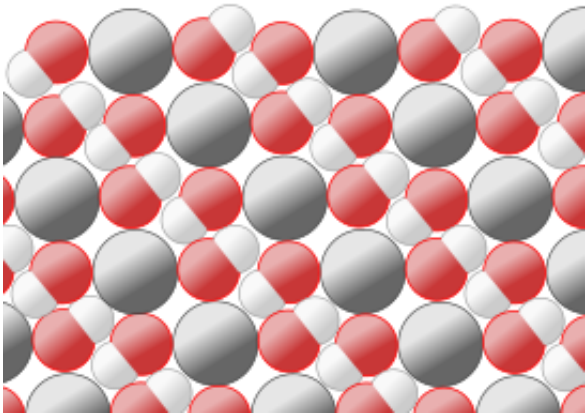
$Ca(OH)_2$



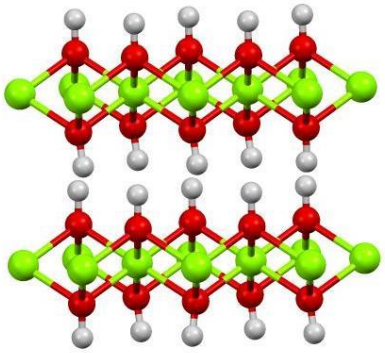
Bau-Einheit eines
Calciumhydroxid-Kristall's

Ionen-Subtanz aus Calcium- und Hydroxid-Ionen
auf ein Calcium-Ion kommen immer zwei Hydroxid-Ionen

sehr ungewöhnliche Kristall-Struktur
Ionen sind in versetzten Schichten angeordnet



Anordnung von Calciumhydroxid-Baueinheiten
in einer Kristall-Ebene



Struktur-Modell von Calciumhydroxid
(Calcium-Ionen: grün)
Q: en.wikipedia.org (Smokefoot)

mit 550 °C recht hohe Schmelz-Temperatur

bei höheren Temperaturen zersetzt es sich in Calciumoxid (Branntkalk) und Wasser

im großtechnischen Stil durchgeführt wird dieser Vorgang Kalk-Brennen genannt



Calciumhydroxid als Mineral Portlandit
Q: de.wikipedia.org (Ra'ike)

löst sich schlecht in Wasser; bildet im Gemisch mit Wasser einen Schlamm; Aufschlämmung wird Kalkmilch genannt
der feste – ungelöste – Rest ist der sogenannte Löschkalk
Kalkwasser ist die filtrierte, gesättigte Lösung
auch Calciumlauge, Kalkmilch, Kalklauge



Kennzeichnung als:
ätzend und reizend

Herstellung aus Branntkalk (CaO) und Wasser (Löschen von Kalk, Kalklöschen)
Mit weniger Wasser als Lösungs-Mittel entsteht eine breiige Masse, die auf dem Bau als Kalk bezeichnet wird. Es handelt sich aber um Calciumhydroxid ($Ca(OH)_2$) und nicht, wie es eigentlich der Name Kalk sagt, aus Calciumcarbonat ($CaCO_3$)

Haupt-Verwendung in der Bauwirtschaft als Mörtel-Bestandteil
Löschkalk wurde früher in Kalk-Gruben neben dem eigentlich Bau bis zu seinem Einsatz zwischengelagert

reagiert gut mit CO_2 aus der Luft zu festem $CaCO_3$
relativ billige und breit verfügbare Chemikalie

Verwendung als Kalkmilch (Aufschlämmung) zum Weißen von Wänden
als Kalkmörtel (1 : 3 mit Sand gemischt und an der Luft abbinden lassen)
Rauchgas-Entschweflung
Bindemittel für Wasser-lösliche Farben
in der Zucker-Herstellung
hilft beim Binden (Ausfällen) von verschiedenen unerwünschten Bestandteilen im Rohzucker

Zusatz in Düngemitteln (wirkt der Boden-Versauerung entgegen; Kalkung des Bodens)

als Kalkputz für Nass-Räume genutzt
die Kombination aus Natron- und Schmierseife sowie Calciumhydroxid hat Wasser-abweisende) Eigenschaften, man spricht auch hydrophob = altgriech.: Wasser-feindlich

wegen der antiseptischen und desinfizierenden Wirkung auch in Ställen als Wandfarbe

Calcium war früher als Kalk einer der wichtigsten

Rohstoffe für die Bauwirtschaft. Aus Kalk ($CaCO_3$) wurde durch Brennen Branntkalk (CaO) erzeugt:

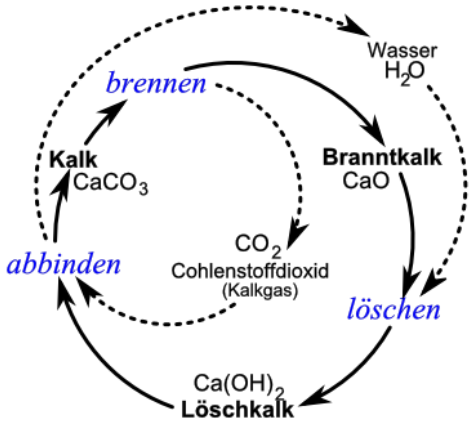
$CaCO_3$ ⟶ $CaO + CO_2$; endotherm

Calciumcarbonat — Calciumoxid

Der Branntkalk (CaO) wurde dann mit Wasser abgelöscht:

$CaO + H_2O$ ⟶ $Ca(OH)_2$; exotherm

Calciumoxid — Calciumhydroxid



Kalk-Kreislauf

Es bildete sich Calciumhydroxid ($Ca(OH)_2$) – auch Löschkalk genannt. Diesen setzte man dann – mit Sand gemischt – als Mörtel ein. Beim Trocknen und der Reaktion mit dem Cohlenstoffdioxid aus der Umluft entstand dann wieder harter Kalk.

$Ca(OH)_2 + CO_2$ ⟶ $CaCO_3 + H_2O$; exotherm

Calciumhydroxid — Calciumcarbonat

Früher "durften" arme Familien neu gemauerte Häuser zuerst bewohnen. Das nannte man "trockenwohnen".
In Zement sind neben Calciumoxid noch Silicium-, Aluminium- und Eisen-oxid enthalten. Diese Mischung führt zu einer besseren Abbindung. Die Festigkeit des Produktes - Beton genannt – ist sprichwörtlich. Die entscheidende Bindefähigkeit wird durch die oben beschriebenen Reaktionen über Calciumhydroxid zum Calciumcarbonat hervorgerufen.
Ein weiterer wichtiger Baustoff, der Calcium enthält, ist Gips. Für Chemiker ist Gips Calciumsulfat ($CaSO_4$).
Schulkreide ist nur selten Calciumcarbonat, wie es der Name eigentlich suggeriert. Heute wird vorrangig Calciumsulfat mit verschiedenen Bindemitteln (z.B. Kaseïn) verwendet.

Aufgaben:

1. *Was genau passiert beim Trockenwohnen? Welche Gesundheitsgefahren bestehen dabei?*
2. *Haben der Bau-Zement (Portland-Zement) und die von Zahnärzten eingesetzte Zement-Füllung (Mineral Trioxid Aggregat (MTA)) Gemeinsamkeiten?*
3. *Recherchieren Sie, wie man ermitteln kann, ob eine Schulkreide Calciumcarbonat oder andere Hauptbestandteile (wie Calciumsulfat (Gips) oder Magnesiumoxid) enthält!*
4. *Für Schulkreide sind immer noch traditionell Packungen mit 12 oder 144 Stück im Handel. Zwölf ist ein Dutzend, aber was sind 144?*
5. *Was ist der Stick-Slip-Effekt? Welche Rolle spielt er beim Thema Schulkreide?*
6. *Der Chemie-Schlaumeier schlägt vor, dass man Branntkalk als Bindemittel für das überschüssige Kohlenstoffdioxid aus der Atmosphäre benutzen könnte, um so wieder einen normalen Kohlenstoffdioxid-Gehalt zu erreichen. Setzen Sie sich mit dem Vorschlag auseinander!*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

3.4.4. Bariumhydroxid, Ätzbaryt



Kennzeichnung als:
ätzend und reizend

farblos/weiß, ätzend, kristallin, sehr giftig, leicht in Wasser löslich
geruchlos
aus Bariumoxid mit Wasser hergestellt, begleitet von starker Wärmeentwicklung

Bariumhydroxid-Lösung heisst auch Barytwasser, Bariumlauge, Barytlauge

Ionen-Substanz
im Kristall ist ein Barium-Ion von 8 Hydroxid-Ionen umgeben
ein Hydroxid-Ion hat nur 4 Barium-Ionen als unmittelbare Nachbarn
Schmelz-Temperatur des Wasser-freien Bariumhydroxid's liegt bei 408 °C

Nachweismittel und Absorbtionsmittel für CO_2, Carbonate und Sulfate

$$\underset{\text{farblose Lösung}}{Ba(OH)_2} + CO_2 \longrightarrow \underset{\text{weißer Niederschlag}}{BaCO_3\downarrow} + H_2O$$

$$Ba(OH)_2 + CO_3^{2-} \longrightarrow BaCO_3\downarrow + 2\ OH^-$$

$$Ba(OH)_2 + SO_4^{2-} \longrightarrow \underset{\text{weißer Niederschlag}}{BaSO_4\downarrow} + 2\ OH^-$$

Nutzung als Stabilisator in PVC und in Spezialseifen
in Keramik, für Glasmalerei
Aufschluss-Mittel für Caseïn
für die Wasser-Enthärtung (Befreiung von zu großen Calcium-Anteilen im Wasser)

Herstellung aus Bariumoxid und Wasser

$$BaO + H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2$$

bindet sehr viel Wasser:

$$\underset{\text{wasserfreies Bariumhydroxid}}{Ba(OH)_2} + 8\ H_2O \longrightarrow \underset{\text{Bariumhydroxid-Octahydrat}}{Ba(OH)_2 \bullet 8\ H_2O}$$

Herstellung erfolgt aus dem Mineral Schwerspat (chemisch: Bariumsulfat ($BaSO_4$))

Im 18. Jahrhundert – als es noch keine Kühlschränke gab – wurde Bariumhydroxid (als Octahydrat: $Ba(OH)_2 * 8\ H_2O$) mit Ammoniumthiocyanat zur Reaktion gebracht und so Eis bzw. tiefe Temperaturen erzeugt. Beide Feststoffe werden durch Schütteln gemischt, bis sie sich verflüssigen. Die dann laufende Reaktion bildet u.a. Ammoniak:

$$Ba(OH)_2 + NH_4SCN \longrightarrow Ba(SCN)_2 + 2\,NH_3 + 2\,H_2O \quad ; \text{endotherm}$$

Die Reaktion ist stark endotherm – benötigt also viel Energie. Die notwendige Energie wird bei der Reaktion der Umgebung entzogen und diese dadurch stark abgekühlt.

Das Bariumhydroxid-Octahydrat wird auch als Wärmespeicher genutzt. Dabei wird der sehr niedrige Schmelz-Punkt von 78 °C ausgenutzt. Für das Schmelzen wird somit Energie benötigt. Diese kann z.B. von Sonnen-Kollektoren stammen. Beim Erstarren wird die gleiche Energie-Menge wieder frei und kann zum Erwärmen von Heizungs-Wasser genutzt werden.

Aufgaben:

1. ***Erkundigen Sie sich, wie in der Vor-Kühlschrank-Zeit Lebensmittel gekühlt und haltbar gemacht wurden!***
2. ***Recherchieren Sie den Aufbau und die Funktionsweise eines Wärmespeicher's auf der Basis von Bariumhydroxid-octahydrat!***

3.4.5. weitere Metallhydroxide

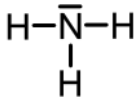
Magnesium- und Aluminiumhydroxid sind z.B. Magenmittel "Maaloxan ®" enthalten. Beide Hydroxid lösen sich besonders gut in einer sauren Umgebung. Es kommt zu einem Ausgleichen des pH-Wertes im übersäuerten Magen. Wenn sich die Verhältnisse wieder normalisiert haben, dann sinkt auch die Löslichkeit der beiden Hydroxide, so dass es nicht nachfolgend zu einer basischen (Über-)Reaktion im Magen kommt. Die beiden Hydroxide neutralisieren so nur die überschüssige Magensäure. Was genau bei einer Neutralisation passiert, besprechen wir später (→ 8. Neutralisation).

Aufgaben:

1. ***Vergleichen Sie Kaliumhydroxid und Kalilauge in einer geeigneten Tabelle! Finden Sie mindestens 5 Gemeinsamkeiten und 5 Unterschiede!***
2. ***Warum fühlt sich eine Lösung von Natriumhydroxid auf den Fingern schmierig / seifig an? Diskutieren Sie untereinander verschiedene Erklärungen!***

3.4.6. Ammoniak





Achtung! Ammoniak ist kein Metall-Hydroxid. Die Formel NH_3 scheint auch nicht auf eine alkalische Reaktion hinzuweisen

gehört aber zur übergeordneten Gruppe der Basen
reagiert in wässriger Lösung basisch / alkalisch

selten auch Azan (IUPAC-Name), Stickstofftrihydrid
engl. Ammonia

weitere Trivial- bzw. alternative Namen:
Alkali voltile, alkalische Luft, flüchtiges oder tierisches Laugensalz

in Kosmetika als AMMONIA

in der Kühltechnik als Kühlmittel R717 geführt

die aus der mittelalterlichen Allchemie stammenden Bezeichnungen "flüchtiges" bzw. "tierische Laugensalz" werden heute überhaupt nicht mehr benutzt
früher auch: Salmiak-Geist



charakteristischer Geruch (stark stechend riechend), reizend / ätzend auf Schleimhäuten, reizt zu Tränen, erstickend
giftig
Umwelt-schädlich
als Reiz-Auslöser in Riech-Ampullen / Riech-Stäbchen z.B. für ohnmächtige Personen

Schon die alten Äqypter kannten Ammoniak bzw. ein Salz, aus dem es durch Erhitzen ausgetrieben wurde. Das Salz wurde Salmiak genannt. Wir kennen es heute unter dem Namen Ammoniumchlorid.
Salmiak erzeugten die Ägypter durch Fäulnisprozesse aus Urin und Tiermist unter Zusatz von Kochsalz.
Eine relativ breite Verwendung fand Salmiak in der Gerberei (Fell- und Leder-Herstellung) und in der Textil-Färberei.

Lehrer-Versuch: Darstellung von Ammoniak (aus konz. Ammoniak-Lösung)



Durchführung:

- *im Abzug ein Reagenzglas, Rund- oder ERLENMEYER-Kolben in einem Stativ über einem Brenner / einer Heizplatte positionieren*
- *konzentrierte Ammoniak-Lösung in das Gefäß geben*
- *Stopfen mit Ableitungs-Rohr aufsetzen (**Achtung!** KEIN pneumatisches Auffangen möglich!)*
- *mit Brenner / Heizplatte vorsichtig erwärmen*

Entsorgung:

- *mit viel Wasser im Ausguss (unter dem Abzug!)*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Versuch: Prüfen einer Ammoniak-Lösung mit einem (Säure-Base-)Indikator

Materialien:

Reagenzglas; verdünnte Ammoniak-Lösung; Unitest (Universal-Indikator) oder Phenolphthaleïn

Durchführung:

1. etwa 2 – 3 ml Ammoniak-Lösung in ein Reagenzglas füllen (Füll-Höhe: 2 – 3 cm)
2. 2 – 3 Tropfen Indikator dazugeben
→ **Beobachtung**
3. ev. mit einem anderen Indikator wiederholen

Zentral-Atom ist hier kein Metall sondern ein Nicht-Metall. Es handelt sich um Stickstoff. Damit wird der Unterschied zu Metallhydroxiden schon mal sehr deutlich.
Dann beobachten wir eine weitere Besonderheit im Molekül: Es sind keine Hydroxid-Ionen enthalten. Selbst Sauerstoff sucht man im Molekül vergeblich. Aber wie kommen dann doch Hydroxid-Ionen in eine Ammoniak-Lösung?
Lösung heißt auch Ammoniumlauge, Salmiaklösung, Salmiakgeist, Ammoniakwasser

Darstellung von Ammoniak

Lehrer-Versuch: Darstellung von Ammoniak (aus einer Ammoniak-Lösung)

Durchführung:

- im Abzug ein Reagenzglas, Rund- oder ERLENMEYER-Kolben in einem Stativ über einem Brenner / einer Heizplatte positionieren
- reichlich festes Natriumchlorid in das Gefäß geben
- halb konzentrierte Ammoniak-Lösung in das Gefäß geben
*- Stopfen mit Ableitungs-Rohr aufsetzen (**Achtung!** KEIN pneumatisches Auffangen möglich!)*
- mit Brenner / Heizplatte vorsichtig erwärmen



Entsorgung:

- mit viel Wasser im Ausguss (unter dem Abzug!)

$$c\ NH_4OH \xrightarrow{\text{erhitzen}} NH_3\uparrow + H_2O$$

Bei Bedenken im Umgang mit konzentrierter Ammoniak-Lösung kann auch eine weniger stark konzentrierte Lösung benutzt werden. Diese wird entweder vorher oder im Prozess mit soviel Natriumchlorid versetzt, dass ein Bodensatz bleibt (also praktisch gesättigte Lösung).
Ganz auf eine Ammoniak-Lösung kann man verzichten, wenn man festes Ammoniumchlorid mit festem Calciumhydrixid erhitzt.

Lehrer-Versuch: Darstellung von Ammoniak (durch trocknes Erhitzen)

Durchführung:

- *im Abzug ein Reagenzglas, Rund- oder ERLENMEYER-Kolben in einem Stativ über einem Brenner / einer Heizplatte positionieren*
- *festes Calciumhydroxid und Ammoniumchlorid im Massen-Verhältnis von 3 : 4 mischen und in dasGefäß füllen*
- *Stopfen mit Ableitungs-Rohr aufsetzen (**Achtung!** KEIN pneumatisches Auffangen möglich!)*
- *mit Brenner / Heizplatte vorsichtig erwärmen*



Entsorgung:

- *mit viel Wasser im Ausguss (unter dem Abzug!)*

(trockenes) Erhitzen eines Gemisches aus Calciumhydroxid und Ammoniumchlorid

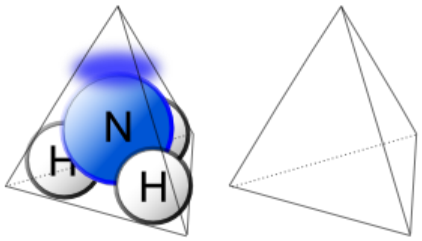
$$Ca(OH)_2 + NH_4Cl \xrightarrow{\text{erhitzen}} CaCl_2 + NH_3\uparrow + 2\,H_2O$$

Aufgaben:

1. *Handelt es sich bei Ammoniak um ein Dipol-Molekül? Begünden Sie Ihre Meinung!*
2. *Stellen Sie die Gleichung(en) für das Lösen von (gasförmigen) Ammoniak in Wasser auf!*
3.

Bau:

Molekül tetraedrische Struktur (Stickstoff-Atom im Zentrum des Tetraeders; an drei Ecken befindet sich jeweils ein Wasserstoff-Atom und an der vierten Ecke das freie Elektronen-Paar)
die drei Bindungs-Elektronen-Paare und das frei Elektronen-Paar stoßen sich maximal ab



Modell-Experiment: 4 Luft-Ballon's verbinden

Durchführung:

- *3 gleich-farbig und ein anders farbiger Luft-Ballon (möglichst normale Form) werden gleichmäßig (mittelgroß) aufgeblasen und verschlossen (notfalls gehen auch 4 gleich-farbige Luft-Ballon's; einer wird mit Markier-Stift gekennzeichnet)*
- *alle 4 Ballon's werden mit den Luft-Einfüll-Öffnungen in einem Punkt zusammengebunden*

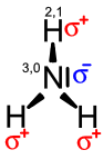
→ **Beobachtung** (Form des Gebildes)
→ Zusatz-Beobachtungen: Formen der Gebilde, wenn nur 2 bzw. 3 Ballon's verbunden werden

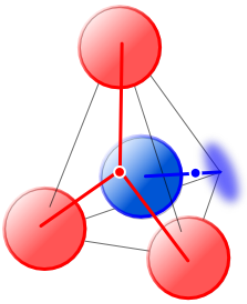
(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Aufgaben:

1. *Beschreibe die gebildete Form im Modell-Experiment! Erkläre, warum sind die Luft-Ballon's so anordnen! Übertrage die Modell-Erklärung auf das Ammoniak-Molekül-Modell!*

Bindungen leicht verschoben, da Stickstoff elektronegativer ist als Wasserstoff
→ polare Atom-Bindung



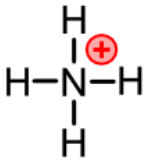


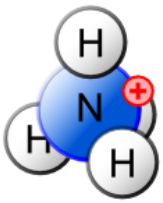
positiver Ladungs-Schwerpunkt liegt auf der Lage-Ebene der drei Wasserstoff-Atome
der negative Ladungs-Schwerpunkt liegt zwischen Stickstoff-Atom-Kern und freiem Elektronen-Paar

Dipol

In wässriger Lösung bildet sich ein Ammonium-Ion

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{Ammonium-Ion}}{NH_4^+} + \underset{\text{Hydroxid-Ion}}{OH^-}$$





Das Ammonium-Ion ist sehr symmetrisch gebaut. Die tetraedrische Struktur bleibt erhalten. Das neu hinzugekommene Wasserstoff-Ion (Proton) sitzt an der Stelle, wo vorher das freie Elektronen-Paar positioniert war.
Das Ammonium-Ion hat einen zentralen positiven Ladungs-Schwerpunkt. Im Modell kann es als eine Kugel mit zentraler Ladung verstanden werden.

Aufgaben:

1. *Ist das Ammonium-Ion eigentlich immer noch ein Dipol? Begründen Sie Ihre Meinung! Geben Sie auch an, wo sich die Ladungs-Schwerpunkte befinden!*
2. *Begründen Sie, warum Ammoniak eine Molekül-Substanz ist!*
3. *Berechnen Sie die molare Masse von Ammonium-Ionen! Können Sie das auch im Kopf berechnen?*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Lehrer-Versuch: Ammoniak-Springbrunnen

Durchführung:



- *im Abzug ein Rund-Kolben in einem Stativ umgedreht positionieren*
- *Stopfen mit einem längeren Glasrohr mit ausgezogener (offener) Spitze (od. langer Plaste-Pipette mit abgeschnittenem Ballon) sowie einer kurzen Pipette versehen*
- *in die kurze Pipette Wasser aufziehen (fast vollständig füllen!)*
- *Kolben mit Ammoniak-Gas füllen und dann Stoffen aufsetzen*
- *Kolben so einspannen, das er mit dem Glasrohr in eine pneumatische Wanne taucht (s. Abb. unten)*
- *Wanne mit Wasser füllen (mit Unitest-Lösung anfärben)*
- *mit der Pipette nur 1 Tropfen Wasser in den Kolben drücken*

→ **Beobachtung**

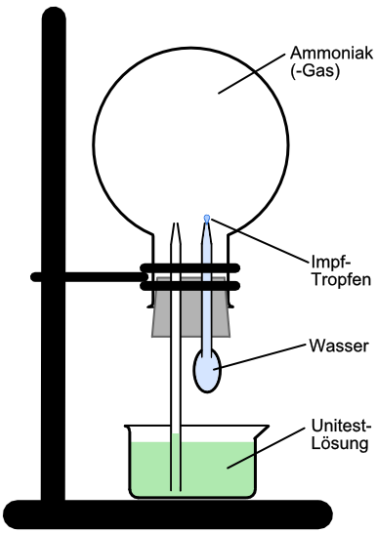
Entsorgung:

- *mit viel Wasser im Ausguss (unter dem Abzug!)*

Eigenschaften:

gasförmig, farblos
Dichte mit 0,77 g / l (leichter als Luft)
giftig; wirkt erstickend
Schmelzpunkt – 78 °C; Siedetemperatur -33,5 °C; Flüssigkeit leicht beweglich
Ammoniak lässt sich unter Druck bei Zimmertemperatur verflüssigen (notwendiger Druck 900 kPa)
bildet im flüssigen Zustand Wasserstoff-Brücken-Bindungen zwischen den Molekülen
gut wasserlöslich; Lösung reagiert basisch; in höheren Konzentrationen / Massen-Anteilen ist eine Ammoniak-Lösung (Ammoniakwasser) auch stärker ätzend

es lösen sich maximal rund 540 g Ammoniak in einem Liter Wasser (bei 20 °C)
1 l Wasser lösen (bei 20 ° C) rund 700 l Ammoniak
bei 15 ° C rund 770 l und bei 0 °C sind es 1175 l



Versuch zur Löslichkeit von Ammoniak in Wasser (Springbrunnen-Versuch)

Beim Lösen kommt es zur chemischen Reaktion mit dem Wasser. Das freie Elektronen-Paar des Ammoniak-Moleküls interagiert mit den teilweise (partiell) positiv geladenen Bereichen eines Wasser-Molekül's. Das sind die mehr oder weniger locker gebundenen Wasserstoff-Atome. Das Ammoniak entzieht praktisch dem Wasser ein Wasserstoff-Ion (Proton). Temporär bilden sich zwischen dem Wasser- und dem Ammoniak-Molekül eine Wasserstoff-Brücken-Bindung. Aus dem Wasser-Molekül wird nach der Abgabe des Wasserstoff-Ion's ein Hydroxid-Ion. Das Ammoniak mit aufgenommenem Proton stabilisiert sich als Ammonium-Ion.

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{Ammonium-Ion}}{NH_4^+} + OH^-$$

verdünnte Lösungen (üblich rund 10 %) werden auch Salmiakgeist genannt
auch gut löslich in Ethanol (Alkohol, C_2H_5OH), Aceton (CH_3-CO-CH_3) und Chloroform ($CHCl_3$)

wässrige Lösungen leiten den elektrischen Strom, die notwendigen Ionen für den Strom-Transport entstehen ja beim Lösen. Aber auch reines Ammoniak als Flüssigkeit (bei unter -33,5 °C) leitet den Strom. Was sind hier aber die Ladungsträger? Eine Polarität innerhalb des Molekül's reicht für einen elektrischen Strom nicht aus. Ammoniak reagiert mit sich selber mit einer Wasserstoff-Ionen-Abgabe und -Aufnahme:

$$2\ NH_3 \longrightarrow \underset{\text{Amid-Ion}}{NH_2^-} + \underset{\text{Ammonium-Ion}}{NH_4^+}$$

Dazwischen liegt eine zeitweilige Ausbildung von Wasserstoff-Brücken.
Ammoniak-Gas zersetzt sich bei Zündung mit Funken oder durch ultraviolettes Licht

$$2\ NH_3 \longrightarrow N_2 + 3\ H_2 \quad ; \quad \text{endotherm}$$

Darstellung aus Ammoniumchlorid und einer starken Base (z.B. Calciumhydroxid)

gut löslich in Ethanol, Aceton und Chloroform

Aufgaben:

1. *Zeigen Sie anhand von LEWIS-Formeln und passenden Übergängen die Bildung von Wasserstoff-Brücken-Bindungen im flüssigen Ammoniak!*
2. *Skizzieren Sie die Situation, bei der zwischen Ammoniak- und Wasser-Molekül eine Wasserstoff-Brücken-Bindung ausgebildet ist, als LEWIS-Formel! Können Sie auch die beiden anderen Zustände (vorher, nachher) darstellen?*
3. *Geben Sie Teil-Reaktion (Wasserstoff-Ionen-Abgabe und –Aufnahme) für die Reaktion von Ammoniak mit Wasser an!*
4. *Ein Mitschüler behauptet, bei der Reaktion von Ammoniak mit sich selbst kommt es eigentlich nur zu einem Protonen-Übergang (Abgabe + Aufnahme eines Proton's). Setzen Sie sich mit dieser Behauptung auseinander!*
5. *Stellen Sie die LEWIS-Formeln für das Amid- und das Ammonium-Ion auf!*

Reaktionen (chemische Eigenschaften)

Ammoniak verbrennt in Sauerstoff mit fahlgelber Flamme

$$4\ NH_3 + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ N_2 + 6\ H_2O \quad ; \text{exotherm}$$

Gasgemische aus Ammoniak und Luft in bestimmten Verhältnissen (15 – 33 % NH_3) explosiv
Ammoniak zündet und verbrennt oberhalb von 630 °C an der Luft

in Anwesenheit bestimmter Katalysatoren verbrennt Ammoniak auch zu Stickstoffoxiden
in der Großindustrie wird diese Verbrennung als Ausgangspunkt zur Herstellung von Salpetersäure genutzt

$$4\ NH_3 + 5\ O_2 \xrightarrow{\text{Katalysator}} 4\ NO + 6\ H_2O$$

Stickstoffmonoxid

handelsüblich konzentrierte Ammoniak-Lösung hat einen Massen-Anteil von 28 – 29 %

es entweicht ständig Ammoniak aus einer Lösung; leicht flüchtig
durch Erwärmen lässt sich die Flüchtigkeit steigern
ebenfalls durch starke Basen, welche die "schwache Base" Ammoniak aus ihren Salzen und Lösungen verdrängt

Ein Nachweis der Flüchtigkeit von Amminiak gelingt optisch sehr gut mit konzentrierter / rauchender Salzsäure. Aus dieser entweicht Chlorwasserstoff-Gas. Stellt man beide Flaschen dicht beieinander, dann treffen sich die entweichenden Gase in der Mitte und es bildet sich ein Rauch aus Ammoniumchlorid.

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl\downarrow$$

weiß
Ammoniumchlorid
Salmiak

Das gebildete Ammoniumchlorid gehört zu den Chemikalien, die in schlecht belüfteten Chemikalien-Schränken für einen weißen Belag auf den Flasche sorgt. Dieser kann leicht abgewischt oder abgewaschen werden.
Für einen echten Nachweis werden Möglichkeit der Verdrängung (aus Ammonium-Verbindungen), die Leichtflüchtigkeit, die gute Wasserlöslichkeit und die basische Reaktion der Lösung ausgenutzt (Uhrglas-Probe).

Nachweis von Ammonium-Ionen (in flüssiger Probe):

	Bedingungen	***Nachweismittel***	***Beobachtungen***	***Ergebnis***
(1 ml) Probe +	(1 – 2 Plätzchen) **Natrium-hydroxid** ***(weiß)***	***angefeuchtes Unitest-Papier*** *darüber halten* *(gelblich)*	**Blau-Färbung**	**Ammonium-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Ammonium-Ionen

für kleine Mengen Nachweis in Mikroraum zwischen zwei Uhrgläschen



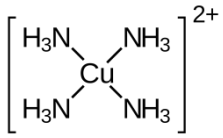
Umkehrung der Versuchs-Anordnung für den Nachweis von Ammonium-Ionen in einer Lösung. Nun wird mit festem Natriumhydroxid gearbeitet.

begleitend Geruchs-Probe möglich, da unser Geruchs-Sinn sehr empfindlich auf das gebildete Ammoniak reagiert

Reaktion von Ammoniak-Lösung mit Kupfersalz-Lösungen führt zu dunkelblauem Kupfertetra(a)mmin (Komplex-Verbindung)

$$Cu^{2+} + NH_{3(aq)} \longrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}$$

blau
Cupfertetrammin
Komplex-Ion



Cupfertetraammin-
Komplex-Ion

Die eckige Klammer so bedeuten, dass hier ein sehr komplexes Gebilde entsteht, dessen Ladung auf die gesamte Struktur verteilt ist.
Die obige Reaktion ist auch als Nachweis für Cupfer-Ionen geeignet.

Nachweis von Ammonium-Ionen (in fester Probe):

	Bedingungen	***Nachweismittel***	***Beobachtungen***	***Ergebnis***
(Spatelspitze) Probe	(1 – 2 Tropfen) **Natrium-hydroxid-Lösung** ***(farblos)***	***angefeuchtes Unitest-Papier*** *darüber halten* *(gelblich)*	**Blau-Färbung**	**Ammonium-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Ammonium-Ionen

Der Uhrglas-Test kann abgewandelt auch in einem Reagenzglas durchgeführt werden. Dann hält man das feuchte Unitest-Papier in die Öffnung.



Nachweis von Ammonium-Ionen:

	Nachweismittel	***Bedingungen***	***Beobachtungen***	***Ergebnis***
Probe	(1 – 2 Tropfen) **Kupfersulfat-Lösung** ***(hellblau)***		**Dunkelblau-Färbung**	**Ammonium-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Ammonium-Ionen

Aufgaben:

1. *Welche weiteren chemischen Reaktionen führen dann zur Salpetersäure? Recherchieren Sie! (Es reichen die Hauptreaktionen!)*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

2. Berechnen Sie die molare Masse von Ammoniak! (vollständiger Rechenweg!)
3. Bestimmen Sie den Reaktions-Typ für die Reaktion von Ammoniak mit Sauerstoff!

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

giftiges und stechend-riechendes Ammoniak bzw. Ammonium-Ionen entstehen bei der Zersetzung von Eiweißen bei der Verottung (Fäulnisgeruch)
in unserem Körper im Dünndarm Zerlegung der Eiweiße in die Aminosäuren, diese werden resorbiert und mit dem Blut zu den Zellen transportiert
in den Zellen kommt es u.a. zu einem teilweisen Abbau der Aminosäuren, dabei werden Ammonium-Ionen frei
diese gelangen über das Blut in die Leber
dort Entgiftung mit Kohlendioxid (Carbonat-Ion) unter Bildung von Harnstoff

$$2\ NH_4^+ + CO_3^{2-} \longrightarrow \underset{\text{Harnstoff}}{CO(NH_2)_2} + 2\ H_2O$$

Harnstoff als ungiftiger Stoff wird dann über die Nieren ausgeschieden
entsteht auch in der Gülle (macht wichtigen Geruchs-Anteil aus)
Der hohe Stickstoff-Gehalt durch das Ammoniak macht Gülle zu einem wichtigen natürlichen Dünger in der Landwirtschaft. Belastend für die Umgebung ist aber der starke Geruch. Das Ammoniak wird von Boden-Bakterien zu Nitrit (NO_2^-) und letztendlich zu Nitrat (NO_3^-) abgebaut. Vor allem das Nitrat wird dann von den Pflanzen aufgenommen.
Da durch die intensive Massen-Tierhaltung oft riesige Mengen an Gülle entstehen, sind Bauern schnell verleitet, viel von der Gülle auf die Felder zu bringen. Hierbei ensteht aber die Gefahr einer Überdüngung der Böden. Überschüssiges Ammoniak und Nitrat kann dann ins Grundwasser gelangen und dieses für eine Nutzung als Trinkwasser unbrauchbar machen. Es sind dann sehr aufwendige Reinigungs-Maßnahmen notwendig, die das Trinkwasser dann deutlich teurer machen.

Herstellung von Ammoniumnitrat

$$NH_3 + HNO_3 \longrightarrow NH_4NO_3$$

Ammoniumnitrat ist einer der wichtigsten Kunstdünger und Ausgangstoff für die Produktion von Sprengstoffen

Aufgaben:

1.

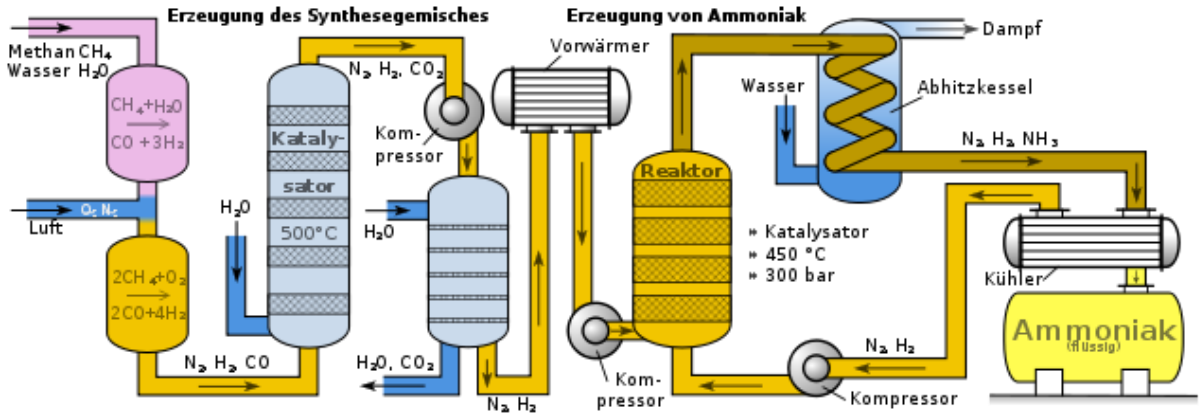
2. Erstellen Sie aus den Text-Informationen einen Stickstoff-Kreislauf!

3.

Herstellung:

im HABER-BOSCH-Verfahren aus Luft-Stickstoff hergestellt

$$N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3 \quad ; \quad \text{endotherm}$$



HABER-BOSCH-Verfahren
Q: de.wikipedia.org (Sven)

Als Ausgangstoffe dienen Methan (Erdgas), Wasser(-Dampf) und Luft. Das Methan wird mit Wasserdampf im Primär-Reformer zu Kohlenstoffmonoxid und Wasserstoff umgesetzt.

$$CH_4 + H_2O \longrightarrow CO + 3\,H_2 \quad ;$$

Diesem Gas-Gemisch wird nun Luft zugesetzt. Restliches Methan wird mit dem Luft-Sauerstoff oxidiert.

$$2\,CH_4 + O_2 \longrightarrow 2\,CO + 4\,H_2 \quad ; \quad \text{exotherm}$$

Das Kohlenstoffmonoxid gilt als Gift für den Katalysator im Hauptreaktor, deshalb muss es entfernt werden. Dazu wird das Cohlenmonoxid mit Wasser-Dampf an einem speziellen Katalysator (Kontakt;) zu Cohlendioxid umgewandelt.

$$CO + H_2O \xrightarrow{\text{Kat.}} CO_2 + H_2 \quad ;$$

Dabei wird gleichzeitig der Anteil an Wasserstoff für die Hauptreaktion gesteigert.
Nachfolgend wird das ebenfalls störende Cohlendioxid aus dem Synthesegas entfernt. In einer Reaktion mit Calciumhydroxid bildet sich festes Calciumcarbonat.

$$CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O \quad ;$$

Nun ist das Synthesegas rein genug für den Katalysator (auch Kontakt genannt; α-Eisen (Ferrit)) im Hauptreaktor. Nach der Vorwärmung mittels der heißen Reaktions-Produkte im Gegenstrom-Verfahren wird das Synthesegas über die Katalysator-Böden geleitet. Der Stickkstoff reagiert am Katalysator schrittweise mit dem Wasserstoff, bis das stabile Ammoniak entstanden ist.

$$N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3 \quad ; \quad \text{exotherm}, \Delta_R H = -92{,}44\ \text{kJ / mol}$$

Die Reaktion läuft bei rund 450 °C und 300 bar ab.

Wie schon erwähnt, werden die heißen Reaktions-Produkte der exothermen Reaktion zum Vorwärmen des Synthesegases verwendet.
Trotz der gezielten Reaktionsführung setzt sich nicht alles Synthesegas um. Um diese Ausgangsstoffe nicht zu vergeuden, wird durch mehrstufiges starkes Herunterkühlen der Ammoniak verflüssigt. Das übrig gebliebene, unverbrauchte Synthesegas wird wieder in den Hauptreaktor zurückgeführt.
Das HABER-BOSCH-Verfahren wurde 1910 von den Chemikern Fritz HABER und Carl BOSCH entwickelt und diente später vor allem dazu Ammoniak für die Düngemittel- und Sprengmittel-Produktion zu bekommen. Durch die See-Blockade im I. Weltkrieg war Reichsdeutschland von den internationalen Stickstoff-Quellen (Chile-Salpeter) abgeschnitten.

Ausbeute bei 500 °C, 200 bar, α-Eisen-Katalysator rund 11%

Verwendung / Bedeutung:

als Ammonium-Ion in Düngern und Sprengmitteln, besonders als Ammoniumnitrat
beinhaltet viel Stickstoff; beim Dünger für die die unterschiedlichen bedürfnisse der Pflanzen antweder als Ammonium- oder Nirtrat-Ion; im Sprengstoff wird viel Stickstoff-Gas entwickelt, was den zerstörenden Druck erzeugt
als Kältemittel in Groß-Kühlanlagen große Verdampfungswärme (Verdampfungsenthapie)
als Flüssigkeit dient es als Lösungsmittel für verschiedene Stoffe (z.B. Salze) (Reinigung, Umkristallisationen, Trennungen, …)
zur Herstellung vieler Chemikalien und chemischen Rohstoffe (Grundchemikalie der chemischen Industrie):

- Harnstoff (Urea)
- Blausäure (Zyanwasserstoff)
- Natriumcarbonat (Soda)
- Salpetersäure

in der Produktion von Düngemittel

- direkte Umsetzung mit verschiedenen Metall-Verbindungen

als Rostoff für die Produktion von Sprengstoffen

- über Salpetersäure Nitrierung von verschiedenen Basisstoffen

als Bindemittel für Schwefeldioxid (Rauchgas-Entschwefelung)

- gebildetes Ammoniumsulfat Verwendung als Düngemittel(-Zusatz)

als zusätzlicher Ausgangsstoff für die Herstellung von:

- Kunstfasern
- Kunststoffen
- Kunstharze
- Pflanzenschutzmittel

in Riechstäbchen oder als Riech-Salz (in alten / historischen Erste Hilfe-Kästen und heute auch noch in der Notfall-Medizin → Aufwachmittel, Atmungs-Stimulanz)
Mensch reagiert sehr empfindlich aus Ammoniak (eigentlich ein Anzeichen von Eiweiß-Abbau) Riechschwelle 0,1 bis 3 ppm, ab 1'700 ppm (parts per million (Teile pro Millionen)) besteht Lebensgefahr

ppm steht für Part(s) per Million (dt.: Teile pro Million)
1 ppm meint, das auf eine Millionen Teilchen genau ein Teilchen vom besagtem Stoff sind
man kann die üblichen Prozente als Analogon benutzen, allerdings sind die Werte sehr klein
1 ppm entspricht 0,000001%
aber Achtung! nicht Massen- oder Volumen-Prozent, sondern Stoffmengen-Prozent

$$1\,ppm \;\widehat{=}\; \underset{\text{Prozent}}{0{,}000'001\%} \;\widehat{=}\; \underset{\text{Promill}}{0{,}000'01‰}$$

Untersuchung verschiedener Stoffe aus dem Haushalt

Hinweise:



ätzend / Ätzwirkung



giftig / sehr giftig




reizend / Gesundheitsgefährdend

Auch bestimmte Stoffe im Haushalts-Bereich können sehr gefährlich sein! Vor dem Experimentieren muss unbedingt auf die nebenstehenden Zeichen geprüft werden! Stoffe, die damit gekennzeichnet sind, dürfen nur in Absprache mit den Eltern und dann auch nur indirekt (- also ohne Körper-Kontakt -) untersucht werden.
Besser ist es, diese Stoffe nicht zu untersuchen und stattdessen lieber andere ungefährliche Stoffe zu prüfen!

Materialien / Geräte:

flüssige (möglichst wässrige) Reinigungsmittel, Kosmetika, Lebensmittel (Getränke, …); Holz-Stäbchen (z.B. Schaschlik-Stäbchen, Zahnstocher, …); Unitest-Papier

Durchführung / Ablauf:

- ein Stück Unitest-Papier abreißen und mit Bleistift beschriften (fortlaufend: Probe A, B, C, …)
- mit dem Holzstäbchen einen Tropfen von der zu testenden Stoff-Probe aufnehmen und auf das Testpapier auftragen
- Beobachtungen notieren
- Testpapier auf Heizung od.ä. zum Trocken legen / aufhängen (bei ätzenden Stoffen nur wenn es sicher erfolgen kann (z.B. auf einer Kachel od. einem alten Teller)! sonst lieber wegwerfen)
- Beobachtungen (nach dem Trocknen) notieren (Papier kann zur Dokumentation auch aufgeklebt werden (den Kleber **nicht** an der Probe-Stelle auftragen)

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Basen	m%	ρ [g / ml]	c [mol / l]
Ammoniak, konz.	35	0,88	18
Ammoniak, konz.	25	0,91	13,5
Ammoniak, verd.	10	0,96	5,5
Kalilauge, konz.	47	1,5	12,5
Kalilauge	30	1,3	7
Natronlauge, konz.	40	1,43	14,5
Natronlauge, konz.	33	1,36	11
Natronlauge, verd.	3	1,03	1

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Kontroll-Aufgaben (z.B. für das selbstorganisierte Lernen)

1. *Erläutern Sie die Begriffe Base, Lauge und Hydroxid und stellen Sie diese gegebenenfalls gegenüber!*
2. *Übernehmen Sie die nachfolgende Tabelle und füllen Sie die Lücken aus!*

Basen-Name	Reaktion mit Wasser	Baserest-Ion	
		Formel	Name
Natriumhydroxid			
	$Ca(OH)_2 + 2\ H_2O \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2\ H_2O + 2\ OH^-$		
		Al^{3+}	
			Magnesium-Ion
			Ammonium-Ion

3. *Ein Chemiker behauptet, dass für den basischen Charakter von Hydroxiden gar kein Wasser notwendig ist. Das Wasser soll lediglich als Lösungsmittel für die freigesetzten Ionen dienen.*
   Setzen Sie sich mit dieser Aussage auseinander! Bestätigen oder widerlegen Sie diese mittels verschiedener Argumente oder erklären Sie, wie der Vorgang genau abläuft!
4. *Nennen Sie 5 weitere Metallhydroxide (, die nicht in Aufgabe 2 auftauchen; mindestens 3 mehrwertige!) und stellen Sie die erweiterten Dissoziations-Gleichungen (Reaktion mit Wasser) auf! Benennen Sie die Reaktions-Produkte!*
5. *Erstellen Sie einen Steckbrief für Natriumhydroxid!*
6. *Vergleichen Sie mit Hilfe einer Tabelle Natriumhydroxid und Natronlauge!*
7. *Wäschestücke aus Naturfasern (Wolle, Viskose, …) sollten nur mit Feinwaschmitteln und nicht mit (echten) Seifen gewaschen werden. Begründen Sie, warum es diese Empfehlung gibt!*
8. *Welche Teilchen sind für den alkalischen Charakter einer Lösung aus chemischer Sicht verantwortlich?*
9. *Festes Kaliumhydroxid ist ein (elektrischer) Nichtleiter. Dagegen ist die Lösung ein guter elektrischer Leiter (Elektrolyt). Erklären Sie, warum sich die Eigenschaften der beiden Stoffe so unterscheiden! Stellen Sie eine begründete Vermutung auf, wie sich die elektrische Leitfähigkeit von Kaliumhydroxid-Plätzchen verhält, wenn die Plätzchen einige Tage an der Luft gelagert wurden!*
10. *Eine Probe Kaliumhydroxid (Feststoff) soll vor und nach dem Schmelzen auf die elektrische Leitfähigkeit geprüft werden. Stellen Sie begründete Hypothesen für die zu erwartenden Beobachtungen auf!*
11. *Übernehmen Sie die folgende Tabelle (Blatt quer nehmen) und füllen Sie diese aus!*

Name	Branntkalk		Kalkbrei	Kalkmilch	Kalkwasser
Formel		$Ca(OH)_2$			
gemeinsame Eigenschaften	fest				
unterschiedliche Eigenschaften					
Verwendung					

12. Übernehmen Sie die folgende Tabelle (Blatt quer nehmen) und füllen Sie diese zuerst aus dem Gedächtnis und dann mittels Nachrecherchieren aus! (Ev. kann die Ammonium-Lauge weggelassen werden.)

Name der Lösung	exakter Name	Formel	Dissoziations-Gleichung	Vorkommen und Verwendung
Bariumlauge				
Calciumlauge				
Kalilauge				
Natronlauge				
Ammoniumlauge				

13. Erstellen Sie auf der Basis der folgenden Tabelle einen Vergleich zwischen einem Hydroxid und einer passenden Lauge! Ergänzen Sie weitere Kriterien!

Basen-Art	Hydroxid	Lauge
Aggregatzustand		
Stoff-Struktur / Bau		
elektrische Leitfähigkeit		
ätzende Wirkung		
Wirkung auf Indikatoren		
- Phenolphthalein-Lösung		
- Unitest-Lösung		
- Unitest-Papier		

Links zu (weiteren) Tests:
http://www.lernort-mint.de/Premiumch/AC/test_hydroxide.html ()

Übersicht zu wichtigen Basen / Hydroxiden in der Schulchemie

Name	Formel	Basis-Element	… steht in ?. HG	Dissoziation im Wasser	Kation-Formel	Kation-Name / Baserest-Ion	Anion-Formel	Anzahl Anionen	Anion-Name
Lithium-hydroxid	LiOH	Lithium	I	$LiOH \rightleftharpoons Li^+ + OH^-$	Li^+	Lithium-Ion	OH^-	1	Hydroxid-Ion
Natrium-hydroxid	NaOH	Natrium	I	$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$	Na^+	Natrium-Ion	OH^-	1	Hydroxid-Ion
Kalium-hydroxid	KOH	Kalium	I	$KOH \rightleftharpoons K^+ + OH^-$	K^+	Kalium-Ion	OH^-	1	Hydroxid-Ion
Magnesium-hydroxid	$Mg(OH)_2$	Magnesium	II	$Mg(OH)_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ OH^-$	Mg^{2+}	Magnesium-Ion	OH^-	2	Hydroxid-Ion
Calcium-hydroxid	$Ca(OH)_2$	Calcium	II	$Ca(OH)_2 \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2\ OH^-$	Ca^{2+}	Calcium-Ion	OH^-	2	Hydroxid-Ion
Barium-hydroxid	$Ba(OH)_2$	Barium	II	$Ba(OH)_2 \rightleftharpoons Ba^{2+} + 2\ OH^-$	Ba^{2+}	Barium-Ion	OH^-	2	Hydroxid-Ion
Aluminium-hydroxid	$Al(OH)_3$	Aluminium	III	$Al(OH)_3 \rightleftharpoons Al^{3+} + 3\ OH^-$	Al^{3+}	Aluminium-Ion	OH^-	3	Hydroxid-Ion
Ammoniak	NH_3	Stickstoff	V	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	NH_4^+	Ammonium-Ion	OH^-	1	Hydroxid-Ion

(c,p) 2015-2026 lern-soft-projekt: drews

4. Stöchiometrie (I)

Problem-Fragen für Selbstorganisiertes Lernen

Haben Atome eine Masse?
Wie ermittelt man die Masse von Atomen?
Was ist die atomare Massen-Einheit?
Was ist die Stoffmenge?
Was ist ein Mol? Was muss man sich darunter vorstellen?
Welche Masse hat ein Mol eines Stoffes?

Was bedeutet es genau, wenn gesagt wird, eine Lösung wäre stark oder schwach konzentriert? Was genau ist die Konzentration?

Was bedeutet die Angaben Vol% auf einer Flasche mit alkoholischen Getränken?
Wieviel Alkohol ist in einer Flasche Bier? In welchem Verhältnis steht die Menge im Bier zur durchschnittlichen Giftigkeit?
Wie wird die Giftigkeit eines Stoff's meistens angegeben? Was bedeutet der LD_{50}-Wert in diesem Zusammenhang?
Was ist der Unterschied von Vol% zu m%?
Kann man Vol% einfach in m% umrechnen?
Kann man ausrechnen, welche Masse eines Stoffes in einer Lösung enthalten ist?

Was ist mit Löslichkeit gemeint? Wie entsteht eine Lösung?
Wann ist eine Lösung gesättigt oder übersättigt? Geht eine Übersättigung bei Lösungen eigentlich?
Wo nutzt man die Übersättigung?

Wie funktioniert ein Handwärmer / Wärme-Kissen / Taschenwärmer?

Aufgaben (zur Wiederholung):

1. *Geben Sie mindestens jeweils eine Definition für die Stoffmenge und ihre Einheit mol an!*
2. *Wie lautet die Berechnungs-Formel für die molare Masse eines Stoffes?*
3. *Ermitteln Sie die molaren Massen der folgenden Stoffe!*

a)	Natriumchlorid	b)	Chlor(-Gas)	c)	NaOH
d)	Wasserstoffperoxid	e)	$Mg(OH)_2$	f)	SO_3

4. *Berechnen Sie die molare Masse der folgenden Stoffe! (Es ist nur das PSE zugelassen!)*

a)	$KHSO_4$	b)	$Ba(NO_3)_2$	c)	$CuSO_4 * 6\ H_2O$
d)	Maltose ($C_6H_{22}O_{11}$)	e)	CH_3-COONa	f)	CH_3-CH_2-CH_2-CHO

(c,p) 2015-2022 lern-soft-projekt: drews

4.0. Grundlagen / Wiederholung

In der Chemie betrachten wir drei charakteristische …

Teilchen-Arten	
• **Atome**	Grund-Bausteine aller Stoffe
• **Moleküle**	Kombinationen mehrerer Atome in abgegrenzten Baueinheiten Anzahl der Atome ist abzählbar
• **Ionen**	negativ oder positiv geladene Atome oder Moleküle

Diese qualitative Betrachtung ermöglicht uns keine Chance auf eine Mengen-mäßige Abschätzung von Reaktions-Verläufen. Man hat eine Aussage, das z.B. Natrium mit Sauerstoff zu Natriumoxid reagieren, aber wieviel von den Stoffen gebraucht wird bzw. wieviel gebildet wird, bleibt unklar. Wir sprechen dann von **quantitativ**en Aussagen.
Eine erste Möglichkeit ist die **Teilchen-Anzahl N**. Hierbei zählen wir einfach die Teilchen einer Art. In einer chemischen Reaktion können wir die angegebenen Stoffe jeweils als einfache Teilchen-Anzahlen verstehen:

$$4\ Na + 1\ O_2 \longrightarrow 2\ Na_2O$$

So verstehen wir die Reaktions-Vorgänge auch intuitiv:

> ***Vier (4) Natrium-Atome reagieren mit einem (1) Sauerstoff-Molekül zu zwei (2) Bau-Einheiten Natriumoxid.***

Betrachtet man die Reaktion nur auf der Atom-Ebene, dann finden wir auf der Ausgangs-Stoff- und der Reaktionsprodukte-Seite jeweils vier (4) Natrium-Atome und zwei (2) Sauerstoff-Atome.

Na: 4 = 2*2=4

O: 1*2=2 = 2*1=2

Würde man hier das Sauerstoff-Molekül nur 1x zählen, dann würde man auf ein falsches Verhältnis kommen. Für Teilchen-Anzahlen ist es deshalb unbedingt notwendig, auch die gezählte Teilchen-Art genauestens mit anzugeben.

Aufgaben:

1. ***Interpretieren Sie die chemischen Gleichungen zu folgenden Reaktionen quantitativ nach der Teilchen-Art!***
   a) Magnesium reagiert mit Sauerstoff zu Magnesiumoxid
   b) Magnesium reagiert mit Wasser u.a. zu Magnesiumhydroxid
   c) Eisen wird zu Eisen(III)-oxid oxidiert
2. ***Ein Mitschüler behauptet, dass die quantitativen Betrachtungen zwar für die Atome in einer chemischen Reaktion gelten, aber nicht für die Anzahl von Elektronen und Protonen. Setzen Sie sich mit dieser Behauptung auseinander!***

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Exkurs: Aus welcher Teilchen-Art besteht ein Stoff?

Aus der Formel von einem Stoff auf die zugrundeliegende Teilchen-Art zu schließen, ist gar nicht einfach.
Mit einigen Überlegungen kann man eine recgt sichere Zuordnung zu den Teilchen-Arten machen.

Wiederholung:
Hier sei noch einmal kurz erwähnt, dass die Elemente und ihre Atome durch Symbole entsprechend dem Periodensystem der Elemente dargestellt werden.

S Schwefel (1 Atom)

Al Aluminium (1 Atom)

Eine Formel steht immer für die Kombination von mindestens zwei Atomen. Diese können gleich – wie beim Sauerstoff – oder verschieden sein. Die Formel für Wasser ist ein Beispiel dafür.
Dabei wird die Anzahl der Atome in der Formel als Index-Zahl rechts am Symbol notiert.

O_2 Sauerstoff (2 Atome)

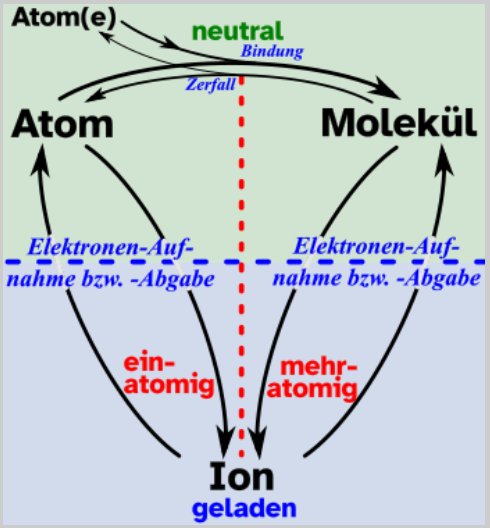
H_2O Wasser (2 Atome Wasserstoff und 1 Atom Sauerstoff)



Die Formel eines Stoffes ist unveränderlich! Wenn sich Zahlen oder Symbole ändern, dann handelt es sich um einen anderen Stoff oder ein anderes Teilchen!

Unterscheidung / Klassifizierung:
Eine erste Unterscheidung ist die Analyse der Ladung, die an einer Formel verzeichnet ist.

Ist kein Plus oder Minus (ev. mit vorgestellter Zahl) oben rechts an einem oder mehreren Element-Symbolen notiert, dann ist zumindetens die Formel keine Beschreibung eines Ion's. Die Formel oder das Symbol stellt dann ein neutrales Teilchen dar. Das kann dann ein **Atom**, ein **Molekül** oder die **Bau-Einheit** eines Feststoff's sein.
Von Bau-Einheiten sprechen wir, wenn in einem Stoff praktisch unendlich viele Atome bzw. Ionen zusammengelagert sind. Dies ist z.B. in Feststoffen so. Die Bau-Einheit steht dabei für die kleinstmögliche Kombination der Atome in dem Stoff (praktisch das Verhältnis). I.A. benutzt man den Begriff Bau-Einheit nur für Kombinationen von mindestens 2 verschiedenen Atomen.



Die Bau-Einheit macht aber **keine** Aussage zu den Teilchen-Arten, die in der Bau-Einheit vorkommen! Die Bau-Einheit ist eine grobe Struktur-Beschreibung.

S_8
Bau-Einheit
(Struktur-Einheit)
beim Schwefel
(***8 Atome*** (bilden ein Molekül))

MgO
Bau-Einheit
von Magnesiumoxid
(Kombination von Magnesium- und Oxid-***Ion*** (Ion von Sauerstoff)
im Verhältnis 1 : 1)

Fe_2O_3
Bau-Einheit
von Eisen(III)-oxid
(Kombination von Eisen- und Oxid-***Ion*** (Ion von Sauerstoff)
im Verhältnis 2 : 3)

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Steht eine Ladung rechts oben an einem Symbol oder einer Formel, dann handelt es sich um ein **Ion**. Ionen, die aus mehreren Atomen bestehen, nennt man **zusammengesetzte Ionen**. Meist ist aber nur ein Atom wirklich geladen.
Deshalb wird bei zusammengesetzten Ionen auch nicht von einer Teilchen-Art gesprochen.
Positiv geladene Ionen heißen auch **Kation**en. **Anion**en sind negativ geldene Ionen.
Kommen wir nun zu den ungeladenen / neutralen Stoffen. Aus der reinen Kombination der Elemente lassen sich schon erste Hinweise auf die Teilchen-Art entnehmen.

Cl^-
Ion vom Chlor
(Chlorid-Ion)
ist einfach negativ geladen

NH_4^+
Ammonium-Ion
(zusammengesetztes Ion)
insgesamt einfach positiv geladen

Mg^{2+}
Magnesium-Ion
ist zweifach positiv geladen

SO_4^{2-}
Sulfat-Ion
zusammengesetztes Ion
insgesamt zweifach negativ geladen
(Ladungen gehören praktisch zu zwei Sauerstoff-Atomen)

Enthalten die Formeln Metall – ganz besonders dann, wenn es Elemente aus der I. oder II. Hauptgruppe sind, dann handelt es sich sehr wahrscheinlich um Salze. Sie bestehen praktisch immer aus Ionen. Die Namen der Stoffe enden auf solche Silben, wie "-id", "-it", "-at" Damit haben wir es bei der Formel auch mit der Beschreibung einer Bau-Einheit zu tun. Die Auftrennung der Formel, um zu den einzelnen Ionen zu kommen, erfolgt zwischen dem Metall-Symbol(en) und der Rest-Formel.
Für einige besondere Salze und Verbindungen ist aber auch die Kenntnis spezieller Ionen notwendig. Sind in der Formel mehr als zwei Elemente aufgeführt, dann sollte unbedingt geprüft werden, ob sich in der Formel ein komplexes Ion versteckt.

KOH
Kaliumhydroxid
$K^+ + OH^-$
Ionen
(Kation + Anion)

$KHCO_3$
Kaliumhydrogencarbonat
$K^+ + H^+ + CO_3^{2-}$
Ionen
(Kationen + Anion)

Bleiben noch die Formeln, die nur Nicht-Metalle enthalten. Bei ihnen lässt sich die Unterscheidung über die Differenz der Elektronegativität vornehmen. Je weniger ionisch / polar die Bindung ist, umso wahrscheinlicher ist es, dass es sich um Moleküle handelt.
Als guter Kennwert für die Differenz der Elektronegativitäten hat sich die 1,7 herausgestellt. Ist die Differenz kleiner, dann handet es sich eher um Moleküle. Ist der Wert größer (als 1,7), dann gehen wir von Bau-Einheiten, die aus Ionen kombiniert sind, aus.
Bei Feststoffen ist die Chance für das Vorliegen von Ionen im Stoff immer wahrscheinlicher.
Hier können wir dann von Bau-Einheiten ausgehen.

EN 3,0 2,1
NH_3
Molekül

2,5 3,5
SO_2
Molekül

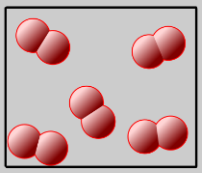
EN 0,8 3,5(2,1)
$K^+ + OH^-$
Ionen
(Kation + zusammengesetztes Anion)

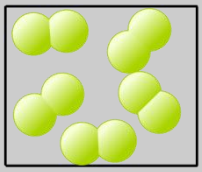
0,9 3,0
$Na^+ + Cl^-$
Ionen
(Kation + Anion)

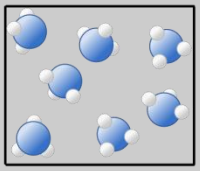
(c,p) 2015-2026 lsp: dre

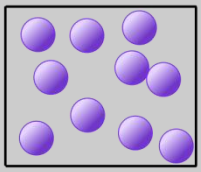
Mit Hilfe des **Aggregatzustand**'s kann bei gasförmigen und flüssigen Stoffen gut auf die Teilchen-Art geschlossen werden.

In der Chemie bestehen Gase praktisch immer aus Molekülen.
Die Moleküle können aus einem oder mehreren Elementen bestehen.
Selten bestehen Gase aus einzelne Atomen.
Die Edelgase sind so eine Ausnahme.


Sauerstoff gasförmig


Chlor gasförmig

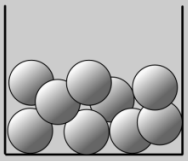

Ammoniak gasförmig

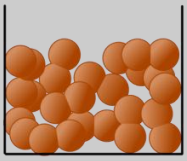

Argon (Edelgas) gasförmig

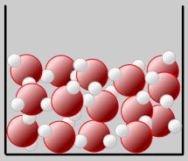
Molekül | **Atom**

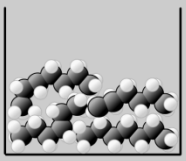
Flüssigkeiten bestehen fast immer aus Molekülen. Die einzige atomare Flüssigkeit ist Quecksilber.

Praktisch liegen hier – wie bei den anderen Metallen – Metall-Kationen und freie Elektronen kombiniert vor.
Brom – das zweite flüssige Element – ist aus Molekülen aufgebaut.


Quecksilber flüssig


Brom flüssig

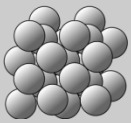

Wasser flüssig

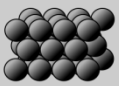

Hexan flüssig

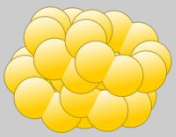
Atom (**Kation + Elektronen**) | **Molekül**

Für feste Stoffe sind die Ableitungen nicht so einfach. Es kommen sowohl Atome, Moleküle als auch Ionen in Frage.

Somit kommen wir wieder auf die Baueinheiten und die Anwendung der Elektronegativitäts-Differenz zurück.


Aluminium fest


Kohlenstoff fest


Schwefel fest


Natriumchlorid fest

Atom (**Kation + Elektronen**) | **Atom** | **Molekül** | **Ionen** (**Kation + Anion**)

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Aufgaben:

1. *Formulieren Sie einen Satz von Regeln, mit dem die Teilchen-Art und ev. die Formel-Art bestimmt werden können (Ausnahmen können ausgelassen oder als Neben-Regeln formuliert werden!)*
2. *Ordnen Sie die folgenden Stoffe einer Teilchen-Art zu! Begründen Sie jeweils kurz!*

a)	Al	b)	P_4	c)	S^{2-}
d)	NO_3^-	e)	H_2S	f)	SiO_2
g)	Al_2O_3	h)	$NaNO_3$	i)	$KHCO_3$

3. *Nennen Sie jeweils 3 atomare, molekulare und ionische Elemente!*
4. *Übernehmen Sie die folgende Tabelle! Kennzeichnen Sie die vorgegebenen Zellen ev. durch eine farbige Umrandung oder einen farbigen Hintergrund!*

Formel	Name des Stoff's	Atom	Ion	geladen	ein-atomig	mehr-atomig	Molekül	Kation	Anion	
Stickstoff										
	Helium									
	Bor-…	✓		✓	✓					
Al^{3+}										
$CaBr_2$										
	Phosphorsäure									
PCl_3										
	Bariumhydroxid									
NaH_2PO_4										
			✓			✓		✓		mit freien e^-

Materialien zur Vorbereitung (z.B. für flipped classroom)	
	Was sind Teilchenzahl und Stoffmenge?
	[musstewissen Chemie] ⌛ **8:30 min** *****
	https://www.youtube.com/watch?v=WDXYXykdkMQ
	Was sind Teilchen-Zahl und Stoffmenge genau? Was ist ein Mol?
Warum verwendet man die Masse, um die Teilchen-Zahl oder die Stoffmenge zu bestimmen?	
	Die Masse von Atomen
	[musstewissen Chemie] ⌛ **6:30 min** *****
	https://www.youtube.com/watch?v=xQaafi2zLik
	Was ist ein u? Wie kann man die atomare Massen-Einheit u in g bzw. kg umrechnen?
	Molare Masse und molares Volumen
	[musstewissen Chemie] ⌛ **7:30 min** *****
	https://www.youtube.com/watch?v=f0CcWMx1_ns
	Was ist die molare Masse? Wo steht die molare Masse im PSE?
Wie kann man Masse, molare Masse und die Stoffmenge berechnen? Was ist das molare Volumen? Wie sind die Norm-Bedingungen festgelegt?	
	[] ⌛ **min** *
	[] ⌛ **min** *

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Da Atome extrem klein sind, ist deren direkte Zählung nicht möglich. Auf dieser submikroskopischen Ebene können wir die Reaktionen nicht beobachten. Nutzt man aber größere Atom-Anzahlen, dann entstehen auch beobachtbare bzw. messbare Mengen von Teilchen. Die frühen Alchimisten konnten ganz gut mit Waagen umgehen. Deshalb wurde damals festgelegt, dass die Menge an Kohlenstoff-Atomen, die in einer Stoffprobe von exakt 12 g Ruß (reiner Kohlenstoff) enthalten ist – genau ein **Mol** sein soll. Heute wissen wir, dass dies 6,022 * 10^{23} Kohlenstoff-Atome sind. Es ist einfach viel praktischer, von **1 mol** Kohlenstoff zu reden, also von

602'200'000'000'000'000'000'000 Kohlenstoff-Atomen

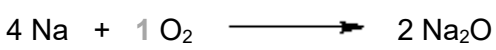
Die Zählmenge einer bestimmten Teilchen-Art in der Größe Mol wird **Stoffmenge n** genannt. Ein Mol sind also genau diese 6,022 * 10^{23} Teilchen. Will man die Teilchenzahl N oder die Stoffmenge n von einer Stoffprobe wissen, dann kann man eine Berechnung über die Verhältnis-Gleichung:

$$\frac{Stoffmenge_Stoffprobe}{1\,mol} = \frac{Teilchenzahl_Stoffprobe}{6{,}022 \cdot 10^{23}}$$

durchführen.
Für eine sehr kleine Stoffmengen kann man auch die Einheit **mmol (Millimol)** benutzen. Ein Mol sind genau 1'000 mmol. Statt dem Vorsatz m (Milli) kann auch die Zehner-Potenz 10^{-3} geschrieben werden.

1 mol = 1'000 mmol = 1'000 * 10^{-3} mol = 10^{3} * 10^{-3} mol = 1 mol

Somit ergibt sich eine zweite Interpretations-Möglichkeit für die Reaktions-Gleichung (s.a. oben):



die wir somit auch so verstehen können:

Vier (4) Mol Natrium-Atome reagieren mit einem (1) Mol Sauerstoff-Moleküle zu zwei (2) Mol Bau-Einheiten Natriumoxid.

Dadurch kommen wir zu handhabbaren Stoff-Mengen. Schließlich wiegen die Stoff-Proben von jeweils einem Mol immer mehrere Gramm.

Aufgaben:

1. Interpretieren Sie die chemischen Gleichungen zu folgenden Reaktionen quantitativ nach der Teilchen-Art und nach der Stoffmenge!

a) Aluminium und Sauerstoff reagieren zu Aluminium(III)-oxid
b) Eisen(II,III)-oxid reagiert mit Zink u.a zu Eisen
c) Bildung von Wasser aus den Elementen

2. Berechnen Sie die Stoffmengen (in mol) für die gegebenen Teilchenanzahlen!

a) 1,204 * 10^{24} Kohlenstoff-Atome
b) 2,007 * 10^{23} Kohlenstoff-Atome
c) 6,022 * 10^{22} Sauerstoff-Moleküle
d) 2,007 * 10^{23} Eisen-Atome
e) 3,35*10^{25} Wasser-Moleküle
f) 2,007 * 10^{20} Helium-Atome

3. Berechnen Sie die angefragte Anzahl Teilchen in den Stoffproben!

a) Kohlenstoff-Atome in 1 mol Ruß
b) Kohlenstoff-Atome in 0,001 mol Ruß
c) Sauerstoff-Moleküle in 1 mol Ruß
d) Eisen-Atome in 0,5 mol Eisen

e) Atome in 1 mol Wasser f) Wasserstoff in 0,05 mol Wasserstoff-Gas

4. In einer Blutprobe (1 ml) sind 110 mmol Blutzucker (Glucose) enthalten. Berechnen Sie die Stoffmenge in mol und die Teilchenanzahl der Glucose in dieser Blutprobe!

<u>für die gehobene Anspruchsebene:</u>

5. Wie groß ist die Stoffmenge und die Teilchenzahl des Kohlenstoff's (aus dem Blutzucker) in einer Blutprobe von 100 ml? Zeigen Sie den Rechen- bzw. Lösungsweg auf!

6. Wann und wo wird der Tag des Mol's gefeiert?

Jedes Atom hat eine bestimmte Masse. Diese Atom-Masse m_A wird in atomaren Massen-Einheiten (Zeichen: u) angegeben. Die Atom-Masse setzt sich aus den Massen der Protonen, Neutronen und Elektronen zusammen. Im Bereich der Chemie können wir die Massen der Elektronen allerdings vernachlässigen, da diese im Vergleich zu Protonen und Neutronen recht gering ist. Ungefähr 1'000 Elektronen ergeben erst die Masse eines Proton's oder neutron's.
Da die Elementar-Teilchen (Protonen, Neutronen und Elektronen) extrem klein sind, ist auch ihre Masse extrem klein. Wollte man sie in der üblichen Einheit Kilogramm (kg) angeben, dann käme ein recht unpraktischer Wert heraus:

$$1\ u = 0{,}000'000'000'000'000'000'000'000'001'66\ kg = 1{,}66 * 10^{-27}\ kg$$

Da ist die Angabe in atomaren Massen-Einheiten doch verständlicher.

<u>"böse" Fragen zwischendurch:</u>

Wieviel g (Gramm) bzw. mg (Milligramm) entsprechen 1 u? Ist die Nutzung der Einheit Milligramm (mg) nicht besser geeignet, als die des Kilogramm's?

Die Masse eines Proton's und die eines Neutron's wird mit 1 u festgelegt. Elektronen haben eine Masse von 0,00091 u. Für chemische Berechnungen können wir deren Masse vernachlässigen.
Durch die Verwendung der atomaren Massen-Einheit können wir nun schnell die Masse eines Atom's berechnen. Betrachten wir z.B. Kohlenstoff, dann finden wir bei den meisten Kohlenstoff-Atomen 6 Protonen und 6 Neutronen im Kern. Die Massenzahl **MZ** ist demnach 12.
Ausgehend von

$$m_A = \underbrace{N[p^+] \cdot m[p^+]}_{\text{Masse aller Protonen}} + \underbrace{N[n] \cdot m[n]}_{\text{Masse aller Neutronen}} = MZ \cdot 1\,u$$



Hinweis zur Schreibweise: Die in eckigen Klammern angegeben Teilchen / Atome / Moleküle sind immer Stoffangaben. In manchen Formeln werden solche Stoffangaben als Index notiert. Bei mehrfachen Indizes wird eine solche Darstellung aber schnell unübersichtlich. Praktisch ist: $\mathbf{m_n = m[n]}$, also immer die Masse der Neutronen.

Da viele Elemente aus verschiedenen Atomen (Isotopen) zusammengesetzt sind, weichen die Atom-Massen-Angaben im PSE von den einfachen Berechnungen ab. Beim Kohlenstoff kommen auf 1'000 Atome des Isotop's ^{12}C ungefähr und 11 Atom ^{13}C. Das radioaktive Isotop ^{14}C spielt mit einem Atom auf 10'000'000'000 ^{12}C-Atome keine Rolle.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Aufgaben:

1.

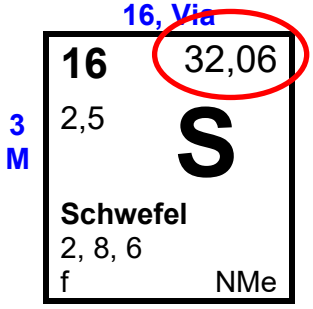
2. Wieviele radioaktive ^{14}C-Atome sind in einem Mol Kohlenstoff enthalten?

3.

für die gehobene Anspruchsebene:

4. Auf dem Hof eines Steinkohle-Kraftwerkes lagern 100 t Steinkohle. Diese enthält üblicherweise 50% Kohlenstoff. Berechnen Sie die Masse radioaktivem Kohlenstoff in g, die auf dem Hof lagern!

Zur Vermeidung von sich immer wieder wiederholender Rechnungen, sind viele Daten zu den Atomen und den Elementen in Tabellen bzw. im Periodensystem der Elemente verzeichnet. Dazu gehört auch die Atom-Masse.
Die Atom-Masse von Schwefel beträgt 32,06 u. Diese Angabe ist aber nicht für Berechnungen mit reelen Massen tauglich. In Gramm umgerechnet:



$$1\,u \;=\; 1{,}661 \cdot 10^{-24}\,g$$

Ein Schwefel-Atom hat also eine Masse von:

$$32{,}06\,u \;=\; 32{,}06 \;\cdot\; 1{,}661 \cdot 10^{-24}\,g \;=\; 5{,}325 \cdot 10^{-23}\,g$$

Um eine handhabbare Größe zu haben, wird die Masse für ein Mol angegeben. Ein Mol sind per Definition 6,023 * 10^{23} Teilchen. D.h. wir müssen diese Teilchen-Zahl mit der Masse eines Atom's multiplizieren, um die die Masse eines Mol's herauszubekommen:

$$m[1\,mol\;Atome] \;=\; 6{,}022 \cdot 10^{23} \;\cdot\; m_A$$

Für Schwefel bedeutet das:

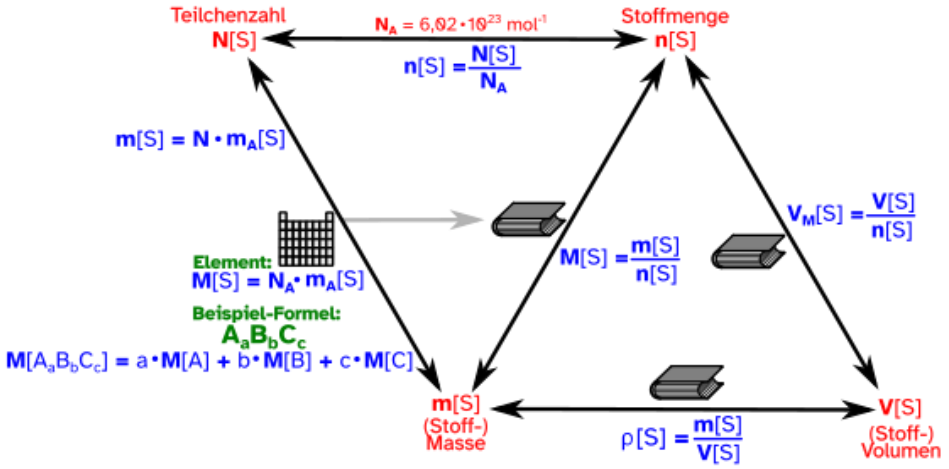
$$m[1\,mol\;SchwefelAtome] \;=\; 6{,}022 \cdot 10^{23} \;\cdot\; 5{,}325 \cdot 10^{-23} g \;\approx\; 32{,}06\,g$$

Praktischerweise ist der Zahlenwert also genau so groß, wie die Atom-Masse. Wir sprechen nun von der molaren Masse – also der Masse für ein Mol. Bei der **molare**n **Masse** – also der Masse eines Mol's der Teilchen lautet die Einheit **g/mol**.
Somit hat Schwefel die molare Masse 32,06 g/mol.
Würde man exakt 32,06 g Schwefel abwiegen, dann hätte man in der Stoffprobe 6,022 * 10^{23} Schwefel-Atome – also genau 1 mol.
Die molare Masse ist allgemein der Quotient aus der Masse und der zugehörigen Stoffmenge einer Stoffprobe:

$$M \;=\; \frac{m}{n} \qquad \left[\frac{g}{mol}\right]$$

Für Verbindungen findet man die molare Masse im Tafelwerk. Zu beachten ist, dass es i.A. drei Tabellen zu den Elementen und Stoffen gibt. Das Beachten der Überschriften ist also wichtig. In der 1. Tabelle sind die Daten der "Elemente" verzeichnet. Die Angaben entsprechen den Angaben im PSE. So ist z.B. die atomare Masse von Sauerstoff 15,99 u. Das entspricht der molaren Masse von 15,99 g/mol.
In den zwei folgenden Tabellen (der klassischen Schul-Tafelwerke) sind dann "anorganische …" und "organische Verbindungen" aufgelistet. Solange wir diese Stoffe nicht auseinanderhalten können, müssen wir u.U. in beiden Tabellen nachsehen.
Z.B. finden wir Sauerstoff auch in der Tabelle der "Anorganischen Verbindungen". Beim Heraussuchen der molaren Masse gibt es eine kleine Überraschung. Diesmal finden wir den

Wert 32,998 g/mol vor. Das "Problem" löst sich auf, wenn man bedenkt, dass Sauerstoff als Molekül vorkommt. Zwei Atome (je 15,99 g/mol) bilden ein Molekül mit der molaren Masse 31,998 g/mol.
Wir erkennen hier, dass sich molare Masse, wie eben Massen ganz allgemein, immer addieren, wenn die Teilchenzahlen erhalten bleiben. Zum anderen ist wichtig, immer genau abzuklären, mit was man jeweils arbeitet bzw. rechnet: dem Element oder dem Stoff (Gas; Verbindung O_2).



wichtige stöchimetrische
Größen und ihre Beziehungen

Aufgaben:

1. Berechnen Sie die Stoffmengen (in mol) der angegebenen Stoffproben!

a) 12 g Kohlenstoff (Ruß)
b) 24 g Kohlenstoff (Ruß)
c) 0,5 g Schwefel
d) 10 g Na
e) 116 g Glucose
f) 0,3 g $BaSO_4$

2. Berechnen Sie die Massen der folgenden Stoffproben!

a) 1 mol Kohlenstoff (Ruß)
b) 1,5 mol Schwefel
c) 2 mol Sauerstoff
d) 55,55 mol H_2O
e) 10 mol Glucose
f) 2 mmol Natriumiodid

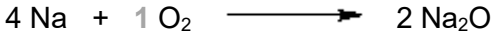
3. In einer Blutprobe (1 ml) sind 110 mmol Blutzucker (Glucose) enthalten. Berechnen Sie die Masse in mg und µg an Glucose in dieser Blutprobe!

Eigentlich sind Massen viel besser verständliche und praktikabele Maße für die Mengen, als die Stoffmenge. Könnte man die chemischen Reaktionen nicht besser mit Massen schreiben und interpretieren, als mit Stoffmengen?
So haben es die Alchemisten früher auch gemacht. Sie schrieben z.B.

10 g Natrium + Oxygenium = 13,5 g Natriumoxyd

Jeder Alchimist hatte dann aber seine eigene Rezeptur mit eigenen Zahlen.

Heute könnten wir als einheitliche Basis natürlich die Stoffmenge benutzen.
Um aus den Stoffmengen zu den Massen zu kommen, muss man nur die Stoffmengen mit den tabellierten molaren Massen multiplizieren. Für die obige Beispiel-Reaktion:

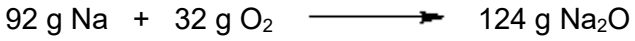


M [g/mol]	23	32	62
n [mol]	4	1	2
m [g]	92	32	124

Die Masse-bezogene Interpretation würde lauten:

92 g Natrium reagieren mit 32 g Sauerstoff zu 124 g Natriumoxid.

Als Rezeptur wäre das vielleicht ok, aber als chemische Gleichung bringt uns eine Notierung mit Massen keine echten chemischen Informationen:



Addiert man nun alle Massen der Ausgangsstoffe, dann erhalten wir insgesamt 124 g. Beim Vergleich mit der Reaktionsprodukte-Seite stellen wir Gleichstand fest.

92 g + 32 g = 124 g
124 g = 124 g

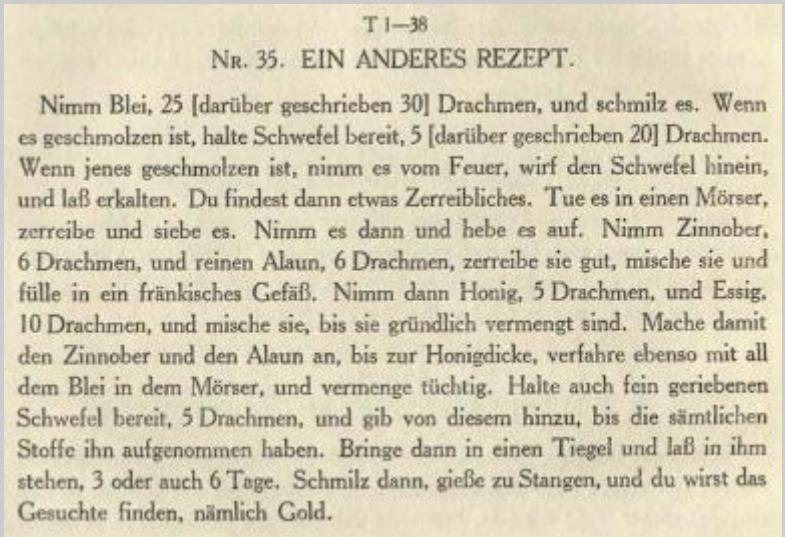
Das entspicht ja auch unserem Kenntnissstand aus der Physik. Es gilt der Satz von der Erhaltung der Masse (Massenerhaltungs-Satz; Gesetz von der Erhaltung der Masse).

Exkurs: Alchimistisches Rezept zur Gold-Herstellung

Europäische Apotheker-Gewichte:

1 (Apotheker-)Pfund = 12 Unzen
1 Unze = 8 Drachmen
1 Drachme = 3 Skrupel
1 Skrupel = 3 Gran

1 (Apotheker-)Pfund = (¾ Handels-)Pfund



T 1—38

NR. 35. EIN ANDERES REZEPT.

Nimm Blei, 25 [darüber geschrieben 30] Drachmen, und schmilz es. Wenn es geschmolzen ist, halte Schwefel bereit, 5 [darüber geschrieben 20] Drachmen. Wenn jenes geschmolzen ist, nimm es vom Feuer, wirf den Schwefel hinein, und laß erkalten. Du findest dann etwas Zerreibliches. Tue es in einen Mörser, zerreibe und siebe es. Nimm es dann und hebe es auf. Nimm Zinnober, 6 Drachmen, und reinen Alaun, 6 Drachmen, zerreibe sie gut, mische sie und fülle in ein fränkisches Gefäß. Nimm dann Honig, 5 Drachmen, und Essig, 10 Drachmen, und mische sie, bis sie gründlich vermengt sind. Mache damit den Zinnober und den Alaun an, bis zur Honigdicke, verfahre ebenso mit all dem Blei in dem Mörser, und vermenge tüchtig. Halte auch fein geriebenen Schwefel bereit, 5 Drachmen, und gib von diesem hinzu, bis die sämtlichen Stoffe ihn aufgenommen haben. Bringe dann in einen Tiegel und laß in ihm stehen, 3 oder auch 6 Tage. Schmilz dann, gieße zu Stangen, und du wirst das Gesuchte finden, nämlich Gold.

aus: Alchemistische Rezepte des späten Mittelalters aus dem griechischen übersetzt von Otto Lagercrantz (hist. Buch aus der Warburg Digital Libary; S. 22)

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Aufgaben für die gehobene Anspruchsebene:

1. *Stellen Sie die beschriebenen Vorgänge aus dem Rezept als Wortgleichungen auf!*
2. *Welche Reaktionen können wir als chemische Gleichungen darstellen? Stellen Sie diese auf! Recherchieren Sie, welche Zwischen-Produkte entstanden sein können!*
3. *Berechnen Sie, welche Masse eine Drachme hat!*
4. *Geben Sie für alle Apotheker-Gewichte die passenden Massen in g oder kg an!*
5. *Geben Sie an, wieviel Gold auf diesem Weg hergestellt werden kann!*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

verdünnte und konzentrierte Säuren (hier erweitert auf Basen und Lösungen)

- ***Massenprozente***

Stoffmengenkonzentration

- ***Definition***
- ***Symbol***
- ***Einheit***
- ***Berechnung***
  Zusammenhänge zwischen Stoffmenge, molare Masse und Masse sind zu wiederholen

4.1. stöchiometrische Berechnung zu Lösungen



physiologische Kochsalz-Lösung (0,9% NaCl)

Vielleicht haben Sie schon mal was von einer **physiologischen Kochsalz-Lösung** gehört? Sie gehört zum Standard-Repertoire der Behandlung in Kliniken. Meist wird diese als Infusions-Lösung zum Ausgleich von verlorener Flüssigkeit oder Blut genutzt. Oder sie dient bei der Gabe von flüssigen Medikamenten als Verdünnungs- und Infusions-Mittel.
Im Haushalt wird physiologische Kochsalz-Lösung z.B. für Behandlungen mit einem Inhalator verwendet.
Auf der Packung steht nicht selten auch ein Prozent-Wert. Der scheint mit 0,9% sehr klein zu sein. Aber was steckt da genau dahinter?
In der Küche gibt es Essig in verschiedenen Stärken. Der klassische Speise-Essig mit 5% wird meist für die Essens-Bereitung und –Würzung genutzt. Essig mit 10% wird eher zum Bereiten von Laken / Brühen für eingelegte Gurken, Rote Beete, Kürbis oder Mixed Pickles genutzt.



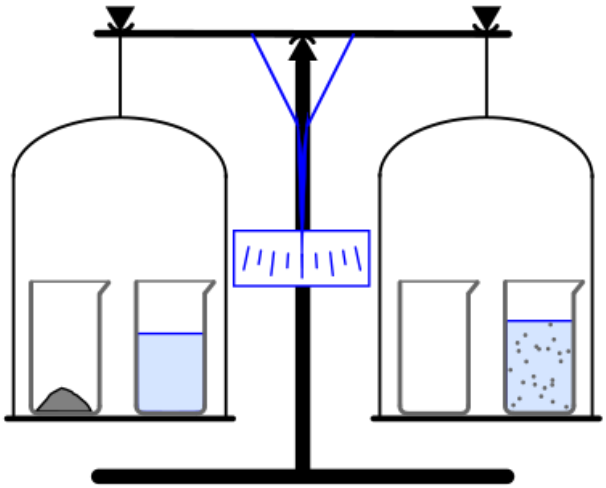
Essig-Essenz von verschiedenen Herstellern

Die besonders starke Essig-Essenz beinhaltet laut Etikett sogar 25% Essig. Essig-Essenz wird in den meisten Fällen vor der Verwendung auf geringere Prozent-Werte verdünnt. Aber was sagen diese Prozentwerte genau aus? Wie kann man eine verdünnte Lösung mit einem anderen Prozentwert genau herstellen?
Aus der Physik und dem letzten Chemie-Kurs wissen wir, dass es ein Gesetz von der Erhaltung der Masse gibt.
Die Wissenschaftler LOMONOSSOW und LAVOISIER beschrieben diesen Fakt Mitte des 18. Jahrhundert's unabhängig voneinander.
Masse verschwindet nicht einfach oder entsteht neu. Werden Massen kombiniert, dann addieren sich deren Einzel-Massen.

Für zwei Stoffe A und B würden wir das in der Chemie so schreiben.

m[A] + m[B] = m[A+B]

Dieses Prinzip gilt auch für Herstellung von Lösungen. Gibt man einen Stoff (z.B. einen Feststoff) in ein Lösungs-Mittel (z.B. Wasser), dann können wir keine Masse-Veränderung auf der Waage beobachten.
Auch eine Kombination von zwei Lösungen erbringt das gleiche Resultat.
Teilt man eine Masse, dann enthalten die gebildeten Teil-Massen zusammen wieder die gleiche (Gesamt-)Masse.



Bei allen Reaktionen gilt das Gesetz von der Erhaltung der Masse.

**Die Masse aller Ausgangsstoffe ist genauso groß,
wie die Masse aller Reaktionsprodukte.**

Die Masse aller Stoffe, die an einer Reaktion beteiligt sind, bleibt gleich groß.

Aufgaben:

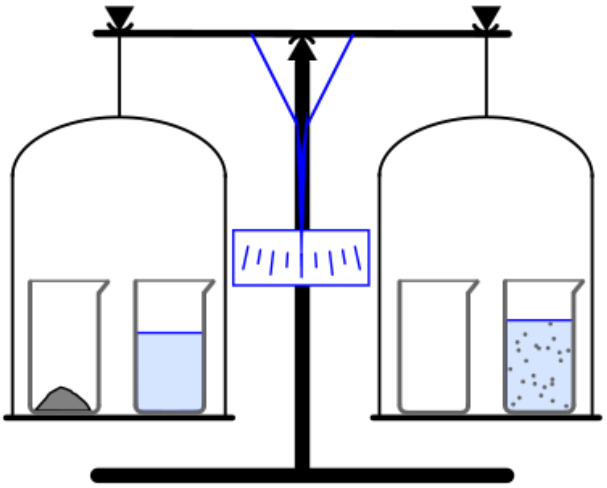
1. *Berechnen Sie die Masse einer Natriumhydroxid-Lösung, wenn man 120 g Natriumhydroxid in 650 g Wasser löst!*
2. *Wie groß ist die Masse einer Lösung von 132 g Kaliumhydroxid in einem Liter Wasser? Berechnen Sie exakt!*
3. *Wie verändert sich die Masse, wenn beim Lösen der 132 g Kaliumhydroxid in einem Liter Wasser die Temperatur um 10 grd steigt? Begründen Sie Ihre Voraussage!*
4. *In 1,036 kg einer Calciumhydroxid-Lösung sind 75 g Calciumhydroxid gelöst worden.*
   a) Welche Masse hatte das Lösungsmittel?
   b) Welches Volumen des Lösungsmittel's wurde eingesetzt?
   Zeigen Sie den gesamten Rechen-Weg auf!

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

4.1.1. Berechnungen zu Massen-Anteilen in Lösungen

Mit Hilfe der Prozent-Rechnung können wir auch die Massen-Anteile vom Lösungsmittel und dem gelöstem Stoff bestimmen. Die Masse der Lösung entspricht im Berechnungs-Ansatz 100%. Das könnten z.B. 1 kg Natriumhydroxid-Lösung sein.

$$\frac{m[Lösung]}{100\%} = \frac{m[Lsg]}{100\%} = \frac{\mathbf{1000\ g}}{\mathbf{100\%}}$$



m[S] + m[LM] = m[Lsg]
x % + y % = 100 %

Massen-Anteil (Massen-Bruch)

In einer Lösung müssen wir aber alle enthaltenen Stoffe betrachten. Bei einer Lösung setzt sich die Gesamtmasse der Lösung aus der Masse des Lösungsmittel's und des gelösten Stoffes zusammen.
Das können wir so ausdrücken:

$$m[Lösung] = m[Lösungsmittel] + m[Stoff]$$

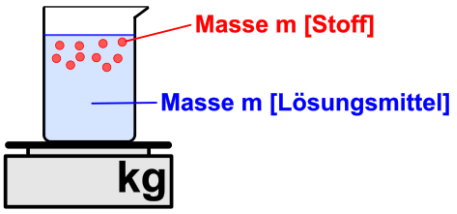
Der Lösung ordnen wir den **Relativ-Wert 100%** zu. Damit ergibt sich das folgende Verhältnis:

$$\frac{m[Lösung]}{100\ \%}$$

Mit anderen Worten die (Gesamt-)Masse der Lösung entspricht 100%.
Mit der Kenntniss, das sich die (Gesamt-)Masse der Lösung aus den Massen der beteiligten Stoffe zusammensetzen muss, können wir auch schreiben:

$$\frac{m[Lösung]}{100\ \%} = \frac{m[Lösungsmittel] + m[Stoff]}{100\%}$$

Praktisch handelt es sich um die obige Summen-Gleichung, die durch 100% dividiert wurde.
Da das Gesetz von der Erhaltung der Masse gilt, entspricht auch die Summe der Massen von gelöstem Stoff und des Lösungsmittel's genau 100%.



Sinnbild für die Addition von Massen bei Lösungen und Gemischen

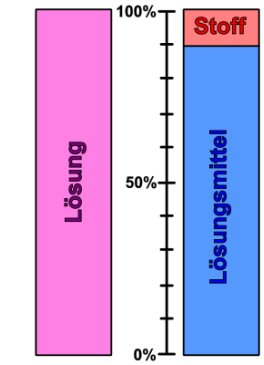
 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Die 100% setzen sich aus dem Anteil für das Lösungsmittel und den für den Stoff zusammen:

$$100\% = Anteil[Lösungsmittel] + Anteil[Stoff]$$

Da sich diese Anteile auf die Masse beziehen, nennen wir sie **Massen-Prozent m%**.

$$100\% = m\%[Lösungsmittel] + m\%[Stoff]$$



Massen-Beziehungen

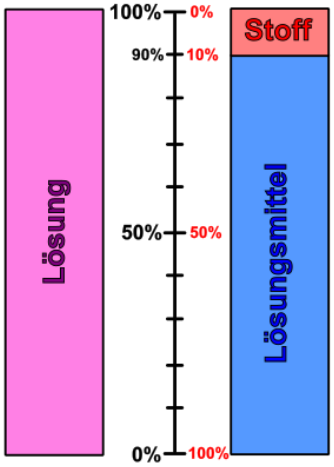
Damit ergibt sich als Zwischen-Gleichung:

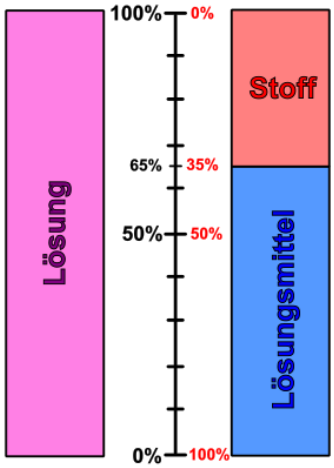
$$\frac{m[Lösung]}{100\ \%} = \frac{m[Lösungsmittel] + m[Stoff]}{m\%[Lösungsmittel] + m\%[Stoff]}$$ (Summen-Gleichung)

Desweiteren können wir einfache Verhältnis-Beziehungen aufstellen:

$$\frac{m[Lösung]}{100\ \%} = \frac{m[Lösungsmittel]}{m\%[Lösungsmittel]} = \frac{m[Stoff]}{m\%[Stoff]}$$ (Verhältnis-Gleichung)

Mit der Summen- und / oder der Verhältnis-Gleichung lässt sich nun für jede Komponente einer Lösung oder die Lösung selbst, die fehlenden Werte ermitteln.
Nehmen wir einmal an, eine Lösung (100% Gesamtmasse) besteht zu 10% aus der Masse eines gelösten Stoffes und zu 90% aus der Masse des Lösungsmittel's, dann erhalten wir eine relativ schwache Lösung. Im Diagramm rechts ist die Situation dargestellt.
Besitzt die Lösung eine Masse von z.B. 1'000 g, dann setzt sie sich aus 100 g gelöstem Stoff und 900 g Lösungsmittel zusammen.
Steigert man den Massen-Anteil des gelösten Stoffes auf z.B. 35%, dann wäre die Lösung 35%ig. Das untere Diagramm stellt die veränderten Verhältnisse dar.
Wiegt diese Lösung z.B. 2'000 g, dann besteht sie eben aus 700 g gelöstem Stoff und 1'300 g Lösungsmittel.
Die 700 g (Stoff) sind exakt 35% der 2000 g (Lösung).





$$\frac{m[Lösung]}{100\ \%} = \frac{m[Stoff]}{m\%[Stoff]}$$

$$\frac{2000\ g}{100\ \%} = \frac{m[Stoff]}{35\%} \qquad / *35\%$$

$$\frac{2000\ g \cdot 35\%}{100\ \%} = m[Stoff]$$

$$m[Stoff] = 700\ g$$

Somit verbleiben 65% für das Lösungsmittel. Entweder man berechnet die Masse des Lösungsmittel über diesen Prozentwert, oder man nutzt den Massen-Erhaltungssatz:

$$m[Lösung] = m[Stoff] + m[Lösungsmittel]$$

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

$2000\,g\;=\;700\,g\;+\;m[Lösungsmittel]$ **/ - 700 g**

$2000\,g\;-700\,g=\;m[Lösungsmittel]$

$m[Lösungsmittel]=1300\,g$

In der Praxis hat sich auch der sogenannte **Massen-Anteil w** (**ω,** sprich: omega) oder auch Massen-Bruch etabliert. Der Massen-Anteil ist der Quotient aus der Masse des gelösten Stoff's und der Gesamt-Masse der Lösung.

$$w=\frac{m[Stoff]}{m[Lösung]}$$

Üblicherweise wird der Wert in der Einheit **g[Stoff] / kg[Lösung]** bzw. kurz **g / kg** angegeben. Es sind aber auch andere Größen möglich. Um eine gute Umrechnung zu ermöglichen wird gerne mit g / 100 g gearbeitet. In dem Fall entspricht der Zahlenwert dann auch dem Prozent-Wert.

$$1\frac{g}{100\,g}\;=\;1\frac{g[Stoff]}{100\,g[Lösung]}\;\equiv\;1\%$$

Bei den Angaben muss also unbedingt genau auf die Einheit geachtet werden.
Für die 35%ige Lösung (letztes Beispiel) ergibt sich also folgende Berechnung des Massen-Anteil's:

$$w[Stoff]=\frac{m[Stoff]}{m[Lösung]}\qquad w[Stoff]=\frac{700\,g[Stoff]}{2000\,g[Lösung]}\;=\;0{,}35\,\frac{g[Stoff]}{g[Lösung]}$$

böse Frage zwischendurch:
Kann man die beiden Gramm (g) in der Einheit nicht einfach kürzen?

Rechnet man auf andere Einheiten um, dann sind auch die folgenden Angaben möglich:

$$0{,}35\,\frac{g[Stoff]}{g[Lösung]}\;=\;35\,\frac{g[Stoff]}{100g[Lösung]}\;=\;350\,\frac{g[Stoff]}{kg[Lösung]}$$

Genauso kann man auch den Massen-Anteil des Lösungsmittel's berechnen:

$$w[Lösungsmittel]=\frac{m[Lösungsmittel]}{m[Lösung]}\qquad w[LsgM]=\frac{1300\,g[LsgM]}{2000\,g[Lösung]}\;=\;0{,}65\,\frac{g[LsgM]}{g[Lösung]}$$

Interessant ist dann, dass die Summe beider Massen-Anteile genau 1 ergibt. Würde man mit Prozent-Werten rechnen, dann sollte genau 100% als Summe herauskommen.

$1\;=\;w[Stoff]\;+\;\omega[Lösungsmittel]$

Also z.B.:

$1\;=\;0{,}35\;+\;0{,}65$ entspricht in der Prozent-Schrebung: $100\%\;=\;35\%\;+\;65\%$

Definition(en): Massen-Bruch ω / Massen-Anteil
Der Massen-Bruch ω ist der Quotient aus der Masse einer Komponente und der Gesamt-Masse der Lösung oder des Gemisches.
Unter dem Massen-Bruch versteht man das in Prozent angegebene Verhältnis zwischen den Massen einer Komponente und dem Gesamten.

Aufgaben:

1. *Welche Masse Essig ist in einer Flasche Essig-Essenz enthalten? Orientieren Sie sich an den vorne abgebildeten Beispielen!*
2. *Wie muss man Essig-Essenz und Wasser mischen, um die folgenden Lösungen zu erhalten?*

a)	12,5%iger Essig	b)	1%iger Essig	c)	Essig 10 %
d)	Essig 5%	e)	0,5%iger Essig	f)	2% Kochsalz
g)	1 Liter Essig 5%	h)	30%iger Essig		

3. *Eine 1%ige Essig-Lösung wird mit dem gleichen Volumen Wasser verdünnt. Welche Masse Essigsäure enthält die fertige Lösung und wie groß ist der Massen-Anteil?*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Aufgaben:

1. *Zeichnen Sie die Diagramme für die folgenden Lösungen und geben Sie die Teil- bzw. Gesamt-Massen an!*
   - *a) 140 g 50%ige Natriumhydroxid-Lösung*
   - *b) 1,5 kg einer 1%igen Kaliumhydroxid-Lösung*
   - *c) 26%ige Natriumhydroxid-Lösung, die aus 120 g (festem) Natriumhydroxid hergestellt wurde*
2. *Stellen Sie die obige Summen-Gleichung nach den folgenden Werten bzw. Ausdrücken um:*
   - *a) m[Lösung]*
   - *b) m[Lösungsmittel] + m[Stoff]*
   - *c) m[Stoff]*
   - *d) m%[Stoff]*
3. *Stellen Sie die obige Verhältnis-Gleichung nach den folgenden Werten bzw. Ausdrücken um:*
   - *a) m[Lösung]*
   - *b) m[Lösungsmittel]*
   - *c) m[Stoff]*
   - *d) m%[Stoff]*
4. *In 1,036 kg einer Calciumhydroxid-Lösung sind 75 g Calciumhydroxid gelöst worden.*
   - *a) Welche Masse hatte das Lösungsmittel?*
   - *b) Berechnen Sie den Massen-Anteil des gelösten Stoff's!*
   - *c) Berechnen Sie den Massen-Anteil des Lösungsmittel's!*
   - *Zeigen Sie den gesamten Berechnungs-Weg auf!*
5. *Berechnen Sie die Massen-Anteile für Wasser und Magnesiumhydroxid für eine 5%ige Magnesiumhydroxid-Lösung!*
6. *Welche Masse hat die Lösung (von Aufg. 5.), wenn man 350 g Wasser verwendet hat? Zeigen Sie den vollständigen Rechen-Weg auf!*
7. *Berechnen Sie die Massen-Prozente für Magnesiumhydroxid und Wasser in der Lösung (von Aufg. 6).*
8. *Berechnen Sie die Massen-Prozente für 570 g Bariumhydroxid-Lösung mit einer gelösten Masse von 30 g Bariumhydroxid-Octahydrat!*
9. *Aus einem Liter Wasser und 1 kg Natriumhydroxid wurde eine gesättigte Natriumhydroxid-Lösung hergestellt. Berechnen Sie die Massenprozente für Lösungsmittel und gelöstem Stoff!*
10. *Berechnen Sie die Massenanteile aller Bestandteile in der Kräutersalzlake!*
11. *Berechnen Sie die Massen-Anteile aller Rezept-Bestandteile für die Kräuter-Zucker-Salz-Mischung (für Frischfisch)!*
12. *Welche Mengen müssen Sie einwiegen, wenn Sie sich 1 kg der Lake herstellen wollen?*

Tabelle. 8.15. Rezeptur des Kräuter-Zucker-Salz-Gemisches (für 100 kg Fisch) zum Kräutern des Makrelenhechtes

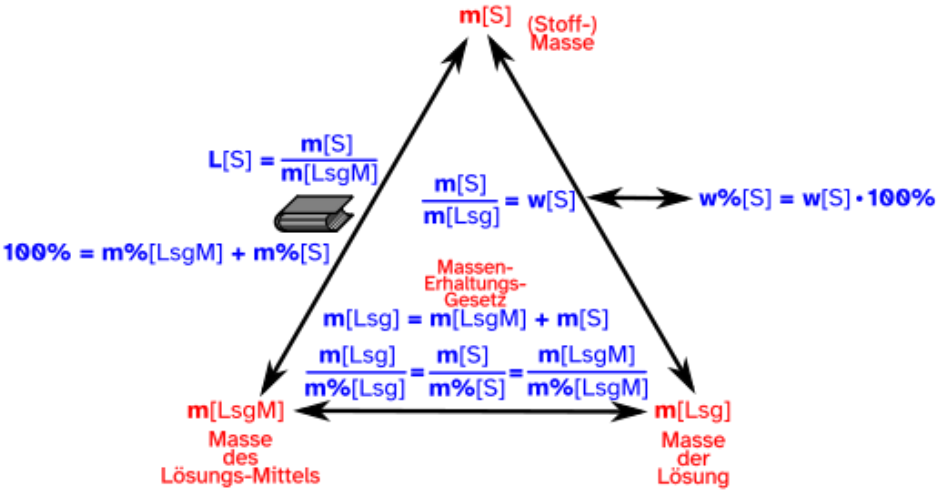
Komponenten	Masse in kg bei frischer Rohware	Masse in kg bei gefrorenem Halbfabrikat
Schwarzer Pfeffer	0,120	0,110
Pfeffer, duftend	0,210	0,190
Kaneel	0,075	0,075
Gewürznelke	0,085	0,075
Koriander	0,038	0,038
Lorbeerblatt	0,025	0,025
Muskatnuß	0,034	0,034
Muskatblüte	0,020	0,020
Ingwer	0,040	0,040
Streuzucker	0,260	0,110
Kochsalz	9,900	9,000

Rezeptur für die Kräutersalzlake:

Streuzucker	1,5 kg,	Wasser	95,0 kg,
Kochsalz	9,0 kg,	Pfeffer, duftend	0,2 kg,
Schwarzer Pfeffer	0,1 kg,	Gewürznelke	0,1 kg.

altes Rezept für Kräuterfisch
(FINNERN: Wissenspeicher Fischereifachkunde, S. 517)

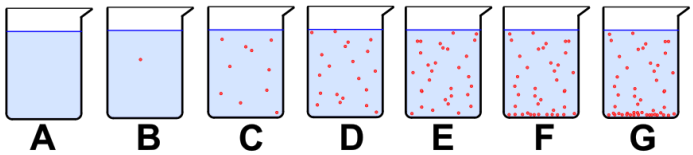
13. Von einer Lösung ist bekannt, dass sie 1050 g wiegt und sie 12%ig sein soll. Berechnen Sie die Masse des Lösungsmittel's!



stöchiometrische Massen-Beziehungen bei Lösungen und Gemischen

4.1.2. Berechnungen zu Stoffmengen-Anteilen in Lösungen

Für das Herstellen von Lösungen benötigen wir immer ein Lösungs-Mittel (Abk.: LM; LsgM; Fachwort Solvens). In der Abblildung (**A**) soll dies z.B. ein Liter Wasser sein. Wenn keine weiteren Angaben gemacht werden, dann meinen Chemiker immer Wasser als Lösungs-Mittel.
Sobald das erste Teilchen eines anderen Stoffes im Lösungs-Mittel vorliegt (Abb.: **B**), sprechen wir von einer Lösung (Fachwort:). Wegen der geringsfügigen Menge an gelöstem Stoff nennen wir dies eine verdünnte Lösung.
Man kann nach und nach die Menge am gelösten Stoff (Fachwort: Solvens) erhöhen (Abb.: **C – G**). Oft tritt aber an einer Stelle eine Situation ein, dass sich trotz kräftigem Rühren und langem Warten der zugegebene Stoff nicht mehr vollständig löst.



Die Lösung ist nun gesättigt (Abb. **E – G**). Zusätzlicher Stoff setzt sich als Niederschlag ab /Abb. **F, G**).Wenn es für einen Stoff keine Lösungs-Grenze gibt, dann sprechen wir von frei oder beliebig mischbaren Stoffen.
Wasser-verdünnte Basen sind im Allgemeinen weniger gefährlich als die sogenannten konzentrierten Basen. Konzentrierte Basen enthalten eine sehr große Menge Base in relativ wenig Wasser. Wieviel einer Base das ist, ist vom Stoff abhängig. Sobald mehr Wasser dazukommt, sprechen wir dann von verdünnten Basen. Für die meisten experimentellen Zwecke werden meist stark verdünnte Basen genutzt. Je verdünnter eine Base ist, umso schwächer ist sie.
Eine konzentrierte Natronlauge (Natriumhydroxid-Lösung) aus der Chemikalien-Sammlung enthält z.B. 50 % Natriumhydroxid. Bei der Calciumhydroxid-Lösung ist die konzentrierte Säure 53 %ig. Die Prozent-Angaben sind normalerweise immer Massen-Anteile. Die Berechnung des **Massen-Anteil** ω (bzw. **w;** auch Massen-Bruch) wurde schon früher besprochen (→ Massen-Anteil (Massen-Bruch)).

Auch bei den Lösungen anderer Stoffe kann man zwischen konzentrierten und verdünnten unterscheiden. Dabei sind die jeweilichen Mengen an gelöstem Stoff vom jeweiligen Stoff selbst abhängig. Manche Stoffen lösen sich eben besser, als andere.
Wir haben aber schon früher festgestellt, dass die Nutzung der Masse nur bedingt für chemische Zwecke geeignet ist. Chemiker nutzen lieber die Stoffmenge. Die chemischen Reaktions-Gleichungen bieten ja genau diese Information. Aus der Stoffmenge kann man gut ableiten, wieviel eines Stoffes mit einem anderen reagiert.

4.1.2.1. die (Stoffmengen-)Konzentration

Der Begriff **Konzentration** basiert genau auf der Verwendung der Stoffmenge bei Lösungen. Exakterweise wird auch von der **Stoffmengen-Konzentration** gesprochen. Diese meinen Chemiker auch, wenn sie einfach nur von Konzentration sprechen. Die (Stoffmengen-)**Konzentration c** ist der Quotient aus **Stoffmenge n** und dem **Volumen V**. Als Einheit ergibt sich dann **mol / l** (Mol pro Liter).

$$c = \frac{n}{V}$$

Als vereinfachte Angabe hat sich die Angabe **molar** durchgesetzt. Als Symbol wird dann ein verkleinerter Großbuchstabe **M** benutzt. Somit entspricht 1 mol / l gleich 1 M (molar).

$$1\ \text{M} = 1\ \frac{mol}{l}$$

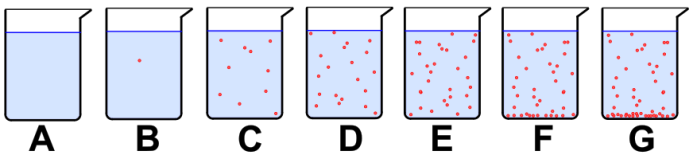
Betrachtet wird also die gelöste Stoffmenge n **in** einem bestimmten Volumen der Lösung. Die Stoffmenge wird üblicherweise in mol angegeben und das Volumen in l (Liter).



Definition(en): Stoffmengen-Konzentration / Konzentration
Die (Stoffmengen-)Konzentration gibt die Stoffmenge eines gelösten Stoffes in einem bestimmten Volumen der Lösung an.
Die Konzentration c in der Quotient aus der Stoffmenge eines Stoffes in dem Volumen einer zugehörigen Lösung.

Schauen wir uns die Konzentration noch einmal an der Mischungs-Reihe von oben an.
Bei (**A**) ist die Konzentration gleich Null. Da kein gelöster Stoff vorhanden ist, ergibt sich ein Bruch mit einer Null als Zähler:

$$\frac{0\ mol}{1\ l} = 0\ \frac{mol}{l}$$

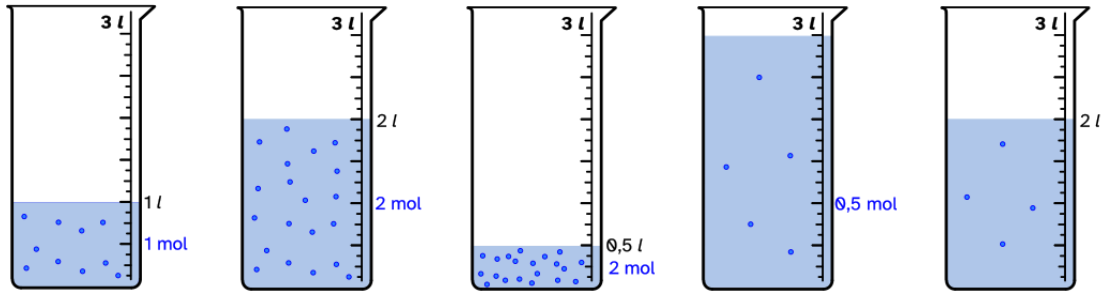


Für die Lösung (**B**) ergibt sich ein sehr kleiner Bruch.
Nehmen wir nun an, dass sich bei (**C**) genau 1 mol in einem Liter Lösung befinden, dann haben wir die Konzentration 1 mol/l (Mol pro Liter) bzw. 1 M (molar) vorliegen.
In der Lösung (**D**) ist dann doppelt so viel Stoff in der Lösung vorhanden. Somit ist die Lösung 2 M, oder mit anderen Worten, sie hat eine Konzentration von 2 mol/l.
Eine weitere Steigerung der Konzentration der Lösung ist bei (**E**) erfolgt. Jetzt hat die Lösung eine Konzentration von 3 mol/l.

Interessant ist nun die Situation bei (**F**) und (**G**). Bei der weiteren Zugabe von zu lösendem Stoff bildete sich ein Niederschlag. Das Lösungsmittel konnte nicht mehr von dem Stoff aufnehmen. Wir sprechen von einer gesättigten Lösung. Sie ist sehr konzentriert. Zu beachten ist, dass sich in der Lösung aber immer nur 3 mol/l befinden. Der Niederschlag geht nicht in die Berechnung der Konzentration ein. Die Konzentration meint also immer nur die Lösung selbst. Die Lösungen (**E**), (**F**) und (**G**) sind im Beispiel also genau 3 M.

Aufgaben:

1. Ermitteln Sie die Konzentrationen des gelösten Stoffes!



a) **b)** **c)** **d)** **e)**

2. Bestimmen Sie die Konzentrationen! Übernehmen Sie dazu die Tabelle in Ihren Ordner und berechnen Sie die fehlenden Werte!

Lösung	a	b	c	d	e	f	g
Stoffmenge des gelösten Stoffes	1 mol	0,5 mol	2 mol	1 mol	3 mol	0,2 mol	10 mol
Volumen der Lösung	1 l	1 l	1 l	2 l	2 l	0,2 l	0,4 l
Konzentration							

3. Übernehmen Sie die folgende Tabelle und berechnen Sie die fehlenden Werte!

Lösung	a	b	c	d	e	f	g
Stoffmenge des gelösten Stoffes	2 mol		2 mol	1 mol		0,2 mol	
Volumen der Lösung	2 l	1 l	1 l		2 l		0,4 l
Konzentration		2 mol/l		2 M	7 mol/l	0,2 M	0,01 M

4.1.2.2. Beziehungen zwischen Massen-Anteilen und Stoffmengen-Konzentration

Bevor wir uns dem Volumen und den Volumen-Anteilen widmen wollen, soll noch kurz aufgezeigt werden, wie man direkt von den Massen-Anteilen zur Konzentration und zurück kommt.
Betrachten wir zuerst nocheinmal die beiden Definitions-Gleichungen für beide Größen:

$$w = \frac{m[S]}{m[Lsg]} \qquad \text{und} \qquad c = \frac{n[S]}{V[Lsg]}$$

Diese scheinen auf den ersten Blick nichts miteinander zu tun zu haben. Betrachtet man aber Nenner und Zähler der beiden Quotienten, dann müssen wir z.B. für den Zähler von der Masse **m** zur Stoffmenge **n** kommen. Da fällt uns als Zusammenhang zwischen beiden Größen die molare Masse M ein:

$$M = \frac{m}{n}$$

Beim Nenner müssen wir von der Masse **m** zum Volumen **V** gelangen. Als verbindende Größe kennen wir die Dichte ρ aus dem Physik-Bereich:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Die verbindenden Größen (molare Masse und Dichte) sind Werte, die man aus Tabellen entnehmen kann. Dadurch sparen wir weitere Berechnungen.
Die Formeln stellen wir nun jeweils nach den zu ersetzenden Größen um:

$$m[S] = M[S] \cdot n[S] \qquad\qquad m[Lsg] = V[Lsg] \cdot \rho[Lsg]$$

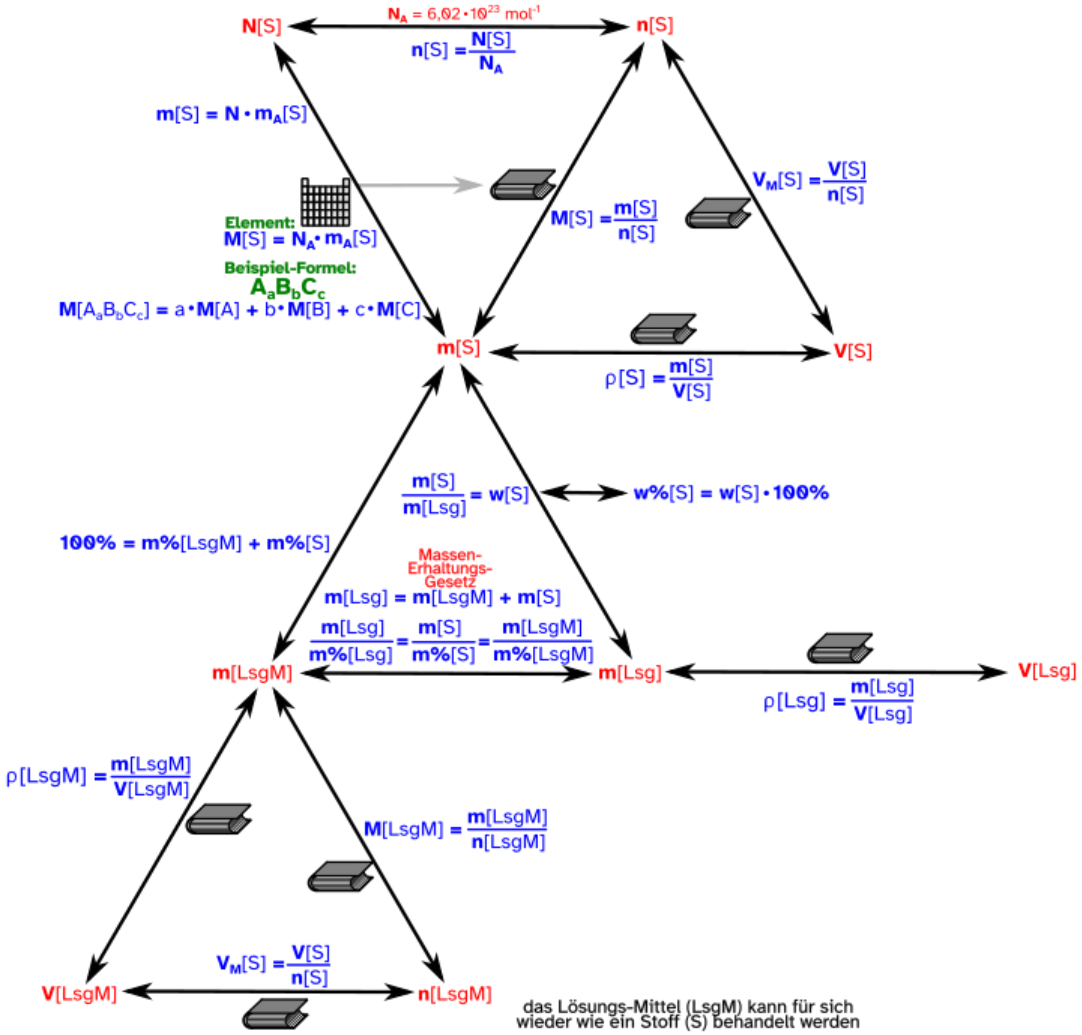
und setzen die neuen Terme in die Ursprungs-Formel ein:

$$w = \frac{M[S] \cdot n[S]}{\rho[Lsg] \cdot V[Lsg]}$$

Nun erinnern wir uns an die Definitions-Formel für die Konzentration. Wir ersetzen den Teil-Quotienten **n / V** durch die Größe c:

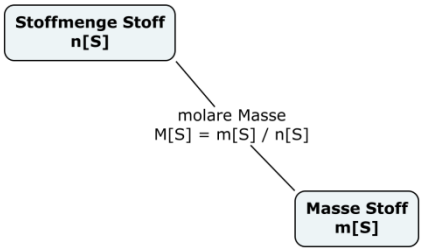
$$w = \frac{M[S]}{\rho[Lsg]} \cdot c[Lsg]$$

Damit haben wir nun eine direkte Berechnungs-Formel zwischen Massen-Anteil w und Konzentration c.
Sammelt man alle Beziehungen zwischen stöchiometrischen Größen für Lösungen und Gemische zusammen, dann ergibt sich das folgende Beziehungs-Schema:


N[S]
$N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ mol^{-1}$
n[S]
$n[S] = \frac{N[S]}{N_A}$
$m[S] = N \cdot m_A[S]$
$V_M[S] = \frac{V[S]}{n[S]}$
Element:
$M[S] = N_A \cdot m_A[S]$
$M[S] = \frac{m[S]}{n[S]}$
Beispiel-Formel:
$A_aB_bC_c$
$M[A_aB_bC_c] = a \cdot M[A] + b \cdot M[B] + c \cdot M[C]$
m[S]
V[S]
$\rho[S] = \frac{m[S]}{V[S]}$
$\frac{m[S]}{m[Lsg]} = w[S]$
$w\%[S] = w[S] \cdot 100\%$
$100\% = m\%[LsgM] + m\%[S]$
Massen-Erhaltungs-Gesetz
$m[Lsg] = m[LsgM] + m[S]$
$\frac{m[Lsg]}{m\%[Lsg]} = \frac{m[S]}{m\%[S]} = \frac{m[LsgM]}{m\%[LsgM]}$
m[LsgM]
m[Lsg]
V[Lsg]
$\rho[Lsg] = \frac{m[Lsg]}{V[Lsg]}$
$\rho[LsgM] = \frac{m[LsgM]}{V[LsgM]}$
$M[LsgM] = \frac{m[LsgM]}{n[LsgM]}$
$V_M[S] = \frac{V[S]}{n[S]}$
V[LsgM]
n[LsgM]
das Lösungs-Mittel (LsgM) kann für sich wieder wie ein Stoff (S) behandelt werden

Aufgaben:

1. ***Erstellen Sie sich mittels Concept-Mapping ein eigenes Übersichts-Schema zu den stöchiometrischen Größen! (mögliches Tool: CmapTools vom IHCM; Die stöchiometrischen Größen (im Schema schwarz notiert) werden über miteinander verbunden. Die Beziehung zwischen den Größen notieren Sie sich als linearisierte Formeln.)***



Ausschnitt eines Concept-Map's;
hergestellt mit CmapTools

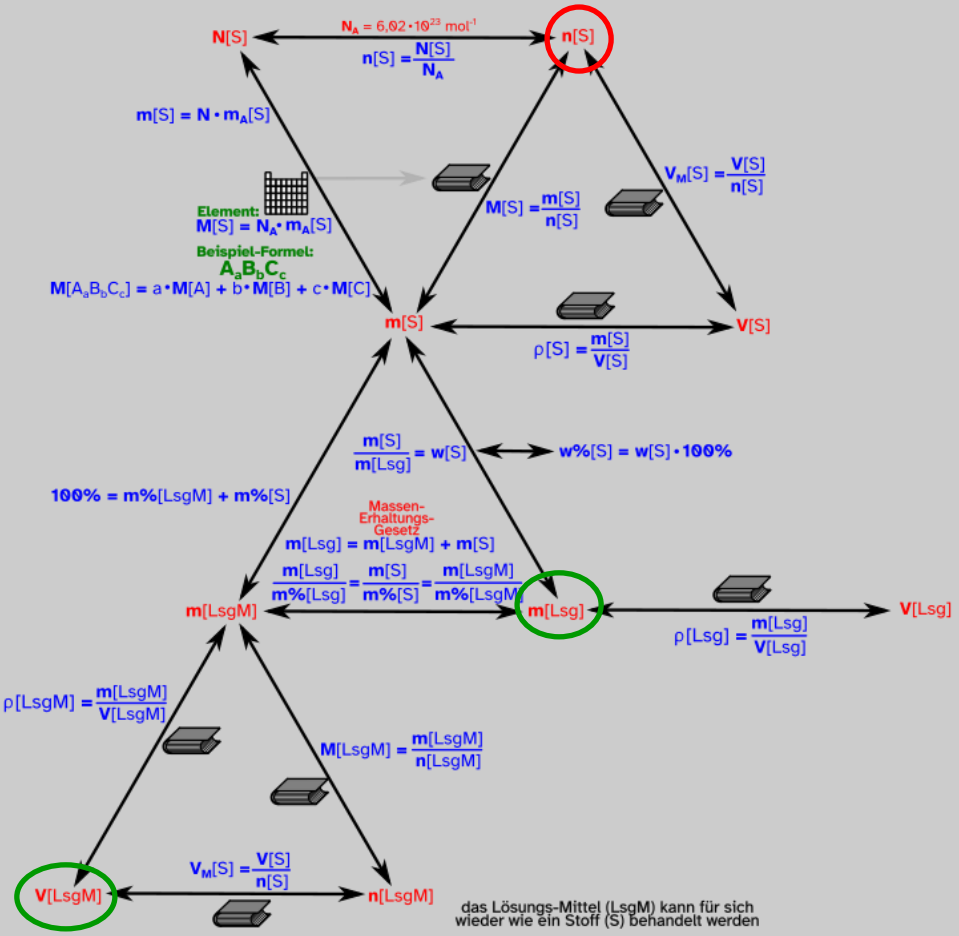
2. ***Drucken Sie sich die Concept-Map aus und nutzen Sie es für Übungs-Aufgaben!***
3. ***Informieren Sie sich im folgenden Exkurs, wie man solche Beziehungs-Schemata zum Lösen von komplexen Aufgaben nutzen kann!***
4. ***Erläutern Sie den Unterschied zwischen der Stärke und der Konzentration einer Lauge!***

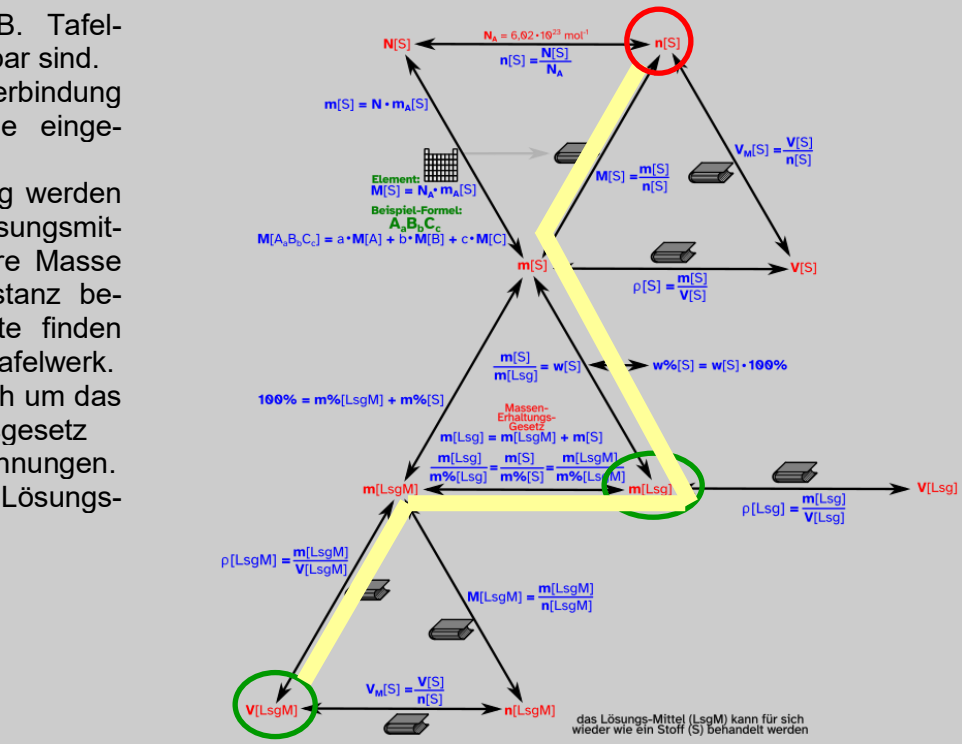
Exkurs: Lösen komplexerer stöchiometrischer Aufgaben

Beispiel-Aufgabe:

Zur Herstellung einer 2,5 kg schweren Natriumhydroxid-Lösung wurden 2,1 Liter Wasser verwendet. Welche Stoffmenge Natriumhydroxid befindet sich in dieser Lösung?

Analysieren Sie die Aufgabe hinsichtlich gegebener und gesuchter Größen!
Kennzeichnen Sie diese Größen auf einem Ausdruck z.B. mittels Bleistift-Kreis oder durch aufgelegte Objekte (Radier-Gummi, Spiele-Figuren, …).
Die gegeben Größen wurde in der Abb. rechts **grün** eingekreist, die gesuchte Größe **rot**.
Suchen Sie sich eine Verbindungs-Linie zwischen den Größen heraus und prüfen Sie, ob gebrauchte Beziehungen nutzbar sind, weil z.B. Tafelwerk-Werte verfügbar sind.
Eine mögliche Verbindung ist als gelbe Linie eingezeichnet.
Für die Berechnung werden die Dichte des Lösungsmittel's und die molare Masse der gelösten Substanz benötigt. Beide Werte finden wir lt. Schema im Tafelwerk.
Der zentrale bereich um das Massen-Erhaltungsgesetz erfordert nur Berechnungen.
Also müsste der Lösungsweg funktionieren.





 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Berechnen Sie schrittweise die einzelnen Beziehungen und Zwischen-Größen.

$m[LsgM] = \rho[LsgM] \cdot V[LsgM] = 1{,}0\,\frac{kg}{l} \cdot 2{,}1\,l = 2{,}1\,kg$ (rechte gelbe Linie)

$m[S] = m[Lsg] - m[LsgM] = 2{,}5\,kg - 2{,}1\,kg = 0{,}4\,kg$ (mittleres Y-Konstrukt)

einzige funktionierende Formel steht über dem Konstrukt, da keine %-Werte verfügbar sind

$n[S] = \frac{m[S]}{M[S]} = \frac{0{,}4\,kg}{40\,\frac{g}{mol}} = \frac{400\,g}{40\,\frac{g}{mol}} = 10\,mol$ (linke gelbe Linie)

Alternativ können Sie sich auch eine Gesamt-Formel erstellen, die Werte dorthinein einsetzen und dann das Ergebnis berechnen. Der letzte Weg ist vor allem dann von Vorteil, wenn man die Zwischen-Werte nicht benötigt und gleichartige Aufgaben wiederholt berechnen muss.

Eine solche Gleichung könnte dann so entwickelt werden:
Am einfachsten erfolgt die Bildung von der Ergebnis-Größe aus. Danach werden dann schrittweise die noch unbekannten Größen durch weitere Berechnungen ersetzt:

$$n[S] = \frac{m[S]}{M[S]} \rightarrow n[S] = \frac{m[Lsg] - m[LsgM]}{M[S]} \rightarrow \boldsymbol{n[S] = \frac{m[Lsg] - (\rho[LsgM] \cdot V[LsgM])}{M[S]}}$$

Als Kontrolle bietet sich die Betrachtung der reinen Einheiten an. Nach dem Kürzen / Berechnen sollte eine gültige Einheit der gesuchten Größe herauskommen:

$$\left[\frac{kg - \left(\frac{kg}{l} \cdot l\right)}{\frac{g}{mol}}\right] = \left[\frac{kg - kg}{\frac{g}{mol}}\right] = \left[\frac{kg \cdot mol}{g}\right] = [kmol] = [1000 \cdot mol]$$

Aufgaben:

1. In einer Flasche Essig-Essenz sind 100 g Essigsäure enthalten. Wie groß ist die Konzentration der Essigsäure in der Essenz? Ermitteln Sie aus der Abbildung und berechnen Sie dann die Dichte einer typischen Essig-Essenz!
2. Leiten Sie eine Berechnungs-Formel zwischen der Konzentration und den Massen-Anteilen in Prozent ab!



Essig-Essenz von verschiedenen Herstellern

3. Berechnen Sie die Konzentration von Natriumhydroxid in einer 20%igen Lösung mit einer Dichte von 1,2 g/ml!
4. Berechnen Sie die Masse in mg des Natriumchlorid's in einer der abgebildeten Portionen der physiologischen Kochsalz-Lösung! Die Dichte entspricht bei diesen NaCl-Mengen der Dichte von reinem Wasser.
5. Berechnen Sie den Massen-Anteil KOH in einer Lösung mit einer Konzentration von 2 mol/l von Kaliumhydroxid! Die Dichte der Lösung wurde mit 1,092 g/cm³ angegeben.



physiologische Kochsalz-Lösung

6. Für einen Notfall sollen Sie sich aus Haushalts-üblichen Kochsalz und abgekochtem Wasser ein Liter einer physiologischen Kochsalz-Lösung herstellen. Wieviel Salz müssen Sie abwiegen und lösen?

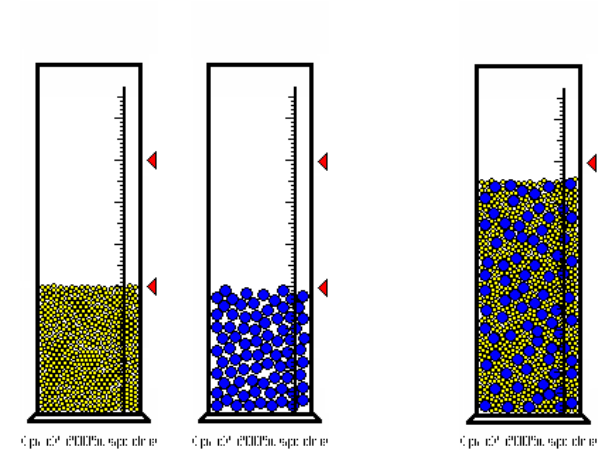
(c,p) 2015-2026 lsp: dre

4.1.3. Berechnungen zu Volumen-Anteilen in Lösungen

Bei Mischungen von Flüssigkeiten ist ein Hantieren mit Volumen viel einfacher, als über die Masse oder gar über die Konzentration zu gehen. Diesem Sachverhalt trägt der **Volumen-Anteil** φ (bzw. Volumen-Bruch) Rechnung. Als Ergebnis bekommt man eine Angabe in Volumen-Prozent. Bei alkohlischen Getränken erfolgt z.B. die Angabe für den Alkohol (Ethanol) in Volumen-Prozent. Als Einheiten stehen dann Vol% oder V% auf der Flasche.
Schauen wir uns nun die Volumen-Anteile in Lösungen an. Dabei kommt es zu einem Problem. Die Volumina von zwei oder mehr Stoffen in Gemischen addieren sich nicht. Was für die Massen funktioniert, geht bei den Volumen nicht.

es gibt KEIN Gesetz von der Erhaltung von Volumen!

Mischt man z.B. 100 ml Wasser mit 100 ml Ethanol (reiner Alkohol), dann erhält man als Gesamt-Volumen statt der erwarteten 200 ml nur 197 ml Ethanol-Lösung.
Wo sind die fehlenden 3 ml geblieben?
Ein Modell-Versuch hilft den Effekt zu verstehen. Beide Stoffe bestehen aus unterschiedlich großen Molekülen. Im Modell stellen wir diese durch unterschiedlich große Modell-Teilchen dar. Man kann z.B. grüne Erbsen und die viel kleineren Senf-Körner verwenden.
Zuerst werden jeweils gleiche Volumen dieser Modell-Teilchen abgemessen. (Zur Kontrolle kann man die Masse der Erbsen und Senf-Körner ermitteln.)
Mischt man die Erbsen mit den Senf-Körnern, dann entsteht ein kleineres Gesamt-Volumen.
Die kleineren Senf-Körner können sich in den Hohlräumen zwischen den größeren Erbsen einlagern. Insgesamt wird so weniger Volumen gebraucht.



Einzel-Volumen (kleine und große Teilchen)

Gesamt-Volumen (kleine und große Teilchen

Misst man nun die Gesamt-Masse, dann setzt sich diese exakt aus den beiden Teil-Massen zusammen.
Wie berechnet man nun aber Volumen-Anteile? Der Volumen-Anteil – oder auch Volumen-Bruch genannt – berechnet sich analog zum Massen-Bruch.

4.1.3.1. Volumen-Anteil (Volumen-Bruch)

Der **Volumen-Anteil** φ (sprich: *pfie*) beachtet eine mögliche Volumen-Abnahme beim Mischen von Flüssigkeiten bzw. Stoffen nicht.
Für die Berechnung wird von einer Addition der Volumen ausgegangen und praktisch beiden Mischungs-Partnern gleichmäßig die Volumen-Differenz zugeordnet.
Die Berechnung des Volumen-Anteils erfolgt analog zum Massen-Anteil:
Multipliziert man den Volumen-Anteil mit 100%, dann erhält man die vielgenutzten **Volumen-Prozente** (Kürzel: V% oder Vol%).

$$\varphi = \frac{V[Stoff]}{V[Lösung]}$$

$$\varphi = \frac{V[Stoff]}{V[Stoff] + V[Lösungsmittel]}$$

$$V\% = \varphi \cdot 100\%$$

Ein wichtiger Nutz-Bereich ist die Kennzeichung des Alkohol-Gehalt's in Getränken. Bei der Herstellung wird ein (teuer) versteuerter Roh-Alkohol – z.B. ein Brand – mit Wasser auf den Gebrauchs-Gehalt verdünnt. Die Höhe der Alkohol-Steuer richtet sich nach dem Alkohol-Gehalt des verwendeten Roh-Produkt's.
Volumen sind Temperatur-abhängig. Bei steigender Temperatur steigt auch das Volumen. Die Teilchen haben mehr Bewegungs-Energie (eine größere Bewegungs-Geschwindigkeit) und benötigen dadurch mehr Platz. Sinkt die Temperatur, dann nimmt die Bewegung der Teilchen ab und sie können wieder dichter zusammenliegen.

Definition(en): Volumen-Anteil / Volumen-Bruch
Der Volumen-Bruch φ ist der Quotient aus dem Volumen einer Komponente und dem (theoretischem) Gesamt-Volumen der Lösung oder des Gemisches. Das Gesamt-Volumen ist die Summe der Volumen aller Komponenten der Lösungen bzw. des Gemisches.
Unter dem Volumen-Bruch versteht man das in Prozent angegebene Verhältnis zwischen den Volumen einer einzelnen Komponente und dem Gesamten.

Aufgaben:

1. *Recherchieren Sie zuhause bei Haushaltmitteln usw. usf., wo für welche Stoffe die Volumen-Anteile in der Zutaten-/Bestandteil-Liste verzeichnet sind!*
2. *Recherchieren Sie, welche Volumen-Anteile Ethanol die folgenden Getränke enthalten! Berechnen Sie das Ethanol-Volumen in der jeweiligen Flasche!*

Getränk	Alko-Pop-Getränk	Bier	Weißwein	Rotwein	Kinder® Schnitte
Bezeichnung / Marke					
Gesamt-Volumen					
Alkohol-Anteil					
reines Ethanol-Volumen					

3. *Recherchieren Sie, warum der Genuss alkoholischer Getränke erst ab einem bestimmten Alter zulässig ist! Welche Getränke dürfen Sie nach Ihrem 16. Geburtstag trinken?*
4. *Überlegen Sie sich, ob ein solches Alkohol-Verbot sinnvoll ist? Begründen Sie Ihre Meinung!*
5. *Die Giftigkeit von Stoffen wird häufig als LD_{50}-Wert angegeben und hat meist die Einheit mg / kg[Körpergewicht]. Erkunden Sie, was man unter LD_{50} versteht und wie die Einheit zu verstehen ist! Welchen LD_{50}-Wert finden Sie für Alkohol (Trink-Alkohol, Ethanol)? Wie muss der angegebene LD_{50}-Wert auf Ihren Körper bezogen werden?*

Basen	m%	ρ [g / ml]	c [mol / l]
Ammoniak, konz.	35	0,88	18
Ammoniak, konz.	25	0,91	13,5
Ammoniak, verd.	10	0,96	5,5
Kalilauge, konz.	47	1,5	12,5
Kalilauge	30	1,3	7
Natronlauge, konz.	40	1,43	14,5
Natronlauge, konz.	33	1,36	11
Natronlauge, verd.	3	1,03	1

Obwohl wir bisher nur Basen bzw. Laugen kennengelernt haben, gelten die Berechnungen genau so auch für andere Stoffe. In der Schul-Chemie spielen dabei vor allem die Säuren (→ 7. Säuren / saure Lösungen) und Salze (→ 9. Salze) eine große Rolle.

Säure	m% (konz. Sre.)	ρ [g / ml]	c [mol / l]
Bromwasserstoffsäure	40	1,38	7
Flußsäure	48	1,16	28
Iodwasserstoffsäure	57	1,7	7,5
Perchlorsäure	70	1,67	12
Phosphorsäure, konz.	89	1,75	16
Salpetersäure, rauchend	100	1,52	21
Salpetersäure, konz.	65	1,4	14
Salpetersäure, verd.	12	1,07	2
Salzsäure, konz.	35	1,18	12
Salzsäure, rauchend	37	1,19	12,5
Schwefelsäure, konz.	96	1,84	18
Schwefelsäure, verd.	25	1,18	3
Schwefelsäure, verd.	10	1,07	1,1
ausgewählte organische Säuren			
Ameisensäure	99	1,22	56
Essigsäure (Eisessig)	99	1,06	18
Essigsäure, verd.	30	1,04	5

Salze	m%	ρ [g / ml]	c [mol / l]

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Materialien (z.B. für flipped classroom)	
	Konzentration
	[Phet – Interactive Simulations] ***
	https://phet.colorado.edu/de/simulations/molarity
	Aufgaben siehe weiter unten!
	[] ⧖ **min** *
	[] ⧖ **min** *

Aufgaben zur Phet-Simulation "Konzentration":

1. *Ermitteln Sie für Kaliumdichromat und Kupfer(II)-sulfat die Stoffmenge an Salz, um 0,5 Liter einer 0,5 molaren (mol/l) Lösung zu erhalten!*
2. *Wieviel Mol benötigt man, um 0,2 Liter einer gesättigen Lösung von Kupfer(II)-sulfat herzustellen? Welche Konzentration hat diese Lösung?*
3. *Ermitteln Sie, welches Volumen einer gesättigten Lösung man aus einem Mol Cobalt(II)-chlorid herstellen kann? Welche Konzentration hat diese Lösung?*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

4.1.4. Löslichkeit

Oft hört man auch den Begriff **Löslichkeit**. Darunter werden in der Chemie sehr unterschiedliche Sachverhalte verstanden.
Man unterscheidet z.B. die qualitative und die quantitative Löslichkeit. Bei der **qualitative**n **Löslichkeit** wird lediglich eine prinzipielle Aussage gemacht, z.B. "Stoff A löst sich in Wasser." Auch das Gegenteil ist möglich, also z.B.: "Stoff B löst sich nicht in Wasser."
Sobald Mengen-Angaben gemacht werden, handelt es sich um eine **quantitative Löslichkeit**. Im einfachsten Fall sagen wir: "Stoff A löst sich ***sehr gut*** in Wasser." Darunter wird eben verstanden, dass sich sehr viel vom Stoff A in Wasser lösen kann.
Eine der wenigen definierten Abstufung der Löslichkeit gibt das Europäische Arzneibuch vor.

allgemein nach "Europäischen Arzneibuch"		**für Wasser:**	
Einstufung	**zum Lösen von 1 g Stoff wird vom Lösungsmittel gebraucht [ml]:**	**Massen-Verhältnis [g [S] / 100 g [H_2O]]**	**Massen-Bruch bzw. Massen-Anteil [%] (praktisch gerundet)**
sehr leicht löslich	< 1	> 100	**> 50**
leicht löslich	1 – 10	10 – 100	**10 – 50**
löslich	10 – 30	3,3 – 10	**3 – 10**
wenig löslich	30 – 100	1,0 – 3,3	**1 – 3**
schwer löslich	100 – 1'000	0,1 – 1,0	**0,1 – 1**
sehr schwer löslich	1'000 – 10'000	0,01 – 0,1	**0,01 – 0,1**
(praktisch) unlöslich	>10'000	< 0,01	**< 0,01**

Für die Chemiker ist dann vor allem der als Massen-Bruch berechnete Massen-Prozent-Wert ein guter Orientierungswert.
Die Analytiker JANDER und BLASIUS geben eine vereinfachte Abstufung auf der Basis der Konzentration vor (Tab. rechts).

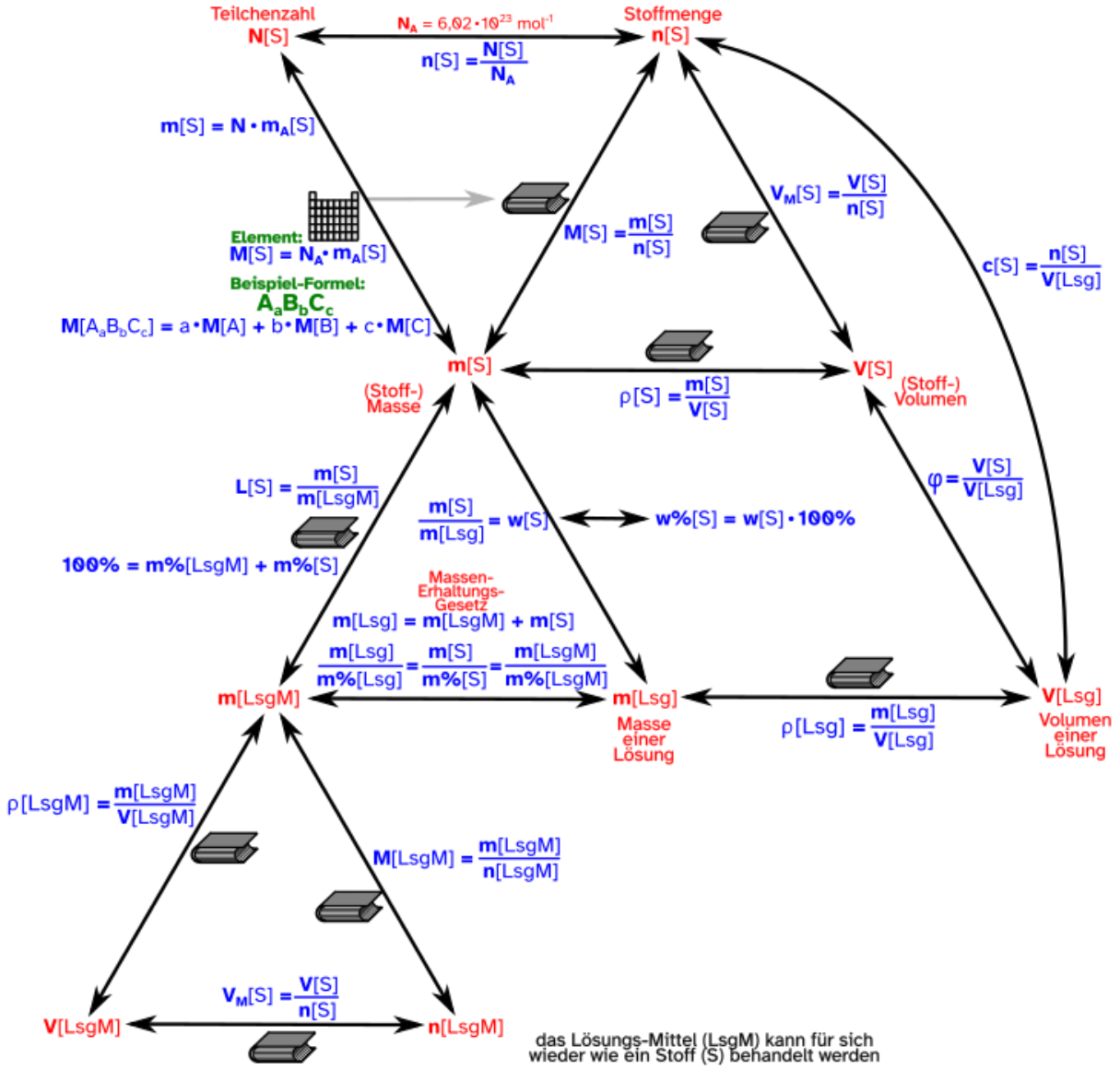
Bezeichnung	**Konzentration Stoff [mol/l]**
leicht löslich	< 0,1
mäßig löslich	0,1 – 1,0
schwer löslich	> 1,0

Da die Mengen-Angaben nur halbwegs genau sind bzw. die Grenzen willkürlich gewählt wurden, spricht man von **semi-** oder **halb-quantitativ**en Löslichkeits-Angaben.
Für chemische Berechnungen sind natürlich exakte Werte gefragt. Dieses sind dann die wirklichen quantitativen Löslichkeits-Angaben. Sie werden in Tabellen z.B. in Tafelwerken dokumentiert. Mit Löslichkeit meint man dann die Menge des Stoffes, die sich in einer bestimmten Menge Lösungsmittel lösen kann. Das Ergebnis wäre eine gesättigte Lösung.
Die wissenschaftliche Bezeichnung für diese Löslichkeit ist die Sättigungs-Löslichkeit. Sie betrachtet die Masse eines Stoffes die sich in z.B. 100 g Wasser lösen können. Die vollständige Einheit wäre dann **g [Stoff]/100 g [Wasser]**. Solche Angaben findet man von verschiedenen Salzen in den Tafelwerken. Genaugenommen handelt es sich um ein **Massen-Verhältnis**.

Aufgaben:

1. *Finden Sie im Tafelwerk die Löslichkeit von Natriumhydroxid (Ionen-Substanz aus Na^+ und OH^-) bei 20 °C!*
2. *Hat Natriumchlorid (Ionen-Substanz aus Na+ und Cl-) eine höhere oder geringere Löslichkeit?*
3. *Welcher Stoff hat die geringste und welcher die höchste Löslichkeit laut den Tabellen Ihres Tafelwerk's?*

Für Gase wird meist als Bezugs-Menge 1 Liter bzw. 1 kg Wasser benutzt. Wegen der Dichte des Wasser's von praktisch 1 kg/l sind die Zahlen-Angaben identisch oder sehr ähnlich.
Die zugehörigen Einheiten sind dann **g [Gas]/1 l [Wasser]** bzw. **g [Gas]/1 kg [Wasser]**.
Weitere Möglichkeiten die Löslichkeit in einem quantitativen Maß anzugeben sind die Massen-Konzentration [g/l], die Volumen-Konzentration [l/l] und die Molalität [mol/kg]. Alle diese Größen werden mehr für Spezial-Zwecke gebraucht.



Gesamt-Übersicht über die Beziehung stöchiometrischer Größen (Stand hier)

4.1.4.1. Veränderung der Dichte

allgemein steigt mit größerem Anteil an gelösten Stoffen auch die Dichte der Lösung

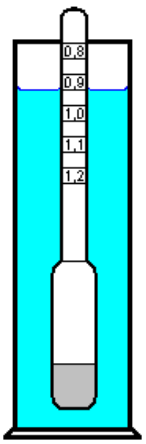
bei Salzwasser kennen wir den Effekt z.B. aus dem "Toten Meer"
hier ist der Salz-Gehalt im Wasser so groß, dass die Lösung eine größere Dichte als der menschliche Körper hat
dadurch schwimmt unser Körper im Wasser des Toten Meer's oben und geht nicht unter

Messung mit Spindel- oder Eintauch-Aräometer
oft nur kurz Aräometer genannt

Prinzip von ARCHIMEDES (287 – 212 v.u.Z)
Auftrieb des Aräometer wird durch das Volumen der Spindel bis zum Skalen-Wert bestimmt

in der Spindel befinden sich Blei- oder Stahl-Kügelchen, deren Menge genau auf das Volumen der Aräometer's abgestimmt ist

man spricht vom ausspindeln
früher z.B. zur Prüfung von Auto-Batterien (Akku's) genutzt.
die enthaltene Schwefelsäure musste eine bestimmte Dichte besitzen, dann war der Akku noch Leistungs-fähig genug



Eintauch-Aräometer
in einer Flüssigkeit

Prüfung von alkoholischen Lösungen

Das Panschen von Alkohol ist ein lukratives Geschäft, da der Trink-Alkohol in den meisten Ländern stark besteuert ist.
Ungefährlich ist die Verdünnung von Alkohol mit Wasser. Die Herstellung von Drink's beruht ja auf diesem Prinzip. Größere Verdünnungen sind gut schmeckbar. Um den Alkohol-Geschmack beizubehalten wird gerade in ärmeren Ländern das billige Methanol zum Panschen genutzt. Dies ist verboten und schwer kriminell, da Methanol ein stark wirkendes Gift ist. Es kann zu dauerhafter Erblindung, schweren Leber- und Nieren-Schädigungen oder gar zum Tod kommen.

Alk. m%	Dichte	Alk. m%	Dichte	Alk. m%	Dichte
0	0,99823	34	0,94679	68	0,87241
1	0,99636	35	0,94494	69	0,87004
2	0,99453	36	0,94306	70	0,86766
3	0,99275	37	0,94114	71	0,86527
4	0,99103	38	0,93913	72	0,86287
5	0,98938	39	0,93720	73	0,86047
6	0,98780	40	0,93518	74	0,85806
7	0,98627	41	0,93314	75	0,85564
8	0,98478	42	0,93107	76	0,85322
9	0,99331	43	0,92897	77	0,85079
10	0,98187	44	0,92685	78	0,84835
11	0,98047	45	0,92472	79	0,84590
12	0,97910	46	0,92257	80	0,84344
13	0,97775	47	0,92041	81	0,84096
14	0,97643	48	0,91823	82	0,83848
15	0,97514	49	0,91604	83	0,83599
16	0,97387	50	0,91384	84	0,83348
17	0,97259	51	0,91160	85	0,83095
18	0,97129	52	0,90936	86	0,82840
19	0,96997	53	0,90711	87	0,82583
20	0,96864	54	0,90485	88	0,82323
21	0,96729	55	0,90258	89	0,82062
22	0,96592	56	0,90031	90	0,81797
23	0,96453	57	0,89803	91	0,81529
24	0,96312	58	0,89574	92	0,81257
25	0,96168	59	0,89344	93	0,80983
26	0,96020	60	0,89113	94	0,80705
27	0,95867	61	0,88882	95	0,80424
28	0,95710	62	0,88650	96	0,80138
29	0,95548	63	0,88417	97	0,79846
30	0,95382	64	0,88183	98	0,79547
31	0,95212	65	0,87948	99	0,79243
32	0,95038	66	0,87713	100	0,78934
33	0,94860	67	0,87477		

Daten-Q: https://www.internetchemie.info/chemie-lexikon/daten/e/ethanol-wasser-dichte.php

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Beziehung zwischen der Massen- und der Volumen-Anteile bei Ethanol-Wasser-Gemischen

m%	Vol%	m%	Vol%	m%	Vol%	m%	Vol%
0	0,0	25	30,4	50	57,8	75	81,2
5	6,2	30	36,2	55	62,8	80	85,4
10	12,4	35	41,9	60	67,7	85	89,5
15	18,5	40	47,4	65	72,4	90	93,2
20	24,5	45	52,6	70	76,9	95	96,7
Daten-Q. https://wissen.science-and-fun.de/tabellen-zur-chemie/dichtetabellen/ethanol-wasser-gemische/						100	100,0

Aufgaben:

1. *Erstellen Sie auf A4-Millimeter-Papier ein geeignetes Diagramm, in dem die Dichte gegen die Massen-Prozente in 10er-Schritten für Alkohol-Wasser-Gemische dargestellt ist! Achten Sie auf eine sinnvolle Teilung der (y-Achse)!*
2. *Für eine verdünnte Lösung Industrie-Alkohol (technischer Ethanol) wurde eine Dichte von 0,87 g/ml gespindelt. Ermitteln Sie, welcher Massen-Anteil Ethanol in der Lösung vorhanden ist!*

Aufgaben:

3. *Bei der Prüfung eines hochwertigen Wodka's mit vorgegebenen 40 Vol% Ethanol-Gehalt wurde eine Dichte von 0,935 g/ml gespindelt. Bewerten Sie diesen Wodka! Wurde hier gepanscht?*
4. *Bei mehreren Messungen einer Lösung kam man auf den statistisch gesicherten Dichte-Wert von 0,97 g/ml. Welche Aussagen können Sie zu dieser Lösung und ihrem ev. Ethanol-Gehalt machen? Begründen Sie Ihre Aussagen!*

Definition(en): Löslichkeit
Die Löslichkeit ist die Angabe der Möglichkeit bzw. eine genauen Mengen-Angabe für einen Stoff, inwieweit sich dieser in einem Lösungsmittel lösen lässt. (Es existieren noch weitere Kennwerte, um die Löslichkeit eines Stoffes zu quantifizieren.)
Die qualitative Löslichkeit beschreibt das grundsätzliche Vermögen eines Stoffes, sich in einem Lösungsmittel aufzulösen.
Die quantitative Löslichkeit beschreibt die Menge eines Stoffes, die sich in einer bestimmten Menge eines Lösungsmittel lösen kann.

4.1.5. Stoffmengen- und Teilchenzahlen-Verhältnis

Eine besondere Mengen-Angabe zu Stoffen in einem Gemisch sind das **Stoffmengen-Verhältnis r** und das **Teilchenzahlen-Verhältnis R**. Beide Verhältnisse haben den gleichen Zahlenwert, unterscheiden sich aber in den sachlichen Einheiten.
Besonders im technischen Bereich und beim Arbeitsschutz werden diese Größen gerne genutzt. Vor allem die Teilchenzahl-Verhältnisse fallen durch ihre ungewöhnliche Einheit **ppm** auf.
Dies bedeutet **parts per million** – also übersetzt: Teile pro eine Million. Gemeint ist dabei der Anteil eines Stoffes in einem Gemisch, wenn nur die Teilchen-Anzahlen betrachtet werden.

$$R = \frac{N[Stoff]}{N[Gemeisch]}$$

Viele Arbeitsschutz-Vorgaben sind über die Teilchenzahlen-Verhältnisse bestimmt.
Man benutzt die Teilchenzahlen, da man so Grenzwerte definieren kann, die von der Temperatur und dem Luftdruck unabhängig sind. Heute sind die Werte eher in Milligramm oder Mikrogramm pro Kubikmeter angegeben.
Die aktuelle Angabe von Grenzwerten für Arbeitsplätze usw. ist sehr vielgestaltig. Ein Wert ist der **Arbeitsplatz-Grenzwert AGW** früher **MAK** – **maximale Arbeitsplatz-Konzentration**.
Für das giftige Ozon gibt es diverse Vorschriften und Festlegungen. Z.B. muss bei einem Ein-Stunden-Mittel von 120 ppm (= 240 µg/m^3) Ozon-Alarm augelöst werden.
Für kleine Anteile gibt es nach **ppb** – **parts per billion**. Dies meint Teile pro eine Milliarde.

Aufgaben:

1. *Berechnen Sie für die Hauptbestandteile der Luft deren Teilchenzahlen-Verhältnisse!*
2. *Welcher Größe entspricht eigentlich die Angabe von Schadstoffen z.B. in mg/m³? Nutzen Sie dazu die später folgende Tabelle " Übersicht über quantitative Angaben zu Mischungen / Lösungen"!*
3. *Berechnen Sie die Anzahl der Ozon-Moleküle in einem Kubikmeter Luft bei der Ozon-Alarm ausgelöst werden muss!*
4. *Informieren Sie sich auf der Seite* https://www.umweltbundesamt.de/daten/luft/luftdaten *über die aktuellen Luft-Qualitäts-Daten in Ihrer Region!*
5. *Für Mecklenburg-Vorpommern sind aktuelle Luft-Qualitäts-Informationen auf der Seite* https://www.lung.mv-regierung.de/umwelt/luft/akt_wahl.htm *zu finden. Welcher aktueller Ozon-Wert wird für Ihre Region angegeben? Ordnen Sie diesen Wert ein!*
6. *Wenn in Ihrer Schule ein Meß-System für Kohlenstoffdioxid in den Klassenräumen existiert, dann erfassen Sie die aktuellen Werte für Ihren Klassenraum vor und nach einem Stoß-Lüften! Bewerten Sie den Sinn des Stoß-Lüften's für Ihre Arbeits-Umgebung!*

für die gehobene Anspruchsebene:

7. *Für Kohlenstoffdioxid ist laut DIN-1946-2 "Granzwerte für gute Luftqualität" eine Grenze von 1'500 ppm angegeben. Der MAK-Wert ist mit 5'000 ppm festgelegt. Berechnen Sie die maximal zulässigen Konzentrationen von Kohlenstoffdioxid für die beiden Grenzwerte!*

komplexe Aufgaben:

1.

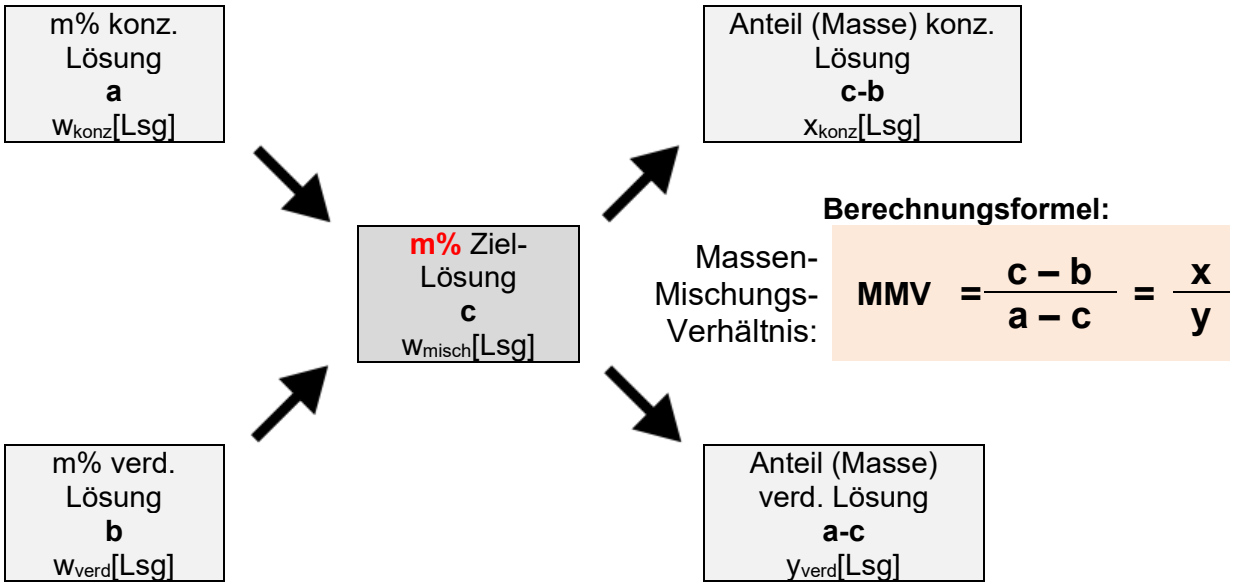
2. Die Löslichkeit von Natriumhydroxid in Wasser wird mit 1'090 g/l angegeben. (Es gibt auch Quellen, die geben 1'260 g/l an.)

a) Ist dieser Wert nicht Unsinn? Die Masse von 1 Liter Wasser wird doch mit 1 kg angebenen. Erklären Sie das Phänomen!

b) Schätzen Sie ab, wie schwer eine gesättigte Lösung von Natriumhydroxid ist! Erklären Sie Ihre "Berechnung"!

3.

Mischungs-Kreuz (Massen-Prozent)



Berechnungsformel:

Massen-Mischungs-Verhältnis: $\mathbf{MMV = \frac{c-b}{a-c} = \frac{x}{y}}$

$$\frac{x}{y} = c = MMV = \frac{c-b}{a-c}$$

entspricht: $\frac{m_{konz}[Lsg]}{m_{verd}[Lsg]} = w_{misch}[Lsg] = \frac{w_{misch}[Lsg] - w_{verd}[Lsg]}{w_{konz}[Lsg] - w_{misch}[Lsg]}$

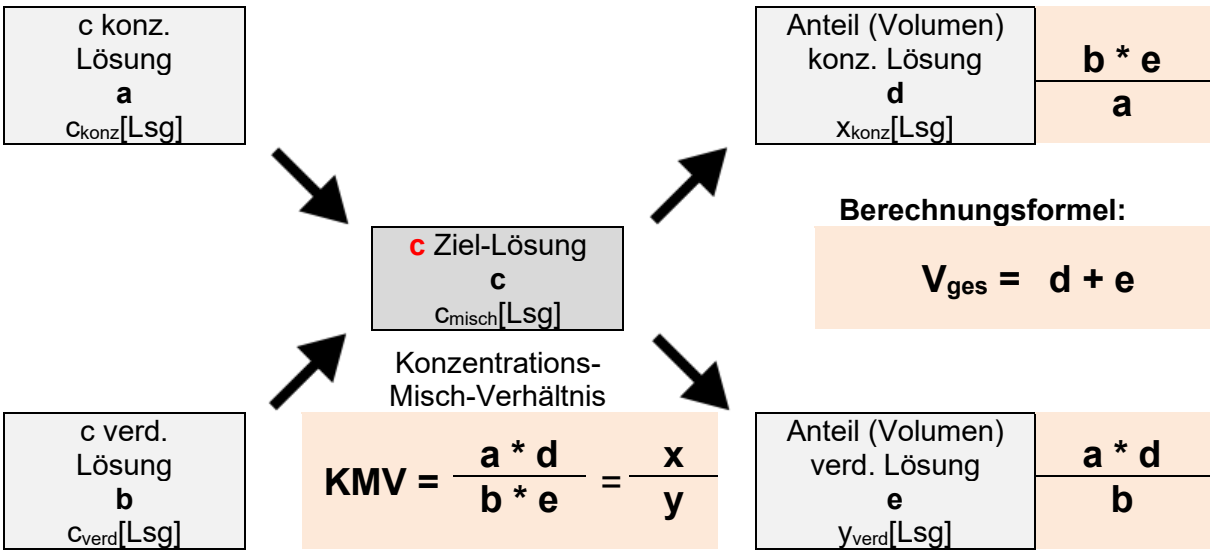
$$w_{misch} = \frac{m_{konz}[S] + m_{verd}[S]}{m_{konz}[Lsg] + m_{verd}[Lsg]} = \frac{m_{konz}[S] + m_{verd}[S]}{m_{misch}[Lsg]} = \frac{m_{misch}[S]}{m_{misch}[Lsg]} = \frac{m_{misch}[S]}{m_{konz}[Lsg] + m_{verd}[Lsg]}$$

$$w_{misch} \cdot m_{misch}[Lsg] = m_{konz}[S] + m_{verd}[S] = m_{misch}[S]$$

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Da es kein Gesetz von der Erhaltung des Volumen's gibt, sind die folgenden Berechnungen nur mit Vorsicht und mit genauer Prüfung zu verwenden!

Mischungs-Kreuz (Konzentration)



Berechnungsformel:

$$V_{ges} = d + e$$

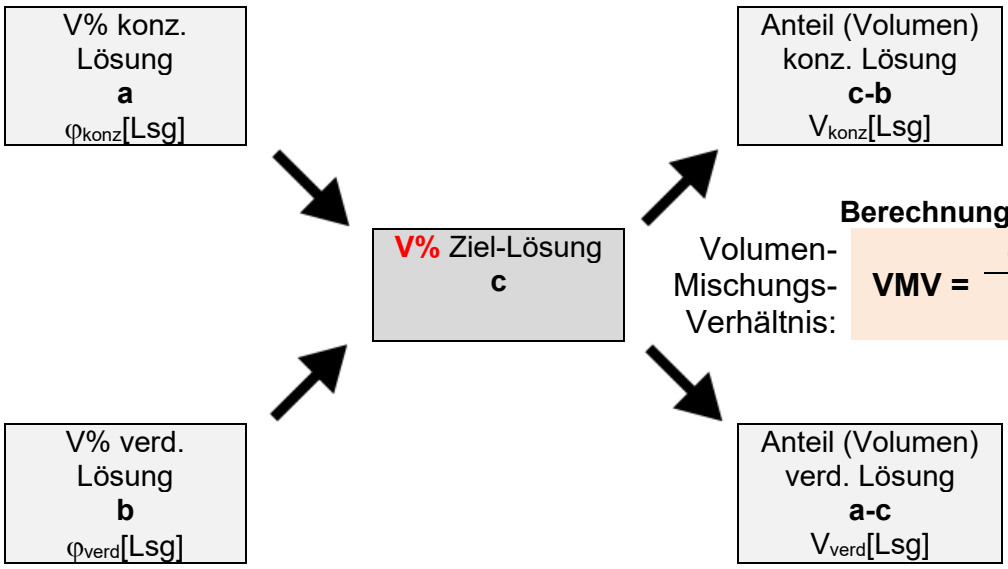
allg. gilt: $c = \frac{n}{V}$ $\rho = \frac{m}{V}$ $M = \frac{n}{m}$

und damit: $n = c \cdot V$ $m = V \cdot \rho$ $m = M \cdot n$

$$\frac{x}{y} = c = KMV = \frac{a \cdot b}{d \cdot e}$$ entspricht: $$\frac{x}{y} = KMV = \frac{c_{konz}[Lsg] \cdot V_{konz}[Lsg]}{c_{verd}[Lsg] \cdot V_{verd}[Lsg]}$$

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Mischungs-Kreuz (Volumen-Prozent)



Berechnungsformel:

Volumen-Mischungs-Verhältnis: $\mathbf{VMV = \frac{c-b}{a-c} = \frac{x}{y}}$

allg. gilt: $\rho = \frac{m}{V}$ und damit: $m = V \cdot \rho$

für eine unbekannte / praktisch gleichbleibende Dichte oder relativ ähnliche Lösungen:

$\boldsymbol{c = \frac{c-b}{a-c}}$ entspricht: $\frac{V_{konz}[Lsg]}{V_{verd}[Lsg]} = \varphi_{misch}[Lsg] = \frac{\varphi_{misch}[Lsg] - \varphi_{verd}[Lsg]}{\varphi_{konz}[Lsg] - \varphi_{misch}[Lsg]}$

$\varphi_{misch} = \frac{(V_{konz}[S] + V_{verd}[S]) \cdot \rho[S]}{(V_{konz}[Lsg] + V_{verd}[Lsg]) \cdot \rho[Lsg]} = \frac{(V_{konz}[S] + V_{verd}[S]) \cdot \rho[S]}{V_{misch}[Lsg] \cdot \rho[Lsg]}$

$\varphi_{misch} = \frac{V_{misch}[S] \cdot \rho[S]}{V_{misch}[Lsg] \cdot \rho_{misch}[Lsg]} = \frac{V_{misch}[S] \cdot \rho[S]}{(V_{konz}[Lsg] + V_{verd}[Lsg]) \cdot \rho[Lsg]}$

$\varphi_{misch} \cdot V_{misch}[Lsg] = V_{konz}[S] + V_{verd}[S] = V_{misch}[S]$

für deutliche / bekannte Dichte-Unterschiede oder relativ unähnliche Lösungen:

$\boldsymbol{c = \frac{c-b}{a-c}}$ entspricht: $\frac{V_{konz}[Lsg] \cdot \rho_{konz}[Lsg]}{V_{verd}[Lsg] \cdot \rho_{verd}[Lsg]} = \varphi_{misch}[Lsg] = \frac{\varphi_{misch}[Lsg] - \varphi_{verd}[Lsg]}{\varphi_{konz}[Lsg] - \varphi_{misch}[Lsg]}$

$\varphi_{misch} = \frac{(V_{konz}[S] + V_{verd}[S]) \cdot \rho[S]}{V_{konz}[Lsg] \cdot \rho_{konz}[Lsg] + V_{verd}[Lsg] \cdot \rho_{verd}[Lsg]} = \frac{(V_{konz}[S] + V_{verd}[S]) \cdot \rho[S]}{V_{misch}[Lsg] \cdot \rho_{misch}[Lsg]}$

$\varphi_{misch} = \frac{V_{misch}[S] \cdot \rho[S]}{V_{misch}[Lsg] \cdot \rho_{misch}[Lsg]} = \frac{V_{misch}[S]}{V_{konz}[Lsg] \cdot \rho_{konz}[Lsg] + V_{verd}[Lsg] \cdot \rho_{verd}[Lsg]}$

$\varphi_{misch} \cdot V_{misch}[Lsg] \cdot \rho_{misch}[Lsg] =$

Aufgaben:

1. *Jeweils 1 Liter einer 3%igen und 2 Liter einer 2%igen Kochsalz-Lösung werden gemischt. Wie groß ist der Massen-Anteil des gelösten Stoffes in der Mischung und deren Volumen? Zeigen Sie den vollständigen Rechenweg auf!*
2. *Mit wieviel Wasser muss eine 3%ige Kochsalz-Lösung verdünnt werden, damit man eine physiologische Lösung mit 0,9% erhält?*
3. *In einem Lebensmittel-Labor werden 0,5 l einer 10%igen Kochsalz-Lösung mit 1,5 l einer 20%igen Zucker-Lösung gemischt. Berechnen Sie die Massen-Prozente der glösten Stoffe in der Mischung!*
4. *Wie gross ist das Volumen einer 10%igen Lösung, um 1 Liter einer 20%ige Stamm-Lösung auf 12% zu verdünnen? Berechnen Sie auch das Gesamt-Volumen der Mischung! Reicht für die Bereitung der fertigen Lösung ein 5-Liter-Becherglas aus? Begründen Sie Ihre Entscheidung!*
5. *Wie gross ist das Volumen einer 20%igen Lösung, um 100 Milliliter einer 12%ige Stamm-Lösung auf 14% zu bringen? Berechnen Sie auch das Gesamt-Volumen der Misch-Lösung! Reicht für die Bereitung der fertigen Lösung ein 400-Milliliter-Becherglas aus? Begründen Sie Ihre Entscheidung!*
6. *Wieviel 5%igen Essig kann man aus einer Flasche Essig-Essenz herstellen? Beschreiben Sie Ihr Vorgehen!*
7. *Von einer Essig-Essenz soll 0,1 Liter einer 7,5%iger Essig-Lösung hergestellt werden. Erläutern Sie Ihr Vorgehen und berechnen Sie die einzusetzenden Mengen!*



8. *Laut dem Etikett auf einer Zahnpasta-Tube (75 ml) enthält diese 1'400 ppm F (Fluorid). Recherchieren Sie, was das ppm bedeutet und berechnen Sie die Fluorid-Menge in einer üblichen Einheit! Sind den eigentlich in der Doppel-Packung mit 2x 75 ml 2'800 ppm Fluorid enthalten?*



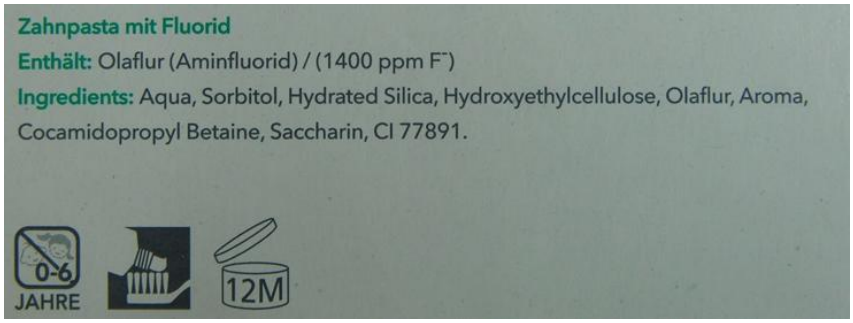
für die gehobene Anspruchsebene:

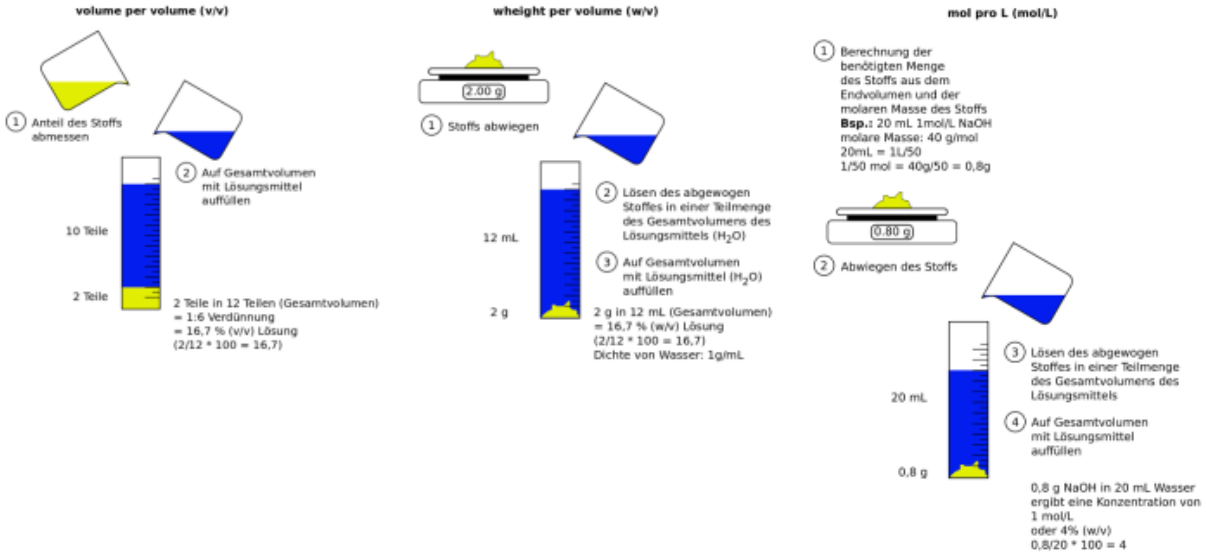
x. Master-Frage aus der Sendung "Wer weiss den sowas?" vom 26.10.2021.

Wie hoch ist der Goldanteil eines 24-Karat-Goldrings?
A) 33,3 Prozent B) 58,5 Prozent C) 99,9 Prozent

Hätten Sie die richtige Antwort gewußt oder bekommen Sie die richtige Antwort anders heraus? Welcher Sachverhalt steckt dahinter? Erklären Sie umfassend!

x. Erkunden Sie die üblichen chemischen Namen der Bestandteil-Liste (Ingrediensts) einer Zahnpasta! (s.a. Abb.)
Welche Funktionen haben die einzelnen Bestandteile in der Zahnpasta?
Recherchieren Sie die exakte Bedeutung der Symbole unten auf der Packung!





Q: http://www.explain-it-arium.de/molekulare-rechnungen-7-konzentration-1507

umzeichnen und erweitern um Masse%

Übersicht über quantitative Angaben zu Mischungen / Lösungen

		Massen-…	Stoffmengen-…	Teilchen-(An)zahl-…	Volumen-…
…-Anteil (Bezug zur Gesamtheit)	Bezeichnung	Massen-Anteil ω (omega) Massenbruch (w; y; ξ)			Volumen-Anteil φ (phi) Volumenbruch
	Definition	$\boldsymbol{\omega_S = \frac{m_S}{m_{ges}}}$ $\left[\frac{g}{kg}\right]$			$\boldsymbol{\varphi_S = \frac{V_S}{V_{ges}}}$ $\left[\frac{ml}{l}\right]$
	Umrechnung	ω_S (Bezugs-Größe)			$\omega_S = \frac{\varphi_S \cdot \rho_S}{(\varphi_{S1} \cdot \rho_{S1}) + \ldots + (\varphi_{Sn} \cdot \rho_{Sn})}$
…-Konzentration (Bezug zum Gesamt-Volumen)	Bez.		Stoffmengen-Konz. **c**		
	Def.		$\boldsymbol{c_S = \frac{n_S}{V_{ges}}}$ $\left[\frac{mol}{l}\right]$		
	Umr.		$\omega_S = \frac{c_S \cdot M_S}{(c_{S1} \cdot M_{S1}) + \ldots + (c_{Sn} \cdot M_{Sn})}$		
…-Verhältnis (Bezug zu einer anderen Komponente)	Bez.		Stoffmengen-Verhältnis **r**	Teilchen(an)zahl-Verhältnis **R**	
	Def.		$\boldsymbol{r_{S1,2} = \frac{n_{S1}}{n_{S2}}}$ $[\div]$	$\boldsymbol{R_{S1,2} = \frac{N_{S1}}{N_{S2}}}$ $[\div]$	
	Umr.		$\omega_S = \frac{M_S}{(r_{S1,n} \cdot M_{S1}) + \ldots + (r_{Sn-1,n} \cdot M_{Sn})}$	$\omega_S = \frac{M_S}{(R_{S1,n} \cdot M_{S1}) + \ldots + (R_{Sn-1,n} \cdot M_{Sn})}$	
Quotient Stoffmenge / Masse	Bez.			N … Teichen(an)zahl [÷] n … Stoffmenge [mol] M … molare Masse [g/mol] ρ … Dichte (rho) [kg/l; g/ml]	m … Masse [g; kg] V … Volumen [ml; l] **für gebrochene Einheiten gilt:** $1\frac{xxx}{yyy} = 1\frac{xxx[Stoff]}{yyy[Mischung\ bzw.\ LsgM]}$
	Def.				
	Umr.				

Q: nach https://de.wikipedia.org/wiki/Massenanteil ; angepasst und ergänzt: lsp: dre (vollständige Übersicht → 🕮 **Allgemeine Chemie 4 – Stöchiometrie**)
S als Index bedeutet **Substanz** und steht für die einzelne betrachtete Komponente; bei mehreren Substanzen (Komponenten) wird durchnummeriert; **ges** steht für **Gesamt-…**, also die Summe aller Komponenten; **LsgM** meint das **Lösungsmittel** bzw. die Hauptkomponente; die Mischung bzw. Lösung wird mit **Lsg** abgekürzt

Eine Umrechnung der einen Größe in eine andere ist ausgehend von der Übersicht dadurch möglich, dass die einzelnen Formeln über $\boldsymbol{\omega_S}$ gleichgesetzt werden können. Danach kann dann jeweils nach der gesuchten Größe umgeformt werden.

(c,p) 2015-2022 lern-soft-projekt: drews

Materialien (z.B. für flipped classroom)	
	[] ⌛ min *
	Massenanteil w(x) (Massenbruch): Theorie und Rechenbeispiel
	[chemistrykickass] ⌛ **11 min** ****
	https://www.youtube.com/watch?v=Y4U5k9IhE8k
	Verbinde die gezeigten (3) Berechnungs-Schritte zu einer Formel!
	[] ⌛ min *

Aufgaben:

zum Video von "chemistrykickass":

1. *Berechnen Sie den prozentualen Massen-Anteil an Perchlorsäure in einer Perchlorsäure-Lösung, die eine bekannte Konzentration von 2,25 mol/l und eine Dichte von 1,128 g/ml hat!*
2. *Berechnen Sie den Massen-Anteil und den prozentualen Massen-Anteil für Kaliumhydroxid in einer entsprechenden Lösung! Von der Lösung sind bekannt: Temperatur: 20 °C; Masse: 350 g; Dichte: 1,09 g/ml; Konzentration: 3 mol/l. (15,44%)*

zum Video von "":

3.

5. Halogene / Elemente der VII. Hauptgruppe

Problem-Fragen für Selbstorganisiertes Lernen
Was assoziieren Sie mit den Elementen Fluor, Chlor, Brom und Iod? In welchem Zusammenhang haben Sie von den genannten Elementen gehört? Was charakterisiert die Elemente der VII. Hauptgruppe? Warum heißen diese Elemente Halogene? Welche Eigenschaften verändern sich charakteristisch innerhalb der Gruppe? Woher stammen die Namen dieser Elemente? Wie lassen sich die wichtigsten Halogene (Cl, Br, I) nachweisen? Wie heißen die Ionen der Halogene? Warum haben die Ionen besondere Namen? Kann ein Stoff, ohne flüssig zu werden, vom festen in den gasförmigen Zustand übergehen? Wenn JA, wie heißt dieser Vorgang, wenn NEIN, warum geht das nicht? Geht das dann ev. auch / aber umgekehrt? Warum hat Chlor eigentlich so einen schlechten Ruf? Gibt es auch Gutes rund um das Chlor zu berichten? Ist wirklich Iod in der Iod-Tinktur?

Aufgaben für ein Selbstorganisiertes Lernen (SOL):

1. *Stellen Sie alle Ergebnisse Ihrer Recherchen und Ihres Lernens in einem Portfolio zusammen! (Das Portfolio sollte mindestens Lösungen zu den folgenden Aufgaben und Antworten auf die obigen Problem-Fragen enthalten.)*
2. *Erstellen Sie eine Übersicht über die Elemente der VII. Hauptgruppe! Verwenden Sie dazu die folgende Grob-Gliederung!*
   - *Allgemeines*
   - *Vorkommen*
   - *Bau / Struktur*
   - *(gemeinsame) Eigenschaften*
   - *typische Reaktionen / Reaktions-Schemata*
   - *Nachweise*

   Recherchieren Sie in verschiedenen Quellen (Nachweis der Quellen!) und prüfen Sie auch, ob Sie die obigen Problem-Fragen beantworten können!
3. *Wählen Sie sich ein Element aus und sammeln Sie Informationen zu den folgenden Punkten:*
   - *ausgewähltes Element: ??*
     - *Allgemeines*
     - *Vorkommen*
     - *Bau*
     - *Herstellung / Gewinnung*
     - *Eigenschaften*
     - *Reaktionen*
     - *Verwendung*
4. *Erstellen Sie sich einen einseitigen DIN A4-Steckbrief für ein Halogen in einer Textverarbeitung Ihrer Wahl!*

Materialien zur Vorbereitung (z.B. für flipped classroom)	
	[] ⌛ min *
	Halogene | 7. Hauptgruppe des Periodensystems
	[musstewissen Chemie] ⌛ 6 min *****
	https://www.youtube.com/watch?v=CC1Ilka6Khg
	Welche Eigenschaften haben die einzelnen Halogene? Wie werden die Salze der einzelnen Halogene bezeichnet?
Warum haben die Halogene so einen schlechten Ruf in der Bevölkerung? Welche Merkmale haben die Halogene gemeinsam?	
	Die Halogene – 7. Hauptgruppe im Periodensystem
	[simpleclub] ⌛ 3:30 min ****
	https://www.youtube.com/watch?v=uixbDWAek_o
	Notieren Sie Gemeinsamkeiten der Halogene? Welche Eigenschaften haben die einzelnen Halogene?

weitere Quellen / Links:
https://www.chids.de/dachs/wiss_hausarbeiten/AlkalimetalleHalogene_Gerhardt/Halogene/Halogene.html

Vorkommen und Bedeutung der Halogene und ihrer Verbindungen
Bau

- ***Molekül***
- ***Atombindung***
- ***Formel***
- ***Formel in Elektronenschreibweise***

Zusammenhang zwischen Atombau und Stellung im PSE sowie die Anzahl der Außenelektronen und der Reaktionsfreudigkeit
Atombindung, Molekül, Formel, Formel in Elektronenschreibweise

Der Name **Halogene** kommt aus dem altgriechischen und läßt sich gut mit "Salz-Bildner" übersetzen. Bei allen Halogen – also allen Elementen der VII. Hauptgruppe – handelt es sich um Nichtmetalle. Wenn auch die höheren Mitglieder schon erste Metall-artige Eigenschaften haben. Das ist besonders bei Astat sichtbar. Aber auch schon Iod besitzt einen leicht metallischen Glanz.

5.1. Allgemeines zur VII. Hauptgruppe

17, VIIa

2 L	9	18,99
	4,0	**F**
	Fluor	
	2, 7	
	g	NMe
3 M	17	35,45
	3,0	**Cl**
	Chlor	
	2, 8, 7	
	g	NMe
4 N	35	79,90
	2,8	**Br**
	Brom	
	2, 8, 8, 7	
	fl	NMe
5 O	53	126,91
	2,5	**I**
	Iod	
	2, 8, 18, 8, 7	
	f	NMe
6 P	83	[210]
	2,2	**At**
	Astat	
	2, 8,18, 18, 8, 7	
	f	NMe

Überblick

Die Elemente Chlor, Brom und Iod (früher Jod) gehören zu den chemisch interessanten Vertretern der Halogene.
In der freien Natur kommen sie nur gebunden vor.
Die Halogene sind immer Molekül-Substanzen, die aus zwei-atomigen Molekülen bestehen.





Q: de.wikipedia.org
(W. Oelen)

Fluor und Chlor sind bei Zimmer-Temperatur gasförmig. Brom ist hier flüssig, beginnt aber schon zu verdampfen. Es bilden sich rotbräunliche, ätzende, giftige und stark riechende Dämpfe.



Q: de.wikipedia.org
(Tomihahndorf)

Iod kommt bei Zimmer-Temperatur im festen Aggregatzustand vor. Beim Erhitzen sublimiert es, d.h. die Iod-Moleküle gehen direkt aus dem festen, kristallinen Zustand in die Gas-Form über.



Q: de.wikipedia.org
(Klaus Schmidt)

Die Halogene Chlor, Brom und Iod lassen sich begrenzt in Wasser lösen. Die Löslichkeit nimmt zum Iod hin stark ab. Die Lösungen heißen **Chlor-Wasser**, **Brom-Wasser** bzw. **Iod-Wasser**.
Die einfachen Wasser-Lösungen sind nur sehr schwach sauer und nicht ätzend.
Diese wässrigen Lösungen der elementaren Halogene dürfen nicht mit den Lösungen der Halogenwasserstoffe (z.B. Salzsäure) verwechselt werden. Lösungen der Halogenwasserstoffe sind stark sauer und ätzend (→ 7. Säuren / saure Lösungen).
Fast alle Metalle bilden mit den Halogenen Salze – den sogenannten **Halogenide**n. Nur die edelsten fallen hier raus. Selbst das schon recht edle Silber reagiert noch mit Halogenen.
Während die meisten Halogenide (Salze der Halogene) gut in Wasser löslich sind, sind z.B. die Silber-Halogenide schwer löslich.
Sie bilden charakteristische Niederschläge (schwerlösliche Salze sammeln sich am Grund des Gefäßes). Dieser Effekt wird für die Nachweise von Halogenid-Ionen benutzt.
Natriumchlorid – unser Kochsalz – ist wohl der Chlor-haltige Stoff, den wir täglich am Bewußtesten wahrnehmen.
Verwendung in Reinigungs-Mitteln und in Halogen-Lampen.
Glüh-Lampen auf der Basis von Halogenen brennen besonders hell und sind langlebiger.
Iodide – also Salze, die Iod enthalten – sind z.B. dem Kochsalz zugesetzt, um die Iod-Versorgung unseres Körper zu verbessern.
Eine Stoffgruppe – die Fluor-Chlor-Kohlenwasserstoffe (FCKW) – haben vor ungefähr 20 Jahren weltweit ein großes Interesse erzeugt. Üblicherweise wurden diese Stoffe in Spray-

Flaschen als Treibmittel und in Kühlschränken als Kühlmittel bverwendet. Plötzlich stellte man fest, dass die Ozon-Schicht – vor allem am Süd-Pol – ganz dramatisch durch die FCKW zerstört wurde. Ozon sorgt in der Atmosphäre dafür, dass nur noch wenig ultraviolette Strahlung (UV-Licht) von der Sonne auf die Erde gelangt. Durch die reduzierte UV-Filterung durch das Ozon kam es in vielen Ländern zu Häufungen von Hautkrebs-Erkrankungen.
Wenige Jahre nach dieser Erkenntnis wurde die Verwendung von FCKW deutlich eingeschränkt und praktisch vielfach verboten. Seit dem erholt sich die Ozon-Schicht langsam wieder. Heute werden FCKW kaum noch eingesetzt und durch andere Stoffe ersetzt.
Viele Eigenschaften der Halogene verändern sich innerhalb der Gruppe systematisch.

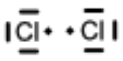
Element	Symbol	m_A [u]	T_F [°C]	T_{KP} [°C]	ρ [g / cm³]	EN
Fluor	F	19,0	-220	-188	0,0017	4,0
Chlor	Cl	25,4	-101	-34	0,0032	3,2
Brom	Br	79,9	-7	59	3,12	3,0
Iod	I	126,9	114	185	4,94	2,7
Astat	At	[210]	302			2,2

zum Vergleich: Dichte der Luft: 0,0013 g / cm³

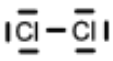
Besonders auffällig ist die Veränderung des Aggregatzustandes innerhalb der Gruppe. Fluor und Chlor sind gasförmig. Das Brom ist eines von zwei flüssigen Elementen im Periodensystem. Iod und Astat gehören zu den festen Stoffen. Bei Iod kann man beobachten, dass es beim Erhitzen direkt vom festen in den gasförmigen Zustand übergeht. Man sagt es sublimiert. Beim Abkühlen bildet es ebenfalls direkt aus dem Gas heraus Kristalle.
Halogene bilden durchweg Moleküle aus zwei Atomen. Ursächlich hierfür sind das bei jedem Atom vorkommende ungepaarte Elektron. Bei sieben Außen-Elektronen bleibt eben eines übrig. Dieses paart sich mit den Außen-Elektronen eines anderen Atom's. Es entsteht ein bindendes Elektronen-Paar. Die Bindung ist eine typische Atom-Bindung. Es gibt keine Polarisierung, da beide Atome die gleiche Elektronegativiät (Anziehungskraft auf die Bindungs-Elektronen) besitzen. In einer LEWIS-Formel würden wir das so darstellen:



Außen-Elektronen im Chlor-Atom



zwei Chlor-Atome mit ungepaarten Elektronen

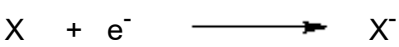


Atom-Bindung zwischen zwei Chlor-Atomen

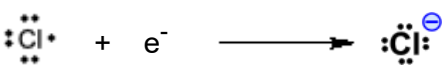


Chlor-Molekül

Chlor, Brom und Iod fallen durch charakteristische Farben auf. Chlor ist ein leicht grünliches Gas. Brom ist rotbraun und Iod bläulich-violett.
Alle Halogene sind sehr reaktionsfreudig. Besonders aggressiv ist das Fluor. Innerhalb der Gruppe nimmt die Reaktionsfreudigkeit dann ab.
Die Reaktionen mit anderen Elementen beruhen vorrangig auf der Fähigkeit der Halogen-Atome zu den 7 eigenen Außen-Elektronen noch eins dazu aufzunehmen, um damit eine volle Elektronen-Schale ("Achter-Schale") zu erreichen.



Betrachtet man dies für z.B. für Chlor, dann ergibt sich in der Elektronen-Schreibweise (LEWIS-Formel):



(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Es entsteht ein einfach neagtiv geladenes Ion – auch **Anion** genannt. In dieser Konstellation ist das Atom – oder besser gesagt nun das Ion – energetisch besonders stabil.
Dadurch, dass nur ein Elektron vom Halogen-Atom aufgenommen wird, gelten die Halogene im Allgemeinen als **einwertig**.

Halogen	Element-Symbol	Anion	Name
Fluor	F	F^-	Fluorid-Ion
Chlor	Cl	Cl^-	Chlorid-Ion
Brom	Br	Br^-	Bromid-Ion
Iod	I	I^-	Iodid-Ion

Exakterweise sind Halogene gegegenüber Wasserstoff einwertig. Dies gilt auch für sehr viele andere Reaktions-Partner. Gegenüber Sauerstoff ist die Wertigkeit vielgestaltig. Die maximal mögliche Wertigkeit gegenüber Sauerstoff entspricht der Hauptgruppen-Nummer – also sieben (VII). Daneben sind aber auch andere Wertigkeiten möglich. Die Spanne reicht insgesamz von I bis VII.
Für Reaktionen – und das Aufstellen von Reaktions-Gleichungen – müssen wir unbedingt im Hinterkopf behalten, das Chlor – wie auch die anderen Halogene – immer **molekular** vorkommt. Das heißt wir müssen dann mit der Formel X_2 arbeiten. Somit werden praktisch auch 2 Elektronen gebraucht, um dann eben 2 Ionen zu bilden.

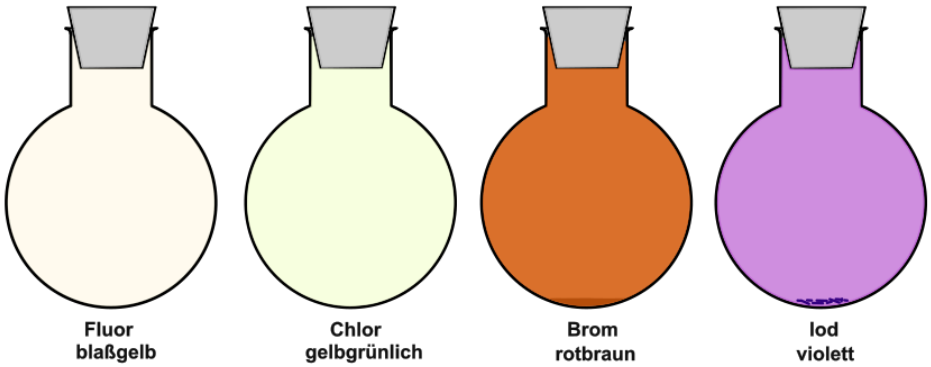
$$X_2 + 2\,e^- \longrightarrow 2\,X^-$$

Halogene kommen in elementarer Form immer molekular vor.

Trotzdem ist das Halogen immer noch einwertig! Beide Atome des Molekül's nehmen jeweils nur ein Elektron auf, um für sich die volle Außen-Schale zu erhalten. Das gebildete Halogenid-Ion ist immer nur einfach negativ geladen.
Je kleiner die Atome sind – bzw. je dichter die äußerste Schale am Atom-Kern liegt – umso stärker ist die Neigung ein Elektron aufzunehmen. Bei größeren Atomen, mit den weit entfernt liegenden Außen-Schalen spielt ein zusätzliches Elektron keine so große Rolle mehr. Deshalb nimmt die Reaktions-Freudigkeit in der Gruppe auch ab.
Vergleicht man die Reaktivität der Halogene, dann nimmt diese innerhalb der Hauptgruppe ab. Ein gutes Kennzeichen dafür ist die sinkende Elektronegativität.
Die energetischen Vorteile durch eine Elektronen-Aufnahme werden innerhalb der Gruppe immer geringer. Bei Fluor und Chlor bewirken die Elektronen-Aufnahmen deutlich stärkere Veränderungen, als bei den größeren Atomen von Iod und Astat.
Besonders Chlor und Brom spielen in der Chemie-Industrie eine große Rolle. Sie gehören hier zu den Grund-Chemikalien.

Aufgaben:

1. *Stellen Sie für Fluor und Brom die Ionen-Bildung für ein einzelnes Atom sowie für ein Molekül in der Elektronen-Schreibweise auf!*



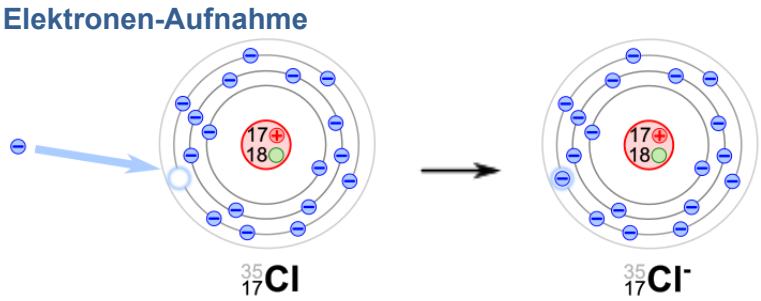
Stoff-Proben der Halogene (Brom und Iod leicht erwärmt)

Stellung im Periodensystem der Elemente

In der **VII. Hauptgruppe** des Periodensystem's der Elemente (PSE) finden wir die Halogene, weil deren Atome genau **sieben Außen-Elektronen** haben. Neuerdings werden die Gruppen (Spalten) im PSE nur noch durchnummeriert. Somit ist die VII. Hauptgruppe auch gleich die 17. Gruppe.

Für eine bessere energetische Stabilität fehlt den Halogenen ein Elektron. Dann wäre die äußerste Schale mit 8 Außen-Elektronen besetzt und die sogenannte Achter-Regel erfüllt.

Halogen-Atome nehmen deshalb von einem passenden Reaktions-Partner gerne ein Elektron auf.



Chlor-Atom Chlorid-Ion

Dazu gehören z.B. die Alkalien (→ x. Alkali-Metalle / Elemente der I. Hauptgruppe) und die Erdalkalien (→ x. Erdalkali-Metalle / Elemente der II. Hauptgruppe).

Die inneren Schalen der Halogen-Atome sind vollständig besetzt. Die einzelnen Elemente stehen immer entsprechend der Anzahl besetzter Schalen (im Atom) in den verschiedenen Perioden des PSE. Bei Brom ist es die 4. Schale (oder die O-Schale), weil im Brom-Atom eben genau 4 Schalen vollständig oder teilweise mit Elektronen belegt sind.

Allgemein kann man die Ionen-Bildung für die Elemente der VII. Hauptgruppe so formulieren:

Wertigkeit: I

$$X + e^- \longrightarrow X^-$$

X: Nichtmetall-Atom; e^-: aufzunehmendes Elektronen; X^-: Nichtmetall-Anion

X steht dabei für ein **Nichtmetall** (hier natürlich nur die der VII. Hauptgruppe gemeint).

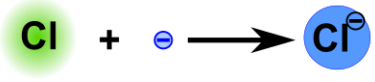
Die Wertigkeit des Element's ergibt sich hier aus der Differenz zwischen **Acht** und der Hauptgruppen-Nummer. Begründet ist dies durch die Aufnahme des einen fehlenden Elektronen bis zur Achter-Schale.

Wenn Chlor das betrachtete Element sein soll, dann ergibt sich für die Elektronen-Aufnahme:

$$Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$$

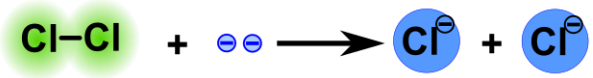
Cl: Chlor-Atom; e^-: aufzunehmendes Elektronen; Cl^-: Chlorid-Anion

Betrachtet man die Ladungen, dann wird aus dem neutralen Chlor-Atom und dem (negativ geladenes) Elektron ein negativ geladenes Chlorid-Ion.



Das neutrale (grün dargestellte) Chlor-Atom nimmt ein negativ geladenes Elektron (blau dargestellt) auf. Die Elektroenn müssen von einem Partner, der gerne Elektronen abgibt, übernommen werden. Übrig bleibt ein negativ geladenes Chlorid-Ion (Anion) – hier bläulich dargestellt.

Beachten wir den molekularen Bau der Halogene, dann ergibt z.B. für Chlor die folgende Reaktion:



Ein neutrales Chlor-Molekül nimmt (von einem reaktions-Partner) 2 Elektronen auf. Es entstehen 2 einzelne (einfach negativ geladene) Chlorid-Ionen.

Vergleicht man die **Reaktivität** der einzelnen Elemente innerhalb der VII. Hauptgruppe, dann beobachtet man eine **Abnahme**. Während bestimmte Reaktionen mit den ersten Elementen recht heftig ablaufen, tendieren die Elemente der höheren Perioden zu eher langsameren Abläufen.
Die abnehmende Reaktivität innerhalb der VII. Hauptgruppe erklären wir über den immer geringer werdenden Einfluss des zusätzlich aufgenommenen Elektron's für eine voll-besetzte Außen-Schale. Das Bestreben der größeren Atome, ein weiteres Elektron aufzunehmen, nimmt immer mehr ab.

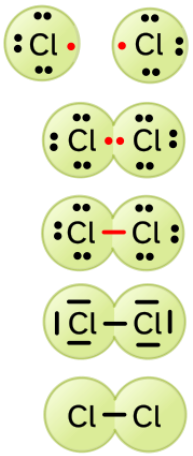
Aufgaben:

1. *Zeichnen Sie die BOHRschen Atom-Modelle der Halogene (bis Iod) in vergleichbare Größe!*
2. *Notieren Sie die Gleichungen für die Ionen-Bildung bei Fluor-, Brom- und Iod-Atomen! Geben Sie dann die Gleichungen für die Moleküle an!*

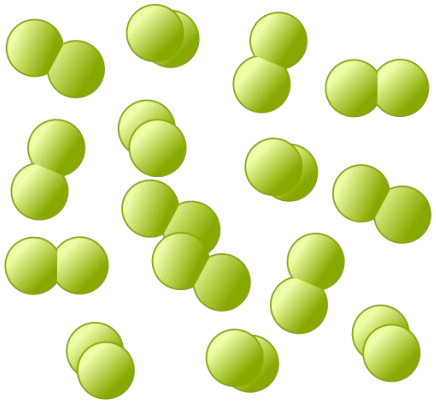
Eigenschaften

- ***Aggregatzustand***
- ***Farbe***
- ***Geruch***
- ***Giftigkeit***
- ***Schmelz- und Siedetemperatur***
- ***Löslichkeit***
- ***Reaktionsfreudigkeit***

Bau der Halogene

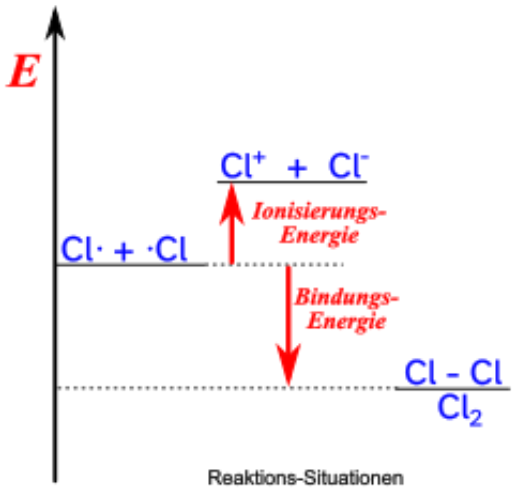


Halogene sind aus Molekülen aufgebaut. Immer zwei Atome bilden ein Molekül.
Betrachtet man die Elektronen-Schreibweise, dann wird die Bildung eines Molekül's schnell klar.
Betrachten wir zuerst das besonders wichtige Chlor.
Jedes Chlor-Atom verfügt über 7 eigene Außen-Elektronen. Ein Elektron ist dabei ungepaart. Zum Erreichen einer vollen äußeren Schale benötigt jedes Chlor-Atom ein weiteres Elektron.
Wenn kein Reaktions-Partner vorhanden ist, der diese Elektronen liefern könnte, dann begnügen sich die Atome mit dem ungepaarten Außen-Elektron eines anderen Chlor-Atom's. Das so neu gebildete Elektronen-Paar verbindet die beiden Chlor-Atome. Jedes kann Atom kann nun – zumindestens zeitweilig – auf eine volle Schalen-Situation zurückgreifen.
Chemiker nennen diese Art der Bindung Atom-Bindung. Zwischen den beteiligten Atomen (Bindungs-Partnern) liegt ein gemeinsam genutztes Elektronen-Paar vor. Die Differenz der Elektronegativität zwischen den Bindungs-Partnern ist bei einer Atom-Bindung gleich Null.
Natürlich ist dies noch nicht der bestmögliche Energie-Zustand. Deshalb ist Chlor auch als Molekül immer noch sehr reaktiv und sucht die Elektronen geeigneter Reaktions-Partner, wie z.B. von Natrium oder Magnesium.
Das Energie-Niveau-Schema (Energieniveau-Diagramm) zeigt für verschiedene Reaktions-Situationen die energetischen Zustände an.
(Moleküle sind für Chlor der energetisch stabilste Zustand. Er beinhaltet die gerinste Energie. Einzelne Chlor-Atome besitzen ungepaarte Elektronen, die wir als Punkte schreiben.
Nimmt ein Chlor-Atom ein Elektron auf – und wird so zum Anion, dann muss ein anderes ein Elektron abgegeben. Beide Ionisierungs-Vorgänge benötigen Energie.)



frei bewegliche Chlor-Moleküle im Chlor-Gas

Die Moleküle sind weder im Inneren, noch nach außen, polarisiert. Sie gelten als ausgesprochen neutral. Unter anderem deshalb lösen sich die Halogene auch recht gut in unpolaren Lösungs-Mitteln, wie z.B. Benzin. In polaren Lösungsmitteln – wie z.B. Wasser – lösen sie sich dagegen nur begrenzt oder gar nicht.



Energie-Niveau-Schema

Definition(en): Atom-Bindung
Eine Atom-Bindung ist eine chemische Bindungs-Art, die auf der Bildung und Nutzung gemeinsamer Elektronen-Paare beruht.

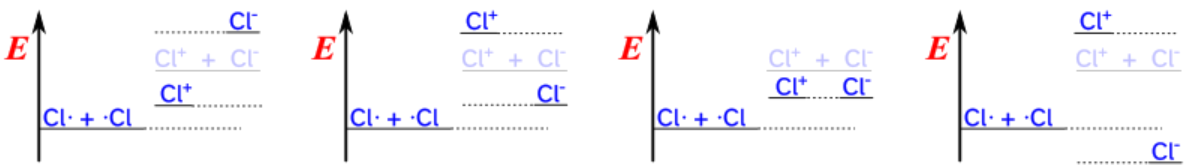
Definition(en): Molekül-Substanz / molekulare Verbindung
Molekül-Substanzen sind Stoffe, die aus Molekülen aufgebaut sind.
In Molekül-Substanzen sind Moleküle die kleinsten Bau-Einheiten.

Aufgaben:

1.

für die gehobene Anspruchsebene:

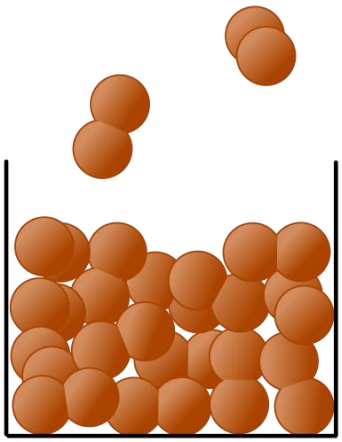
x. Im Kurs wird diskutiert, wie wohl die getrennte Energie-Situation für die beiden Chlor-Ionen (Chlor – und Chlorid-Ion) im Energie-Niveau-Schemata aussehen würde. Dabei wurden die folgenden Diagramme vorgeschlagen. Diskutieren Sie die verschiedenen Versionen!



Variante 1 **Variante 2** **Variante 3** **Variante 4**

 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Brom:
Brom ist bei Zimmer-Temperatur eines der zwei flüssigen Elemente. Im flüssigen Brom liegen die Moleküle in freibeweglicher, aber relativ dichter Form vor. Die Anziehungs-Kräfte zwischen den Molekülen sind relativ stark. Brom-Moleküle sind auch relativ schwer. Es bedarf einer geringen Energie-Zufuhr, damit die Brom-Moleküle die Flüssigkeit verlassen und in den gasförmigen Zustand übergehen können. Schon bei Zimmer-Temperatur bilden sich giftige und ätzende Brom-Dämpfe.

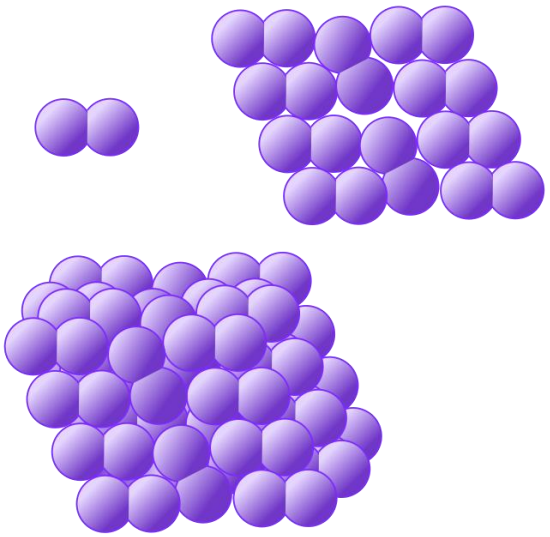


frei bewegliche – z.T. flüchtige – Brom-Moleküle im flüssigen Brom

Aufgaben:

1. ***Stellen Sie die LEWIS-Formel für ein Brom-Molekül auf!***
2. ***Beschreiben Sie die Bindung zwischen den Atomen in einem Brom-Molekül!***

Iod:
Iod und Astat sind feste Hallogene. Vom Astat –einem der seltensten Elemente – ist allerdings wenig bekannt.
Die Iod-Moleküle liegen sehr geordnet in einer kristallinen Struktur vor. Mehrere Iod-Moleküle bilden dabei Schichten, die in sich aus jeweils leicht gegeneinander versetzten und z.T. gedrehten Iod-Molekülen bestehen.
Wegen dieser Zusammensetzung sprechen wir von einem Molekül-Kristall. Die einzelnen Iod-Moelküle bilden die Gitter-Punkte der Kristall-Struktur.
Die Anziehungs-Kräfte zwischen den Molekülen sind recht stark.



Iod-Molekül (oben links), Schicht aus einem Iod-Kristall (oben rechts) und Iod-Kristall (unten) mit versetzten Schichten

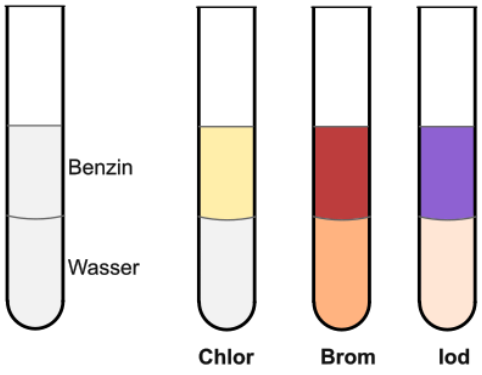
(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Eigenschaften der Halogene

Die Gruppe der Halogene ist die einzige Gruppe im PSE, in der sich alle drei Aggregatzustände beobachten lassen. Die leichteren Vertreter Fluor und Chlor sind gasförmig. Brom folgt dann und gehört zu den den wenigen flüssigen Elementen. Die großen, schweren Elemente Iod und Astat sind bei Zimmer-Temperatur fest.
Betrachtet man die Schmelz- und Siede-Temperaturen genauer, dann können wir innerhalb der Gruppe eine deutliche Zunahme beobachten.
Fluor, Chlor und Brom sind ausgesprochen giftig. Die Giftigkeit nimmt innerhalb der Gruppe ab. Iod wird nicht mehr als Gift eingestuft, gilt aber als Gesundheits-gefährdend.
Bei Fluor, Chlor und Brom kommt noch hinzu, dass sie ätzend sind. Auch hier nimmt die Stärke von Fluor zu Brom ab. Vor allem bei feuchten Schleimhäuten hinterlassen die Halogene eine ätzende und stark reizende Wirkung.
Der Geruch der Halogene ist beizend und charakteristisch. Eingeatmete Gase der Halogenen wirken stark reizend auf die Atmungs-organe. Sie hinterlassen schon in kleinen Mengen einen unangenehmen Geschmack.
Fluor reagiert mit Wasser sehr stark unter Bildung von Flusssäure (Fluorwasserstoff) und Wasserstoffperoxid:

$$F_2 + 2\,H_2O \longrightarrow \underset{\substack{\text{Flusssäure}\\ \text{Fluorwasserstoff}}}{2\,HF} + H_2O_2$$

Die restlichen Halogene lösen sich in Wasser mit abnehmender Menge. Dabei handelt es sich eher um einen Misch-Vorgang, als um einen echten Löse-Prozess. Für Iod ist die Löslichkeit dann auch sehr gering.
Die Lösungen werden Chlor-Wasser, Brom-Wasser und Iod-Wasser genannt. Man drückt diese sehr spezielle Lösungs-Situation mit den Formeln $Cl_2{*}H_2O$, $Br_2{*}H_2O$ und $I_2{*}H_2O$ aus.
Obwohl die Lösungen leicht sauer reagieren, stellen sie nicht die typischen Säuren der Halogene dar. Mehr dazu später bei den Säuren (→ 7. Säuren / saure Lösungen).
Auch in anderen polaren Lösungsmitteln lösen sich die Halogene nur gering. In vielen Fällen sind charakteristische Farben zu beobachten.
In unpolaren (meist organischen) Lösungsmittel – wie Benzin, Tetra(chlorkohlenstoff), Ether – lösen sich Halogene besser. Die Farbe in der Lösung gleicht stark der Farbe des Element's.



Lösungs-Verhalten von einigen Halogenen
in einem Zwei-Phasen-System
aus Benzin und Wasser

Aufgaben:

1. *Stellen Sie in vier passenden Diagrammen die Abhängigkeit der Schmelz- und Siede-Temperaturen von der Molekül-Masse und vom Atom-Radius dar!*
2. *Interpretieren Sie die Diagramme!*

 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Die ungewöhnlich hohe Siede-Temperatur von Fluorwasserstoff erklärt sich durch – gemeinsam benutzte – Wasserstoff-Atome zwischen den HF-Molekülen.
Man nennt diese Anziehungskraft (Bindung) Wasserstoff-Brücken-Bindung (WBB).

Name	Formel	T_{KP} [°C]	Löslichkeit in H_2O
Fluorwasserstoff	HF	19,5	
Chlorwasserstoff	HCl	-85	
Bromwasserstoff	HBr	-67	
Iodwasserstoff	HI	35	

Reaktionen der Halogene

Reaktionen mit Sauerstoff

Direkte Oxidationen mit Sauerstoff finden praktisch nicht statt, da sowohl Sauerstoff als auch die Halogene Elektronen benötigen, um die äußere Schale voll zu besetzen.
Chlor reagiert aber mit Ozon (O_3) oder anderen Sauerstoff-haltigen Stoffen zu Chloroxiden. Diese sind durchgehenden unbeständig, sehr reaktionsfreudig und neigen zum explosiven Zerfall.
In Wasser lösen sich die Oxide der Halogene gut bis mittelmäßig. Dabei bilden sich Sauerstoff-haltige Säuren (→ 7. Säuren / saure Lösungen).
In der Schulchemie spielen die Chloroxide und die Sauerstoff-Säuren der Halogene eine untergeordnete Rolle.

Reaktionen mit Wasserstoff:

Chlor und Wasserstoff bilden ein explosives Gas-Gemisch. Bei Zündung kommt es zu einer Ketten-Reaktion:

Es beginnt mit der Zerteilung eines Chlor-Molekül's durch einen Zündfunken oder durch hoch-energetische Strahlung:

Reaktions-Start / Ketten-Start:

$$Cl_2 \longrightarrow 2\ Cl\bullet$$

Chlor-Radikal

Mit den Radikalen laufen nun mehrere mögliche Reaktionen ab, die immer wieder Radikale bilden. Diese setzen die Reaktion jeweils immer weiter fort:

Reaktions-Verlauf / Ketten-Fortsetzung:

$$Cl\bullet + H_2 \longrightarrow HCl + H\bullet$$
$$H\bullet + Cl_2 \longrightarrow HCl + Cl\bullet$$

Es entsteht eine Kette von Reaktionen.

Treffen zwei Radikale aufeinander, dann kommt es zu Abbruch der Reaktion:

Reaktions-Abbruch / Ketten-Abbruch:

$H\bullet + \bullet Cl \longrightarrow HCl$
$H\bullet + \bullet H \longrightarrow H_2$
$Cl\bullet + \bullet Cl \longrightarrow Cl_2$

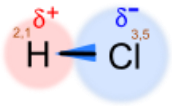
Vereinfacht können wir schreiben:

$Cl_2 + H_2 \longrightarrow 2\,HCl$;

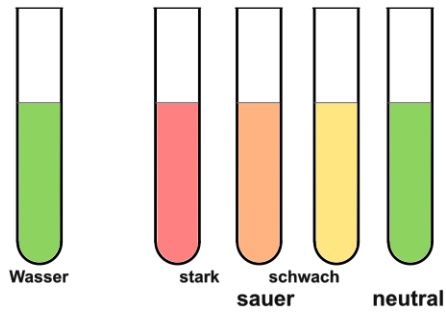
Prinzipiell kommt es bei allen Halogenen zu einer Reaktion mit Wasserstoff:

$X_2 + H_2 \longrightarrow 2\,HX$;

Die Halogenwasserstoff-Verbindungen lassen sich allesamt gut bis sehr gut in Wasser lösen. Sie sind Molekül-Verbindungen. Von den bisher besprochenen Molekül-Verbindungen ist uns eigentlich eher ein schlechtes Wasser-Lösungs-Vermögen bekannt.
Anders aber, als bei den elementaren Ausgangsstoffen (H_2 und z.B. Cl_2) finden wir zwischen den Atomen im Molekül nun eine polare Atom-Bindung. Die Halogen-Atome ziehen die Bindungs-Elektronen stärker zu sich heran. Wir sagen es ist elektronegativer.



Für eine echte Ionen-Bildung reichen die Anziehungs-Kräfte aber nicht.
Als Maß für die Fähigkeit eines Elementes, die Bindungs-Elektronen zu sich zu ziehen, wird Elektronegativität genannt. Die Elektronegativität ist ein relatives Maß und meist im Periodensystem verzeichnet. Mit 4,0 bei Fluor ist die Elektronegativität am Größten und mit 0,7 bei Cäsium und Franzium (→ I. Hauptgruppe) am Kleinsten.
Die Lösungen von Halogenwasserstoffen sind sehr aggressiv (ätzend) und schmecken noch in starker Verdünnung sauer. Alle Halogenwasserstoff-Verbindungen bilden somit mit Wasser (Sauerstoff-freie) Säuren. Der saure Charakter der Lösungen lässt sich über Säure-Base-Indikatoren – wie z.B. Unitest – identifizieren. Unitest (Universal-Indikator) bildet eine gelbe, orange bis rote Farbe. (Genaueres dazu bei den Säuren (→ 7. Säuren / saure Lösungen).



Verfärbung von Unitest-Indikator
in Richtung Gelb/Orange/Rot
bei Anwesenheit von Wasserstoff-Ionen

Halogen + Wasserstoff ⟶ Halogenwasserstoff

"böse" Frage zwischendurch:
Welche Molekül-Substanz ist uns schon als ausgesprochen gut "Wasser-löslich" untergekommen (in Klasse 8)? Warum hat diese Substanz so ein besonderes Lösungs-Verhalten?

Lehrer-Versuch: Herstellung von Chlorwasserstoff-Gas



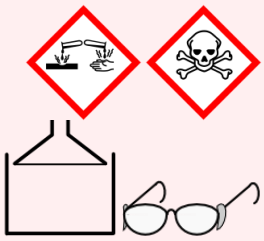
Durchführung:

- *in einem geschlossenem Gas-Entwickler mit Druckausgleich wird festes Natriumchlorid mit konzentrierter Schwefelsäure zur Reaktion gebracht*
- *das gebildete Gas wird trocken in einem stehenden Stand-Zylinder od.ä. aufgefangen*
- *den Stand-Zylinder dann mit Uhr-Gläschen abdecken*

Entsorgung:

- *überschüssiges Gas kann in Wasser eingeleitet werden und die Lösung mit viel Wasser in den Ausguß gegeben werden*

Lehrer-Versuch: Springbrunnen-Versuch mit Chlorwasserstoff-Gas



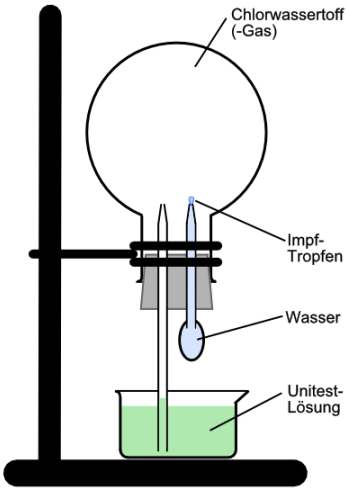
Durchführung:

- *Chlorwasserstoff-Gas in einen Rund-Kolben (ev. auch mit Standfläche) entwickeln lassen (s. Exp. zur Herstellung)*
- *einen doppelt durchbohrten Stopfen mit einem Glas-Rohr (möglichst mit dünner Spitze) und einer fast vollständig mit Wasser gefüllten Pipette versehen (Pipette muss nach außen trocken sein!)*
- *Kolben mit dem Stopfen verschließen und umgedreht in den Ständer einspannen*
- *Glas-Rohr in eine mit Unitest angefärbte Wasser-Schale tauchen*
- *vorsichtig einen (!) Tropfen Wasser aus der Pipette in den Rund-Kolben drücken*

Entsorgung:

- *die Lösung mit viel Wasser in den Ausguß geben*

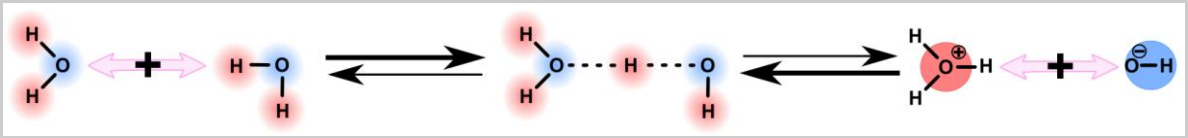
Am Ende des Springbrunnen-Versuches befindet sich rot verfärbte Unitest-Lösung im Rund-Kolben.
Der einzelne Wasser-Tropfen löst soviel Chlorwasserstoff, dass im Kolben ein Unterdruck entsteht. Dieser saugt nun die grünliche Unitest-Lösung aus der Glas-Schale an. Es entsteht ein kleiner Springbrunnen. Das nachgeförderte Wasser verstärkt den Lösungs-Effekt. Am Ende ist alles Chlorwasserstoff-Gas im Unitest-gefärbten Wasser gelöst.
Dass hier eine Säure gebildet wurde, sehen wir an der Farb-Veränderung des Indikator's nach rot.
(Mehr dazu bei den Säuren (→ 7. Säuren / saure Lösungen).)



 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Exkurs: Wasserstoff-Brücken-Bindung bei Fluorwasserstoff

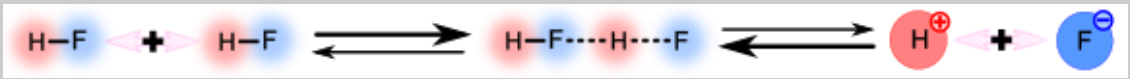
Die Wasserstoff-Brücken-Bindung (WBB) kennen wir vom Wasser. Hier sorgt sie für diverse Abweichungen bei Eigenschaften, zumindestens, wenn man vergleichbare Stoffe betrachtet. Sehr markant ist die Dichte-Anomalie.
Das Sauerstoff-Atom hat die höhere Elektronegativität. D.h. es zieht die Bindungs-Elelektronen stärker zu sich heran. Dadurch bildet sich am Sauerstoff-Atom eine teilweise negative Ladung (Partial-Ladung). Die Wasserstoff-Atome sind entsprechend teilweise positiv geladen. Die Teil-Ladungen ziehen sich an, wodurch sich die Moleküle weiter annähern. Irgendwann in dieser Annäherung wird das zwischen zwei Sauerstoff befindliche Wasserstoff-Atom von beiden Sauerstoff-Atomen gleichermaßen angezogen. Dieser Zustand wird Wasserstoff-Brücken-Bindung genannt. Es ist die bevorzugte Situation im Wasser. Die Wasser-Moleküle bilden dadurch zusammenhängende Gebilde, die Cluster genannt werden.
Wird das eine Wasserstoff-Atom aber noch stärker von dem fremden Sauerstoff angezogen, dann kann es sein, dass dieses den Wasserstoff übernimmt. Die Bindungs-Elektronen verbleiben aber beim ursprünglichen Wasser-Molekül. Es entsteht ein negativ geladenes Hydroxid-Ion. Der Komplex mit dem zusätzlichen Wasserstoff wird – wegen des fehlenden Elektron's – nun ein positiv geladenes Ion. Dieses wird Hydronium-Ion genannt.



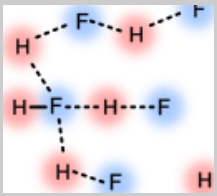
Interaktion zwischen 2 Wasser-Molekülen | Wasserstoff-Brücken-Bindung | aus den Wasser-Molekülen gebilde Hydronium- und Hydroxid-Ionen

Die Wasserstoff-Brücken-Bindungen im Wasser sind dafür verantwortlich, dass Wasser bei den üblichen Temperaturen flüssig ist.

Beim Fluor-Wasserstoff bilden sich in der gleichen Art auch Wasserstoff-Brücken-Bindungen. Diese sind häufiger, als freie Moleküle oder Ionen.



Das Fluor geht mit mehreren anderen Molekülen diese Bindung ein. Es entstehen ausgeprägte Cluster. Deren Auflösung benötigt eine höhrere Energie. Deshalb siedet Fluorwasserstoff erst bei Zimmer-Temperatur.



(c,p) 2015-2026 lsp: dre

DE: Reaktion mit Alkali- und Erdalkalimetallen

- ***Reaktionsgleichungen formulieren***

Reaktionen mit Metall(en):

Die besonders heftige Reaktion von Natrium mit Chlor haben wir schon bei den Elementen der I. Hauptgruppe erwähnt:

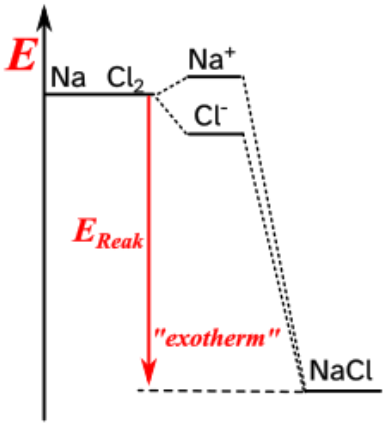
$$2\ Na + Cl_2 \longrightarrow 2\ NaCl$$

Das Natrium-Atom ist bereit, sein einzelnen Außen-Elektron an einen geeigneten Partner abzugeben:

$$Na \longrightarrow Na^+ + e^-$$ *Elektronen-Abgabe*

Der Partner ist hier das Chlor, das zur Auffüllung seiner äußeren Schale unbedingt noch ein Elektron benötigt:

$$Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$$ *Elektronen-Aufnahme*



Energieniveau- Schema zur Verbrennung von Natrium in Chlor

In sogenannten Energieniveau-Diagrammen bzw. -Schema werden die energetischen Situationen während einer Reaktion dargestellt.
Die Ausgangsstoffe Natrium und Chlor haben vor der Reaktion ein bestimmtes Energie-Niveau. Die Bildung des Natrium-Ion's benötigt eine gewisse Energie – ganz freiwillig trennt sich das Natrium-Atom nicht von seinem Außen-Elektron. Dazu erwärmen wir das Natrium vor dem Eintauchen in das Chlor. Die Energie für die Elektronen-Abgabe beim Natrium kommt aber vom Chlor. Dessen Ionen-Bildung bringt einen deutlichen energetischen Vorteil (niederes Energie-Niveau) mit sich.
Die frei-werdende Energie wird für die Ionen-Bildung des Natrium's genutzt.
Der eigentliche exotherme Energie-Verlauf mit starker Wärme- und Lichtenergie-Freisetzung kommt allerding erst durch Vereinigung von Natrium- und Chlorid-Ionen zu einem Kristall zustande.
Für die Elemente der I. Hauptgruppe können wir die folgende allgemeine Formel aufstellen:

$$2\ \overset{I}{M} + X_2 \longrightarrow 2\ MX \quad ; \quad \text{exotherm}$$

Es werden 2 mol Metall (M) benötigt, weil das Element Chlor eben molekular vorkommt. Dadurch haben wir minimal 2 mol Chlor-Atome verfügbar, die von dem Metall abgedeckt werden.
Verwenden wir ein Metall der II. Hauptgruppe, dann bildet dieses zweifach positiv geladene Ionen. Betrachten wir z.B. das Calcium:

$$Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2\ e^-$$ *Elektronen-Abgabe*

Für die Ionen-Bildung beim Chlor gilt obige Gleichung. Es werden nun aber 2 dieser Abläufe bebraucht, um genug negative Ionen zu erhalten. Nur zwei einfach negativ geladene Chlorid-Ionen decken die zwei potiven Ladungen am Calcium-Ion ab.



Baustein-Modell für die Reaktion von Calcium-Ionen (gelb) mit zwei Chlorid-Ionen (blau)

Somit ergibt sich für die Bildung von Halogeniden aus Metallen der II. Hauptgruppe die allgemeine Gleichung:

$$\overset{II}{M} + X_2 \longrightarrow MX_2 \quad ; \quad \text{exotherm}$$

$$2\,\overset{III}{M} + 3\,X_2 \longrightarrow 2\,MX_3 \quad ; \quad \text{exotherm}$$

Die gebildeten Stoffe sind allesamt Salze. Deren Namen enden auf der Bezeichnung des Halogen-Ion's.
Allgemein nennt man die Salze der Halogene **Halogenide**.

Element / Halogen	Formel des Ion's	Name des Ion's
Fluor	$\mathbf{F^-}$	Fluorid-Ion
Chlor	$\mathbf{Cl^-}$	Chlorid-Ion
Brom	$\mathbf{Br^-}$	Bromid-Ion
Iod	$\mathbf{I^-}$	Iodid-Ion

Vor allem die unedlen Metalle reagieren mit den Halogenen. Während bei den Metallen die Reaktivität innerhalb der Gruppe (des PSE) zunimmt, nimmt sie bei den Halogenen immer ab.

unedles Metall + Halogen ⟶ Salz (Halogenid)

Aufgaben:

1. *Erstellen Sie eine graphische Darstellung des Chlor-Atoms nach dem BOHRschen Modell!*
2. *Stellen Sie die Reaktions-Gleichung und die LEWIS-Formeln für die Oxidation von Chlor auf! Chlor soll im Oxid die Wertigkeit I besitzen.*
3.

für die gehobene Anspruchsebene:

4. *Stellen Sie die Formeln und die LEWIS-Formeln aller Chlor-Oxide (Wertigkeiten von I bis VII) auf!*
5. *Chlor-Oxide kommen in zwei typischen Formel-Schemata vor. Entweder ClO_x mit $x = 1 \ldots 4$ und Cl_2O_y mit $y = 1 \ldots 7$. Bestimmen Sie in allen möglichen Formeln die Wertigkeit des Chlor's! Welche der möglichen Formeln werden aber in der Natur nicht realisiert? Warum ist dies so?*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Metallhalogenide als Ionensubstanzen
Bau

- ***Ionenbindung***
- ***Salzbegriff***

Ionenbindung, Halogenide als Salze

Wir haben bei Natrium kennen gelernt, dass die Atome bestebt sind das einzelne Außen-Elektron loszuwerden. Mit Chlor habt das Natrium genau so einen Partner, der dringend ein Elektron braucht, um seine Außenschale zu vervollständigen. Sowohl Natrium, als auch Chlor bilden innerhalb der Reaktion Ionen:

$Na \longrightarrow \underset{\text{Natrium-Ion}}{Na^+} + e^-$ Elektronen-Abgabe

$Cl + e^- \longrightarrow \underset{\text{Chlorid-Ion}}{Cl^-}$ Elektronen-Aufnahme

Beide Ionen ziehen sich aufgrund der entgegengesezten Ladungen sehr stark an. Es entsteht eine feste Bindung zwischen beiden. Diese Bindung nennen wir Ionen-Bindung. Sie stellt in der Chemie die stärkste Bindungs-Art dar.
Ein Natrium-Ion steht aber nicht nur mit einem Chlorid-Ion in Beziehung, sondern es wird von insgesamt sechs Chlorid-Ionen umlagert. Zu der Umlagerung kommt es, weil die positive Ladung des Natrium-Ion's in alle Richtungen gleichartig wirkt. Für mehr als sechs Chlorid-Ionen ist aber in der unmittelbaren Umgebung des Natrium-Ion's kein Platz. Das Gleiche passiert für die Chorid-Ionen. Sie werden jeweils von sechs Natrium-Ionen umgeben.
Insgesamt entsteht ein regelmäßiges Muster, was wir Kristall nennen. Die Ionen-Kristalle sind eine typische Bau-Form der Ionen-Substanzen. Darunter verstehen wir die Stoffe, die aus Ionen aufgebaut sind. Die Metallhalogenide gehören zu den Ionen-Substanzen.
Für Ionen-Substanzen ist eine Differenz der Elektronegativität über 1,7 charakteristisch.

Beispiel: Natriumchlorid

EN: 0,9 3,0 ➔ Differenz:2,1 ➔ Ionen-Substanz
NaCl

Definition(en): Ionen-Bindung / ionische Bindung
Eine Ionen-Bindung ist der innere Zusammenhalt von Teilchen / Molekülen / Bau-Einheiten, die auf den starken Anziehungs-Kräften zwischen Ionen basieren.
Eine Bindung innerhalb eines Stoffes, die durch die starken Anziehungskräfte von geladenen Teilchen aufrecht erhalten wird, heißt Ionen-Bindung.

Aufgaben:

1. ***Bestimmen Sie die Differenz für die Elektronegativität innerhalb von Natriumbromid und Kaliumfluorid!***
2. ***Prüfen Sie. ob auch Natriumiodid und Kaliumbromid Ionen-Substanzen sind!***

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Definition(en): Ionen-Substanz / Ionen-Verbindung
Eine Ionen-Substanz / Ionen-Verbindung ist ein Stoff, der aus Ionen aufgebaut ist.
Eine Ionen-Substanz / Ionen-Verbindung ist ein Stoff, der in einem ausgeglichenem Verhältnis Kationen und Anionen enthält und sehr regelmäßig (→ Ionen-Kristall) aufgebaut ist.

Definition(en): Salz
Salze sind chemische Verbindungen, die eine kristalline Struktur aus geladenen Teilchen (Ionen) besitzen.
Salze sind Stoffe, die in einer sehr regelmäßigen Anordnung aus Kationen und Anionen aufgebaut sind.

Aufgaben:

1. ***Erklären Sie, warum Ionen-Substanzen im Allgemeinen sehr hohe Schmelz- und Siede-Temperaturen haben!***
2. ***Prüfen Sie für die folgenden Stoffe, ob es sich jeweils um eine Ionen-Substanz handelt! Begründen Sie immer Ihre Entscheidung!***

a)	KBr	b)	NaF	c)	KI
d)	Wasser	e)	Sauerstoff	f)	CO_2
g)	Ammoniak	h)	CH_4	i)	Chlorwasserstoff

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

verschiedene Stoff-Proben von Halogeniden

Aluminiumchlorid	**Bariumchlorid**	**Zinkchlorid**

Natriumchlorid	**Natriumbromid**	**Natriumiodid**

Kaliumchlorid	**Kaliumbromid**	**Kaliumiodid**

Magnesiumchlorid	**Magnesiumbromid**	**Magnesiumiodid**

Kupfer(II)-chlorid	**Eisen(III)-chlorid**	**Mangan(II)-chlorid**

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Materialien zur Vorbereitung (z.B. für flipped classroom)	
	[] ⌛ 3 min *
	Natrium reagiert mit Chlor – Experiment für den Unterricht Chemie
	[Nat|Lab für Kinder] ⌛ **min** ****
	https://www.youtube.com/watch?v=Cbi680W0pcY
	Aluminium reagiert mit Brom
	[Didaktische Medien Hannover] ⌛ **2 min** ****
	https://www.youtube.com/watch?v=ocYaC4av4tk
	Beschreiben Sie den Ablauf der Reaktion!
	[] ⌛ **min** *
	[] ⌛ **min** *

5.2. Fluor

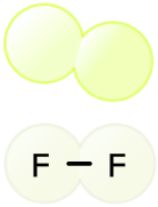
Name stammt vom lat. fluores () ab
1530 von Georgius AGRICOLA beschrieben
vorkommen hauptsächlich als Flußspat (Fluorit; CaF_2) bzw. Fluorapatit ($Ca_5(PO_4)_3F$)
große Bedeutung als Fluss-Mittel bei Salz-Schmelzen, setzt die Schmelz-Temperatur herab

	17, VIIa
2 L	**9** 18,99 4,0 **F** **Fluor** 2, 7 g NMe

Aufgaben:

1. *Welche Informationen über das Element Fluor können Sie aus dem obigen Ausschnitt eines Periodensystem's entnehmen? (die letzten 2 Zeilen im Kästchen sind optional und nicht in allen PSE-Versionen angezeigt)*
2. *Bereiten Sie aus den verfügbaren Informationen zu Fluor einen Kurzvortrag (Länge 5 min) zum Element / Stoff vor! (zugelassen ist ein kleiner Spickzettel)*

Bau:
als zwei-atomiges Molekül mit einer Atom-Bindung



Eigenschaften:
riecht schon in kleinen Mengen durchdringend stechend
gasförmig, farblos, erst bei starker Komprimierung blaß gelblich
stark giftig und ätzend
auch viele der Salze, die Fluor enthalten, sind giftig
brandfördernd, brennt selbst nicht

bei Reaktion von Calciumfluorid mit Schwefelsäure entsteht Fluorwasserstoffsäure (Fluss-Säure)

Fluss-Säure (HF) ist so aggressiv, dass es sogar Glas angreift
Lagerung erfolgt z.B. in Eisen-Flaschen bzw. –Tank's; das Eisen überzieht sich mit einer schützenden Fluorid-Schicht (Eisenfluorid), die das darunterliegende Eisen vor weiteren Reaktionen schützt
weiterhin eignet sich Plastik (Polypropylen) als Material für Aufbewahrungs-Gefäße
dieses spezielle Phänomen wird für den Nachweis von Fluorid genutzt
Die große Aggressivität gilt auch für festes Fluor bei unter – 200 °C. So reagiert das Fluor mit Wasserstoff explosionsartig.

Element mit der höchsten Elektronegativität (Anziehungs-Kraft für Bindungs-Elektronen); entzieht somit allen anderen Atomen ein Elektron, damit seine Achter-Schale voll besetzt ist
reagiert mit allen Elementen (außer He und Ne)
reagiert im Allgemeinen sehr heftig mit den anderen Stoffen
Metalle bilden bei Kontakt mit Fluor häufig eine Passivierungs-Schicht auf dem Metallfluorid

Gewinnung durch Elektrolyse von Fluss-Säure

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Verwendung:
Fluoride – die Salze der Fluss-Säure – werden in der Prophylaxe von Zahnkaries verwendet
auch als Zusatz im Kochsalz und Trinkwasser, das nennt man Fluoridierung
wie erwähnt als Fluss-Mittel in der Schmelzfluss-Elektrolyse und als Zusatz, um Schlacken in der Metall-Herstellung flüssiger zu machen
heute große Bedeutung bei der Aufbreitung und Isotopen-Anreicherung von Uran
Einsatz bei der Oberflächen-Behandlung von Metallen (Passivierung) z.B. in Benzin-Tanks von Autos
Zusatz in Lacken und Klebstoffen, um Oberflächen- und Haft-Eigenschaften zu verbessern

früher in gebundener Form für Treibmittel in Spray-Dosen und für Kühl-Mittel in Kühlschränken benötigt (→ FCKW: **F**luor-**C**hlor-**K**ohlen**w**asserstoffe)
Mittlerweile sind FCKW weitesgehend verboten. Sie zerstörten in den 1980er Jahren ganz massiv die Ozon-Schicht in der oberen Athmosphäre. Besonders die Südhalbkugel und die Antarktis waren stark betroffen. Eigenlich schützt die Ozon-Schicht die Erd-Oberfläche vor der harten UV-Strahlung der Sonne. UV-Strahlung gilt als einer der Faktoren, die Mutationen hervorrufen. Durch die verstärkte UV-Strahlung kam es z.B. in Australien zu einer deutlichen Häufung von Hautkrebs-Erkrankungen.

Nachweis mit der Kriech-Probe

in einem Reagenzglas wid die Probe mit konzentrierter Schwefelsäure versetzt
wenn Fluorid vorhanden ist, dann bilden sich Ätzspuren / Schlieren am Glas
(Schlieren wirken abstoßend auf die Schwefelsäure)

weitere Möglichkeit Wassertropfen-Probe (auch "Blei-Tiegel-Probe" genannt)
chemisch gesehen laufen hierbei einige sehr komplexe und diverse Reaktionen ab

Mit Fluor als Fluor kommen wir im Haushalt in mehreren Formen in Berührung.
in Seefisch, schwarzem Tee, Leber, Fleisch, Getreide und besonders auch in Mineral- und Trink-Wasser enthalten
neben dem Namens-gebenden Bestandteil Iod ist auch Fluor im "Jod-Salz" enthalten
in Form von Salzen

Bestandteil von Zahnpasta und Mundspülungen zur Zahnpflege

Fluorid stabilisiert / verfestigt Zahnschmelz
Einlagerung in kleine Poren im Zahnschmelz (Röhren-förmiges, hexagonales Kristall-Muster)
Verhindert Eindringen von Wasserstoff-Ionen, die den Zahnschmelz angreifen können (→ Säuren)

Substitution (Austausch) der Hydroxid-Ionen durch Fluorid-Ionen
Hydroxylapatit + Fluorid → Fluorapatit + Hydroxid
Ca5[(OH)|(PO4)3] Ca5[F|(PO4)3] + OH-

$Ca_5(PO_4)_3OH$ $Ca_5(PO_4)_3F$

Fluorid-haltige Zahnpasta für Erwachsene sollten nicht dauerhaft für Kinder benutzt werden
Kinder-Zahnpasta hat einen deutlich reduzierten Fluorid-Gehalt

bei Kindern ist die Spannbreite der Verträglichkeit (Toleranz) kleiner, als bei Erwachsenen
Kinder, wie Erwachsene, sollten Fluor-haltige Zahnpasta deshalb auch nicht herunterschlucken

Fluoride stabilisieren – neben anderen Stoffen – auch Knochen-Strukturen

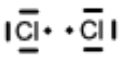
5.3. Chlor

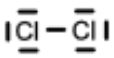
17, VIIa
17 35,45
3 3,0 **Cl**
M
Chlor
2, 8, 7
g NMe

Chlor kommt in der Natur nicht elementar vor

erstmals von Carl W. SCHEELE im Jahr 1774 hergestellt
dieser erkannte aber dieses Gas nicht als Element
erst Humphry DAVY (1808) erkannt den elementaren Charakter und nannte das Gas Chlor
abgeleitet vom griech. *chloros* = *hellgrün, frisch*
auf der Erde z.B. als Natriumchlorid (Kochsalz) im Meerwasser oder als Steinsalz


Außen-Elektronen im Chlor-Atom


zwei Chlor-Atome mit ungepaarten Elektronen


Atom-Bindung zwischen zwei Chlor-Atomen


Chlor-Molekül

löst sich mäßig in Wasser → Chlor-Wasser
gut löslich in verschiedenen (eher unpolaren, Elektronen-reichen) Lösungsmitteln. Dazu gehören Benzen (Benzol), Dischwefeldichlorid, Chloroform und Essigsäure (Essig).

nicht brennbar

gehört zu den reaktivsten Elementen
reagiert praktisch mit allen Elementen
nur mit Sauerstoff, Stickstoff und den Edelgasen reagiert es nicht direkt
Für die Reaktionen mit einigen Edel-Metallen reichen meist aber erhöhte Temperaturen oder Spuren von Wasser aus, um die Reaktion ablaufen zu lassen.
bei vielen Reaktion – z.B. mit Wasserstoff, Kohlenwasserstoffen und Ammoniak – besteht Explosionsgefahr

Darstellung (Labor):
Kaliumpermanganat mit konz. Salzsäure

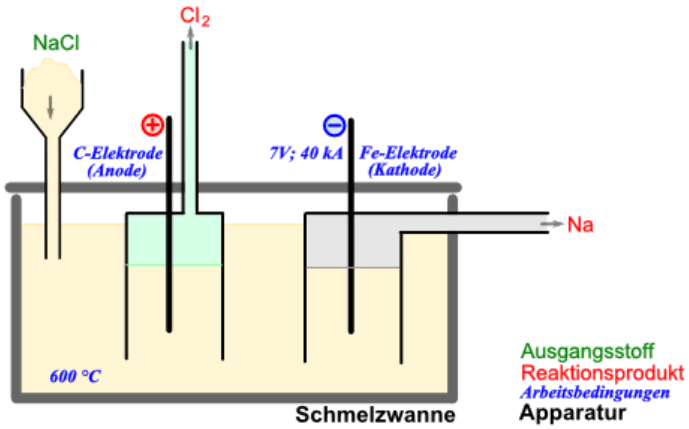
$$\underset{\text{Kaliumper-manganat}}{K_2MnO_4} + \underset{\text{Salz-säure}}{HCl} \longrightarrow \underset{\text{Chlor}}{Cl_2\uparrow} + \underset{\text{Kalium-chlorid}}{KCl} + H_2O$$

Calciumhypochlorit (Chlorkalk) mit Schwefelsäure oder halbkonz. Salzsäure

$$\underset{\text{Calcium-hypochlorit}}{Ca(OCl)_2} + \underset{\text{Schwefel-säure}}{H_2SO_4} \longrightarrow Cl_2\uparrow + \underset{\text{Calcium-sulfat}}{CaSO_4\downarrow} + H_2O$$

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Herstellung (Industrie)



Schmelzfluss-Elektrolyse von Halit (Kochsalz, NaCl)

Elektrolyse von Natriumchlorid-Lösung (Diaphragma- oder Amalgam-Verfahren)

Amalgam-Verfahren:

$$2\ NaCl \longrightarrow 2\ Na + Cl_2 \uparrow$$

Diaphragma-Verfahren:

$$2\ NaCl + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ NaOH + H_2 \uparrow + Cl_2 \uparrow$$

Definition(en): Elektrolyse
Eine Elektrolyse ist die Zersetzung eines Stoffes unter dem Einfluss einer elektrischen Spannung.

Bindung / Unschädlichmachen / Entsorgung von Chlor
mit Natriumthiosulfat (Fixiersalz) als sogenanntes Antichlor

$$\underset{\text{Natrium-thiosulfat}}{Na_2S_2O_3} + 4\ Cl_2 + 5\ H_2O \longrightarrow \underset{\text{Natrium-hydrogensulfat}}{2\ NaHSO_4} + \underset{\text{Salzsäure}}{8\ HCl}$$

Mit Wasserstoff bildet Chlor ein Knallgas. Dieses kann z.B. durch Bestrahlung mit UV-Licht zur Explosion gebracht werden.
Das UV-Licht lässt aus dem Chlor-Molekül zwei Chlor-Radikale entstehen, die mit Wasserstoff reagieren können. Als Folge entstehen neue Radikale, die wiederum weiter reagieren.
Es handelt sich um eine typische Ketten-Reaktion mit drei Abschnitten: Start, Verlauf und Abbruch:

Ketten-Start:

$$Cl_2 \xrightarrow{UV} Cl\bullet + \bullet Cl$$

Ablauf (Kettenreaktion):

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

$H_2 + \bullet Cl \longrightarrow HCl + H\bullet$
$Cl_2 + \bullet H \longrightarrow HCl + Cl\bullet$

Da immer gleich viele Radikale auf der Ausgangsstoff- und Reaktionsprodukte-Seite stehen , entwickelt sich hierdurch keine Explosivität. Die Abbruch-Reaktionen binden sogar mehr Radikale:

Ketten-Abbruch:
$Cl\bullet + \bullet Cl \longrightarrow Cl_2$
$H\bullet + \bullet Cl \longrightarrow HCl$
$H\bullet + \bullet H \longrightarrow H_2$

Die Reaktion wird aber deshalb immer heftiger, weil bei den exothermen Reaktionen sehr viel Energie frei wird, die auch zusätzliche thermische Spaltungen des Chlor-Moleküls ermöglichen. So entstehen immer mehr reaktive Chlor-Radikale, die die Reaktion weiter befeuern.
Wir müssen also feststellen, dass die Knallgas-Probe für Wasserstoff nicht die einzige mögliche Ketten-Reaktion für Wasserstoff ist. Da aber die Chlor-Wasserstoff-Gemische durch den charakteristischen Chlor-Geruch auffallen ist die Gefahr einer Verwechslung eher gering.
Später werden wir auch noch andere Knall-Gase kennen lernen, die dann nichts mit Wasserstoff zu tun haben.

Chlor steht oft als Sinnbild für das schlechte Image der Chemie – ein Stoff der ätzend, unheimlich grünlich, auffällig riechend und sehr giftig ist. Man denke an so manchen Film, in dem die austretende Flüssigkeit oder das Gas eben genau diese Eigenschaften hat, obwohl es etwas ganz anderes sein soll.

Die "Gefährlichkeit" ist praktisch für jeden erfahrbar, wenn er in einem Schwimm-Becken mit gechlortem Wasser badet. Die Augen brennen danach leicht und viele verspüren ein leichtes Jucken auf der Haut. Gründliches Duschen nach dem Baden ist also unbedingt zu empfehlen.
Da man die riesigen Wasser-Mengen der Schwimmbecken nicht ständig erneuern kann, wird mit Chlor eine Desinfektion des Wasser's durchgeführt. Die Bakterien werden durch Chlor abgetötet.
Früher wurde auch Trink-Wasser gechlort. Heute setzt man zur Desinfektion von Trink-Wasser auf Ozon.

Ein besonders dunkles Kapitel in der Chlor-Geschichte ist sein Einsatz als Gift-Gas im I. Weltkrieg. Deutschland setzte bei Ypern 1915 das erste Mal Chlor als Waffe ein. Insgesamt starben im I.Weltkrieg rund 100'000 Soldaten durch die eingesetzten chemischen Kampfmittel. Alle Kriegs-Gegner setzten unterschidliche Gift- und Reiz-Gase ein. Rund 1,2 Millionen Soldaten erlitten schwere Verätzungen, vor allem der Augen und der Lungen.

es gibt sehr viele Belege dafür, dass Chlor bis heute in der Kriegsführung verwendet wird, obwohl dies international geächtet ist
Zuletzt wurde Berichte bekannt, das die syrische Armee 2018 im Bürgerkrieg Chlor gegen die eigene Bevölkerung eingesetzt hat.
der Grund liegt in der relativ einfachen und billigen Herstellung und hohen Giftigkeit

aber in vielen – heute – Lebens-wichtigen Produkten enthalten
Bei den meisten Chlor-Verbindungen im Haushalt handelt es sich um organische Stoffe, die sonst im Wesentlichen aus Cohlenstoff- und Wasserstoff-Atomen aufgebaut sind. Dazu später mehr in der organischen Chemie (→ 🕮 **Organische Chemie**).
Die bedeutenste Chlor-Verbindung ist sicher das Kochsalz (Natriumchlorid, NaCl). Dieses stellen wir später ebenfalls noch sehr ausführlich vor (→ 9.x. Natriumchlorid (Kochsalz)).
Interessant ist, dass Natrium im Chlor-Gas brennt:

$2\ Na + Cl_2 \longrightarrow 2\ NaCl$; exotherm

Diese Reaktion ähnelt relativ stark der Oxidation von Natrium:

$$4\ Na + O_2 \longrightarrow 2\ Na_2O \quad ; \text{exotherm}$$

Wie wir später sehen werden, wird die Verbrennung / Reaktion von Natrium in Chlor in der Fach-Chemie auch als Oxidation betrachtet (→).

Chlor lässt sich leicht verflüssigen und wird dann in Kessel-Wagen transportiert

soll aber nicht über die Gefahr hinwegtäuschen – Chlor und viele seiner Verbindungen sind und bleiben gefährliche Stoffe
da ist immer erhöhte Vorsicht angebracht

Verwendung:
für die Herstellung vieler Chemie-Produkte gebraucht – einer der Haupt-Rohstoff der Chemie

besonders präsent im Kunststoff PVC (Polyvinylchlorid), wenn dieses verbrennt entsteht ätzende Salzsäure (Chlorwasserstoff-Säure)

zur Herstellung von Pflanzenschutzmitteln, Herbiziden, Fungiziden und Insektiziden benötigt
einige Chlor-Verbindungen gehören zum "Dreckigen Dutzend" der besonders gefährlichen Chemie-Produkte
Nach Verboten ist die Neuproduktion fast vollständig weggefallen. Die Verbindungen sind aber kaum biologisch abbaubar, so dass sie noch Jahrhunderte in den globalen Stoffkreisläufen zu finden sein werden.
Da viele Fett-löslich sind, reichern sie sich im Fett-Gewebe und innerhalb der Nahrungs-Ketten an. Gipfel-Raubtiere (wie Bären, Menschen, Adler) sind besonders betroffen

Bei der Verbrennung verschiedener Chlor-haltiger Stoffe, so z.B. Plastik-Abfälle aus dem Haushalt, entsteht eine – äußerst gefährliche Substanz – Dioxin, die auch zum dreckigen Dutzend gehört. Besonders viel Dioxin entsteht bei einer Müll-Verbrennung mit nur mittelmäßigen Temperaturen. Nur bei sehr hohen Temperaturen wird das Dioxin selbst verbrannt und so zerstört. Aus Kosten-Gründen wird dies häufig gemieden. Dioxin ist ein extrem starkes Gift. Bei einem großen Chemie-Unfall (Seveso (1976)) wurden große Mengen freigesetzt. Das als Pflanzenschutzmittel produzierte Dioxin belastet noch heute große Landstriche um den Unfallort.

Unfall in Indien

Bleichmittel
für Textilien und Papier, heute vielfach ersetzt durch Ozon (Sauerstoff-Form (→📖 **Chemie++ Kl.7/8**))
Desinfektions-Mittel in Schwimmbädern und Wasser-Aufbereitungsanlagen

Aufgaben:



1. *Auf Behältern mit Chlor müssen sich die nebenstehenden GHS-Gefahren-Symbole befinden. Was besagen diese?*
2. *Was sind eigentlich Pflanzenschutzmittel, Herbizide, Fungizide und Insektizide genau? Klären Sie die Begrifflichkeiten!*
3. *Was hat Mecklenburg-Vorpommern mit dem Seveso-Unfall zu tun? Recherchieren Sie dazu in verschiedenen Quellen!*
4. *Geruchsschwelle für in Wasser gelöstes Chlor liegt bei rund 100 µg/l. Welche Menge Chlor sollte man maximal einsetzen, um ein Schwimmbecken mit den Maßen 50 x 20 x 2 m geruchsfrei zu chloren?*
5. *Die Empfehlung zum Chlor-Wert für Schwimmbecken liegt bei 0,3 bis 0,6 mg/l freiem Chlor. Berechnen Sie die minimale Masse Chlor für ein Schwimmbecken mit den Maßen 50 x 20 x 2 m! Welchem Gas-Volumen entspricht diese Masse?*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

5.4. Brom

17, VIIa
35 79,90
4 2,8 **Br**
N
Brom
2, 8, 8, 7
fl NMe

Der Name Brom kommt vom griechischen bromos für Gestank.
Brom riecht stechend und wirkt beim Einatmen ätzend.

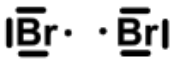
entdeckt wurde Brom von Antoine-J. BALARD (1826)
Justus VON LIEBIG hat es wohl schon zwei Jahre vorher hergestellt, es aber nicht weiter beachtet

Vorkommen:
in der Natur nur gebunden, nicht elementar
Haupt-Quelle sind Natriumbromid und Kaliumbromid aus dem Meerwasser

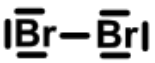
Bau:
zwei-atomige Moleküle mit einfacher Atom-Bindung



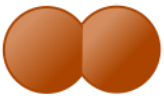
Außen-Elektronen im Brom-Atom



zwei Brom-Atome mit ungepaarten Elektronen



Atom-Bindung zwischen zwei Brom-Atomen



Brom-Molekül

Eigenschaften:
rot-bräunliche, schwer-bewegliche Flüssigkeit
giftig
Chlor-ähnlicher – die Schleimhaut reizender – Geruch
verdampft schon bei Zimmer-Temperatur, bildet dann rot-braune Gas-Schwaden
die Dichte des Gases ist rund dreimal so groß, wie die der Luft
bei Haut-Kontakt stark ätzend; verursacht schwere Haut-Schäden

Herstellung:
Umsetzung von Kaliumbromid mit Chlor

$$2\ KBr + Cl_2 \longrightarrow Br_2\uparrow + 2\ KCl$$

Chlor hat die größere Elektronegativität. Deshalb verdrängt es das elektroschwächere Brom aus seinem Salz. Mit anderen Worten das Chlor ist noch "geiler" auf Elektronen, als Brom. Das Chlor will damit seine äußere Schale vervollständigen. Brom kann diese Elektronen in der Konkurrenz mit Chlor nicht halten und fällt wieder in den Zustand eines Atom's mit 7 Außen-Elektronen zurück. Zwei dieser Brom-Atome kombinieren sich wieder zum Brom-Molekül und nehmen so wieder einen energetisch günstigen Zustand ein.

Im Labor kann Brom aus NaBr hergestellt werden. Dazu wird dieses mit Mangan(IV)-oxid (Braunstein) und Schwefelsäure versetzt

$$2\ NaBr + MnO_2 + 2\ H_2SO_4 \xrightarrow{\Delta} Br_2\uparrow + MnSO_4 + Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Entsorgung / Entgiftung:
mittels 3%iger Natriumthiosulfat-Lösung

$$Br_2 + Na_2S_2O_3 + H_2O \longrightarrow 2\,NaBr + S\downarrow + H_2SO_4$$

Verwendung:
deutlich kleinere Bedeutung als Chlor
Verwendung bei der Produktion von Flammschutzmitteln, Arzneimittel, Pflanzenschutzmitteln und Kältemitteln

Aufgaben:

1. *In einer Doppelkappen-Flasche befinden sich 250 ml Brom. Berechnen Sie die Masse des Broms!*
2. *Ein Mol Brom-Gas hat ein Volumen von ungefähr 22,4 Liter. Berechnen Sie das Gas-Volumen, das aus einer Flasche mit 250 ml Brom gebildet werden kann!*
3. *Der Grenzwert für Brom am Arbeitsplatz (MAK … maximale Arbeitsplatz-Konzentration) beträgt 0,7 mg/m³. Welches Volumen Brom würde ein Labor-Raum mit den Abmessungen 6 x 8 x 3 m verseuchen?*
4. *Welches Volumen Luft würde durch das Brom einer 250 ml-Flasche unbrauchbar machen? Berechnen Sie exakt und wählen Sie eine passende Einheit!*
5. *Brom ist auch Bestandteil von vielen Flamm-Schutzmitteln. Wie funktionieren solche Flamm-Schutzmittel?*

5.5. Iod

17, VIIa

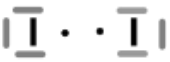
5 O	**53** 126,91 2,5 **Iod** 2, 8, 18, 8, 7 f NMe

Vorkommen:
Meerwasser; Meeres-Algen (Tang); im Chile-Salpeter als Calciumiodat ($Ca(IO_3)_2$)

Eigenschaften:
fest, kristallin, bläulich schwarz glänzend, riecht nur schwach Chlor-artig



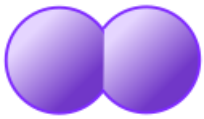
Außen-Elektronen im Iod-Atom



zwei Iod-Atome mit ungepaarten Elektronen



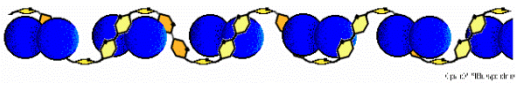
Atom-Bindung zwischen zwei Iod-Atomen



Iod-Molekül

Beim Erhitzen geht Iod direkt vom festen in den gasförmigen Zustand über. Wir sagen – es sublimiert. Die violetten Gas-Schwaden sind giftig und riechen stechend Chlor-artig.

Als "Jod-Tinktur" hat sich die desinfizierende Wirkung des Iod tief in das gesellschaftliche Bewußtsein gebrannt. Selbst andere – Iod-freie – Haut-Desinfektion-Mittel werden heute noch schnell als Iod-Lösung bezeichnet. Iod wurde früher Jod geschrieben. Im Rahmen der Internationalisierung und Standardisierung von Symbolen in der Chemie (IUPAC-Regeln) wurde der Name auf **Iod** geändert.
Früher wurde relativ viel Iod in der Produktion von Film-Material verbraucht. In die Film-Folie wird dabei Silberiodid (AgI) eingearbeitet. Dieses reagiert mit dem Licht unter Bildung von Silber und Iod. Das Silber bleibt auf dem Film-Material zurück und bildet später die schwarzen Flecke.
Iod wird in Form von Iod-Kaliumiodid-Lösung (LUGOLsche Lösung) beim Nachweis von Stärke eingesetzt. Bei Anwesenheit von Stärke bildet sich aus der dunkel- bis hellbraunen Iod-Kaliumiodid-Lösung ein blauer Farb-Komplex. Der Nachweis von Iod mit Stärke ist sehr empfindlich.



Iod-Moleküle (blau) in einem spiraligen Stärke-Molekül (gelb-orange)

Er wird auch umgekehrt als Nachweis für Stärke benutzt (→ 🕮 **Humanbiologie,** 🕮 **Organische Chemie**)
Großen Mengen an Stärke bilden eine schwarze Färbung, die aber bei reichlicher Verdünnung ins Blaue umschlägt. Die Iod-Moleküle lagern sich in die spiraligen Stärke-Moleküle ein.
Stärke-Arten mit weniger ausgeprägten spiraligen Strukturen verfärben die Iod-Kaliumiodid-Lösung violett bis blaß weinrot. Dazu gehören Amylopektin und Glykogen. Glykogen wird abhängig von seinem Vorkommen auch Leber- oder Muskel-Stärke genannt.

Zum Einen ist das meiste Kochsalz (→ Natriumchlorid) mit Fluor-Salzen ergänzt. Die Produkte nennen sich "Jod-Salz" oder "jodiertes Salz". Sie enthalten in geringen Mengen Iod in Form von Iodiden.

Ursprünglich war der Grund für den Iod-Zusatz ein gewisser Mangel in der Iod-Versorgung der Bevölkerung. In der heutigen Ernährung kommt Iod-Mangel praktisch nicht mehr vor.
Eine nicht zu große Überversorgung mit Iod ist für Menschen nicht schädlich.

Im Fall eines radioaktiven Unfall's wird Iod als Medikament gegeben. Dadurch wird die Schilddrüse mit Iod voll versorgt. Das Iod wird für die Herstellung von Wichtigen Hormonen gebraucht. Radioaktives Iod (I-) – welches bei radioaktiven Havarien zusätzlich freigesetzt wird – wird dann nicht mehr vom Menschen aufgenommen und in der Schilddrüse gespeichert.

Aufgaben:

1. ***Erhitzt man eine Iod-Stärke-Lösung, dann verliert sich die blaue Farbe. Auch eine weiterer Zusatz von Iod-Kaliumiodid bringt keine Verfärbung hervor. Lässt man die Lösung allerdings wieder abkühlen, dann tritt das Blau – spätestens nach einer erneuten Zugabe von Iod-Kaliumiodid – wieder hervor. Erkläre dieses Phänomen!***
2. ***Filme mit Silberiodid sind Negativ-Filme. Lässt sich das aus chemischer Sicht erklären? Wenn JA, wie? Wenn NEIN, erkläre, warum der Belichtungs-Vorgang kein chemischer Prozess ist!***
3. ***Recherchieren Sie, welche Hormone in der Schilddrüse unter Nutzung von Iod hergestellt werden und welche Aufgabe sie in unserem Körper haben!***

5.6. Astat

Astat ist ein radioaktives Element und hat kaum eine chemische Bedeutung.
Es wurde erst 1940 entdeckt und ist eines der seltensten – wahrscheinlich sogar das seltenste – natürlich vorkommende – Elemente auf der Erde. Man schätzt, dass es in der Erdkruste nur rund 25 g gibt.

17, VIIa

83	[210]
6 P	2,2 **At**
Astat	
2, 8,18, 18, 8, 7	
f	NMe

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

5.7. Nachweise für Halogenid-Ionen

Nachweise beruhen auf einige wenige prinzipien. Entweder bilden sich mit irgendwelchen Nachweismitteln farbige Verbindungen oder es entstehen schwerlösliche Niederschläge (Ablagerungen). Gelöste Halogen-Ionen werden über die Bildung von speziellen schwerlöslichen Salzen nachgewiesen.

Chlor, Brom und Iod in Verbindungen lassen sich meist recht gut mit Silbernitrat-Lösung nachweisen.
In Verbindungen kommen die genannten Halogene meist als Ionen vor oder zerfallen (dissoziieren) beim Lösen in Wasser zu Ionen. Dazu einige Beispiele:

Lösen von Natriumchlorid (Kochsalz) in Wasser:

$$NaCl \rightleftharpoons Na^+ + \mathbf{Cl^-}$$

Lösen von Magnesiumbromid in Wasser:

$$MgBr_2 \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ \mathbf{Br^-}$$

Lösen von Chlorwasserstoff-Gas in Wasser:

$$HCl \rightleftharpoons H^+ + \mathbf{Cl^-}$$

Lösen von Bromwasserstoff in Wasser:

$$HBr \rightleftharpoons H^+ + \mathbf{Br^-}$$

Die eigentliche Nachweisreaktion findet dann mit einer Silbernitrat-Lösung statt. Diese ist farblos bis leicht gräulich.
Gibt man die Silbernitrat-Lösung zu einer Probe, die Halogenid-Ionen enthält, dann gibt es sofort einen weißen bis gelblichen Niederschlag. An der Farbe lassen sich die unterschiedlichen Ionen erkennen:

$$Na^+ + Cl^- + Ag^+ + NO_3^- \longrightarrow AgCl\downarrow + Na^+ + NO_3^-$$

Da die Natrium-Ionen und die Nitrat-Ionen nicht an der Reaktion teilnehmen, lassen wir sie in vereinfachten Gleichungen einfach weg:

$$Cl^- + Ag^+ \longrightarrow AgCl\downarrow$$

weißer Niederschlag

Für die anderen beiden Halogenide ergibt sich:

$$Br^- + Ag^+ \longrightarrow AgBr\downarrow$$

weiß-gelblicher Niederschlag

$$I^- + Ag^+ \longrightarrow AgI\downarrow$$

hellgelblicher Niederschlag

Die vollständigen Nachweise (Nachweis-Schemata) stellen wir später bei den Salzen (→ 9. Salze) genauer vor (→ 9.x.2. Nachweise für Anionen).
Bei den meisten organischen Chlor-Verbindungen ist Chlor sehr fest gebunden. Sie lösen sich nur selten in Wasser und noch seltener geben sie das Chlor frei. In ihnen lässt sich das Chlor nicht so einfach nachweisen.

Übersicht über die Eigenschaften der Halogene

	Fluor	Chlor	Brom	Iod
Symbol	F	Cl	Br	I
Molekülformel	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
Kernladungszahl	9	17	35	53
Atommasse [u]	18,998	35,453	79,904	126,904
Atomradius [pm]	72	99,4	114,2	133,4
Dichte [g/cm³]	1,51 g/l	2,95 g/l	3,12	4,94
Schmelzpunkt [° C]	-220	-101	-7	114
Siedepunkt [° C]	-188	-35	58	183
MAK-Wert [(mg/m³)/(ml/m³)]	0,2 / 0,1	1,5 / 0,5	0,7 / 0,1	1,0 / 0,1
Giftwirkung	sehr giftig	sehr giftig	giftig	schwach giftig
Farbe des Gases	blaßgelb	gelbgrün	rotbraun	violett
Geruch	sehr scharf	sehr scharf, stechend	scharf	scharf
Löslichkeit in Wasser	reagiert mit Wasser	mäßig	mäßig: 3,55 g/100 g W.	schlecht
Reaktivität				
Vorkommen	nur in Verbindungen			
Verwendung als Element	Uran-Isotopentrennung	Trinkwasser-Desinfektion; Kampfgas 1. Weltkrieg; Reaktionsvermittler;		alkoholische I-Tinktur als Desinfektionsmittel
Verwendung als Verbindung	Verfestigung der Zahnsubstanz; FCKW und H-FKW; Kunststoffe: Teflon, Goretex, CaF_2: Flussmittel-Metallurgie	als Chlorid: Erregungsleitung; Kochsalz, PVC, Streusalz, Ausgangsstoff der Cl-Herstellung	organische Bromverbindungen: Farbstoffe, Kampfstoffe, Sedativa, Fotographie, Flammschutzmittel	Schildrüsenhormone: Kropfbildung; Katalysator und Stabilisator für Farben-, Gummi- und KS-Herstellung
Trivialnamen der Lösungen	- - -	Chlorwasser	Bromwasser	Iodwasser

Q: http://www.hamm-chemie.de/k9/k9ab/eigenschaften_halogene.htm

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

6. weitere Hauptgruppen in der Übersicht

Problem-Fragen für Selbstorganisiertes Lernen
Wie heißen die III. bis VI. Hauptgruppen auch? Welche Regeln / Tendenzen gelten in den Gruppen des PSE? Gibt es Regeln / Tendenzen, die für das gesamte PSE gültig sind? Wenn JA, welche? Wenn NEIN, warum nicht?

Gruppe		**Benennung**		
Ia	**1**	Alkalimetalle		
IIa	**2**	Erdalkalimetalle		
IIIb	**3**	Scandium-Gruppe		
IVb	**4**	Titan-Gruppe		
Vb	**5**	Vanadium-Gruppe		
VIb	**6**	Chrom-Gruppe		
VIIb	**7**	Mangan-Gruppe		
VIIIb	**8**	Eisen-Gruppe	Eisen-Platin-Gruppe	
VIIIb	**9**	Cobalt-Gruppe		
VIIIb	**10**	Nickel-Gruppe		
Ib	**11**	Kupfer-Gruppe		
IIb	**12**	Zink-Gruppe		
IIIa	**13**	Erdmetalle	Bor-Gruppe	
IVa	**14**	Kohlenstoff-Gruppe	Tetrele	
Va	**15**	Pnictogene		
VIa	**16**	Chalkogene	Erzbildner	
VIIa	**17**	Halogene		
VIIIa	**18**	Edelgase		
		Lanthanoide		
		Actinoide		

Aufgaben:

1. ***Suchen Sie sich eine der Gruppen des PSE aus (ohne Gruppe 1, 2 und 17 (Ia, IIa und VIIa))! Erstellen Sie für diese Gruppe ein Steckbrief / Handout über maximal zwei (2) A4-Seiten!***
2.
3.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Überblick

…

?, ??

	OZ	mA
2 L	EN	Sym.
	Name	
	Elektr.-Verteilung	
	Aggr.	Elem.Art
3 M		
4 N		
5 O		
6 P		
7 Q		

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Übersicht über die Elemente der …. Hauptgruppe (……)

Element (Symbol)	Ord.-Zahl	m_A [u]	r_A [pm]	T_F [°C]	T_{KP} [°C]	ρ [g/cm³]	EN		
									
?									

Element	Bau	Eigenschaften	Verwendung
?			

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Element	Formel der H-Verb.	Formel des Oxid's	(?) Formel der Säure	(?) Formel(n) von Salzen / anderen wichtigen Verb.	(?) Formel der Base
?					

Element	Vorkommen	Herstellungs-Verfahren	Bemerkung(en)
?			

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

7. Säuren / saure Lösungen

Problem-Fragen für Selbstorganisiertes Lernen

Was ist eine Säure?
Wie verhalten sich Säuren in Wasser?
Ist das Auflösen von Leichen mit Säuren in den Krimis wirklich möglich?

Woran kann man saure Lösungen (/ Säuren) erkennen?
Was hat die Stoffgruppe der Säuren mit der Geschmacksrichtung "sauer" zu tun?
Wie misst man die Stärke einer Säure? Wie erkennt man eine starke / gefährliche Säure?
Was macht Zitronensäure in Haushaltsreinigern?
Gibt es auch andere Säuren, die als Reiniger eingesetzt werden (können)? Wenn ja, welche?

Ist wirklich Phosphorsäure in der Cola?
Kann mit Cola Fleisch zart machen?

Was ist saurer Regen? Kann mach sich darin verätzen? Wie entsteht saurer Regen?
Saure Böden – Böden mit Säure?
Was ist der pH-Wert? Was sagt er aus?

Welche Gefahren-Symbole kommen bei Säuren besonders häufig vor? Warum?

Dürfen Säuren überhaupt in Lebensmittel?
Säuren in Lebensmitteln – Wofür kann das gut sein?
Wie funktioniert das Schmecken?
Warum schmecken alle Säuren sauer? Müssten die verschiedenen Stoffe nicht auch verschieden schmecken?

Leiten Säuren den elektrischen Strom besser als reines Wasser?
Warum sagt man, dass die Oxide vieler Nichtmetalle einen sauren Charakter haben?

Vorkommen saurer Lösungen im Alltag, Bedeutung und Verwendung

Magensäure, saurer Regen, Fruchtsäuren, Ameisen- und Essigsäure, Autobatterie, Reinigungs- und Würzmittel sind einzubeziehen

Umgang mit Säuren im Haushalt und im Labor

Gefahrgutkennzeichnung der Behälter und transportierenden Fahrzeuge können als Alltagsanwendung herangezogen werden

DE: Feststellen der zerstörerischen Wirkung von konzentrierter Säure auf Holz, Zucker, Papier und Wurst
SE: Zersetzung von Kalk und unedlen Metallen

Erkennung am Geschmack, früher im Mittelalter galt das als übliche Untersuchungsmethode; i.A. bei starker Verdünnung getestet oder aus Mißgeschick, namensgebend
heute wird das Testen des Geschmacks vor allem im Schul-Bereich abgelehnt, da Verdünnungen und Giftigkeit der Chemikalien häufig unsicher ist
älteste bekannte Säure ist die Essigsäure

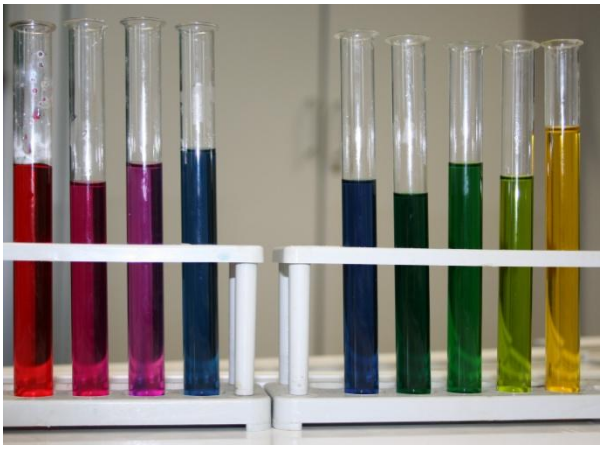
ätzende Wirkung weiteres Säure-Merkmal
mit den pflanzlichen Säuren hatten die Menschen in der Frühzeit und im frühen Mittelalter zuerst bewussten Kontakt

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

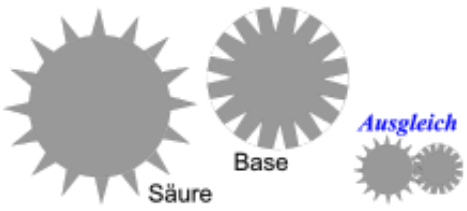
Apfelsäure, Zitronensäure, aber auch die Ameisensäure, die sowohl in Ameisen wie auch in Brennnesseln vorkommt
erst mit Beginn des 14. Jhd. kamen anorganische / mineralische Säuren dazu,

Das chemische Gegenstück zu den Säuren sind die Basen, die wir schon früher (→ 3. Metallhydroxide und alkalische / basische Lösungen)besprochen haben.

später fand man Farbstoffe (zuerst Lackmus), die auf Säuren und Basen unterschiedlich reagierten und somit als Erkennungs- bzw. Anzeige-Substanzen - sogenannte Indikatoren – dienen konnten
roter Lackmus (ein Pflanzen-Auszug) färbte sich mit Basen blau, blauer Lackmus mit Säuren rot (BOYLE (1664))
Veränderungen an Farben waren den Handwerkern im Mittelalter bekannt, Nutzung zur Bleiche, Fixierung von Farbstoffen
Köche kennen die Farbveränderungen von Rot- oder auch Blaukraut (Rotkohl). Je nach Säure-Gehalt färbt sich der Saft zwischen einem rot-violetten bis blauen Farbton.
Unter Labor-Bedingungen, kann man noch mehr Säure oder Base hinzufügen. Dann bilden sich noch extremere Verfärbungen. Rotkohl unter solch extremen Bedingungen würde uns aber nicht mehr schmecken bzw. wäre sogar Gesundheits-gefährlich.
Im Mittelalter gab es dann die ersten Versuche Stoffgruppen auf Grund ihrer chemischen Eigenschaften zu definieren.


Rotkohl-Saft bei verschiedenen pH-Werten (Säure-Gehalten)
Q: de.wikipedia.org (Supermartl)

TACHENIUS (1660): Säuren sind Stoffe, die sauer schmecken, mit unedlen Metallen unter Bildung eines Gases reagieren und mit Kalk aufschäumen. TACHENIUS war der "Allchemisten-Name" von Otto TACKE, einem deutschen Arzt und Chemiker.
Der Base-Begriff geht ebenfalls auf TACHENIUS zurück. Unter Basen verstand er die (nichtflüchtigen) Stoffe, die mit (flüchtigen) Säuren Salze bildeten. Dabei bildeten die nichtflüchtigen Stoffe seiner Meinung nach die Grundlage (Basis) der Salze.
Er charakterisierte Säuren als heiß, trocken und männlich, die Basen dagegen als feucht, kalt und weiblich
Zu diesen Vorstellungen passte auch die Versinnbildlichung von Säuren und Basen im Zusammenhang mit dem gegenseitigen Ausgleich (→ Auslöschung, Neutralisation) durch LÉMERY (1645 – 1715).
LÉMERY's Säure-Base-Theorie gilt als die erste wissenschaftliche Darstellung des Sachverhalt's.
In seinen Lehrbüchern spielte auch bei anderen Eigenschaften immer die Oberfläche der Korpuskeln / Molekeln eine besondere Rolle.



Säure- und Base-Molekel nach LÉMERY

LAVOISIER (1743 – 1794) nahm noch an, dass Säuren immer auf Nichtmetalloxiden und Basen auf Metalloxiden basieren. Bei der Reaktion mit Wasser bildeten sie dann entweder die Säure oder die Base. Dies war auch die gängige Methode zur Herstellung einer Säure oder Base. Man verwendete einfach das passende Nichtmetall- bzw. Metall-Oxid und löste es in Wasser. Auf LAVOISIER geht die Annahme zurück, das der Sauerstoff der Teil sei, der einen Stoff sauer machen würde.

Namen und Formeln wichtiger anorganischer Säuren

DE: Auflösen von Chlorwasserstoff in Wasser

Auf die Verdünnungsregeln ist hinzuweisen

DE: Feststellen der Temperaturerhöhung beim Verdünnen konzentrierter Säure

DE: Prüfen von Chlorwasserstoffsäure auf elektrische Leitfähigkeit

Folgt man den Vorstellungen von LAVOISIER, dann gibt es aber bei diversen Säuren Probleme. So enthält die Chlorwasserstoff-Säure (Salzsäure, HCl) überhaupt keinen Sauerstoff. Genau so verhält es sich mit Bromwasserstoff- und Iodwasserstoff-Säure.

erste Ionen-Theorie zu Säuren und Basen stammt von Svante ARRHENIUS (1859 – 1927)

1903 erhielt er für diese – damals revolutionäre – Theorie den NOBEL-Preis

1909 veröffentlichte BJERRUM (1879 – 1958) eine neue Dissoziations-Theorie
führte die Begriffe Antisäure und Antibase ein
Eine Säure ist nach BJERRUM eine Antibase und eine Base eine Antisäure.

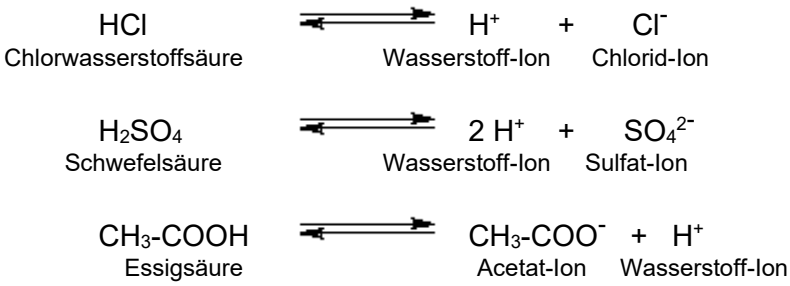
Sören SÖRENSEN (1868 – 1939) führte 1909 den Begriff des pH-Wertes (→) ein

Heute kennen wir die Zusammensetzungen sowie die Formeln der verschiedenen Säuren.
In der Tabelle rechts sind die bedeutensten Säuren verzeichnet.

Dabei fällt auf, dass gar nicht alle Säuren Sauerstoff enthalten. Damit wird es schon unwahrscheinlicher, dass genau der Sauerstoff für den Säure-Charakter verantwortlich sein soll.

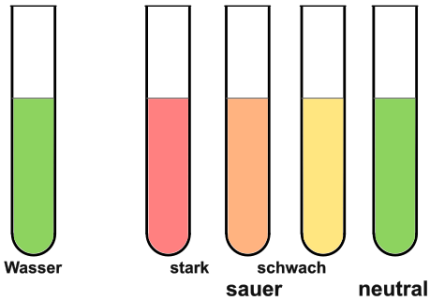
Name(n)	Formel
Chlorwasserstoffsäure Salzsäure	HCl
Schwefelsäure	H_2SO_4
Salpetersäure	HNO_3
Phosphorsäure	H_3PO_4
schweflige Säure	H_2SO_3
Fluorwasserstoffsäure Flußsäure	HF
Essigsäure Ethansäure, Essig	CH_3-COOH
Ameisensäure	HCOOH
Zitronensäure Citronensäure	$C_4H_6O_3(COOH)_2$
Ascorbinsäure Vitamin C	$C_5H_7O_4COOH$

Betrachtet man den Auflösungs-Prozess dann ergeben sich z.B. die folgenden Vorgänge:



Als Erstes fällt auf, das hier ein doppelter Pfeil geschrieben wird. Dieser Pfeil wird (wie schon bei den Basen besprochen) Dissoziations-Pfeil genannt. Er kennzeichnet zum Einen das einfache Auflösen eines Stoffes und zu Anderen die Umkehrbarkeit des Vorgangs.
Wir sprechen von Dissoziationen bzw. sagen ein Stoff dissoziert zu den entsprechenden Ionen (in Lösung).
Als Zweites erkennen wir, dass bei allen (betrachteten) Säuren ein oder mehrere Wasserstoff-Ionen entstehen.

Und da diese Ionen auch nur auf der Reaktionsprodukte-Seite stehen – also im aufgelösten / dissoziierten Zustand, ist es viel wahrscheinlicher, dass genau diese Wasserstoff-Ionen die Ursache für den Säure-Charakter sind.
Diese Vermutung konnte später bestätigt werden. Alle Säuren sondern beim Auflösen / Dissoziieren in Wasser immer Wasserstoff-Ionen ab. Genau diese Wasserstoff-Ionen können wir mit dem altbekannten Unitest-Indikator nachweisen. Sind Wasserstoff-Ionen vorhanden, dann verfärbt sich Unitest nach gelb, orange oder rot.

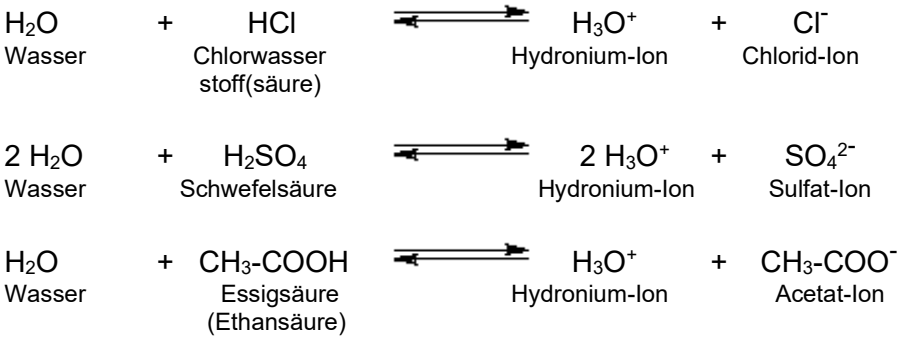


Definition(en): Säure (ARRHENIUS)
Säuren sind Stoffe, die in Wasser in Wasserstoff-Kationen (positiv geladene Wasserstoff-Ionen) und Säurerest-Anionen (negativ geladene Säurerest-Ionen) dissoziieren. Der saure Charakter geht von den Wasserstoff-Kationen aus.
Säuren sind Stoffe, die in wässrigen Lösungen Wasserstoff-Ionen abspalten.

Interessant ist auch, dass z.B. einige Säuren, die es auch im festen, kristallinen Zustand gibt so gar nicht gefährlich sind. Dazu gehören z.B. die Zitronensäure und die Ascorbinsäure. Diese können jahrelang in Papiertütchen usw. gelagert werden können, ohne dass etwas passiert. Kommen die Kristalle aber ins Wasser, dann sieht die Sache anders aus. Auf einem Mal werden die "harmlosen" Kristalle mehr oder weniger aggressiv.
Das erinnert uns doch stark an die Hydroxide, die meist ebenfalls als Feststoff ungefährlich sind, aber wehe, wenn sie ins Wasser gelangen. Dann bilden sie ätzende Lösungen.

Bei allen Säuren scheint Wasser oder der flüssige Zustand für die Gefährlichkeit verantwortlich zu sein.

Das Wasser ist aber nicht nur einfaches Lösungsmittel, sondern es ist ein entscheidendes Reaktions-Mittel. D.h. es reagiert mit den festen Säuren. Diese werden durch das Wasser zerlegt. Dabei sollen ja nach ARRHENIUS Wasserstoff-Ionen entstehen. Wasserstoff-Ionen können aber gar nicht frei existieren. Sie brauchen einen Stoff, der sie aufnimmt, und das genau macht das Wasser. Die Gleichungen müssen also besser so notiert werden:



Es wird aus dem Wasserstoff-Ion und einem Wasser-Molekül ein komplexes Ion gebildet. Eigentlich heißt dieses Ion **Oxonium-Ion**. Es reagiert aber gleich mit neuen Wasser-Molekülen zu noch größeren Ionen weiter. Diese werden dann **Hydronium-Ion** genannt. In der Chemie hat sich aber eingebürgert, schon die einfachen Oxonium-Ionen als Hydronium zu bezeichnen, da chemisch nichts Neues passiert.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Genau genommen ist das Hydronium-Ion das für den Säure-Charakter verantwortliche Teilchen. Dieser Umstand wurde von dem Chemiker BROENSTED entdeckt. Er entwickelte eine neue Theorie zu den Basen und Säuren.

- ***Bau der Säuren am Beispiel von Chlorwasserstoff***
  - ***Molekül***
  - ***polare Atombindung***
  - ***Elektronegativitätswerte***
  - ***Eigenschaften***

  Chlorwasserstoffsäure, Kohlenstoffsäure, Salpetersäure, Schwefelsäure, Schweflige Säure und Phosphorsäure sind zu berücksichtigen

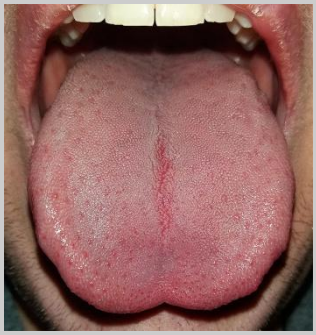
- ***Reaktion mit Protonenübergang***
  - ***Protolyse***
  - ***Aufstellen von Reaktionsgleichungen***
  - ***Benennung des Hydronium- und Säurerest-Ions***

  Die Merkmale der chemischen Reaktione sind anzuwenden
  Protolysegleichungen aufstellen

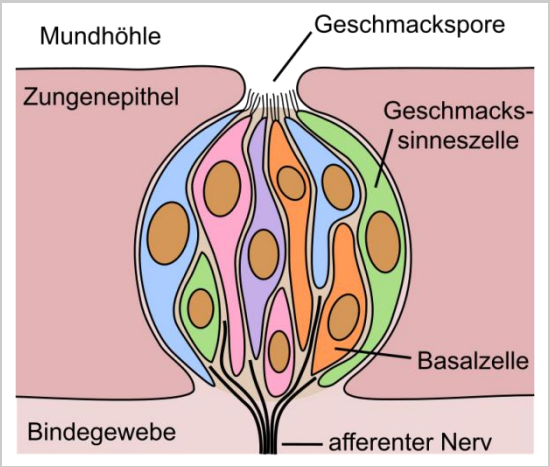
(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Exkurs: Geschmack / Wie schmecken wir?

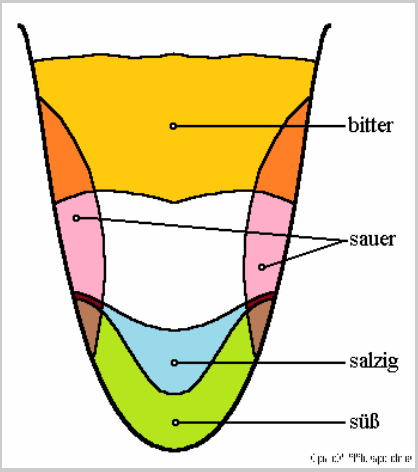
Schmecken tun wir mit der Zunge. Dabei gibt es fünf Geschmacks-Richtungen: süss, salzig, sauer, bitter und umani. Umani lässt sich am Besten als "China-Restaurant"-Geschmack erklären. Gemeint ist der Geschmack nach den in der chinesischen Küche gern benutzten Geschmacks-Verstärkern (z.B.: Glutamat). Derzeit wird als sechste Geschmacks-Richtung noch "fettig" diskutiert.
Alle anderen "Geschmacks-Eindrücke" beim Essen usw. werden durch Gerüche erzeugt. Das für den Geruch verantwortliche Organ ist die Nase.
Auf der Zungen-Oberfläche (Zungen-Epithel) liegen Geschmacks-Knospen.



ausgestreckte Zunge
Q: commons.wikimedia.org (Mahdiabbasinv)

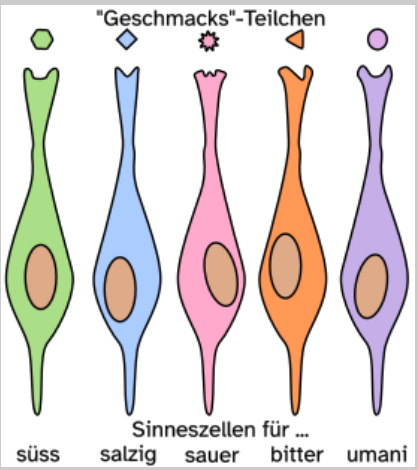


Geschmacks-Knospe
Q: commons.wikimedia.org (NEUROtiker, geänd. dre)



vorrangige Lage von Geschmacks-Rezeptoren

Die Geschmacks-Knospen sind Ansammlungen von Sinneszellen, die auf gelöste Stoffe spezialisiert sind. In einigen Geschmacks-Knospen kommen fast nur gleichartige Geschmacks-Sinneszellen vor. Oft sind die Sinneszellen aber gemischt.
Die Geschmacks-Sinneszellen reagieren auf gelöste Hydronium-Ionen (H_3O^+). Docken die Hydronium-Ionen an der Sinneszelle an, dann wird eine Erregung (Aktions-Potential) ausgelöst, die über die (afferenten) Nervenzellen ins Gehirn weiter geleitet wird. Dort (!) lassen sie dann eine Wahrnehmung (z.B. "sauer") entstehen. Wir "schmecken" also praktisch im Gehirn.



Aufgaben:

1. *Worauf basiert die unterschiedliche Erkennung von "Geschmäckern"? Stellen Sie mindestens eine begründete Hypothese auf!*
2. *Ganz unterschiedliche Stoffe können "süss" schmecken. Dazu gehören z.B. der Haushaltszucker, Traubenzucker oder Süßstoff. Wie funktioniert das? Geben Sie eine Erklärung!*
3. *Warum Schmecken alle Säuren auch sauer?*

Säuren in unserem Leben

Name	Trivial-Name(n)	Formel	Verwendung / Vorkommen
anorganische Säuren			
	Salzsäure	HCl	
Phosphorsäure		H_3PO_4	Cola, Entroster, Rost-Schutz (Auto-Karosserien), WC-Reiniger
Salpetersäure		HNO_3	Dünge-Mittel Sprengstoffe
schweflige Säure		H_2SO_3	Desinfektions-Mittel (Wein-Ballon's u. –Fässer) Konservierungs-Mittel (Trocken-Obst)
Schwefelsäure		H_2SO_4	Blei-Akku (Auto)
organische Säuren			
Methansäure	Ameisensäure	HCOOH	Entkalker Konservierungsmittel
Ethansäure	Essigsäure	CH_3-COOH	Haushalts-Reiniger Entkalker
Butansäure	Buttersäure	C_3H_7-COOH	ranzige Butter; altes Fett; Schweiß
	Apfelsäure		Früchte
Ethandisäure	Oxalsäure	HOOC-COOH $(COOH)_2$	Rhabarber
2-Hydroxypropan-säure	Milchsäure	CH_3-CHOH-COOH	gesäuerte Milch; Milch-produkte; Sauerkraut; Mixed Pickles; Saure Gurken
2,3-Dihydroxybutan-disäure	Weinsäure	$(CHOH-COOH)_2$	Wein
	Ascorbinsäure Vitamin C		Ernährung; Antioxidanz, Farbstabilisator
2.Hydroypropan-1,2,3-tricarbonsäure	Citronensäure		Zitronen; Reinigungs-Mittel
organische Säure-Derivate			
	Amidoschwefel-säure	H_2N-SO_2-OH	Schnell- bzw. Maschinen-Entkalker
Hexa-2,4-diensäure	Sorbinsäure E 200		Konservierungs-Mittel (z.B. "Gurkenfest")
Benzencarbonsäure	Benzoesäure E 210	C_6H_5-COOH	Konservierungs-Mittel
Tannine (Gruppe)	Gerbsäuren		Gerb-Mittel (für Leder)

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

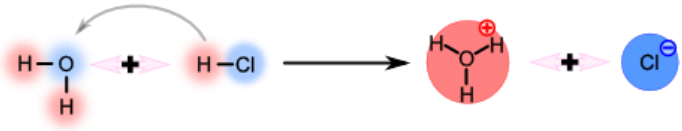
Name	Trivial-Name(n)	Formel	Verwendung / Vorkommen
organische Säuren in biochemischen Kontext			
Aminosäuren (Gruppe)		$R\text{-}CHNH_2\text{-}COOH$	Bestandteile der Eiweiße (Proteine)
Nukleinsäuren (Gruppe)			Erbgut / Erbmaterial (DNS, RNS)
Fettsäuren		$C_{2n+1}H_{4n+1}\text{-}COOH$ $C_{2n+1}H_{4n-1}\text{-}COOH$ $C_{2n+1}H_{4n-3}\text{-}COOH$ $C_{2n+1}H_{4n-5}\text{-}COOH$ $n = 0, 1, 2, \ldots, 9$	Bestandteil der Lebensmittel-Fette Bestandteil in Seifen

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

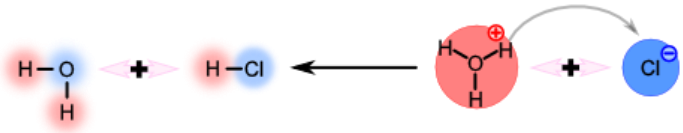
Materialien zur Vorbereitung (z.B. für flipped classroom)	
	Einführung in Säuren und Basen – einfach erklärt
	[einfach erklärt] **3 min** ****
	https://www.youtube.com/watch?v=iihsBKC3XWQ
	Welche Säuren gibt es z.B.? Was ist eine Säure in der Chemie?
Was sagt der pH-Wert aus? Wie kann man ihn messen?	
	Dissoziation von Säuren
	[BioChem-online] **9 min** *****
	https://www.youtube.com/watch?v=ioyld5mCdN4
	Wie lautet das allgemeine Reaktions-Schema für die Dissoziation einer Säure?
Welcher Forscher hat diese einfache Säure-Reaktion beschrieben?	
	Das Säure Base Konzept nach Brönsted (Beispiel HCl)
	[BioChem-online] **11 min** *****
	https://www.youtube.com/watch?v=NOtPt16xoP4
	Was unterscheidet die Erklärung von BRÖNSTED von der von ARRHENIUS? Wie läuft die Dissoziation nach BRÖNSTED ab?
Wie sind eine BRÖNSTED-Säure und –Base definiert? Was ist ein Säure-Base-Paar?	
	Die Säure-Theorie nach Brønsted
	[musstewissen Chemie] **10 min** *****
	https://www.youtube.com/watch?v=x93KKVDahKY
	Wann ist eine Säure wirklich sauer? Was passiert, wenn eine (feste) Säure in Wasser gelöst wird?
Wie kann man nachweisen, dass eine Säure in Wasser wirklich in Ionen zerfällt? Was macht eine starke Säure aus, und was eine schwache? Welche Eigenschaften haben Säuren gemeinsam?	
	[] **min** *
	[] **min** *
	[] **min** *

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

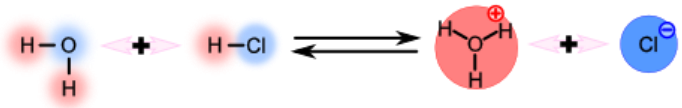
die Reaktions-Abläufe – genauer betrachtet



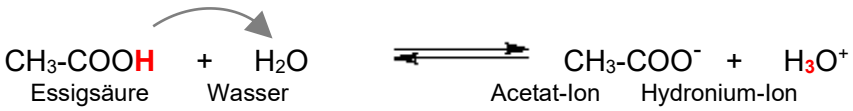
Das polarisierte Wasser-Molekül interagiert mit dem ebenfalls polarisierten Chlorwasserstoff-Molekül. Der elektronegative Sauerstoff zieht den elektropositiven Wasserstoff des Chlorwasserstoff stark an. Der Wasserstoff ist sowieso schon schwach gebunden, da das Chlor-Atom eigentlich alle Elektronen – eben auch die Bindungs-Elektronen zu sich zieht.Chlor gehört zu den elektronegativsten Elementen im Periodensystem. Das Wasserstoff-Ion wandert zum Wasser-Molekül. Da das Wasserstoff-Ion praktisch nur noch das Proton aus dem Atomkern ist, spricht man auch von einer Protonen-Wanderung oder Protonen-Übergabe.
Es bildet sich ein positiv geladenes Hydronium-Ion und das negativ geladene Chlorid Ion.



Beide Ionen ziehen sich auf grund der unterschiedlichen Ladungen an. Das Chlorid-Ion entzieht dabei dem Hydronium-Ion wieder ein Proton. Dabei bildet sich wieder ein polarisiertes Chlorwasserstoff-Molekül. Aus dem Hydronium-Ion wird wieder ein Wasser-Molekül.
Praktisch laufen die Vorgänge (Hin- und Rückreaktion) ständig ab. Die Hinreaktion zum Hydronium- und zum Chlorid-Ion läuft allerdings deutlich stärker ab. Es bilden sich also mehr gelöste Ionen, als sich die polarisierten Ausgangs-Moleküle zurückbilden.



Die Essigsäure, wie auch Ameisen- und Ascorbinsäure, gehören zu den sogenannten organischen Säuren und werden später (→ Kl. 10: Alkan- bzw. Carbonsäuren) gesondert behandelt. Grundsätzlich verhalten sich die organischen aber wie die anderen – mineralischen – Säuren. Auch sie sondern Wasserstoff-Ionen (Protonen) ab.



Dazu muss gleich gesagt werden, dass nicht alle Wasserstoff-Atome in organischen Verbindungen abspaltbar sind, sondern vornehmlich diejenigen, die an einem Sauerstoff-Atom hängen.
Nur bei den mineralischen Säuren können immer alle Wasserstoff-Atome als Ionen abgespalten werden. Deshalb ist z.B. bei der Dissoziation von Schwefelsäure auch zweimal Wasser notwendig.

Aufgaben:

1. Stellen Sie die Dissoziations-Gleichungen für die nachfolgenden Säuren auf!

a) HF b) H_2SO_3 c) H_3PO_4 d) Salpetersäure

2. Finden Sie die Fehler in den folgenden Dissoziations-Gleichungen! Unbekannte Stoffe schlagen Sie bitte vorher nach!

a) $HBr + H^+ \rightleftharpoons H_3O^+ + Br^+$

b) $H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_4^{2-}$
Kohlensäure

c) $HNO_2 + H_2 \rightleftharpoons 2\ H_3O^+ + CO_3^{2-}$
salpetrige Säure

für die gehobene Anspruchsebene:

3. Leiten Sie aus der Formel des Oxonium-Ion's die Formeln für die komplexeren Hydronium-Ionen ab!

Neben den Hydronium-Ionen entstehen immer noch negativ geladene Säurerest-Ionen. Wegen ihrer Ladung werden sie auch Anionen genannt.
Mit diesem Wissen können wir nun eine allgemeine Gleichung für die Dissoziation einer Säure aufstellen:

Säure + Wasser $\rightleftharpoons$ Hydronium-Ion(en) + Säurerest-Ion

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Einigen Säuren und auch einige Säurerest-Ionen haben oft – historisch entstandene – ganz spezielle Namen:

Säure	**weiterer Fachname**	**Säurerest-Ion**	
		Formel	**Name**
Ameisensäure	Methansäure	$HCOO^-$	Formiat-Ion
Apfelsäure	2-Hydroxybutandisäure	$C_4H_5O_5^-$	Malat-Ion
Arsensäure		AsO_4^{3-}	Arsenat-Ion
Ascorbinsäure; Vitamin C	1,2-Dihydroxyethyl-3,4-hydrofuran-2-on	$C_6H_7O_6^-$	Ascorbat-Ion
Bernsteinsäure	Butandisäure	$C_4H_5O_4^-$	Succinat-Ion
Bromwasserstoffsäure		Br^-	Bromid-Ion
Chlorwasserstoffsäure		Cl^-	Chlorid-Ion
chlorige Säure		ClO_2^-	Chlorit-Ion
hypochlorige Säure		ClO^-	Hypochlorit-Ion
Chlorsäure		ClO_3^-	Chlorat-Ion
Perchlorsäure		ClO_4^-	Perchlorat-Ion
Essigsäure	Ethansäure	$CH_3\text{-}COO^-$	Acetat-Ion
Fluorwasserstoffsäure		F^-	Fluorid-Ion
Kieselsäure	*diverse*	SiO_3^{2-}	Silikat-Ion
Kohlensäure		CO_3^{2-}	Carbonat-Ion
Milchsäure	2-Hydroxypropansäure	$C_2H_5O\text{-}COO^-$	Lactat-Ion
Oxalsäure	Ethandisäure	$(COO)_2^{2-}$	Oxalat-Ion
Phosphorsäure		PO_4^{3-}	Phosphat-Ion
phosphorige Säure		PO_3^{3-}	Phosphit-Ion
Salpetersäure		NO_3^-	Nitrat-Ion
salpetrige Säure		NO_2^-	Nitrit-Ion
Schwefelsäure		SO_4^{2-}	Sulfat-Ion
schweflige Säure		SO_3^{2-}	Sulfit-Ion
Schwefelwasserstoff(säure)		S^{2-}	Sulfid-Ion
Zitronensäure	2-Hydroxypropan-1,2,3-tricarbonsäure	$C_3H_4\text{-}(COO^-)_3$	Citrat-Ion

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Definition(en): Säure (BROENSTEDT)
Säuren sind Stoffe, die in Wasser ein (oder mehrere) Proton(en) (positiv geladene(s) Wasserstoff-Ion(en)) abgeben können.
Säuren sind Stoffe, die mit Wasser Hydronium-Ionen bilden können.

DE: Elektrische Leitfähigkeit weiterer saurer Lösungen überprüfen
SE: Prüfen verschiedener saurer Lösungen mit Indikatoren
SE: Rotkohlindikator herstellen

- ***Definition von Säuren***
  - ***saure Lösungen***

Säure-Dissoziation als Donator-Akzeptor-System

Wir haben gesehen, dass die Säure Wasserstoff-Ionen bzw. eben Protonen abgibt. Einen Stoff, der ein Teilchen usw. abgibt, wird **Donator** (Abspalter, Aussender) genannt. Die Abgabe erfolgt aber nur, weil gleichzeitig ein anderer Stoff als Aufnehmer fungiert. Solche Stoffe werden als **Akzeptor** bezeichnet. Donatoren und Akzeptoren stellen in der Chemie zusammengehörige Partner dar. Wir sprechen deshalb auch von **Donator-Akzeptor-Systemen** oder –Reaktionen.
Im Falle der Säure wechselt ein Proton die Reaktions-Partner. Der eine Partner ist der **Protonen-Donator** – eben die Säure. Der andere Partner ist der **Protonen-Akzeptor**.
Reaktionen, die auf Protonen-Abgabe und –Aufnahme basieren, heißen auch **Reaktionen mit Protonen-Übergang** oder **Säure-Base-Reaktionen**. Reaktionen mit Protonen-Übergängen stellen eine bedeutende Klasse an Reaktionen dar. In vielen Aspekten haben sie Gemeinsamkeiten mit den Reaktionen mit Elektronen-Übergang – kurz Redox-Reaktionen genannt (s.a. → 🕮 **Chemie++ Kl. 7/8**).

Aufgaben:

1. *Welche anderen Donator-Akzeptor-Systeme in der Chemie haben Sie schon kennen gelernt? Zeigen Sie kurz deren Donator- und Akzeptor-Reaktion auf!*
2. *Gibt es Donator-Akzeptor-System auch außerhalb der Chemie? Wenn Jan, dann zeigen Sie diese kurz auf! Wenn NEIN, dann erläutern Sie, warum soetwas außerhalb der Chemie nicht existrieren kann!*

Herstellung von Säuren und deren Lösungen

Die Herstellung von Säuren – also den noch nicht gelösten Stoffen, die in Wasser saure Lösungen bilden – gelingt nicht immer. Vielfach existiert auch die undissozierte Säure nur im Wasser oder unter extremen Bedingungen.
Zur Herstellung von Salzsäure benötigen wir Chlorwaserstoff.

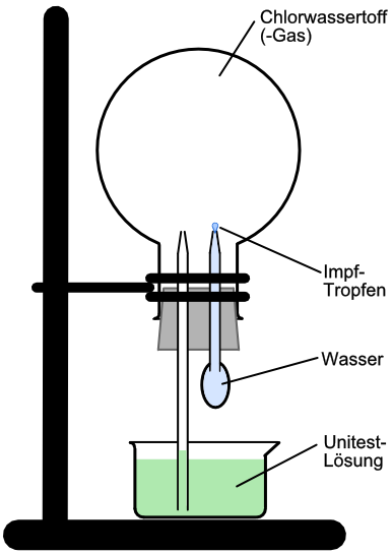
Herstellung Chlorwasserstoff(-Gas)

Natriumchlorid mit konz. Schwefelsäure

$$2\ NaCl_{(s)} + c H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ HCl\uparrow$$

Das gebildete Gas kann nun in Wasser eingeleitet und gelöst werden. Dabei wird das Chlorwasser-Molekül zuerst einmal nur von Wasser-Molekülen umlagert. Wir nennen das Hydratisierung.
Wenn man dies in einer chemischen Gleichung notieren würde, dann sähe das so aus:

$$HCl_{(g)} \xrightarrow{H_2O} HCl_{(aq)}$$



Versuch zur Lösung von Chlorwasserstoff in Wasser

Das Gas wird aquatisert.
Im nächsten Schritt reagieren die aquatiserten Chlorwasserstoff-Moleküle mit einzelnen Wasser-Moleküle aus den Hydrathüllen. Wie wir schon gezeigt haben, gibt der Chlorwasserstoff ein Proton ab, welches sofort von Wasser übernommen wird:

$$HCl_{(g)} + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

Die Reaktion kann auch wieder zurück ablaufen, deshalb der doppelte Reaktions-Pfeil.
Bei Chlorwasserstoff verläuft die Reaktion aber praktisch nur in der Hin-Richtung. Die Rück-Reaktion können wir vernachlässen.
Das ausgesprochen gute Lösungs-Verhalten von Chlorwasserstoff-Gas lässt sehr eindrucksvoll mit dem **Springbrunnen-Versuch** zeigen.
Das Endprodukt des Lösungs-Vorgang's von Chlorwasserstoff-Gas in Wasser ist dann die **Chlorwasserstoffsäure-Lösung**. Wir nennen sie im Labor meist nur kurz **Salzsäure**.
Ausgangspunkt für die Schwefelsäure ist Schwefeltrioxid. Das ist ein Feststoff, der bei bestimmten Bedingungen bei der Oxidation von Schwefel entsteht:

$$2\ S_{(s)} + 3\ O_{2(g)} \longrightarrow 2\ SO_{3(s)}$$

"böse" Frage zwischendurch:

Handelt es sich bei dieser Reaktion um eine endotherme oder exotherme Reaktion? Begründen Sie Ihre Meinung!

Geben wir dieses Schwefeltrioxid in wenig Wasser, dann kommt es zuerst zur Bildung von Schwefelsäure-Molekülen (H_2SO_4).

$SO_{3(s)} + H_2O \longrightarrow H_2SO_{4(fl)}$

Die Schwefelsäure-Moleküle reagieren dann mit weiteren Wasser-Molekülen weiter und dissozieren:

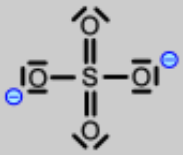
$H_2SO_{4(fl)} + 2\ H_2O \rightleftharpoons 2\ H_3O^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

Aufgaben:

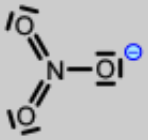
1. *Überlegen Sie sich die Reaktionen für die Bildung der schwefligen Säure über das Zwischenprodukt Schwefeldioxid!*
2. *2.*
3. *3.*

Exkurs: Welches Atom ist den hier geladen?

Bei zusammengesetzten Ionen – wie z.B. dem Sulfat-Ion – scheint es so, also wäre der Sauerstoff zweifach negativ geladen. In anderen Ionen, z.B. dem Nitrat-Ion, könnte Sauerstoff nur einfach geladen sein. Was stimmt denn nun?
Betrachtet man den genauen Bau des Sulfat- oder des Nitrat-Ions in der L_{EWIS}-Schreibweise, dann wird deutlich, dass es jeweils einzelne Sauerstoff-Atome sind. Sie haben ein Elektron zuviel.



$[SO_4]^{2-}$

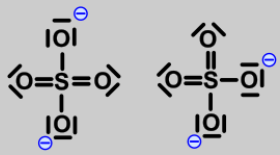


$[NO_3]^-$

In einigen Chemie-Fach- und Lehrbüchern findet man eine etwas abweichende Schreibweise der zusammengesetzten Ionen. Bei dieser werden die Atome des Ions als Formel in eine eckige Klammer gesetzt und die Ladung außen, rechts oben an die Klammer notiert. Dadurch soll die gemeinsame / gesamte Ladung des Gebildes ausgedrückt werden. Eine scheinbare Zuordnung der Ladung(en) zu bestimmten Atomen wird dadurch umgangen.
Die Schreibung in eckigen Klammern ist auch ein Bezug auf die sogenannten Komplex-Ionen. Dazu aber erst in der Oberstufe mehr.
In modernen Textverarbeitungs-Systemen (microsoft-WORD, Libre Office WRITER usw. usf.) bietet die Klammerschreibung auch Vorteile, da es nur mit sehr großem Aufwand gelingt, die Indizes (Atom-Anzahlen) und die Exponenten (Ladungen) exakt übereinander zu schreiben, wie es eigentlich in der chemischen Zeichensprache gefordert ist.

Aufgaben:

1. ***Stellen Sie die LEWIS-Formel für das Phosphat-, das Carbonat und das Hydrogencarbonat-Ion auf!***
2. ***Notieren Sie die folgenden Ionen in der Komplex-orientierten Ionen-Schreibweise!***
   Sulfit-Ion, Phosphat, Nitrit-Ion, Hydrogencarbonat, Carbonat
3. ***In anderen Bücher usw. werden u.a. auch die folgenden LEWIS-Formeln angegeben. Sind diese wirklich ok? Setzen Sie sich mit diesen Formeln auseinander!***



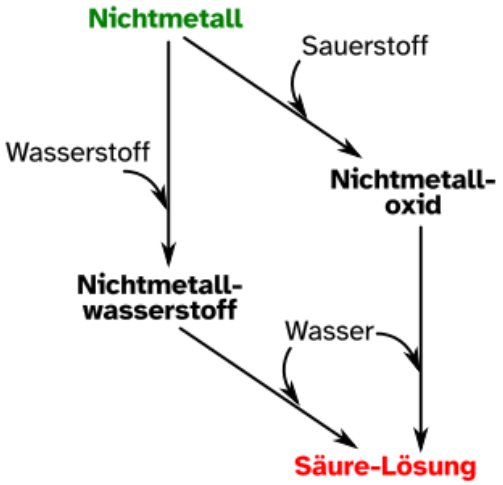
4. ***Stellen Sie solche möglichen LEWIS-Formeln / Strukturen auch für das Nitrat-Ion auf!***

- ***verdünnte und konzentrierte Säuren***
  - ***Massenprozente***
- ***Stoffmengenkonzentration***
  - ***Definition***
  - ***Symbol***
  - ***Einheit***
  - ***Berechnungen***
- ***Darstellen von Säuren aus Nichtmetalloxid und Wasser***

DE: Darstellen von Schwefliger Säure

Übersicht über die Reaktions-Wege:

Ausgangstoff (**grün**) ist ein Nichtmetall. Dieses kann mit Sauerstoff zu einem Nichtmetalloxid reagieren. Das Nichtmetalloxid kann sich in Wasser) auflösen und eine dabei eine Säure bilden (Endprodukt, **rot**).
Viele Nichtmetalle reagieren auch mit Wasserstoff zu Nichtmetallwasserstoff. Dieses kann sich ebenfalls in Wasser lösen und eine Säure bilden.
Auf beiden Reaktions-Wegen entstehen i.A. unterschiedliche Säuren.



Lehrer-Versuch: Reaktion von Magnesium mit einer Säure

Materialien:
Magnesium (Bleistift-Anspitzer, Hülle von USB-Stick, …); Essig-Essenz; Trink-Flasche (große Öffnung), Luft-Ballon, Stab-Kerzenanzünder



Durchführung:
- Magnesium in die Flasche geben und mit reichlich Essig-Essenz bedecken
- Luft-Ballon über die Flaschen-Öffnung stülpen
- wenn der Ballon prall gefüllt ist, dann mit Stab-Kerzenanzünder anzünden

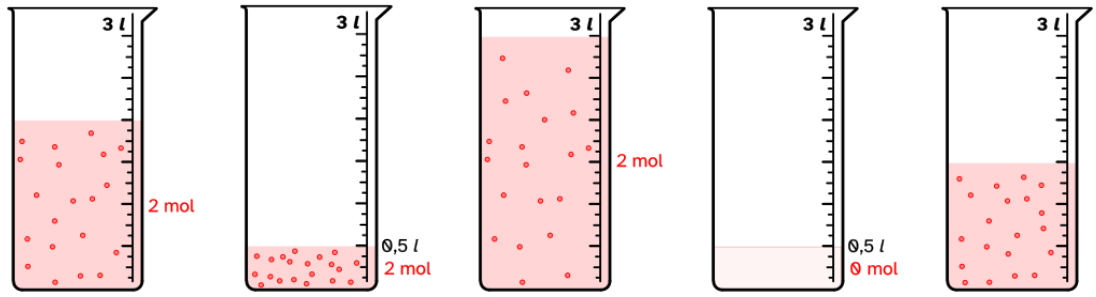


Hinweise:
*- **Achtung!:** es kann zu einer heftigen Knallgas-Reaktion kommen*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Säure	m% (konz. Sre.)	ρ [g / ml]	c [mol / l]
Bromwasserstoffsäure	40	1,38	7
Flußsäure	48	1,16	28
Iodwasserstofsäure	57	1,7	7,5
Perchlorsäure	70	1,67	12
Phosphorsäure, konz.	89	1,75	16
Salpetersäure, rauchend	100	1,52	21
Salpetersäure, konz.	65	1,4	14
Salpetersäure, verd.	12	1,07	2
Salzsäure, konz.	35	1,18	12
Salzsäure, rauchend	37	1,19	12,5
Schwefelsäure, konz.	96	1,84	18
Schwefelsäure, verd.	25	1,18	3
Schwefelsäure, verd.	10	1,07	1,1
ausgewählte organische Säuren			
Ameisensäure	99	1,22	56
Essigsäure (Eisessig)	99	1,06	18
Essigsäure, verd.	30	1,04	5

1. Ermitteln Sie die Konzentrationen der gelösten Säure!



a) b) c) d) e)

2. Bestimmen Sie die Konzentrationen! Übernehmen Sie dazu die Tabelle in Ihren Ordner und berechnen Sie die fehlenden Werte!

Lösung	a	b	c	d	e	f	g
Stoffmenge der gelösten Säure	1 mol	1 mol	2 mol	1 mol	3,5 mol	0,2 mol	1 mol
Volumen der Lösung	1 l	0,5 l	1 l	2,5 l	2 l	0,2 l	10 l
Konzentration							

3. Übernehmen Sie die folgende Tabelle und berechnen Sie die fehlenden Werte!

Lösung	a	b	c	d	e	f	g
Stoffmenge der gelösten Säure	2 mol		2 mol	1 mol		0,2 mol	
Volumen der Lösung	1 l	2 l	4 l		2 l		0,1 l
Konzentration		2 mol/l		5 M	3 mol/l	1,5 M	0,01 M

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Aufgaben:

1. *Wiederholen Sie die Definition / Berechnung des Massen- und des Volumen-Anteils!*
2. *Übernehmen Sie die nachfolgende Tabelle und ergänzen Sie die freien Zellen!*

Säure	Konzentration [mol / l]	Massen-Anteil [g / 100 g [H_2O]]	Volumen-Anteil [l / l [H_2O]]	Dichte [g / ml]	mol. Masse [g / mol]
1 M Salzsäure					
0,5 M Salzsäure					
0,1 M Salzsäure					
37 %ige Salzsäure				1,19	
3 %ige Salzsäure					
96 %ige Schwefelsäue				1,84	
10 %ige Schwefelsäure					
Schwefelsäue, 1 mol /l				1,07	
Phosphorsäure; 3 %					

3. *Gegeben ist eine konzentrierte Salzsäure mit 35%. In wieviel Wasser muss man welche Menge der konzentrierten Salzsäure lösen, um die folgenden Lösungen (1 l) zu erhalten!*

a) 3,5 %ig b) 10 %ig c) 25 %ig
d) 1 %ig e) 1 M f) 0,1 M

Chemische Reaktionen von alkalischer mit saurer Lösung

SE: Reaktion von Natronlauge mit Salzsäure und Prüfen mit Indikator
SE: Eindampfen der Lösung

- ***Neutralisationsreaktion als Reaktion von sauren und alkalischen Lösungen zu Salz und Wasser***
- ***saure, alkalische und neutrale Lösungen***

Aufgaben:

1. *Erläutern Sie das Wesen einer Reaktion mit Protonen-Übergang!*
2.
3. *Übernehmen Sie die folgende Tabelle! Kennzeichnen Sie die vorgegebenen Zellen mit einer anderen Farbe! Füllen Sie nun die restliche Tabelle aus!*
4.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Name	Formel	Basis-Nichtmetall	… steht in ?. HG	Dissoziation im Wasser	Kation-Formel	Kation-Name	Anzahl Anionen	Anion-Formel	Anion-Name
									Fluorid-Ion
Salzsäure	HCl	Chlor	VII	$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$	H^+	Wasserstoff-Ion Proton	1	Cl^-	Chlorid-Ion
				HBr					
schweflige Säure									
				H_2SO_4					
				$\rightleftharpoons NO_3^-$					
				$H_3PO_4 \rightleftharpoons + PO_4^{3-}$					

(c,p) 2015-2022 lern-soft-projekt: drews

Verfolgung der Leitfähigkeit beim Lösen von Salzsäure

Experiment:
Becherglas 300ml; demin. Wasser; Salzsäure-Lösung 1 M; Leitfähigkeits-Messgerät (SIEMENS-Meter); ev. Unitest

- 100 ml demin. Wasser in Becherglas füllen, ev. mit Unitest versetzen
- Leitfähigkeit messen
- jeweils 5 ml Salzsäure-Lösung zugeben (bis max. 150 ml HCl); Leitfähigkeit und ev. Farbe des Unitest notieren
- Diagramm erstellen

Berechnen der reellen Konzentration für die Salzsäure → Darstellung im Diagramm (Abhängigkeit der Leitfähigkeit von der Konzentration der Salzsäure)

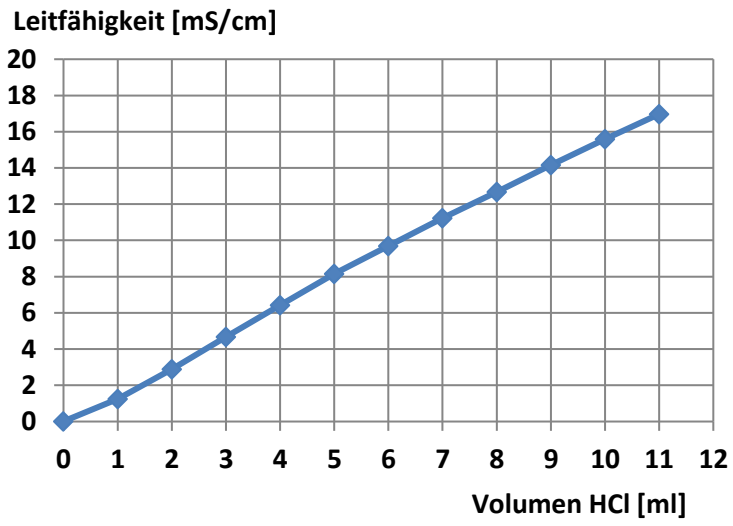
Daten aus einem Experiment:
Vorlage 100 ml demin. Wasser
Zugabe von 1 M Salzsäure-Lösung
(Erklärung für die Angabe 1 M folgt später)
Messung mit einem Leitfähigkeits-Messgerät
zeigt Wert mit Einheit mS/cm an

Einheit derzeit noch nicht erklärbar, aber Leitfähigkeits-Werte steigen mit zunehmender gelöster Menge an Salzsäure
Lösung leitet also umso besser, je mehr Salzsäure in der Lösung ist

demin. Wasser hat praktisch keine Leitfähigkeit (Messwert bei Zugabe von 0 ml HCl)

Zugabe 1 M NaOH [ml]	Leitfähigkeit [mS/cm]	Konzentration HCl [mol/l = M]
0	0,01	0,000
1	1,04	0,010
2	2,88	0,020
3	4,68	0,029
4	6,43	0,038
5	8,16	0,048
6	9,69	0,057
7	11,23	0,065
8	12,67	0,074
9	14,16	0,083
10	15,59	0,091
11	16,97	0,099

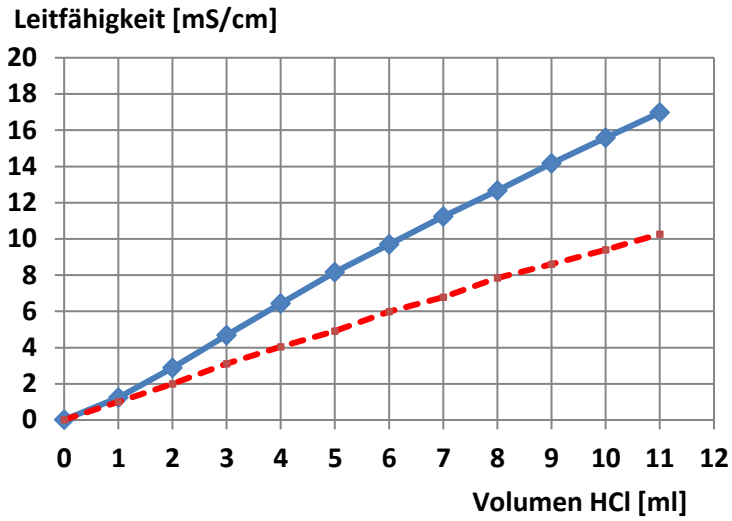
bei graphischer Auswertung wird deutlich, dass die Leitfähigkeit linear mit der zugesetzten Menge an Natriumhydroxid steigt



 (c,p) 2015-2022 lern-soft-projekt: drews

Aufgaben:

1. *Erklären Sie die steigende Leitfähigkeit mit Ihren Kenntnissen aus der Physik (und der Chemie)!*
2. *Interpretieren Sie das nebenstehende Diagramm! Der gestrichelte rote Graph ist die Leitfähigkeit der gleichkonzentrierten Natriumhydroxid-Lösungen (siehe weiter vorn).*



3. *Berechnen Sie nachträglich die Konzentrationen des Natriumhydroxid's in der Leitfähigkeits-Tabelle zur Verfolgung der Leitfähigkeit im Kapitel Hydroxide!*
4. *Erstellen Sie ein Diagramm, das den Zusammenhang zwischen der Konzentration einer Lösung und der Leitfähigkeit sowohl für Natriumhydroxid, als auch für Salzsäure darstellt!*

Reaktionen von Säuren mit unedlen Metallen

Versuch: Reaktion von Salzsäure mit Magnesium

Durchführung:



- *in ein Reagenzglas rund 2 ml verdünnte Salzsäure-Lösung füllen (rund 2 cm hoch)*
- *Magnesium-Span od. ein Stück Magnesium-Band in das Reaganzglas geben*

→ **Beobachtung**

Hinweise:

- *statt Salzsäure kann auch Essig-Essenz benutzt werden (vereinfachte Formel: AcH)*

Säure-Lösungen reagieren mit unedlen Metallen unter Bildung eines Salzes. Bei der Reaktion wird als Nebenprodukt Wasserstoff gebildet.
Betrachten wir z.B. die Reaktion von Natrium mit Salzsäure:

$$2\ Na + 2\ HCl \longrightarrow 2\ NaCl + H_2\uparrow$$

Beachtet man, dass es sich bei der Salzsäure um eine wässrige Lösung handelt dann schreiben wir den Vorgang auch in Ionen-Gleichungen:

$$2\ Na + 2\ H^+ + 2\ Cl^- \rightleftharpoons 2\ Na^+ + 2\ Cl^- + H_2\uparrow$$

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

bzw.:

$$2\ Na + 2\ H_3O^+ + 2\ Cl^- \rightleftharpoons 2\ Na^+ + 2\ Cl^- + H_2\uparrow + 2\ H_2O$$

Die Reaktion von Magnesium mit Salzsäure lässt sich durch die folgenden Gleichungen abbilden:

$$Mg + 2\ HCl \longrightarrow \underset{\text{Magnesium-chlorid}}{MgCl_2} + H_2\uparrow$$

$$Mg + 2\ H^+ + 2\ Cl^- \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ Cl^- + H_2\uparrow$$

bzw.:

$$Mg + 2\ H_3O^+ + 2\ Cl^- \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ Cl^- + H_2\uparrow + 2\ H_2O$$

Verwendet man als Säure z.B. die Schwefelsäure, dann ergibt sich:

$$2\ Na + H_2SO_4 \longrightarrow \underset{\text{Natrium-sulfat}}{Na_2SO_4} + H_2\uparrow$$

$$2\ Na + 2\ H^+ + SO_4^{2-} \rightleftharpoons 2\ Na^+ + SO_4^{2-} + H_2\uparrow$$

bzw.:

$$2\ Na + 2\ H_3O^+ + SO_4^{2-} \rightleftharpoons 2\ Na^+ + SO_4^{2-} + H_2\uparrow + 2\ H_2O$$

Magnesium reagiert ebenfals mit verdünnter Schwefelsäure unter Bildung von Wasserstoff:

$$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow \underset{\text{Natrium-sulfat}}{MgSO_4} + H_2\uparrow$$

$$Mg + 2\ H^+ + SO_4^{2-} \rightleftharpoons Mg^{2+} + SO_4^{2-} + H_2\uparrow$$

bzw.:

$$Mg + 2\ H_3O^+ + SO_4^{2-} \rightleftharpoons Mg^{2+} + SO_4^{2-} + H_2\uparrow + 2\ H_2O$$

Aufgaben:

1. ***Stellen Sie die Reaktions-Gleichungen (Stoffgleichung + eine Ionen-Gleichung) für die Reaktionen von Kalium und Calcium mit Salzsäure und Schwefelsäure auf!***
2. ***Stellen Sie die Stoffgleichungen für die folgenden Reaktionen auf!***
   a) Reaktion von Aluminium mit Salzsäure
   b) Reaktion von Natrium mit Bromwasserstoff-Säure
   c) Reaktion von Magnesium mit schwefliger Säure
   d) Reaktion von Calcium mit Phosphorsäure
3. ***Die Reaktion von Zink mit Salzsäure wird im Labor zur Darstellung von Wasserstoff genutzt! Stellen Sie die Stoff- und die Ionen-Gleichung für diesen Vorgang auf!***

SE: Prüfen verschiedener Lösungen mit Indikatoren

- ***pH-Wert als Maß für saure, alkalische und neutrale Lösungen***
- ***pH-Skala***
- ***Bedeutung des pH-Wertes***

(Salze:)
Nachweis Chlorid- Carbonat- und Sulfat-Ionen

SE: Nachweis Chlorid- Carbonat- und Sulfat-Ionen

- ***Fällungsreaktion***
  - ***Bruttogleichung und Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise aufstellen***
  - ***Bedeutung der Fällungsreaktionen***

  Analytik, Abwasserreinigung, Trinkwasseraufbereitung

SE: Nachweis von Säurerest-Ionen in Wasser und Lebensmitteln
Wirkungsweise von Essigreinigern

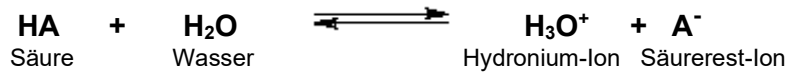
Reaktion der Carbonate mit suren Lösungen und Nachweis Kohlenstoffdioxid

SE: Reaktion der Carbonate mit suren Lösungen und Nachweis von Kohlenstoffdioxid

x.y. Nachweise

x.y.1. Nachweis des Wasserstoff- bzw. Hydronium-Ion's

Säuen zerfallen in Wasser zu Hydronium-Ionen und Säurerest-Ionen. Als chemische Gleichung lasst sich das so darstellen:



Das Symbol A kommt von Acid (engl.: Säure). Praktisch steht es für den gesamten Säure-Rest.
Für die Hydronium-Ionen haben wir schon die Nachweis-Möglichkeit mittels Indikator kennen gelernt. Sie stehen für die freigesetzten Wasserstoff-Ionen. In einem Nachweis-Schema könnte man sich das so darstellen:

Prüfung einer Lösung auf Hydronium-Ionen:

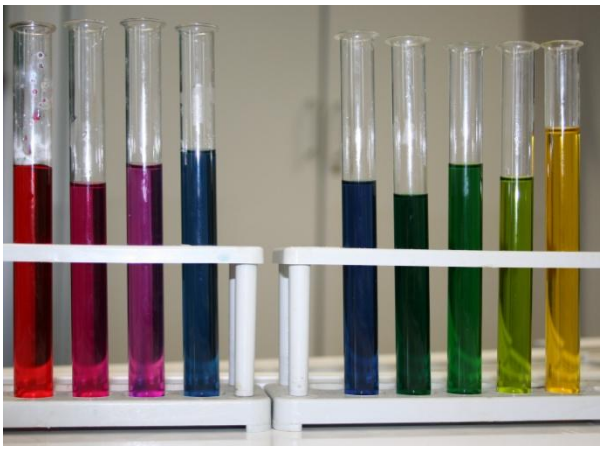
	Nachweismittel	***Bedingungen***	***Beobachtungen***	***Ergebnis***
2 - 5 ml Probe +	2 – 3 Tropfen **Universal-Indikator-Lösung** ***(dunkelgrün)***		**Rot-Färbung** Gelb-Färbung	**Hydronium-Ionen** (Säure) **vorhanden** saure Lösung
			Grün-Färbung	neutrale Lösung (Hydronium- u- Hydroxid-Ionen ausgeglichen)
			Violett-Färbung **Blau-Färbung**	**Hydronium-Ionen im Mangel;** (Base) basische Lösung

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

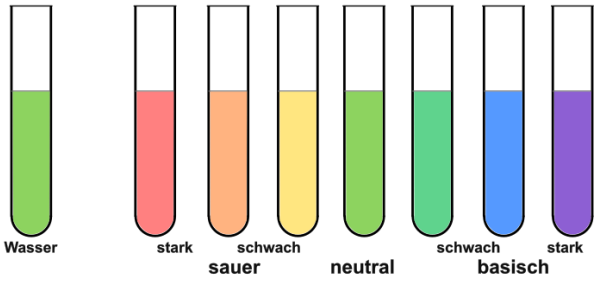
Die unbedingt zu merkenden Informationen sind rot hervorgehoben.

Aufgabe:

1. *Lesen Sie das Nachweis-Schema als Text (vor)!*
2. *Stellen Sie ein Nachweis-Schema für den Nachweis einer Säure mit Hilfe von Lackmus-Lösung auf!*
3. *Stellen Sie ein Nachweis-Schema für die Prüfung einer Säure mit Hilfe von Phenolphthalein auf!*
4. *Vergleichen Sie die Farb-Skalen für die betrachteten Indikatoren (Abb. rechts)! Liegt hier nicht ein Fehler für die angegebenen pH-Werte für den Rotkohl-Saft vor?*
5. *Der Chemie-Schlaumeier der Klasse behauptet: "Basische Lösungen werden mit jedem Indikator durch einen Farb-Umschlag nach blau bis violett angezeigt." Setzen Sie sich mit der Behauptungs auseinander!*
6. *Formulieren Sie für einen Versuch, bei dem ein Stoff daraufhin untersucht werden soll, ob es sich um eine Säure handelt, eine experimentelle These auf!*



Rotkohl-Saft bei verschiedenen pH-Werten (Säure-Gehalten)
links: sauer (ab pH=3); mitte: neutral;
rechts: basisch (bis pH=13)
Q: de.wikipedia.org (Supermartl)



grobe Farb-Skala für den Unitest- bzw. Universal-Indikator

Zuhause-Versuch: Herstellung von Rotkohl-Indikator

Durchführung:

- *200 g (1/4 Kopf) Rotkohl klein schneiden (in Schnipsel-Größe; Strunk entfernen (auf den Kompost))*
- *kleingeschnittenen Rotkohl in einen Topf geben und mit Wasser auffüllen, so dass gerade das Wasser neben dem Wasser durchscheint*
- *15 min kochen und danach 15 min ziehen lassen; (abkühlen lassen)*
- *zuerst Kochflüssigkeit über ein grobes Plastik-Sieb (Nudel-Sieb) zur Weiterverwendung abfiltern*
- *dann die Kochflüssigkeit langsam durch ein Fein-Sieb (oder ein mit Filterpapier ausgelegtes Sieb) filtern (Flüssigkeit sollte klar sein)*

Hinweise:

- *zur etwas längeren Aufbewahrung eignen sich ein dunkle Flaschen (z.B. von Oliven-Öl)*
- *Aufbewahrung im Kühlschrank empfohlen*
- *Rotkohl-Saft kann auch – z.B. in Eis-Würfel-Behälter eingefroren werden; die Würfel können dann, je nach Bedarf, aufgetaut werden*
- *Rotkohl-Indikator hat eine eigene Farb-Skala, deshalb mit einigen Säuren (Zitronensäure, Essig, Kohlensäure) und Basen (Seifenwasser, (Back-)Natron-Lösung, Rohrreiniger (**Vorsicht: ätzend!**) eine eigene Skala definieren (mit Unitest oder pH-Meßgerät gegenprüfen)*
- *"Entsorgung": Kohl kann für Ernährungs-Zwecke weiterverwendet werden; nicht gebrauchte Lösung entweder auf den Kompost oder in den Abfluss*

der pH-Wert

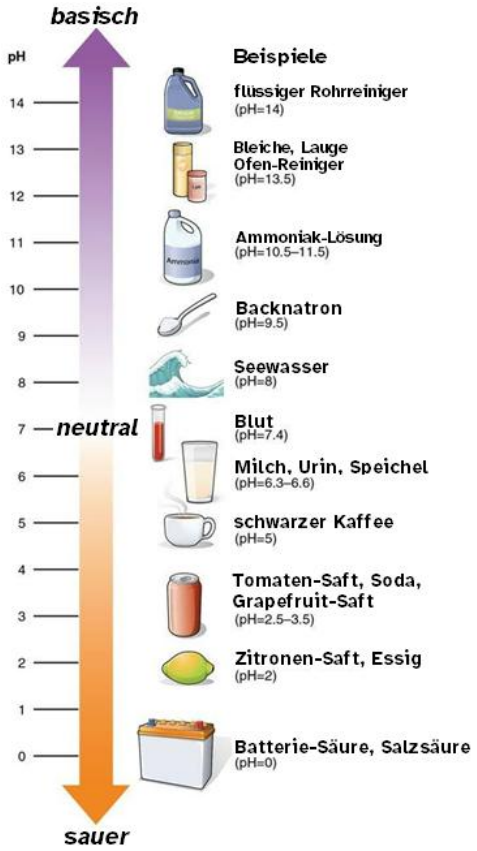
Während die Indikatoren nur eine grobe Aussage zulassen, kann man mit dem pH-Wert eine quantifizierte Aussage machen. Der pH-Wert beschreibt in einer speziell berechneten Zahl die Stärke einer Säure. Dazu wird die Konzentration der Wasserstoff-Ionen ($c[H^+]$) logarithmiert und dann noch negiert.

$$pH = -\lg c[H^+]$$

(*sprich: Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Wasserstoff-Ionen-Konzentration.*)
Der Logarithmus (lg) ist die Umkehrung einer Potenz-Funktion. Dazu lernen Sie später in der Mathematik genaueres.
Durch Umkehrung kann man aus dem pH-Wert auch wieder die Konzentration der Wasserstoff-Ionen berechnen.

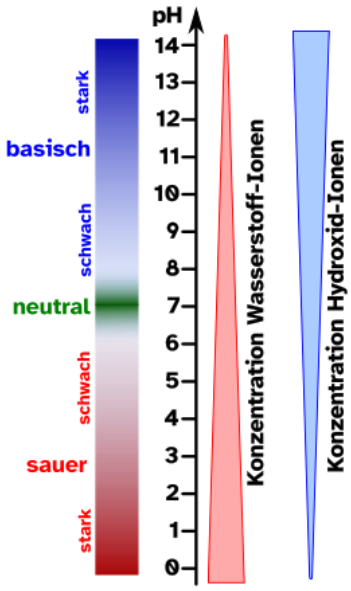
$$c[H^+] = 10^{-pH}$$

Hier erkennt man dann auch wieder die Potenz-Funktion.
Ein pH-Wert von 7 wird von uns als neutral verstanden. Hier stehen Wasserstoff-Ionen und Hydroxid-Ionen im Gleichgewicht. Es sind also von beiden Ionen gleichviele vorhanden.



pH-Skala und Beispiele
Q: openstax.org (Anatomy and Physiology); leicht geänd., übersetzt: dre

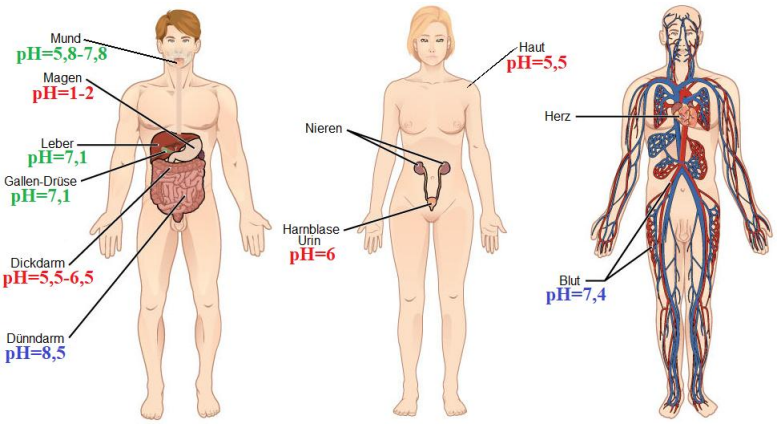
Ein pH-Wert, der kleiner als 7 ist, deutet auf eine saure Lösung hin. In dieser überwiegen die Wasserstoff-Ionen. Je kleiner der pH-Wert ist, umso saurer ist die Lösung. Mit anderen Worten: Je mehr Wasserstoff-Ionen in der Lösung vorliegen, umso geringer ist ihr pH-Wert. Ein kleiner pH-Wert steht somit für eine starke Säure.
Befindet sich der pH-Wert im Bereich über 7, dann handelt es sich um eine basische Lösung. Hier wird die Konzentration der Wasserstoff-Ionen immer kleiner, bis praktisch keine mehr vorhanden sind. Gleichzeitig – und das passiert im Wasser automatisch – steigt die Konzentration der Hydroxid-Ionen. Die Lösungen mit einem steigendem pH-Wert werden also immer basischer.



In unserem Körper herrschen sehr unterschiedliche pH-Werte. In einigen Bereichen sind die pH-Werte sehr stabil. Dazu gehört z.B. das Blut. Nur dadurch ist ein konstanter Transport von Kohlenstoffdioxid möglich. Auch der pH-Wert der Haut ist mit 5,5 sehr stabil. Der saure Charakter macht es Bakterien schwerer, sich anzusiedeln und zu überleben.
Beim normalen Waschen mit z.B. leicht basischen Seifen wird der pH-Wert nur kurzfristig verändert und sehr schnell durch die Haut wieder regeneriert.

In anderen Organsystemen sind die pH-Werte sehr veränderlich. Im Verlauf des Verdauungs-Trakt's wechselt der pH-Wert mehrfach von sauer nach basisch und umgekehrt. Dies fördert die Verdauung der verschiedenen Nahrungs-Bestandteile und verhindert eine durchgehende Infektion mit den gleichen Bakterien und Pilzen.

Mikroorganismen sind meist auf einen pH-Wert-Bereich spezialisert.



pH-Werte im und am Körper

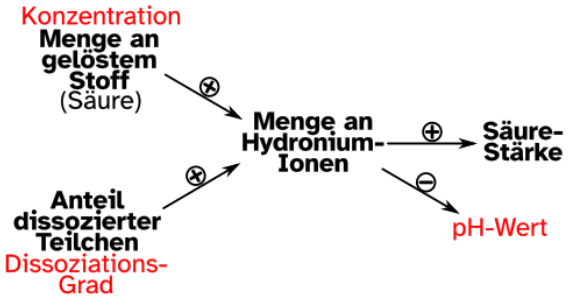
Q: openstax.org (Anatomy and Physiology)
neu zusammengestellt und erweitert: dre

Materialien zur Vorbereitung (z.B. für flipped classroom)		
	Nachweis Hydroniumionen und Hydroxidionen	
	[Learning Level Up] ⧖ **4:30 min**	********
	https://www.youtube.com/watch?v=EKSxvURW3Wk	
	Was sind Indikatoren? Was wird mit Indikatoren nachgewiesen?	
Wie funktioniert ein Indikator? Zeigen alle Rot-Färbungen von Indikatoren immer eine Säure an?		
	[musstewissen Chemie] ⧖ **min**	*****
	[] ⧖ **min**	*****

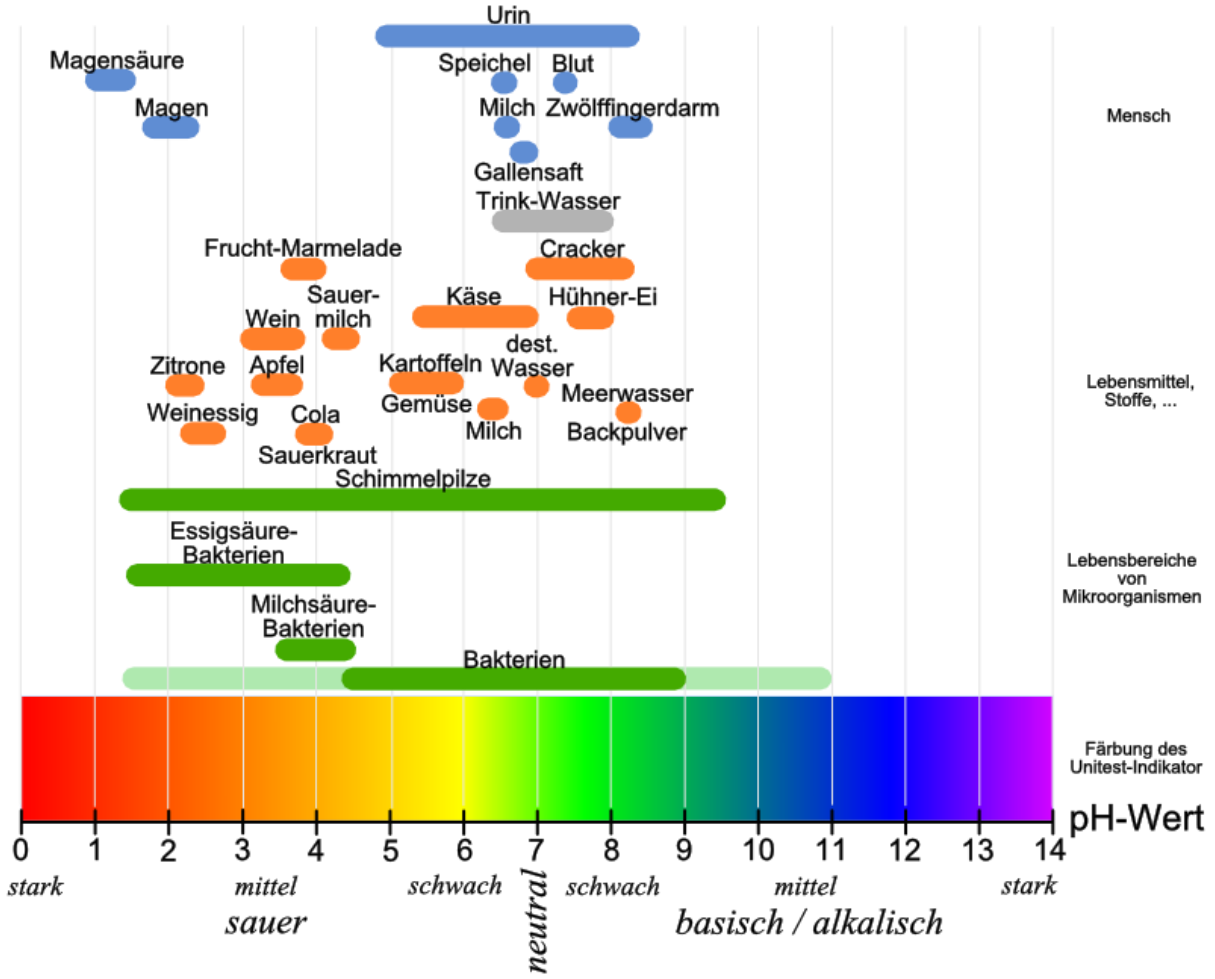
(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Aufgaben:

1. *Das Einlegen von Nahrungsmitteln in saure Lösungen (z.B. Gurken, Rote Beete) ist eine beliebte Konservierungs-Methode. Warum funktioniert das?*
2. *Wasch-Lotionen mit einem pH-Wert von 5,5 gelten als besonders Haut-freundlich. Warum verwendet man trotzdem immer noch Kern- oder Fein-Seifen, die leicht basisch im Wasser reagieren?*
3. *Der Chemie-Schlaumeier des Kurses schlägt das abgebildete Fluss-Schema zur Erklärung der Säure-Stärke vor. Setzen Sie sich mit dem Vorschlag auseinander und korrigieren Sie es ev.! Erläutern Sie dann das gesamte Schema!*



4. *Sind eigentlich in einer basischen Lösung garkeine Hydronium-Ionen mehr enthalten?*
   Erklären Sie Ihren Standpunkt zu der Frage!



 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

x.y.2. Nachweise der Säurerest-Ionen

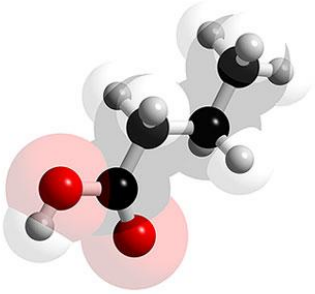
Zur Absicherung, dass eine Säure wirklich in die oben genannten Ionen zerfällt, müssen wir auch das zweite Ion – das Säurerest-Ion – nachweisen. Für die jeweiligen Säurerest-Ionen gibt es immer ganz spezielle Nachweise. Die meisten Nachweise in der anorganischen Chemie beruhen auf sogenannten Fällungs-Reaktionen oder Farb-Veränderungen. Fällungen treten auf, wenn bei einer Reaktion schwerlösliche Salze entstehen. Diese setzen sich (nach einiger Zeit) als Niederschlag ab.
Nachweise für die Säurerest-Ionen besprechen wir weiter hinten bei den Salzen (→ 9. Salze → 9.x. Nachweise für die Bestandteile der Salze).

Aufgaben:

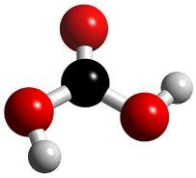
1.
2. *Garten-Hortensien sind beliebte Stauden im Garten. Viele Garten-Besitzer behaupten, dass die Hortensien-Blütenfarbe vom pH-Wert des Boden abhängt. Informieren Sie sich über das Aussehen und die Variabilität der Hortensien! Rechercieren Sie mit welchen Farben die Hortensien-Blüten welche Boden-pH-Werte anzeigen!*
3. *Erkunden Sie, wo in Ihrer Umgebung Hortensien wachsen und leiten Sie aus der Blüten-Farbe einen vermuteten Boden-pH-Wert ab!*

x.y. bedeutende Säuren

Bei den Säuren unterscheiden wir **anorganische** bzw. **mineralische Säuren** von den organischen. Die **organischen Säuren** haben ursprünglich zumeist eine pflanzliche oder tierische Herkunft. Natürlich lassen sie sich heute auch technisch erstellen. Organische Säuren enthalten mehr oder weniger viele Cohlenstoff-Atome in einer Kette. Weitere Bindungen, die nicht für Ketten-Bildung gebraucht werden, sind mit Wasserstoff-Atomen belegt.
Vertreter der organischen Säuren sind z.B. Ameisensäure, Essigsäure, Buttersäure, Apfelsäure, Citronensäure, Ascorbinsäure (Vitamin C) und die Desoxiribonukleinsäure (DNS).
Die Kohlensäure wird als einzige Säure mit Cohlenstoff-Atomen nicht zu den organischen Säuren gezählt. Das hat historische Gründe. Praktisch steht die Kohlensäure zwischen den organischen und anorganischen Säuren.
Mineralische Säuren basieren auf Nichtmetallen oder deren Oxiden. Der Name "mineralisch" bezieht sich darauf, dass diese Säuren bzw. ihre Säurerest-Ionen an der Bildung von Gesteinen (Minerale) beteiligt sind.
Die mineralischen Säuren werden auch noch in Sauerstoff-freie und Sauerstoff-haltige Säuren unterteilt.
Zu den Sauerstoff-freien zählen Chlorwasserstoffsäure, Bromwasserstoffsäure, Iodwasserstoffsäure und die Fluorwasserstoffsäure.
Die anderen (von uns betrachteten) Säuren enthalten Sauerstoff. Dazu gehören u.a. die Schwefelsäure, die Salpetersäure und die Phosphorsäure.



Kugel-Stab-Modell der Buttersäure

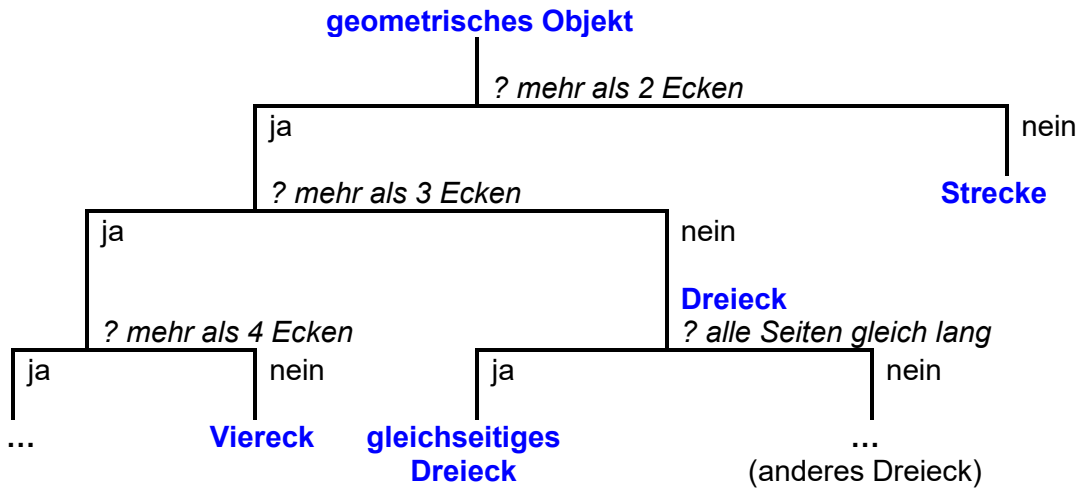


Kugel-Stab-Modell der Kohlensäure

Aufgaben:

1. *Erstellen Sie ein Klassifizierungs- / Einteilungs-Schema für Säuren! Geben Sie immer die Unterscheidungs-Kriterien und / oder die Entscheidungs-Frage sowie auch die (Antwort-)Möglichkeiten an! Orientieren Sie sich am unteren Schema!*

Beispiel-Schema für ausgewählte geometrische Figuren:



 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

x.y.z. Salzsäure

gemeint ist die Lösung von Chlorwasserstoff – einem Gas – in Wasser



$$HCl(g) + H_2O \longrightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

Der exakte Name lautet deshalb auch Chlorwasserstoff-Säure bzw. Chlorwasserstoffsäure-Lösung
weitere Bezeichnungen Acidum hydrochloricum und E 507 (Lebensmittelzusatz)

Da das Proton in der wässrigen Lösung nicht frei existieren kann, reagiert es sofort mit einem weiteren Wasser-Molekül zu einem Hydronium-Ion:

$$H^+ + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+$$

Zusammengefasst ergibt das die moderne Gleichung:

$$HCl(g) + 2\,H_2O \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

im menschlichen Magen 0,3%ige Säure
pH-Wert liegt dementsprechend zwischen 1 und 2 ("sehr stark sauer")

steigt der saure Mageninhalt die Speiseröhre hoch, dann entsteht Sodbrennen
einfachste Hilfe ist das Trinken von (stillem) (Mineral-)Wasser; Verdünnungs-Effekt
auch gut Säure-arme Kräuter-Tee's
durch Lutschen von Bonbon's oder dem Kauen von Kaugummi's werden die Speichel-Drüsen angeregt
bei starken Beschwerden wird Magnesiumoxid gegeben;
chemisch steckt eine Neutralisation / Salzbildung dahinter (Magnesiumchlorid; $MgCl_2$)

früher wurde eine Soda-Lösung empfohlen
Soda ist auch im Haushalt als Natron zu finden
chemisch Natriumhydrogencarbonat
leicht basisch; reagiert mit Salzsäure zu Natriumchlorid und Kohlenstoffdioxid
1 Tee-Löffel auf ein großes Glas Wasser
Gas werden über Speiseröhre abgegeben (Blähungen, Völlegefühl, …), was wiederum einen Teil des Magen-Inhalt's in die Speiseröhre treiben kann; dies kann wieder zu Beschwerden führen; selten anwenden!
"Hausmittel", wie sie z.B. auch Hebammen empfehlen, sind das Trinken von (abgekochtem) Kartoffelwasser und das Kauen von (süßen) Mandeln. Weiterhin sind auch Bananen, gekochte Kartoffen und Zwieback geeignet.
nur in extremen Fällen und dann auch nur sehr kurzfristig sollte sogenannte Antazida, H_2-Blocker bzw. Protonen-Pumpen-Blocker (Medikamente, die die Säure-Bildung im Magen reduzieren)
es besteht die Gefahr, dass es zu langfristigen Störungen des pH-Gleichgewicht's im Magen kommt

Aufgaben:

1. ***Warum geben gerade Hebammen Ratschläge für das Behandeln von Sodbrennen ab? Erklären Sie!***
2. ***Geben Sie für die Begriffe Säure und Base jeweils mindestens eine Definition an!***
3. ***Beschreiben Sie den Bau eines Chlorwasserstoff-Molekül's! Gehen Sie dabei auch auf die LEWIS-Formel und ev. Polaritäten bei Bindungen ein!***

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

x.y.z. Schwefelsäure

Schwefel(VI)-säure, Dihydrogensulfat, Monothionsäure, Sulfuric Acid, Vitriolöl

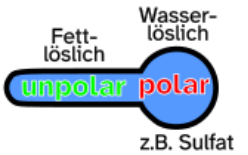


als Zusatz in Lebensmittel mit E 513 gekennzeichnet
in Kosmetika als SULFURIC ACID
Schwefelsäure wird auch das "Blut der chemischen Industrie" genannt.

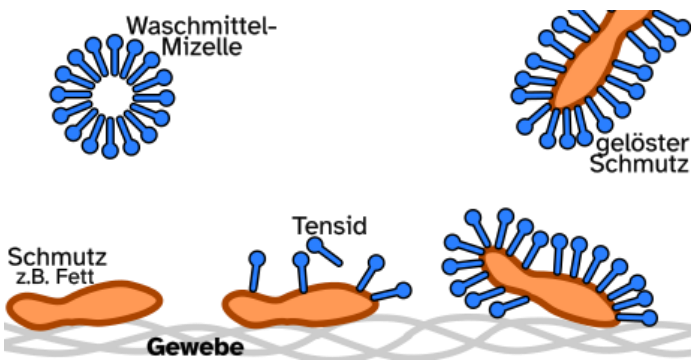
Sie wird für sehr viele chemische Produktionen gebaucht. Neben der ausgeprägten Säure-Eigenschaft nutzt man gerne den hygroskopischen Charakter der konzentrierten Schwefelsäure. Von einer hygroskopischen Substanz spricht man, wenn diese der Umgebung Wasser entzieht. Konzentrierte Schwefelsäure ist stark hygroskopisch. Der Wasser-Hunger ist so stark, dass nicht nur freies Wasser entzogen wird, sondern auch gebundene Wasserstoff- und Sauerstoff-Atome z.B. aus organischen Stoffen. Bei Chemikern beobachtet man häufig sehr löchrige Kittel. Die Löcher sind auch seltsam spöde und zerbröseln beim Berühren. Die Löcher stammen von einzelnen Tropfen konzentrierter Schwefelsäure. Sie entziehen den Zellulose-Fasern der Baumwolle Wasser. Dadurch geht die Struktur verloren, die Fasern werden brüchig. Die Schwefelsäure frisst sich immer mehr in die Baumwoll-Fasern. Selbst mehrfaches Waschen bringt keinen wirklichen Effekt. Irgendwann muss der Kittel wegen der zu großen Löchen entsorgt werden.
Auch bei Zucker (Saccharose, $C_{12}H_{22}O_{11}$) lässt sich die Wasser-entziehende Wirkung der konzentrierten Schwefelsäure beobachten. Gibt man unter dem Abzug (!) (Haushalts-)Zucker in ein hohes Becherglas und gibt dann etwas konzentrierter Schwefelsäure dazu, dann kommt es nach einiger Zeit zu starker Rauch- und Dampf-Entwicklung. Die Reaktion ist so heftig, dass Wasser verdampft. Dem Zucker werden alle seine Wasserstoff- und Sauerstoff-Atome als Wasser entzogen. Übrig bleibt am Ende nur der Kohlenstoff aus dem Zucker. Er wurde durch den Wasserdampf zu einem Kohlenstoff-Schwamm aufgetrieben.

In Blei-Akkumulatoren ist Schwefelsäure-Lösung die enthaltene Flüssigkeit – die sogenannte Batterie-Säure. Bei Öffnen der Akku's besteht Verätzungsgefahr. Die Schwefelsäure fungiert als **Elektrolyt** (elektrisch leitende Flüssigkeit) und als Reaktions-Partner für die Blei-Elektroden.

Der Sulfat-Rest aus der Schwefelsäure steckt in vielen Chemie-Produkten. Dazu zählen z.B. Waschmittel, Düngemittel



Waschmittel – auch **Tenside** genannt – bestehen aus größeren Molekülen. Ein Ende ist polar – mit anderen Worten Wasser-löslich oder –freundlich (hydrophil). Dieses Ende könnte z.B. ein Sulfat-Rest sein. Das andere Ende ist unpolar. Unpolare Stoffe sind Wasser-unlöslich oder –feindlich (hydrophob). Sie lösen sich dagegen besser in unpolaren Stoffen, wie z.B. Fett (Lipide).
Beim Wasch-Vorgang lagern sich die Tensid um die Schmutz-Partikel herum und ermöglichen so das Auflösen. Der gelöste Schmutz wird dann mit der Wasch-Lauge ausgespült.



Aufgaben:

1. *Erklären Sie, warum z.B. ein Sulfat-Rest polar ist!*
2. *Der Chemie-Schlaumeier der Klasse behauptet, dass man statt Wasser-freundlich und Wasser-feindlich auch lipophob und lipophil sagen kann. Setzen Sie sich mit dieser Behauptung auseinander!*
3. *Warum bilden Tenside in Wasser Kugel-förmige Gebilde – die Mizellen? Erklären Sie den Sachverhalt!*

Konzentrierte Schwefelsäure wird auch zur Herstellung von Sprengstoffen gebraucht.

Früher Herstellung im sogenannten Vitriol-Verfahren

Sulfate (z.B. Eisen(II)-sulfat (Eisenvitriol)) werden bei höheren Temperaturen (z.B. in Eisen(III)-oxid) und das entscheidende Schwefeltrioxid zerlegt

$$6\ FeSO_4{*}7H_2O + 7\ O_2 \longrightarrow 2\ Fe_2(SO_4)_3 + 2\ FeO + 42\ H_2O$$

$$Fe_2(SO_4)_3 \longrightarrow Fe_2O_3 + 3\ SO_3$$

das Schwefeltrioxid wird dann in Wasser gelöst

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

erste Beschreibung des Verfahren's geht auf das 8. Jahrhundert zurück

im 18. Jahrhundert dann durch moderne chemische Verfahren – wie das Bleikammer- und das Kontakt-Verfahren – ersetzt.
Zuerst wird Schwefeldioxid hergestellt. Das kann z.B. durch Verbrennung von Schwefel geschehen. Ein anderer Weg ist die Röstung von Pyrit (Eisen(II)-disulfid, FeS_2) – eine Verbindung aus Eisen und Schwefel. Dabei entsteht als Nebenprodukt Eisenoxid, welches im Hochofen zu Eisen umgewandelt werden kann.

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

$$\underset{\text{Eisen(II)-disulfid}}{4\ FeS_2} + 11\ O_2 \longrightarrow \underset{\text{Eisen(III)-oxid}}{2\ Fe_2O_3} + 8\ SO_2$$

Das gebildete Schwefeldioxid wird dann über einem Katalysator weiter zu Schwefeltrioxid oxidiert:

$$2\ SO_2 + O_2 \xrightarrow{\text{Katalysator}} 2\ SO_3$$

Katalysatoren werden in der chemischen Industrie allgemein als Kontakt bezeichnet.
Nur wenn die reagierenden Stoffe einen Kontakt mit diesem Stoff haben, dann kommt es auch zur Reaktion. Ein Katalysator bewirkt praktisch einen schnelleren Umsatz der Ausgangsstoffe. Er selbst bleibt aber erhalten und wird bei der Reaktion nicht verbraucht.
Das Schwefeltrioxid wird dann in konzentrierter Schwefelsäure gelöst. Dabei entsteht das sogenannte Oleum.

SO_3 + cH_2SO_4 ⟶ $H_2S_2O_7$

konzentrierte Schwefelsäure — Oleum

Dieses wird dann anschließend mit Wasser wieder zur konzentrierten Schwefelsäure verdünnt.

$H_2S_2O_7$ + H_2O ⟶ 2 cH_2SO_4

Aufgaben:

1. ***Stellen Sie die Ionen-Gleichung für das Auflösen von Schwefeltrioxid in Wasser auf! Achten Sie auf die Existensfähigkeit der Ionen!***
2. *2.*
3. *3.*

Lehrer-Versuch: Verkohlung von Zucker durch konzentrierte Schwefelsäure

Durchführung:

- *in ein großes Reagenzglas wird 1 cm hoch Saccharose (Haushaltszucker) gefüllt*
- *im Abzug 2 – 3 ml konzentrierte Schwefelsäure in das Reagenzglas gießen*

→ **Beobachtung**



Hinweise / Entsorgung:

- *(mit Wasser gewaschene und dann getrocknete) Zucker-Kohle kann für Adsorbtions-Versuche aufgehoben werden*
- *sonst in den Restmüll*

x.y.z. Salpetersäure



Herstellung von Sprengstoffen, Düngemitteln, …

Nitratzellulose

Königswasser / Scheidewasser
besteht aus drei Teilen konzentrierter Salzsäure (37%ig) und einem Teil konzentrierter Salpetersäure (65%ig)



löst auch die "königlichen" Edel-Metalle Gold und Platin

heute nutzt man Königswasser zum Aufschluss schwerlöslicher Proben, für die Karat-Prüfung von Gold-Schmuck und zur Material-Prüfung (Metall-Kristall-Untersuchungen)
mit Salzsäure lassen sich Gold und Platin nicht lösen,
Silber, Kupfer und praktisch alle anderen Metalle können von der Salzsäure angegriffen werden

Aufgaben:

1. *Recherchiere, wie es DE HEVESY im aneklierten Kopenhagen gelang, die goldenen NOBEL-Preis-Medaillen von VON LAUE und FRANCK vor den Nazi's zu retten!*
2. *2.*
3. *3.*

x.y.z. Phosphorsäure

Phosphorsäure in Cola

Phosphat – eigentlich ist das Phosphat-Ion gemeint – als wichtiger Energie-Träger in Zellen (ATP)
das Phosphat ist als Atom-Gruppe an vielen organischen Stoffen gebunden
Phosphat als Aktivator von chemischen Reaktionen in biologischen Zellen

DE: Darstellung von Schwefliger Säure

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

x.y.z. schweflige Säure

Versuch: Herstellung von schwefliger Säure

Durchführung:







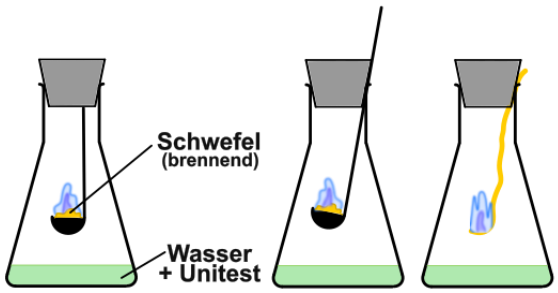
- *in einen ERLENMEYER-Kolben Wasser geben, so dass der Boden gut bedeckt ist*
- *3 – 4 Tropfen Unitest-Lösung dazugeben*
- *entweder einen passenden Stopfen mit einem verkürzten Verbrennungslöffel verwenden oder einen abgebogenen Verbrennungslöffel und einen sehr weichen Stopfen nutzen*
- *in den Verbrennungslöffel Schwefel geben und über einem Brenner zum Schmelzen bringen*
- *die Schmelze seitlich mit dem Brenner anzünden (Vorsicht: Schmelze ist heiß!)*
- *Verbrennungslöffel in den Kolben eintauchen und Kolben möglichst dicht verschließen*

→ **Beobachtungen**

Hinweise:

- *die Kolben sollten einige Zeit im Abzug oder an der frischen Luft zum Entgasen stehen*
- *ersatzweise kann auch ein Schwefelfaden angezündet werden, in den Kolben gehalten werden und dieser mit einem Stopfen verschlossen werden*
- ***Entsorgung:** Öffnen der Gefäße im Abzug und Entgasen lassen; Lösungen in den Ausguss*

traditionell zum
Schwefel von Wein-Fässern bzw. Gär-Kolben
nach dem Schwefeln müssen Schwefel-Tropfen mit dem Lösungswasser herausgespült werden
der reine Schwefel darf nicht in den Gär-Ansatz bzw. Wein gelangen
schweflige Säure dient auch nur dem Desinfizieren des Gär-Gefäßes



Varianten der Experimentier-Anordnung

Desinfektion / Schwefeln von Trocken-Obst
Konservierungs-Mittel

Schwefel(IV)-Säure, Schwefligsäure, Dihydrogensulfit
farblose Flüssigkeit, stechend (beizend) riechend (nach Schwefeldioxid)
nur in wässriger Lösung beständig; vollständig mit Wasser mischbar





leichtes Säuerungs-Mittel für die Herstellung von Fuchsin-schwefliger Säure – einem Nachweismittel für bestimmte Kohlenhydrate (Zucker)
bei der Herstellung des Nachweismittel's wird eine purpur-rote Fuchsin-Lösung mit schwefliger Säure versetzt, bis diese entfärbt ist (praktisch leitet man einfach Schefeldioxid in die Fuchsin-Lösung ein)
beim Nachweis tritt bei bestimmten Zuckern die Färbung wieder auf

entscheidender Mitverursacher von saurem Regen und der Versauerung von Flüssen

in höheren Atmosphären-Schichten kann durch die hoch-energetische Strahlung (aus dem Sonnen-Licht) eine Oxidation bis zum Schwefeltrioxid erfolgen
iin den Wolken bilden sich somit sowohl schweflige Säure, als auch Schwefelsäure

wichtigste Maßnahmen ist die Nutzung Schwefel-armer oder Schwefel-reduzierter Kohle.
Nach der Verbrennung der Kohle folgt heute immer eine Rauschgas-Entschwefelung z.B. mittels Calciumhydroxid (Löschkalk, $Ca(OH)_2$)

$$SO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow \underset{\text{Calcium-sulfit}}{CaSO_3} + H_2O$$

das gebildete Calciumsulfit kann zu Calciumsulfat umgearbeitet werden
mit einem bestimmten Wasser-Anteil wird das Calciumsulfat als Gips ($CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$, Calciumsulfat-Dihydrat) gehandelt und genutzt

Aufgaben:

1. ***Stellen Sie die chemischen Gleichungen für die Verbrennung von Schwefel und das Lösen des Reaktions-Produkt's in Wasser auf!***
2.
3.

x.y.z. Kohlensäure

DE: Darstellung von Kohlensäure
Die Anwendung dieser Darstellung kann mittels Trinkwassersprudlers erfolgen
Reaktionsgleichungen aufstellen

Kohlenstoffsäure

Lehrer-Versuch: Bildung von Kohlensäure im CO_2-Sprudler

Durchführung:

- *ältere – nicht mehr genutzte – Sprudler-Flasche bevorzugt*
- *Flasche normal mit Wasser befüllen*
- *wenn ein Sprudler-System mit Sicht-Möglichkeit vorhanden ist, dann einige Tropfen Unitest dazugeben (bis schöne Farbe-Dichte gegeben ist) (**!Flasche nach Versuch eingespannt lassen!**), sonst Unitest erst nach dem Sprudeln dazugeben*
- *Flasche einspannen und 1x kräftig sprudeln*
- *ev. jetzt Unitest dazugeben*

!

Hinweise:

- *Abkoppeln der Flasche überm Ausguß!, mit Unitest versetztes Wasser neigt zur starken CO_2-Freisetzung*
- *Entsorgung der Lösung im Ausguß; Flasche und Sprudel-Gerät gründlich reinigen, möglichst nur noch für chemische Versuche nutzen (ev. entsprechend kennzeichnen!)*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Versuch: Bildung von Kohlensäure mit Spritzen-Technik

Material:

- ERLENMEYER-Kolben, Unitest-Lösung; Plastik-Spritze (60 – 200 ml), Anschluss-Schlauch

Hinweis:

- Lehrer stellt mit CO_2 gefüllte Spritze (60 – 200 ml) zur Verfügung (Füllung über einen Schlauch innerhalb des Sprudlers oder mit Gas aus einem Druck-dichten Gas-Entwickler (Marmor + verd. Salzsäure)

Durchführung:

- ERLENMEYER-Kolben 2 – 3 cm hoch mit Wasser füllen; einige Tropfen Unitest hinzufügen

→ Beobachtung

- ausreichend langen Schlauch an die Spritze ankoppeln und das Gas in das Wasser einsprudeln

→ Beobachtung

Hinweise:

- Entsorgung der Flüssigkeit im Ausguß

Versuch: Austreiben von CO_2 aus einer Kohlensäure-Lösung

Material:

- 2 ERLENMEYER-Kolben, Kohlensäure-haltiges Mineral-Wasser (od. selbsthergestelltes Sprudel-Wassser), Unitest-Lösung; Holz- oder Glas-Stab

Durchführung:

- beide ERLENMEYER-Kolben 2 – 3 cm hoch mit dem Mineral-Wasser füllen; einige Tropfen Unitest hinzufügen

→ Beobachtung

- in einem ERLENMEYER-Kolben das Wasser mehrfach mit dem Holz- oder Glas-Stab umrühren

→ Beobachtung (Vergleich zum anderen Kolben)

- ERLENMEYER-Kolben das Wasser mehrfach mit dem Holz- oder Glas-Stab umrühren

→ Beobachtung (Vergleich zu einem frisch bereitgestelltem Kolben)

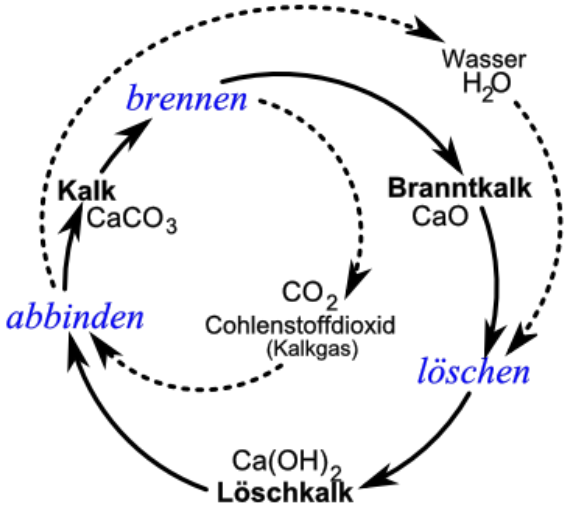
Hinweise:

- Entsorgung der Flüssigkeit im Ausguß

Aufgaben:

1. *Stellen Sie die Reaktions-Gleichung für das Lösen von Kohlenstoffdioxid in Wassser und die Dissoziation der gebildeten Säure auf!*
2. *Zeigen Sie anhand von Gleichungen, dass Kohlensäure wirklich eine Säure ist!*
3. *Beurteilen Sie die Stärke von Kohlensäure und geben Sie eine Erklärung für die von Ihnen angegebene Stärke der Säure an!*
4. *Recherchieren Sie, worum es beim sogenannten REA-Gips genau handelt! Wie wird er hergestellt?*

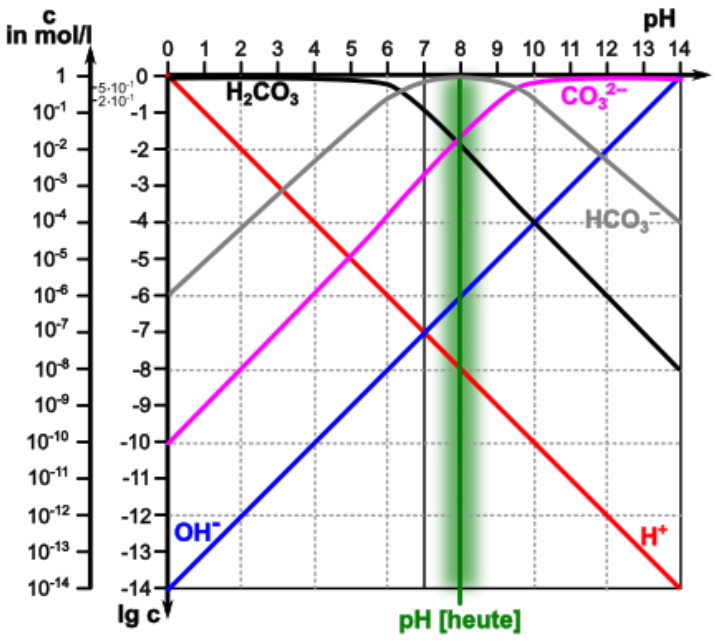
Den Stoffkreislauf des Calcium im Bau- und chemischen Gewerbe haben wir schon ausführlich besprochen (→ 3.4.3. Calciumhydroxid, Kalkwasser). In diesem Kreislauf spielt aber auch das Kohlenstoffdioxid eine zentrale Rolle. Es geht dabei mehr um das zusätzlich in die Atmosphäre abgegebene CO_2 aus Verbrennungs-Vorgängen. Dieses CO_2 wird nicht durch Löschkalk gebunden, sonders es landet vermehrt gelöst in unseren Gewässern. Diese werden dadurch immer saurer. Als Nebeneffekt greift die gebildete Kohlensäure nun wieder die Carbonate z.B. in den Muschel- und Schnecken-Gehäusen an. Diese werden immer dünner und instabiler. Letztendlich bieten die Schalen dann weniger Schutz und Halt.
Bei der Reaktion von z.B. Calciumcarbonaten mit Kohlensäure entsteht gut lösliches Hydrogencarbonat:



$$CO_3^{2-} + + H_2CO_3 \longrightarrow 2\ HCO_3^-$$

Leider ist das aber nicht stabil, sondern bildet sich unter Abgabe von CO_2 wieder zu Carbonat zurück. Mit reichlich vorhandenen Calcium-Ionen reagiert das Carbonat wieder zu schwer-löslichem Calciumcarbonat. Es kommt zu Niederschlägen z.B. auf Pflanzen, die nun weniger Photosynthese betreiben können, weil sie von einer Schicht Calciumcarbonat bedeckt sind.

Die Meere und Ozeane sind ebenfalls stark betroffen. Die riesigen Wasser-Massen können zwar viel CO_2 binden, aber es ist dementsprechend auch wieder sehr lange im Wasser gelöst. Die Veränderungen im pH-Wert – oft reichen schon minimale Änderungen – bewirken neue Umweltbedingungen für viele Lebewesen.



$$CO_3^{2-} + CO_2 + H_2O \longrightarrow 2\ HCO_3^-$$

 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Aufgaben:

1.

2. In welchem Verhältnis liegen Kohlenstoffdioxid, Carbonat und Hydrogencarbonat im heutigen Meerwasser vor?

3. Welche Veränderungen ergeben sich für die Verhältnisse (von 2.), wenn es zu einer Versauerung um eine pH-Stufe kommt? Ist das Meerwasser dann wirklich sauer? Kann man wirklich von einer Versauerung sprechen? Setzen Sie sich mit den Fragen in Form eines kleinen Vortrag's auseinander!

Versuch: Prüfung des Säure-Base-Charakter's von gelöstem CO_2

Material:

- Reagenzglas, Bromthymolblau-Lösung (Indikator), Test-Lösungen (für Positiv-Test Kohlensäure-haltiges Mineralwasser; Negativ-/Blind-Test: demineralisertes Wasser)

- ersatzweise kann auch Unitest-Indikator versucht werden

Durchführung:

- in ein RG 5 ml Test-Lösung füllen und 3 – 5 Tropfen Bromthymolblau-Lösung dazutropfen

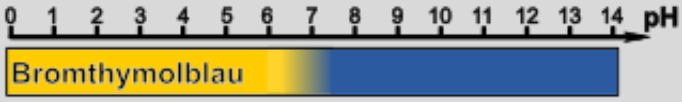
- alternativ kann über einen Schlauch Ausatem-Luft oder zu testendes Gas in ein RG mit 5 ml Wasser mit einigen Tropfen Bromthymolblau-Lösung gedrückt / gepustet werden

→ Beobachtung

Hinweise:

- Entsorgung der Flüssigkeit im Ausguß

- Farb-Abhängigkeit des Bromthymolblau-Indikator's bei unterschiedlichen pH-Werten



 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Versuch: Nachweis von Carbonat-Ionen bzw. Kohlenstoffdioxid

Material:



- *Reagenzglas, Barium- od. Calciumhydroxid-Lösung, Test-Lösungen (für Positiv-Test Kohlensäure-haltiges Mineralwasser; Negativ-/Blind-Test: demineralisertes Wasser)*

Durchführung:

- *in ein RG 5 ml Test-Lösung füllen*
- *3 – 5 Tropfen Barium- bzw. Calciumhydroxid-Lösung dazutropfen*
- *alternativ kann über einen Schlauch Ausatem-Luft oder zu testendes Gas in ein RG mit 5 ml Calciumhydroxid-Lösung gedrückt / gepustet werden*

→ **Beobachtung**

Hinweise:

- *wegen der Ungiftigkeit ist Calciumhydroxid vorrangig zu verwenden*
- *Entsorgung der Flüssigkeit im Ausguß*

Versuch: Reaktion von Säuren mit Naturstoffen aus Calciumcarbonat

Material:



- *als Stoffproben eignen sich: Marmor-Stücke, Muschel-Schalen oder Schnecken-Gehäuse; Kalkstein*
- *als Säuren eignen sich: Zitronensäure, Weinsäure, Essigsäure, Essig-Essenz*
- *ERLENMEYER-Kolben; passender Stopfen mit Gär-Röhrchen; Calciumhydroxid-Lösung (ersatzweise: Bariumhydroxid-Lösung)*

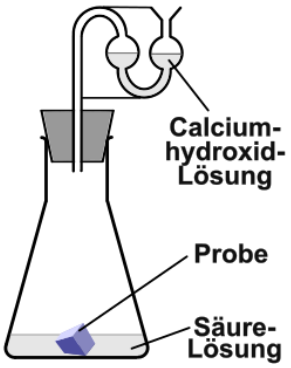
Durchführung:

- *Stopfen mit Gär-Röhrchen vorbereiten und Calciumhydroxid-Lösung vorsichtig so einfüllen, dass die beiden Kugeln ungefähr halbvoll sind*
- *Probe in den Kolben geben, feste Säure mit Wasser dazugeben; flüssige Säuren können pur dazugegeben werden*
- *Stopfen mit Gär-Röhrchen aufsetzen*

→ **Beobachtung**

Hinweise:

- *wegen der Ungiftigkeit ist Calciumhydroxid vorrangig zu verwenden*
- *Entsorgung der Flüssigkeit im Ausguß*



 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

x.y.z. organische Säuren

Die ursprüngliche – zumeist pflanzliche oder tierische – Herkunft der organischen Säuren kann man schon an den Namen erkennen. Bekannte Vertreter sind:

• **Ameisensäure**	HCOOH	auch in Brennnesseln
• **Essigsäure**	CH_3-COOH	
• **Buttersäure**	C_3H_7-COOH	auch im Schweiß
• **Apfelsäure**	HOOC-H_3C_2OH-COOH	
• **Citronensäure**	HOOC-HC-(CH_2-COOH)$_2$	
• **Milchsäure**	CH_3-CHOH-COOH	

Typisch ist die Carboxyl-Gruppe **–COOH**. Ein Wasser-Molekül kann dieser Gruppe ein Wasserstoff-Ion (Proton) entziehen:

$$R\text{-}COOH + H_2O \rightleftharpoons R\text{-}COO^- + H_3O^+$$

Das **R** steht für einen weiteren – meist recht variablen – Molekül-Rest.
Zu den organischen Säuren mehr bei der Behandlung der organischen Stoffe (→ 🕮 **Organische Chemie** (Klasse 10++)).

Aufgaben:

1. *Nennen Sie 5 Sauerstoff-haltige Säuren!*
2. *Warum ist die Aussage, alle Säuren enthalten auch Sauerstoff, falsch? Führen Sie einen Beweis!*
3.

x.y. ökologische Bedeutung der Säuren

x.y.1. Chemie-Unfälle

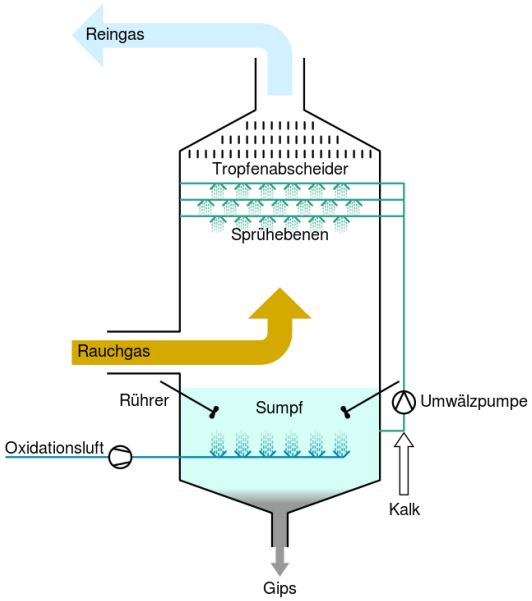
x.y.2. saurer Regen

Materialien zur Vorbereitung (z.B. für flipped classroom)			
	[]	⌛ min	*
	[]	⌛ min	*
	[]	⌛ min	*

Rauchgas-Entschweflung

In Kohle ist Schwefel ein bedeutender Begleitstoff. Besonders die erdgeschichtlich jüngere Braunkohle enthält sehr viel Schwefel.
Bei der Verbrennung der Kohle verbrennt auch der Schwefel. Es bildet sich Schwefeldioxid. Früher wurde die Abgase einfach in die Umwelt abgegeben. Mit dem Wasser in den Wolken bildete sich schweflige Säure, die dann irgendwann abregnete. Man sprach vom "sauren Regen". Riesige Wald-Landschaften wurden durch den sauren Regen zerstört. Die Nadeln der Nadelbäume wurden braun und fiehlen dann ab. Zurück blieben schwer geschädigte oder tote Bäume. Zuerst versuchte man die Böden in den Wälder zu kalken, d.h. Kalk ($CaCO_3$) zuzuführen. Man musste dann aber einsehen, dass nicht viel bringt, die Auswirkungen zu bekämpfen. Man musste an die Ursachen heran.
Nach und nach wurden dann mit Umwelt-Auflagen die Verursacher zur Anschaffung und Nutzung von Rauchgas-Entschwefelungs-Anlagen gezwungen. Heute wird fast das gesamte Schwefeldioxid durch das Verfahren aus den Abgasen entfernt.

Kaltwäsche(-Verfahren)



Q: de.wikipedia.org (Sponk, Gewitterhexe)

$$2\ SO_2 + 2\ Ca(OH)_2 \longrightarrow 2\ CaSO_3 \cdot \tfrac{1}{2}\ H_2O + H_2O$$
$$2\ CaSO_3 \cdot \tfrac{1}{2}\ H_2O + O_2 + 3\ H_2O \longrightarrow 2\ CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$$

$$2\ SO_2 + 2\ Ca(OH)_2 + O_2 + 2\ H_2O \longrightarrow \underset{\text{Gips}}{2\ CaSO_4 \cdot 2\ H_2O}$$

Das Produkt Gips (Calciumsulfat-Dihydrat) ist gut weiterverarbeitbar und in der Bauindustrie als Baustoff sehr beliebt.

Aufgaben:

1. Überlegen Sie sich, was chemisch mit dem Kalk und der schwefligen Säure in den Waldböden passiert!

WALTHER-Verfahren

neben Entschwefelung auch noch Entstickung (Entfernung der Stickoxide)

$$NH_3 + SO_2 + H_2O \longrightarrow NH_4HSO_3$$
$$NH_4HSO_3 + NH_3 \longrightarrow (NH_4)_2SO_3$$
$$(NH_4)_2SO_3 + \tfrac{1}{2}\ O_2 \longrightarrow (NH_4)_2SO_4$$

Entprodukt Ammoniumsulfat ist als Düngemittel nutzbar
Verfahren aber nicht ungefährlich, weil nebenbei auch Ammoniumnitrat entsteht, welches Explosionsgefahren in sich birgt

 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

x.y.3. Versauerung der Meere / Ozeane

Materialien zur Vorbereitung (z.B. für flipped classroom)	
	Die Versauerung der Meere durch den Klimawandel
	[Julius-Leber-Schule Frankfurt am Main] ⌛ **2:30 min** ★★★
	https://www.youtube.com/watch?v=N8Vh8NYvMDw
	Was genau meint Versauerung der Meere? Werden Meere richtig sauer und ätzend?
Welche Ursachen hat die Versauerung der Meere?	
	Plankton: Der CO2-fressende Superorganismus
	[klima:neutral] ⌛ **9 min** ★★★★★
	https://www.youtube.com/watch?v=PY2_KEY0mtQ
	Was ist Plankton? Welche Funktionen erfüllt das Plankton in der Natur?
Welche Bedeutung hat das Plankton für Natur und damit auch für uns?	
	DESHALB solltest du das MEER NICHT ERHITZEN!
	[Techtastisch] ⌛ **11 min** ★★★★★
	https://www.youtube.com/watch?v=ekyqrZ1-Suk
	Wie wirkt sich der erhöhte CO_2-Gehalt in der Atmosphäre auf die Meere aus?
Welche Bedeutung hat der Golf-Strom für uns Europäer?	
	Versauerung der Meere durch steigende CO2-Konzentration
	[Andreas Kalt] ⌛ **6 min** ★★★
	https://www.youtube.com/watch?v=J69boZtQdN8
	Beschreibe den Kohlenstoff-Kreislauf! Welche Wirkungen hat die Versauerung der Meere für Lebewesen?
Warum betrifft die Versauerung der Meere praktisch alle Organismen im Meer?	
	Technotastisches Experiment: Achtung, saure Meere
	[on:spot mit Technotastisch], [klima:neutral] ⌛ **12 min** ★★★★
	https://www.youtube.com/watch?v=j460B5w8lcU
	Wie kommt es zur Versauerung der Meere? Wie könnte man das Experiment / Modell noch realistischer machen?
	[] ⌛ **min** ★
	[] ⌛ **min** ★

x.y. technische und industrielle Bedeutung der Säuren

Blut der chemischen Industrie
Viele Säuren zählen zu den Grundchemikalien in der chemischen Industrie. Aus ihnen werden sehr viele verschiedene Produkte hergestellt. Weiterhin werden auch sehr große Mengen verbraucht.

x.y.z. Schwefelsäure

x.y.z.1. Verwendung von Schwefelsäure

x.y.z.2. Herstellung von Schwefelsäure

x.y.z.2.1. Vitriol-Verfahren

x.y.z.2.2. Bleikammer-Verfahren

x.y.z.2.3. Doppelkontakt-Verfahren

Rösten sulfidischer Erze (z.B. Pyrit):

$FeS_2 + O_2 \longrightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2 \quad ; \Delta_R H = -3442\ kJ$

od. Schwefeldioxid-Herstellung aus Anhydrit (Anhydrit-Verfahren)

$2\ CaSO_4 + C \longrightarrow 2\ CaO + 2\ SO_2 + CO_2 \quad ; \Delta_R H = 544\ kJ$

od. direkt Verbrennung von Schwefel:

$S + O_2 \longrightarrow SO_2$

dann weitere Oxidation des Schwefeldioxides

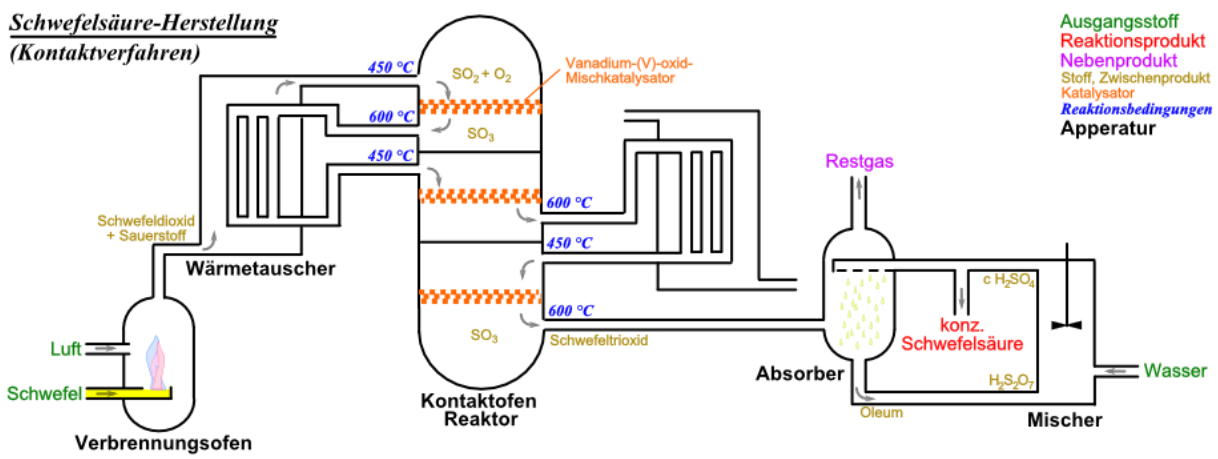
$2\ SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\ SO_3 \quad ; \Delta_R H = -198\ kJ$

Auflösen des Schwefeltrioxids in konz. Schwefelsäure / Bildung Oleum

$SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow H_2S_2O_7$

Verdünnung und Zersetzung des Oleum zu konz. Schwefelsäure

$H_2S_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2\ H_2SO_4$



8. Neutralisation

Problem-Fragen für Selbstorganisiertes Lernen
Kann man Säuren mit Basen ungefährlich machen? Wie "entschärft" man bei Unfällen usw. Säuren und / oder Basen? Warum werden Säuren und Basen getrennt voneinander gelagert? Was passiert bei der Reaktion von Säuren mit Basen? Wie heißen Reaktionen zwischen Säuren und Basen? Was ist eine Neutralisation? Wie verändert sich die Leitfähigkeit für den elektrischen Strom bei einer Neutralisation? Wie kann man die Neutralisation definieren? Welche Produkte entstehen bei einer Neutralisation? Lassen sich Haushaltsreiniger / Reinigungsmittel beliebig kombinieren – z.B. Essig-Reiniger und basische Rohr-Reiniger? Verstärken sich dann die Reinigungskräfte? Verstärkt eine zugegebene Base die elektrische Leitfähigkeit einer Säure immer weiter? Wieviel Base braucht man zur Neutralisation einer bestimmten Menge Säure? Warum wird nie bzw. sehr selten bei Säure-Unfällen eine Neutralisation mit einer Base als Gegenmaßnahme durchgeführt – eigentlich wäre das doch optimal? Welche Maßnahmen unternimmt man, um bei Säure- oder Base-Unfällen die Situation zu entschärfen?

Chemische Reaktion von alkalischer mit saurer Lösung
SE: Reaktion von Natronlauge mit Salzsäure und Prüfen mit Indikator
SE: Eindampfen der Lösung
Natriumchlorid als Reaktionsprodukt erkennen

- ***Neutralsationsreaktion als Reaktion von sauren und alkalischen Lösungen zu Salz und Wasser***
  Reaktionsgleichungen aufstellen
- ***saure. alkalische und neutrale Lösung***

SE: Prüfen verschiedener Lösungen mit Indikatoren

- ***pH-Wert als Maß für saure, alkalische und neutrale Lösungen***
  Haushaltschemikalien sind einzubeziehen
- ***pH-Skala***
- ***Bedeutung des pH-Wertes***
  Die pH-Werte im menschlichen Körper sowie im Boden sind zu berücksichtigen

Bestimmt hat sich der eine oder andere schon gefragt, was wohl passiert, wenn man eine Säure mit einer Base reagieren lässt. Gibt es überhaupt eine Reaktion, oder sind die Stoffe so andersartig, dass sie nichts zusammenbringt?
Schon die Alchimisten waren an dieser Fragestellung interessiert und sie haben es natürlich probiert.
Dazu kann man folgenden Versuch durchführen:

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Reaktion einer verdünnten Natriumhydroxid-Lösung mit einer verdünnten Salzsäure-Lösung

Materialien / Geräte:



verdünnte Natriumhydroxid-Lösung (Natronlauge), verdünnte Chlorwasserstoffsäure-Lösung (Salzsäure); ERLENMEYER-Kolben (Weithals), Pipette; Universal-Indikator

Durchführung / Ablauf:



- in den ERLENMEYER-Kolben ungefähr 0,5 cm hoch Natriumhydoxid-Lösung geben
- mit 2 – 3 Tropfen Universal-Indikator versetzen
- tropfenweise Salzsäure dazugeben und Tropfen mitzählen (zu Anfang kann man 2 bis 3 Tropfen nehmen, dann bei beginnender Verfärbung nur noch einzelne Tropfen; immer gut umschütteln)
- wenn die Lösung im Kolben eindeutig sauer ist, dann kann das Experiment beendet werden

ergänzendes Experiment:

- in den ERLENMEYER-Kolben wieder einen ev. zwei Tropfen Natriumhydoxid-Lösung zugeben (bis Lösung gerade wieder basisch ist)
- jetzt kann wieder tropfenweise Salzsäure zugegeben werden, bis der Farbumschlag zu sauer erfolgt
- die letzten zwei Schritte können mehrfach wiederholt werden

Materialien zur Vorbereitung (z.B. für flipped classroom)	
	Säuren Basen Neutralisation
	[Mathias Pieper] **9 min** ★★★★★
	https://www.youtube.com/watch?v=vkHjEyvIcVA
	Wie reagieren Säuren, Basen und Wasser mit Unitest? Was passiert beim Zusammenfügen von Säuren und Basen?
Was bildet sich bei der Neutralisation und bleibt nach dem Abdampfen des Wasser's über?	
	Neutralisation Reaktionsgleichungen
	[Mathias Pieper] **10 min** ★★★★★
	https://www.youtube.com/watch?v=D9AMHeDZh6I
	Wie gleicht man Reaktions-Gleichungen bei einer Neutralisation aus?
	Übungsvideo: Säuren reagieren mit Basen
	[chemistrykicksass] **10 min** ★★★
	https://www.youtube.com/watch?v=cV311Y-lVnc
	Was ist eine Neutralisation? Was versteht man unter einem korrespondierenden Säure-Base-Paar?
Stimmt die Aussage, dass immer der Stoff mit den meisten Wasserstoff-Atomen die Säure ist?	
	Was ist Neutralisation?
	[musstewissen Chemie] **8:30 min** ★★★★★
	https://www.youtube.com/watch?v=5c5SrQb2SM4
	Wie sind Säuren und Basen definiert? Warum neutralisieren sich Säuren und Basen gegenseitig?
Was ist der Unterschied zwischen Backpulver und Backnatron? Welche Funktion hat das Natriumhydrogencarbonat praktisch in Backpulvern usw.?	

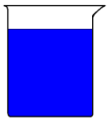
(c,p) 2015-2026 lsp: dre

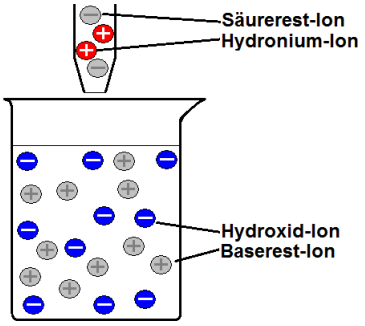
	[] ⌛ min ✱

	Neutralisationreaktionen
	[Frau Brüse] ⌛ **7:30 min** ✱✱✱✱✱
	https://www.youtube.com/watch?v=DciFeh2CbCs
	Wie erkennt man, ob eine Säure oder Base ein- bzw. zwei-wertig ist? Wie gleicht man Neutralisations-Gleichungen aus?
	[] ⌛ min ✱

Was passiert hier?

Zu Anfang haben wir eine klassische Base-Lösung vorliegen:





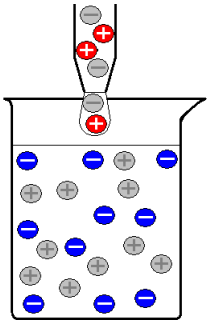
$$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$$

Indikator: **blau**

Die überschüssigen Hydroxid-Ionen machen den basischen / alkalischen Charakter der Lösung aus.

Die Baserest-Ionen – hier sind das die Natrium-Ionen spielen für die folgenden Vorgänge keine Rolle. Sie bleiben unverändert in Lösung.

Tropfen wir nun Säure dazu, die ebenfalls dissoziiert ist:



$$HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$$

Indikator: **rot**

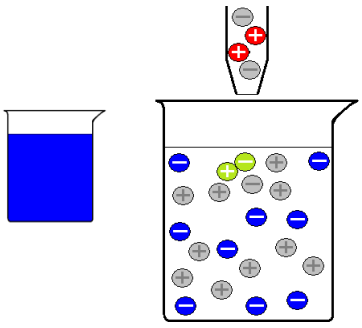
dann verbinden sich die Wasserstoff-Ionen (Proton) mit den Hydroxid-Ionen und es entsteht Wasser:

$$H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$$

Da die Hydroxid-Ionen immer noch im Überschuß sind, bleibt die Lösung basisch – also mit Unitest blau gefärbt.

Die Säurerest-Ionen – hier die Chlorid-Ionen verbleiben unverändert in der Lösung. Die Wasserstoff-Ionen reagieren bekanntlich weiter zu Hydronium-Ionen. Für unsere Betrachtungen ist es einfacher und übersichtlicher bei den Wasserstoff-Ionen zu bleiben.

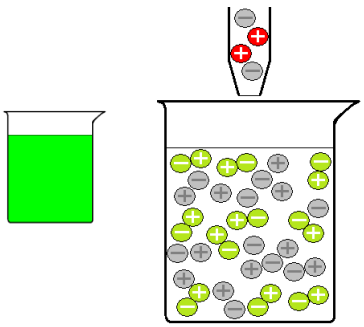
Auch die Base- und Säurerest-Ionen könnten weiter miteinander reagieren. Dabei entstände Natriumchlorid. Von diesem wissen wir ja, dass sich (sofort wieder) in Wasser löst. Die Säurerest- und Baserest-Ionen bleiben in dissozierter Form in Lösung.



Jeder weitere Tropfen Säure sorgt für die weitere Bindung der Hydroxid-Ionen.

Irgendwann hat auch das letzte – noch verbleibende - Hydroxid-Ion mit einem Wasserstoff-Ion (Proton) reagiert. Die Lösung enthält dann keine überschüssigen Hydroxid-Ionen mehr. Die Wasserstoff-Ionen sind auch noch nicht in der Überzahl.

Die Lösung ist vom ursprünglichen basischen Charakter nun ausgeglichen – neutral – geworden.



$$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \rightleftharpoons H_2O + Na^+ + Cl^-$$

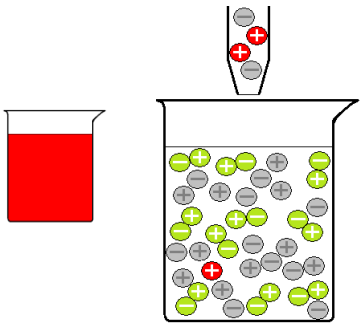
Indikator: **blau** **rot** **grün**

Der Universal-Indikator zeigt diesen Zustand mit einer Grün-Färbung an.

Da die Lösung nun weder sauer noch basisch ist, sondern eben **neutral** geworden ist, sprechen wir von einer **Neutralisations-Reaktion**.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Setzt man nun nur einen einzelnen weiteren Säure-Tropfen dazu, dann sind mit einem Mal die Wasserstoff-Ionen im Überschuß und die Lösung wird schlagartig sauer. Der Universalindikator zeigt nun eine rote Färbung.
Gibt man nun einen oder wenigeTropfen Base dazu, dann wird die Lösung zuerst einmal neutral. Weitere Tropfen erzeugen dann wieder einen basischen Charakter.
Dieses Wechselspiel kann man nun mehrfach wiederholen.



Aufgaben:

1. *Stellen Sie alle Gleichungen (auch die für die Basen) unter Beachtung des mitreagierenden Wasser auf (moderne Betrachtung / Säure-Base-Konzept von BROENSTED)!*
2. *Prüfen Sie, ob die Vereinfachung auf das historisch ältere ARRHENIUS-Konzept für die Neutralisations-Reaktion als Erkenntnis-Grundlage ausreicht!*
3. *Prüfen Sie, wie sich ein Austausch der Lösungen (Base wird in die vorgelegte Säure zugetropft) auf das Reaktions-Verhalten auswirken würde!*
4. *Beschreiben Sie unter Zuhilfenahme von Ionen-basierten Skizzen (s. oben)*

Definition(en): Neutralisation
Die Neutralisation ist eine chemische Reaktion bei der Hydronium- und Hydroxid-Ionen im stöichiometrischen Verhältnis miteinander reagieren und Wasser bilden.
Eine Neuralisations-Reaktion ist eine Säure-Base-Reaktion, bei der am Ende die Hydroxid- und Hydronium-Ionen miteinander ausgeglichen sind.
Eine Neutralisation ist die Reaktion von gleichen Stoffmengen von Säuren (bezogen auf Hydronium-Ionen) und Basen (bezogen auf Hydroxid-Ionen).

Die stöchiometrische äquivalente Reaktion von Hydronium- und Hydroxid-Ionen nutzt man für die Bestimmung von Stoffmengen in Proben-Lösungen.
Kennt man nun die Stoffmenge z.B. der Hydronium-Ionen in der Pipetier-Lösung, dann kann man die Menge der – in der Vorlage – enthaltenen Hydroxid-Ionen genau bestimmen.
Nehmen wir ein einfaches Beispiel, um das Prinzip zu erläutern:
Eine uns bekannte Säure-Lösung soll genau ein Mol Salzsäure in einem Liter enthalten.
Die Chemiker nennen eine solche Lösung 1 molar. Geschrieben wird diese Konzentrations-Angabe als 1M.
Verbraucht man nun die gesamte Menge dieser Säure-Lösung, um eine unbekannte Natriumhydroxid-Lösung zu neutralisieren, dann waren in dieser auch genau 1 mol Natriumhydroxid.
Kennen wir auch noch das ursprüngliche **Volumen V** dieser Lösung (z.B. 0,5 l), dann lässt sich auch die **Konzentration c** der "unbekannten" Natriumhydroxid-Lösung berechnen.

Die Berechnungs-Grundlagen haben wir schon dargelegt (→ 4.1.2. Berechnungen zu Stoffmengen-Anteilen in Lösungen).
Die Konzentration ist der Quotient aus **Stoffmenge n** und **Volumen V**.
Die Einheit lautet Mol pro Liter (mol/l) oder eben molar.

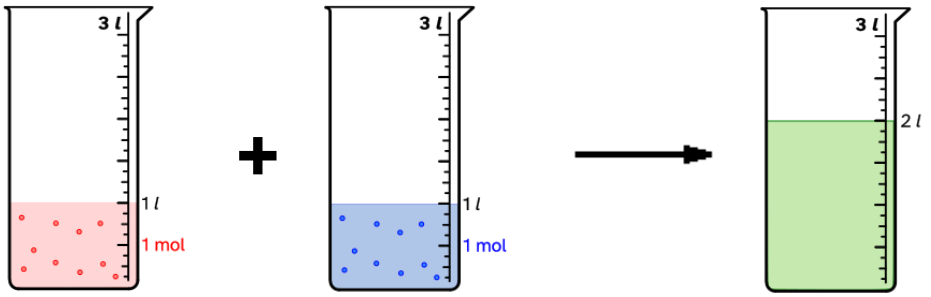
$$c = \frac{n}{V}$$

Aufgaben:

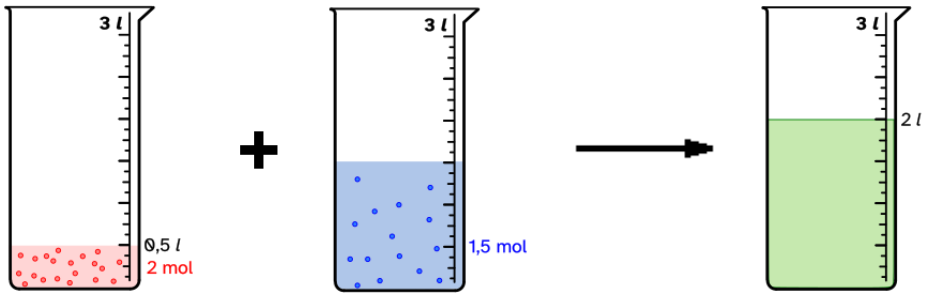
1. *Welche Menge an Hydroxid-Ionen ist in einer Vorlage, wenn von der 1 molaren Salzsäure-Lösung:*

   a) 0,1 l b) 250 ml c) 3 l

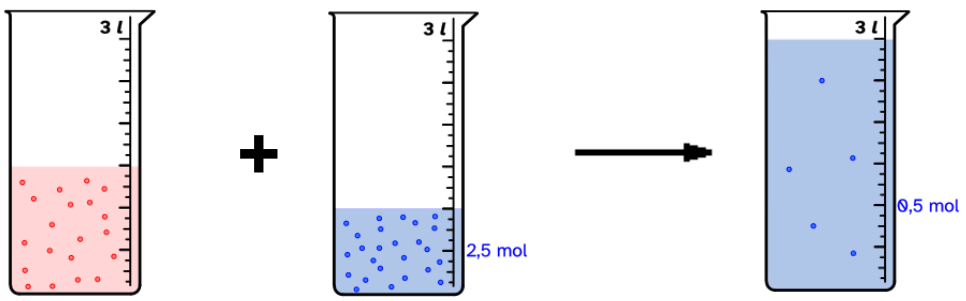
   zur Neutralisation verbraucht werden?
2. *Berechnen Sie die Stoffmenge an Natriumhydroxid, wenn zur Neuralisation 25 ml einer 0,5 M Salzsäure-Lösung verbraucht wurden!*
3. *Finden Sie die Fehler in den folgenden Schemata und berichtigen Sie diese*



Volumen:	1 l	1 l	2 l
Stoffmenge:	1 mol H^+	1 mol OH^-	+1 mol H_2O
Konzentration:	1 mol/l H^+	0,5 mol/l OH^-	



Volumen:	1 l	1 l	1 l
Stoffmenge:	2 mol H^+	1,5 mol OH^-	+1 mol H_2O
Konzentration:	0,5 mol/l H^+	1,5 mol/l OH^-	



Volumen:	1,5 l	1 l	2 l
Stoffmenge:	2 mol H^+	2,5 mol OH^-	+1 mol H_2O
Konzentration:	1,5 mol/l H^+	1 mol/l OH^-	

Etwas ungewöhnlich ist sicher das sprunghafte Verhalten der Lösungen beim Zugeben einzelner Tropfen Säure bzw. Base am Neutralisations-Punkt. Um dass zumindestens erst einmal im Ansatz zu verstehen, müssen wir noch etwas genauer auf den pH-Wert eingehen.

Vielfach wird angenommen das der pH-Wert sich kontinuierlich ändert – das aber ist nicht so. Die Änderung von einer pH-Stufe zur nächsten ist nämlich keine einfache Erhöhung um ein paar Wasserstoff-Ionen (Protonen), sondern es handelt sich immer um eine Verzehnfachung. D.h. für den Übergang von pH = 9 nach 8 müssen zehnmal mehr Wasserstoff-Ionen zugegeben werden als beim Übergang von pH = 8 nach 7.

Zu Anfang können wir also ziemlich viel Säure zutropfen, ohne dass bemerkenswerte Veränderungen durch den Indikator angezeigt werden. Am Neutralisations-Punkt schlägt der Charakter der Lösung mit relativ wenig Wasserstoff-Ionen um.

pH-Wert	c[H^+] in mol/l	Charakter
0	1,0 = $1{,}00 \cdot 10^{0}$	
1	0,1 = $1{,}00 \cdot 10^{-1}$	
2	0,01 = $1{,}00 \cdot 10^{-2}$	sauer
3	0,001 = $1{,}00 \cdot 10^{-3}$	
4	0,000'1 = $1{,}00 \cdot 10^{-4}$	
5	0,000'01 = $1{,}00 \cdot 10^{-5}$	
6	0,000'001 = $1{,}00 \cdot 10^{-6}$	
7	0,000'000'1 = $1{,}00 \cdot 10^{-7}$	neutral
8	$1{,}00 \cdot 10^{-8}$	
9	$1{,}00 \cdot 10^{-9}$	
10	$1{,}00 \cdot 10^{-10}$	
11	$1{,}00 \cdot 10^{-11}$	
12	$1{,}00 \cdot 10^{-12}$	basisch
13	$1{,}00 \cdot 10^{-13}$	
14	$1{,}00 \cdot 10^{-14}$	

Der Indikator ist – fast ohne Übergang – sofort rot gefärbt.

Für mathematisch Interessierte oder Fortgeschrittene sei hier nochmals die Definition des pH-Wertes angegeben.

Die anderen müssen sich noch etwas gedulden, bis in der Mathematik die Logarithmus-Funktion eingeführt wird. Ausgesprochen lautet die Definition des pH-Wertes:

$$pH = -\log_{10} c_{H^+}$$

Definition(en): pH-Wert

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Wasserstoff-Ionen-Konzentrationen.

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Hydronium-Ionen-Konzentrationen.

Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Protonen-Konzentrationen.

Versuch: Reaktion von Kohlensäure mit Backnatron

Durchführung:

- *in einem kleinen Becherglas mit 50 ml Wasser und einigen Tropfen Unitest-Lösung werden 1 bis 2 Teelöffel (3 bis 4 Spatellöffel) Backnatron (Natriumhydrogencarbonat ($NaHCO_3$)) aufgelöst (ev. mit einem Glasstab umrühren)*

→ ***Beobachtung***

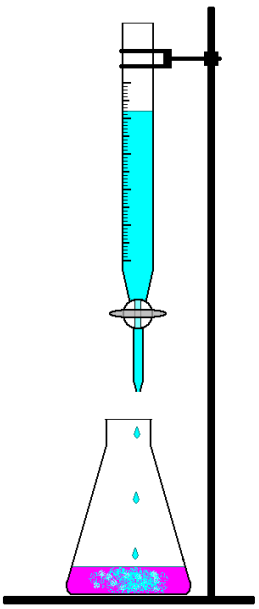
- *im Sprudler Wasser mit CO_2 sättigen und davon 50 ml in ein größeres Becherglas geben*
- *in kleinen Portionen von der Backnatron-Lösung zu dem Kohlensäure-Wasser dazugeben*

→ ***Beobachtung***

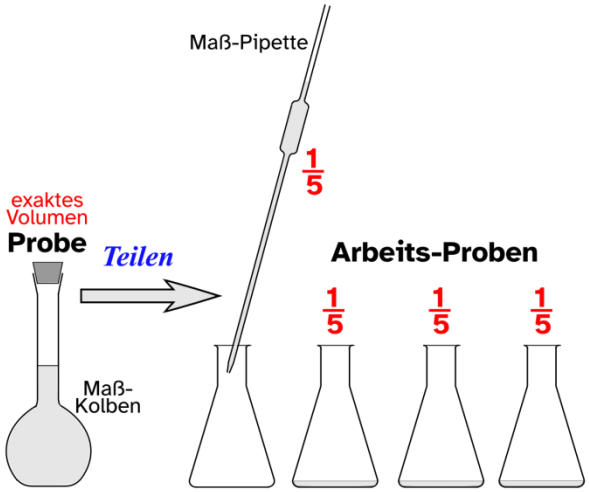
Hinweise:

- *Entsorgung aller Lösungs-Reste und -Mischungen im Ausguss*

Das exakte Verfahren zur Bestimmung von Konzentrationen bzw. Stoffmengen bei füssigen Reaktions-Partnern wird **Titration** genannt. Wichtige Voraussetzung ist dabei, dass man an einem Merkmal den stöchiometrischen Gleichstand / Ausgleich festmachen kann. Bei Säure-Base-Reaktionen gelingt uns das z.B. mit entsprechenden Indikatoren.



Die Maß-Lösung – das ist die Lösung, deren Konzentration man kennt – wird in eine sogenannte Bürette gefüllt. Ihr Rohr ist mit einer Skala zum Ablesen des verbrauchten Volumen's ausgestattet.
Um möglichst mehrere Neutralisations-Versuche durchführen zu können, teilt man die Vorlage (die zu testende Lösung, z.B. 1 l) in kleine Proben (z.B. 0,1 oder 0,2 l). Mit diesen wird dann jeweils die Titration durchgeführt. Am Schluss muss man dann ev. auf das ursprüngliche Volumen zurückrechnen.
Nehmen wir z.B. an, wir bekommen 100 ml einer Proben-Lösung geliefert. Bekannt ist, dass es sich um Salzsäure handelt. Von dieser großen Probe stellen wir uns 4 kleinere Proben mit jeweils 20 ml her. Dafür werden spezielle Pipetten genutzt.
Eine fünfte Klein-Probe bekommen wir nicht hin, da immer irgendwo in den Glas-Geräten ein oder zwei Tropfen hängen bleiben, die wir nicht 100%ig verwerten können.
Somit bekommen wir die die letzte Probe mit 20 ml nicht hin. Also belassen wir es bei den vier Klein-Proben a 20 ml.



Mit jeder dieser kleinen Arbeits-Proben führen wir nun eine Titration durch. In die Bürette füllen wir dazu eine geeichte Lösung Natriumhydroxid (- die gibt es fertig in Ampullen).
Ev. wird die erste Titration ein wenig über das Ziel hinaus schießen, so dass diese Klein-Probe oft als Ausreisser bei späteren Rechnungen nicht beachtet wird. Dafür kennen wir nun aber den ungefähren Ausgleichs-Punkt (Titrations- od. Neutralisations-Punkt). Bei den nächsten Titrationen können wird dann die Maß-Lösung in der Nähe des Ausgleichs-Punktes vorsichtiger zutropfen.
Die nächsten drei Titrationen bringen meist Ergebnisse, die sich nur wenig voneinander unterscheiden. Die verbrauchten Volumina werden gemittelt und dann auf die Groß-Probe erweitert (- also in unserem Fall mal 5 genommen). Nun wissen wir, wieviel der genormten Natriumhydroxid-Lösung wir für die Neutralisation der gesamten unbekannten Salzsäure-Probe gebraucht hätten.
Über die chemische Gleichung und das stöchiometrische Rechnen können wir die Stoffmengen von Säure und Base äquivalent setzen und die genaue Masse oder Stoffmenge oder Konzentration der Salzsäure-Probe bestimmen.
Zuerst notieren wir die gegebenen und gesuchten Größen.
Es folgt als 1. Lösungs-Schritt das Aufstellen der chemischen Gleichung.

geg.: (Probe)
$V_{ges}[HCl] = 100\,ml = 0{,}1\,l$
(Maß-Lösung)
$c[NaOH] = 1\frac{mol}{l} = 1\,M$
$Probenteiler = 5$
$V_{\emptyset}[NaOH] = 16{,}5\,ml = 0{,}0165\,l$

ges.: (Probe)
$c[HCl]$

Lösung:

	HCl	+	NaOH	⟶	NaCl	+ H_2O
n:	**1**	:	**1**			

Diese benötigen wir, um die Äquivalenz der Stoffmengen festzulegen. Hier verhalten sich beide Ausgangs-Stoffmengen 1 : 1.
Für Titrationen nutzen wir vorrangig die Konzentrations-Berechnungs-Formel. Diese müssen wir für NaOH nach der Stoffmenge umstellen.
Auf diesem Weg erhalten wir die Äquivalenz-Stoffmenge für eine einzelne Titration.
Die Gesamt-Stoffmenge berechnen wir durch Multiplikation mit dem Proben-Teiler.
Am Schluss wird nun wieder über die klassische Konzentrations-Gleichung der Gehalt der Salzsäure-Lösung bestimmt.
Benutzt man Säuren oder Basen, die mehr als ein Proton abspalten bzw. aufnehmen können, dann muss das u.U. mit beachtet werden. Die Faktoren können aus der Neutralisations-Gleichung entnommen werden:

$$\boldsymbol{c = \frac{n}{V}}$$

$$\boldsymbol{n_{äquiv}[NaOH] = c[NaOH] \cdot V_{\emptyset}[NaOH]}$$

$$n_{äquiv}[NaOH] = 1\,\frac{mol}{l} \cdot 0{,}0165\,l$$

$$n_{äquiv}[NaOH] = 0{,}0165\,mol$$

$$\boldsymbol{n_{äquiv}[NaOH] = n_{äquiv}[HCl]}$$

$$0{,}0165\,mol = n_{äquiv}[HCl]$$

$$\boldsymbol{n_{ges}[HCl] = Probenteiler \cdot n_{äquiv}[HCl]}$$

$$n_{ges}[HCl] = 5 \cdot 0{,}0165\,mol$$

$$n_{ges}[HCl] = 0{,}0825\,mol$$

$$\boldsymbol{c[HCl] = \frac{n_{ges}[HCl]}{V_{ges}[HCl]}}$$

$$c[HCl] = \frac{0{,}0825\,mol}{0{,}1\,l}$$

$$\boldsymbol{c[HCl] = 0{,}825\,\frac{mol}{l}}$$

$$Mg(OH)_2 + \mathbf{2}\ HCl \rightleftharpoons MgCl_2 + \mathbf{2}\ H_2O$$

$$Mg^{2+} + \mathbf{2\ OH^-} + \mathbf{2\ H^+} + 2\ Cl^- \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ Cl^- + \mathbf{2\ H_2O}$$

Um z.B. 1 mol Magnesiumhydroxid (mit 2 mol enthaltenen Hydroxid-Ionen) zu neutralisieren benötigt man also 2 mol Salzsäure (, die dann ebenfalls 2 mol Hydronium-Ionen enthalten).

Definition(en): Titration
Eine Titration ist ein quantitatives Untersuchungs-Verfahren zur Bestimmung der Menge eines Stoffes in einer Probe.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Aufgaben:

1. *Welche Stoffmenge Schwefelsäure benötigt man zum Neutralisieren von 2 mol Magnesiumhydroxid?*
2. *Geben Sie an, welche Stoffmengen jeweils benötigt werden!*

		Titrationsmittel			
Stoff-menge [mol]	**Stoff in der Probe**	**Salzsäure**	**Schwefel-säure**	**Salpeter-säure**	**Phosphor-säure**
2	Natriumhydroxid				
0,1	Calciumhydroxid				
0,001	Ammoniak				
0,24	Aluminiumhydroxid				
1	Bromwasserstoffsäure				

3. *Bei der Titration von insgesamt 300 ml einer Probe verdünnter Salzsäure ergaben sich die folgenden Meßwerte nach Aufteilung in 50 ml-Vorlagen. Als Maß-Lösung wurde 0,1 M Natriumhydroxid-Lösung verwendet.*

Probe	**1**	**2**	**3**	**4**	**5**	**6**
verw. Teil-Volumen der Probe [ml]	50	50	50	50	50	?
verbrauchtes Volumen der Maß-Lösung [ml]	25,6	23,0	22,8	22,7	23,1	

Berechnen Sie die Konzentration der Salzsäure-Lösung (Probe)!

4. *In einer Labor-Tabelle sind einzelne Werte durch Kaffee-Flecken unleserlich geworden. Rekonstruieren Sie die Versuchs-Daten!*

Versuchs-Nr.	**1**	**2**	**3**
Probe (Stoff)	Salzsäure		
Probe (Stoff-Formel)			
Probe-Volumen [ml]	250		
Teiler			
Vorlage-Volumen [ml]			
auswertbare Test's			
Maß-Lösung (Stoff)			
Maß-Lösung (Stoff-Formel)			
Äquivalenz-Verhältnis			
Konzentration Maß-Lösung [M]			
durchschn. Verbrauch Maß-Lsg. [ml]			
Konzentration in Probe [mol/l]			

5. *Beurteilen und erläutern Sie die Bedeutung des pH-Wertes für Pflanzen und Tiere!*
6. *Viele Säuren (z.B. Essigsäure, Zitronensäure, …) werden Lebensmitteln als Konservierungsmittel zugesetzt. Dabei geht es vor allem um den Schutz vor Bakterien- und Pilz-Befall. Erläutern Sie, wie die Säuren hier wirken!*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Reaktion von Natriumhydroxid (Rohreiniger-Granulat) mit Essigsäure

Hinweise:

Natriumhydroxid (Rohrreiniger) wirkt stark ätzend! Es darf nur ganz wenig Granulat verwendet und nur mit einer Pinzette oder Gummi-Handschuhen angefasst werden!

Materialien / Geräte:

Rohrreiniger-Granulat (2 Körnchen); Essig(säure) (5 %ig); großes Becherglas oder ERLENMEYER-Kolben; Unitest-Lösung

Durchführung / Ablauf:

- im Becherglas (od. Kolben) werden einige Rohrreiniger-Körnchen aufgelöst (mit einer Pinzette heraussammeln (Anzahl notieren!)
- Essig-Lösung in ein Mess-Zylinder geben und das Volumen notieren
- in kleinen Portionen Essig zu der Rohrrein-Lösung dazugeben, wenn sich die Farbe ändert, kleinere Portionen verwenden
- die Zugabe beenden, wenn die Mischung eine bläulich-grüne Färbung erreicht hat; das Volumen im Mess-Zylinder ablesen und den Verbrauch berechnen
- sollte die Mischung schon eine gelbe oder rot/orange Unitest-Färbung haben, dann können Sie den Versuch durch Zugabe von einem Körnchen Rohrreiniger-Granulat praktisch fortsetzen (nun aber wirklich vorsichtig von dem Essig dazugeben!)

Aufgaben:

1. *Bereiten Sie ein Protokoll mit der folgenden Aufgabenstellung vor!*
2. *Führen Sie nun oben beschriebenen Versuch durch!*
3. *Vervollständigen Sie das Protokoll!*
4. *Stellen Sie alle Versuchs-Ergebnisse im Kurs in einer Tabelle zusammen!*
5. *Werten Sie die Ergebnisse mit einer Tabellen-Kalkulation (z.B. LibriOffice CALC) aus und lassen Sie sich ein geeignetes Diagramm erstellen!*
6. *Von Reinigungs-Experten wird eine gemeinsame Verwendung von z.B. Rohrrein und Essig-Reiniger nicht empfohlen, obwohl man doch eigentlich eine doppelte Reinigungs-Wirkung erwarten würde. Setzen Sie sich mit dem Experten-Rat auseinander und bewerten Sie ihn aus chemischer Sicht!*

Neutralisation als exotherme Reaktion

Neutralisations-Reaktionen sind exotherme Reaktionen.

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2\ H_2O \quad ; \quad \Delta_R E = -57\ kJ$$

Besonders bei konzentrierten Säuren und Basen kann sich die Mischung sehr stark erwärmen. Es muss also immer für eine gute Durchmischung gesorgt werden. Außerdem sollte immer nur Portions-Weise gemischt und bei der Mischung für eine gute Wärme-Abfuhr gesorgt werden.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Verfolgung einer Neutralisation über die Leitfähigkeit

Experiment:
Becherglas 300ml; Salzsäure 0,1 M; Natriumhydroxid-Lösung 0,1 M; Unitest; Leitfähigkeits-Messgerät (SIEMENS-Meter)

- 100 ml Salzsäure in Becherglas füllen, mit Unitest versetzen
- Volumen der Natriumhydroxid-Lösung für den Äquivalenz-Punkt vorweg abschätzen (hier: 100 ml)
- Leitfähigkeit messen
- jeweils 5 ml Natriumhydroxid-Lösung zugeben (bis 150 ml NaOH); Farbe des Unitest und Leitfähigkeit notieren; ev. in der Nähe des Äquivalenz-Punktes (hier 95 – 105 ml) in 1 – 2 ml-Schritten die Base zugeben
- Diagramm erstellen

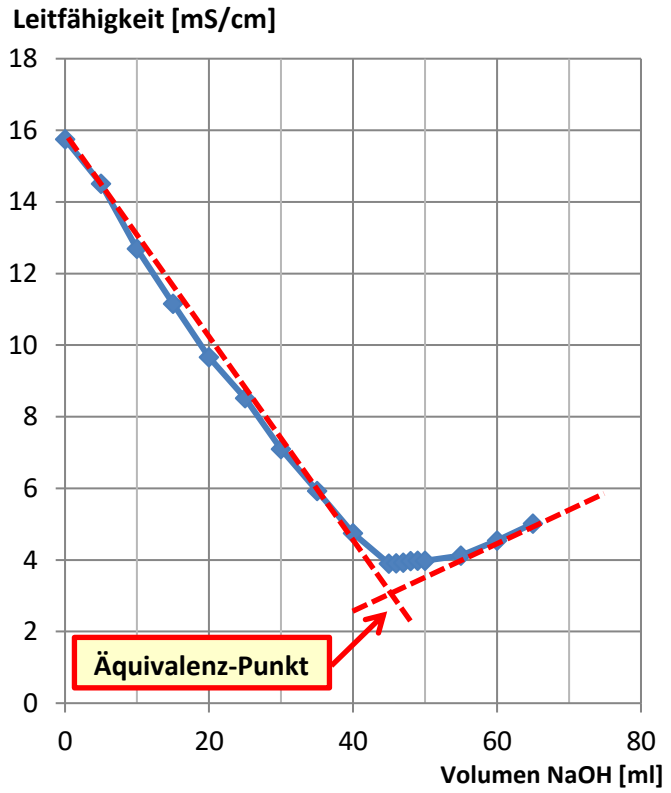
Aufgaben:

1. *Erstellen Sie eine Arbeits-Vorschrift (Mess-Vorschrift) zur Bestimmung einer unbekannten Salzsäure-Lösung (Konzentration im Bereich 0,05 – 0,15 M) mit einer 0,1 M Natriumhydroxid-Lösung!*
2. *Wie muss die Arbeits-Vorschrift geändert werden, wenn man die Konzentration einer Natriumhydroxid-Lösung (Konzentration im Bereich 0,05 – 0,15 M) bestimmen möchte?*

Exp.:
100 ml 0,1 M HCl
mit 0,2 M NaOH

Erwartungs-Wert für Äquivalenz-Punkt bei 50 ml NaOH

Ermittlung des Äquivalenz-Punktes über zwei Hilfs-Geraden
Schnitt-Punkt ist Äquivalenz-Punkt

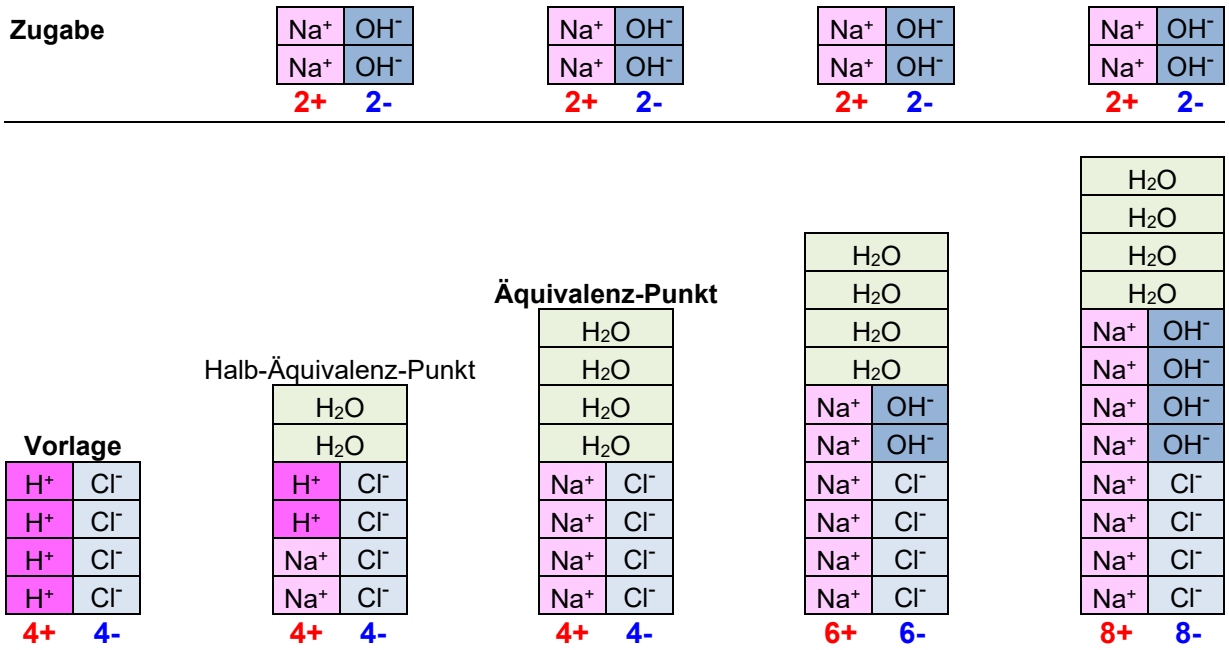


 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

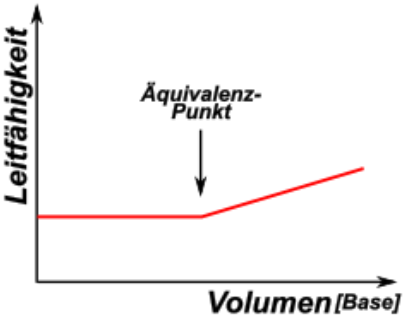
Warum beobachten wir eine Veränderung der Leitfähigkeit bei der Neutralisation?

Betrachtet man die obige Titration im Stapel-Modell, dann würden wir eigentlich ganz andere Leitfähigkeits-Werte erwarten. Gehen wir von 4 Salzsäure-Molekülen aus und titrieren in vier Stufen mit immer 2x Natriumhydroxid (Zugabe), dann ergibt sich das folgende Bild:

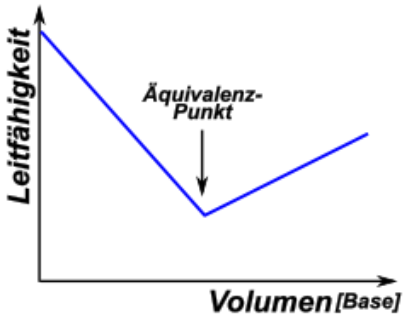
Stapel-Modell der Ionen bei einer Leitfähigkeits-Titration



Trotz der zugegebenen Ionen aus der Natriumhydroxid-Lösung verändert sich bis zum Äquivalenz-Punkt die Ionen-Anzahl in der Lösung nicht. Ein Teil der Wasserstoff-Ionen hat mit den Hydroxid-Ionen reagiert und neutrales Wasser gebildet. Dieses liegt als Molekül vor und trägt nicht zur Leitfähigkeit bei. Nach dem Äquivalenz-Punkt wird weiter Natriumhydroxid dazugegeben, welches aber nicht neutralisiert werden kann. Nun müsste sich die Leitfähigkeit deutlich erhöhen.
Die Messungen weichen aber deutlich von der Vermutung / Theorie ab.
Schon im vorderen Bereich sinkt die Leitfähigkeit. Da aber gleichviele Ladungs-Träger vorhanden sind, muss entweder das Wasser die Leitfähigkeit verschlechtern, oder die Ionen haben unterschiedliche (Ionen-)Leitfähigkeiten.
Das wenige gebildete Wasser bei der Neutralisation verändert die Leitfähigkeit überhaupt nicht.
Es muss also an der unterschiedlichen Leitfähigkeit der Ionen liegen.
Als mögliche Ursache für unterschiedliche Leitfähigkeit können wir die Beweglichkeit vermuten. Diese könnte von der Ionen-Größe abhängen. Je größer die Ionen, umso sollte ihre beweglichkeit sein.



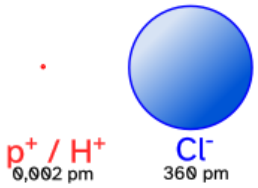
vermutete Leitfähigkeit während der Titration



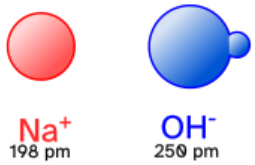
reele Leitfähigkeit während der Titration

 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

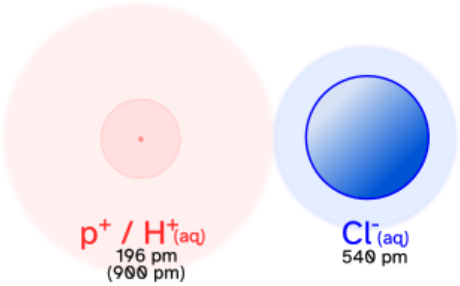
Betrachtet man die Ionen-Größen der Teilchen, die an einer Neutralisation beteiligt sind, dann würde man auf den ersten Blick erwarten, dass bei so ähnlichen Größen, die Beweglichkeit aller Ionen recht ähnlich ist.
Nehmen wir das klassische Beispiel Natriumhydroxid und Salzsäure:

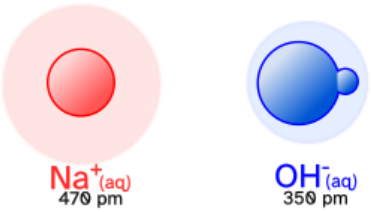


$$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \longrightarrow H_2O + Na^+ + Cl^-$$

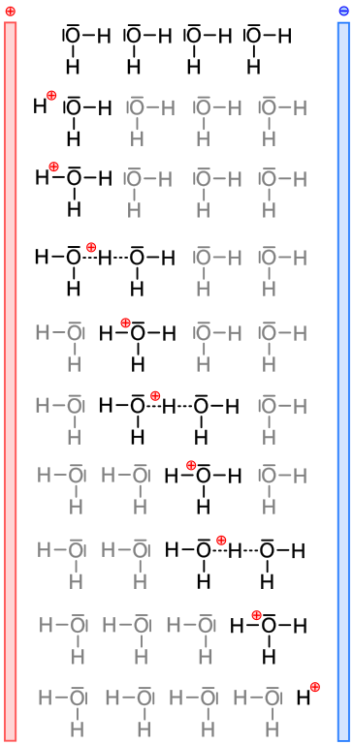


Eine Ausnahme ist hier das Wasserstoff-Ion. Da es praktisch nur aus einem Proton besteht, ist es auch extrem klein. Es müsste sich sehr gut durch das elektrische Feld bewegen. Aber wir wissen auch, dass das Wasserstoff-Ion (Proton) in Lösung gar nicht existiert. Es reagiert sofort mit Wasser-Molekülen unter Bildung des Oxonium- und dann des Hydronium-Ion's weiter.
Die Größe dieser Ionen ist beachtlich. Das Oxonium-Ion hat einen Durchmesser von 200 pm (= 0,2 nm = 0,002 µm = 0,000'002 mm). Beim Hydronium-Ion sind noch mehr Wasser-Moleküle angelagert, so dass hier sogar ein durchschnittlicher Durchmesser von 900 pm vorliegt.
Auch die anderen Ionen sind nicht "nackt" in der Lösung. Sie besitzen ebenfalls eine Hydrat-Hülle.
Somit müssten die Natrium- und die Chlorid-Ionen eine ungefähr gleichgute Leitfähigkeit zeigen. Das Hydroxid-Ion sollte eine sehr gute Leitfähigkeit besitzen, da es relativ klein ist.
Die sinkende Leitfähigkeit bei immer stärkerer Neutralisation der Hydronium-Ionen passt aber wieder nicht zu unseren Mess-Werten.
Weitere Experimente haben gezeigt, dass der entscheidende Teil der Leitfähigkeit von den Hydronium- und auch von den Hydroxid-Ionen verursacht wird.





Hydronium- und Hydroxid-Ionen haben so eine gute Leitfähigkeit, weil sie im Wasser gar nicht wirklich wandern. Sie geben nur die Ladung von Molekül zu Molekül weiter. Die Ladung springt quasi von Molekül zu Molekül und das geschieht sehr schnell. Die Moleküle selbst bleiben praktisch an der Stelle liegen. Dieser besondere Leit-Vorgang wird GROTTHUß-Mechanismus genannt.
In der nebenstehenden Abbildung ist dieser Mechanismus Zeile für Zeile dargestellt. Die Wasser-Moleküle bleiben praktisch an der Stelle liegen. Weitergereicht wird immer die Ladung. Dadurch geben die Hydronium-Ionen immer ein anderes Proton an den nächsten Nachbarn weiter. Kurzzeitig kommt es immer zu Wasserstoff-Brücken-Bindungen zwischen den benachbarten Wasser-Molekülen. Die Wanderung der Ladung geht so wesentlich schneller, als die echte Wanderung von hydratisierten Ionen.
Nun können wir auch Mess-Werte gut erklären. Zuerst messen wir eine sehr gute Leitfähigkeit. Sie kann im Wesentlichen durch den GROTTHUß-Mechanismus erklärt werden. Mit zunehmender Neutralisation verschwinden die Wasserstoff-Ionen und damit eben auch die Leitfähigkeit.



(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Am Neutralisations-Punkt (Äquivalenz-Punkt)sind nur noch frei Natrium- und Chlorid-Ionen vorhanden. Sie ermöglichen nur eine relativ geringe Leitfähigkeit.
Mit der überschüssigen Zugabe der Base (Natriumhydroxid) kommen neue Ionen dazu, die die Leitfähigkeit wieder steigern. Die Hydroxid-Ionen ermöglichen dann auch noch den GROTTHUß-Mechanismus (siehe Aufgaben). So steigt die Leitfähigkeit wieder merklich an.

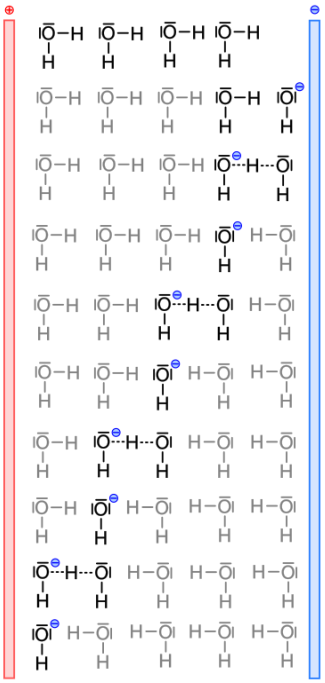
Veranschaulichung der besseren Leitfähigkeit von Protonen / Wasserstoff-Ionen im Vergleich zu Base-Rest- bzw. Säure-Rest-Ionen

Ball stellt Proton / Ladungs-Träger dar; soll durch eine Menschen-Gruppe (entsprechen den Wasser-Molekülen) hindurch von einem Ende zum anderen Ende transportiert werden
Transport einer Ladung mit einem Base-Rest- bzw. Säure-Rest-Ion (Person ist der Base- bzw. Säure-Rest; der Ball die Ladung):
eine Person muss sich durch die Personen-Gruppe durchdrängeln

Transport der Ladung durch die Wasser-Moleküle selbst:
Ball wird von Person zu Person durchgereicht

Aufgaben:

1. *Erläutern Sie anhand der obigen Abbildung den GROTTHUß-Mechanismus! Nummerieren Sie die Wasser-Moleküle zur Positions-Kennzeichnung einfach Zeile für Zeile durch.*
2. *Beschreiben Sie den GROTTHUß-Mechanismus für Hydroxid-Ionen! Achten Sie darauf, dass die Wanderung der negativen Ladung in die entgegengesetzte Richtung erfolgt! Nutzen sie die nebenstehende Abbildung*



für die gehobene Anspruchsebene:

3. *Überlegen Sie sich, wie sich die Leitfähigkeit während einer Neutralisation von einer vorgelegten Base mit einer Säure verhält! Betrachten Sie auch eine überschüssige Zugabe der Säure! Kann auch so eine Neutralisation sinnvoll mit einem Leitfähigkeits-Messgerät verfolgt werden? Begründen Sie Ihre Meinung!*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Ion	Name …-Ion	Ionen-Radius r [pm]	Ionen-Beweglichkeit u [10^{-4} $cm^2/s*V$]	(Ionen-) Leitfähigkeit
Br^-	Bromid	196	8,09	
Cl^-	Chlorid	181	7,91	
F^-	Fluorid	136		
H_3O^+	Hydronium			
OH^-	Hydroxid		20,64	
I^-	Iodid	220		
K^+	Kalium	137	7,62	
Mg^{2+}	Magnesium	57		
Na^+	Natrium	99	5,19	
O^{2-}	Oxid	121		
H^+	Proton		36,23	
Ag^+	Silber	100		
SO_4^{2-}	Sulfat		8,29	
Zn^{2+}	Zink	60	5,47	

hydratisierte Ionen

Ion	Name	Ionen-Radius r [pm]	Ionen-Beweglichkeit u [10^{-4} $cm^2/s*V$]	(Ionen-) Leitfähigkeit
$H_3C\text{-}COO^-$	Acetat	225		
NH_4^+	Ammonium	125		
Ba^{2+}	Barium	250		
Br^-	Bromid	150		
Ca^{2+}	Calcium	300		
CO_3^{2-}	Carbonat	225		
Cl^-	Chlorid	150		
$HCOO^-$	Formiat	175		
H^+	Oxonium	98		
OH^-	Hydroxid	175		
I^-	Iodid	150		
K^+	Kalium	150		
Li+	Lithium	300		
Mg^{2+}	Magnesium	400		
Na^+	Natrium	235		
NO_3^-	Nitrat	150		
$H_5C_2\text{-}COO^-$	Propiat	300		
H_3O^+	Hydronium	400		
Ag+	Silber	125		
SO_4^{2-}	Sulfat	200		
Zn^{2+}	Zink			

9. Salze

Problem-Fragen für Selbstorganisiertes Lernen
Was ist Kochsalz? Gibt mehr als ein Salz? Warum nennen die Chemiker das (Koch-)Salz fast immer Natriumchlorid (NaCl)? Warum bezeichnet man (Koch-)Salz auch "weißes Gold"? Wie werden die chemischen Formeln von Salzen gebildet? Welche Möglichkeiten gibt es, (anorganische) Salze herzustellen? Welche Salze kommen wo in der Natur vor? Welches Salz ist / welche Salze sind im Haushaltssalz / Küchensalz / Meeresalz enthalten? Was ist der größte Salz-Speicher / das größte Salz-Vorkommen der Welt? Sind Salze immer kristallin? Wo findet man die größten natürliche (Salz-)Kristalle auf der Erde? Ist Himalaja-Salz der Gesundheitsquell Nummer 1? Sind da wirklich die Sonnenstrahlen von Millionen von Jahren gespeichert? Wie kann man Meerwasser entsalzen? Warum wird Küchensalz iodiert und manchmal auch vitaminisiert? Was ist das überhaupt? Macht das Sinn? Warum heißt eigentlich ein bestimmter Kuchen in der Bäckerei "Amerikaner", wo doch der Kuchen nicht aus Amerika stammt und auch nicht an Amerika erinnert? In Taschenwärmern soll auch ein Salz sein, dabei ist das Päckchen doch scheinbar mit einer Flüssigkeit gefüllt. Nach dem Gebrauch ist das Päckchen dann vollkommen hart / fest. Wie funktioniert das? Wie funktioniert eine Taschenwärmer? Wie kann ein Klicken in den Taschenwärmern eine Stoff-Veränderung hervorrufen?

Begriff
Nomenklatur und Aufstellen der Formeln
Baus

- ***Ionenbindung***
- ***Ionenkristall***

  Salze sind Verbindungen, die aus positiv geladenen Metall-Ionen und negativ geladenen Säurerest-Ionen bestehen
  Die Säurerest-Ionen sind zu wiederholen
  Die Formeln für Halogenide, Nitrate, Sulfate, Carbonate und Phosphate sind zu erarbeiten

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Materialien zur Vorbereitung (z.B. für flipped classroom)	
	Woher kommt unser Salz?
	[Land schafft Leben] ⏳ **7 min** ★★★★
	https://www.youtube.com/watch?v=NQqOe9ibz7Y
	Welche Bedeutung hat das (Koch-)Salz Wie kann man Salz abbauen?
	Ionen und Salze | Einführung
	[musstewissen Chemie] ⏳ **11 min** ★★★★★
	https://www.youtube.com/watch?v=fTcnELa-v88
	Was sind Kationen und Anionen? Was sind Salze?
	Ionenbindungen | Chemische Bindungen
	[musstewissen Chemie] ⏳ **9 min** ★★★★★
	https://www.youtube.com/watch?v=n6Dr3gY7c6M
	Was ist ist eine Ionen-Bindung? Was ist eine Ionen-Verbindung?
Wie sind die Teilchen in Ionen-Verbindungen angeordnet? Warum kombinieren sich bei Ionen-Verbindungen die Ionen in Kristallen? Welche gemeinsamen Eigenschaften haben Ionen-Verbindungen?	
	Unedle Metalle mit Säuren Reaktionsgleichungen
	[Mathias Pieper] ⏳ **9 min** ★★★★
	https://www.youtube.com/watch?v=g5nQoPG_LUE
	Wie gleicht man Reaktions-Gleichungen aus?
	[] ⏳ **min** ★

	[] ⏳ **min** ★
	[] ⏳ **min** ★

9.1. Beispiele / Abgrenzung / Herkunft

Beim Begriff **Salz** fällt wohl jedem sofort das **Kochsalz** aus dem Haushalt ein. Hierbei handelt es sich um den chemischen Stoff **Natriumchlorid**, der wirklich ein Muster-Vertreter für die Stoffgruppe der Salze ist.
Das Kochsalz ist in verschiedenen Sorten im Umlauf. Dazu gehören auch Meersalz, Himalaja-Salz, Siedesalz usw. usf.
Beim weiteren Nachdenken und Nachfragen zum Thema Salz im familären Bereich kommen vielleicht noch die folgenden Begriffe und Sachverhalte dazu:

weißes Gold, Steinsalz, Salinensalz, GLAUBER-Salz, SCHÜSSLER-Salze, Badesalz, Fleur de Sel, Himalaya-Salz, Streusalz

Aufgaben:

1. ***Warum verwendet man Salz zum Baden (Badesalz)? Ist das nicht Unsinn?***
2. ***Recherchieren Sie, was sich hinter den umgangssprachlichen Salz-Arten bzw- -Begriffen versteckt! Sie können die Begriffe durch eigene / weitere Salz-Begriffe (aus Haushalt und Familie) erweitern!***
3. ***Erstellen Sie eine kleine Foto-Dokumentation zu den Salzen, die Sie in Ihrem Hauhalt, in Küche, Bad und Garten (od. Grünpflanzen) finden! Auf dem Foto sollte neben einer Stoffprobe und einem Beschriftungs-Zettel auch immer das Produkt oder die Quelle der Stoffprobe zu sehen sein! (Achten Sie auf passende Unterlagen, damit die Stoffproben auch sichtbar / erkennbar sind!)***

weitere bedeutende Salze in Ernährung, Haushalt und Garten sind:

- Hirschhornsalz (Ammoniumhydrogencarbonat (NH_4HCO_3), Backtriebmittel)
- Wasch-Soda (Natriumcarbonat (Na_2CO_3))
- Natriumfluorid (NaF, Zahnpasta)
- Back-Soda (Natriumhydrogencarbonat ($NaHCO_3$))
- Eisen(II)-sulfat (Dünger)
- Bittersalz (Magnesiumsulfat ($MgSO_4$), Dünger)
- Rasenkalk (Calciumcarbonat ($CaCO_3$)), Dünger)
- Fixiersalz (Natriumthiosulfat ($Na_2S_2O_3$))
- Natriumhypochlorit (NaOCl, Sanitär- und Rohr-Reiniger)
- Pottasche (K_2CO_3, Backtriebmittel)
- Ammoniumchlorid (NH_4Cl, Löt-Stein, Salmiak-Pastillen, Lakritz)
- Zinkchlorid ($ZnCl_2$, Lötwasser)
- …

Nicht immer lässt der Name die Salz-Verwandschaft erkennen.

In die Gruppe der Salze gehören mehrere Tausend weiterer Stoffe, wobei wir hier nur die wenigen Hundert der anorganischen Salze betrachten. Das sind die, welche im Prinzip aus Reaktionen von Metallen, Metalloxiden oder Hydroxiden mit Nichtmetallen, Nichtmetalloxiden oder (mineralischen) Säuren entstehen.
Die organischen Salze sind eigentlich nicht wirklich anders. Hier fehlen uns derzeit nur die Grundkenntnisse zum Bau von organischen Stoffen. Bei ihnen sind typischerweise organische Säuren (wie z.B. Citronensäure, Essigsäure, Ameisensäure, Ascorbinsäure, …) der anionische Teil.

In der Umgangs-Sprache ist Salz ein eher unbestimmter Begriff. Vielfach werden kristalline Stoffe als Salz bezeichnet. Aber dann könnte man z.B. auch Zucker dazuzählen. Andere Salze s- auch viele aus der obigen Liste – sind eher Pulver-förmig. Salze im chemischen Sinn sind eine künstliche Stoff-Gruppe.
Wir Chemiker nutzen zur Begriffs-Definition den inneren Bau. Dazu gleich mehr (→ 9.2. Bau der Salze).

Eigenschaften

- ***fest***
- ***spöde***
- ***kristallin***
- ***Schmelz- und Siedetemperatur***
- ***Löslichkeit***
- ***elektrische Leitfähigkeit***

Salzkristalle sind zu zeigen und können gezüchtet werden

SE: Überprüfen der Löslichkeit und der elektrischen Leitfähigkeit verschiedener Salze und ihrer Lösungen

Verwendung und Bedeutung

Welche makroskopischen Eigenschaften haben Salzen gemeinsam?

(Anorganische) Salze sind eine Stoffgruppe mit z.T. recht stark schwankenden Eigenschaften. Sie sind aber immer fest, meist kristallin und farblos (weiss). Im Allgemeinen sind sie schwer schmelzbar – haben also hohe Schmelz-Temperaturen – und sind gut in Wasser löslich. Gerade beim Löse-Verhalten in Wasser werden wir aber auch viele Ausnahmen und Besonderheiten kennen lernen.
In unpolaren Stoffen, wie z.B. Öl, Benzin usw., lösen sich Salze wenig bis gar nicht.
In der festen Form leiten Salze den elektrischen Strom nicht. Die Schmelzen sind aber elektrisch leitfähig, da nun die Ionen frei beweglich sind.
Auch die Wärmeleitfähigkeit ist im festen Zustand eher gering.

Die meisten Salze zeichnen sich durch hohe Schmelz- und Siede-Temperaturen aus. Nur wenige Salze schmelzen bei Temperaturen unter 200 °C. In solchen Fällen handelt sich dann um Salze mit hohem Kristallwasser-Gehalt.
Salze gelten allgemein als spröde, d.h. bei äußerer Kraft-Einwirkung zerspringen sie. Eine elastische oder plastische Verformung ist nicht möglich.

Aufgaben:

1. *Ist das Kochsalz eigentlich ein typisches Salz? Begründen Sie Ihre Meinung!*
2. *Sammeln Sie Eigenschaften von Kochsalz! Wer bekommt die längste Liste hin?*
3. *Mikroskopieren Sie fünf Salze und fertigen Sie immer von jeweils 3 Kristallen eine Skizze an! Beschreiben Sie die Erscheinung der Kristalle (Form, Farbe, Schatten, Reflexionen, …)!*
4. *Tauschen Sie mit einem Parner die Skizzen und Beschreibungen! Erkennen Sie ein zufällig ausgewähltes Salz aus der Auswahl nur anhand der Skizzen und Beschreibungen? Geben Sie ev. Hinweise zur Verbesserung der Skizzen und Beschreibungen!*

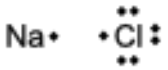
Beispiele:

Natriumchlorid NaCl Kochsalz	Natriumsulfat Na_2SO_4	Natriumhydrogenphosphat Na_2HPO_4
Kaliumchlorid KCl	Magnesiumchlorid $MgCl_2$ Bittersalz	Aluminiumchlorid $AlCl_3$
Calciumcarbonat $CaCO_3$ (Kreide, Marmor, Kalkstein)	Calciumsulfat $CaSO_4$ Gips	
Silberchlorid AgCl	Silberbromid AgBr	Silberiodid AgI
Kupfersulfat-hexahydrat $CuSO_4 \cdot 6\ H_2O$ Brechsalz	Kupfer(II)-chlorid $CuCl_2$	Bleiiodid PbI
Cobaltchlorid $CoCl_2$	Cobaltchlorid-hydrat $CoCl_2 \cdot H_2O$	Eisen(III)-chlorid $FeCl_3$

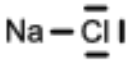
(c,p) 2015-2026 lsp: dre

9.2. Bau der Salze

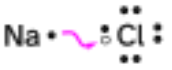
Hier schauen wir uns als Muster-Vertreter zuerst einmal das Natriumchlorid – unser Kochsalz – an.
Wir wissen, dass es aus den Elementen Natrium und Chlor besteht. Beide kommen im Verhältnis 1 : 1 vor.
Da die Schmelz-Temperatur sehr hoch ist, müssen die NaCl-Baueinheiten sehr stark miteinander verbunden sein.
Auch eine Interpration der Bindung von Natrium und Chlor über eine theoretisch mögliche LEWIS-Formel sieht nicht wirklich stimmig aus.



Eine Atom-Bindung zwischen Natrium und Chlor ist auszuschließen, da sich für Natrium keine Achter-Konstellation ergeben würde.
Für Natrium ergäbe sich nur die Nutzungs-Möglichkeit für zwei Bindungs-Elektronen – das ist weit von insgesamt benötigten acht entfernt.



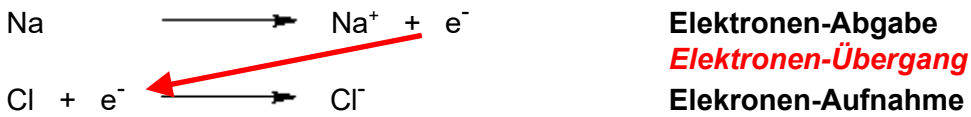
Die Lösung für die Vereinigung von Natrium und Chlor muss irgendwie anders funktionieren.
Chlor ist mit seinen sieben Außen-Elektonen schon dicht an der optimalen Konstellation von acht Elektronen (Achterregel) entfernt. Es benötigt zu seinem "Glück" nur noch ein Elektron. Genau dieses Elektron hat das Natrium auf seiner äußersten Schale. Mit diesem wird es auch nicht so richtig "glücklich". Eine einfache Aktion löst die Probleme für beide Elemente. Natrium gibt einfach sein einzelnes Außen-Elektron ab und Chlor nimmt es auf. Mit Glück hat das natürlich nicht wirklich zu tun. Beide Atome kommen so zu einem stabilen Zustand (entsprechend unserer Achter-Regel).







Nun handelt es sich aber nicht mehr um neutrale Atome. Die geladenen Teilchen (Atome) nennen wir Ionen.
Die Ionen-Bildung können wir gut in chemischen Gleichungen darstellen:

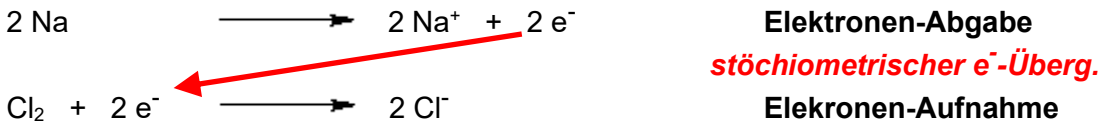


Elektronen-Abgabe
Elektronen-Übergang
Elekronen-Aufnahme

Beide Vorgänge sind immer direkt miteinander gekoppelt. Das Natrium gibt sein Elektron nur ab, weil das Chlor es aufnimmt und beide eine Bindung eingehen.

?: $Na + Cl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$

Da Chlor nicht elementar vorkommt, gehen wir von Chlor-Molekülen aus. Es werden nun zwei Elekronen gebraucht. Diese müssen entsprechend von zwei Natrium-Atomen geliefert werden:

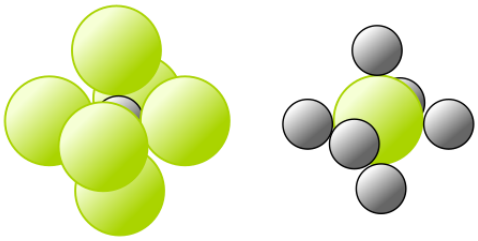


Elektronen-Abgabe
stöchiometrischer e⁻-Überg.
Elekronen-Aufnahme

Nur so sind die Verhältnisse stöchiometrisch exakt abgebildet. Zusammen ergibt das die Gleichung:

$2\ Na + Cl_2 \longrightarrow 2\ NaCl$ ***Stoffgleichung***

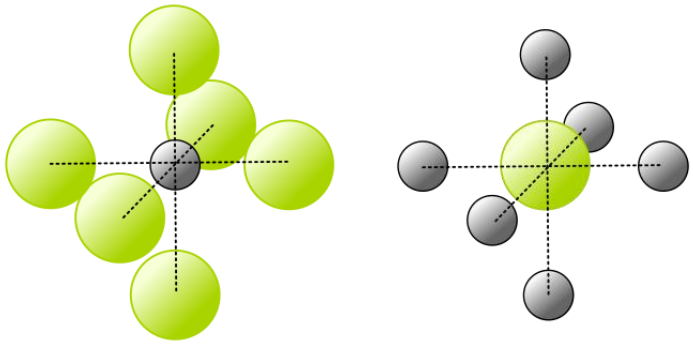
Ionen – wie z.B. die von Chlor und Natrium sind sehr symetrische Gebilde. Sie besitzen ein kugelförmiges elektrisches Feld um sich herum. Deshalb baut ein Natrium-Ion (in Abb. grau) nicht nur mit einem Chlorid-Ion (in Abb. grünlich) eine Beziehung auf, sondern umgibt sich gleichmäßig mit sechs Chlorid-Ionen (in Abb. links). Genau verhält es sich auch für die Chlorid-Ionen, sie umgeben sich so mit sechs Natrium-Ionen usw. usf. (in Abb. rechts).



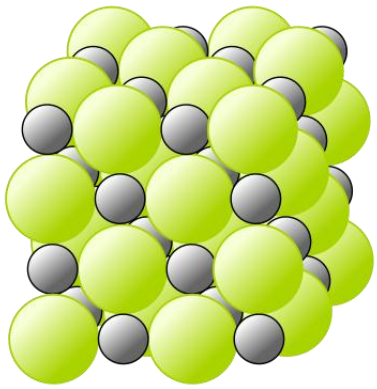
Raum-Koordination um ein Natrium-Ion (links) und um ein Chlorid-Ion (rechts)

Der Chemiker spricht hier von der Koordinations-Zahl. Diese ist bei Natriumchlorid, sowohl für die Natrium-Ionen, als auch für die Chlorid-Ionen, gleich 6.

In Kristall-Modellen stellt man die Ionen oft etwas entfernt (expandiert; "explodiert") voneinander dar.
Dadurch soll die Übersichtlichkeit gesteigert werden und die Raum-Koordination deutlicher werden.
Die räumliche Struktur eines Natriumchlorid-Kristall's ist ein Würfel.



expandierte Raum-Koordination um ein Natrium-Ion (links) und um ein Chlorid-Ion (rechts)



Modell eines Natriumchlorid-Kristall's

Andere Kristalle haben andere Raum-Formen.
Die Kationen (z.B. Metall-Ionen oder Baserest-Ionen) und Anionen (z.B. Nichtmetall-Ionen od. Säurerest-Ionen) wechseln sich in Salz-Kristallen aber immer regelmäßig ab.
Je nach Ionen-Größe und -Ladung ergeben sich unterschiedliche Koordinations-Zahlen und Raum-Strukturen.
Zwischen den Ionen gibt es immer ein festes Zahlen-Verhältnis. Die Ladungen gleichen sich jeweils aus und der Kristall erscheint nach außen hin neutral.
Der Zusammenhalt des Kristall's ergibt sich durch Anziehung der unterschiedlichen elekrischen Ladungen der Ionen.

Ionen besitzen extrem starke Anziehungskräfte. Wir sprechen hier von der **Ionen-Bindung** / **Ionen-Beziehung**. Sie ist die stärkste Bindungs-Art.

Kristalle wachsen aus Ionen (z.B. aus konzentrierten Lösungen heraus). Als Start werden sogenannte Kristallisations-Keime gebraucht. Dabei handelt es sich zumeist um kleinste – schon vorhandene – Kristalle oder Verureinigungen der Lösung. Auch Unregelmäßigkeiten im Aufbewahrungs-Gefäß oder hineinreichende Woll-Fäden bzw. Holzstäbe eignen hervorragend.
Die Ionen aus der Lösung lagern sich zuerst an den Ecken und dann an den Kanten an, da hier noch relativ starke elektrische Kräft wirken. Es sind ja nur wenige Richtungen schon mit Ionen der anderen Art belegt und damit auch teilweise schon ausgeglichen.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Das Auflösen der Salz-Kristalle läuft praktisch ähnlich ab. Die exponierten Stellen (Ecken und Kanten) bieten den Wasser-Molekülen die größte Angriffs-Fläche. Hier kann das Wasser die Ionen weitgehend umlagern und dann die einzelnen Ionen aus dem Verbund heraus-"brechen". Die meisten Salze sind (sehr) gut in Wasser löslich.
Es gibt einige Ausnahmen. In solchen – schwer-löslichen Salzen sind die Bindungen zwischen den Ionen so stark, dass sie durch polare Wasser-Moleküle nicht zerstört werden können. Eventuell gelöste Ionen lagern sich lieber wieder zusammen, als dass sie sich auflösen.
In unpolaren Stoffen, wie z.B. Öl, Benzin usw., lösen sich Salze wenig bis gar nicht.

Definition(en): Salz
Ein Salz ist ein aus Ionen aufgebauter, kristalliner Stoff.
Salze sind Verbindungen, die in wässriger Lösung oder beim Schmelzen in ihre Kationen und Anionen zerfallen. nach ARRHENIUS

Zuhause-Versuch: Züchten von Kochsalz-Kristallen

Durchführung:

- zuerst Wasser für ein Gefäß (z.B. mit auflegbarem Deckel) abmessen
- Wasser in einen Topf geben und leicht erwärmen
- in dem Wasser soviel Kochsalz (Natriumchlorid) lösen, bis trotz Rühren und Warten immer noch Kristalle unten liegen bleiben → gesättigte Lösung
- gesättigte Salz-Lösung in das Gefäß geben und Woll-Faden oder Holz-Stäbchen hineinhängen/hineinstellen
- Deckel auflegen (es muss aber auch Wasser verdunsten können)
- an einem belüfteten Platz aufstellen und Warten (mehrere Tage bis Wochen!)

Hinweise:

- wenn sich sehr schnell viele Kristalle bilden, dann ev. weniger belüfteten Platz wählen oder den Deckel etwas dichter auflegen oder wenige Tropfen Wasser zugeben
- "Entsorgung": restliche Lösung und die gewachsenen Kristalle können später zum ganz normalem Kochen genutzt werden

Aufgaben:

1. *Challenge: Wer züchtet den größten Kristall aus Kochsalz? (Mit Foto-Dokumentation alle paar Tage!)*
2.
3.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Salz-bildende Kationen (Auswahl)			
ein-wertig	**zwei-wertig**	**drei-wertig**	**mehr-atomig**
Kalium-Ion K^+	Calcium-Ion Ca^{2+}	Aluminium-Ion Al^{3+}	Ammonium-Ion NH_3^+
Natrium-Ion Na^+	Magnesium-Ion Mg^{2+}		
Kupfer(I)-Ion Cu^+	Kupfer(II)-Ion Cu^{2+}		
	Eisen(II)-Ion Fe^{2+}	Eisen(III)-Ion Fe^{3+}	

Aufgaben:

1. *Finden Sie jeweils zwei weitere ein- und zwei-wertige Kationen!*
2. *Unser Chemie-Schlaumeier möchte auch das Hydronium-Ion mit in die obige Tabelle der Salz-bildenden Kationen aufnehmen. Sagen Sie ihm Ihre Meinung dazu!*
3. *Stellen Sie vom Natrium- und vom Magnesium-Ion das BOHRsche Atom-Modell als Skizze auf!*

Salz-bildende Anionen (Auswahl)			
ein-wertig	**zwei-wertig**	**mehr-atomig**	**metallische Komplexe**
Fluorid-Ion F^-	Oxid-Ion O^{2-}	Nitrat-Ion NO_3^-	Permanganat-Ion MnO_4^-
Chlorid-Ion Cl^-	Sulfid-Ion S^{2-}	Sulfat-Ion SO_4^{2-}	Manganat-Ion MnO_4^{2-}
Bromid-Ion Br^-		Carbonat-Ion CO_3^{2-}	Chromat-Ion CrO_4^-
Iodid-Ion I^-		Phosphat-Ion PO_4^{3-}	

Aufgaben:

1. *Stellen Sie vom Fluorid- und vom Sulfid-Ion das BOHRsche Atom-Modell als Skizze auf!*
2. *Stellen Sie die LEWIS-Formeln für das Nitrat- und das Manganat-Ion auf!*
3. *Der Chemie-Schlaumeier meldet sich schon wieder und möchte in die Anionen-Tabelle auch das Hydroxid-Ion aufnehmen! Sagen Sie ihm Ihre Meinung dazu!*

Nomenklatur (Namensgebung)

ausgewählte Nomenklatur-Regel für anorganische Stoffe

1. bei verschieden-atomigen Verbindungen wird zuerst der **Metall-Name** (zum positiven Ion) bzw. der Name des Kations oder des Elements mit der positiven Oxidationszahl (Ladung des vermeintlichen Ion's) genannt

	+3 -1	*+1 -2*	*+4 -2*
z.B.:	*$AlCl_3$*	*$(NH_4)_2SO_4$*	*SO_2*
	Aluminium…	*Ammonium…*	*Schwefel..oxid*

2. als zweites folgt der **Name des Nichtmetall-Anions** bzw. des negativen Ions (Achtung: besondere Namen beachten! s.a. 2. und 3.)
   *z.B.: Aluminium**chlorid*** *Ammonium**sulfat*** *Schwefel..**oxid***

3. nachgestellte Nichtmetall-Atome bzw. deren Ionen mit negativer Oxidationszahl / negativer Eigenladung erhalten die Endung **–id**

z.B.:	*$AlCl_3$*	*AgS*	*SO_2*
	*Aluminiumchlor**id***	*Silbersulf**id***	*Schwefel..ox**id***

4. gibt es (ev.) für das Element des Kations mehrere (mögliche) Oxidationstufen / verschiedene Verbindungen mit dem Anion, dann wird die Oxidationszahl / Wertigkeit als römische Zahl in Klammern direkt hinter dem Kationen- / Metall-Namen notiert (der restliche Name wird mit Bindestrich angehängt)

	+1 -1	I I	*+2 -1*	II I	IV II	VI II
z.B.:	*CuCl*	*CuCl*	*$CuCl_2$*	*$CuCl_2$*	*SO_2*	*… SO_3*
	*Cupfer**(I)**-chlorid*		*Cupfer**(II)**-chlorid*		*Schwefel**(IV)**-oxid* (selten gebräuchlich)	*Schwefel**(VI)**-*

5. für Nichtmetall-Verbindungen gilt vorrangig (s.a. 6.):
   gibt es mehrere Atome / Baugruppen / Ionen eines Typs in der Verbindung, dann werden / können deren Anzahl mit griechischen Zahlwörtern vor dem Namen angegeben (u.U. entfallen die Angaben zur Wertigkeit (nach Regel 4.); Zahlwörter entfallen meist auch, wenn die 1 (mon(o)) ausgedrückt wird oder nur eine Kombination zwischen den Atomen / Baugruppen / Ionen existiert)

	V II	IV II	II II
z.B.:	*P_2O_5*	*SO_2*	*PbO*
	*Di**phosphor**pent**oxid* (selten gebräuchlich)	*Schwefel**di**oxid*	*Blei**mon**oxid* (selten gebräuchlich)
	*Phosphor**pent**oxid*		*Blei(II)-oxid*

6. für salzartige Verbindungen bzw. Verbindungen, die Metall-Atome enthalten werden die Notierungen mit Wertigkeiten (nach Regel 4) bevorzugt; für reinen Nichtmetall-Verbindungen die Namen mit den griechischen Zahlwörtern (nach Regel 5)

Anionen (ausgewählte)

Formel	Name	zugehörige Säure	Zentral-Atom	Wertigkeit / Oxidationsstufe	
ein-atomige Anionen					
H^-	Hydrid-Ion	(Wasserstoff)		I	-1
F^-	Fluorid-Ion	Fluorwasserstoffsäure Flusssäure		I	-1
Cl^-	Chlorid-Ion	Chlorwaserstoffsäure Salzsäure		I	-1
Br^-	Bromid-Ion	Bromwasserstoffsäure		I	-1
I^-	Iodid-Ion	Iodwasserstoffsäure		I	-1
O^{2-}	Oxid-Ion			II	-2
S^{2-}	Sulfid-Ion	Schwefelwasserstoff		II	-2
mehr-atomige Anionen (anorganische Stoffe; Endung –id)					
NH_2^-	Amid-Ion	(Ammoniak)	N	III	-3
CN^-	Cyanid-Ion	Blausäure (Hydrogencyanid)			
OH^-	Hydroxid-Ion	Wasser			
O_2^{2-}	Peroxid-Ion	(Wasserstoffperoxid)			-1
mehr-atomige Anionen (anorganische Stoffe; Endung –it und –at)					
BO_3^{3-}	Borat-Ion	(ortho-)Borsäure	B	III	+3
CO_3^{2-}	Carbonat-Ion	Cohlensäure	C	IV	+4
HCO_3^-	Hydrogencarbonat-Ion				
ClO_3^-	Chlorat-Ion	Chlorsäure	Cl	V	+5
ClO_2^-	Chlorit-Ion	chlorige Säure	Cl	III	+3
ClO^-	Hyperchlorit	hyperchlorige Säure	Cl	I	+1
ClO_4^-	Perchlorat-Ion	Perchlorsäure	Cl	VII	+7
CrO_4^{2-}	Chromat-Ion	Chromsäure	Cr	VI	+6
$Cr_2O_7^{2-}$	Dichromat-Ion	Dichromsäure	Cr	VI	+6
OCN^-	Cyanat-Ion	Cyansäure			
MnO_4^-	Manganat-Ion	(Permangansäure)	Mn	VII	+7
NO_3^-	Nitrat-Ion	Salpetersäure	N	V	+5
NO_2^-	Nitrit-Ion	salpetrige Säure	N	III	+3
PO_4^-	Phosphat-Ion	(ortho-)Phosphorsäure	P	V	+5
HPO_4^-	Hydrogenphosphat-Ion				
$H_2PO_4^-$	Dihydrogenphosphat-Ion				
PO_3^-	Phosphit-Ion	phosphorige Säure	P	III	+3
PO_2^-	Phosphinat-Ion	Phosphinsäure	P	I	+1
SCN^-	Thiocyanat-Ion (Rhodanid-Ion)	Thiocyansäure	S		
SO_4^{2-}	Sulfat-Ion	Schwefelsäure	S	VI	+6
HSO_4^-	Hydrogensulfat-Ion				
SO_3^{2-}	Sulfit-Ion	schweflige Säure	S	IV	+4
HSO_3^-	Hydrogensulfit-Ion				
$S_2O_3^{2-}$	Thiosulfat-Ion	Thioschwefelsäure	S	II	+2

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Zahl	Zahlwort		Zahl	Zahlwort		Zahl	Zahlwort
1	mon(o)		11	undeca		30	
2	di		12	dodeca			
3	tri		13				
4	tetra		14				
5	pent(a)		15				
6	hex(a)		16			100	
7	hept(a)		17				
8	oct(a)		18				
9	non(a)		19				
10	dec(a)		20			120	

diese Zahlwörter werden z.B. auch gebraucht, um bei Wasser-haltigen Salzen den Wasser-Anteil genauer zu beziffern

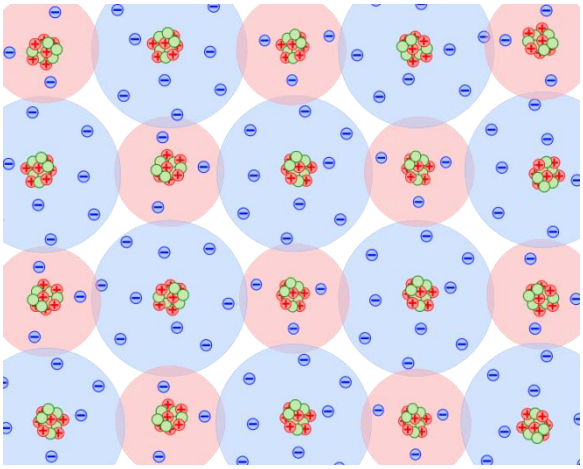
Aufgaben:

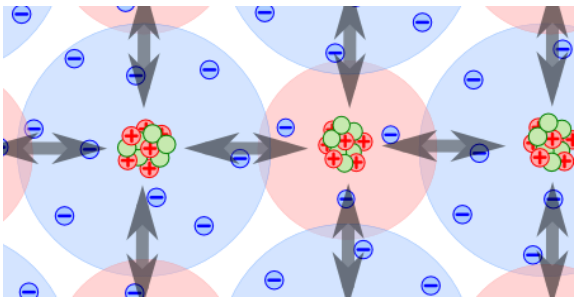
1.

2. **Übernehmen Sie die folgende Tabelle und füllen Sie die leeren Zellen aus! Prüfen Sie anschließend die Namen und Formeln mit Hilfe des Tafelwerk's und / oder über das Internet!**

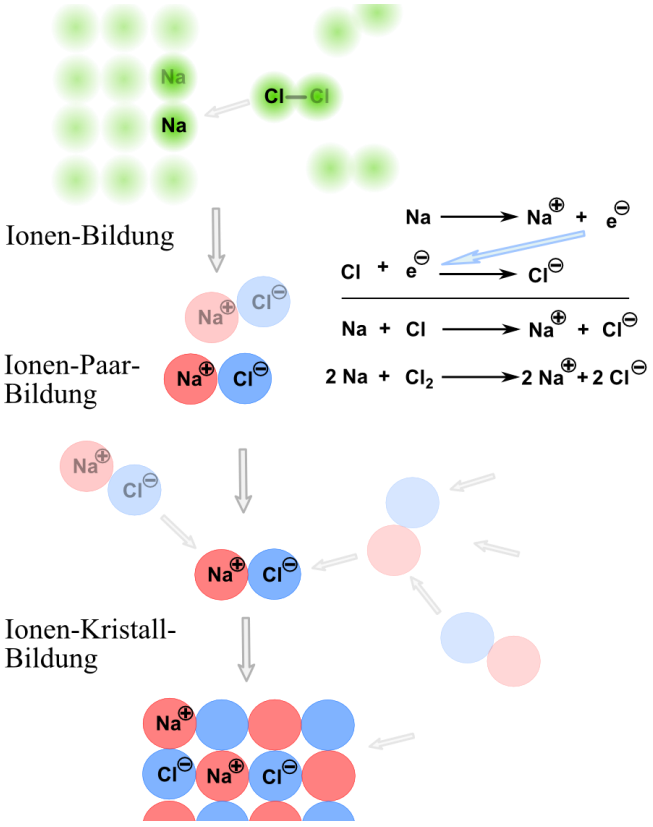
Name	Natrium-Ion	Calcium-Ion			Barium …
Formel			Ga^{3+}	SO_3^{2-}	
Cl^-					
		$CaSO_4$			
Carbonat-Ion					
I^-					
				Mg …	
Carbid-Ion					
		Calciumphosphat			
$SO_3^{???}$					

Nach der **Ionen-Bildung** folgt nun die (Ionen-)**Paar-Bildung**. Jedes Ion ist so stark geladen, dass es sich sofort mit einem anderen – entgegengesetzt geladenen – Ion paart. Die elektrostatischen Kräfte bewirken eine feste Bindung der beiden Ionen aneinander. Es liegt eine **Ionen-Bindung** vor. Diese ist eine sehr starke Bindung.
Die elektrostatischen Kräfte wirken aber auch in die anderen Raum-Richtungen. Andere Ionen-Paare lagern sich nach und nach an und stabilisieren die stark polaren Ionen im Zentrum von drum herumliegenden anders geladenen Ionen.
Gelangen dagegen gleich-geladene Ionen aneinander dann stoßen sich diese ab.
Durch die (abwechselnde) regelmäßige Anordnung ergeben sich elektrostatisch sehr stabile Gebilde – die Ionen-Kristalle oder Ionen-Gitter.
Den Entstehungs-Vorgang bezeichnen wir auch als **Ionen-Kristall-Bildung**.
Ionen-Bildung, die Paar-Bildung und letztendlich die Kristall-Bildung sind unmittelbar aufeinanderfolgende Einzel-Prozesse, die immer zusammengehören und zusammen ablaufen.


Ionen-Bindung (schematisch)

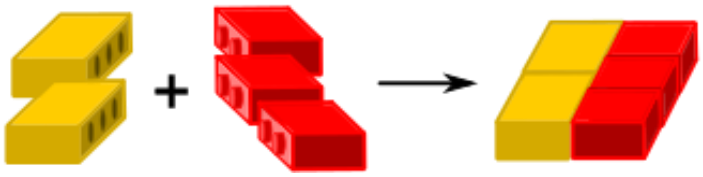


Neutrale Chlor-Moleküle treffen auf Natrium-Atome in einem Metall-Gitter (→ Metall-Bindung). Die Elektronen-liebenden Chlor-Atome interagieren mit dem Natrium was eine geringere Elektronegativität hat. Die Chlor-Atome entziehen den Natrium-Atomen ihre einzelnen Außen-Elektronen, wodurch diese eine Edelgas-Konfiguration ([Ne]) erreichen. Die Chlor-Atome aus dem Molekül füllen mit diesen Elektronen ihre Lücke zur Edelgas-Konfiguration ([Ar]) auf.
Das negativ geladene Chlorid-Ion paart sich sofort mit einem positiv geladenen Natrium-Ionen. Im Ionen-Paar bleibt jedes Ion aber eigenständig. Die fehlenden bzw. überschüssigen Elektronen werden nicht angeglichen, da dies eine Verschlechterung der energetischen Situation jedes Teilchen bedeuten würde. Die Beziehung zwischen den beiden Ionen basiert nur auf elektrostatischen Kräften (COULOMBsche Kräfte).
Die elektro-statischen Kräfte wirken bei jedem Ion in alle Richtungen. Dadurch werden auch andere Ionen-Paare angezogen.
Nach und nach lagern sich immer mehr Ionen-Paare zu einem Ionen-Kristall zusammen. Hierin besteht der eigentliche energetische Gewinn der Reaktion. Durch Zusammenlagern der Ionen wird eine gewaltige Gitter-Energie frei.



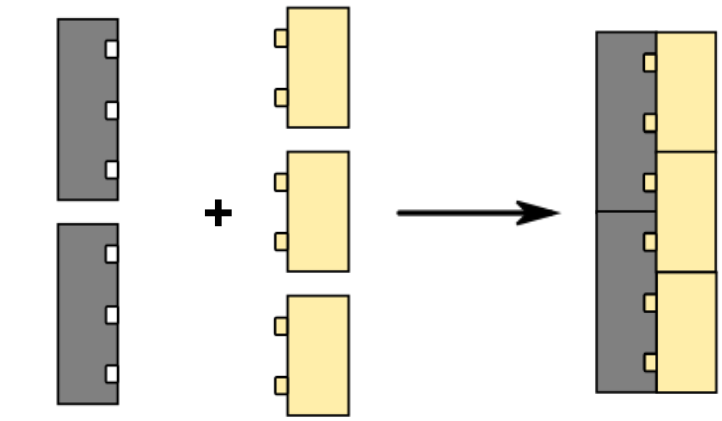
Die Gitter-Energie muss dann bei Schmelzen wieder überwunden und somit zugeführt werden. Deshalb haben soviele Salze (Ionen-Substanzen) so hohe Schmelz- und Siede-Temperaturen.

Wer Probleme beim Bilden von Salz-Formeln hat, der kann sich auch des Baustein-Modell's bedienen. Man stellt sich die Ionen einfach als Plastik-Bausteine (a'la LEGO ®) vor. Die negativen Ladungen sind die überstehenden Noppen und die Einstülpungen entsprechen den positiven Ladungen eines Ion's.



Baustein-Modell der Salz-Bildung
aus einem drei- und einem zwei-wertigen Ion

Am Ende muss für eine passende Formel ein recheckiger Block herauskommen.
Die gewählten Farben der Bausteine spielen keine Rolle, lediglich der Ausgleich der Ladungen ist entscheidend.
In der Darstellung des Baustein-Modell's dieses Skript's würde obige Salz- / Formel-Bildung so aussehen:



2 drei-wertige Kationen (Ka^{3+}) | 3 zweiwertige Anionen (An^{2-}) | passende Formel (Ka_2An_3)

Darstellung durch Neutralisationsreaktionen

- ***Wesen***
- ***Bedeutung***
- ***Bruttogleichungen und Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise aufstellen***

Darstellung durch die reaktion von verdünnten Säuren und unedlen Metallen

SE: Reaktion von verdünnten Säuren und unedlen Metallen und Eindampfen der Salzlösung

Darstellung durch die Reaktion von verdünnten Säuren und Metalloxide

SE: Reaktion von verdünnten Säuren und Metalloxide

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

9.3. Bildung von Salzen

Die meisten Salze lassen sich durch verschiedene Verfahren herstellen. Meist ist eines davon die bevorzugte Variante. Entweder ist sie besonders günstig oder die Rohstoffe sind leicht verfügbar.
Wir betrachten hier die prinzipiellen Möglichkeiten, um Salze herzustellen.

Base + Säure ⟶ Salz + Wasser

Bildung eines Salzes durch die Neutralisation der Kationen-Base und der Anionen-Säure ist wohl einer der einfachsten Möglichkeiten.
Wollen wir z.B. Natriumchlorid herstellen dann wählen wir Natriumhydroxid und Salzsäure (Chlorwasserstoff-Säure).

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$ ***Stoff-Gleichung***

Um sicher zu dieser Stoff-Gleichung zu kommen, notiert man zuerst die Dissoziationen der beiden Ausgangsstoffe:

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$ **Dissoziation**

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$$ **Dissoziation**

Der entscheidende Schritt ist nun die Neutralisation – als die Reaktion der Hydronium- mit den Hydroxid-Ionen:

$$OH^- + H^+ \longrightarrow H_2O$$ **Neutralisation**

Die drei Gleichungen werden nun einfach "addiert": (s.a. ev. Exkurs)

$$NaOH + HCl \longrightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$$

Nach dem Eindampfen erhält man dann das gewünschte Salz:

$$Na^+ + Cl^- + H_2O \xrightarrow{\text{(Eindampfen) } -H_2O} NaCl$$

Auf die letzte Gleichung wird im Allgemeinen verzichtet. Die Stoff-Gleichung unterstellt diesen Vorgang, um das Salz und das Wasser als einzelne Stoffe zu erhalten.
Vielfach gibt man – in einer sogenannten **Ionen-Gleichung** – die Reaktion in der Lösung an:

$$Na^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \longrightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$$ ***Ionen-Gleichung***

(böse) Frage zwischendurch:

Muss nicht auch das Wasser in der Ionen-Gleichung in der dissoziierten Form notiert werden? Diskutieren Sie im Kurs!

Metall + Säure ⟶ Salz + Wasserstoff

Das Metall und die Säure passend zum Salz zu verwenden, ist eine gut funktionierende Möglichkeit, das Salz herzustellen. Im Fall des Natriumchlorid's müssten wir Natrium und Salzsäure verwenden. Das würde gehen, aber es gäbe eine heftige Reaktion:

$$2\ Na + 2\ HCl \longrightarrow NaCl + H_2\uparrow$$ ***Stoff-Gleichung***

Betrachten wir ein anderes Beispiel, dass eher für schulchemische Zwecke geeignet ist: Magnesium und Salzsäure. Gebildet wird also Magnesiumchlorid:

$$Mg + 2\ HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$$ ***Stoff-Gleichung***

Genau genommen handelt es sich bei diesen Reaktion um Redox-Reaktionen.

$$Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2\ e^-$$ **Elektronen-Abgabe (Oxidation)**

$$H^+ + e^- \longrightarrow H$$ **Elektronen-Aufnahme (Reduktion)**

Beide Gleichungen passen nocht nicht zusammen, da von Magnesium immer 2 Elektronen abgegeben werden, Wasserstoff-Ionen können aber nur 1 Elektron aufnehmen. Das Problem löst sich aber dadurch auf, dass Wasserstoff nicht atomar vorkommt, wie es die Gleichung der Elektronen-Aufnahme andeutet. Für die Bildung von molekularem Wasserstoff werden 2 Wasserstoff-Ionen und eben auch 2 Elektronen gebraucht.

$$2\ H^+ + 2\ e^- \longrightarrow H_2$$ **Elektronen-Aufnahme**

Auch hier fassen wir die beiden Teil-Reaktionen (Elektronen-Abgabe und –Aufnahme) zusammen und erhalten:

$$Mg + 2\ H^+ \longrightarrow Mg^{2+} + H_2$$ **Redox-Reaktion**

Mit den Chlorid-Ionen aus der Salzsäure ergibt sich dann:

$$Mg + 2\ H^+ + 2\ Cl^- \longrightarrow Mg^{2+} + 2\ Cl^- + H_2\uparrow$$ ***Ionen-Gleichung***

Metalloxid + Säure ⟶ Salz + Wasser

Die Herstellung von Natriumchlorid aus dem Metalloxid und der Säure ist weit ungefährlicher, als die Verwendung des Metall's.

$$2\ Na_2O + 2\ HCl \longrightarrow 2\ NaCl + H_2O$$ ***Stoff-Gleichung***

Das es sich hierbei eigentlich um die Reaktion einer Base mit einer Säure handelt wird dann klar, wenn man sich die Reaktion des Natriumoxid's im Wasser ansieht:

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\ Na^+ + 2\ OH^-$$ **Base-Bildung**

Das passiert deshalb, weil das Oxid-Ion – was beim Lösen in Wasser frei werden würde – sofort mit dem Wasser reagiert. Ein Oxid-Ion und ein Wasser-Molekül bilden 2 Hydroxid-Ionen:

$$Na_2O \rightleftharpoons 2\,Na^+ + O^{2-}$$

$$O^{2-} + H_2O \longrightarrow 2\,OH^-$$

Praktisch reagiert also die Salzsäure mit der Base (Natriumhydroxid). Diesen Fall haben wir oben ausführlich besprochen.

Metall + Nichtmetall ⟶ Salz

keine Möglichkeit, um Sauerstoff-haltige Salze zu erzeugen
viele Salze beinhalten nur Metall-Ionen als Kationen und reine Nichtmetall-Ionen als Anionen dazu gehören z.B. die Halogenide, die Sulfide und die Nitride

oft direkte Reaktion der beiden Rohstoffe unter Sauerstoff-Abschluss möglich

klassisches Beispiel ist die Reaktion von Natrium mit Chlor, Brom oder Iod

$$2\,Na + Cl_2 \longrightarrow 2\,NaCl$$

Natrium gibt sein eines Außen-Elektron gerne ab, um eine volle Achter-Schale zu erhalten.

$$Na \longrightarrow Na+ + e^-$$ **Elektronen-Abgabe**

Dieses Elektron wird vom Chlor sehr bereitwillig aufgenommen, da ihm genau ein Elektron zu seiner vollen Achter-Schale fehlt

$$Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$$ **Elektronen-Aufnahme**

Da Chlor nur molekular vorkommt, müssen zwei Chlorid-Ionen gebildet werden.

$$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2\,Cl^-$$

Das ist durch die Bildung von zwei Natrium-Ionen möglich.

$$2\,Na \longrightarrow 2\,Na+ + 2\,e^-$$

Aufgaben:

1. *Welche Nichtmetall-Ionen findet man in Sulfiden und Nitriden? Was unterscheidet sie eigentlich von Sulfiten, Sulfaten, Nitriten und Nitraten?*
2. *Stellen Sie die Reaktions-Gleichungen für die folgenden Reaktionen auf!*
   a) Natrium mit Iod
   b) Verbrennung von Natrium in Brom-Dämpfen
   c) Reaktion von Aluminium mit Brom
   e) Bildung von Eisen(II)-sulfid
   f)
3. *Stellen Sie für Aluminium und Brom, sowie deren Ionen die BOHRschen Atom-Modelle zusammen!*

Base + Nichtmetalloxid ⟶ Salz + Wasser

Einleitung von Nichtmetall-Oxiden z.B. in Gas-Form ist eine beliebte Methode, um Salz herzustellen
vielfach dienen diese Reaktionen auch dazu, um z.B. nicht mehr gebrauchte giftige Gase im Labor unschädlich zu machen
keine Möglichkeit, um Sauerstoff-freie Salze – wie z.B. Halogenide – zu erzeugen

$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$ **Fällungs-Reaktion**

klassische Fällungs-Reaktion, die auch zum Nachweis von Kohlenstoffdioxid genutzt wird
das ausfallende weiße Carbonat kann dann auch wieder mit Salzsäure aufgelöst werden
viele Reaktionen von Nichtmetalloxiden mit Basen führen aber auch zu löslichen Salzen
praktisch können wir davon ausgehen, dass sich das Nichtmetalloxid zuerst einmal in Wasser auflöst und dabei eine Säure bildet

$CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3 \rightleftharpoons 2\,H^+ + CO_3^{2-}$

die Säure reagiert dann über die oben besprochene Neutralisation mit der Base

$H_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$ **Neutralisation**

Aufgaben:

1. ***Stellen Sie die Reaktions-Gleichungen für die folgenden Reaktionen auf!***
   a) Reaktion von Bariumhydroxid mit Kohlenstoffdioxid
   b) Reaktion von Calciumhydroxid mit Schwefeldioxid
   c) Bildung von Kaliumsulfit
2. ***Stellen Sie die Neutralisation von Kohlensäure mit Calciumhydroxid als Ionen-Gleichung auf!***
3. ***Geben Sie die Reaktions-Gleichung für die Reaktion von ausgefälltem Calciumcarbonat mit Salzsäure an! Handelt es sich hierbei um eine Salz-Bildungsreaktion und wenn JA, welches Reaktions-Schema (für Salz-Bildungen) versteckt sich dahinter?***
4. ***Stellen Sie 5 Gleichungen zur Bildung von Kaliumbromid auf! Benennen Sie die Ausgangsstoffe! Ordnen Sie dann noch den Ausgangsstoffen jeweils eine Stoffgruppe zu!***
5. ***Welche Masse hat die Lösung eines gut-löslichen Salzes in 100 ml Wasser? Erläutern Sie Ihre Voraussage!***
6. ***Übernehmen Sie die folgende Tabelle und füllen Sie die leeren Zellen aus!***

Name des Kations	Formel des Kations	Name des Anions	Formel des Anions	Name des Salzes	Formel des Salzes	Dissoziation in Wasser
						$NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$
					$BaCl_2$	
Kalium-Ion		Nitrat-Ion				
	Mg^{2+}		CO_3^{2-}			
		Sulfat-Ion				… $\rightleftharpoons$ … Al^{3+} …
			PO_4^{3-}			Ca ….
				Kaliumsulfit		
				Cupfer(I)-chlorid		

7. ***Bestimmen Sie für die folgenden Reaktionen das Salz-Bildungsschema! Geben Sie auch jeweils an, um was für einen Reaktions-Typ es sich handelt!***
   a) $Zn + 2\,HCl \longrightarrow ZnCl2 + H_2\uparrow$
   b) $MgO + H_2SO_3 \longrightarrow MgSO_3 + H_2O$
   c) $KOH + HCl \longrightarrow KCl + H_2O$
   d) $Cl_2 + 2\,K \longrightarrow 2\,KCl$
   e) $2\,HBr + Na_2O \longrightarrow 2\,NaBr + H_2O$
   f) $Mg(OH)_2 + SO_2 \longrightarrow MgSO_3 + H_2O$
   g) $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaSO_4\downarrow + H_2O$
   h) $S + Zn \longrightarrow ZnS$
   i) $CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$
   j) $Mg + 2\,HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2\uparrow$

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Verfahren: Addition von (Teil-)Gleichungen

Um komplexere chemische Vorgänge übersichtlich darzustellen, werden oft Teil-Gleichungen aufgestellt. Sie stellen die wesentlichen Reaktionen – z.B. Elektronen-Abgaben und –Aufnahmen – separat dar.
In der Praxis sind die Vorgänge von Abgabe und Ausnahme aber immer miteinander verbunden. Das stellen wir dann in der Gesamt-Gleichung dar.
Betrachten wir ein Beispiel aus dem Bereich der Salz-Bildungen. Dabei verwenden wir den gerade eben besprochenen Fall der Bildung eines Salzes – hier Natriumchlorid – aus der Base und der Säure:

$NaOH + HCl \longrightarrow ???$ ***Stoff-Gleichung***

Zuerst wissen wir noch nichts über die Reaktionsprodukte-Seite der Gleichung. Wie eben gesagt, erkunden wir die Teil-Reaktionen. Dazu gehören z.B. die Dissoziations-Vorgänge:

$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$ ***Dissoziation***

$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$ ***Dissoziation***

Würde man die zweite Dissoziation nun nicht nach ARRHENIUS, sondern nach BROENSTED betrachten, dann würde der gleiche Vorgang so aussehen:

$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$ ***Dissoziation***

Die Neutralisation sieht dann leicht verändert aus:

$OH^- + H_3O^+ \longrightarrow 2\ H_2O$ **Neutralisation**

Nun können wir genauso, wie vorne besprochen die beiden Dissoziationen und die Neutralisations-Gleichung zusammenfassen – wir sagen addieren: (hier noch einmal ausführlich)

$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$ ***Dissoziation***

$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$ ***Dissoziation***

$OH^- + H_3O^+ \longrightarrow 2\ H_2O$ **Neutralisation**

$NaOH + HCl + H_2O + OH^- + H_3O^+ \longrightarrow Na^+ + OH^- + H_3O^+ + Cl^- + 2\ H_2O$

Alle Ausgangs-Stoffe der drei Gleichungen werden zusammengetragen und aufgeschrieben. genau so verfährt man mit der Reaktionsprodukten.
Entsprechend der Bestimmungen für die Gestaltung von Reaktions-Gleichungen müssen Stoffe / Teilchen / …, die auf beiden Seiten auftauchen, gekürzt / gestrichen werden:

$NaOH + HCl + \cancel{H_2O} + \cancel{OH^-} + \cancel{H_3O^+} \longrightarrow Na^+ + \cancel{OH^-} + \cancel{H_3O^+} + Cl^- + \cancel{2}\ H_2O$

Übrig bleibt eine ordentliche Reaktions-Gleichung:

$NaOH + HCl \longrightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$

Dieses Verfahren lässt sich sowohl für gleichzeitig ablaufende Reaktionen (siehe oben), wie auch für hintereinander folgende Reaktionen benutzen. Es muss nur immer die stöchiometrische Richtigkeit beachtet werden.

9.4. Eigenschaften von Salzen

resultierende / abgeleitete / charakteristische Eigenschaften:
(sehr) hohe Schmelz- und Siede-Temperaturen, bei Zimmer-Temperatur immer Feststoffe
große Härte
allgemein sehr gut löslich in polaren Lösungsmitteln
im festen Zustand nicht elektrisch leitend
in der Schmelze oder in der Lösung dienen die Ionen als frei bewegliche Ladungs-Träger, Schmelzen und Lösungen sind daher elektrisch leitend; Leitfähigkeit nimmt mit steigender Temperatur zu (zum Vergleich: bei Metallen ab)
beim Stromfluss kommt es auch zur Elektrolyse, d.h. die Ionen werden wieder zu Atomen
Die Ionen geben entsprechend ihrer Ladung Elektronen ab oder nehmen sie auf.
Es wird praktisch Energie in Form von Elektronen (fließender Strom) in das chemische System gegeben:

$$Na^+ + e^- \xrightarrow{\text{Elektrolyse}} Na$$

Elektronen-Zufuhr
über elektr. Strom

Die Elektronen des fließenden Strom's stammen ursprünglich von den Chlorid-Ionen:

$$Cl^- \xrightarrow{\text{Elektrolyse}} Cl + e^-$$

Elektronen-Abgabe
als elektr. Strom

Für die Bildung von molekularem Chlor sind natürlich zwei Chlorid-Ionen notwendig:

$$2\ Cl^- \xrightarrow{\text{Elektrolyse}} Cl_2 + 2e^-$$

Dies wiederum erfordet Elektronen-Aufnahmen bei zwei Natrium-Ionen:

$$2\ Na^+ + 2\ e^- \xrightarrow{\text{Elektrolyse}} 2\ Na$$

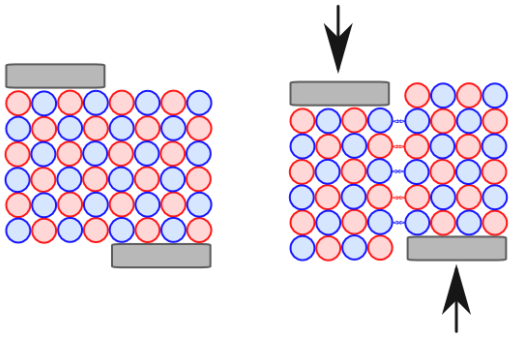
Elektronen-Zufuhr
über elektr. Strom

Zusammengefasst ergibt das die Gesamt-Gleichung:

$$2\ Na^+ + 2\ Cl^- \xrightarrow{\text{Elektrolyse}} 2\ Na_{(s)} + Cl_2\uparrow$$

Gesamt-Gleichung

wegen der starken Abstoßungs-Kräfte gleichgeladener Teilchen kommt es bei äußeren Krafteinwirkungen zum spröden Bruch wenn auch nur kurzzeitig kommen sich gleiche Ladungen sehr nahe und das passiert auch über eine große Fläche. Da kommen dann schon größere Kräfte zusammen.



die Anordnung der Ionen in verschiedenen Salzen kann recht unterschiedlich erfolgen

Man unterscheidet verschiedene Koordinationszahlen. Diese beschreiben die Anzahl der entgegengesetzt geladenen Ionen mit denen sich ein (als zentral angesehenes) Ion umgibt.

SE: Überprüfen der Löslichkeit und der elektrischen Leitfähigkeit verschiedener Salze und ihrer Lösungen

- ***Lösung in Wasser***

Versuch: Untersuchung der Leitfähigkeit von Kochsalz

Durchführung:

- mit Hilfe eines Stromkreises mit einer Glühbirne und zwei Test-Elektroden (z.B. Eisen-Nägel) wird zuerst demineralisiertes Wasser, dann festes Natriumchlorid und dann aufgelöstes Natriumchlorid (im demineralisiertem Wasser) auf Leitfähigkeit getestet

Leitfähigkeit (γ (griech.: gamma; Konduktivität)

$$\gamma = \frac{I \cdot l}{U \cdot A_0}$$ zum Vergleich: $$\rho = \frac{U \cdot A_0}{I \cdot l}$$

damit gilt auch: $$\gamma = \frac{1}{\rho}$$

I … Stromstärke
l … Länge bzw. Abstand
U … Spannung
A_0 … wirksame Fläche (Querschnitt)
ρ … spezifischer Widerstand

Der **Leitwert G** ist Kehrwert des Widerstands R

$$G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U}$$ für die Einheiten $$[S] = \frac{1}{[\Omega]} = \frac{[A]}{[V]}$$

Die typische Einheit ist Siemens nach dem deutschen Erfinder Werner VON SIEMENS.
Je besser ein Stoff den elektrischen Strom leitet, umso höher ist seine (elektrische) **Leitfähigkeit** γ.
Je größer der elektrische Widerstand eines Stoffes ist, desdo kleiner ist seine elektrische Leitfähigkeit.
Die Messung der Leitfähigkeit erfolgt mit speziellen Messgeräten. Wegen der Einheit der Leitfähigkeit (z.B. S/m; sprich: Siemens pro Meter) werden sie auch **SIEMENSmeter** genannt.
Ein großer Leitfähigkeits-Wert zeigt eine sehr gute Leitfähigkeit an. Mit anderen Worten es müssen viele und frei bewegliche Ladungs-Träger vorhanden sein.



Leitfähigkeits-Messgerät
mit eingetauchter Elektrode

 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Aufgaben:

1.
2. *Der Chemieschlaumeier der Klasse behauptet, dass früher der Leitwert die Einheit Mho (das umgedrehte Ohm) gehabt hat und oft auch das kopfstehende Ohm-Zeichen als Symbol verwendet wurde. Stimmt das wirklich?*
3.

Aufgaben:

1. *Formulieren Sie die Umkehrungs-Regeln für obige Aussagen!*
   z.B.: Je schlechter ein Stoff den elektrischen Strom leitet, umso …
2. *Ein elektrischer Widerstand ist auf 1 kΩ geeicht. Wie groß ist der elektrische Leitwert?*
3. *Von einem Draht sind die folgenden Parameter bekannt: Länge 3 m, Querschnitt 0,5 mm²; angelegte Spannung 9 V; gemessene Stromstärke 100 mA. Berechnen Sie die spezifische Leitfähigkeit! Aus welchem Stoff könnte der Draht sein?*
4. *Wiederholen Sie, von welchen Faktoren der elektrische Widerstand abhängig ist!*
5. *Von welchen Faktoren ist der elektrische Leitwert abhängig? Begründen Sie Ihre Meinung!*

Was leitet des Strom in einer Kochsalz-Lösung?

Versuch: Messung der Leitfähigkeit von Kochsalz-Lösung

Durchführung:

- *Wiederholung des Versuch zur Leitfähigkeit von Kochsalz nun mit einem Leitfähigkeits-Messgerätes*
- ***Erweiterung:*** *der Versuch eignet sich für die Daten-Aufnahme mit einem Daten-Logger / Messwert-Erfassungs-System / geeigneten Taschenrechner*
- *in einem Gefäß mit demineralisertem Wasser wird die Leitfähigkeit gemessen und dann Tropfen-weise Kochsalz-Lösung zugesetzt und die zugehörige Leitfähigkeit erfasst*
- ***für den gehobenen Anspruch:*** *statt der Kochsalz-Lösung wird Tropfen-weise Calciumchlorid zugesetzt*

Verfolgung der Leitfähigkeit beim Lösen von Kochsalz

Experiment:
Becherglas 300ml; demin. Wasser; Kochsalz-Lösung 1 M; Leitfähigkeits-Messgerät (SIEMENS-Meter); ev. Unitest

- 100 ml demin. Wasser in Becherglas füllen, ev. mit Unitest versetzen
- Leitfähigkeit messen
- jeweils 5 ml Salz-Lösung zugeben (bis max. 150 ml HCl); Leitfähigkeit und ev. Farbe des Unitest notieren
- Diagramm erstellen

Berechnen Sie ev. vorher, welche Masse Natriumchlorid verwendet werden muss, um 100 ml einer 1 M Kochsalz-Lösung herzustellen
für wieviele Arbeits-Gruppen reicht diese Stammlösung?



Versuchs-Anordnung
zum Experiment

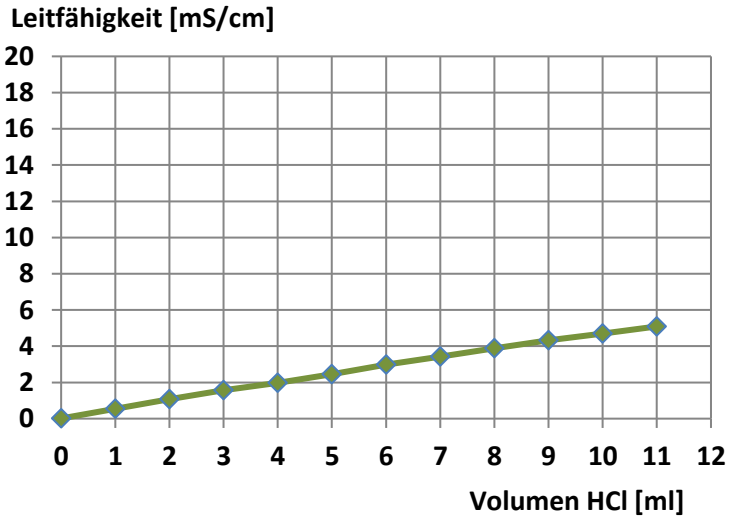
Berechnen der reellen Konzentration für die Salzsäure → Darstellung im Diagramm (Abhängigkeit der Leitfähigkeit von der Konzentration der Salzsäure)

Daten aus einem anderen Experiment:
Vorlage 100 ml demin. Wasser
Zugabe von 1 M Salz-Lösung
Messung mit einem Leitfähigkeits-Messgerät
zeigt Wert mit Einheit mS/cm an

demin. Wasser hat praktisch keine Leitfähigkeit (Messwert bei Zugabe von 0 ml NaCl)

Zugabe 1 M NaCl [ml]	Leitfähigkeit [mS/cm]	Konzentration NaCl [mol/l = M]
0	0,00	0,000
1	0,54	0,010
2	1,07	0,020
3	1,57	0,029
4	1,97	0,038
5	2,46	0,048
6	2,98	0,057
7	3,42	0,065
8	3,88	0,074
9	4,32	0,083
10	4,69	0,091
11	5,09	0,099

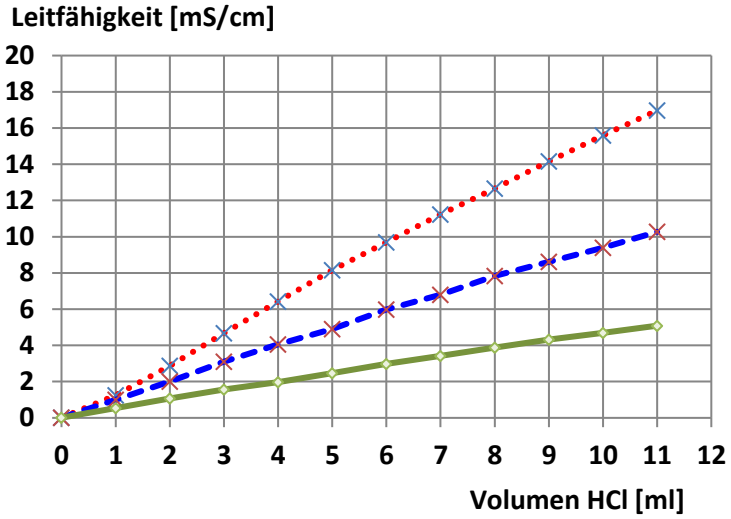
bei graphischer Auswertung wird deutlich, dass die Leitfähigkeit linear mit der zugesetzten Menge an Natriumchlorid steigt
Die ungünstige Skalierung der Ordinate (Y-Achse) wurde gewählt, um eine bessere Vergleichbarkeit mit ähnlichen Versuchen / Diagramme bei den Basen und Säuren zu erhalten.



 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Aufgaben:

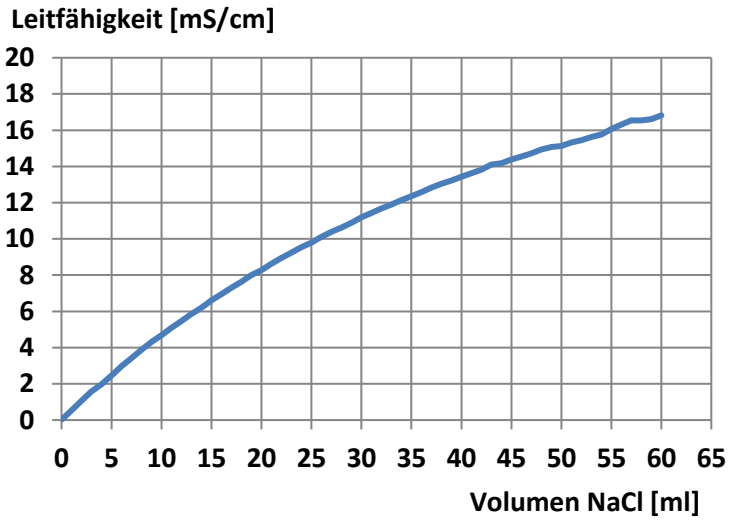
1. *Erklären Sie die steigende Leitfähigkeit mit Ihren Kenntnissen aus der Physik (und der Chemie)!*
2. *Interpretieren Sie das nebenstehende Diagramm! Der gestrichelte blaue Graph ist die Leitfähigkeit der gleichkonzentrierten Natriumhydroxid-Lösung. Die gepunktete rote Linie stammt aus dem Löse-Experiment zur Leitfähigkeit von Salzsäure (siehe jeweils weiter vorn)*

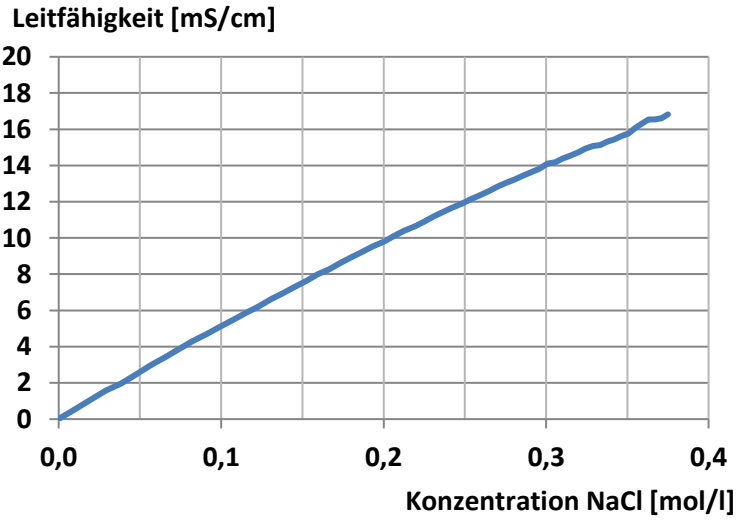


3. *Erstellen Sie ein Diagramm, das den Zusammenhang zwischen der Konzentration einer Lösung und der Leitfähigkeit sowohl für Kochsalz, als auch für Salzsäure und Natriumhydroxid darstellt!*

für die gehobene Anspruchsebene:

4. *Nebenstehendes Diagramm ist die Darstellung zur Fortführung des Leitfähigkeits-Versuch mit Natriumchlorid von oben.*
   Darunter ist die Darstellung der Abhängigkeit der leitfähigkeit von der Konzentration dargestellt. Interpretieren Sie die Graphen!





 (c,p) 2015-2026 lsp: dre

Temperatur [°C]	Löslichkeit L [g / 100 g [H_2O]]						
	NaCl	$NaNO_3$		KCl	KNO_3		
0	35,60	70,7		28,15	13,25		
5	35,65	75,1		29,70	17,30		
10	35,70	79,1		31,30	21,50		
15	35,75	83,9		32,80	26,00		
20	35,85	88,3		34,35	31,50		
25	36,00	92,4		35,80	38,00		
30	36,15	96,0		37,30	45,50		
35	36,25	100,7		38,80	54,30		
40	36,40	104,9		40,30	63,90		
45	36,55	109,8		41,70	74,40		
50	36,70	114,8		43,10	85,70		
55	36,85	119,7		44,35	96,80		
60	37,05	124,7		45,60	108,90		
65	37,25	130,5		46,95	123,00		
70	37,50	136,3		48,30	138,00		
75	37,80	142,2		49,65	152,00		
80	38,10	148,0		51,00	168,00		
85	38,25	155,0		52,20	183,50		
90	38,55	162,0		53,40	202,00		
95	38,80	169,0		54,80	222,00		
100	39,20	176,0		56,20	245,20		

Link:
Löslichkeit anorg. Verb. (+Temp.-abh.):
https://wissen.science-and-fun.de/tabellen-zur-chemie/loslichkeit-anorganischer-verbindungen-2/

Lösungs-Regeln für Salze in Wasser:

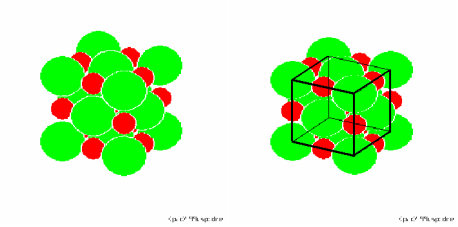
1. alle Salze der Alkalimetalle (im PSE: I. HGr, Ia, Gr. 1) sind löslich
2. alle Ammonium-Salze (mit NH_4^+) sind löslich
3. Salze, die Nitrat-Ionen (NO_3^-), Acetat-Ionen (CH_3-COO^-), Chlorat-Ionen (ClO_3^-) enthalten, sind löslich
4. die meisten Chloride (Cl^-), Bromide (Br^-) und Iodide (I^-) sind löslich (Ausnahmen sind die mit Silber-Ionen (Ag^+), Blei(II)-Ionen (Pb^{2+}) und Quecksilber(II)-Ionen (Hg_2^{2+}))
5. die meisten Sulfate (SO_4^{2-}) sind löslich (Ausnahmen sind die mit Calcium-Ion (Ca^{2+}), Strontium-Ion (Sr^{2+}), Barium-Ion (Ba^{2+}), Quecksilber(II)-Ion (Hg_2^{2+}) und Silber-Ion (Ag^+))
6. alle Carbonate (CO_3^{2-}), Sulfide (S^{2-}) und Sulfite (SO_3^{2-}) sind unlöslich (Ausnahmen sind die in Regel 1 und 2 genannten)

als "löslich" wird eine Substanz bezeichnet, wenn man von ihr mindestens 1 g in 100 ml (bei 20 °C) lösen kann

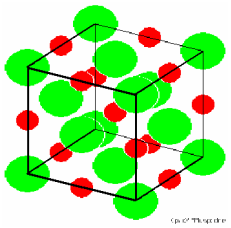
Salze als Düngemittel sowie Verwendung im Haushalt als Würz- und Reinigungsmittel und zur Herstellung von Kosmetika sind zu nennen
Salze in Stoffwechselprozessen und medizinischen Produkten sind zu erarbeiten

9.5. Natriumchlorid (Kochsalz)

Es gab Zeiten, da wurde Salz das weiße Gold genannt. Es war bis ins späte Mittelalter vor allem in den Ländern ohne Meeres-Zugang ein wichtiges Handelsgut.
Heute ist es allgemein gut zugänglich und relativ preiswert zu haben.
Als Quellen werden heute nicht nur die Meere sondern auch unterirdische Salz-Lagerstätten ausgebeutet.
Das unterirdische Salz stammt aus ausgetrockneten, prähistorischen Meeren. Die Salz-Schichten wurden dann in den folgenden Jahrmillionen von anderen Sedimenten überlagert.
Natriumchlorid – wie das Kochsalz – exakt heißt, besteht aus Baueinheiten von jeweils einem Natrium-Ion und einem Chlorid-Ion. Die Formel lautet also NaCl.
Die Ionen sind in einem kubischen (Würfel-förmigen) Gitter immer abwechselnd angeordnet. Ein Natrium-Ion ist von sechs Chlorid-Ionen und ein Chlorid-Ion von sechs Natrium-Ionen umgeben.

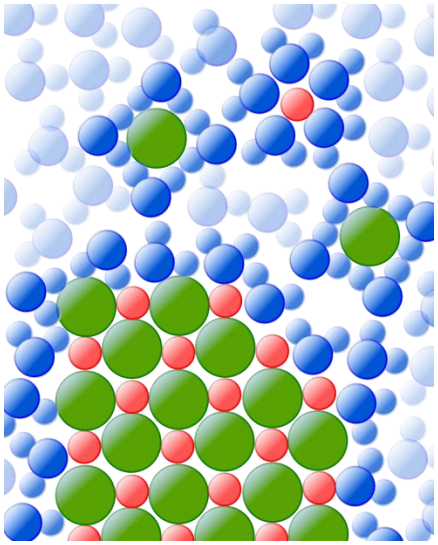


klassische Kristall-Modelle
für Natriumchlorid
rot: Natrium-Ionen, grün: Chlorid-Ionen

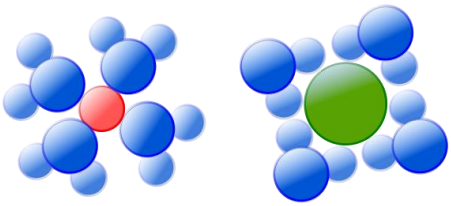


Das Fehlen einzelner benachbarter Ionen an Oberflächen, Kanten und Ecken wird bei den allgemeinen Betrachtungen nicht beachtet. Zwischen den Ionen besteht eine starke Anziehungskraft, die aus den unterschiedlichen Ladungen resultiert.
Die starken Anziehungskräft sind zum Einen für den festen Aggregatzustand verantwortlich. Um Natriumchlorid zu schmelzen, müssen Temperaturen von 801 °C erzeugt werden. Die Schmelze ist elektrisch leitfähig. Natrium- und Chlorid-Ionen sind in der Schmelze frei beweglich. Bei 1435 °C siedet die Schmelze und die Ionen gehen in den gasförmigen Zustand über.
Festes Natriumchlorid leitet den elektrischen Strom nicht. Die Ionen im Gitter können sich nicht bewegen und auch einzelne Elektronen können nicht zwischen den Ionen wandern.
Die regelmäßige Anordnung der Ionen in einem Gitter ist auch für die Farblosigkeit verantwortlich. Die Licht-Strahlen können die Ionen fast ungestört durchdringen. Dabei spielt auch die sehr geringe Größe der Atom-Kerne eine Rolle. Für die Ausbildung von Farben bedarf es auch anregbarer Elektronen, die in den extrem stabilen Ionen eben nicht vorkommen.
Natriumchlorid ist ein spröder Stoff. Die Kristalle zerspringen bei Kraft-Einwirkungen in Richtung der Ionen-Schichten. Die Verschiebung der Schichten bewirkt, dass auf der gesamten Fläche kurzzeitig Chlorid-Ionen anderen Chlord-Ionen direkt gegenüberliegen. Bei den Natrium-Ionen ist es genau so. Es kommt zu starken Abstoßungs-Kräften, da alle Ionen praktisch mit gleichen Ladungen gegenüber konfrontiert sind. Das Gitter und damit der Kristall zerspringen an der Verschiebungs-Fläche. Eine Neu-Positionierung ist praktisch nicht möglich, da die außen liegenden Ionen dazu eine passgenaue Gegenfläche bräuchten. Aber schon eine winzige Verdrehung der Flächen gegeneinander bewirkt an sehr vielen Stellen Abstoßungs-Kräfte. Kristalle lassen sich also so nicht durch Zusammenlegen vergrößern.
Große Kristalle entstehen aus gesättigten Lösungen. Noch besser sind leicht übersättigte Lösungen geeignet, da dann schon aus der Lösung heraus der Zwang besteht, Ionen auszuscheiden.

Die überschüssigen Ionen können einfach nicht gelöst (- vom Lösungsmittel Wasser in Lösung gehalten -) werden. Besonders gut lagern sich einzelne Ionen an den Grenzstrukturen anderer Kristalle (Gitter) ab. Gerade die Ionen an den Ecken und Kanten zeichnen sich durch freie Anziehungskräfte aus. Also lagern sich dort auch die Ionen zuerst an. Es folgen dann die Flächen. Schicht für Schicht wächst so der Kristall.
Beim Lösen des Natriumchlorid's läuft der Vorgang entgegengesetzt ab. Die Wasser-Moleküle, die an den Wasserstoff-Atomen leicht positiv und am Sauerstoff-Atom leicht negativ geladen (polarisiert) sind, können zuerst die Ionen an den Ecken angreifen. Als nächstes folgen die Kanten und dann die Flächen, da durch das Ablösen der Kanten die einzelnen Ionen angreifbar werden. Die Wasser-Moleküle umlagern die Ionen. Dabei wird das positiv geladene Natrium-Ion von den Wasser-Molekülen so umlagert, dass die Sauerstoff-Atome zum Natrium-Ion ausgerichtet sind. Bei einem negativ geladenen Chlorid-Ion orientieren sich die Wasser-Moleküle so, dass die teilweise positiv geladenen Wasserstoff-Atome in Richtung Chlorid-Ion liegen.
Um die Ionen bilden sich relativ stabile Wasser-Molekül-Schichten, die Hydrat-Hüllen genannt werden. Mit diesen Hydrat-Hüllen können sich die gelösten (hydratisierten) Ionen im Lösungsmittel-Körper bewegen (BROWNsche Molekular-Bewegung bzw. Wärme-Bewegung der Teilchen).
Wasser kannn bei 20 °C knapp 36 g Natriumchlorid lösen. Mit steigender Temperatur nimmt das Lösungs-Vermögen nur sehr geringfügig zu.



Modell zum Auflösen eines Natriumchlorid-Kristall's
rot: Natrium-Ionen; grün: Chlorid-Ionen; blau: Wasser-Moleküle



hydratisierte Ionen

Im Vergleich zu anderen Salzen (z.B. Kaliumnitrat) kann man die Zunahme der Löslichkeit bei Natriumchlorid vernachlässigen. Bei 100 °C lösen sich rund 39 g Kochsalz.

In Spülmaschinen muss regelmäßig "Salz" (**Spülmaschinensalz**) nachgefüllt werden. Dabei handelt es sich um grobkörniges Natriumchlorid. Das Spülmaschinen-Salz regeneriert die **Ionen-Austauscher** in der Spülmaschine. Die Ionen-Austauschen binden zeitweilig Calcium- und Magnesium-Ionen. Dadurch wird verhindert, dass sich Kalk-Ränder z.B. an Gläsern bilden können. Das Salz löst sich langsam auf und setzt Natrium-Ionen frei. Diese verdrängen die Calcium- und Magnesium-Ionen vom Ionen-Austauscher. Der Ionen-Austauscher wird sozusagen regeneriert. Die abgelösten Calcium- und Magnesium-Ionen werden mit dem Spülwasser abgegeben.
Auch in industiellen Anlagen und Produktions-Einrichtungen der Lebensmittel-Industrie wird Natriumchlorid als sogenanntes **Regenerier-Salz** eingesetzt. Es erfülllt hier die gleichen Aufgaben, wie das Salz in der Spülmaschine.

Auch wenn man denkt, Salz ist ein völlig normaler, unproblematischer Stoff – Salz ist auch giftig. Bei einem Erwachsenen reichen zehn Esslöffel Salz, um eine lebensbdrohliche Situation hervorzurufen. Das im Verdauungs-Trakt gelöste Salz bringt den Wasserhaushalt der Organe dramatisch durcheinander. Auch Salzwasser-Trinken ist keine gute Idee. Salz-Lösungen entziehen dem Zellen und Organen zusätzlich Wasser. Dadurch wird das Durst-Gefühl noch weiter verstärkt.
Für Pflanzen ist Salz – und hier sind es insbesondere die Natrium-Ionen – auf den Feldern sehr problematisch. Durch regelmäßiges Bewässern steigt die Salz-Konzentration im Boden und lässt den Boden versalzen. Ab einer bestimmten Salz-Menge im Boden können die üblichen Kulturpflanzen nicht mehr gedeien.

Aufgaben:

1. *Erläutern Sie am Beispiel des Natriumchlorid's den Zusammenhang zwischen dem Bau eines Stoffes und seinen Eigenschaften!*
2. *Erklären Sie mit Hilfe des Teilchen-Modell's die Wasserlöslichkeit von Natriumchlorid!*
3. *Berechnen Sie die Masse Wasser, die für die Herstellung von 1 l physiologischer Kochsalz-Lösung verwendet werden muss!*
4. *Analysieren Sie die Zutaten-Listen von 5 – bei Ihnen häufig verwendeten – Lebensmitteln hinsichtlich des Kochsalz-Gehalt's! Sollte Kochsalz (Ntriumchlorid) nicht ausgewiesen sein, dann suchen Sie nach Natrium- bzw. Chlorid-Ionen! (Wenn Sie auch andere Chemikalien aufschreiben, ist das kein Problem. Dann haben Sie im Kurs eine Diskussions-Grundlage.)*
5. *Berechnen Sie die gelöste Menge Kochsalz in einem Liter Wasser bei 20 und bei 100°C!*
6. *Stelle die Abhängigkeit der Löslichkeit von Natriumchlorid und Natriumnitrat graphisch dar! (Es darf ein Tabellenkalkulations-Programm (z.B. EXCEL oder CALC) benutzt werden!)*

Temperatur [°C]	Löslichkeit [g / 100 g [H_2O]]	
	NaCl	$NaNO_3$
0	35,60	70,7
5	35,65	75,1
10	35,70	79,1
15	35,75	83,9
20	35,85	88,3
25	36,00	92,4
30	36,15	96,0
35	36,25	100,7

Temperatur [°C]	Löslichkeit [g / 100 g [H_2O]]	
	NaCl	$NaNO_3$
40	36,40	104,9
45	36,55	109,8
50	36,70	114,8
55	36,85	119,7
60	37,05	124,7
65	37,25	130,5
70	37,50	136,3
75	37,80	142,2

wichtige Lösung ist die sogenannte "physiologische Kochsalz-Lösung"
enthält 0,9% Kochsalz, das entspricht 9 g Kochsalz pro Liter (Lösung)
osmotisch entspricht sie dem durchschnittlichen Salz-Gehalt unserer Körper-Zellen
deshalb auch isotonische Kochsalz-Lösung genannt
Ersatz für Blut-Flüssigkeit z.B. bei einem Schock oder Blut-Verlust
aber auch zum Spülen / Waschen von äußerer Haut oder Schleimhäuten, Augen, Nasen-Höhlen, …
Für längerfristige Infusionen verwendet man aber statt der einstoffigen Kochsalz-Lösung eine Voll-Elektrolyt-Lösung – die auch als RINGER-Lösung bezeichnet wird. Sie enthält etwas weniger Natriumchlorid und dafür einige andere Salze mit speziellen Ionen. Dazu gehören z.B. Kalium-, Calcium- und Magnesium-Ionen in Form von Chloriden.

wichtiger Lebensmittel-Zusatz
intensiviert andere Geschmäcker
Geschmacklich besonders beliebt sind Kombinationen von Zucker, Säure und Salz. Diese kennen wir z.B. von Marinaden und Soßen.

Konservierungs-Mittel
Entzug von Wasser, dadurch wird die Lebens-Grundlage für Bakterien und Pilze verschlechtert

Solch ein Wasser-Entzug ist z.B. auch vor dem Räuchern notwendig. Die Räucherlinge werden dazu mit Salz eingerieben oder einige Zeit in Salz-Lake gelegt.

Salz-Sorten (für den Haushalt)

Meer-Salz

durch Verdunstung oder Verdampfung von Meer-Wasser (Salzgehalt rund 35 (Promille) = 3,5 %)
in Buchten werden Bereich abgesteckt, die regelmäßig mit Meer-Wasser geflutet werden
ev. auch etwas höhergelegene Flach-Gebiete genutzt, Meer-Wasser wird dann mittels Wind-Mühlen hochgepumpt
nach dem Abtrennen vom Meer verdunstet das Wasser und es bleibt das Salz zurück
Vorgang wird mehrfach wiederholt, bis ausreichend dicke Salz-Schichten zum "Ernten" vorhanden sind



Salz-Haufen in einer Saline
Q: flickr.com (acquafredda)



Saline (Sizillien)
Q: flickr.com (isabella)

Fleur de sel ist das Salz, wass sich in solchen Buchten bei der Verdunstung an der Wasser-Oberfläche bildet, das darunterliegende Meer-Wasser ist dann schon durch Verdunstung bis auf eine gesättigte Lösung aufkonzentriert
die sogenannte Salz-Blume wird dann händisch abgeschöpft und getrocknet
deshalb sehr teures Salz

Meer-Salz entspricht in der Ionen-Zusammensetzung sehr gut zum Mineralien-Bedarf unseres Körper's

auch in anderen Gebieten mit Salz-haltigen Wasser-Quellen
Wasser verdunstet in sogenannten Salz-Gärten

der Begriff für die kleinen Inseln im Watten-Meer – den Halligen – stamm von Hall, dem altdeutschen Wort für Salz ab



Salzgarten im Añana-Tal
in der Provinz Álava (Spanien)
Q: de.wikipedia.org (Basotxerri)

Stein-Salz

Halit, Hallitit

Steinsalz wird trocken abgebaut
stammt aus unterirdischen Salz-Schichten (Flöze), die über 90% Salz enthalten
macht 70% des im Haushalt verwendeten Salzes aus
heute recht billig

künstliche Steinsalz-Höhlen / -Räume werden zur Behandlung u.a. von Lungen-Erkrankungen genutzt
früher auch nicht mehr genutzte Bergbau-Stollen genutzt

heute sind ausgediente Salz-Lagerstätten als mögliche Endlager für radioaktiven Müll in der Diskussion

Siede-Salz

Siedesalz wird mittels Wasser aus weniger ergiebigen Solen (nur 50 – 60% Gehalt) herausgelöst und in Siede-Anlagen weiter aufkonzentriert bis es schließlich auskristallisiert (Niederschlag)
teurste Variante der Nutzung unterirdischer Salz-Schichten

Salinen-Salz

unterirdische Salz-Lagerstätten werden mit Wasser ausgelaugt, Lösung wird Sole genannt.
schwerlösliche Salze, wie z.B. Gips und Ton, sammeln sich am Boden der unterirdischen Hohlräume
Sole wird übertage gepumpt
Sole wird gereinigt und ev. auch umkristallisiert und dann in sogenannten Gradier-Werken (/ Leck-Werken) aufkonzentriert
Sole wird über aufgestapelte Reisig-Bündel gepumpt, beim Runtertropfen verdunstet ein Teil des Wasser's und die unten aufgefangene Sole ist wieder etwas konzentrierter
diverse unerwünschte Bestandteile, wie z.B. Calciumsulfat (Gips) oder Calciumcarbonat (Kalk) verbleiben am Reisig



Gradierwerk Bad Kösen
Q: de.wikipedia.org (CTHOE)

die Salz-haltige Umgebungs-Luft wird oft auch für therapeutische Zwecke z.B. bei Kuren genutzt
hochkonzentrierte und gereinigte Sole wird dann durch Sieden zum Auskristallisieren gebracht

Speisesalz-Zusätze

im Haushalts-Kochsalz sind praktisch immer zwischen 1 und 3% andere Salze neben Natriumchlorid vertreten
machen Geschmack aus
z.B. Magnesium-Salze sorgen z.B. für eine gewisse Bitter-Note

Himalaya-Salz z.B. durch Eisen-Salze leicht rötlich gefärbt

vorhandene Ionen unterstützen zwar die Mineralien-Versorgung unseres Körper's
Vielfach werden den speziellen Salzen aber auch ganz herausragende "Gesundheits"-fördende Eigenschaften zugeordnet. Solche Merkmale konnten wissenschaftlich überhaupt nicht belegt werden.

für eine angestrebte gesunde Ernährung der Gesamt-Bevölkerung werden zusätzlich künstlich weitere Stoffe zugesetzt
solche Salz-Sorten sind dann extra gekennzeichnet
früher – und in Mangel-Zeiten – sinnvolle Maßnahme
aus heutiger Sicht nicht mehr notwendig, wenn sich gesund und variabel / nachhaltig ernährt wird

Iod – iodiertes Salz

um einem Iod-Mangel vorzubeugen
unter heutigen Ernährungs-Bedingungen in Mitteleuropa nicht notwendig

Fluor – fluoriertes Salz

unterstützt Härtung des Zahnschmelzes

Überangebot kann aber auch schädlich für den Körper sein

Folsäure (Vitamin B9) – vitaminiertes Salz

färbt Salz leicht gelblich
für Deutschland wird von einer Unterversorgung mit Folsäure (Vit. B_9 bzw. B_{11})ausgegangen nicht nachhaltig belegt
früher auch Vitamin M
natürliche Folsäure-Quellen sind u.a. Eigelb, Getreide-Keime, Hülsenfrüchte (besonders Linsen), Kalbs- u. Geflügel-Leber, Petersilie, Sonnenblumen-Kerne

Materialien zur Vorbereitung (z.B. für flipped classroom)	
	Wo unser Salz herkommt – Sprengung im Salzbergwerk
	[Quarks] **9 min** *****
	https://www.youtube.com/watch?v=E-iUpOaxEZo
	Wie bildeten sich die Salz-Lagerstätten? Wie wird Salz abgebaut?
Wofür wird und wurde Salz benutzt?	
	Das beste Salz der Welt: Minen im Himalaya
	[Galileo | ProSieben] **16 min** ****
	https://www.youtube.com/watch?v=EQ3fgwVKE9M
	Das Salz der Inka (360° - GEO Reportage)
	[wocomoTRAVEL] **52 min** ***
	https://www.youtube.com/watch?v=RUfLlGurlAE
	[] **min** *
	[] **min** *

	[] **min** *
	[] **min** *

9.6. Calciumcarbonat

Calciumcarbonat kommt in diversen Formen vor. Die bedeutensten sind Kalkstein, Kreide und Perlmutt.

Perlmutt

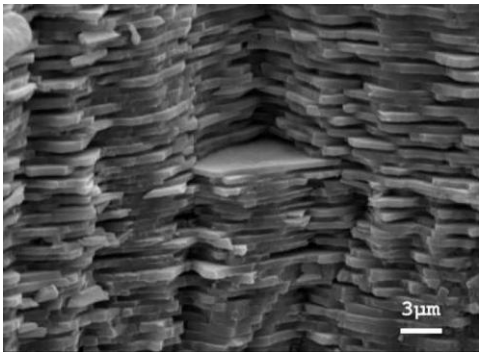
enthält 95% Calciumcarbonat
dazu rund 5% organische Materiallien, die als Verbinder fungieren
sind auch für die spezielle Kristall-Bildung in Schichten verantwortlich

Schichten und die spezielle Kristallisation sorgen für den auffälligen Glanz

heute noch als Reflexions-Material in der Lampen-Produktion benutzt
dann meist sehr dünn geschliffen



Perlmutt eines Schnecken-Hauses
Q: de.wikipedia.org (Photographer Aomorikuma)



Perlmutt (Bruchstelle)
im Raster-Elektronenmikroskop
Q: de.wikipedia.org (Fabian Heinemann)

Kreide

Zusätze bei der Produktion von

einfache Wand-Farbe
heute vorrangig in Ställen und Keller-Räumen genutzt
(Raum-)Klima-aktive Wirkung

Schulkreide ist heute kein Calciumcarbonat sondern Calciumsulfat – und damit Gips.

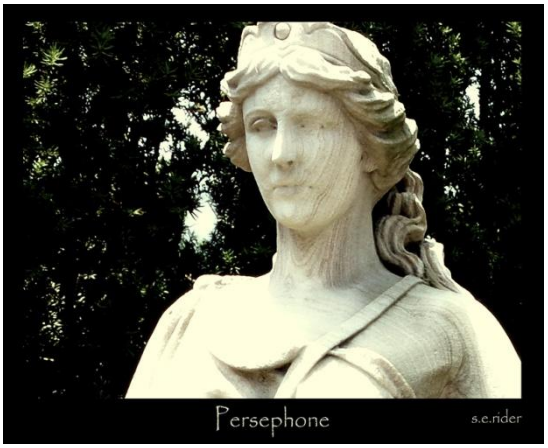
Kalkstein



Kalkstein-Gebirge / Karst-Gebirge in Kroatien
Q: de.wikipedia.org (Donarreiskoffer)

große technische Bedeutung
Kalkstein setzt sich als sogenannter Kesselstein in Rohren und Kesseln zur Dampf-Erzeugung ab

große Probleme mit saurem Regen
zerfrisst die Oberflächen, feine Strukturen werden aufgelöst



durch sauren Regen zerfressene Strukturen an einer Statue
Q: flickr.com (s. e. rider)



Calciumcarbonat-Kristalle in der Cueva de los Cristales; Mexiko ("Höhle der Kristalle")
Q: de.wikipedia.org (Alexander Van Driessche)

Aufgaben:

1. Wie groß sind die Kristalle in der Höhle der Kristalle ungefähr?

Marmor

sehr stark gepresste Kalkstein-Variante
weiterhin zur Umwandlung auch geothermische Hitze erforderlich
Farben werden durch andere gelöste und gebundene Salze verursacht

Obwohl die Härte (nach MOHS: 3 - 4) sprichwörtlich ist, ist es doch nur Calciumcarbonat.
In der Geologie gelten Kalkstein und Marmor auch als eher weich.
Das wird spätestens dann sichtbar, wenn man Säure einwirken läßt. An der Kontaktstelle bildet sich Schaum und die Oberfläche des Marmor's wird rau.

Marmor (auch Fußböden usw.) darf niemals mit sauren Reinigern bearbeitet werden. Auch Reiniger mit feinen Schleif-Partikeln sind nicht angebracht. Sie zerstören die Polierung.

Verwendung im Bau und in der Kunst als Basis für Statuen usw.
mittlere Härte sorgt für gute Bearbeitbarkeit

Calciumcarbonat war früher als "Kalk" einer der wichtigsten Rohstoffe für die Bauwirtschaft. Aus abgebautem Kalk ($CaCO_3$) wurde durch Brennen Branntkalk (CaO) erzeugt:

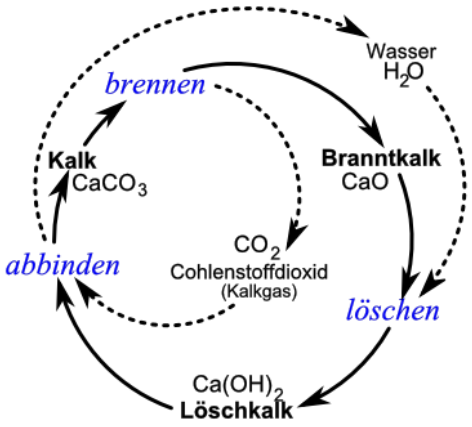
$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$; endotherm

Calciumcarbonat — Calciumoxid

Der Branntkalk (CaO) wurde dann mit Wasser abgelöscht:

$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$; exotherm

Calciumoxid — Calciumhydroxid



Kalk-Kreislauf

Es bildete sich Calciumhydroxid ($Ca(OH)_2$) – auch Löschkalk genannt. Diesen setzte man dann – mit Sand gemischt – als Mörtel ein. Beim Trocknen und der Reaktion mit dem Cohlenstoffdioxid aus der Umluft entstand dann wieder harter Kalk.

$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 + H_2O$; exotherm

Calciumhydroxid — Calciumcarbonat

Früher "durften" arme Familien neu gemauerte Häuser zuerst bewohnen. Das nannte man "trockenwohnen".

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

9.7. weitere Salze im Haushalt

Calciumsulfat (Gips)



Gipsspat aus Thüringen
Q: de.wikipedia.org (H. Zell)

wichtiger Baustoff
relativ billig

natürlich vorkommend in der Form $CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$ (Calciumsulfat-Dihydrat)

natürliches Vorkommen als Gipsspat. Dabei handelt es sich im Wesentlichen um das Dihydrat.

die Bildung der Schichten erfolgte aus warmen übersättigten Meeren
die Schichten wurden dann von anderen Sedimenten überdeckt und später angehoben

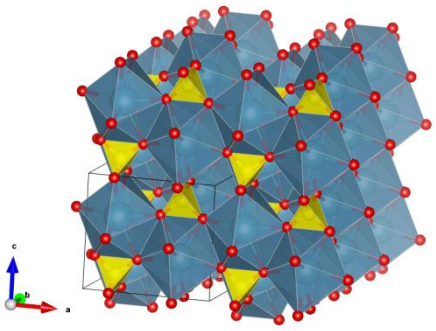


Anhydrit aus Mexiko
Q: de.wikipedia.org (Rob Lavinsky)

Anhydrit ist sogar völlig Wasser-frei.
für seine Bildung waren höhere Temperaturen und starker Wasser-Entzug notwendig
als geo-historische Bildungs-Orte kommen große Gezeiten-Bereiche in Frage

Heute stammt einen großer Teil des Gips' aus chemischen Reaktionen, wie sie z.B. bei der Rauchgas-Entschwefelung stattfinden. Dabei wird das schädliche Schwefeldioxid aus der Verbrennung von z.B. Braunkohle zuerst in Calciumhydroxid-Lösung eingeleitet:

$$SO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaSO_3 + H_2O$$



Kristall-Struktur von Anhydrit
Q: de.wikipedia.org (Ra'ike)

Das gebildete Calciumsulfit wird dann mit Sauerstoff (aus der Luft) oxidiert, wobei es auch zur Wasser-Einlagungen bei der Kristall-Bildung kommt:

$$2\ CaSO_3 + O_2 + 4\ H_2O \longrightarrow 2\ CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$$

Dieses Produkt muss dann gebrannt werden. Dazu sind Temperaturen oberhalb von 100 °C notwendig:
Durch Erhitzen verliert der Gips Kristallwasser. Dies kann bis zu einem halben Mol pro Mol Calciumsulfat passieren. Die Formeln solchen gebrannten Gips'es (Halbhydrat) lautet $CaSO_4 \cdot ½\ H_2O$.
In den Handel gelangt es als gemahlenes Pulver.

$$2\ CaSO_4 \cdot 2\ H_2O \xrightarrow{\text{Erhitzen}} 2\ CaSO_4 \cdot ½\ H_2O + 3\ H_2O$$

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Beim Anrühren und Abbinden verläuft die Reaktion dann entgegengesetzt:

$$2\ CaSO_4 \cdot \tfrac{1}{2}\ H_2O + 3\ H_2O \longrightarrow 2\ CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$$

Durch Anrühren mit Wasser nimmt das Calciumsulfat wieder Kristallwasser auf und bindet zum festen Dihydrat. Das Volumen vergrößert sich und sorgt so für eine Verfestigung des Gebindes.

Als älteres Gestein Alabaster gerne als Grundlage für Vasen, Statuen usw. verwendet. Sehr feinkristalline Struktur, die optisch an Elfenbein und Wachs erinnert
früher dünn geschliffen als Glas-Ersatz



Alabasterstatue aus dem Alten Ägypten
Q: de.wikipedia.org (Keith Schengili-Roberts)

geringe Wetter-Beständigkeit
deswegen auch nur für den Innenausbau, dort z.B. als Gips-Karton-Platten
ist Verbund-Werkstoff aus Papier / Karton und Gips
z.T. mit Kunststoff- oder Glas-Fasern verstärkt
für Feucht-Räume gibt es imprägnierte Varianten
hohe Feuer-Beständigkeit
schlechter Wärmeleiter, fasst sich deshalb warm an (im Vergleich zu Kalkstein usw.)

Aufgaben:

1. ***Die Stadt Staufen (Breisgau, Baden-Würtemberg) wollte (2008) ihre Wärme-Versorgung ökologischer gestalten und Erdwärme nutzen. Dazu wurden 7 Löcher für die sogenannten Sonden bis in 140 m Tiefe gebohrt. Dabei durchstieß man eine Anhydrit-Schicht (reines Wasser-freies $CaSO_4$) und traf dann auf das Grundwasser, aus dem die Wärme entnommen werden sollte. In diesen Tiefen steht das warme Grundwasser unter hohem Druck und konnte nun nach oben steigen. Seitdem hebt sich die Stadt – teilweise bis zu einem Zentimeter pro Monat und es entstehen riesige Risse in den Gebäuden. Erklären Sie das Phänomen chemisch!***

Natriumnitrit

wird Kochsalz beigemischt, um sogenanntes Pökelsalz zu erhalten

zum "Pökeln" von Fleisch und Fisch
Einlegen in Salz-Lake oder einreiben / einstreuen / lagern in / mit Salz
dient dem Wasser-Entzug und die Nitrit-Ionen bewirkt die "Einrötung" des Fleisches

$$NaNO_2 \rightleftharpoons Na^+ + NO_2^-$$

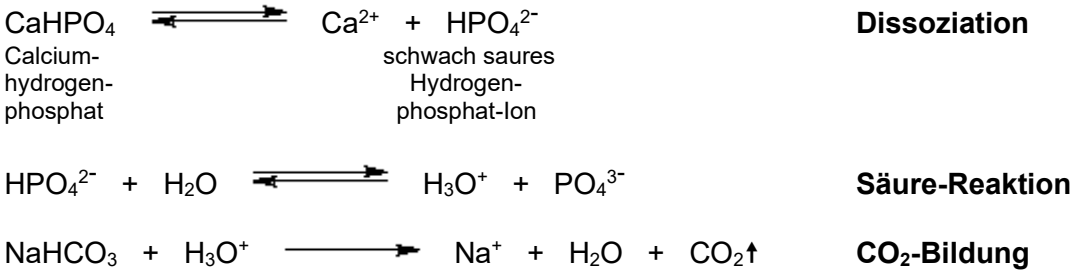
Nitrit-Ion

Produkte sind Schinken, Mettwurst, …
Nitrit wandelt sich teilweise in Nitrat um, dieses ist in größeren Mengen schädlich
vor allem bei der Hausproduktion von Pökelwaren kann es schnell zur Überdosierung mit Nitrit kommen
kleine Kinder sollten deshalb auch nur in begrenzter Menge Schinken, Salami, Räucherfisch usw. essen

Natriumhydrogencarbonat (Soda)

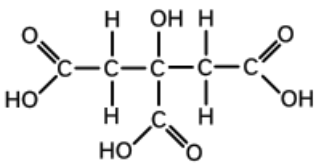
trivial auch als **Natron** bezeichnet, dieser Name wird gelegentlich aber auch für Natriumhydroxid verwendet, deshalb sollten wir ihn besser nicht nutzen
aber sehr weit verbreitet unter anderen Trivial-Namen, nämlich Soda oder Backsoda
weitere z.T. ältere chemische Namen sind Natriumbicarbonat und doppeltkohlensaures Natron

im Haushalt als Zutat im Backpulver
bildet bei der Reaktion mit Wasser Kohlenstoffdioxid, dieses läßt den Teig aufgehen und luftig werden
CO2-Bildung erfolgt aber nicht mit dem Wasser an sich, sondern dadurch dass den Backpulvern feste Säure-ähnliche Stoffe (wie z.B. Dinatriumhydrogendiphosphat (E 450a) oder Calciumhydrogenphosphat (E 341a) zugesetzt wurden, deren saurer Charakter sorgt für die Zersetzung des Natriumhydrogencarbonat's



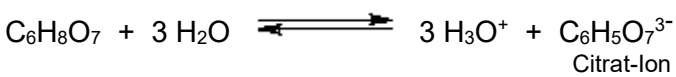
Zugabe zum Teig möglich erst kurz vorm Endmischen, -Rühren oder -Kneten
Teig sollte dann schnell in die Form gebracht und gleich gebacken werden

NatriumHydrogencarbonat ist auch Bestandteil in einigen – sich in Wasser auflösenden – Lebensmitteln
dazu gehören z.B. Süßstoff- oder Brause-Tabletten
auch das bei Kindern beliebte Brause-Pulver besteht zum Teil aus Natriumhydrogencarbonat
in den Brause-Tabletten ist meist gleich eine feste Säure enthalten, da vielfach eine saure Lösung erwünscht ist
besonders häufig Citronensäure ($C_6H_8O_7$; Zitronensäure) verwendet
Lebensmittel-Zusatzstoff E 330

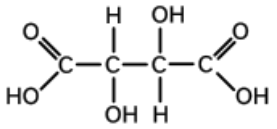


Struktur-Formel der Zitronensäure

Dreifach-Säure, kann also bei der Dissoziation drei Hydronium-Ionen freisetzen



wenn es nicht so sauer sein soll, dann Weinsäure ($C_4H_6O_6$) verwendet
Lebensmittel-Zusatzstoff E 334
Zweifach-Säure, setzt zwei Hydronium-Ionen frei



Struktur-Formel der Weinsäure

Weinsäure und Citronensäure zählen zu den organischen Säuren – auch Carbonsäuren genannt. Diese besprechen wir ausführlich in der organischen Chemie (→ 🕮 **organische Chemie**)

Das Medikament "Rennie ®", was gegen Sodbrennen und zu starker Magensäure-Bildung eingesetzt wird, enthält ein Gemeisch aus Magnesium- und Calciumcarbonat. In anderen Antazida (Magensäure-Blocker) findet man Aluminium-Magnesium-hydroxid-carbonat-Hydrate.
Im sogenannten BULLRICH-Salz ist Natriumhydrogencarbonat enthalten. Es ist auch gleichzeitig ein Medikamenten-Name ("Bullrich-Salz ®").

Aufgaben:

1. *Stellen Sie (Gesamt-)Dissoziations-Gleichung für die Weinsäure auf! (Das Säurerest-Ion der Weinsäure heißt Tartrat.)*
2. *Finden Sie in den Struktur-Formeln von Zitronen- und Weinsäure den Teil, der für den Säure-Charakter verantwortlich ist! Begründen Sie Ihre Entscheidung!*
3. *Stellen Sie die Formeln für die Natrium-, Magnesium- und Aluminium-Salze der Wein- und der Citronensäure auf!*
4. *Wie wirken Medikamente (Antazida) auf der Basis von Aluminium-Magnesium-hydroxid-carbonat-Hydraten gegen überschüssige Magensäure (z.B. bei Sodbrenne)? Wo liegen Vorteile im Vergleich zu Medikamenten, die entweder nur Metallhydroxide oder aber nur Carbonate enthalten?*

für die gehobene Anspruchsebene:

5. *Stellen Sie für Citronensäure und Weinsäure die schrittweisen Dissoziations-Gleichungen auf! Benennen Sie auch die gebildeten Ionen!*

Ammoniumhydrogencarbonat (Hirschhornsalz)

Back-Triebmittel besonders für Lebkuchen, Spekulatius und anderem Weihnachts-Gebäck
auch Ammoniumbicarbonat(NH_4HCO_3)
nebenbei sind auch
Lebensmittel-Zusatzstoff E 503, aber auch in reiner Form in kleinen Tütchen erhältlich
Herstellung ursprünglich aus geraspelten Horn (Geweih, Gehörn) von Hirschen durch trockne Destillation
früher auch als mildes Riechsalz benutzt, um bei Bewußtlosen die Atmung anzuregen

In der Bäcker ei können wir sogenannte "Amerikaner" kaufen. Die Kegel-förmigen Kuchstücke sehen werder amerikanisch aus, noch stammen sie dorther. Aber wieso heißen sie dann so? Im Teig der Amerikaner wird Hirschhornsalz als Backtriebmittel eingesetzt. Beim Backen zerfällt das Hirschhornsalz in Ammoniak und Kohlenstoffdioxid. Es bildet sich u.a. Kohlenstoffdioxid und Ammoniak(-Gas):

$$NH_4HCO_{3(s)} \xrightarrow{\text{Erhitzen}} NH_{3(g)} + H_2O_{(g)} + CO_{2(g)}$$

Bei den Temperaturen im Backofen ist auch das Wasser z.T. gasförmig.
Die drei Gas sorgen für das Aufgehen des Teiges während des Back-Vorgang's
Ammoniak gibt zudem einen frischen bis etwas schärferen – Lakritz-ähnlichen – Geschmack
Ursprünglich hießen die "Amerikaner" wohl auch "Ammoniakaner". Dieses schwer auszusprechende Wort und die negative Besetzung des Begriff's "Ammoniak" haben dann zu einer Lautverschiebung geführt.
Gebäck mit Hirschhornsalz sollte aber nicht bei zu hohen Temperaturen oder zu scharf gebacken werden
besonders an verbrannten Stellen kann sich Acrylamid bilden, was als wohlmöglich Krebserregende Substanz eingestuft ist

Aufgaben:

1. *Früher nannte man Ammoniumbicarbonat auch ABC-Trieb. Wie könnte es zu diesem Namen gekommen sein?*
2. *Erkunden Sie, wie eine trockene Destillation abläuft!*

Natriumhydrogensulfat

??? in Rohr-Reinigern
Hauptbestandteil von sauren (, festen) Reinigungsmitteln für Haushalt und Industrie
Zusatz bei Poolwasser-Reinigern
senkt pH-Wert in Schwimmbecken

$$NaHSO_4 + H_2O \longrightarrow Na^+ + H_3O^+ + SO_4^{2-}$$

aber auch in Lebensmitteln als Säure-Regulator verwendet
Lebensmittel-Zusatzstoff E 514
ist hygroskopisch, muss also verschlossen und trocken gelagert werden

Eisensulfat

im Eisen-Dünger z.B. für Rasen
auch als Moos-Vernichter bezeichnet
Moose sterben durch den hohen Mineral-Gehalt des Dünger's ab und werden braun
können dann ausgeharkt werden

sollte nicht auf Gehweg-Platten od.ä. liegen bleiben
das gibt braune Flecken
aus den (gelblichen) Eisen(II)-Ionen werden bräunliche Eisen(III)-Ionen

Magnesiumsulfat (Bittersalz)

Dünger
besonders für die Versorgung der Pflanzen mit Magnesium
Magnesium ist Zentral-Atom im Chlorophyll – dem grünen Blatt-Farbstoff
entscheidend für die Umwandlung von Licht-Energie in chemische Energie
besonders für Korniferen (Nadelhölzer) geeignet, da diese empfindlich auf Eisen-Dünger reagieren

SCHÜSSLER-Salze

breites Spektrum an Salzen für therapeutische Zwecke

Aufgaben:

1. *Recherchieren Sie, welche Stoffe zu den SCHÜSSLER-Salzen gezählt werden! Welche davon sind Salze?*
2. *Gegen welche Beschwerden werden SCHÜSSLER-Salze eingesetzt? Wie erfolgt die Therapie?*
3. *Was bedeutet z.B. D6 bei der Dosierung eines Mittel's? Ist der Einsatz solcher Dosierungen naturwissenschaftlich sinnvoll?*
4. *Warum kann und ist der Einsatz von SCHÜSSLER-Salzen vielleicht trotzdem Ziel-bringend?*

GLAUBER-Salz

Aufgaben:

1. *Erstellen Sie einen Steckbrief zu GLAUBER-Salz!*
2. *Recherchieren und skizzieren Sie die Löslichkeit von GLAUBER-Salz im Temperatur-Bereich von 0 bis 100 °C!*
3. *Erläutern Sie vergleichend das besondere Lösungs-Verhalten!*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

9.8. Salze in der Landwirtschaft und der Industrie

Ammoniumnitrat

beliebter Stickstoff-Dünger
enthält sowohl in den Annionen, als auch in den Kationen, Stickstoff
diesen brauchen die Pflanzen zur Produktion von Eiweißen (Aminogruppe in den Aminosäuren)

Ammoniumsulfat

beliebter Dünger
fällt beim WALTER-Verfahren der Rauchgas-Reinigung bzw. –Entschwefelung an
die Verbrennungs-Abgase beim Verbrennen von z.B. Braunkohle enthalten viel Schwefeldioxid. Dieses wird mit Ammoniak-Lösung zu Ammoniumhydrogensulfit:

$$SO_2 + NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4HSO_3$$

Durch weitere Behandlung mit Ammoniak entsteht dann Ammoniumsulfit:

$$NH_4HSO_3 + NH_3 \longrightarrow (NH_4)_2SO_3$$

Dieser wird abschließend mit Luft-Sauerstoff oxidiert:

$$2\ (NH_4)_2SO_3 + O_2 \longrightarrow 2\ (NH_4)_2SO_4$$

Kaliumnitrat

Stickstoff-Dünger

Phosphate

Stickstoff-Dünger

in Waschmittel
bilden den polaren Teil vieler Tenside
gelangen mit dem Abwasser häufig in die Flüsse und Seen
Abwasser-Reinigung kann die überschüssigen Phosphate nur mit großem Aufwand entfernen
heute Anteil nur noch sehr gering

9.8.y. ökologische Aspekte des Dünger-Einsatzes

Gefahr der Überdüngung
Methode "Viel hilft viel"

überschüssige Ionen, die nicht von den Boden-Partikeln gehalten werden können, sickern in Grundwasser
starke Belastung des Grundwasser's

Problem bei der Trinkwasser-Herstellung (Trinkwasser-Aufbereitung) aus Grundwasser
Nitrat-Ionen lassen sich nur schwer aus dem Wasser entfernen
sie bilden praktisch keine schwerlöslichen Niederschläge
biochemische Umwandlung und Bindung durch Mikroorganismen verteuert die Trinkwasser-Aufbereitung enorm

Nitrate und Phasphate die aus den Böden gespült werden und in Bäche und Flüsse oder Seen gelangen bewirken eine stärke Biomasse-Produktion
diese Nährstoff-Anreicherung in Gewässern wird auch **Eutrophierung** genannt (→ Biologie: Ökologie)
das hört sich erst einmal gut an, ist aber mit diversen Problemen verbunden
viel pflanzliche Biomasse sorgt auch für viele Tiere, die produzieren aber auch vielen Ausscheidungen
diese Ausscheidungen und die große Biomasse muss irgendwann abgebaut werden
dabei wird Sauerstoff verbraucht
der Sauerstoff-Verbrauch ist größer als das Sauerstoff-Angebot in den Gewässern
die Sauerstoff-freien Gewässer sind dann biologisch fast tod
Sanierung ist sehr aufwändig und schwierig

viele Mikroorganismen (Blau- und Grün-Algen; Bakterien, Pilze) im Wasser können die Wasser-Qualität so schlecht machen, dass die Seen usw. gespeert werden müssen
viele Menschen reagieren stark auf die verschiedenen Mikroorganismen
Blau-Algen produzieren sogar relativ starke Gifte

Darstellung durch die Reaktion verdünnten Säuren und unedlen Metallen
Reaktionsgleichungen für alle Darstellungsarten aufstellen

SE: Reaktion von verdünnten Säuren und unedlen Metallen und Eindampfen der Salzlösung

Darstellung durch die Reaktion von verdünnten Säuren und Metalloxiden

SE: Reaktion von verdünnten Säuren und Metalloxide

Aufgaben

1. *Jemand behauptet, es gebe sechs prinzipielle, chemische Möglichkeiten, um ein Salz (z.B. Kochsalz) herzustellen. Ist das möglich? Welche prinzipiellen Möglichkeiten sind aus Ihrer Sicht wirklich möglich? Gleichen Sie diese auch mit schon bekannten Reaktions-Schemata ab!*
2. *Analysieren Sie die Zutaten-Listen von 5 Lebensmitteln hinsichtlich enthaltener Salze oder ihrer Ionen! Notieren Sie die gefundenen Salze / Ionen und deren Position in der Liste!*
3. *Von einem Mineralwasser ist nebenstehende Zusammensetzung dokumentiert. Geben Sie mindestens 10 mögliche Salze an, die im Gestein an der Wasser-Quelle vorgekommen sein könnten!*
   Welche dieser Salze könnten es mit größerer Wahrscheinlichkeit gewesen sein? Begründen Sie Ihre Wahl!

AQUI MINERALI

Kationen:	**mg / l**
Calcium / calcium / calcio	103,2
Eisen / fer / ferro	0,01
Klalium / potassium / potassio	8,6
Magnesium / magnésium / magnesio	19,3
Natrium / sodium /sodio	42,9
Anionen:	
Chlorid / chlorure / cloruro	29,5
Fluorid / fluorure / fluoruro	1,2
Sulfat / sulfate / solfato	7,2
Nitrat / nitrate / nitrato	0,03

Für die Ernährung von Schwangeren und Säuglingen geeignet.

analysiert von kemie-analysis am 27.6.2015

9.8.z. außergewöhnliche Nutzungen von Salzen

wieder-verwendbare Wärme-Kissen

enthalten neben einem Wasser-haltigem Salz noch ein Metall-Plättchen (Knack-Frosch)
mögliche Salze sind:

- Natriumacetat-Trihydrat (das Wasser-haltige Salz aus Essigsäure und Natronlauge)
- Natriumthiosulfat-Pentahydrat (→ Natriumthiosulfat (Fixiersalz))
- Dinatriumsulfat-Decahydrat (GLAUBER-Salz)
- Kaliumaluminiumsulfat-Dodecahydrat (Alaun; Kaliumalaun)

besonders reine Salze werden in stabilem Plastik-Beuteln eingeschweißt
Salz schmilzt bei Temperatur von 40 bis 80 °C; dafür wird bekannterweise Wärme gebraucht

diese wird Schmelz-Wärme genannt
beim Abkühlen verbleibt die Salz-Schmelze – auch unterhalb der Schmelz-Temperatur – im flüssigem Zustand; es fehlen Kristallisations-Keime
bei einigen Salzen kann man sogar bis – 20 °C runterkühlen, ohne dass eine Verfestigung einsetzt
man spricht von einer unterkühlten Schmelze
wird der Knack-Frosch geknickt, entstehen Kristallisations-Keime, die die unterkühlte Schmelze schlagartig zum Erstarren / Kristallisieren bringen
dabei wird die Schmelz-Wärme wieder frei (es gilt der Energie-Erhaltungssatz!)
Vorgang kann sehr häufig wiederholt werden
irgendwann sind aber genügend angespitterte Metall-Spänchen vorhanden, die sofort beim Abkühlen als Kristallisations-Keime dienen

derzeit wird an Wärme-Speichern gearbeitet, die auf diesem Prinzip basieren; sie sollen die Sonnen-Energie z.B. für das Speicher-Heizen von Häusern nutzbar machen

Nutzung eines wiederverwendbarem Wärme-Kissen's (Handwärmer)

Materialien / Geräte:
Mikrowellen-Gerät und Mikrowellen-Gefäß oder Kochtopf und Wärmeplatte / -quelle
Schöpflöffel oder Grillzange
Kontakt- oder IR-Thermometer

Vorbereitung:
- Wärme-Kissen in einem ausreichend großem – mit genügend Wasser gefülltem – Mikrowellen-Geschirr in der Mikrowelle erwärmen (Pad muss vollständig im Wasser liegen!)
- Wärme-Kissen nach dem Klar-Werden mit Grillzange oder Schöpflöffel aus dem Wasserbad entnehmen
- abkühlen lassen

Durchführung / Ablauf:
- abgekühltes Wärme-Kissen durch Drücken des Knack-Frosches aktivieren
- ev. alle 5 min die Temperatur messen
- ev. Versuch (ev. auch ohne Temperatur-Verfolgung) wiederholen

Aufgaben:
1. *Die Salze für Handwärmer schmelzen bei ungewöhnlich tiefen Temperaturen, was gar nicht zu Ionen-Substanzen passt. Welche Ursache könnte dieses ungewöhnliche verhalten haben? Stellen Sie eine begründete Hypothese auf!*
2. *Diskutieren Sie die Hypothesen im Kurs!*
3. *Planen Sie ein Experiment, mit dessen Hilfe Sie Ihre Hypothese testen können!*
4. *Können Sie eigentlich Ihre These beweisen?*

Die Zutaten- und Bestandteil-Listen auf Lebensmitteln oder Kosmetika sollen eigentlich der Information des Kunden dienen. Leider haben sich dort aber Geflogenheiten eingebürgert, die zwar gesetzlich zugelassen sind, aber eher der Verschleierung dienen.
Von einigen Salzen sind in der folgenden Tabelle einiger solcher Informationen zusammengetragen.

regulärer Name (UIPAC)	**Formel**	**weitere Namen**	**Bemerkungen / …**
Kaliumsulfit	K_2SO_3	Kaliumpyrosulfit Kaliummetasulfit Kaliummetabisulfit E 224 Potassium Sulfite 225	
Kaliumhydrogensulfit	$KHSO_3$	E 228	

Natriumthiosulfat (Fixiersalz)

Herstellung aus Natriumsulfit und Schwefel. Dazu wird Schwefel-Pulver in eine kochende Natriumsulfit-Lösung gerührt.

$$Na_2SO_3 + S \longrightarrow Na_2S_2O_3 \quad ;$$

Beim Auskristallisieren werden Wasser-Moleküle mit in den Kristall eingebaut (Kristallwasser). Dieses Kristallwasser wird nach einen Punkt / Mal-Zeichen gleich hinter der Formel für das einfache Salz angegeben. Somit lautet die Formel für das Wasser-haltige Natriumthiosulfat: $Na_2S_2O_3 \cdot 5\ H_2O$. Diese Formel bedeutet, dass auf eine Baueinheit $Na_2S_2O_3$ jeweils fünf Moleküle Wasser kommen und sie alle zusammen eine Baueinheit des Natriumthiosulfat-Pentahydrat bilden. An den Salznamen hängt man direkt ein –hydrat an. Soll die Menge des eingelagerten Wasser's mit angegeben werden, dann kommt noch ein vorgestelltes Zahlwort dazu. Hier wäre das: –Pentahydrat. Salzname und Wasser-Bestandteil werden üblicherweise mit Bindestrich getrennt notiert.
Die Kristalle sind recht groß und mehr oder weniger zerklüftet. Bekannt ist die Substanz vor allem den ("älteren" Analog-)Fotographen, die noch mit echtem (Schwarz-Weiß-)Film-Material arbeiten. Das sogenannte Fixiersalz ist Natriumthiosulfat und wird zur Stabilisierung des entwickelten Film-Materials gebraucht.
Reines Natriumthiosulfat-Pentahydrat schmilzt bei 48,5 °C. Die Schmelze kann heruntergekühlt werden, ohne dass es zur Kristall-Bildung / Erstarrung kommt. Gibt man aber einen Impf-Kristall zur unterkühlten Schmelze, dann kommt zur spontanen Kristallisation. Bei diesem Vorgang wird Wärme (Kristallisations-Wärme) abgegeben.

In **Taschen-Wärmern (Wärme-Kissen)** nutzt man diese Vorgänge aus. Ein Taschen-Wärmer wird im heißen Wasser sozusagen reaktiviert. Die Natriumthiosulfat-Kristalle im Taschen-Wärmer schmelzen. Nun kann der Taschen-Wärmer abkühlen – die Kristallisation setzt nicht ein. Der Taschen-Wärmer-Inhalt bleibt flüssig. Zum Auslösen der Kristallisation ist in den Taschen-Wärmer ein gebogener Metall-Streifen (Knackfrosch genannt) eingebaut. Durch ein Drücken wird die Form des Metall-Plättchen ruckartig verändert. Ein Klick-Geräusch zeigt diese Form-Veränderung an. Das "Klicken" löst die Kristallisation aus. Der Taschen-Wärmer gibt nun reichlich Wärme ab.



reaktivierter (links) und gebrauchter Handwärmer
Q: de.wikipedia.org (Suricata)

Zum erneuten Reaktivieren kann man den Taschen-Wärmer wieder in heißes Wasser geben. Die meisten Taschen-Wärmer lassen sich mehrfach nutzen.

Aufgaben:

1. *Welches andere Salz (außer Natriumthiosulfat) lässt sich für die Herstellung von Taschen-Wärmern benutzen? Wie lautet der exakte Name der Verbindung und welche Formel hat sie?*
2. *Recherchiere auch nach weiteren geeigneten Stoffen für sogenannte Latent-Wärme-Speicher! (Was sind eigentlich Latent-Wärme-Speicher?)*

- ***Fällungsreaktion***
  - ***Reaktionsarten wiederholen***
  - ***Bruttogleichungen und Reaktionsgleichungen in Ionenschreibweise aufstellen***
  - ***Bedeutung von Fällungsreaktionen***

Analytik, Abwasserreinigung, Trinkwasseraufbereitung sind einzubeziehen

SE: Nachweis von Säurerest-Ionen in Wasser und Lebensmitteln

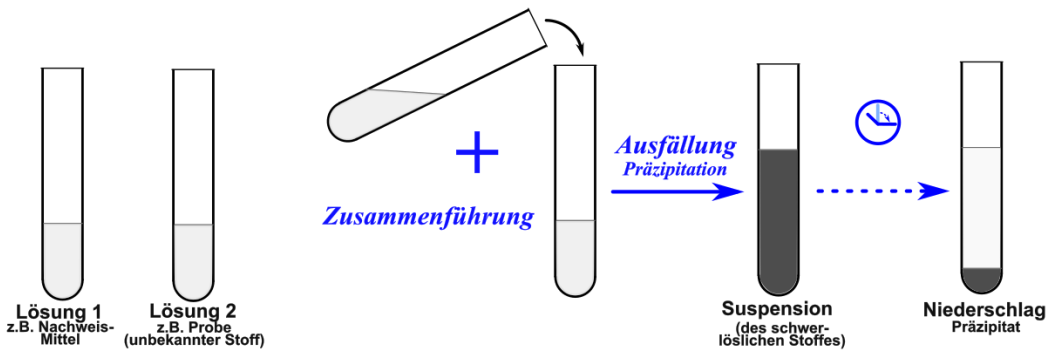
Reaktion der Carbonate mit suren Lösungen und Nachweis von Kohlenstoffdioxid

Reaktionsgleichungen formulieren
Die Wirkungsweise von Essigreiniger ist zu untersuchen

SE: Reaktion der Carbonate mit sauren Lösungen und Nachweis von Kohlenstoffdioxid

9.9. Verwendung der Salzbildung für Nachweis-Reaktionen

Für einen Nachweis eines Stoffes oder einer Stoff-Gruppe benötigen wir immer charakteristische Eigenschaften dieser Stoffe. Ansonsten wäre ein "Nachweis" viel zu unsicher.
Als charakteristische Eigenschaften haben wir schon kennen gelernt, dass z.B. Basen Hydroxid-Ionen abspalten können. Genau diese können wir leicht mit Unitest nachweisen. Basen verfärben Unitest in die bläulich-violette Richtung. Unitest fungiert als sogenannter Indikator – mit anderen Worten "Anzeiger". Er zeigt Hydoxid-Ionen eben durch die blaue bis violette Färbung an.
Bei den Säuren sind es die Hydronium-Ionen, die bei jeder Säure freigesetzt werden, wenn diese in Wasser dissoziert. Die Hydronium-Ionen färben Unitest gelb bis rot.
Was uns mit den Indikatoren nicht gelingt, ist die Bestimmung der Baserest- bzw. Säurerest-Ionen. In Salzen haben wird außerdem noch unzählige Kombinations-Möglichkeiten von Kationen und Anionen – eben den Baserest- bzw. Säurerest-Ionen.
Leider sind nicht für alle Ionen irgendwelche Indikatoren bekannt. In der Praxis wird deshalb noch auf eine zweite chemische Nachweis-Methode gesetzt. Sie beruht auf sogenannte **Fällungs-Reaktionen** (früher auch: Präzipitations-Reaktion). Dabei handelt es sich um die gezielte Bildung (Präzipitation, Ausfällen) von schwerlöslichen Verbindungen. Als schwerlöslich gilt ein Stoff, wenn in einer gesättigten Lösung maximal 1% gelöster Stoff enthalten ist. Meist ist es sehr viel weniger. Die schwer löslichen Stoffe setzen sich i.A. nach einiger Zeit ab.



Nehmen wir an, dass Lösung 1 ein Salz AB enhält, wobei A und B für irgendwelche Kationen und Anionen stehen, dann würde die Dissoziation so aussehen:

$AB \rightleftharpoons A^+ + B^-$ **Dissoziation**

In der Lösung 2 soll sich das Salz CD in gelöster Form befinden. Es gilt:

$$CD \rightleftharpoons C^+ + D^-$$ **Dissoziation**

Gibt man beide Lösungen zusammen, dann verbinden sich zwei Ionen aus den beiden Lösungen neu und bilden nun ein schwerlösliches Salz. Dieses fällt aus:

In der Gleichung wird das Ausfällen zum Einen durch die Zusammenschreibung als Salz, sowie meist mit einem Pfeil (↓) nach unten charakterisiert:

$$A^+ + B^- + C^+ + D^- \longrightarrow AD\downarrow + C^+ + B^-$$ ***Ionen-Gleichung***

Eine weitere Variante der Notierung ist die Angabe von Aggregat- bzw. Lösungs-Zustand in der Gleichung:

$$A^+(aq) + B^-(aq) + C^+(aq) + D^-(aq) \longrightarrow AD(s) + C^+(aq) + B^-(aq)$$

Mit **aq** kennzeichnen wir die gelösten – aquatisierten – Ionen und mit **s** (für solid = fest) einen Feststoff.
Vielfach werden nur die Ausgangsstoffe und Reaktionsprodukte als solche in einer Gleichung aufgeführt, z.B. um eine Basis für stöchiometrische Berechnungen zu haben. Diese nennen wir dann Stoff-Gleichung:

$$AB + CD \longrightarrow AD\downarrow + CB$$ ***Stoff-Gleichung***
Brutto-Gleichung

Die Nachweise für die Halogenid-, Carbonat- und Sulfat-Ionen beruhen auf Fällungs-Reaktionen. Diese stellen wir im nächsten Kapitel genauer vor (→ 9.x. Nachweise für die Bestandteile der Salze).

Definition(en): Fällungs-Reaktionen
Fällungs-Reaktion sind chemische Reaktionen, bei denen sich ein schwer-löslicher Stoff – meist ein Salz – bildet, der sich als Niederschlag absetzt.
Unter Fällungs-Reaktionen versteht man solche chemischen Reaktionen, die schwer-lösliche Niederschläge bilden.
Reagieren zwei gut-lösliche Ausgangsstoffe (Edukte, Reaktanten) zu einem schwer-löslichen Reaktions-Produkt, dann spricht man von einer Fällungs-Reaktion.

Aufgaben:

1. *Führen Sie nach Festlegung durch den Kursleiter eine der folgenden Nachweis-Reaktionen durch:*
   a) Chlorid-Ionen-Nachweis mit Silbernitrat-Lösung
   b) Carbonat-Ionen-Nachweis mit Calciumhydroxid-Lösung
   c) Sulfat-Ionen-Nachweis mit Calciumhydroxid-Lösung
2. *Informieren Sie sich, wie genau die Nachweise ablaufen! Notieren Sie sich die Nachweis-Schemata!*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

3. *Warum kann man zwei verschiedene Ionen (Carbonat und Sulfat) mit dem gleichen Nachweismittel (Calciumhydroxid-Lösung) nachweisen? Erklären Sie, warum das praktisch geht!*
4. *Der Chemie-Schlaumeier der Klasse schlägt vor, für den Carbonat-Ionen-Nachweis einfach Bariumhydroxid-Lösung zu verwenden. Nehmen Sie zu diesem Vorschlag Stellung!*
5. *Mit welchem Nachweismittel kann man den Sulfat-Ionen recht sicher durchführen?*
6. *Erstellen Sie für eine vorgebene Nachweisreaktion ein ausführliches Protokoll!*
7. *Welche Bedeutung haben die Fällungs-Reaktionen für die Aufbereitung von Trinkwasser!*

In der Analytik werden oft auch Gruppen von Ionen ausgefällt. Z.B. nutzt man im sogenannten **Kationen-Trenngang** Salzsäure, Schwefelwasserstoff, Ammoniumsulfid und Ammoniumcarbonat als Fällungsmittel. Die Niederschläge werden durch weitere Reaktionen getestet. Das könnte z.B. das selektive / gezielte Auflösen in anderen Lösungsmitteln oder weitere Fällungs-Reaktionen sein.

9.10. Nachweise für die Bestandteile der Salze

Salze als Stoff nachzuweisen, ist relativ schwierig. Nur für wenige Salze gibt es spezielle Nachweise.
Eine Möglichkeit ist eine charakteristische Färbung. Die Färbung beruht aber fast immer auf der Farbe eines Salz-Bestanteil's. Im Allgemeinen nutzt man deshalb die Färbung auch nur als unterstützendes Merkmal.
Leider ist der Grossteil der Salze farblos – bzw. für uns weiß erscheinend. Das trift auch auf die gelösten Ionen zu. Nur einige Wasser-freie Salze entwickeln in Lösung oder bei Wasser-Kontakt eine Farbe.
In der Praxis hat es sich als effektiver herausgestellt, statt für jedes Salz ein spezielles Nachweis-System zu entwickeln, einfach die ionischen Bestandteile einzeln nachzuweisen. Da die Nachweise sowieso meist in wässriger Lösung ablaufen würden, kann man gleich die Lösung benutzen. In ihr sind die Salze in gelöster, ionischer Form vorliegend:

Salz ⇌ **Kation + Anion**

Hat man auf die einzelnen Ionen geprüft, kann man die Informationen zusammensetzen und das ursprüngliche Salz ableiten:

Kation + Anion —(Ableitung des Namen's)→ **Salz**

Das Salz würde man ja auch erhalten, wenn man die Salz-Lösung wieder eindampfen würde.

9.10.1. Nachweise für Kationen

Aufgaben:

1. *Gehen Sie Ihre Notizen / Mitschriften bzw. dieses Skript durch und sammeln Sie die Nachweise für Kationen!*
2. *Entwickeln Sie einen Experimentier-Plan, wie man eine unbekannte Salz-Lösung auf die (Schul-relevanten) Kationen prüfen könnte! (Wir gehen zuerst einmal davon aus, dass nur ein (Schul-relevantes) Kation enthalten ist.)*
3. *Diskutieren Sie mit Ihren(/m) Bank-Nachbar(n) / Team-Mitglied(ern) die entwickelten Pläne und wählen Sie den besten aus bzw. kombinieren Sie die Pläne zu einem neuen!*
4. *Stellen Sie Ihren Plan dem Kurs oder dem Kurs-Leiter vor! Wenn der Plan bestätigt ist, dann können Sie zur nächsten Aufgabe gehen!*
5. *Stellen Sie sich eine Anforderungs-Liste an Geräten und Chemikalien zusammen, die für einen Kationen-Nachweis gebraucht werden!*
6. *Prüfen Sie ein vorgegebenes Salz auf das enthaltene Kation! Protokollieren Sie so, dass ein Fremder Ihren Nachweis-Weg nachvollziehen kann!*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

weitere gefärbte Kationen

gemeint sind hier i.A. die hydratisierten Ionen in Lösungen oder in Wasser-haltigen Salzen
besonders ausgeprägt ist die Färbung von Ionen aus der Gruppe der Übergangs-Metalle
die meisten Ionen in Wasser-freien Salzen sind farblos

Kation	**Formel exakter Name**	**Farbe**	**typische Salze in der Chemikalien-Sammlung**
Chrom(III)-Ion	Cr^{3+}	violett	
Eisen(II)-Ion	Fe^{2+}	gelblich / olivgrün	
Eisen(III)-Ion	Fe^{3+}	bräunlich / (gelblich)	
Kobalt(II)-Ion	Co^{2+}	rosa	
Kupfer(I)-Ion	Cu^{+}	grün	
Kupfer(II)-Ion	Cu^{2+}	blau / (grün)	Kupfer(II)-sulfat(-Hexhydrat)
Mangan(II)-Ion	Mn^{2+}	blassrosa	
Nickel(II)-Ion	Ni^{2+}	hellgrün	
Titan(III)-Ion	Ti^{3+}	lila	

die Farbe der Ionen kann sich im basischen und sauren Milieu anders ausprägen
die Farbe von Salzen oder deren Lösungen kann nur ein erster Hinweis auf enthaltene Ionen sein
schon beim Auflösen zweier Salze können durch Fällungs- und Komplex-Bildungs-Reaktionen völlig andere Farben entstehen

Anion	**Formel exakter Name**	**Farbe**	**typische Salze in der Chemikalien-Sammlung**
Chromat-Ion	CrO_4^{2-}	orange	
Dichromat-Ion	$Cr_2O_7^{2-}$	gelb	

9.10.2. Nachweise für Anionen

Nur wenige Anionen sind in Wasser farbig. Meist sind dann auch deren Salze gefärbt. Die Farbe eines Salzes kann aber nur als Zusatz-Information gelten. Ein sicherer Nachweis ist nur bei einer eingeschränkten Chemikalien-Auswahl möglich.

Kation	**exakte Formel exakter Name**	**Farbe**	**typische Salze in der Chemikalien-Sammlung**
Chromat-Ion	CrO_4^{2-}	orange	
Dichromat-Ion	$Cr_2O_7^{2-}$	gelb	
Permanganat-Ion	MnO_4^{2-}	violett / purpur	Kaliumpermanganat

Zur Sicherheit sollten immer auch auf die anderen Anionen geprüft werden.

Nachweis der Halogenid-Ionen (Chlorid, Bromid, Iodid)

Zur Absicherung, dass z.B. eine Säure wirklich in verschiedene Ionen zerfällt, müssen wir auch das Anion nachweisen.
Der Kationen-Nachweis – also die Hydronium- bzw. Wasserstoff-Ionen – können wir ja leicht mit einem Indikator durchführen.
Für die jeweiligen Säurerest-Ionen (Anion) gibt es immer spezielle Nachweise. Die meisten Nachweise in der anorganischen Chemie beruhen auf sogenannten Fällungs-Reaktionen oder Farb-Veränderungen. Fällungen treten auf, wenn bei einer Reaktion schwerlösliche Salze entstehen. Sie setzen sich (nach einiger Zeit) als Niederschlag ab.
Nehmen wir als erstes Beispiel die Chlorid-Ionen aus der Salzsäure:

$$\underset{\text{Salzsäure}}{HCl} + \underset{\text{Wasser}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{Hydronium-Ion}}{H_3O^+} + \underset{\text{Chlorid-Ion}}{Cl^-}$$

Weder die Hydronium-Ionen, noch die Chlorid-Ionen sind gefärbt. Chlorid haben überhaupt selten eine Farbe.
Der erfahrene Chemiker kennt aber das weiße Silberchlorid als schwerlösliches Salz. Die Reaktionsgleichung zur Bildung von Silberchlorid aus den Ionen lautet:

$$\underset{\text{farblos}}{Ag^+} + \underset{\text{farblos}}{Cl^-} \longrightarrow \underset{\text{weiß}}{AgCl\downarrow}$$

Der Pfeil nach unten – hinter dem Silberchlorid – kennzeichnet den Niederschlag od. die Schwerlöslichkeit.
Für eine Reaktion müssen wir also die Chlorid-Ionen in unserer zu untesuchenden Lösung mit Silber-Ionen in Kontakt bringen. Als Nachweis-Lösung benutzt man Silbernitrat-Lösung. Das Silbernitrat ist gut löslich und von sich aus farblos. Etwas ältere Silbernitratlösung sehen leicht gräulich aus.

Nachweis von Chlorid-Ionen:

	Nachweismittel	Bedingungen	Beobachtungen	Ergebnis
(1 ml) Probe +	 (3 – 5 Tropfen) **Silbernitrat-Lösung** ***(farblos)***		**weißer Niederschlag**	**Chlorid-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Chlorid-Ionen

Zuerst trübt sich die Eintropf-Stelle, später dann die gesamte Lösung. Nach einiger Zeit setzt sich der Niederschlag ab. Ob im (klaren) Überstand immer noch Chlorid-Ionen vorhanden sind, lässt sich durch erneute Zugabe von Silbernitrat prüfen.
Im alternativen Zweig des Schema hinter den "anderen" Beobachtungen steht "wahrscheinlich" keine Chlorid-Ionen. Dieses ergibt sich deshalb, weil Chlorid-Ionen vielleicht nur in Spuren vorhanden sind. Bei sehr (, sehr) geringen Mengen Silberchlorid löst sich dieses in Wasser und die Lösung ist farblos. Zum Anderen könnten andere Farbreaktionen das Weiß übertönen. Die Abwesenheit der Chlorid-Ionen lässt sich also nicht so eindeutig aussagen.
Ähnlich, wie der Chlorid-Ionen. Nachweis funktioniert auch der Nachweis der Bromid- und Iodid-Ionen. Als Nachweismittel wird ebenfalls Silbernitrat benutzt. Die ausfallenden Silbersalze sind allerdings gelblich(er) gefärbt. Die zugehörigen Nachweis-Schemata sehen dann so aus.

Nachweis von Bromid-Ionen:

	Nachweismittel	Bedingungen	Beobachtungen	Ergebnis
(1 ml) Probe +	 (3 – 5 Tropfen) **Silbernitrat-Lösung** ***(farblos)***		**weiß-gelblicher Niederschlag**	**Bromid-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Bromid-Ionen

Nachweis von Iodid-Ionen:

	Nachweismittel	Bedingungen	Beobachtungen	Ergebnis
(1 ml) Probe +	 (3 – 5 Tropfen) **Silbernitrat-Lösung** ***(farblos)***		**gelblicher Niederschlag**	**Iodid-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Iodid-Ionen

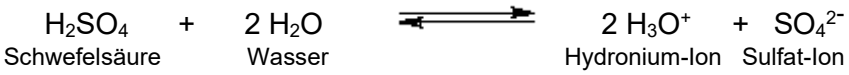
Da Silberchlorid (weiß) und Silberbromid (weiß, leicht gelblich) oft nur schwer zu unterscheiden sind, kann man eine Gegenprobe mit verdünnter Ammoniak-Lösung (NH_4OH, Ammoniumhydroxid) machen. Im Gegensatz zu Silberbromid löst sich Silberchlorid in Anwesenheit von Ammoniak-Lösung auf.

Aufgaben:

1. *Erstellen Sie ein Experimentier-Schema (in der oben benutzten Form), dass für den Nachweis von Chlorid-, Bromid- und Iodid-Ionen genutzt werden kann! (In der Probe ist maximal ein Halogenid enthalten.)*
2. *Erweitern Sie das Experimentier-Schema für den Nachweis der Chlorid-Ionen um die Absicherung (Gegenprobe) mit verdünnter Ammoniak-Lösung!*

Nachweis des Sulfat-Ion's

Für die Sulfat-Ionen aus der Schwefelsäure:



funktioniert ein Nachweis mit Silbernitrat nicht, da das mögliche Silber(I)-sulfat nicht schwer löslich ist und auch keine charakteristische Farbe besitzt. Ein schwerlösliches Salz mit Sulfat-Ionen ist z.B. das Bariumsulfat.
Also verwenden wir eine Lösung eines leicht löslichen Barium-Salzes – z.B. Bariumchlorid – als Nachweismittel. Damit könne wir dann die Barium-Ionen in eine zu untersuchende Lösung geben, die Sulfat-Ionen enthalten soll. Barium- und Sulfat-Ionen können sich dann miteinander verbinden.

Nachweis von Sulfat-Ionen:

	Nachweismittel	***Bedingungen***	***Beobachtungen***	***Ergebnis***
(1 ml) Probe +	 (3 – 5 Tropfen) **Bariumchlorid-Lösung** ***(farblos)***		**weißer Niederschlag**	**Sulfat-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Sulfat-Ionen

Es entsteht ein weißer Niederschlag. Dieser ist das schwerlösliche Bariumsulfat. Wir sehen hier, dass bei Nachweisen nicht nur die Angabe einer Farbe oder eines Niederschlages entscheidend ist, sondern immer auch die Kombination aus Nachweismittel und dem beobachteten Effekt (Farbe, Niederschlag, …).
Deshalb sind z.B. auch immer exakt formulierte experimentelle Thesen in einem Protokoll wichtig.
Die (schlechte) These:

> ***Wenn*** *man zu einer Probe das Nachweismittel dazu gibt und ein weißer Niederschlag entsteht,* ***dann*** *sind Sulfat-Ionen vorhanden (gewesen), an****sonst****en sind wahrscheinlich keine Sulfat-Ionen vorhanden (gewesen).*

ist mehrdeutig. Hier könnten als Nachweismittel Silbernitrat- oder Bariumchlorid-Lösung verwendet werden. Im ersten Fall würden wir mit einem weißem Niederschlag Chlorid-Ionen nachweisen, im anderen Fall Sulfat-Ionen. Eine Verwechslung könnte gefährlich sein.
Eine klare und unmissverständliche These ist:

***Wenn** man zu einer Probe Bariumchlorid-Lösung dazugibt und ein weißer Niederschlag entsteht, **dann** sind Sulfat-Ionen vorhanden (gewesen), an**sonst**en sind wahrscheinlich keine Sulfat-Ionen vorhanden (gewesen).*

Aufgaben:

1. ***Stellen Sie sich eine Tabelle zusammen, in der die nachzuweisenden Ionen, das Nachweismittel und die Farbe des Niederschlages enthalten sind!***

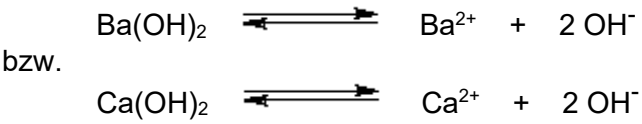
für die gehobene Anspruchsebene:

2. ***Könnte man als Nachweismittel für Sulfat-Ionen eigentlich auch Bariumbromid oder Bariumiodid verwenden?***

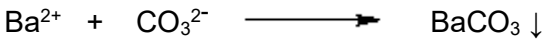
Ein weiteres wichtiges Ion in (sauren) Lösungen ist das Carbonat-Ion. Es spielt z.B. auch bei der Bestimmung der Wasserhärte eine Rolle.
Carbonat-Ionen sind die Säurerest-Ionen der Kohlensäure:



Für den Nachweis des Carbonat-Ions kann man die schwerlöslichen Carbonate von Barium und Calcium benutzen. Als Quelle für Barium- bzw. Calcium-Ionen verwendet man Barium- bzw. Calciumhydroxid. Bariumhydroxid wird auch Barytwasser und das Calciumhydroxid häufig auch als Kalkwasser bezeichnet. Die Hydroxide selbst haben wir schon kennen gelernt (→). Hier nochmal ausgewählte Dissoziations-Gleichungen:



Das Carbonat-Ion bildet mit dem Barium- bzw. Calcium-Ion ein schwerlösliches Salz:



Das Bariumcarbonat fällt als weißer Niederschlag aus. Die Reaktion mit Calciumhydroxid ist nicht ganz so empfindlich, reicht aber für einfache und schulische Zwecke völlig aus.

Nachweis von Carbonat-Ionen:

	Nachweismittel	***Bedingungen***	***Beobachtungen***	***Ergebnis***
(1 ml) Probe +	 (3 – 5 Tropfen) **Bariumhydroxid-Lösung (ersatzweise Calciumhydroxid)** ***(farblos)***		**weißer Niederschlag**	**Carbonat-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Carbonat-Ionen

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

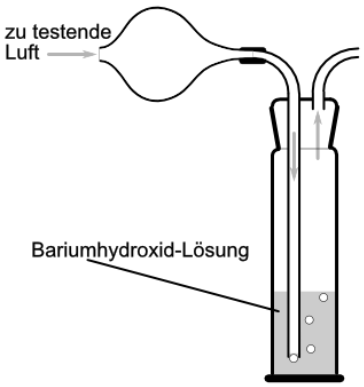
Aufgaben:

1. ***Stellen Sie die Gleichung für den Carbonat-Nachweis mit Calcium-Ionen auf!***

für die gehobene Anspruchsebene:

2. ***Müsste es beim Sulfat-Ionen-Nachweis bei der Verwendung von Bariumchlorid-Lösung und vorhandenen Carbonat-Ionen (in der Probe) nicht auch einen weißen Niederschlag geben? Wie sichert man den Nachweis i.A. ab?***
3. ***Stellen Sie für diesen verbesserten Carbonat-Nachweis das Nachweis-Schema auf!***

Man könnte beim Nachweis von Carbonat-Ionen auf die Idee kommen, Bariumchlorid-Lösung als Quelle für Barium-Ionen zu verwenden. Das funktioniert aber nicht, weil ein ev. zwischenzeitig gebildetes Bariumcarbonat von den Chlorid-Ionen gleich wieder zerlegt wird (Man kann sich merken: Die stärkere Säure verdrängt die schwächere aus ihren Salzen!). Das Bariumcarbonat wird durch die – quasi anwesende – Salzsäure aufgelöst.
Die Reaktion von Barytwasser ist sehr empfindlich. Man kann mit Bariumhydroxid sogar Kohlen(stoff)dioxid (CO_2) nachweisen. Dazu bläst man z.B. Ausatem-Luft durch eine mit Bariumhydroxid gefüllte Waschflasche oder direkt über ein Glasrohr in die Lösung ein.
Das Kohlendioxid löst sich in Wasser und bildet Carbonat-Ionen. Diese reagieren dann sofort mit den Barium-Ionen zum schwerlöslichen Bariumcarbonat.



Kohlendioxid-Nachweis in der Ausatem-Luft mit Barytwasser

"böse" Fragen zwischendurch:

Was passiert eigentlich, wenn man die Anschlüsse an der Gas-Wasch-Flasche verwechselt?
Können Sie mit Hilfe einer zweiten Gas-Wasch-Flasche eine sichere Apperatur aufbauen, so dass es nicht Verätzungen mit z.B. Calciumhydroxid kommt?

Aufgaben:

1. ***In einem Buch stand die folgende Gleichung für den Kohlendioxid-Nachweis mit Barytwassser. Prüfen Sie, ob diese Gleichung den Vorgang ordnungsgemäß darstellt!***

$$Ba(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow BaCO_3\downarrow + H_2O$$

Der Nachweis der anderen Säurerest-Ionen, besonders des Nitrat- und des Sulfit-Ion's sind komplizierter. Der Nachweis von Nitrat erfolgt mit Hilfe der sogenannten Ring-Probe und ist chemisch gesehen eine recht komplexe Redox-Reaktion.
Für die Sulfite gibt es auch die Möglichkeit, mit einer Redox-Reaktion, einen – allerdings nicht spezifischen – Nachweis zu führen. Daneben gibt es noch einen Nachweis, der auf der Basis einer Komplex-Reaktion mit Nitroprussid-Natrium und Zink funktioniert.

Aufgaben:

1. *Entwickeln Sie einen Experimentier-Plan, wie man eine unbekannte Salz-Lösung auf die (Schul-relevanten) Anionen prüfen könnte! (Wir gehen zuerst einmal davon aus, dass nur ein (Schul-relevantes) Anion enthalten ist.)*
2. *Diskutieren Sie mit Ihren(/m) Bank-Nachbar(n) / Team-Mitglied(ern) die entwickelten Pläne und wählen Sie den besten aus bzw. kombinieren Sie die Pläne zu einem neuen!*
3. *Stellen Sie Ihren Plan dem Kurs oder dem Kurs-Leiter vor! Wenn der Plan bestätigt ist, dann können Sie zur nächsten Aufgabe gehen!*
4. *Stellen Sie sich eine Anforderungs-Liste an Geräten und Chemikalien zusammen, die für einen Kationen-Nachweis gebraucht werden!*
5. *Prüfen Sie ein vorgegebenes Salz auf das enthaltene Kation! Protokollieren Sie so, dass ein Fremder Ihren Nachweis-Weg nachvollziehen kann!*

Komplizierter wird der Nachweis einzelner Anionen, wenn diese gemeinschaftlich vorkommen (könnten). Hier müssen bestimmte Einschränkungen und Vorbehandlungen beachtet werden, damit ein Nachweis exakt erfolgen kann.

Aufgaben:

1. *In einer Lösung könnten einzeln oder gemeinschaftlich Carbonat-, Chlorid- und / oder Sulfat-Ionen enthalten sein. Erarbeiten Sie sich einen Experimentierplan, um die Anwesenheit der Ionen in der Lösung zu ermitteln! Stellen Sie eine Liste der benötigten Geräte und Chemikalien zusammen!*
2. *Diskutieren Sie die Experimentierpläne in Ihrer Tisch-Gruppe! Wählen Sie den besten Plan aus, der die Aufgabe erfüllt und am wenigsten Chemikalien verbraucht!*
3. *Bereiten Sie ein oder mehrere passende Protokolle vor!*
4. *Führen Sie unter Aufsicht des Kursleiters den ausgewählten Experimentierplan aus! Protokollieren Sie Ihre Beobachtungen!*
5. *Werten Sie das Experiment / die Experimente aus! (als Protokoll)*
6. *Aus Industrie-Abwässern mit verschiedenen gelösten Silbersalzen sollen die Silber-Ionen entfernt werden.*
   a) *Machen Sie einen Vorschlag, wie man vorgehen könnte! Erklären Sie Ihre Methode!*
   b) *Gibt es eine billige Chemikalie mit der man eine solche "Säuberung" (ev. auch sehr günstig) durchführen könnte?*

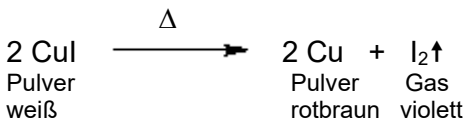
Löslichkeit diverser Salze [g / 100g Wasser] (20 °C)

		Acetat	**Bromid**	**Carbonat**	**Chlorid**		**Iodid**		**Sulfat**					
		$H_3C\text{-}COO^-$	Br^-	CO_3^{2-}	Cl^-		I^-		SO_4^{2-}					
Ammonium	NH_4^+													
Barium	Ba^{2+}			$1{,}7*10^{-3}$	35,7				$2{,}5*10^{-4}$					
Calcium				$1{,}5*10^{-3}$	74,5				0,2					
Natrium	Na^+								19,4					
Silber	Ag^+		$1{,}7*10^{-6}$		$1{,}5*10^{-4}$		$3{,}0*10^{-7}$							
Zinn	Sn^{2+}													

(c,p) 2015-2022 lern-soft-projekt: drews

9.10.3. Nachweise der Elemente in Salzen

Einige wenige Salze lassen sich durch thermische Zersetzung in ihre Elemente zerlegen. Dazu gehört z.B. Kupfer(I)-iodid.



Besonders die aufsteigenden violetten Dämpfe vom Iod sind sehr charakteristisch.
Die Zersetzung passiert auch unter dem Einfluß von Licht.

 (c,p) 2015-2022 lern-soft-projekt: drews

10. Stöchiometrie (II)

Mittlerweile haben wir schon viele Bereiche der Stöchiometrie besprochen. Es ging dabei um quantitative Betrachtungen in der Chemie. Für viele Anwendungen brauchen wir Mengen-Angaben:

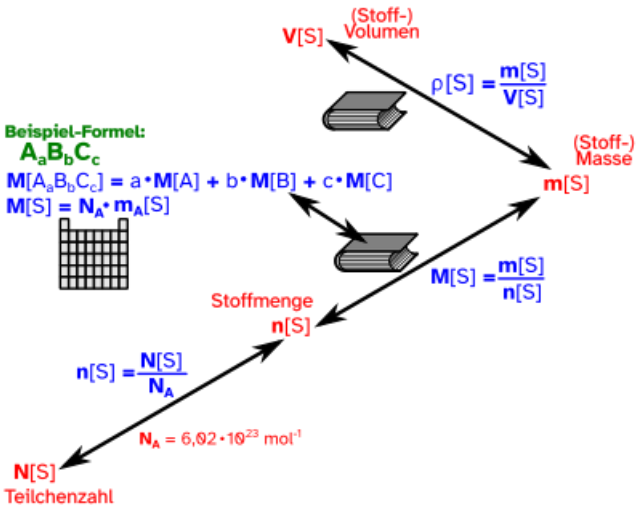
- Wie schwer ist ein Stoff?
- Wie groß ist seine räumliche Ausdehnung?
- Wieviele Teilchen stecken in einem Stoff?
- Wieviel kann man herstellen?
- …

Aus dem letzten Schuljahr oder anderen Unterrichts-Fächern kennen wir die wichtigsten Kenn-Größen eines Stoffes, die für quantitative Betrachtungen.
Dazu gehören:

- die Masse **m**
- das Volumen **V**
- die Stoffmenge **n**

und

- die Teilchenzahl **N**



Zwischen diesen Größen gibt es verschiedene Beziehungen. In den meisten Fällen sind diese Beziehungen durch Stoff-spezifische Kennzahlen charakterisiert.
Diese Kennzahlen können aus Stoff-Tabellen entnommen werden. Als Beziehungen kennen wir nun:

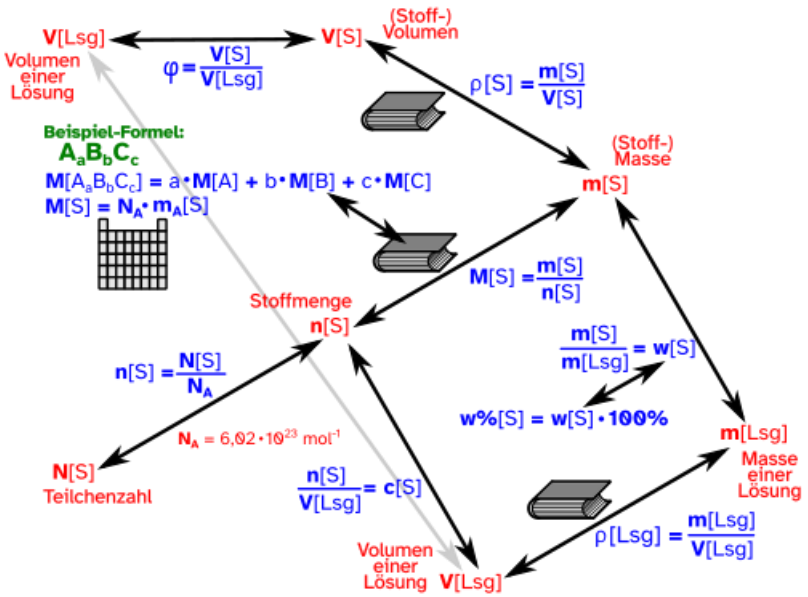
- die Dichte r

und

- die Molare Masse

Da viele Stoffe in anderen Stoffen gelöst werden können, brauchen wir auch Kenngrößen für Lösungen und die Beziehungen zwischen diesen Größen. Lösung kann man wiederum als Stoffe betrachten, so dass für sie auch wieder die obigen Größen inFrage kommen. Es gibt aber auch eine spezielle Kenngröße für Lösungen:

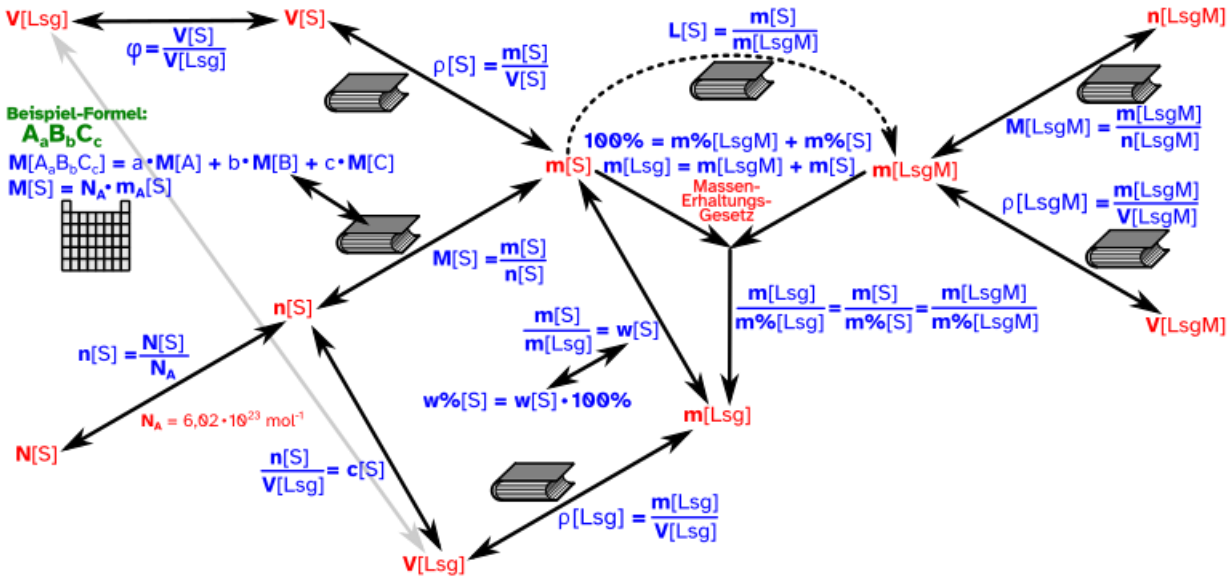
- die Konzentration **c**



Betrachtet man nun alle Größen, dann erhält man ein recht komplexes Bezie-

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

hungs-System
Dieses kann genutzt werden, um bei Kenntnis bestimmter Werte, andere Daten zu berechnen. Dafür musste man nur einen Weg zwischen den Größen finden und dann schrittweise über die Zwischen-Größen den Ziel-Wert ermitteln.
Bei der genaueren Betrachtung von Lösungen haben wir dann auch das Lösungs-Mittel etwas genauer betrachtet. Dadurch wurden weitere berechnungs-Möglichkeiten eröffnet.



Was uns nun noch fehlt, sind Berechnungen zu chemischen Gleichungen. Die Fragen, die hierbei besonders interessieren sind:

- Wieviel von einem Ausgangsstoff muss man benutzen, um soundsoviel Reaktionsprodukt zu erzeugen?
- Wenn eine Reaktion mit einer bestimmten Ausgangs-Menge abläuft, passen dann die Reaktions-Produkte in ein verfügbares Gefäß?
- Wie hoch ist die Ausbeute, wenn man soundsoviel Ausgangsstoff zur Verfügung hat?
- Wenn man von dem einen Ausgangsstoff soundsoviel verarbeiten will, wieviel von einem anderen Ausgangstoff benötigt man dann?
- …

Jeder chemischen Reaktion liegt das Gesetz von der Erhaltung der Masse zugrunde.

Da bei chemischen Vorgängen die (chemischen) Elemente nicht verändert werden, gilt auch die Erhaltung der atomaren Stoffmengen (Teilchen-Zahlen) als Gesetz.

Einen ersten Einstieg in solche Berechnungen haben wir schon bei den Titrationen vorgenommen. Alles dreht sich um die sogenannten Äquivalente.
Das bedeutet, dass chemische Gleichungen genauso funktionieren, wie mathematische. Beide Seiten enthalten äquivalente Aussagen. Die zentrale Größe für die Äquivalenz-Betrachtungen ist die Stoffmenge. Sie ist eine Betrachtungs-Ebene einer Reaktions-Gleichung.
Die Reaktions-Gleichung:

kann eben:

gelesen / interpretiert werden.
Würde man die doppelte Menge an Ausgangsstoff einsetzen, dann erhält man auch die doppelte Menge an Reaktions-Produkten:

Nur schreiben wir Gleichungen nicht so. Man hat sich darauf geeinigt, immer die kleinstmöglichen Stoffmengen-Verhältnisse zu notieren.

Bei einer industriellen Produktion wird man sich natürlich nicht mit wenigen Mol zufrieden geben. Hier werden riesige Stoffmengen umgesetzt.
Ein Nachteil haben die Stoffmengen aber: Niemand kann die Teilchen wirklich zählen. Es bleibt uns nichts anderes über, als mit den klassischen physikalischen Maßen Masse und Volumen zu arbeiten, um Stoffmenge – zumindestens indirekt – zu betrachten.
Wenn wir obige Reaktions-Gleichung in abwiegbare Mengen umsetzen wollen, dann hilft uns hier die Molare Masse. Sie gibt an, wieviel Gramm ein Mol eines Stoffes wiegt.

$$M = \frac{m}{n} \qquad \left[\frac{g}{mol}\right]$$

Eigentlich müsste die Einheit **kg pro mol** lauten, da aber bei praktisch allen Stoffen dann mit Kommazahlen gearbeitet werden müsste, hat man sich für eine Angabe in **Gramm pro Mol** entschieden.
Wir notieren zuerst einmal die molaren Massen unter den Stoffen:

Wenn wir nun genau 1 Mol von reagieren lassen wollen, benötigen wir also die **rot** notieren Massen:

Beim genaueren Hinsehen erkennen wir, dass die Masse aller Ausgangsstoffe genauso groß ist, wie die Masse aller Reaktions-Produkte:

Das bietet uns erste Möglichkeiten zur Berechnung von Einzel-Massen. Sind alle anderen Massen einer chemischen Gleichung bekannt, dann lässt sich eine unbekannte Masse leicht berechnen:

Dabei spielt auch die genaue Stoffmenge keine Rolle. Es gilt einfach das Gesetz von der Erhaltung der Masse (Massen-Erhaltungssatz).
Schön wäre es, wenn man nun auch von einzelnen Massen heraus auf andere Massen schließen kann. Und tatsächlich, dank der Stoffmengen-Notierung unserer chemischen Gleichungen geht das. Das ist übrigens einer der Erfolgs-Gründe für diese Notierungs-Form.

Setzt man z.B. 1 mol von ein, dann können wir aus der chemischen Gleichung ablesen, dass auch genau 1 mol von gebildet wird. Setzen wir also die Masse für ein Mol des Ausgangsstoffes ein, dann erhalten wir auch die Masse für 1 mol des Reaktions-Produktes .
Es gilt also **n[S1] = n[S2]**. Das ist die vielgerühmte **Äquivalenz**, die den chemischen Gleichungen innewohnt.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Steht vor einer Stoff-Formel in einer Reaktions-Gleichung ein Stoffmengen-Faktor, dann muss dieser aber unbedingt mit einbezogen werden:

Dieses Prinzip lässt sich auf jede Stoff-Paarung innerhalb einer chemischen Gleichung anwenden.
So können wir auch berechnen, wieviel vom zweiten Ausgangsstoff benötigt wird, um das eine (1) mol (= g) des anderen / ersten Ausgangsstoffes vollständig umzusetzen:
Bezieht man nun auch die Berechnungs-Formel der Molaren Masse mit ein, dann erhält man die allgemeine Berechnungs-Formel für chemische Reaktionen:

$$n[S1] = n[S2] \qquad M = \frac{m}{n}$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$\frac{m[S1] \cdot n[S1]}{M[S1]} = \frac{m[S2] \cdot n[S2]}{M[S2]}$$

Genau diese Formel ist auch in den Tafelwerken verzeichnet. Die Variablen für die eingesetzten Stoffe unterscheiden sich von Tafelwerk zu Tafelwerk. Einige Tafelwerke nutzen die Index-Schreibweise und verzichten auch noch auf das **S** für **Stoff**:

$$\frac{m_1 \cdot n_1}{M_1} = \frac{m_2 \cdot n_2}{M_2}$$

Durch Umstellen kann man auch weitere Formen der Äquivalenz-Formel kommen:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1 \cdot n_1}{M_2 \cdot n_2}$$

Aufgaben:

1.
2. *Der Chemie-Schlaumeier der Klasse behauptet, dass auch die nebenstehende Formel benutzt werden könnte. Hat er recht? Begründen Sie Ihre Überprüfung!*

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{m_2 \cdot M_1}{M_2 \cdot m_1}$$

3. *Stellen Sie die Äquivalenz-Formel nach dem Quotienten M_1/M_2 um! Geht das überhaupt?*

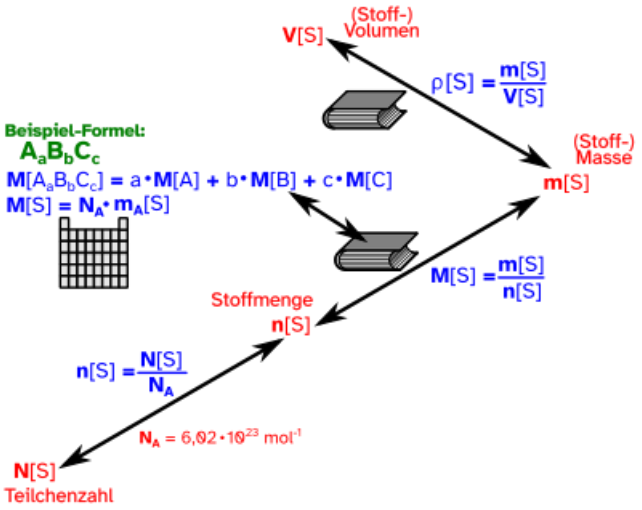
Ein letztes Problem bleibt aber noch. Für Gas ist es schwer, sie abzuwiegen. Besser wäre hier eine Nutzung des Volumen's.
Erinnern wir uns an unsere Beziehungs-Schemata für die quantitativen Größen. Wir brauchen einen Weg von der Masse zum Volumen. Und tatsächlich, die gibt es. Die Berechnung führt über die Dichte ρ.

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Aus dem Buch-Symbol können wir schließen, dass die Werte für die Dichte in Tafelwerken zu finden ist.
Somit setzen wir statt der Masse m nun die umgestellte Dichte-Formel:

$$m = \rho \cdot V$$

ein.



Quotient aus Dichte und Molarer Masse

$$\frac{\boldsymbol{\rho[S1]} \cdot \boldsymbol{V[S1]} \cdot n[S1]}{M[S1]} = \frac{\boldsymbol{\rho[S2]} \cdot \boldsymbol{V[S2]} \cdot n[S2]}{M[S2]}$$

molares Volumen V_M

Das Molare Volumen sagt aus, welches Volumen ein Mol eines Stoffes einnimmt. Die Einheit ist Liter pro Mol (l/mol).

$$\frac{V[S1] \cdot n[S1]}{V_M[S1]} = \frac{V[S2] \cdot n[S2]}{V_M[S2]}$$

Auch bei den Berechnungen über das Molare Volumen hat sich die Orientierung auf Stoffmengen beim Aufstellen von chemischen Gleichungen als weise Entscheidung herausgestellt.
Man kann dadurch nun auch auf der einen Seite der Äquivalenz-Formel mit Masse und Molarer Masse rechnen und auf der andern mit Volumen und Molarem Volumen. Jede Kombination ist denkbar.

$$n[S1] = n[S2]$$

$$\frac{m[S1] \cdot n[S1]}{M[S1]} = \frac{V[S2] \cdot n[S2]}{V_M[S2]}$$

Für Gase gibt es noch eine Vereinfachung bei den Berechnungen mit den Volumen. Bei ihnen ist das Molare Volumen praktisch immer gleich. Es beträgt 22,4 l/mol. Dieser Wert gilt aber nur bei (physikalischen) Norm-Bedingungen, d.h. bei einer Temperatur von 0 °C (= 273 K) und einem Luftdruck von 101,325 kPa (= 1013,25 hPa = 1 atm).
In der Chemie sind als Standard-Bedingungen eigentlich 100,0 kPa und 0°C vorgegeben. In diesem Fall beträgt das Molare Volumen der Gase 22,7 l/mol.
Leider sind aber auch viele Tabellen-System auf 25 °C und 100,0 bzw. 101,325 kPa eingestellt. Diese Bedingungs-Kombination wird **STP** (**s**tandard **t**emperature and **p**ressure) genannt. Das Molare Volumen der Gase ist dann **24,789 l/mol**.
Man muss also immer genau hinsehen, für welche Bedingungen die Tabellen-Werte angegeben wurden. Das Umrechnen auf andere Bedingungen gelingt relativ leicht über die Gleichung für ideale Gase (ideale Gas-Gleichung).

$$p \cdot V = n \cdot R_m \cdot T$$

R_m … ideale bzw. molare bzw. allgemeine Gas-Konstante

$$R_m = 8{,}314 \frac{J}{mol \cdot K}$$

Exkurs: Stöchiometrisches Rechnen a'la "Polytechnische Oberschule der DDR"

Es geht immer auch anders! Auch beim stöchiometrischen Rechnen gibt es mehrere Verfahren. Alle basieren auf dem gleichen Formel-Konstrukt! Beim “DDR“-Verfahren (ich nenne es einfach mal so, weil ich es dort kennengelernt habe!) werden nur die Positionen der Einzel-Bestandteile "umgestellt" und diese gewissermaßen am Objekt der chemischen Gleichung bzw. intuitiv verwendet.
Aber gehen wir schrittweise vor. Unsere Aufgabe soll folgendermaßen heißen:

Berechnen Sie, welche Masse Zink man für die Herstellung von 12 kg Zinkchlorid benötigt, wenn Zink mit Salzsäure umgesetzt wird!

Auch hier wird zuerst immer die chemische Gleichung aufgestellt:

$$\mathbf{Zn + 2\,HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2}$$

Dann erfasst man die gegebenen und gesuchten Größen:

geg.: m [$ZnCl_2$] = 12 kg ges.: m [Zn]

Im nächsten Schritt schreibt man die gegebenen und gesuchten Massen über die Gleichung an die betreffenden Stoffe:

$$\underset{\mathbf{Zn}}{\text{m [Zn]}} + \mathbf{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\mathbf{ZnCl_2}}{\text{12 kg}} + \mathbf{H_2}$$

Unter die Gleichung kommen jeweils die Produkte aus Stoffmenge (direkt aus der Gleichung entnommen) und der **Molaren Masse** (aus dem Tafelwerk od. berechnet):

$$\underset{\mathbf{1\ Zn}}{\text{m [Zn]}} + \mathbf{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\mathbf{1\ ZnCl_2}}{\text{12 kg}} + \mathbf{H_2}$$

$$\mathbf{1}\ \text{mol} \cdot \mathbf{65,37}\ \text{g/mol} \qquad \mathbf{1}\ \text{mol} \cdot \mathbf{136,27}\ \text{g/mol}$$

Durch Entfernen der chemischen Gleichung und das Setzen von Bruchstrichen kommen wir zur Rechenformel:

$$\frac{m[Zn]}{1mol \cdot 65{,}37\,\frac{g}{mol}} = \frac{12kg}{1mol \cdot 136{,}27\,\frac{g}{mol}}$$

entspricht der Formel:

$$\frac{m_{AS}}{n_{AS} \cdot M_{AS}} = \frac{m_{RP}}{n_{RP} \cdot M_{RP}}$$

Dann wird die Formel nach dem gesuchten Wert umgestellt. Vorher darf noch gekürzt werden: (Dann spart man sich noch jede Menge Schreib- und Rechen-Aufwand. Hier schleppen wir zum Aufzeigen aber alle Werte mit!)

$$m[Zn] = \frac{12kg \cdot 1mol \cdot 65{,}37\,\frac{g}{mol}}{1mol \cdot 136{,}27\,\frac{g}{mol}}$$

Jetzt kommen wir um das Kürzen nicht mehr herum. Dabei lassen sich die **1 mol** sowie die Einheit **g/mol** wegstreichen:

$$m[Zn] = \frac{12\,kg \cdot 65{,}37}{136{,}27}$$

Das Ganze noch schnell in den Taschenrechner getippt und die Einheit überprüft (ob diese zur gesuchten Größe passt):

$$m[Zn] = \underline{\underline{5{,}7565\,kg}}$$

Als Lösung bieten wir dann z.B. den Antwortsatz:

Wenn Zink und Salzsäure umgesetzt wird, dann benötigt man zur Herstellung von 12 kg Zinkchlorid rund 5,76 kg Zink.

Mit den Molaren Volumen (V_M) im Verhältnis zu den Volumen – statt den Molaren Massen (M) im Verhältnis zu den Massen – funktioniert es genauso.

$$\frac{m_{AS}}{M_{AS}} = \frac{V_{RP}}{V_{M\,RP}} = n \qquad \text{ergibt eingearbeitet:} \qquad \frac{m_{AS}}{n_{AS} \cdot V_{M\,AS}} = \frac{m_{RP}}{n_{RP} \cdot V_{M\,RP}}$$

Dabei ist die Kombination von Masse **m** mit Molarer Masse **M** sowie Volumen **V** und Molares Volumen $\mathbf{V_M}$ für Ausgangstoffe oder Reaktionsprodukte frei, da diese über die Stoffmenge **n** gekoppelt sind.

$$\frac{m_1}{n_1 \cdot M_1} = \frac{V_2}{n_2 \cdot V_{M\,2}}$$

für die Gase gilt mit ausreichender Genauigkeit: V_M = 22,4 l/mol bei Norm-Bedingungen (0 °C = 237 K; 101,325 kPa) und 24,8 l/mol bei Standard-Bedingungen (25 °C = 298 K; 100 kPa).

Aufgaben:

1. *Welche Masse Zink wird zur Herstellung von 1 kg Zinkchlorid mit Hilfe von Salzsäure gebraucht?*
2. *Berechnen Sie die Masse an Zinkchlorid, die aus 2 kg Zink hergestellt werden können! (Reaktion Zink mit Salzsäure)*
3. *Berechnen Sie die Masse Wasserstoff, wenn in einem KIPPschen Gas-Entwickler 38 g Zink mit reichlich Salzsäure umgesetzt werden!*
4. *Welchem Volumen entspricht die Wasserstoff-Menge, die bei Aufgabe 3 gebildet wurde? Es gelten (physikalische) Norm-Bedingungen (Temperatur 0 °C = 273 K; Luftdruck 101,325 kPa).*
5. *Im Labor werden 15 g Magnesiumsulfat benötigt. Welche Masse an Magnesium ist dazu notwendig? Das entstehende Gas soll pneumatisch in einem 10-Liter-Gefäß aufgefangen werden. Reicht dieses Gefäß dafür aus?*
6. *Welche Masse an Natriumsulfat kann man nach der Neutralistion von 50 g Natriumhydroxid gewinnen?*
7. *Bei der Reaktion von Wasserstoff mit Sauerstoff entsteht Wasser. Welches Volumen an Wasserstoff muss man verbrennen, um 15 g Wasser zu bilden?*

komplexe Aufgaben:

8. Bei einer Havarie sind mit rund 1000 l Wasser 2 kg Natriumhydroxid gelöst worden. Die aufgefangene Lauge wird dann in ein abgedichtetes Außenbecken zwischengelagert.

a) Wie groß sind der Massenanteil und die Konzentration für das Natriumhydroxid in der Lauge?

b) Mit welcher Masse an Salzsäure muss die Lauge neutralisiert werden?

c) Welche Masse 20%ige Salzsäure-Lösung muss für die Neutralisation verwendet werden?

d) Für eine Umwelt-schonendere Entsorgung soll feste Zitronensäure (dreiprotonig) zur Neutralisation verwendet werden. Welche Masse Zitronensäure wird gebraucht

e) Ein Mitarbeiter schlägt vor, die Lauge nicht zu neutralisieren, sondern das Wasser einfach verdunsten zu lassen und dann das übrigbleibende fest-gewordene Natriumhydroxid einfach weiter zu benutzen. Beurteilen Sie den Vorschlag!

f) Ein anderer Mitarbeiter möchte Säure (Salzsäure) für die Neutralisation sparen und schlägt deshalb vor, erst die Hälfte an Wasser aus der Lauge verdunsten zu lassen und dann die Neutralisation durchzuführen. So will er die Hälfte der Säure sparen. Beurteilen Sie den Vorschlag!

9. Die Bildung von Ammoniak erfolgt aus den Elementen. Dazu nutzt man den Stickstoff aus der Luft. Der Wasserstoff wird u.a. durch die sogenannte Wasser-Gas-Reaktion hergestellt. Dabei reagiert Kohlenstoffmonoxid mit Wasserdampf zu Kohlendioxid und Wasserstoff.

a) Welches Volumen an Kohlenstoffmonoxid benötigt man zur Herstellung von 2'000 m^3 Wasserstoff?

b) Welche Masse Wasserstoff muss dann für einen Transport mit Tank-Lastern betrachtet werden?

c) Welche Masse Ammoniak kann aus dem gebildeten Wasserstoff hergestellt werden?

d) Die gebildete Ammoniak-Menge soll in 1'000 l Wasser gelöst werden. Welchen Massen-Anteil und welche Konzentration hat die gebildete Ammoniak-Lösung?

e) In der Praxis rechnet man bei der Ammoniak-Synthese nur mit einer Ausnutzung von 80% der Ausgangsstoffe. Welche Masse würde dann praktisch produiert werden?

f) Welches Volumen Luft bräuchte man für die praktische Synthese?

für die gehobene Anspruchsebene:

10. Das für die Wasser-Gas-Reaktion notwendige Kohlenstoffmonoxid (Aufgabe 9) stammt z.B. aus der unvollständigen Oxidation von Kohlenstoff.

a) Welche Masse an Ammoniak lässt sich aus 1 t reinste Kohle (z.B. Antrazit) letztendlich herstellen?

b) Welche Masse an Ammoniak entsteht in der industriellen Produktion wirklich, wenn man davon ausgeht, dass bei jeder chemischen Reaktion nur 80% der Ausgangsstoffe umgesetzt werden und Antrazit in der Praxis ungefähr 90% Kohlenstoff enthält?

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

SI-Einheiten-System

Definitions-Größen

Größe / Name	Symbol	Dimensions-Symbol	Einheit	Einheiten-Zeichen	passende Größe in anderen Einheiten-Systemen		
Zeit	**t**	T	Sekunde	**s**			
Länge	**l**	L	Meter	**m**			
Masse	**m**	M	Kilogramm	**kg**			
Stromstärke	**I**	I	Ampere	**A**			
(Thermodynamische) Temperatur	**T**	Θ	Kelvin	**K**			
Stoffmenge	**n**	N	Mol	**mol**			
Lichtstärke	**I_V**	J	Candela	**cd**			

Konstanten

Symbol	Name(n)	exakter Wert	umgerechnet ins -System	
Δv[Cs]	Strahlung des Cäsium-Atom's (^{133}Cs)	**≈ 9'193'000'000 Hz** 9'192'631'770 Hz = 9,192'631'77 GHz		
c	(Vakuum-)Licht-Geschwindigkeit	**≈ 300'000'000 m/s** 299'792'458 m/s		
h	PLANCKsches Wirkungsquantum	**≈ 6,626 • 10^{-34} J•s** 6,626'070'15 • 10^{-34} J•s		
e	Elementar-Ladung	**≈ 1,602 • 10^{-19} C** 1,602'176'46 C		
k_B	BOLTZMANN-Konstante	**≈ 1,381• 10^{-23} J/K** 1,380'649 • 10^{-23} J/K		
N_A	AVOGADRO-Konstante	**≈ 6,022 • 10^{23} mol^{-1}** 6,022'140'76 • 10^{23} mol^{-1}		
K_{cd}	Photometrisches Strahlungs-Äquivalent	**683 lm/W**		

die exakten Werte sind hier auf Schul-relevante Stellen gerundet

(c,p) 2015-2022 lern-soft-projekt: drews

SI-Präfixe / einheiten-Vorsätze

Symbol	Name / Aussprache	Wert	Potenz-Wert	Zahlwort		
Y	Yotta	1'000'000'000'000'000'000'000'000	10^{24}	Quadrillion		
Z	Zetta	1'000'000'000'000'000'000'000	10^{21}	Trilliarde		
E	Exa	1'000'000'000'000'000'000	10^{18}	Trillion		
P	Peta	1'000'000'000'000'000	10^{15}	Billiarde		
T	Tera	1'000'000'000'000	10^{12}	Billion		
G	Giga	1'000'000'000	10^{9}	Milliarde		
M	Mega	1'000'000	10^{6}	Million		
k	Kilo	1'000	10^{3}	Tausend		
h	Hekto	100	10^{2}	Hundert		
da	Deka	10	10^{1}	Zehn		
		1	10^{0}	Eins		
d	Dezi	0,1	10^{-24}	Zentel		
c	Zenti	0,01	10^{-24}	Hunderstel		
m	Milli	0,000'1	10^{-24}	Tausendstel		
µ	Mikro	0,000'000'1	10^{-24}	Millionstel		
n	Nano	0,000'000'000'1	10^{-24}	Milliardstel		
p	Piko	0,000'000'000'000'1	10^{-24}	Billionstel		
f	Femto	0,000'000'000'000'000'1	10^{-24}	Billiardstel		
a	Atto	0,000'000'000'000'000'000'1	10^{-24}	Trillionstel		
z	Zepto	0,000'000'000'000'000'000'000'1	10^{-24}	Trilliardstel		
y	Yokto (*jokto*)	0,000'000'000'000'000'000'000'000'1	10^{-24}	Quadrillionstel		

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

abgeleitete Größen

Größe / Name	Symbol	Definition / Umrechnung	Einheit	Einheiten-Zeichen	in SI-Einheiten	in SI-Basis-Einheiten	Umrechnungen aus anderen Systemen
CELCIUS-Temperatur	**t; ϑ**	$\vartheta = T - 273{,}15$	Grad Celsius	**°C**	K	K	$\vartheta = 5/9(t_{°F} - 32)$
(ebener) Winkel		1 rad = 360°/2π	Radiant	**rad**	m/m	m/m	
Raum-Winkel	**Ω**		Steradiant	**sr**	m^2/m^2	m^2/m^2	
Frequenz	**ν; f**	$f = 1 / t_{Periode}$	Hertz	**Hz**	1/s	1/s	
Kraft	**F**	F =	Newton	**N**	J/m	kg m/s^2	
Druck	**p**	$p = F / A_0$	Pascal	**Pa**	N/m^2	kg/(m s^2)	
Energie, Arbeit, Wärmemenge	**W; E**	W = F / s	Joule	**J**	N m; W s	kg m^2/s^2	
Leistung	**P**	$P = \Delta W/\Delta t = \Delta E/\Delta t$	Watt	**W**	J/s; V A	kg m^2/s^3	
elektrische Ladung	**Q; q**	Q = C • U	Coulomb	**C**	A s	A s	
elektrische Spannung	**U**	U = W / Q = I • R	Volt	**V**	W/A; J/C	kg $m^2/(s^3$ A)	
elektrische Kapazität	**C**	C = Q / U	Farad	**F**	C/V	s4 $A^2/$(kg m^2)	
elektrischer Widerstand	**R**	R = U / I	Ohm	**Ω**	V/A	kg $m^2/(s^3$ A^2)	
elektrischer Leitwert	**G**	G = 1 / R = I / U	Siemens	**S**	A/V	s^3 $A^2/$(kg m^2)	
magnetischer Fluss	**Φ**	$\Phi = U_{magn}/R_{magn}$	Weber	**Wb**	V s	kg $m^2/(s^2$ A)	
magnetische Flussdichte	**B**	B = μ • H	Tesla	**T**	Wb/m^2	kg/(s^2 A)	1 T = 10^4 G {Gauß}
Induktivität	**L**	L =	Henry	**H**	Wb/A	kg $m^2/(s^2$ A^2)	
Lichtstrom	**Φ_v; F**		Lumen	**lm**	cd sr	cd	
Beleuchtungsstärke	**E_v**	$E_v = \Phi_v / A_0$	Lux	**lx**	lm/m^2	cd/m^2	
Radioaktivität; Aktivität (phys.)	**A**	$A = N_{Ereig} / t$	Becquerel	**Bq**	1/s	1/s	2,7 • 10^{-11} Bq = 1 Ci {Curie}
Energie-Dosis	**D**		Gray	**Gy**	J/kg	m^2/s^2	
Äquivalent-Dosis	**H_R**		Sievert	**Sv**	J/kg	m^2/s^2	
katalytische Aktivität	**a**	$a = \Delta c / t$	Katal	**kat**	mol/s	mol/s	

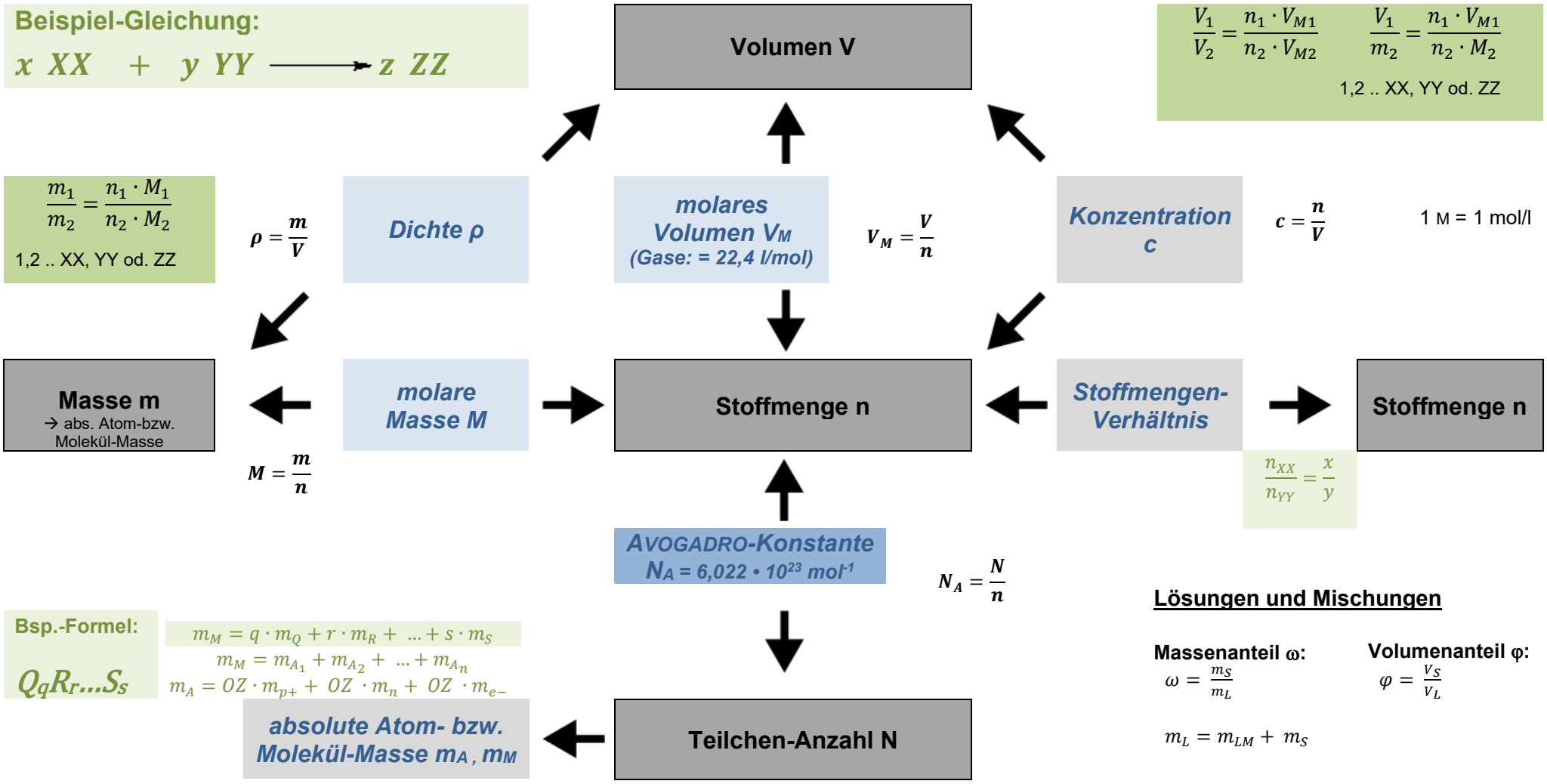
(c,p) 2015-2026 lsp: dre

https://de.wikipedia.org/wiki/Lichtstrom

Beziehungen zwischen den wichtigen Größen der Stöchiometrie (Minimal-Übersicht (Teil A: Einzelstoffe++)

Beispiel-Gleichung:

$x\ XX + y\ YY \longrightarrow z\ ZZ$



Lösungen und Mischungen

Massenanteil ω: $\omega = \frac{m_S}{m_L}$

Volumenanteil φ: $\varphi = \frac{V_S}{V_L}$

$m_L = m_{LM} + m_S$

OZ … Ordnungszahl (des Elementes); e^- … Elektron; n … Neutron; p^+ … Proton

L … Lösung / Mischung; LM … Lösungsmittel / Stoff2;
S … (zu lösender / gelöster) Stoff/ Stoff1 / Substrat

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Stöchiometrie (Minimal-Übersicht (Teil B: chemische Reaktion)

Gesetz von der Erhaltung der Masse

$m_{AS} = m_{RP}$

$m_A + m_B = m_C + m_D$

Es gibt KEIN Gesetz von der Erhaltung des Volumens !

$V_A + V_B \neq = < > V_C + V_D$

	molare Masse	molares Volumen			z.B. **Stoff C**			
konstant:	M_A	V_{MA}	M_B	V_{MB}	M_C	V_{MC}	M_D	V_{MD}
chemische Gleichung:	n_A A	+	n_B B	→	n_C **C**	+	n_D D	; $\Delta_R H$, $\Delta_R E$
variabel:	m_A	V_A	m_B	V_B	m_C	V_C	m_D	V_D
	Masse	Volumen						

konstant: $\frac{n_A \bullet M_A}{m_A} = \frac{n_B \bullet M_B}{m_B} = \frac{n_C \bullet M_C}{m_C} = \frac{n_D \bullet M_D}{m_D} = k_{Reak} = \frac{n_A \bullet V_{MA}}{V_A} = \frac{n_B \bullet V_{MB}}{V_B} = \frac{n_C \bullet V_{MC}}{V_C} = \frac{n_D \bullet V_{MD}}{V_D}$

variabel:

konstant für eine spezielle **Reak**tion ***und*** die aktuellen Stoffproben

variabel *konstant* *variabel* *konstant* *variabel* *konstant*

$\frac{m_X}{m_Y} = \frac{n_X \bullet M_X}{n_Y \bullet M_Y} = k_{Reak} = \frac{V_X}{V_Y} = \frac{n_X \bullet V_{MX}}{n_Y \bullet V_{MY}} = k_{Reak} = \frac{m_X}{V_Y} = \frac{n_X \bullet M_X}{n_Y \bullet V_{MY}}$

X *und* **Y** *können beliebige Stoffe (*A, B, C, D, …*) aus der chemischen Gleichung sein*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

11. Systematisierung

Zum Ende hin wollen wir noch einmal die wesentlichen Inhalte dieses Kurses / Schuljahres zusammenfassen und unter neuen / weiteren Aspekten ordnen.

11.1. Teilchen-Arten

Definition(en): Teilchen
Teilchen (in der Chemie) sind Objekte atomarer Größen-Ordnung, die als Grund-Bausteine eines Stoffes auftreten.
Ein Teilchen (Partikel) ist ein typischen (Grund-)Bestandteil eines Systems (hier: der Stoff), der im Maßstab (sehr) klein ist (hier: Atome, …). (In der klassischen Physik werden die Elementar-Teilchen (Protonen, Neutronen, Elektronen, …) als die Grund-Bausteine verstanden.)
Ein Teilchen ist ein Bestandteil eines Systems, dass für die Betrachtungen / eine bestimmte Betrachtungs-Ebene als unteilbar / nicht weiter zerlegbar gilt.

Teilchen-Arten

- **Atome**
- **Moleküle**
- **Ionen**

Definition(en): Atome
Ein Atom ist ein Teilchen atomarer Größen-Ordnung, dass aus Protonen und Elektronen (in gleicher Menge) sowie ev. Neutronen aufgebaut ist.
Atome sind die kleinsten – selbst noch Stoff-bildenden – Bestandteile eines Stoffes.
Atome sind die kleinsten Bauteile eines chemischen Elementes, die nur in der Anzahl der Neutronen im Kern unterscheiden.

(c,p) 2015-2022 lern-soft-projekt: drews

Definition(en): Moleküle
Moleküle sind Teilchen, die aus mindestens zwei Atomen aufgebaut sind. Moleküle können neutral oder geladen sein. Geladene Moleküle sind auch Ionen.
Moleküle sind neutrale oder geladene Teilchen atomarer Größen-Ordnung, die aus 2 oder mehr Atomen zusammengesetzt sind. Die Anzahl der enthaltenen Atome in einem Molekül muss abzählbar sein.

Definition(en): Ionen
Ein Ion ist ein geladenes Teilchen atomarer Größen-Ordnung. Positiv geladene Ionen heißen Kationen, negativ geladenen Anionen.

Materialien zur Unterstützung (z.B. für Wiederholung od. flipped classroom)	
	[] **min** *
	Atome, Moleküle und Ionen
	[simpleclub] **5:30 min** ****
	https://www.youtube.com/watch?v=7OfrwkiKfnw
	Welche Merkmale charakterisieren Atome, Moleküle und Ionen?
	Atome, Moleküle und Ionen unterscheiden – einfach erklärt
	[einfach erklärt] **5 min** *
	https://www.youtube.com/watch?v=-kCEHXn-BPw
	Welche Merkmale haben Atome, Ionen und Moleküle? Wie können die einzelnen Teilchen-Arten definiert werden?
	Was sind Teilchen?! - Teilchenvorstellungen **(Das Teilchenmodell einfach erklärt)**
	[simpleclub] **3 min** ****
	https://www.youtube.com/watch?v=fFxijrGXa2Y
	Was charakterisiert die verschiedenen Aggregatzustände?
	[] **min** *

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

11.2. Bau-Typen von Stoffen

Definition(en): Bindung

Mittlerweile kennen wir auch verschiedene Bau-Typen von Stoffen. Dazu gehören:

Bau-Typen	
• **Metalle**	aufgebaut als Metall-Kristall (positiv geladene Metall-Ionen / Metall-Kationen und frei bewegliche Elektronen (Elektronen-Wolke)) metallisch glänzend gute elektrische und Wärme-Leitfähigkeit relativ hohe Schmelz- und Siede-Temperaturen elastische Verformbarkeit gegeben nicht Wasser-löslich unedle Metalle reagieren mit Wasser
• **Molekül-Substanzen**	Atome zu Molekülen kombiniert Moleküle bilden die Elemente von Molekül-Kristallen keine elektrische Leitfähigkeit (Feststoff u. Schmelze), mittlere Wärme-Leitfähigkeit eher in unpolaren, als in polaren Lösungsmitteln löslich
• **Ionen-Verbindungen**	aus verschieden geladenen Ionen aufgebaut keine elektrische Leitfähigkeit (als Feststoff), geringe Wärme-Leitfähigkeit Schmelze leitet den elektrischen Strom sehr hohe Schmelz- und Siede-Temperaturen i.A. gut in Wasser bzw. polaren Lösungsmitteln löslich

Definition(en): Atom-Bindung

Definition(en): Atom-Bindung mit Ionen-Charakter / polare Atom-Bind.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Definition(en): Ionen-Bindung

Bindungs-Arten	
• **(kovalente / unpolare) Atom-Bindung**	gemeinsame und gleich-berechtigte Nutzung von Elektronen-Pärchen
• **polare Atom-Bindung mit teilweisen Ionen-Charakter**	gemeinsame Nutzung von Elektronen-Pärchen, wobei ein Atom auf Grund seiner größeren Elektronegagtivität das Elektronen-Pärchen mehr zu sich verlagert / hinzieht
• **Ionen-Bindung Ionen-Beziehung**	polare Anzaiehungs-Kräfte zwischen unterschiedlich geladenen Ionen

Aufgaben:

1. Übernehmen Sie die nachfolgende Tabelle (A4-Blatt quer) und füllen Sie diese aus!

Bindungs-Arten / Merkmale	**Metall-Bindung**	**Atom-Bindung**	**polare Atom-Bindung**	**Ionen-Bindung**
Art der beteiligten Atome				
Position / Verlagerung der bindenden Elektronen				
Beispiele				
Stoff-Struktur				
typische / gemeinsame Eigenschaften				

2.

3.

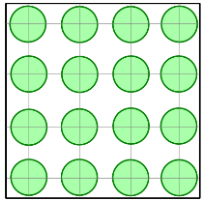
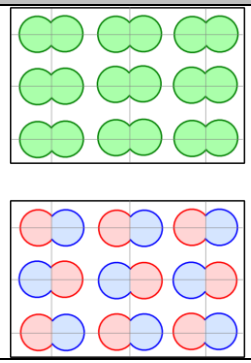
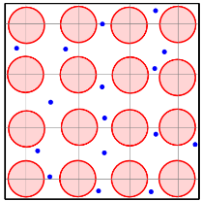
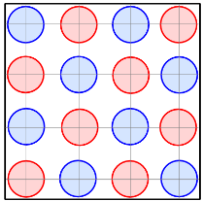
(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Definition(en): Kristall

Der Bau der Stoff auf Teilchen-Ebene sowie die Bindungs-Arten zwischen den Teilchen bestimmt die Eigenschaften eines Stoffes.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Überblick: Kristall-Arten

Merkmal / Kriterium	Atom-Kristall	Molekül-Kristall	Metall-Kristall	Ionen-Kristall
Bau Skizze				
Beispiele	Kohlenstoff Schwefel Phosphor	Iod Brom (bei -7 °C) Saccharose (Haushaltszucker)	Silber Aluminium Gold	Natriumchlorid (Kochsalz) Calciumcarbonat (Kalk)
Bauteile	Atome	Moleküle (oben: unpolar unten: polar)	Metall-Kationen (Atom-Rümpfe) und frei-bewegliche Elektronen	Ionen (Kationen und Anionen)
innere Bindung (in Bauteilen)	entfällt	unpolare Moleküle: Atom-Bindung polare Moleküle: polare Atom-Bindung	Metall-Bindung	Ionen-Bindung (Ionen-Beziehung)
Bindung zwischen Bauteilen	VAN-DER-WAAHLS-Kräfte	VAN-DER-WAAHLS-Kräfte schwache polare Kräfte	mittlere polare Kräfte Metall-Bindung	starke polare Kräfte Ionen-Bindung (Ionen-Beziehung)

(c,p) 2015-2022 lern-soft-projekt: drews

Merkmal / Kriterium	Atom-Kristall	Molekül-Kristall	Metall-Kristall	Ionen-Kristall
charakteristische Eigenschaften	gefärbt; stumpfe, amorphe Oberfläche / Kristalle selten Wasser-löslich	glänzend farblos, durchsichtig, selten gefärbt elektrisch nicht leitend (Isolator) schlechte Wärmeleiter bei Krafteinwirkung spöde geringe bis mittlere Schmelz- und Siede-Temperaturen polare Moleküle Wasser-löslich	elektrisch leitend; gute Wärmeleiter bei Krafteinwirkung verformbar mittlere Schmelz- und Siede-Temperaturen nicht Wasser-löslich	glänzend; farblos oder durchsichtig (selten gefärbt) elektrisch nicht leitend (Isolator) schlechte Wärmeleiter bei Krafteinwirkung spöde (sehr) hohe Schmelz- und Siede-Temperaturen üblicherweise Wasser-löslich

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

11.3. Reinstoffe, Stoff-Gruppen und Gemische

Ordnungs-Prinzipien / -Kategorien sind die zugrundeliegende Teilchen-Art, der Bau, die Struktur, die Eigenschaften, die Reaktions-Möglichkeiten und / oder die Verwendung

Definition(en): Reinstoff

Definition(en): Stoff-Gemisch

Definition(en): Stoff-Gruppe

Stoffe erkennt man an ihren Eigenschaften.

Zwei Stoffe unterscheiden sich in mindestens einer Eigenschaft.

(c,p) 2015-2022 lern-soft-projekt: drews

11.4. Reaktionen und Reaktions-Typen

(vereinfachte) Definition(en): chemische Reaktion
Ein Vorgang bei dem es zur Bildung eines oder mehrerer neuer Stoffe (mit neuen Eigenschaften) und zu Energie-Aufnahmen bzw. –Abgaben kommt, nennen wir chemische Reaktion. (Veränderungen von Aggregat-Zuständen werden nicht als Bildung neuer Stoffe verstanden.)
Eine chemische Reaktion ist ein Prozess, bei dem es zur Stoff-Umwandlung und zur Energie-Umwandlung kommt.

laufen nach dem Donator-Akzeptor-Prinzip

sind gekoppelt
Donator-Reaktion läuft nur deshalb ab, weil gleichzeitig die Akzeptor-Reaktion stattfindet

Definition(en): Redox-Reaktion / Reaktion mit Elektronen-Übergang

Definition(en): Säure-Base-Reaktion / Reaktion mit Protonen-Übergang

Die Teilchen-Arten und die Bindungen in einem Stoff bestimmen über dessen Reaktions-Möglichkeiten.

(vollständige) Definition(en): chemische Reaktion

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

12. Nachweis-Reaktionen / Praktikum

12.1. Ermitteln von physikalischen Stoff-Eigenschaften

12.1.1. Ermitteln der Schmelz-Temperatur

12.1.2. Ermitteln der Siede-Temperatur

12.1.x.. Ermitteln der Löslichkeit in Wasser

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

12.1.x. Voruntersuchung mittels Flammen-Färbung

Element	Flammenfärbung
Lithium	karminrot
Strontium	karminrot
Natrium	gelb
Tellur	grün
Thorium	grün
Kupfer	grün
Bor	grün
Barium	fahlgrün
Molybdän	fahlgrün
Arsen	fahlblau
Antimon	fahlblau
Blei	fahlblau
Selen	bläulich
Indium	blauviolett
Rubidium	rotviolett
Cäsium	rotviolett
Galium	violett
Kalium	violett

12.2. Ermitteln von chemischen Stoff-Eigenschaften

12.2.x.. Ermitteln der Brennbarkeit

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

12.2.x. Kationen-Nachweise

→ https://www.chemie.de/lexikon/Nachweise_f%C3%BCr_Kationen.html

schon angesprochen → 9.10.1. Nachweise für Kationen
in der Schul-Chemie nur begrenzt durchführbar
wichtigstes Indiz bleibt für uns die Flammen-Färbung und dann begleitend einige Fällungs-Reaktionen, die aber nicht immer eindeutige Aussagen produzieren
praktisch nur geeignet, wenn bestimmte andere Ionen (für der Nachweis ebenfalls empfindlich ist) ausgeschlossen werden können

Nachweis von Calcium-Ionen:

	Nachweismittel	Bedingungen	Beobachtungen	Ergebnis
(1 ml) Probe	 (3 – 5 Tropfen) **Ammoniumoxalat-Lösung** **(od. Natriumoxalat-Lsg.)** ***(farblos)***		**weißer Niederschlag**	**Calcium-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Calcium-Ionen

(Ersatz-)Nachweis von Calcium-Ionen:

	Nachweismittel	Bedingungen	Beobachtungen	Ergebnis
(1 ml) Probe	 (3 – 5 Tropfen) **Ammoniumsulfat-Lösung** **(od. Schwefelsäure)** ***(farblos)***		**weißer Niederschlag**	**Calcium-Ionen** vorhanden (möglich auch: Barium-Ionen)
			anders	wahrscheinlich keine Calcium- oder Barium-Ionen

Nachweis von Barium-Ionen:

	Nachweismittel	Bedingungen	Beobachtungen	Ergebnis
(1 ml) Probe + 2 – 3 Tr. Essigsäure	 (3 – 5 Tropfen) **Kaliumdichromat-Lösung** **(od. Schwefelsäure)** ***(orange)***		**gelber Niederschlag**	**Barium-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Barium-Ionen

(Ersatz-)Nachweis von Barium-Ionen:

	Nachweismittel	Bedingungen	Beobachtungen	Ergebnis
(1 ml) Probe	 (3 – 5 Tropfen) **Ammoniumsulfat-Lösung** **(od. Schwefelsäure)** ***(farblos)***		**weißer Niederschlag**	**Barium-Ionen** vorhanden (möglich auch: Calcium-Ionen)
			anders	wahrscheinlich keine Calcium- oder Barium-Ionen

12.2.x.1. Kationen-Trennungsgang

→ https://www.chemie.de/lexikon/Kationentrennungsgang.html

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

12.2.x. Anionen-Nachweise

→ https://www.chemie.de/lexikon/Nachweise_f%C3%BCr_Anionen.html#Acetat-Anionen

schon besprochen → 9.10.2. Nachweise für Anionen
hier nur kurz die Zusammenstellung der Nachweis-Schemata

Nachweis von Chlorid-Ionen:

	Nachweismittel	Bedingungen	Beobachtungen	Ergebnis
(1 ml) Probe	 (3 – 5 Tropfen) **Silbernitrat-Lösung** ***(farblos)***		**weißer Niederschlag**	**Chlorid-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Chlorid-Ionen

Nachweis von Bromid-Ionen:

	Nachweismittel	Bedingungen	Beobachtungen	Ergebnis
(1 ml) Probe	 (3 – 5 Tropfen) **Silbernitrat-Lösung** ***(farblos)***		**weiß-gelblicher Niederschlag**	**Bromid-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Bromid-Ionen

Nachweis von Iodid-Ionen:

	Nachweismittel	Bedingungen	Beobachtungen	Ergebnis
(1 ml) Probe	 (3 – 5 Tropfen) **Silbernitrat-Lösung** ***(farblos)***		**gelblicher Niederschlag**	**Iodid-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Iodid-Ionen

Halogenid-Ionen (Chlorid-, Bromid- und Iodid-Ionen)

- zu Reaktion mit Silbernitrat-Lösung:
  Absicherung durch Löseversuche mit schwacher und konzentrierter Ammoniak-Lösung
- Reaktion mit Chlor-Wasser (nur Bromid und Iodid) und Extraktion mit Hexan

Nachweis von Sulfat-Ionen:

	Nachweismittel	Bedingungen	Beobachtungen	Ergebnis
(1 ml) Probe	 (3 – 5 Tropfen) **Bariumchlorid-Lösung** ***(farblos)***		**weißer Niederschlag**	**Sulfat-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Sulfat-Ionen

Nachweis von Carbonat-Ionen:

	Nachweismittel	Bedingungen	Beobachtungen	Ergebnis
(1 ml) Probe	 (3 – 5 Tropfen) **Bariumhydroxid-Lösung (ersatzweise Calciumhydroxid)** ***(farblos)***		**weißer Niederschlag**	**Carbonat-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Carbonat-Ionen

Nachweis von Carbonaten (Feststoff):

	Nachweismittel	Bedingungen	Beobachtungen	Ergebnis
Probe	 (3 – 5 Tropfen) **Salzsäure-Lösung (ersatzweise Essigessenz)** ***(farblos)***		**Gas-Bildung**	**Carbonat-Ionen** vorhanden
			anders	wahrscheinlich keine Carbonat-Ionen

Gas kann mit Bariumhydroxid-Lösung (Baryt-Wassser; ersatzweise Calciumhydroxid-Lsg. (Kalk-Wasser)) auf CO_2 getestet werden

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

12.3. weitere Versuche

Versuch: Veränderung der Leitfähigkeit beim Einleiten von CO_2 in Wasser

Durchführung:

- in ein Becherglas wird demineralisiertes Wasser gegeben

→ Messung der Leitfähigkeit

- langsames kontinuierliches Einleiten von Kohlenstoffdioxid aus einem Gas-Entwickler oder Einleiten von Kohlenstoffdioxid aus größeren Spritzen

→ Zählen der Gas-Blasen und dann Messung der Leitfähigkeit (z.B. alle 5 Blasen)

Versuch: Thermochromie von Zinkoxid

Durchführung:

- Zinkoxid (alternativ: Titandioxid) wird auf das Ende einer Magnesia-Rinne gegeben

- die Stoff-Probe wird erhitzt

→ Beobachtung

- Stoff-Probe abkühlen lassen

→ Beobachtung

Entsorgung:

- Abfall-Behälter für feste anorganische Stoffe

Versuch: Natriumhydrogencarbonat-Vulkan

Durchführung:



- in einen ERLENMEYER-Kolben (250 – 300 ml) gibt man 20 ml Flüssigseife

- 1 – 2 Esslöffel Natriumhydrogencarbonat (Natron, Backsoda) dazugeben

- 10 Tropfen Lebensmittel-Farbe (nach Wunsch) dazugeben

- Kolben mittig in einer pneumatischen Wanne positionieren

- 80 – 100 ml Essig (5 %ig) dazugeben

→ Beobachtung (es darf mit dem Smartphone gefilmt werden)

Entsorgung:

- mit viel Wasser in den Ausguss

Versuch: Schlangen des Pharao

Durchführung:





- auf einer Feuer-festen Unterlage (z.B. große Fliesen) etwas Sand (Seesand) anhäufen

- obenauf etwas Zigaretten-Asche verteilen

- den Haufen gut mit Brennspiritus anfeuchten

- nun 2 – 3 EMSER Pastillen auf den Haufen legen und den Brennspiritus vorsichtig anzünden

→ Beobachtung (es darf mit dem Smartphone gefilmt werden)

Entsorgung:

- in den Restmüll

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Versuch:

Durchführung:

-
-







Entsorgung:

-
-

Versuch:

Durchführung:

-
-

Entsorgung:

-
-

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

12.4. Herstellung von Indikator- und Spezial-Lösungen

Versuch: Radieschen-Indikator-Lösung

Durchführung:



- *Radieschen oder Rote Rettiche schälen oder gefärbte Ränder abschneiden*
- *Schalen / Ränder in wenig 2-Propanol bzw. iso-Propanol (Achtung!: brennbare Flüssigkeit) geben und ziehen lassen (Ersatzweise kann auch 1-Propanol bzw- n-Propanol benutzt werden)*
- *(ev. Portions-weise) über Papier-Filter (oder Feinsieb oder Sieb, dass mit Filterpapier ausgelegt ist) Lösung abfiltrieren*

Hinweise:

- *"Entsorgung" der – nicht gebrauchten – weißen Radieschen-Stücke: waschen und essen (aber nicht in der Nähe des Labor-Arbeitsplatzes!)*
- *Radieschen-Indikator hat eine eigene Farb-Skala, deshalb mit einigen Säuren (Zitronensäure, Essig, Kohlensäure) und Basen (Seifenwasser, (Back-)Natron-Lösung, Rohrreiniger (**Vorsicht: ätzend!**) eine eigene Skala definieren (mit Unitest oder pH-Meßgerät gegenprüfen)*
- *Indikator-Lösung kann pur oder 1 : 1 mit Wasser verdünnt benutzt werden*
- *man kann die Roh-Lösung an einem dunklen, luftigen Platz etwas reduzieren (Propanol verdunstet dabei); die Lösung kann dunkel und kül über einen längeren Zeitraum gelagert werden*
- *Entsorgung: extrahierte Schalen, Filterpapier an der frischen Luft antrocknen lassen und dann in den Hausmüll geben; alte Indikator-Lösung in den Abfluss spülen*

Zuhause-Versuch: Radieschen-Indikator-Lösung

Durchführung:

- *Radieschen (1 Bund) schälen oder die farbigen Ränder abschneiden und in einen Topf geben*
- *etwas Wasser in den Topf geben (Schalen sollten gerade so bedeckt sein)*
- *Topf bis kurz vorm Sieden erhitzen und dann abkühlen und ziehen lassen*
- *(ev. Portions-weise) mittels Feinsieb (oder Sieb, dass mit Filterpapier ausgelegt ist) Lösung abfiltrieren*

Hinweise:

- *"Entsorgung" der – nicht gebrauchten – weißen Radieschen-Stücke: waschen und essen*
- *Rotkohl-Indikator hat eine eigene Farb-Skala, deshalb mit einigen Säuren (Zitronensäure, Essig, Kohlensäure) und Basen (Seifenwasser, (Back-)Natron-Lösung, Rohrreiniger (**Vorsicht: ätzend!**) eine eigene Skala definieren (mit Unitest oder pH-Meßgerät gegenprüfen)*
- *Entsorgung: Indikator-Lösung, Filterpapier und Schalen-Reste im Hausmüll*

Versuch: Rotkohl-Indikator-Lösung

Durchführung:



- *Rotkohl (1/4 Kopf) kleinschneiden und in ein passendes Becherglas geben*
- *soviel Brennspiritus (Achtung!: brennbare Flüssigkeit) aufgießengeben , so dass die Rotkohl-Schnipsel gerade bedeckt sind (Ersatzweise kann auch 1-Propanol bzw- n-Propanol benutzt werden)*
- *1 – 2 Tage ziehen lassen*
- *(ev. Portions-weise) über Papier-Filter (oder Feinsieb oder Sieb, dass mit Filterpapier ausgelegt ist) Lösung abfiltrieren*
- *Aufbewahrung in einer dunklen Chemikalien-Flasche im Kühlschrank*

Hinweise:

- *Entsorgung: extrahierte Schalen, Filterpapier an der frischen Luft oder im Abzug antrocknen lassen und dann in den Hausmüll geben; alte Indikator-Lösung in den Abfluss spülen*

Zuhause-Versuch: Herstellung von Eisengallus-Tinte

Durchführung:

- *20 Eichen-Gallus-Äpfel werden im November gesammelt (Murmel-große Wucherungen unter Blättern der Eiche)*
- *Gallus-Äpfel in einem Glas oder einer Plastik-Schale zerdrücken und mit Wasser übergießen*
- *Eisen-Nagel hineinlegen und mehrere Tage stehen lassen*
- *Filtern → Filtrat ist die Tinte*

Entsorgung:

- *feste Reste in den Restmüll*
- *Tinte eintrocknen lassen und dann in den Restmüll*

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

13. Beispiel-Lösungen zu den Aufgaben (Selbstorganisiertes Lernen)

13.y. SOL:

13.y. SOL: Basen, basische Lösungen (Beispiel-Lösungen)

1. Erläutern Sie die Begriffe Base, Lauge und Hydroxid und stellen Sie diese gegebenenfalls gegenüber!

Ein **Hydroxid** ist ein Stoff, der (abspaltbare) Hydroxid-Ionen enthält. Hydroxide können fest oder flüssig sein.

Eine **Base** ist eine wässrige Lösung (meist eines Hydroxids) mit einem pH-Wert, der größer als 7 ist. Basen sind immer flüssig.
Nach BROENSTEDT sind Basen Stoffe die Protonen (Wasserstoff-Ionen) aufnehmen können.

Êine **Lauge** ist die wässrige Lösung von einem anorganischem Hydroxid. Sie haben meist einen seifigen Charakter und einen pH-Wert größer 7.

2. Übernehmen Sie die nachfolgende Tabelle und füllen Sie die Lücken aus!

Basen-Name	Reaktion mit Wasser	Baserest-Ion	
		Formel	Name
Natriumhydroxid	$NaOH + H_2O \rightleftharpoons Na^+ + H_2O + OH^-$	Na^+	Natrium-Ion
Calciumhydroxid	$Ca(OH)_2 + 2\ H_2O \rightleftharpoons Ca^{2+} + 2\ H_2O + 2\ OH^-$	Ca^{2+}	Calcium-Ion
Aluminium-hydroxid	$Al(OH)_3 + 3\ H_2O \rightleftharpoons Al^{3+} + 3\ H_2O + 3\ OH^-$	Al^{3+}	Aluminium-Ion
Magnesium-hydroxid	$Mg(OH)_2 + 2\ H_2O \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2\ H_2O + 2\ OH^-$	Mg^{2+}	Magnesium-Ion
Ammoniak	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	NH_4^+	Ammonium-Ion

3. Ein Chemiker behauptet, dass für den basischen Charakter von Hydroxiden gar kein Wasser notwendig ist. Das Wasser soll lediglich als Lösungsmittel für die freigesetzten Ionen dienen.
Setzen Sie sich mit dieser Aussage auseinander! Bestätigen Sie diese mittels verschiedener Argumente oder erklären Sie, wie der Vorgang wirklich abläuft!

Für den basischen Charakter ist immer Wasser notwendig. Nur so können die festen Hydroxide in frei bewegliche Baserest-Ionen und Hydroxid-Ionen zerfallen bzw. Hydroxid-Ionen bilden. Das wird besonders beim Ammoniak deutlich.

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

In den (Dissoziations-)Gleichungen der anderen Hydroxide entfällt das Wasser nur aufgrund der Regeln für das Notieren von chemischen Gleichungen. Die gebildeten Hydroxid-Ionen sind aus dem mitreagierenden Wasser entstanden (Abgabe eines Protons). Die Hydroxid-Ionen aus dem Hydroxid sind zu Wasser geworden (Aufnahme eines Protons).

$$NaOH + H\text{-}O\text{-}H \rightleftharpoons Na^+ + H\text{-}O\text{-}H + O\text{-}H^-$$

4. Nennen Sie 5 weitere Metallhydroxide (, die nicht in Aufgabe 2 auftauchen; mindestens 3 mehrwertige!) und stellen Sie die erweiterten Dissoziations-Gleichungen (Reaktion mit Wasser) auf! Benennen Sie die Reaktions-Produkte!

Lithiumhydroxid, LiOH:

$$LiOH + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{Lithium-Ion}}{Li^+} + H_2O + \underset{\text{Hydroxid-Ion}}{OH^-}$$

Kaliumhydroxid, KOH:

$$KOH + H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{Kalium-Ion}}{K^+} + H_2O + OH^-$$

Bariumhydroxid, $Ba(OH)_2$:

$$Ba(OH)_2 + 2\,H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{Barium-Ion}}{Ba^{2+}} + 2\,H_2O + 2\,OH^-$$

Berylliumhydroxid, $Be(OH)_2$:

$$Be(OH)_2 + 2\,H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{Beryllium-Ion}}{Be^{2+}} + 2\,H_2O + 2\,OH^-$$

Galliumhydroxid, $Ga(OH)_3$:

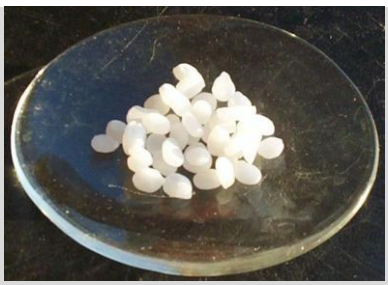
$$Ga(OH)_3 + 3\,H_2O \rightleftharpoons \underset{\text{Gallium-Ion}}{Ga^{3+}} + 3\,H_2O + 3\,OH^-$$

! Borhydroxid, $B(OH)_3$; besser: Borsäure, H_3BO_3: reagiert sauer!

$$H_3BO_3 + 3\,H_2O \rightleftharpoons 3\,H_3O^+ + \underset{\text{Borat-Ion}}{BO_3^{3-}}$$

5. Erstellen Sie einen Steckbrief für Natriumhydroxid!

Name: Natriumhydroxid



Natriumhydroxid-Plätzchen
Q: de.wikipedia.org

Formel: NaOH
Aggregatzustand: fest
Farbe: weiß
Dichte: 2,13 g / cm3
Schmelztemperatur: 323 °C
Siedetemperatur: 1390 °C
molare Masse: 40 g / mol
Geruch: geruchlos
Geschmack: seifig
Löslichkeit in Wasser: gut
Charakter der wässrigen Lösung: basisch

$$NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^- \text{ ; exotherm}$$



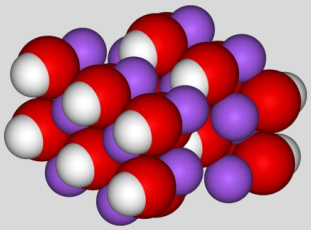


(ätzend)

weitere Namen: Ätznatron, Ätzsoda, Natronlauge
weitere Eigenschaften: hygroskopisch, leitet den Strom nur in der Schmelze oder in Lösung **Verwendung:** Lebensmittelzusatzstoff E 524; Lösungsmittel für Cellulose, Wolle, Fette, …; Grundchemikalie; Seifen-Produktion; Neutralisation von Säuren

Herstellung: durch Elektrolyse von Kochsalz-Lösungen

Lagerungs-Hinweise: verschlossen und trocken lagern; Kontakt vermeiden



Kalotten-Modell: Natriumhydroxid
(Sauerstoff: rot; Wasserstoff: weiß/grau; Natrium: violett)
Q: de.wikipedia.org (Benjah-bmm27; Quibik)

6. Vergleichen Sie mit Hilfe einer Tabelle Natriumhydroxid und Natronlauge!

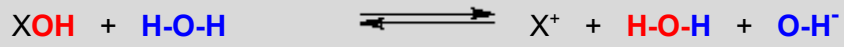
	Natriumhydroxid	Natronlauge
Gemeinsamkeiten	Formel: NaOH Atome, Elemente: Na, H, O	
Unterschiede	fest Ionen im Kristall gebunden nicht elektrisch leitend	flüssig (weil Lösung) freie Ionen elektrisch leitfähig

7. Wäschestücke aus Naturfasern (Wolle, Viskose, …) sollten nur mit Feinwaschmitteln und nicht mit (echten) Seifen gewaschen werden. Begründen Sie, warum es diese Empfehlung gibt!

Echte Seifen (Natrium- bzw. Kaliumsalze von Fettsäuren) zerfallen in Wasser zu Fettsäure-Resten und Natrium-Ionen. Im Wasser kommt es zur Bildung einer basischen Lösung (quasi: Natriumhydroxid).
Natriumhydroxid ist in der Lage Cellulose, aber auch Viskose, Wolle und ähnliche Naturfasern aufzulösen. Je konzenrierter und je heißer die Lösung, umso besser funktioniert der Lösevorgang. Beim Lösen wird die Cellulose in seine Bausteine (β-Glucose) zerlegt, die sich nicht so einfach wieder zusammenlagern können. Bei Waschen mit echter Seife könnten also die Fasern dauerhaft zerstört werden.
Feinwaschmittel basieren selten auf Natriumsalzen.

8. Welche Teilchen sind für den alkalischen Charakter einer Lösung aus chemischer Sicht verantwortlich?

Für den alkalischen Charakter einer Lösung sind die überschüssigen Hydroxid-Ionen verantwortlich. Sie enstehen entwerden beim Zerfall / Auflösen eines festen Hydroxids in Wasser bzw. durch Reaktion mit dem Wasser. Es werden Protonen gebunden, diese wurden dem Wasser entzogen. Es bilden sich Hydroxid-Ionen.



9. Festes Kaliumhydroxid ist ein (elektrischer) Nichtleiter. Dagegen ist die Lösung ein guter elektrischer Leiter (Elektrolyt). Erklären Sie, warum sich die Eigenschaften der beiden Stoffe so unterscheiden! Stellen Sie eine begründete Vermutung auf, wie sich die elektrische Leitfähigkeit von Kaliumhydroxid-Plätzchen verhält, wenn die Plätzchen einige Tage an der Luft gelagert wurden!

Festes Kaliumhydroxid enthält keine frei beweglichen Ladungs-Träger. Solche Ladungs-Träger sind notwendig, damit ein Strom (von Ladungs-Trägern) fließen kann. Alle Ionen sind fest im (Ionen-)Kristall gebunden.
Durch Auflösen in Wasser werden die Ionen (aus dem Kristall) frei beweglich. Die Lösung (auch Elektrolyt genannt) leitet den elektrischen Strom.

Je länger Kaliumhydroxid an der Luft liegt, umso besser leitet es den elektrischen Strom.
Begründung / Erklärung: Festes Kaliumhydroxid leitet den Strom nicht – ist aber, wie Natriumhydroxid hygroskopisch, d.h. es ist Wasser-ziehend. Die Plätzchen werden immer weichen immer mehr auf und bilden letztendliche eine sehr konzentrierte Lösung, die den Strom dann leitet.

10. Eine Probe Kaliumhydroxid (Feststoff) soll vor und nach dem Schmelzen auf die elektrische Leitfähigkeit geprüft werden. Stellen Sie begründete Hypothesen für die zu erwartenden Beobachtungen auf!

Ein Stromfluss bedarf frei-beweglicher (elektrischer) Ladungs-Träger.

Als Feststoff sollte Kaliumhydroxid keine Leitfähigkeit zeigen, da der Stoff zwar aus Ionen – das wären die notwendigen elektrischen Ladungs-Träger – besteht, diese aber nicht frei beweglich sind, wie es für einen elektrischen Strom notwendig ist.

Nach dem Schmelzen sollte eine elektrische Leitfähigkeit zu beobachten sein, da nun die Ionen (notwendige elektrische Ladungs-Träger) auch frei beweglich sind.

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Zusammenfassende Thesen:
→ WENN sich bei der Stoffprobe (bei Zugabe von Unitest eine Grün-Färbung auftritt UND) bei der Zugabe von Silbernitrat ein weißer Niederschlag ausfällt UND sich eine gelbe Flammenfärbung ergibt, DANN handelt es sich um Natriumhydroxid.
→ WENN sich bei der Stoffprobe bei Zugabe von Unitest eine Rot-Färbung auftritt UND bei der Zugabe von Silbernitrat ein weißer Niederschlag entsteht, DANN handelt es sich um Chlorwasserstoffsäure.
→ WENN sich bei der Stoffprobe bei Zugabe von Unitest eine Blau-Färbung auftritt UND eine gelbe Flammenfärbung ergibt, DANN handelt es sich um Natriumhydroxid.
→ WENN sich bei der Stoffprobe (bei Zugabe von Unitest eine Grün-Färbung auftritt UND) bei Zugabe von Bariumchlorid ein weißer Niederschag ausfällt UND eine violette Flammenfärbung ergibt, DANN handelt es sich um Kaliumsulfat.

13.x. SOL: Systematisierung

(c,p) 2015-2026 lsp: dre

Bindungs-Arten / Merkmale	Metall-Bindung	Atom-Bindung	polare Atom-Bindung	Ionen-Bindung
Art der beteiligten Atome / Elemente	Metalle	(gleichartige) Nicht-Metalle	verschiedenartige Nicht-Metalle	Metalle und Nicht-Metalle (als Ionen)
Position / Verlagerung der bindenden Elektronen	einzelne Außen-Elektronen lösen sich aus dem Atom und bilden eine Elektronen-Wolke (Elektronen-Gas) (geladene Atom-Rümpfe stellen den Gegen-Pol dar)	vereinzelnte äußere Elektronen (frei Elektronen) bilden mit gleichartigen Elektronen des Bindungs-Partners gemeinsam genutzte Elektronen-Paare	gemeinsam genutzte Elektronen-Paare (wie bei Atom-Bindung) sind wegen unterschiedlicher Anziehungs-Kräfte zu einem Bindungs-Partner hin verlagert	Metall-Atom gibt seine Außen-Elektronen an ein Nicht-Metall-Atom ab, dass mit den Elektronen seine äußere Schale auffüllt Metall-Atom wird zum Kation, Nicht-Metall-Atom wird zum Anion
Beispiele	Al, Na, Fe, Au	O_2, H_2, N_2, P_4, Cl_2	H_2O, HCl, NH_3, H_2SO_4	NaCl, $Mg(OH)_2$, K_2O, $AlBr_3$
Stoff-Struktur	Metall-Gitter Metall-Kristall	Atom- bzw. Molekül-Gitter Atom- bzw. Molekül-Kristall	Moleküle (z.T. Dipole) ev. Molekül-Gitter / Molekül-Kristall	Ionen-Gitter Ionen-Kristall
typische / gemeinsame Eigenschaften	fest, elastisch verformbar sehr selten flüssig: Hg metallisch glänzend / grau elektrische Leiter unelde Metalle (Zn, Mg, Na) in Wasser löslich edle Metalle (Au, Ag, Cu) nicht in Wasser löslich hohe Schmelz-Temperaturen	gasförmig: O_2, H_2, N_2, Cl_2 sehr selten flüssig: Br_2 seltener fest: P4, S8, C elektrische Nicht-Leiter wenig in Wasser löslich sehr niedrige Schmelz-Temperaturen niedrige Siede-Temperaturen	gasförmig: HCl, SO_2 flüssig: H_2O sehr selten fest: SO_3 polarisierbar elektrische Nicht-Leiter gut in Wasser löslich mittlere Schmelz-Temperaturen mittlere Siede-Temperaturen	fest, spröde meist farblos elektrische Nicht-Leiter Schmelze leitet Strom meist gut in Wasser löslich hohe bis sehr hohe Schmelz-Temperaturen

(c,p) 2015-2022 lern-soft-projekt: drews

	NaOH	Salzsäure		neutral	Ionen-Kristall (Modell)	H_2O + SO_2	neutral
Salzsäure + Natrium-hydroxid		HCl	Wasser + Natrium-chlorid	Natrium-chlorid		SO_4^{2-}	H_2SO_3
Sauerstoff (Gas)	SO_3^{2-}	PO_4^{3-}		Kohlen-säure			HCl
	Säure + Metall		OH^-			Wasser-stoff + Salz	
			Wasser	(c) 2025 lern-soft-projekt. dre		$AlBr_3$	Aluminium-bromid
Wasser + Salz	Schwefel-säure	Schweflige Säure	Säure + Base			Hydroxid-Ion	
Natrium-chlorid	SO_4^{2-}	Chemie-Spiel Metalle, Oxide, Basen, Säuren, Salze		Natrium-Ion	HNO_3	Sulfat-Ion	Na^+
NaCl	Wasserstoff-oxid				Salpeter-säure	sauer	basisch
	Nitrat-Ion		Phosphat-Ion		Salpeter-säure	NO_3^-	Sulfit-Ion
NO_3^-			Sauerstoff-Molekül	basisch	H_2CO_3	Natrium-sulfit	
$MgCl_2$			Magnesium-chlorid	$NaNO_3$	Natrium-nitrat		Natrium-hydroxid
sauer		Magnesium-hydroxid		neutral	Kalium-chlorid	Schwefel	H_2O

Literatur und Quellen:

/1/
ISBN

/11/ KEAN, Sam:
Treffen sich zwei Elemente …- Verblüffende Geschichten aus der Welt der Chemie.- Hamburg: Hoffman u. Campe Verl.; 2013.-2. Aufl.
ISBN 978-3-596-19580-0

/A/ Wikipedia
http://de.wikipedia.org

Die originalen sowie detailliertere bibliographische Angaben zu den meisten Literaturquellen sind im Internet unter http://dnb.ddb.de zu finden.

richtige Antworten auf Quiz-Fragen:

Masterfrage zum Goldgehalt eines 24-Karat-Ring's: richtig ist Antwort C) 99,9 %
Karat (kt od. auch C) ist die Einheit für den Fein-Gehalt (Masse-Anteil) an Gold in einer Legierung; 1 kt bedeutet: die Legierung besteht zu 1/24 Teilen aus Gold (23/24 Teile sind also andere Metalle); somit sind 24 kt = 24/24 Gold, also praktisch 99,9% (exakt 99,99%)

Abbildungen und Skizzen entstammen den folgende ClipArt-Sammlungen:

/A/ 29.000 Mega ClipArts; NBG EDV Handels- und Verlags AG; 1997

/B/

andere Quellen sind direkt angegeben.

Alle anderen Abbildungen sind geistiges Eigentum von:

/I/ lern-soft-projekt: drews (c,p) 1997 - 2026 lsp: dre
für die Verwendung außerhalb dieses Skriptes gilt für sie die Lizenz:

creative commons **CC-BY-NC-SA**
Lizenz-Erklärungen und –Bedingungen: http://de.creativecommons.org/was-ist-cc/
andere Verwendungen nur mit schriftlicher Vereinbarung!!!

verwendete freie Software:

Programm	Hersteller:
Inkscape	inkscape.org (www.inkscape.org)
CmapTools	Institute for Human and Maschine Cognition (www.ihmc.us)
ChemSketch	ACD Labs (Advanced Chemistry Development, Inc.) (www.acdlabs.com)

⊞- (c,p) 2015 - 2026 lern-soft-projekt: drews -⊟
⊞- drews@lern-soft-projekt.de -⊟
⊞- http://www.lern-soft-projekt.de -⊟
⊞- 18069 Rostock; Luise-Otto-Peters-Ring 25 -⊟
⊞- Tel/AB (0381) 760 12 18 FAX 760 12 11 -⊟