Michael Wächter
Chemie im Distanzunterricht, Band 3:
Salze, Säuren, Laugen

Chemie im Distanzunterricht, Band 1
Salze, Säuren, Laugen

Michael Wächter

Impressum
Texte: © Copyright by Michael Wächter
Umschlag: © Copyright by Michael Wächter
Verlag: Michael Wächter
Borsigweg 21a
48153 Münster
waechter.michael@t-online.de
Druck: epubli - ein Service der neopubli GmbH, Berlin

.

Inhaltsverzeichnis

Vorwort (Einführung in das Lernkonzept „Chemie imDistanzunterricht“) **S. 6**

Kap. 1: Salze 7

1.1 Kochsalz und andere Mineralstoffe
Gewinnung und Verwendung von Kochsalz, Steinsalz: Mineral und Mineralstoff **7**

1.2 Ionenbildung: Wenn sich Atome aufladen 11
Wandernde Teilchen in Salzlösungen, Wie Ionen und ihre Verbindungen entstehen, Formeln, Reaktionsgleichungen, fünf Wege der Salzbildung

1.3 Ionische Verbindungen: Eigenschaften von Salzen 28
Schmelz- und Siedetemperatur, Kristallform, Dichte, Härte, Löslichkeit und Leitfähigkeit

1.4 Kristalle: Ionenbindung und Ionengitter 28

1.5 Salzlösungen: Ionen in Wasser 39

1.6 Gehaltsangaben: Anteile und Konzentrationen 39
Die Bestimmung des Salzgehaltes in Lösungen, Gehaltsgrößen und –angaben

1.7 Kalk Gips und Buntmetall Salze 41

1.8 Drei Arten von chemischen Verbindungen 47

1,9 Lernzusammenfassung „Salze“ 47

1.10 Aufgaben zum Thema Salze 55

1.11 Lösungen zu den Aufgaben zu Kap. 1 56

Kap. 2: Säuren 58

2.1 Säuren im Alltag 58

2.2 Säuren nachweisen 58

2.3 Salz-, Schwefel- und andere Säuren 59

2.4 Entstehung und Eigenschaften von Säuren 64

2.5 Protolyse: Protonen werden ausgetauscht 67

2.5 Lernzusammenfassung „Säuren“ 67

2.6 Aufgaben zum Thema Säuren 68

2.7 Lösungen zu den Aufgaben zu Kap. 2 69

Kap. 3: Laugen 70

3.1 Laugen im Alltag: WC-Reiniger, Abbeizmittel und Co 70

3.2 Laugen nachweisen 73

3.3 Ammoniakgas – eine Base 74

3.4 Basen – die Protonenakzeptoren 76

3.5 Säure-Base-Reaktionen:Neutralisation, Verdrängung, Pufferung 77
pH-Wert, Säurestärke, saure und basische Lösungen; Puffer und Protolysegleichgewichte

3.6 Lernzusammenfassung „Laugen / saure und basische Lösungen“ 84

3.7 Übungsaufgaben zum Thema Laugen/ saure und basische Lösungen 85

3.8 Lösungen zu den Übungsaufgaben zu Kap. 3 87

3.9 Lernziele laut Lehrplan (abschließende Zusammenfassung und Ausblick) 88

Anhang:

Fachrechnen mit Gehaltsangaben (für Fortgeschrittene; zu Kap. 1.6) 90

Leseprobe: Erdöldestillation und die Vielfalt der Chemieprodukte 101

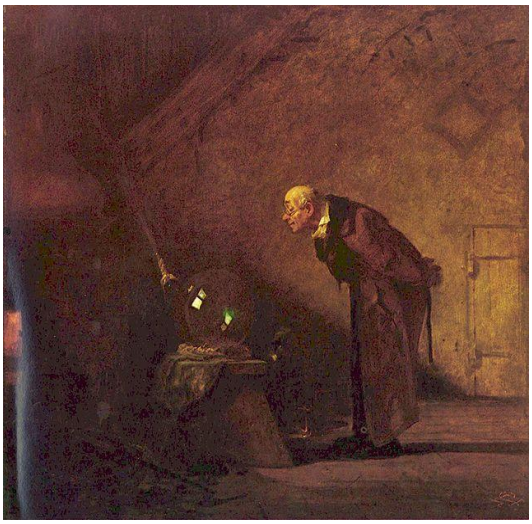
Stichwortverzeichnis (Sachregister/ Fachbegriffe von A – Z, Lern- und Lesehinweise) **103**

Vorwort

Einführung in das Lernkonzept „Chemie im Distanzunterricht“

Als die Corona-Pandemie ausbrach und Schulen geschlossen wurden, wurden Lernende plötzlich auf sich selbst gestellt. Das Gespräch mit der Lehrkraft ist spontan nicht mehr möglich wie im Präsenzunterricht, die Internetverbindung (das WLAN) kann aussetzen und Rückmeldung kann dauern. Distanzlernen in Homeschooling und Wechselunterricht ist schwierig. Also greift der/die Lernende zum Schulbuch. Chemie- und Lehrbücher bieten zwar auch Lehrtexte, gelegentlich sogar Übungsaufgaben, aber selten werden sie im Buch verständlich, kurz und knapp **erklärt**. Lösungshinweise und Lösungen zur Selbstkontrolle finden die Lernenden ebenfalls so gut wie gar nicht. Gerade zum Selbstlernen wären diese jedoch hilfreich, bei Hausaufgaben zum Präsenzunterricht ebenso wie beim Distanzlernen.

Die Reihe „**Chemie im Distanzunterricht**“ will diese Lücke schließen. Sie bietet hierzu kurze Arbeitshefte mit Erklärungen zu allen wichtigen Themenbereichen in der Chemie an – vom Anfangsunterricht (Band 1 und 2 dieser Reihe, etwa Klasse 7 und 8) über Organische und Physikalische Chemie in Klassse 9 bis 13 bis hin zur Analytik und zur chemischen Technologie und ihren Produktionsverfahren. Das geschieht hier unabhängig von den unterschiedlichen und oft auch noch zu vollen Lehrplänen der einzelnen Bundesländer ihre jeweiligen, unterschiedlichen Schulformen. Hier wurde der Lernstoff reduziert, entwirrt und von der reinen Systematik des Faches her geordnet – orientiert am historischen Lernprozess der Forscher und Forscherinnen selbst (ähnlich wie im Buch „**Kleinen Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie** im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften“ von Michael Wächter, Verlag Königshausen und Neumann, Würzburg 2018).



Ein Alchemist entdeckt Stoffumwandlungen in einer Glaskugel (Gemälde von Carl Spitzweg, Bildquelle: wikimedia commons, gemeinfrei).

Die Heftreihe „**Chemie im Distanzunterricht**“enthält zu jedem wichtigen Themenbereich das Wichtigste: Kurze, leicht verständliche **Erkläungstexte** mit anschaulichen Abbildungen zum Selbstlernen und Übungsaufgaben mit Lösungen und Lernhilfen. Sie ist für Selbstlerner, Lehrende und Lernende im Distanz-, Fern- und Wechselunterricht(Hybridunterricht) sowie Homeschooling geeignet. Zusätzlich hierzu bietet das Schüler(innen)-Taschenbuch „Merksätze und Formeln CHEMIE“ (M. Wächter, epubli 2019, schülerfreundlich für nur 8 € oder als ebook für unter 3€) eine kompakte Zusammenfassung der Merksätze dieser Reihe – das Grundwissen im Fach Chemie.

Kapitel 1: Salze

1.1 Kochsalz und andere Mineralstoffe

Das bekannteste Salz ist Kochsalz. Es darf in keiner Küche fehlen, ist Würzmittel und Mineralstoff zugleich, im Winter ein Auftaumittel für vereiste Gehsteige und in medizinischen Notfällen als physiologische Kochsalzlösung lebensrettend. Der Körper eines erwachsenen Menschen enthält etwa 150–300 g Kochsalz. Er verliert täglich 3–20 Gramm, die ersetzt werden müssen. Deshalb war es in der Antike und im Mittelalter ein teures Handelsgut.

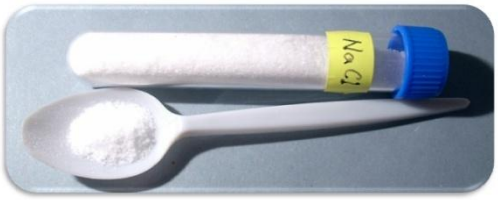


Abb. 1.1: Kochsalz, chemisches Symbol NaCl (Abb. gemeinfrei)

1.1.1 Gewinnung und Verwendung von Kochsalz

Kochsalz wird auch Steinsalz oder Natriumchlorid genannt. Natriumchlorid ist für Menschen und Tiere der wichtigste Mineralstoff. **Mineralstoffe** sind lebensnotwendige anorganische Nährstoffe, die der Körper nicht selbst herstellen kann; sie müssen mit der Nahrung aufgenommen werden. Mineralstoffe sind, anders als Vitamine, gegen die meisten Zubereitungsmethoden unempfindlich und können durch Hitze oder Luft nicht zerstört werden (**Mineralien** wie z.B. Pyrit, eine Eisen-Schwefel-Verbindung, sind demgegenüber feste, in der Regel kristallisierte Materialien in der Erdkruste, die auch gesteinsbildend sein können).

Steinsalz kommt in der Natur in großer Menge vor. Meerwasser hat einen Gehalt von ca. 3 % Kochsalz, das Mineral Halit in Steinsalzlagerstätten einen Gehalt von bis zu 98 %. Steinsalzschichten werden im Erdinneren vielfach verformt, u. a. zu leichter abbaubaren Salzstöcken und Salzkissen.

Abb. 1.2: Das Mineral Pyrit bildet wie mineralisches Kochsalz würfelförmige Körper(Bildquelle: Von JJ Harrison (https://www.jjharrison.com.au/) - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=7186900)

Abb. 1.3: Steinsalz-Halde im Lager des Chlorbetriebes III des Chemiekombinates Bitterfeld 1981(Bildquelle: Von Bundesarchiv, Bild 183-Z0521-003 / Lehmann, Thomas / CC-BY-SA 3.0, CC BY-SA 3.0 de, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=5437978)

Stoffsteckbrief Kochsalz	
Schmelzpunkt	801 °C
Siedepunkt	1461 °C
Dichte	• 2,1615 g/cm^3 (bei 25 °C) • 1,549 g/cm^3 (als Schmelze bei 801 °C)
Löslichkeit	gut in Wasser (358 g/L, 20 °C),löslich in Methanol (1,31 g/100 g) und in Ethanol (0,065 g/100 g, 25°C)
Molare Masse	58,44 g/mol

Reines Natriumchlorid wird in großem Umfang aus Stein-und Meersalz gewonnen. Die Weltsalzproduktion betrug z.B. 2006 über 250 Millionen Tonnen.

In **Salzbergwerken** wird das Steinsalz entweder bohrend-sprengend, schneidend oder nass abgebaut, also mit Brechern zerkleinert oder beim nassen Abbau (engl. *Liquid Mining*) mittels Bohrspülwerken in Wasser gelöst und als gesättigte **Sole** von 26,5 % Salzgehalt zu Tage gefördert. Die Konzentration von Sole aus Solequellen wurde früher mittels Gradierwerken durch Wasserverdunstung erhöht. Aus der gereinigten Sole wird dann durch Eindampfen **Siedesalz** von großer Reinheit hergestellt. In südlichen, sonnenreichen Gebieten wird auch Sonnenenergie zur Verdunstung eingesetzt, wie bei der Meersalzgewinnung.

Das Meerwasser wird hierzu durch flache Beckenkaskaden (Salzgärten) geleitet. Hier nimmt die Salzkonzentration durch natürliche Verdunstung zu. Danach wird das ausgefällte Salz zusammengeschoben und getrocknet, für die teure Speisesalzqualität *fleur de sel* auch an der Oberfläche schwimmend abgeschöpft.

Abb. 1.4 Salz im abflusslosen, verdunstenden Binnensee Salar de Uyuni, Italien (Bildquelle: Von Von Luca Galuzzi (Lucag), edit by Trialsanderrors - Photo taken by (Luca Galuzzi) * http://www.galuzzi.it, CC BY-SA 2.5, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=1820055)

Die vier Grundprodukte der Salzindustrie sind Sole, Steinsalz, Meersalz und Siedesalz.
Als **Industriesalz** dient es als Rohstoff der chemischen Industrie zur Herstellung von Soda, Natronlauge und Chlorgas sowie zur Glasherstellung (zusammen mit Quarzsand), als Tausalz oder Streusalz für den winterlichen Straßendienst.

Als Gewerbesalz dient es für die verschiedensten industriellen und gewerblichen Zwecke und als Speisesalz (Kochsalz) zum menschlichen Genuss.
Als **Speisesalz** ist Natriumchlorid ein wichtiger Bestandteil der menschlichen Ernährung. Es wird zum Würzen von fast allen Speisen benutzt. Je nach der Anwendung werden unterschiedliche Zusatzstoffe beigemischt („Jodsalz“, „Fluorierung“). Als **Viehsalz** wird es dem Futter von Rindern, Schafen und Ziegen beigemengt (auch als Salzlecksteine). Dies steigert ihren Appetit und trägt zur allgemeinen Gesundheit bei.Salz wird auch zur Konservierung von Lebensmitteln wie Fleisch (Pökeln), Fisch, Gemüse usw. verwendet. Dabei entzieht das Salz dem Gut die Feuchtigkeit. Das Einlegen von Gemüse (z.B. Oliven, Salzgurken) in Salzlake nutzt den keimtötenden Effekt.
In der Medizin wird eine 0,9%ige Lösung von Natriumchlorid in Wasser als Trägerlösung für Medikamente oder auch als Blutersatz verwendet. Sie wird als**isotonische**oder auch**physiologische Kochsalzlösung** bezeichnet (Abb. 1.6).

Abb. 1.5: Links Meersalzgewinnung, rechts kristallines Steinsalz(Halit, beide Abb. gemeinfrei)

Abb. 1.6: Physiologische Kochsalzlösung für medizinische Zwecke. Hier ist die Salzkonzentration genau so hoch wie im Blut (Bildquelle: Von GeCaHu - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=66560336)

1.1.2 Steinsalz: Mineral und Mineralstoff

Mineralien sind feste, oft kristalline Materialien in der Erdkruste. **Mineralstoffe** sind lebensnotwendige anorganische Nährstoffe, die mit der Nahrung aufgenommen werden müssen. Kochsalz ist beides.Mineralstoffe im Körper werden eingeteilt in Mengen- und Spurenelemente.

Spurenelemente sind im Körper in einer Konzentration von weniger als 50 mg/ kg Körpergewicht vertreten. Eisen zählt zu den Spurenelementen, obwohl es mit ungefähr 60 mg/ kg Körpergewicht vertreten ist.

Mengenelemente	Spurenelemente		
Körperbestandteil mit über 50 mg/ kg Körpergewicht	für den Menschen essentiell	wahrscheinlich essentiell	möglicherweise essentiell
Calcium (Ca)	Eisen (Fe)	Chrom (Cr)	Arsen (As)
Chlor (Cl)	Iod (I)	Cobalt (Co)	Bor (B)
Kalium (K)	Kupfer (Cu)	Fluor (F)	Brom (Br)
Magnesium (Mg)	Mangan (Mn)	Silicium (Si)	Lithium (Li)
Natrium (Na)	Molybdän (Mo)	Vanadium (V)	Nickel (Ni)
Phosphor (P)	Selen (Se)		Rubidium (Rb)
Schwefel (S)	Zink (Zn)		Zinn (Sn)

Erze und **Mineralien** kommen in der Natur in Form vieler chemischer Verbindungen vor, manche sogar als Elemente. Sie werden in der Mineralogie in 10 Klassen beingeteilt (Siehe Tabelle rechts). Wichtige Klassen sind die Chalkogeniden (Verbindungen der 6. Hauptgruppe: Oxide, Sulfide, Selenide), die Halogenide (7. Hauptgruppe) und die Salze der Sauerstoffsäuren (Silikate, Sulfate, Chromate, Phosphate usw.). Mineralogen teilen das Mineralreich also chemisch-systematisch nach Klassen ein oder aber nach Kristallformen. Die folgende Extraseite ist eine Nachschlage-Tabelle für Mineralien, nach Klassen geordnet.

Tabelle: **Wichtige Mineralien** - nach Klassen geordnet

Klasse	Stoffgruppe	Beispiel
I	Elemente (Gediegen)	Kupfer, Graphit, Diamant, Schwefel
II	Sulfide (+ Selenide, Telluride)	Zinkblende (ZnS), Pyrit (FeS_2), Kupferkies ($CuFeS_2$)
III	Hal(o)ide (=Halogenide)	Steinsalz (NaCl), Fluß-spat (CaF_2)
IV	Oxide + Hydroxide	Korund (Al_2O_3), Zinnstein (SnO_2)
V	Borate	Boracit ($Mg_6B_{14}O_{26}Cl_2$)
VI	Nitrate + Carbonate	Magnesit ($MgCO_3$), Kalkspat ($CaCO_3$)
VII	Sulfate, Chromate, Molybdate, Wolframate; - (alle mit tetraedrischem Anion XO_4^{2-})	Anhydrit ($CaSO_4$), Rotbleierz ($PbCrO_4$), Bittersalz ($MgSO_4$ x 7 H_2O)
VIII	Phosphate, Arsenate, Vanadate	Apatit ($Ca_5(PO_4)_3(OH,F,Cl)$), Monazit ($CePO_4$)
IX	Silikate	Quarz (SiO_2), Beryll ($Al_2Be_3Si_6O_{18}$)
X	organische Minerale	Talk, Bernstein, Kohleschiefer

1.1.3 Salze als eine Gruppe chemischer Verbindungen

Alles um uns herum besteht aus Stoffen. Schlüssel sind aus Eisen, Kochsalz aus kleinen Kristallen, Zahnstocher aus Holz und Autoreifen aus Gummi. Regentropfen sind aus Wasser und die Füllung von Luftballons aus Ballongas (Helium).

Manche Stoffe (Materialien) wie z.B. Kochsalz sind fest, andere flüssig und wieder andere sind gasförmig. Manche wie z.B. Salzkristalle sind hart und brüchig, andere weich und verformbar, und manche sind brennbar, brüchig oderfarbig. Viele Stoffe erkennt man an ihren Eigenschaften.

In diesem Kapitel geht es um die Stoffgruppe der Salze, ihre Entstehung und Eigenschaften. Denn auch Salze haben ganz bestimmte Eigenschaften, an denen man sie erkennen kann – und diese Eigenschaften werden verursacht durch die Art ihres Aufbaus: Salze bestehen aus so genannten **Ionen**. Sie werden deshalb auch als **ionische Verbindungen** bezeichnet. An welchen Eigenschaften also erkennt man sie?

Abb. 1.7: Salze weisen vie andere Feststoffe auch eigene **Kristallformen** auf – sie bilden geometrisch geformte, typische Festkörper (im Bild: Chromalaun, Pyrit, Kupfervitriol – auch Kupfersulfat genannt – und Schwefel, eig. Fotos)

Physikalische Stoffeigenschaften beschreiben das Verhalten des Stoffes bei physikalischen Vorgängen (ohne Stoffumwandlung, der Stoff bleibt erhalten). Beispiele hierfür sind:

- **Härte**, **Verformbarkeit** und **Aussehen** eines Stoffes,
- seine **Dichte** (angegeben in kg/dm³ bzw. g/cm³ oder auch kg/L bzw. g/mL),
- seine **Schmelz- und Siedetemperaturen** (gemessen z.B. in °C; Stoffe können bei bestimmten Temperaturen bestimmte Aggregatzustände einnehmen: fest, flüssig und gasförmig),
- seine **Wasserlöslichkeit** (oft in g/100 mL Wasser)
- seine **Fähigkeit, Wärme und elektrischen Strom zu leiten**.

Abb. 1.8: Gefrorenes Rauhreif ist aus Wasser – Wasserdampf (gasförmig) aus der Luft kann im Winter direkt zu festen Eiskristallen „resublimieren“ (Eig. Foto)

Extraseite: Tabelle der Mineralienklassen

(Unter-)**Klasse**	**Mineralien**	**Formeln**
I Metalle	Silber,Kupfer,Gold	Ag, Cu, Au
I, Nichtmetalle	Schwefel, Graphit, Diamant (,Wismut)	S, C (Bi = Halbmetall)
II **Sulfidische Erze und Mineralien**	Silber-,Kupfer-,Molybdän-,Bleiglanz/Galenit Zinkblende/Wurtzit, Nickelin , Millerit Tetraedrit, Kupferkies, Magnetkies Zinnober, Realgar, Auripigment, Stibnit Proustit , Pyrit, Arsenopyrit, Grauspießglanz	Ag_2S , Cu_2S, MoS_2 , PbS ZnS, NiAs , NiS $Cu_{12}Sb_4S_{13}$, $CuFeS_2$, $Fe_{11}S_{12}$ HgS, AsS, As_2S_3 , Sb_2S_3 Ag_3AsS_3 , FeS_2 , FeAsS, Sb_2S_3
III **Hal(o)ide**	Sylvin , Steinsalz, Kryolith , Flussspat Carnallit Atakamit	K Cl , NaCl, Na_3AlF_6 , CaF_2 $MgCl_2$ x K Cl x 6 H_2O $CuCl_2$ x 3 $Cu(OH)_2$
IV **Spinelle**	Spinell , Chrysoberyll, Chromit Magnetit/Magneteisenstein,-erz (<u>allgemein:</u> XO x Y_2O_3 : X = Ni^{2+},Zn^{2+}, Mg^{2+},Fe^{2+} / Y = Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+})	MgO x Al_2O_3 , BeO x Al_2O_3 (Fe,Mg,Zn)O x $(Cr,Al,Fe)_2O_3$ Fe_3O_4
IV **weitere Oxide**	Hämatit/Roteisenstein, Kasserit/Zinnstein Korund ,Saphir (blau) , Rubin (blutrot) Rutil und Anatas , Ilmenit Plattnerit,Uraninit, Cerianit,Baddeleyit	Fe_2O_3 (rotbraun), SnO_2 Al_2O_3 (div. Farben) TiO_2 (weiß), $FeTiO_3$ PbO_2 , UO_2 , CeO_2 , ZrO_2
IV **Hydroxide**	Gibbsit , Diaspor - zwei Bauxitminerale Goethit/Limonit/Brauneisenstein,-erz, Manganit	$Al(OH)_3$, AlO(OH) FeO(OH), MnO(OH)
V, Borate	Borax, Boracit	$Na_2[B_4O_5(OH)_4]$ x 8 H_2O, $Mg_6B_{14}O_{26}Cl_2$
VI, Nitrate	Natron-/Chile-Salpeter, Salpeter	$NaNO_3$, KNO_3
VI, Carbonate	trigonal: Zink-, Eisen-, Manganspat, Otavit rhombisch: Witherit, Strontianit, Cerussit	$ZnCO_3$,$FeCO_3$,$MnCO_3$,$CdCO_3$ $BaCO_3$, $SrCO_3$,$PbCO_3$
VI, basische C.	Azurit (türkis), Malachit (blau)	$Cu_3(CO_3)_2(OH)_2$, Cu_2CO_3 $(OH)_2$
VII, wasser-freie Sulfate	Baryt/Schwerspat, Coelestin, Anhydrit, Anglesit	$BaSO_4$ (weiß) $SrSO_4$, $CaSO_4$, $PbSO_4$
VII **Vitriole**	Kupfer- und Eisenvitriol (blau / grün) Bittersalz, Zinkvitriol (beide farblos) Kobaltvitriol Nickelvitriol	$CuSO_4$ x 5 H_2O, $FeSO_4$ x 7 H_2O $MgSO_4$ x 7 H_2O, $ZnSO_4$ x 7 H_2O $CoSO_4$ x 7 H_2O (himbeerrot) $NiSO_4$ x 7 H_2O (smaragdgrün)
VII, Alaune	Alaun, Chromalaun, Eisenalaun (<u>allg.:</u>**X_2SO_4 x $Y_2(SO_4)_3$ x 24 H_2O** ; X = K,NH_4,Rb,Cs/Y=Cr,Al,Fe^{3+},V^{3+})	$KAl(SO_4)_2$ x 12 H_2O, $KCr(SO_4)_2$ x 12 H_2O, $KFe(SO_4)_2$ x 12 H_2O
VII	Gips, Tungstein Wolframit, Gelbbleierz , Rotbleierz	$CaSO_4$ x 2 H_2O, $CaWO_4$ $(Fe,Mn)WO_4$,$PbMoO_4$, $PbCrO_4$
VIII **Phosphate**	Braunbleierz, Blaueisenerde/Vivianit Türkis	$Pb_5(PO_4)_3Cl$, $Fe_3(PO_4)_2$ x 8 H_2O $CuAl_6(OH)_8(PO_4)_4$ x 4 H_2O
VIII, Arsenate	Kobaltblüte / Erythrin	$Co_3(AsO_4)_2$ x 8 H_2O (rosarot)
IX, Insel-, Nesosilikate	Zirkon, Topas, Fayalith (Gruppen: Olivine, Epidote; (Granate = allg.: **$X_3Y_2(SiO_4)_3$** mit X = Ca,Mg,Mn,Fe^{2+} / Y = Fe,Al,Cr,Ti^{3+})	$ZrSiO_4$, $Al_2(F,OH)_2SiO_4$, Fe_2SiO_4
IX, Gruppen-, Sorosilikate	Beryll, Benitonit (allg.: 2,3,4 oder 6 SiO_4-Tetraeder)	$Al_2Be_3Si_6O_8$, $BaTiSi_3O_9$
IX, Ring-, Cyclosilikate	Turmaline, z.B. Beryll-Varianten (gelbweiß, grün = Smaragd, blau = Aquamarin) (<u>allg.:</u>**$X_3NaAl_6(OH,F)_4(BO_3)_3Si_6O_{18}$** mit X = Fe^{2+}, Mg, Al/Li)	
IX, Ketten-, Band- und Faser- oder Inosilikate	Diopsid, Enstatit, Ferrosilit (u.a. Pyroxene); Hornblende (u.a. Amphibole, allg. Formel: **$X_2Y_2(OH,F)_2[(Si,Al)_4O_{11}]_2$** mit X = Ca,Na,K / Y = Mg,Fe,Al,Mn)	$CaMg(SiO_3)_2$, $MgSiO_3$, $FeSiO_3$ $Ca_2(Mg,Fe^{2+},Al,Fe^{3+})_5$- $(OH)_2[(Si,Al,Fe^{3+})_4O_{11}]_2$
IX, Schicht-, Phyllosilikate	Kaolinit, Talk (und ähnliche Glimmer und Ton-minerale; <u>allg.:</u> blattartige Struktur,graphitähnlich)	$Al_4(OH)_8(Si_2O_5)_2$, $Mg_3(OH)_2(Si_2O_5)_2$
IX, Gerüst-, Tektosilikate	Quarz, (Kali-)Feldspat/Orthoklas Plagioklas Zeolithe wie z.B. Analcim	SiO_2 , $KAlO_2(SiO_2)_3$ (weiß - rosa) $NaAlO_2(SiO_2)_3$ $NaAlO_2(SiO_2)_2$ x H_2O (u.ähnl.)

Chemische Stoffeigenschaften beschreiben die Fähigkeit eines Stoffes, sich im Kontakt mit anderen Stoffen zu verändern, in andere Stoffe umzuwandeln:

- Eisen bildet an feuchter Luft braunen Rost, Kupfer hellgrüne Patina,
- Eisen wird von Salzsäure angegriffen, Kupfer nicht,
- Zucker verkohlt in Hitze und bildet schwarzen Kohlenstoff und Wasserdampf,
- Feuerzeuggas kann mit Luft zu Abgasen verbrennen, zu Kohlendioxidgas und Wasserdampf.

Bei diesen chemischen Vorgängen entstehen **neue Stoffe**, erkennbar an neuen Stoffeigenschaften. Vorgänge mit **Stoffumwandlungen**werden als chemische Reaktionen bezeichnet. Es gibt etliche Millionen verschiedener Reinstoffe und unzählig viele Stoffgemische. Und Reinstoffe mit ähnlichen Stoffeigenschaften können in **Stoffgruppen**und **Stoffklassen**zusammengefasst werden:

- Eine wichtige Stoffgruppe sind die Metalle. Alle **Metalle** leiten den elektrischen Strom sehr gut (man bezeichnet sie als **Leiter 1. Ordnung**). Sie leiten auch Wärme gut, sind glänzend und verformbar.
- Eine kleine, aber wichtige Stoffgruppe sind die **Edelgase** wie z.B. das Ballongas (Helium) und das Neon, das in Leuchtröhren eingesetzt wird. Alle Edelgase sind farb- und geruchlos, kaum wasserlöslich, nicht brennbar und gehen auch keine anderen chemischen Reaktionen ein – oder nur mit extrem aggressiven Stoffen und nur unter sehr extremen Bedingungen.
- Eine große, wichtige Gruppe sind die **Salze**. Alle Salze haben bestimmte Stoffeigenschaften: Sie sind brüchig (spröde, nicht verformbar) und weisen hohe Schmelztemperaturen auf. Ihre Kristalle leiten den elektrischen Strom nicht – in wässriger Lösung oder als Schmelze können Salze den elektrischen Strom jedoch gut leiten, aber sie zersetzen sich dabei chemisch (Man nennt sie **Elektrolyte** oder auch Leiter **2. Ordnung**). Die Ursachen dafür werden im Folgenden mit dem Aufbau dieser Stoffe erklärt.

1.2 Ionenbildung: Wenn sich Atome aufladen

1.2.1 Wandernde Teilchen in Salzlösungen

Mit dem in Abb. 1.9 dargestellten Versuchsaufbau kann man messen, ob und wieviel elektrischer Strom durch eine Flüssigkeit fließt. Der Chemiker *Svante Arrhenius* (1859 – 1927) lernte aus solchen Experimenten, dass Salzlösungen **den elektrischen Strom transportieren** und dass dabei aber auch auch Masse transportiert wird. Er schloss daraus, dass es in Salzlösungen elektrische **Ladungen** gibt, die zum jeweils entgegengesetzten Pol wandern, denn elektrisch entgegengesetzt geladene Teilchen oder Pole ziehen einander an (ebenso wie magnetische Pole auch). Die elektrischen Ladungen in Salzlösungen mussten also beweglich sein, und sie mussten auf Teilchen sitzen, die eine Masse haben (anders als in Metallen).

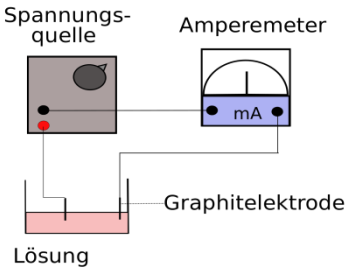


Abb. 1.9: Anordnung zur Prüfung der elektrischen Leitfähigkeit einer Flüssigkeit. Zwei Elektroden bilden in Kontakt mit der Spannungsquelle den Plus- und Minuspol. Ein„Ampéremeter“misst, ob und wieviel elektrischer Strom dabei durch die Lösung fließt. (Bildquelle: Von Sundance Raphael 14:12, 19. Nov. 2006 (CET) - "own work", https://de.wikibooks.org/w/index.php?curid=34762)

Diese „wandernden“, elektrisch geladenen Teilchen nannte er **Ionen** (von griech. ιόν *ión*, das Gehende, Wandernde). Er hatte entdeckt, dass elektrischer Strom in bestimmten Lösungen durch **Ionen** transportiert wird. Diese sind in Salzlösungen enthalten, nicht aber in reinem Wasser oder Lösungen z.B. von Zucker und Harnstoff in Wasser:

wässrige Lösung von	Reines Wasser	NaCl	KCl	Harnstoff	Zucker
Leitfähigkeit	sehr gering	hoch	hoch	sehr gering	sehr gering
mögliche Werte bei 3V	0,03 mA	1500mA	1400mA	0,03 mA	0,03 mA

Tabelle: Messergebnisse der Leitfähigkeit von wässrigen Lösungen

Lösungen von Salzen, Säuren und Laugen leiten den Strom. Reines Wasser, Zucker, Harnstoff, reiner Alkohol und ähnliche Verbindungen leiten ihn nicht – sie enthalten keine elektrisch geladenen Teilchen – keine Ionen.

Als **Elektrolyte**oder auch **Leiter 2. Ordnung**bezeichnet man die Verbindungen, die den elektrischen Strom bei gleichzeitigem Transport von Masse leiten können und sich dabei chemisch zersetzen (Metalle können den Strom ohne Materietransport oder Zersetzungserscheinungen leiten – sie sind Leiter 1. Ordnung). Leiter 1. Klasse im Kontakt mit einem Elektrolyten heißen Elektroden. An ihren Grenzflächen treten die Zersetzungsreaktionen auf, insbesondere wenn Strom fließt. Elektrolyte sind für den Wasserhaushalt in unserem Körper lebenswichtig, denn ein Mangel an Elektrolyten führt, oft zusammen mit Flüssigkeitsmangel, schnell zu manchmal lebensbedrohlichen Hitzeschäden.
Die elektrischen Ladungen (Elektronen) gelangen in Elektrolyten vom Minuspol zum Pluspol, weil Salze beim Lösen in geladene Teilchen zerfallen. So z.B. das Kochsalz: $\mathbf{NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-}$.
Diesen **Zerfall in Ionen** (elektrisch geladene Teilchen) nennt man **Dissoziation**. Die geladenen Teilchen transportieren dann die Ladungen des elektrischen Stroms von der einen Elektrode zur anderen. Sie „tragen"die Elektronen(sozusagen wie ein Wanderer seinen Rucksack). Und je mehr Salz die Lösung enthält, desto höher ist ihre Leitfähigkeit, da ja auch mehr Ionen in der Lösung vorhanden sind: Leitungswasser leitet den elektrischen Strom ein wenig, da in ihm winzige Mengen von Mineralsalzen enthalten sind, konzentrierte Kochsalzlösungen leiten ihn gut. Zucker und Harnstoff sind keine Salze, deshalb erhöhen sie die Leitfähigkeit des Wassers nicht.
Salzkristalle sind Feststoffe. Sie enthalten mehr Ionen als gleichgroße Mengen von Salzlösungen. Doch die Messung der Leitfähigkeit von festen Salzen zeigt: Feste Salze leiten den elektrischen Strom nicht, es sei denn, man schmilzt sie. Nur in der Lösung sowie in geschmolzener Form sind die Ionen frei beweglich und können Ladungen transportieren, im Feststoff nicht (Das heißt also nicht, dass im Feststoff keine Ionen vorhanden sind, doch sie sind hierin nur nicht beweglich).
Ionen mit positiver Ladung werden **Kationen** genannt, Ionen mit negativer Ladung **Anionen** (das kann man sich merken, wenn man daran denkt, dass das Wort Kationen im Buchstaben **t** ein **+** enthält, und das Wort Anionen im **A** ein **-**). Die Kationen wandern zum Minuspol, er wird **Kathode** genannt.
Die Anionen wandern zum Pluspol, der **Anode**. Das zeigt der folgende Versuch:

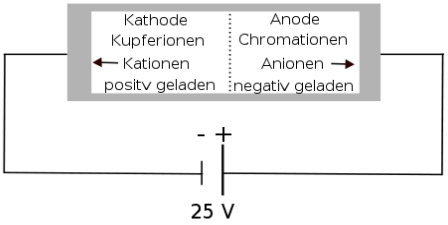


Abb.1.10: Versuchsaufbau zum Nachweis der Ionenwanderung in Salzlösungen: An eine Probe aus Kupfer(II)-sulfat $CuSO_4$ und Kaliumdichromat $K_2Cr_2O_7$ wird Gleichspannung angelegt: Die positiv geladenen, blauen Kupfer(II)-Ionen Cou^{2+} wandern zur Kathode (dem Minuspol), die organgenen Chromat-Anionen CrO_4^{2-} zur Anode. (Abb. gemeinfrei)

Ein mit Natriumchloridlösung getränktes Filterpapier wird an den Enden mit einem gefaltetem Kupferblech und einer Krokodilklemme an die Gleichspannungsquelle angeschlossen. Auf die Filterpapiermitte werden Kupfer(II)-sulfat- und Kaliumdichromat-Kristalle gelegt. Unter dem Einfluss des elektrischen Feldes sieht man nach einiger Zeit zum Pluspol hin eine orange Färbung entstehen, zum Minuspol eine blaue. Das bedeutet: Unter dem Einfluss des elektrischen Feldes wandern die positiv geladenen (Kationen), die blauen Kupferionen zum Minuspol (Kathode), die negativ geladenen, gelborangenen Dichromationen (Anionen) zum Pluspol (Anode). Statt des krebsregenden Salzes Kaliumdichromat sollte zur Vorführung dieses Unterrichtsversuches besser Kaliumpermanganat $KMnO_4$ eingesetzt werden. In diesem Salz ist das Anion MnO_4^- farbig. Man sieht dann, wie die Ionen wandern (Die Alkalimetall-Kationen sind allerdings farblos, vgl. Tabelle):

Tabelle: Wanderung von Ionen
Minuspol ⊖←• Kation Na^+ Anion Cl^-•→⊕ Pluspol
Minuspol ⊖←• Kation Cu^{2+}(hellblau) Anion $Cr_2O_7^{2-}$(orange)•→⊕ Pluspol
Minuspol ⊖←• Kation K^+Anion MnO_4^2(lila)•→⊕ Pluspol

Salze bestehen also aus **Kationen** und **Anionen**. Ein Versuch mit einer Lösung von Kupferchlorid $CuCl_2$ zeigt,was mit den Ionen an den Elektroden geschieht: An der Kathode (dem Minuspol) bildet sich ein rotglänzender Kupferbelag, die Cu^{2+}-Ionen nehmen dort Elektronen auf und werden entladen: $\mathbf{Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu}$. An der Anode entladen sich Chlorid-Ionen Cl^-, sie geben e^- an den Pluspol ab und werden zu Chlorgas-Molekülen: $\mathbf{2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-}$. Doch wie sind die Ionen eines Salzes entstanden?

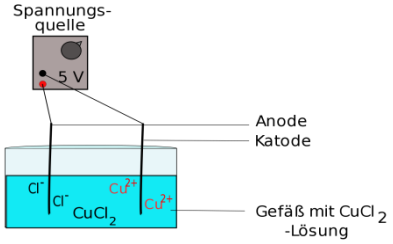


Abb. 1.11: Elektrolyse einer $CuCl_2$-Lösung

1.2.2 Wie Ionen und ihre Verbindungen entstehen

Salze (ionische Verbindungen) entstehen immer, wenn Metalle mit Nichtmetallen reagieren. Die Metallatome bilden dann mit den Nichtmetallatomen z.B. von Schwefel, Sauerstoff oder Chlor Atomverbände, die Kristalle ausbilden und den Salzen ihre typischen Stoffeigenschaften verleihen: brüchig (spröde, nicht verformbar), sehr hohe Schmelztemperaturen und keine elektrische Leitfähigkeit außer in Schmelze oder Lösung.
Was also passiert während der Reaktion mit den Atomen?

Abb. 1.12: Links zwei Silbermünzen. Die Münze rechts, das rund 100 Jahre alte 5-Reichsmarkstück „Eichbaum“, hat mit Schwefel aus der Umgebung reagiert und sich mit ihm zu schwarzem Eisensulfid verbunden. Rechts ein Stück Kupferblech, das im Reagenzglas mit Schwefel erhitzt wird – die Stoffe verbinden sich zu Kupfersulfid. Beide Sulfide sind ionische Verbindungen und kommen in der Natur als Mineralien vor. (Eig. Fotos)

Ein Eisen-Schwefelpulver-Gemisch kann mit Hilfe eines Magneten aufgetrennt werden – oder auch mit Hilfe von Wasser, da Eisenpulver in Wasser absinkt, während das unmagnetische, nicht benetzbare Schwefelpulver über dem Wasser schwimmt. Beide Stoffe sind im Gemisch mitsamt ihren Stoffeigenschaften erhalten geblieben; es fand keine chemische Reaktion statt.
Wenn man das Stoffgemisch jedoch anzündet, dann glüht es auf und bildet einen neuen, schwarzen Feststoff – das Eisensulfid. Ein neuer, salzartiger Feststoff ist entstanden:

Eisen + Schwefel → Eisensulfid

oder in Formelschreibweise: **Cu + S → CuS**

Ähnlich reagiert auch Kupfer mit Schwefel, wenn man das Stoffgemisch erhitzt: Unter Aufglühen entsteht auch hier ein neuer Feststoff, schwarzblaues Kupfersulfid:

Kupfer + Schwefel → Kupfersulfid

oder in Formelschreibweise: **Fe + S →FeS**

Abb. 1.13: Eisen Fe (links) und Schwefel S (Mitte) bilden schwarzes Eisensulfid FeS (rechts, eig. Foto)

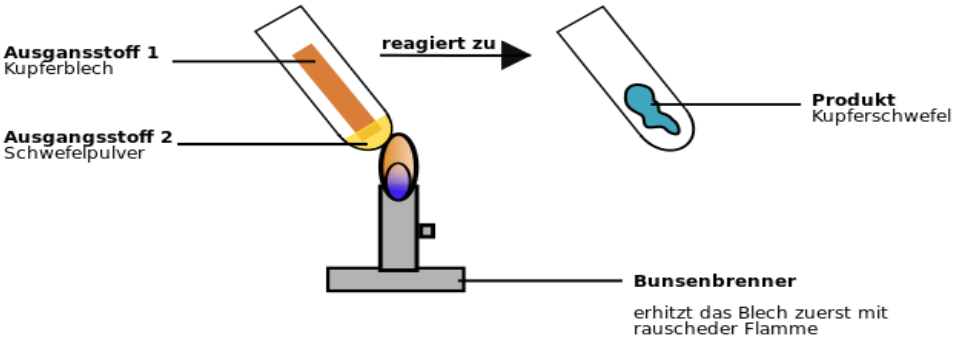


Abb. 1.14: Stoffvereinigung von Kupfer und Schwefel zu Kupfersulfid (Abb. gemeinfrei)

Bei einer solchen chemischen Reaktion entsteht immer mindestens ein neuer Stoff, das Reaktionsprodukt. Die Stoffumwandlung wird oft in einem **Reaktionsschema** geschrieben:

Ausgangsstoff(e) → Produkt(e).

Ähnlich verläuft die Reaktion zwischen dem brennbaren Leichtmetall Natrium und dem grünen Giftgas Chlor zu Natriumchlorid: In Chlorgas entzündet reagiert das Alkalimetall zu einem weißen Produkt. Diese Reaktion verläuft sogar sehr heftig – wie alle Reaktionen zwischen Alkalimetallen und Halogenen zu Alkalihalogeniden:

Die **Elemente der 1. Hauptgruppe** sind sehr reaktionsfreudige Metalle. Alle Metalle leiten Strom und Wärme, glänzen und sind verformbar. **Alkalimetalle** weisen zudem recht niedrige Schmelzpunkte auf und eine Dichte von unter 1 g/cm³. Alkalimetalle sind brennbar, reagieren mit Wasser zu alkalischen Lösungen (Laugen) und zu Wasserstoffgas. Mit Säuren bilden sie Salze und Wasser. Alkalimetall-Salze färben die Flamme (Abb. 1.15).

Abb. 1.15: Feuerwerk – das Alkalimetall Kalium z.B. in Kaliumchlorid oder Salpeter färbt Flammen rotviolett, Kochsalz färbt sie gelborange(Eig. Foto)

Die **Elemente der 7. Hauptgruppe** sind sehr reaktionsfreudige Nichtmetalle, ins Besondere das Fluorgas. Es kann auch ohne Zündvorgänge unter Feuererscheinung reagieren. **Halogene** sind farbig und reagieren mit Metallen zu Salzen (Namensherkunft „Salzbildner“) und mit Wasserstoff zu Halogenwasserstoffen (das sind ätzende, gasförmige Säuren).

Der Grund für diese außerordentlich große Reaktionsfähigkeit liegt im Aufbau der Atome (der Stellung der Elemente im Periodensystem): Mit steigender Ordnungszahl wird die Atomhülle um jeweils ein Elektron aufgefüllt. Bei jeweils acht Elektronen (beim Heliumatom sogar schon bei zwei Elektronen) ist in der Atomhülle je eine Schale voll – ein Edelgasatom liegt vor (Abb. 1.16).

Deshalb beginnt bei jedem Alkalimetall eine neue Periode, und das Alkalimetallatom hat jeweils nur ein einzelnes Elektron auf seiner äußersten Schale (Abb. 1.16). Da ihm nun eine negative Ladung fehlt, wirkt eine der positiven Ladungen im Atomkern nach außen – das Atom ist **elektrisch positiv geladen** (Symbol: **Na^+**). Das Chloratom hingegen hat nun eine negative Ladung zuviel (ein Elektron) – es ist zum **negativ** geladenen **Chloridion Cl^-** geworden (Abb. 1.17+18).

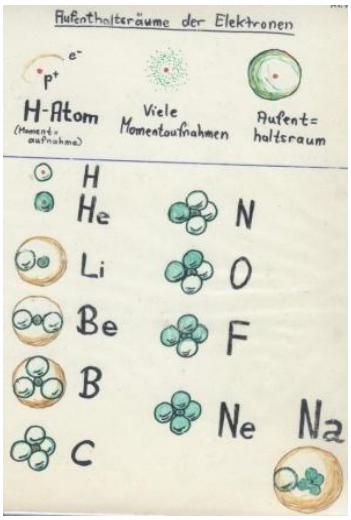
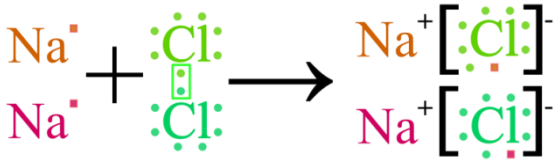
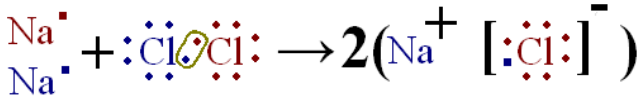


Abb. 1.16: Schrittweise Auffüllung der Atomhülle mit Elektronen – hier im Kugelwolkenmodell dargestellt: Die mit zwei Elektronen gefüllten Kugelwolken sind graugrün dargestellt, und bei vier vollen Wolken (acht Außenelektronen) ist die jeweilige „Schale“ in der Atomhülle voll (Edelgaskonfiguration, eig. Werk).

Die Außenelektronen werden symbolisch in Formeln als Punkte dargestellt, und die Chloratome liegen vor der Reaktion paarweise miteinander verbunden in Form von Cl_2-Molekülen vor. Wenn man das darstellen will, dann schreibt man diesen Vorgang so:



Oder auch zusammenfassend:



bzw.: $Na^0 + Na^0 + Cl\text{-}Cl \rightarrow 2\ Na^+Cl^-$

oder: $2\ Na^0 + Cl_2 \rightarrow 2\ Na^+Cl^-$

Das Natriumatom gibt also ein Elektron ab (eine Elektronenabgabe wird**Oxidation** genannt):

$$\mathbf{Na \rightarrow Na^{+} + e^{-}}$$

Das Chloratom nimmt ein Elektron auf (Elektronenaufnahme oder**Reduktion**) – ein Austausch von Elektronen (genannt: **Redoxreaktion**):

$$\mathbf{Cl + e^{-} \rightarrow Cl^{-}}$$

Zusammengefasst ergibt sich:

$$\mathbf{Na + Cl \rightarrow Na^{+} + Cl^{-}}$$

bzw.:

$$2Na^{0} + Cl_2 \rightarrow 2NaCl$$

$$2(Na^{0} - e^{-} \rightarrow Na^{+})$$

$$Cl_2 + 2e^{-} \rightarrow 2Cl^{-}$$

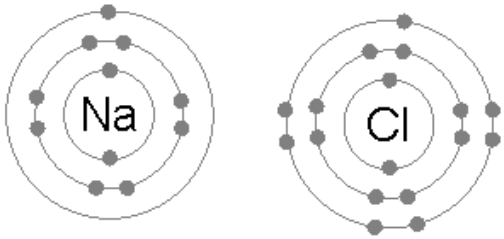
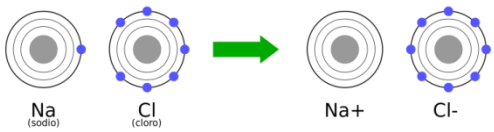


Abb. 1.17: Ein Natrium- und ein Chloratom im *Bohr*'schen Atommodell. Das Natriumatom gibt sein einzelnes Außenelektron bei einer Reaktion mit Chlorgas ab – das Chloratom nimmt es in seine Außenschale auf (Bildquelle: Von Tra at the English Wikipedia, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=5114568)



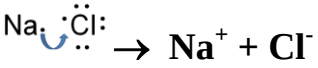


Abb. 1.18: Bei der Reaktion von Natrium mit Chlor entstehen aus den Atomen elektrisch geladene Teilchen: Das Na^{+}-Ion (kein Außenelektron, in der Atomhülle wie ein Neonatom aufgebaut) und das Chlorid-Ion Cl^{-} (nun mit acht Außenelektronen, ebenfalls wie Ne (Abb. gemeinfrei).

Das verläuft in fünf Einzelschritten:

(1) Das Natriummetall muss verdampfen und Einzelatome bilden (**Sublimation** durch Energiezufuhr, Abb. 1.19 oben links),
(2) die Chlorgasmoleküke müssen in Einzelatome zerlegt werden (**Dissoziation** in Einzelatome durch Energiezufuhr, Abb. 1.19 unten links),
(3) sie müssen Elektronen aufnehmen (**Reduktion** bzw. „Elektronenaffinität", Freisetzung von Energie),
(4) die Natriumatome müssen sie dazu abgeben (Ionisierung, **Oxidation**),
(5) die entstandenen Ionen vereinigen sich zur ionischen, also kristallinen Verbindung NaCl (**Bildung des Ionenkristalls** unter Freisetzung der so genannten Gitterenergie, Symbol ΔE_{Gitter} unten rechts):

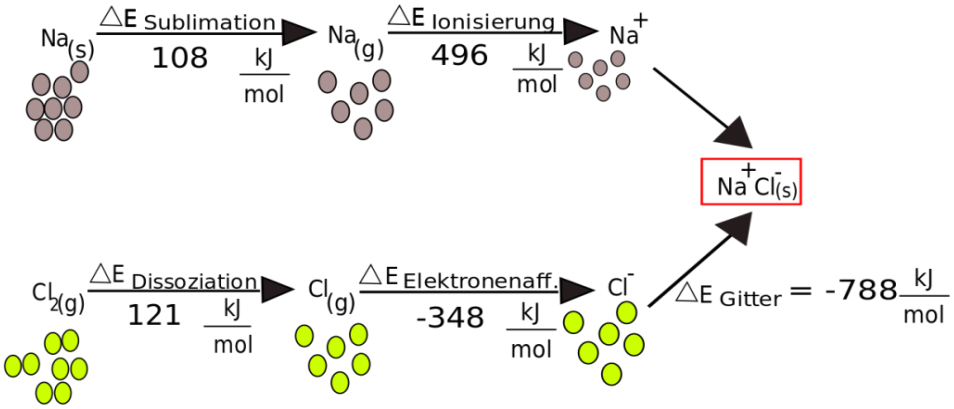


Abb. 1.19: Einzelschritte und deren Energiebeträge bei der Bildung von NaCl aus den Elementen
(Bildquelle: Von Sundance Raphael 21:10, 23. Nov. 2006 (CET) - "own work", https://de.wikibooks.org/w/index.php?curid=34969)

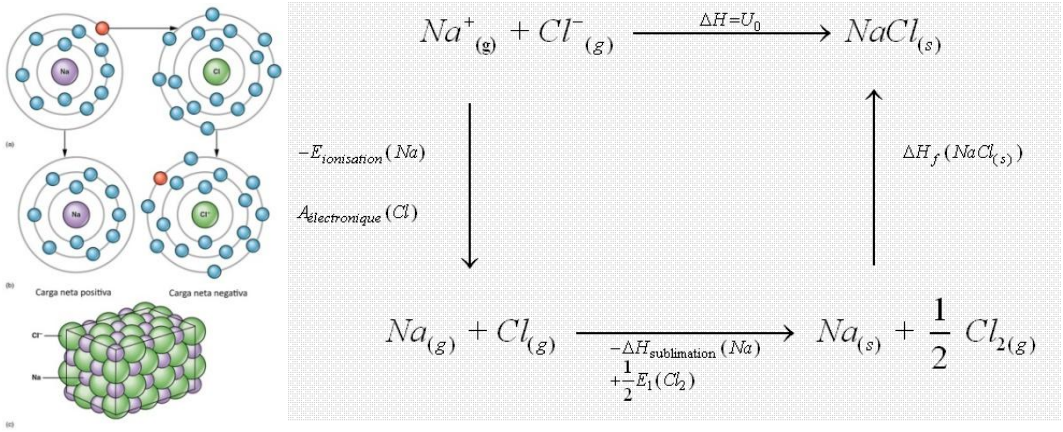


Abb. 1.20: Links Darstellung der Bildung des Kristalles aus Na^+- und Cl^- -Ionen, rechts die energetischen Einzelschritte der Reaktion: Nach der Aufspaltung der Chlormoleküle und dem Verdampfen des Natriummetalls (links unten) werden die Atome zu den Ionen Na^+ und Cl^- (links oben) und es entsteht der Ionenkristall NaCl (rechts oben), (Bildquelle links: Von OpenStax Collegede la traducción Lorito987 - Commons File:207 Ionic Bonding-01.jpg, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=98197014, rechts gemeinfrei)

Die beiden Stoffgruppen, zu denen die beiden Elemente Natrium und Chlor gehören, sind die Alkalimetalle und die Halogene. Doch es gibt auch andere Gruppen von Metallen und Nichtmetallen, die ebenfalls so miteinander reagieren, dass Ionen und salzartige Verbindungen entstehen, z.B. in der 3. und 6. Hautgruppe. Und auch hier werden Elektronen ausgetauscht. Doch auf Grund unterschiedlicher Anzahlen von Außenelektronen entstehen auch Ionen z.B. mit zwei-, drei- oder vierfacher Ladung. Und zur Bildung der neutralen, kristallinen Atomverbände sind dann mehrere Metall- und Nichtmetallatome erforderlich. Ionische Verbindungen entstehen also nicht immer nur im Teilchenzahlen- oder Stoffmengenverhältnis 1 : 1 wie beim Natriumchlorid NaCl und den anderen Alkalihalogeniden.

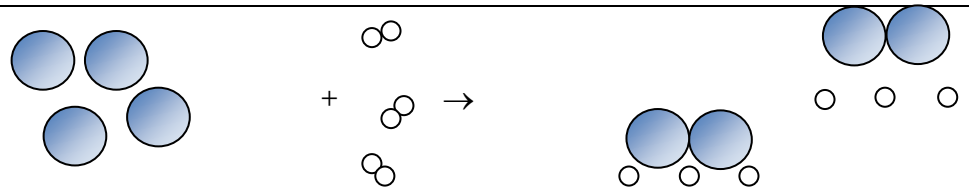
Hierzu ein Beispiel:Aluminium ist ein Metall aus der 3. Hauptgruppe des Periodensystems. Ein Aluminiumatom weist drei Außenelektronen pro Atom auf. Das Metall hat daher die Fähigkeit, alle drei Außenelektronen seiner Atome auf andere Teilchen zu übertragen. Das geschieht, wenn man z.B. Aluminiumpulver in Sauerstoffgas oder an Luft verbrennt. Sauerstoffatome jedoch können durch Aufnahme von zwei negativen, elektrischen Ladungen zu Oxid-Anionen werden (acht Außenelektronen!). Wenn diese beiden Vorgänge mehrmals ablaufen, dann kann sich der elektrisch neutrale Atom- bzw. Ionenverband der Verbindung aus diesen beiden Elementen bilden:

Elektronenabgabe (**Ox**idation):	$\mathbf{Al \rightarrow Al^{3+} + 3\,e^-}$ (●2)	= Bildung des Ions $\mathbf{Al^{3+}}$
Elektronenaufnahme (**Red**uktion):	$\mathbf{O + 2\,e^- \rightarrow O^{2-}}$ (●3)	= Bildung des Ions $\mathbf{O^{2-}}$
Elektronenaustausch (Redoxreaktion):	$\mathbf{2\,Al + 3\,O + 6\,e^- \rightarrow Al_2O_3 + 6\,e^-}$	
- gekürzt:	$\mathbf{2\,Al + 3\,O \rightarrow Al_2O_3}$	

Unter Berücksichtigung der O_2-Moleküle (O-Atome kommen im Gas nur in Zweier-Atomverbänden vor) ergibt sich die Reaktionsgleichung durch Verdoppelung:

Redox-Reaktionsgleichung: $\mathbf{4\,Al + 3\,O_2 \rightarrow 2\,Al_2O_3}$

Rechnerisch ergibt sich:



4 Aluminium-Atome und 3 Sauerstoffmoleküle bilden zwei Atomverbände Aluminiumoxid, jeder dieser zwei Verbände besteht rechnerisch aus
2 Al^{3+}-Kationen und 3 O^{2-} - Anionen (Atomzahlen- / Stoffmengen-Verhältnis n(Al) : n(O) = 2 : 3)

Abb. 1.21: Vorgänge bei der Verbrennung auf der Teilchenebene (Eig. Werk)

Ähnlich lassen sich ionische Verbindungen wie z.B. Magnesiumiodid MgI_2 (aus Mg^{2+} und 2 I^- -Ionen), Blei(II)-iodid PbI_2 (aus Pb^{2+} und 2 I-Ionen) und Silber(I)-halogenide (aus Ag^+ und Cl^-, Br^- und I^-) aus den Elementen oder auch durch einfaches Zusammengießen von Salzlösungen im Reagenzglas herstellen:

Versuchsvorschrift zur Herstellung ionischer Verbindungen

Herstellung von Magnesiumiodid: Erhitzen Sie eine Spatelspitze Magnesiumpulver zusammen mit einem Körnchen Iod unter dem Abzug zunächst leicht, nach Entstehen des Ioddampfes kräftiger und lösen Sie das Reaktionsprodukt (weiße Salzkruste) nach dem Erkalten in Wasser.

Herstellung von Magnesiumiodid oder Zink(II)-iodid unter Mitwirkung von Wasser: Mischen Sie ca. 5 g Magnesium (alternativ Zink) mit ca. 3 g Iod (I_2) vorsichtig. Bringen Sie dann das fertige Gemisch auf ein Uhrgläschen und benetzen Sie es unter dem Abzug vorsichtig mit wenigen Tropfen Wasser aus der Spritzflasche (Alternativ kann der Versuch im Reagenzglas durchgeführt werden. Dann kann nach Reaktionsende deutlich mehr Wasser zugefügt werden, in dem sich das Salz löst. Das Wasser wird ab dekantiert und anschließend eingedampft. Sie beobachten eine heftige Reaktion, Bildung eines hellen Feststoffs, violette Ioddämpfe, Der Feststoff löst sich in Wasser. Nach dem Eindampfen der Lösung ist er am Reagenzglasboden sichtbar: Es ist das Salz Magnesiumiodid MgI_2 bzw. Zink(II)-iodid ZnI_2 entstanden. Bei der Reaktion hat ein Magnesiumatom Elektronen an 2 Iodatome abgegeben).

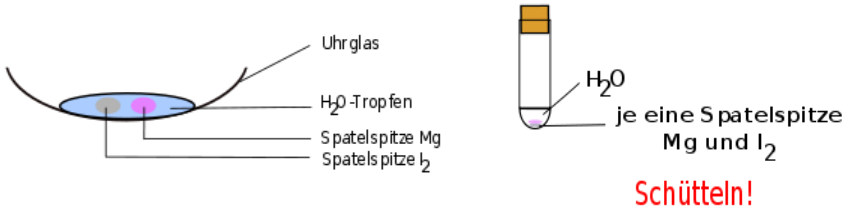


Abb. 1.22: Reaktion von Mg mit I_2 unter Wassereinwirkung (Abb. gemeinfrei)

Herstellung von Blei-II-iodid aus Elementen: Erhitzen Sie einige Körnchen Blei wie in Schritt Nr. 3 mit einem Iodkörnchen zusammen zunächst vorsichtig, schließlich kräftig. Versuchen Sie anschließend, das erkaltete Reaktionsprodukt in etwas Wasser zu lösen.

Herstellung von Blei-II-iodid aus Ionen (Salzlösungen): Geben Sie jeweils einige Tropfen Kaliumiodidlösung- und Blei-II-salzlösung in einem Reagenzglas zusammen, filtrieren Sie das entstandene Produkt und vergleichen Sie es mit dem vorausgegangenen Versuch.

Herstellung von Silberhalogeniden aus Ionen (Salzlösungen): Stellen Sie drei Reagenzgläser bereit. Geben Sie in das erste Reagenzglas etwa 0,5 mL NaCl-, HCl- oder KCl-Lösung, in das zweite 0,5 mL KBr- oder NaBr-Lösung, in das dritte 0,5 mL KI- oder NaI-Lösung. Geben Sie mit einer Tropfpipette nun in jedes der drei Reagenzgläser jeweils mehrere Tropfen Silbernitratlösung ($AgNO_3$-Lösung).

Herstellung von Kupfersulfid im Reagenzglas: Geben Sie 3 Spatel Schwefelpulver und ein etwa 1 x 1 cm großes Stück Kupferblech in ein Reagenzglas. Spannen Sie das Glas in einen Reagenzglashalter und erhitzen Sie es unter dem Abzug in der Brennerflamme, so dass der Schwefel schmilzt und verdampft. Untersuchen Sie dasw Reaktionsprodukt nach dem Erkalten auf seine Verformbarkeit und Wasserlöslichkeit (Das Reagenzglas dazu nochmals erhitzen, um den restlichen, klebrigen Schwefel zu verdampfen oder zu verbrennen und das Glas dann rasch über einer Porzellanschale umkehren, damit das schwarze Produkt herausfallen kann).

Bei diesen Versuchen entstehen die Salze auf zweierlei Weise:

a) Bei der Stoffvereinigung von Metall und Nichtmetall geben die Metallatome jeweils Elektronen ab:

$$Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\,e^- \quad Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\,e^- \quad Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2\,e^-$$

Die Nichtmetalle Schwefel und Iod nehmen sie auf:

$$I_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,I^- \quad S + 2\,e^- \rightarrow S^{2-}$$

b) Beim Zusammengießen der Salzlösungen bilden die Metallkationen von Blei und Silber jeweils mit den Anionen der Halogene unlösliche Ionenverbindungen, die als gelbe und weiße Niederschläge ausfallen (das sind neu entstandene, ungelöste Feststoffe, sie setzen sich als Bodensatz ab oder können abfiltriert werden):

$$Pb^{2+} + 2\,I^- \rightarrow PbI_2 \quad Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$$

Abb. 1.23: Kupfer und Schwefel im Reagenzglas beim Erhitzen und rechts nach Abklingen der Reaktion und Abkühlen der Produkte (Eig. Fotos).

1.2.3 Formeln für Salze und andere, einfache Verbindungen: Es geht um Atomzahlenverhältnisse/Ionenladungen

Chemische Formeln sind einfach. Es gibt zwei Arten, Summenformeln und Strukturformeln:

•**Summenformeln** zeigen die Zusammensetzung von Verbindungen an,

•**Strukturformeln** den Aufbau ihrer Moleküle.

Summenformeln bestehen nur aus **Elementsymbolen** und **Zahlen**:

•Chemisch unzerlegbare Reinstoffe (Elemente) und deren kleinste Teilchen (Atome) werden mit **Elementsymbole**n abgekürzt.

Beispiel:

Die international festgelegten Symbole der zwölf wichtigsten chemischen Elemente (je 6 Metalle und Nichtmetalle; Metalle kursiv) sind z.B.:

Wasserstoff	H	Kohlenstoff	C	Sauerstoff	O	Stickstoff	N
Chlor	Cl	Schwefel	S	*Eisen*	*Fe*	*Aluminium*	*Al*
Kupfer	*Cu*	*Magnesium*	*Mg*	*Silber*	*Ag*	*Natrium*	*Na*

•**Stoffmengen- bzw. Atomzahlenverhältnisse** in den Atomverbänden ihrer Verbindungen werden in Form kleiner Zahlen hinter die Symbole der Elemente gesetzt (Die Ziffer 1 lässt man weg).

Die Stoffmengenverhältnisse können aus den Masseverhältnissen berechnet werden, wenn man weiß, welche Masse jeweils ein Mol eines Stoffes auf die Waage bringt (die so genannte „Molare Masse *M*“).

Aus z.B. 4 g Kupfer- und 1 g Schwefelpulver werden 5 g Kupfer(I)-sulfid hergestellt.
Das Massen-Verhältnis ist: ***m*(Cu) : *m*(S) = 4 : 1**

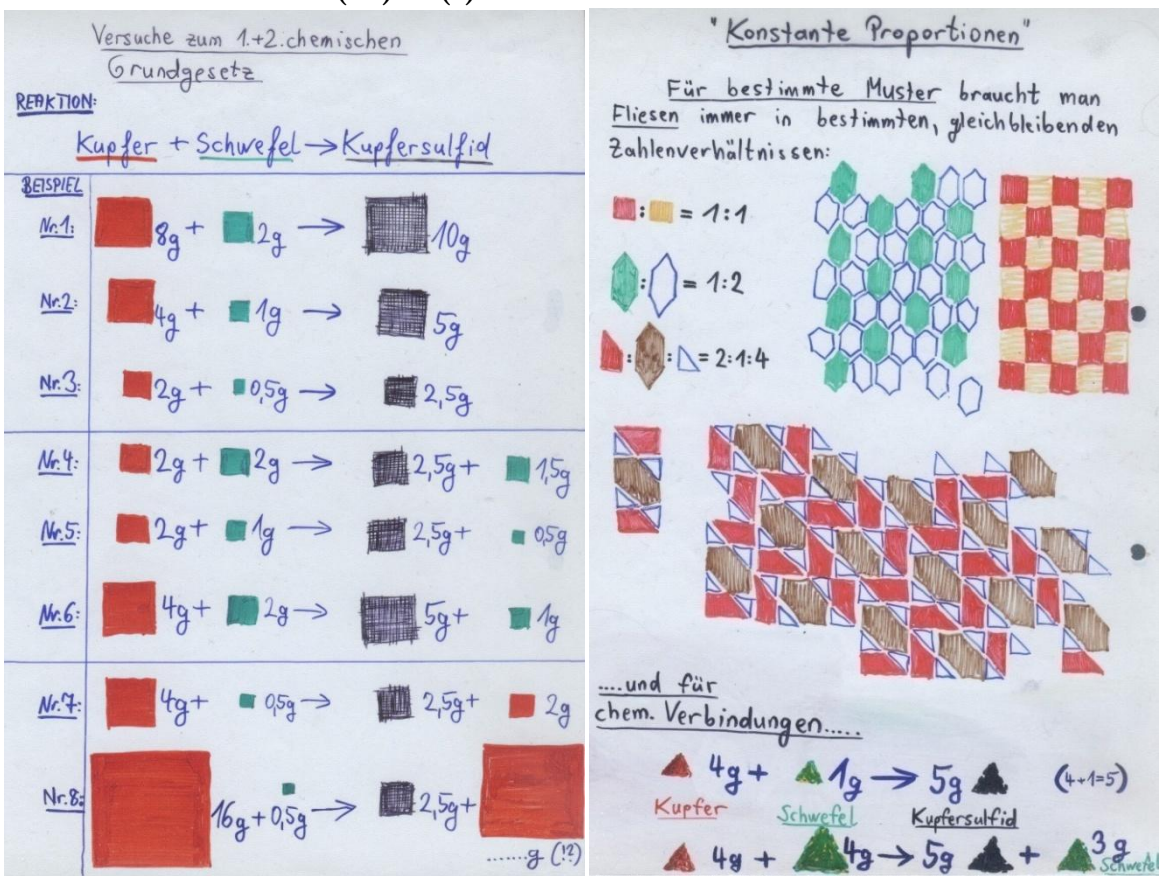


Abb. 1.24: Kupfer und Schwefel verbinden sich im Kupfer(I)-sulfid immer im Massenverhältnis 4 : 1 (links). Verbindungen entstehen in Massenverhältnissen so, wie Kachelmuster in bestimmten Verhältnissen der Anzahl von Fliesen miteinander entstehen (rechts, eig. Werke).

Die Berechnung der **Stoffmenge** $\boldsymbol{n}$ aus der **Masse** $\boldsymbol{m}$ erfolgt mit Hilfe der Molaren Masse $\boldsymbol{M = m/n}$ (ähnlich der Berechnung des Volumens V aus der Masse m mit Hilfe der Dichte $\rho = m/V$):

1) Aus $M = m/n$ folgt $\boldsymbol{n = m/M}$ (wie auch aus $\rho = m/V$ die Gleichung $V = m/\rho$ folgt).

2) Aus M(S) = 32 g/mol und M(Cu) = 64 g/mol berechnet man mit der Gleichung $n = m/M$

a) die Stoffmengen von Cu und S in 5 g Cu_2S (hergestellt aus 4 g Cu und 1 g S):

$n(Cu) = \frac{m(Cu)}{M(Cu)} = \frac{4g}{64\frac{g}{mol}} = 0{,}0625\,mol$ und: $n(S) = \frac{m(S)}{M(S)} = \frac{1g}{32g} = 0{,}03125\,mol$ und

b) damit dann das Atomzahlverhältnis bzw. das Verhältnis der Stoffmengen n(Cu) und n(S) in den 5 g Cu_2S (hergestellt aus 4 g Cu und 1 g S):

$$\frac{n(Cu)}{n(S)} = \frac{0{,}625\,mol}{0{,}03125\,mol} = \frac{2}{1}$$

Das Stoffmengen- bzw. Atomzahlverhältnis in Kupfer(I)-sulfid ist also $\boldsymbol{n}$**(Cu) : $\boldsymbol{n}$(S) =2 : 1**.
Die entsprechend dem Stoffmengen- bzw. Atomzahlen-Verhältnis erstellte Formel ist also: **Cu_2S**.
Die (Summen-)Formel einer Verbindung gibt also an, aus welchen Elementen und in welchem Stoffmengenverhältnis sie besteht. Sie gibt ebenso an, aus welchen Atomsorten ihre Atomverbände bestehen – und deren Atomzahlverhältnisse.Hierzu einige Beispiele:

Kupfer und Schwefel verbinden sich zu schwarzblauem **Kupfer(I)-sulfid** immer im Masseverhältnis m (Kupfer) : m(Schwefel) = 4 : 1, im Kupfer(II)-sulfid im Masseverhältnis m (Kupfer) : m(Schwefel) = 2 : 1. In Kupfer(I)-sulfid sind daher doppelt so viel Kupferatome enthalten wie in einer gleichgroßen Stoffmenge **Kupfer(II)-sulfid** – die Formeln sind **Cu_2S** für Kupfer(I)-sulfid (vgl. oben) und **CuS** für Kupfer(II)-sulfid. Die Stoffmengen- bzw. Atomzahlenverhältnisse in den Atomverbänden sind 2 : 1 (im Cu_2S) und 1 : 1 (im CuS). Die Atomverbände im Kupfer(I)-sulfid Cu_2S bestehen also jeweils aus drei Atomen, im Kupfer(II)-sulfid CuS aus zwei Atomen.

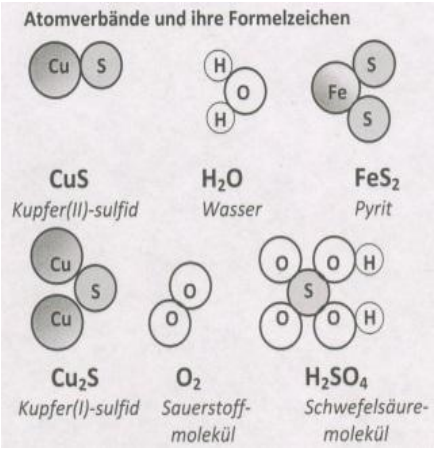


Abb. 1.25: Atomverbände und ihre Formelzeichen (Eig. Abb.)

Im **Eisen(II)-sulfid** binden vier Gramm Schwefel 7 g Eisen, da das Masseverhältnis hier m (Fe) : m(S) = 7 : 4 beträgt. 7 g Eisen enthalten also ebensoviel Teilchen wie 8 g Kupfer und 4 g Schwefel. Diese 4 g Schwefel S, 16 g Kupfer Cu und 7 g Eisen Fe sind also jeweils gleichgroße Stoffmengen n.
Im Eisen(II)-sulfid sind daher wie im Kupfer(II)-sulfid gleichviel Metall- und Schwefelatome:
n(Metall) : n(Schwefel) = 1 : 1.
Die Formel von Eisen(II)-sulfid ist also Fe_1S_1 bzw. **FeS** (da die Atomzahl 1 ja nicht ausgeschrieben wird).

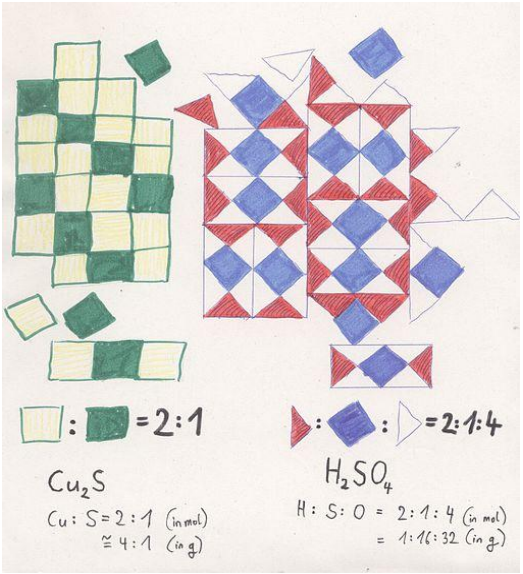


Abb. 1.26: Stoffmengenverhältnisse im Kupfer(I)-Sulfid Cu_2S und in der Wasserstoff-Schwefel-Sauerstoff-Verbindung Schwefelsäure H_2SO_4, als Kachelmuster dargestellt (Eig. Abb.)

Wasser hat als Wasserstoff-Sauerstoff-Verbindung die Formel **H_2O**, weil es aus Wasserstoff H und Sauerstoff O im Stoffmengenverhältnis **$\boldsymbol{n}$(H) : $\boldsymbol{n}$(O) = 2 : 1** zusammengesetzt ist. Ein Wassermolekül besteht also aus 2 H-Atomen und 1 O-Atom.

Schwefelsäure hat die Formel **H_2SO_4**. Das Schwefelsäuremolekül besteht also aus sieben Atomen: einem Schwefel-, vier Sauerstoff- und zwei Wasserstoff-Atomen.
So kommt man auf **Formeln** und auf die **Zusammensetzung der Atomverbände**, die in den Formeln wiedergegeben wird.

Im Vergleich der Stoffmengen im Kupfer (II)-sulfid und Eisen (II)-sulfid zeigte sich, dass 4 g Schwefel, 7 g Eisen und 8 g Kupfer gleichgroße Stoffportionen sind. Sie enthalten gleich viele Teilchen (Da es drei Elemente sind, heißen sie Atome). Die Formeln dieser beiden Verbindungen sind also CuS und FeS – die Stoffmengen- und Atomzahlenverhältnisse sind ja jeweils 1 : 1. In einer gleichgroßen Stoffportion Kupfer(I)-sulfid ist eine doppelt so große Stoffmenge bzw. Teilchenzahl an Kupferatomen enthalten (Sie wiegen zusammen 16g), also war die Formel hier Cu_2S. Und in einer gleich großen Stoffmenge Pyrit sind doppelt so viel Schwefelteilchen (8g). Somit hat die Eisen-Schwefel-Verbindung Pyrit die Formel FeS_2.

Bei Elementen, die mit einem, anderen Element mehrere Verbindungen bilden, wird hinter den Namen des Metalls die Ladung des Metall-Ions als römische Ziffer gestellt:

Kupfer(**I**)-sulfid ist die Verbindung aus Cu^{+}- und S^{2-} -Ionen im Verhältnis **2 : 1** – Formel: Cu_2S
Kupfer(**II**)-sulfid ist die Verbindung aus Cu^{2+}- und S^{2-} -Ionen im Verhältnis **1 : 1** – Formel: CuS
Eisen(**II**)-oxid ist die Verbindung aus Fe^{2+}- und O^{2-} -Ionen im Verhältnis **2 : 1** – Formel: FeO
Eisen(**III**)-oxid ist die Verbindung aus Fe^{3+}- und O^{2-} -Ionen im Verhältnis **2 : 3** – Formel: Fe_2O_3

So kommt man vom Namen des Stoffes auf die Formel.

Bei Hauptgruppenelementen wird die Ladung des Metalls meistens nicht angegeben: diese Metalle können immer nur Ionenladungen annehmen, die der **Hauptgruppenzahl** und damit der **Anzahl ihrer Außenelektronen** entsprechen:

Elemente der **1.** Hauptgruppe haben immer die Ionenladung **1+** (Beispiele: Li^{+}, Na^{+}, K^{+}),
Elemente der **2.** Hauptgruppe haben immer die Ionenladung **2+** (Beispiele: Mg^{2+}, Ca^{2+}, Ba^{2+}),
Aluminium als Metall der **3.** Hauptgruppe hat immer die Ionenladung **3+** (Al^{3+}),
Metalle der **4.** Hauptgruppe haben oft die Ladung **4+** (Sn^{4+}, Pb^{4+}; oft aber auch 2+).

Nebengruppen-Metalle haben unterschiedliche Ladungszahlen. Die Ladung ihrer Ionen kann man aus den Formeln berechnen, und zum Aufstellen der Formeln ist es von Vorteil, wenn man die der Bindungspartner kennt, also der Nichtmetall-Anionen. Hier gibt es eine wichtige Regel:

Die **Ladung der Nichtmetallionen** entspricht in ionischen Verbindungen aus nur zwei Elementen immer der Hauptgruppenzahl minus Acht.

Also gilt bei einfachen Salzen (ionischen Verbindungen aus nur zwei Elementen):

Elemente der **6.** Hauptgruppe haben die Ionenladung **2-** (Beispiele: O^{2-}, S^{2-}),
Elemente der **7.** Hauptgruppe haben immer die Ionenladung **1-** (Beispiele: F^{-}, Cl^{-}, Br^{-}, I^{-}),
Elemente der **8.** Hauptgruppe haben die Ionenladung **0** (Edelgase, keine Verbindungen!).

Die **Summe aller Ionenladungen** einer ionischen Verbindung ist immer **Null** – der Salzkristall insgesamt ist ja elektrisch neutral. Da sich die Ladungen ausgleichen, kann man also die unbekannten Ladungen der Nebengruppenmetalle ausrechnen:

Formel: $FeCl_2$	Zwei Cl^{-} -Ionen binden ein Nebengruppen-Ion. Es muss **2+** sein – Eisen(**II**)-chlorid.
Formel: $FeCl_3$	Drei Cl^{-} -Ionen binden ein Nebengruppen-Ion. Es muss **3+** sein – Eisen(**III**)-chlorid.
Formel: FeS	Ein S^{2-} -Ion bindet ein Nebengruppen-Ion. Es muss **2+** sein – Eisen(**II**)-sulfid
Formel: CuO	Ein O^{2-} -Ion bindet ein Nebengruppen-Ion. Es muss **2+** sein – Kupfer(**II**)-oxid
Formel: Cu_2O	Ein O^{2-} -Ion bindet zwei Kupfer-Ionen. Sie müssen 2+ / 2 = **1+** sein Kupfer(**I**)-oxid
Formel: Fe_2O_3	Drei O^{2-} -Ionen binden zwei Fe-Ionen, Ladungen zusammen also 6- . Hier muss Fe 6+ / 2 = **3+** sein – es ist also Eisen(**III**)-oxid (zwei Fe^{3+}, drei O^{2-})
Formel: MnO_2	Zwei O^{2-} -Ionen binden ein Mangan-Ion, Ladungen zusammen also 4- . Hier muss Mn 4+ / 1 = **4+** sein – es ist also Mangan(**IV**)-oxid (ein Mn^{4+}, zwei O^{2-})
Formel: Mn_2O_7	SiebenO^{2-} -Ionen binden zwei Mangan-Ionen, Ladungen zusammen also 14- . Hier muss Mn 14+ / 2 = **7+** sein – es ist also Mangan(**VII**)-oxid (zwei Mn^{7+}, sieben O^{2-})

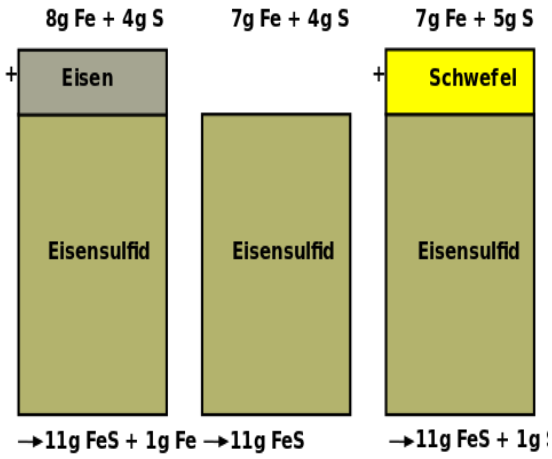
Die ein- oder mehrfache Ladung der Ionen hat Einfluss auf die Masse- und Stoffmengen-Verhältnisse in chemischen Verbindungen insgesamt, denn bei der Bildung der Verbindungen aus Ionen gleichen sich die elektrischen Ladungen zusammen immer auf Null aus. Das gilt sogar für molekulare Verbindungen. Solche Verbindungen entstehen ausschließlich zwischen Nichtmetallen. Sie bestehen aus elektrisch neutralen Atomen. Diese bilden Moleküle. Doch wenn man den Atomen rechnerisch „gedachte" Ionenladungen zurechnet, dann muss auch hier deren Summe in neutralen Atomverbänden Null sein – genau wie in Ionenkristallen.

Deshalb entstehen ionische und molekulare Verbindungen aus den Elementen also immer **in bestimmten, gleich bleibenden Masse-Verhältnissen**. Man kann zum Beispiel Eisen- und Schwefelpulver zwar in beliebigen Verhältnissen mischen, aber wenn sich diese Stoffe chemisch verbinden, weil man das Pulvergemisch aus Eisen (Symbol: Fe) und Schwefel (Symbol. S) entzündet, dann vereinigen sie sich zur Eisen-Schwefel-Verbindung immer nur in einem ganz <u>bestimmten</u> Masse-Verhältnis:

Hierzu nochmals ein Beispiel: Wenn man 8 Gramm Eisenpulver Fe mit 4 Gramm Schwefel S umsetzt, so entstehen 11 g der Verbindung Eisensulfid FeS – ein Gramm Eisen bleibt übrig. Bei der Umsetzung von 7 Gramm Eisen und 5 Gramm Schwefel bleibt ein Gramm gelber Schwefel zurück:

$$7\text{ g Fe} + 4\text{ g S} \rightarrow 11\text{ g FeS}$$
$$8\text{ g Fe} + 4\text{ g S} \rightarrow 11\text{ g Fe S} + 1\text{ g Fe}$$
$$7\text{ g Fe} + 5\text{ g S} \rightarrow 11\text{ g Fe S} + 1\text{ g S}$$

Das schwarze Eisensulfid besteht aus Eisen und Schwefel also im **Massenverhältnis** von $m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 7 : 4$ – bei der Stoffvereinigung überschüssige Anteile bleiben unverbunden übrig.



Elemente bestehen aus nur einer Teilchen-Sorte (Atomen). Wenn zwei Elemente A und B miteinander reagieren (eine Stoffumwandlung vollziehen), dann bilden ihre Teilchensorten A und B Verbände aus diesen beiden Atomsorten, und zwar in ganz bestimmten Zahlenverhältnissen. Verbindungen aus zwei chemischen Elementen A + B enthalten also Atome beider Sorten, z.B. im Zahlenverhältnis 1 : 1 (AB) oder 1 : 2 (AB_2) oder 2 : 1 (A_2B) oder 2 : 3 (A_2B_3) usw.

Im **Atomkern** befinden sich Protonen p^+ (elektrisch positiv geladen) und Neutronen n, in der Atomhülle fast masselose Elektronen e^-.

Die **Anzahl der Elektronen** in der Atomhülle entspricht im neutralen Atom der **Kernladung** (also der Anzahl Protonen im Atomkern).

Nach *Bohr*s Atommodell bewegen sich die Elektronen in bestimmten **Schalen** (auf **Bahnen**). Zwischen ihnen ist leerer Raum, den sie nur überspringen, nicht aber besetzen können („Quantensprung").

Edelgasatome besitzen eine volle, komplett mit Elektronen befüllte **Außenschale** (Acht Außen- bzw. **Valenzelektronen**). Alle anderen Atome streben diesen „Edelgaszustand" an.

Deshalb geben Metallatome Außenelektronern ab und werden zu Kationen, Nichtmetallatome nehmen sie auf und werden zu Anionen. Kationen und Anionen bilden dann ionische Verbindungen. Neben den **Halogeniden** wichtige, ionische Verbindungen sind die **Chalkogenide**. Als Chalkogene bezeichnet man die Elemente der 6. Hauptgruppe im Periodensystem, weil sie kalk-ähnliche Verbindungen bilden („Chalkogen" kommt aus dem Griechischen und heißt Kalkbildner). Die wichtigsten Gruppen hier sind die **Oxide** und die **Sulfide**:

Sauerstoff-Verbindungen heißen **Oxide**. Sie entstehen z.B. bei **Verbrennungen**. Wichtige Metalloxide sind z.B. die beiden **Kupferoxide** (das Mineral Cuprit oder rotes Kupfer(I)-oxid, Dichte 6,1 g/cm³, und das Mineral Tenorit, schwarzes Kupfer(II)-oxid, 6,48 g/cm³) sowie die beiden **Eisenoxide** (Wüstit, schwarzes Eisen(II)-oxid, FeO, 5,7 g/cm³) und rotes Eisen(III)-oxid (das Mineral Hämatit oder „Blutstein", 5,34 g/cm³, Formel: Fe_2O_3).

Abb. 1.27: Kovellin – ein Kupfer-Schwefel-Erz (Abb. mit GNU-Lizenz)

Schwefelverbindungen mit Metallen gehören zur Gruppe der **Sulfide**. Viele Sulfide kommen in der Natur in Form von Erzen und Mineralien vor. Das Mineral schwarze Kupferindig, auch Kovellin, Blaues Kupferglas oder **Kupfer(II)-sulfid** genannt, ist eine Verbindung aus Kupfer Cu und Schwefel S (Formel: CuS). Seine Dichte liegt bei 4,6 g/cm³. „Schwefeleisen" (Pyrrhotin, **Eisen(II)-sulfid**) ist bronzegelb bis brau, bei der Herstellung aus Eisen- und Schwefelpulver auch schwarz:

Eisen + Schwefel → Eisen(II)-sulfid

in Formeln: **Fe + S → FeS**

Eisensulfid FeS setzt in Kontakt mit Säuren ein nach faulen Eiern riechendes Giftgas frei. Es gibt weitere Schwefelverbindungen mit diesen beiden Metallen. Das in würfelförmigen, glänzenden Kristallen auftretende Mineral **Pyrit** („Katzengold") ist ebenfalls eine Eisen-Schwefel-Verbindung, und Kupferglanz (auch Chalkosin und **Kupfer(I)-sulfid** genannt) enthält auch Kupfer und Schwefel, jedoch in einem anderen Mengenverhältnis (Formel: Cu_2S). Es entsteht, wenn man Kupferblech mit Schwefel im Reagenzglas erhitzt.

Abb. 1.28: Pyritkristalle sind würfelformig (links), Kupferglanz nicht (Mitte, beide Abb. gemeinfrei). Rechts im Bild drei Kristalle: Links das Zink-Schwefel-Erz Sphalerit (es enthält oft Eisensulfid), mittig Pyritwürfel auf einem Gestein und rechts Kovellin (Abb. gemeinfrei).

Zusatzinformation: Nachschlagetabellen zu Ionen

Wichtige Kationen		Wichtige Anionen	
Lithium	Li^+	Cl^-	Chlorid
Kalium	K^+	F^-	Fluorid
Natrium	Na^+	Br^-	Bromid
Magnesium	Mg^{2+}	I^-	Iodid
Calcium	Ca^{2+}	O^{2-}	Oxid
Barium	Ba^{2+}	S^{2-}	Sulfid
Aluminium	Al^{3+}	N^{3-}	Nitrid
Kupfer	Cu^{2+} / Cu^+	$(NO_3)^-$	Nitrat *
Eisen	Fe^{2+} / Fe^{3+}	$(SO_4)^{2-}$	Sulfat *
Mangan	Mn^{2+}/Mn^{4+}/ Mn^{7+}	$(SO_3)^{2-}$	Sulfit *

* Nebengruppenmetalle haben unterschiedliche Ladungszahlen, Anionen können als drittes Element Sauerstoff erhalten (als O^{2-}), wobei dann das Nichtmetall positive Ladungszahlen annimmt (ähnlich wie ein Metall), vergleiche Tabelle auf der folgenden Seite.

Abb. 1.29: Sulfide und ein Oxid von Nebengruppen-Metallen. Sie enthalten Ionen wie Fe^{2+}, Zn^{2+}, Mo^{4+}, Hg^{2+}, S^{2-}, O^{2-} und S_2^{2-}. (Eig. Foto)

Anionen, in denen als drittes Element in einer Verbindung Sauerstoff hinzukommt, sind in dieser Zusatztabelle aufgelistet (Säurerest- oder Oxo-Anionen genannt). Aus Sulfid S^{2-} wird dann z.B. Sulfit SO_3^{2-} und Sulfat SO_4^{2-} (Sauerstoff behält die „Ladungszahl“ 2-, so dass Schwefel positiv wird („Oxidationszahlen“ 4+ und 6+):

Ion	Name	Ion	Name	Ion	Name
S^{2-}	Sulfid	N^{3-}	Nitrid	CO_3^{2-}	Carbonat
SO_3^{2-}	Sulfit	NO_2^-	Nitrit	HCO_3^-	*Hydrogen*carbonat*
SO_4^{2-}	Sulfat	NO_3^-	Nitrat	Cl^-	Chlorid
HSO_4^-	*Hydrogen*sulfat*	NH_4^+	Ammonium	ClO_3^-	Chlorat
$S_2O_3^{2-}$	*Thio*sulfat	PO_4^{3-}	Phosphat	ClO_4^-	Perchlorat
CrO_4^{2-}	Chromat	HPO_4^{2-}	*Hydrogen*phosphat*	MnO_4^-	Permanganat
$Cr_2O_7^{2-}$	Dichromat	$H_2PO_4^-$	Di*hydrogen*phosphat*	MnO_4^{2-}	Manganat

* Zusätzlich hinzukommende Wasserstoffionen H^+ werden mit „*hydrogen*“ benannt, und Schwefelatome, die an die Stelle von Sauerstoffatomen treten, auch als „*thio*“ (z.B. in Thiosulfat $S_2O_3^{2-}$ an Stelle von Sulfat SO_4^{2-}).

Zusammengefasst kann man sagen:

Elektrisch geladene Atome und Atomverbände nennt man **Ionen**. Die Verbindung von Ionen zu einer Verbindung nennt man **Ionenbindung** (auch: **Ionische Verbindung, Salz**).

Metalle können nur positive Ionenladungen annehmen, die ihrer **Hauptgruppenzahl** und damit der **Anzahl ihrer Außenelektronen** entsprechen.

Die **Ladung der Nichtmetallionen** entspricht in ionischen Verbindungen aus nur zwei Elementen immer der Hauptgruppenzahl minus Acht.

Nebengruppen-Metalle haben unterschiedliche Ladungszahlen. Die Ladung ihrer Ionen kann man aus den Formeln berechnen.

Die Anzahl an Außenelektronen des ungeladenen Atoms bestimmt die Ionenladung, dennAtome streben an, die Edelgaskonfiguration zu erhalten. Metalle bilden positive geladene Ionen (= Kationen), Nichtmetalle bilden (in einfachen, ionischen Verbindungen mit Metallen) negativ geladene Ionen (=Anionen). Die Nebengruppenelemente (Fe, Cu, Zn) bilden Kationen verschiedener Ladungen und Edelgase bilden keine Ionen.

Die **Summe aller Ionenladungen** einer ionischen Verbindung ist immer **Null** – der Salzkristall insgesamt ist elektrisch neutral, denn Ionen ungleicher Ladung ziehen sich an und verbinden sich. Dabei müssen positive und negative Ladungen ausgeglichen sein, so dass die entstehende Verbindung „nach außen“ ungeladen ist.

1.2.4 Reaktionsgleichungen für einfache Reaktionen

Reaktionsgleichungen sind Reaktionsschemen in Formelschreibweise. Sie enthalten die **Formeln der Ausgangs- und der Endstoffe** (diese stehen ja auch für deren Atome und Atomverbände, s.o.). Zusätzlich werden große Zahlen vor die Formeln der Stoffe gesetzt, um die **Anzahl der Atome** vor und hinter dem **Reaktionspfeil** $\rightarrow$ auszugleichen, da ja während der Reaktion keine Atome und Massen verschwinden. Diese großen Zahlen werden „stöchiometrische Faktoren“ genannt. Sie geben die Stoffmengenverhältnisse der reagierenden Stoffe an, also um wieviel Mol bzw. Atomverbände es sich handelt.

Beispiel:
Aus 4 g Kupfer- und 1 g Schwefelpulver werden 5 g Kupfer(I)-sulfid hergestellt.
Das Massen-Verhältnis ist, wie oben beschrieben, $\boldsymbol{m}$**(Cu) :** $\boldsymbol{m}$**(S) = 4 : 1**.
Das Stoffmengen- bzw. Atomzahlverhältnis in Kupfer(I)-sulfid ist $\boldsymbol{n}$**(Cu) :** $\boldsymbol{n}$**(S) = 2 : 1**.
Die Formel des Produktes ist also Cu_2S.
Für die Reaktion von Kupfer mit Schwefel lautet die Reaktionsgleichung daher:

$$\mathbf{2\ Cu + S \rightarrow Cu_2S}$$

Sie besagt: 2 Mol Kupfer und 1 mol Schwefel bilden ein Mol Cu_2S
und: 2 Kupferatome und 1 Schwefelatom bilden jeweils einen Atomverband Cu_2S.

Die jeweilige Molare Masse *M* (für Kupfer 64 g, für Schwefel 32 g) erlaubt es also auch auszurechnen, welche Massen miteinander reagieren:

$$2 \bullet 64\text{ g Kupfer} + 1 \bullet 32\text{ g Schwefel} \rightarrow 1 \bullet (2 \bullet 64\text{g} + 1 \bullet 32\text{g})\text{ Kupfer(I)-sulfid}$$

bzw. 128 g Kupfer + 32 g Schwefel → 160 g Kupfer(I)-sulfid

Dementsprechend erstellt man Reaktionsgleichungen aus Reaktionsschemen in Worten, indem man die **Formeln** der Ausgangs- und Endstoffe bildet (mit den Atomzahlverhältnissen, also den kleinen Zahlen in den Formeln hinter den Elementsymbolen) und danach durch **Voransetzen der großen Zahlen** (stöchiometrischen Faktoren) die Anzahl aller Atomsorten links und rechts vom Reaktionspfeil ausgleicht.

Beispiele:
1) Für die Reaktion von Wasserstoffgas H_2 mit Chlorgas Cl_2 zu Chlorwasserstoffgas HCl ist die Reaktionsgleichung: $\mathbf{H_2 + Cl_2 \rightarrow 2\ HCl}$
Hier reagieren also 1 mol Wasserstoffgas H_2 mit 1 mol Chlorgas Cl_2 zu 2 mol HCl-Gas, mathematisch ausgedrückt: $\boldsymbol{V}(\mathbf{H_2}) : \boldsymbol{V}(\mathbf{Cl_2}) = \boldsymbol{n}(\mathbf{H_2}) : \boldsymbol{n}(\mathbf{Cl_2}) = \mathbf{1 : 1}$.
2) Für die Verbrennung von Wasserstoffgas H_2 zu Wasser(stoffoxid) H_2O ist die Reaktionsgleichung: $\mathbf{2\ H_2 + O_2 \rightarrow 2\ H_2O}$
Hier reagieren also 2 mol Wasserstoffgas H_2 mit 1 mol Sauerstoffgas O_2 zu 2 mol Wasser H_2O:
$\boldsymbol{V}(\mathbf{H_2}) : \boldsymbol{V}(\mathbf{O_2}) = \boldsymbol{n}(\mathbf{H_2}) : \boldsymbol{n}(\mathbf{O_2}) = \mathbf{2 : 1}$.

Manchmal muss man nach dem Bilden der Formeln der Ausgangsstoffe (links vom Reaktionspfeil) und Endstoffe (rechts hinter den Pfeil) darauf achten, dass auf jeder Seite des Pfeiles gleich viele Atome von jeder Elementsorte stehen. Dabei ist deren Anzahl unter Umständen auszugleichen, indem man mehrere Atome oder Atomverbände nimmt und dementsprechend große Zahlen vor die Formeln einzelner Stoffe setzt, bis dass es passt:

Wenn z.B. Aluminiumpulver Al verbrannt wird, verbindet es sich mit Luftsauerstoff O_2 zu Aluminiumoxid. Aluminiumoxid setzt sich aus den Elementen Al und O im Stoffmengenverhältnis $n(\text{Al}) : n(\text{O}) = 2 : 3$ zusammen.

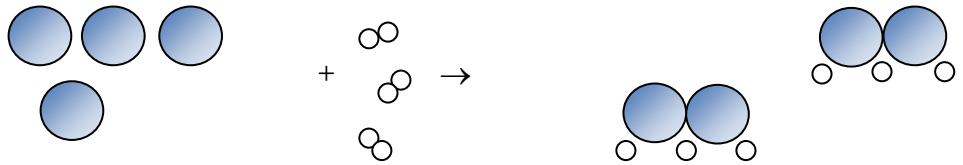
Somit ergibt sich für die Reaktion

Aluminium + Sauerstoff → Aluminiumoxid in Formelschreibweise zunächst:
… Al + … O_2 → … Al_2O_3. und nach dem Ausgleichen dann:

$$\mathbf{4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3}$$ (nun jeweils 4 Al- und 6 O-Atome!)

da: $\boldsymbol{n}(\mathbf{Al}) : \boldsymbol{n}(\mathbf{O_2}) = \mathbf{2 : 3}$ (im Aluminiumoxid Al_2O_3) und der Faktor 2 auftauchen (im O_2-Molekül).

Das kleinste, gemeinsame Vielfache ist zunächst 2 • 3 = 6 (im Aluminiumoxid), aber wenn man anschließend wegen der O_2-Moleküle nun verdoppelt, dann ergeben sich neben den zwei Al_2O_3-Atomerbänden nun auch 2 • 2 = 4 Al-Atome.
Bildlich dargestellt bedeutet diese Reaktionsgleichung auf der Ebene der kleinsten Teilchen:



4 Aluminium-Atome und 3 Sauerstoffmoleküle bilden zwei Atomverbände Aluminiumoxid,
- und rechnerisch: 4 mol Aluminium Al + 3 mol Sauerstoff $O_2 \rightarrow$ 2 mol Aluminiumoxid Al_2O_3 ,
in Gramm also: 4 • 27 g Al + 3 • (2 • 16) g $O_2 \rightarrow$ 2 • (2•27 + 3•16) g Al_2O_3,
das sind: 108 g Aluminium + 96 g Sauerstoff $\rightarrow$ 204 g Aluminiumoxid.

Für solche Berechnungen sind **Reaktionsgleichungen** also von großer Bedeutung. Die den Formeln vorangestellten, großen Zahlen geben Hinweise auf die **Stoffmengen-Verhältnisse** der Stoffe, die an der Reaktion beteiligt sind – und nach dem Gesetz von *Avogadro* auch auf die **Volumen-Verhältnisse** der gasförmigen Reaktionsteilnehmer (vgl. rechts).

Reaktionsgleichungen erstellt man, indem man zunächst die **Formeln der Ausgangs- und Endstoffe** bildet (mit Elementsymbolen und nachgestellten Atomzahlverhältnissen in kleinen, tiefgestellten Zahlen) und anschließend große Zahlen (**stöchiometrische Faktoren**) vor die Formeln setzt, um die Anzahl an Atomen für alle Atomsorten links und rechts vom Reaktionspfeil auszugleichen.

Die den Formeln vorangestellten, großen Zahlen geben Hinweise auf die **Stoffmengen-Verhältnisse** der Stoffe, die an der Reaktion beteiligt sind – und nach dem Gesetz von Avogadro auch auf die **Volumen-Verhältnisse** der gasförmigen Reaktionsteilnehmer.

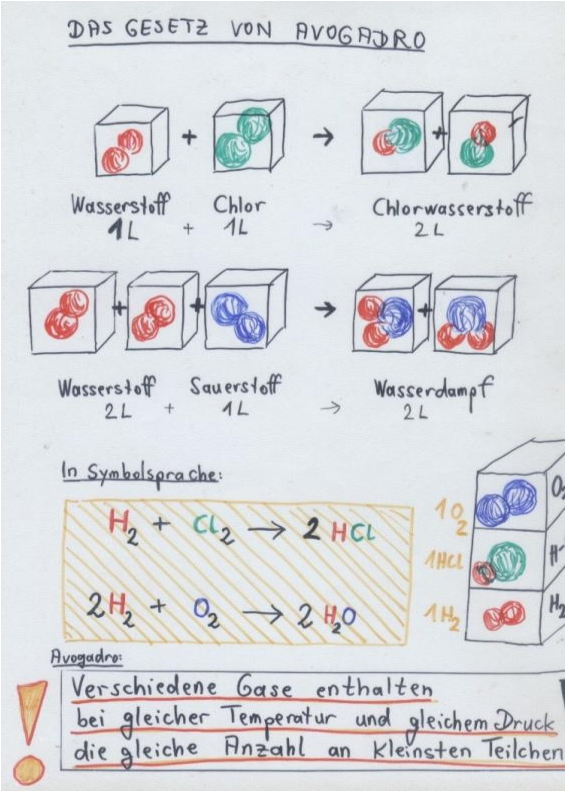


Abb. 1.28: Gleiche Volumina *V* verschiedener Gase beinhalten gleiche Stoffmengen *n*. Aus diesem Gesetz von *Avogadro*folgt:– Gase liegen molekular vor (Eig. Skizze)

1.2.5 Fünf Möglichkeiten der Salzbildung (Überblick)

Es gibt viele Möglichkeiten, wie Salze entstehen: Kochsalz kann aus den Elementen entstehen, bei der Reaktion von Natrium Na, Natriumoxid Na_2O oder Natronlauge NaOH mit Salzsäur HCle. Das Salz Soda (Natriumcarbonat, Formel: Na_2CO_3) , ein Produkt aus Natronlauge NaOH und Kohlensäure H_2CO_3, kann bei der Reaktion von Natriumoxid oder Natriumhydroxid mit Kohlensäure entstehen –aber auch dann, wenn diese beiden Stoffe mit Kohlendioxid CO_2 reagieren (statt mit Kohlensäure):

$2\,Na + Cl_2 \rightarrow 2\,NaCl$	allgemein: Metall + Nichtmetall → Salz
$2\,Na + 2\,HCl \rightarrow 2\,NaCl + H_2$	allgemein: Metall + Säure → Salz + Wasserstoff
$Na_2O + 2\,HCl \rightarrow 2\,NaCl + H_2O$	allgemein: Metalloxid + Säure → Salz + Wasser
$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$	allgemein: Metallhydroxid + Säure → Salz + Wasser
$2\,NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$	allgemein: Metallhydroxid + Nichtmetalloxid → Salz + Wasser

Das folgende Unterkapitel beschreibt kurz diese Möglichkeiten der Bildung von Salzen an einigen weiteren Beispielen:

Salzbildung aus den Elementen

Salze entstehen aus Metallen und Nichtmetallen. Magnesium bildet mit Chlorgas z.B. das Salz Magnesiumchlorid. Diese Salzbildung wurde in Kap. 1.2.1 vorgestellt.

Salzbildung aus Metallen und Säuren

Salze entstehen aus Metallen und Säuren (wie z.B. Salzsäure HCl; Säuren entstehen aus Halogenwasserstoffen und Wasser entstehen, oder – wie die Kohlensäure – aus Nichtmetalloxiden und Wasser; Beispiel: $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$).

Salzbildung durch Neutralisation

Alkalimetalle reagieren mit Wasser zu Alkalimetallhydroxiden (Laugen) und Wasserstoffgas. Die Hydroxide reagieren mit Säuren zu Salz und Wasser.

Salzbildung aus Metalloxid und Säure

Metalloxide reagieren mit Säuren zu Salzen und Wasser, so z.B. Magnesiumoxid mit Salzsäure:
$MgO + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$. Die Anleitung zu einem solchen Versuch wäre:

a) Etwa 4 cm Magnesiumband wird mit einer Tiegelzange in die Bunsenbrennerflamme gehalten. Gib das Reaktionsprodukt in ein Reagenzglas. (Hinweis: Nicht in die Flamme schauen!)
b) Salzbildung: In das Reagenzglas wird verdünnte HCl gegeben (etwa 2cm hoch).Dampfe anschließend die Lösung ein. Benutze dabei unbedingt die Schutzbrille!
Beobachtung: Mg verbrennt mit sehr heller Flamme. Das Reaktionsprodukt ist ein weißes Pulver. Das Oxid löst sich in der Säure, beim Eindampfen der Lösung erhält man einen farblosen Feststoff.

Salzbildung aus Nichtmetalloxid und Lauge

Der folgende Versuch zeigt, dass Hydroxide (Laugen) auch mit Nichtmetalloxiden zu Salzen und Wasser reagieren können. In diesem Fall reagiert Kalziumhydroxid $Ca(OH)_2$ mit CO_2 zu Kalk $CaCO_3$:

$$\mathbf{Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O}$$

Das Lauge (Kalziumhydroxidlösung) wird zuvor aus Kalziumoxid CaO und Wasser hergestellt:

$$\mathbf{CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2}.$$

Calciumcarbonat (Kalk) ist ein schwerlösliches Salz. Es löst sich nur in geringem Maße; das Schema der Reaktion ist: **Nichtmetalloxid + Lauge → Salz + Wasser**

a) Herstellung von frischem Kalkwasser: Überschichte 2 Spatelspitzen CaO mit Wasser und schüttle kräftig. Filtriere die entstandene Lösung. Das Filtrat ist Kalziumhydroxidlösung und heißt Kalkwasser, weil diese Lösung mit Kohlendioxidgas CO_2 zu Kalk und Wasser reagiert (CO_2-Nachweis).
b) Salzbildung: Blase mit Hilfe einer Pipette mehrmals ausgeatmete Luft in die Lösung.
Beobachtung:a) Nur ein Teil des CaO löst sich in Wasser, b) Die Lösung färbt sich milchig-trüb

Die Reaktionsgleichungen für diese fünf Salzbildungen sind:

$Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_{23}$	allgemein: Metall + Nichtmetall → Salz
$Mg + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$	allgemein: Metall + Säure → Salz + Wasserstoff
$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$	allgemein: Metallhydroxid + Säure → Salz + Wasser
$MgO + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$	allgemein: Metalloxid + Säure → Salz + Wasser
$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$	allgemein: Metallhydroxid + Nichtmetalloxid → Salz + Wasser

Die folgende Seite fasst noch einmal Merksätze über Ionische Verbindungen zusammen und vergleicht diese mit den molekularen Verbindungen zwischen Nichtmetallatomen und mit Metallen:

Wiederholende Zusammenfassung:

Chemie ist die Lehre der Stoffe (Materialien, Substanzen) und Stoffumwandlungen (Reaktionen). Stoffe werden unterteilt in **Stoffgemische** und **Reinstoffe**. Stoffgemische lassen sich physikalisch in ihre Einzelbestandteile, die Reinstoffe, auftrennen. Dabei finden keine Stoffumwandlungen statt – die Stoffe bleiben erhalten. Reinstoffe haben immer gleichbleibende Stoffeigenschaften.

Reinstoffe sind physikalisch nicht weiter auftrennbar. Viele Reinstoffe können aber chemisch zerlegt werden. Sie zersetzen sich dabei, so dass neue Stoffe entstehen. Jeder Vorgang, bei dem mindestens ein neuer Stoff entsteht, ist eine **chemische Reaktion** (= Stoffumwandlung). Eine Reaktion (Stoffumwandlung), bei der ein Reinstoff in mehrere Stoffe zerlegt wird, nennt man **Analyse** (Stoffzerlegung). Ein Reinstoff, der chemisch zerlegt werden kann, wird als **chemische Verbindung** bezeichnet. Eine Reaktion, bei der sich zwei oder mehr Stoffe zu einem neuen Stoff vereinigen, nennt man **Synthese** (Stoffvereinigung).

Einen Reinstoff, der chemisch nicht weiter zerlegt werden kann, nennt man chemisches **Element**. Ein chemisches Element bildet bei chemischen Reaktionen mit anderen Elementen oder Verbindungen immer eine chemische Verbindung (Elemente können chemisch immer nur zu Verbindungen reagieren).
Stoffe bestehen aus kleinstmöglichen Stoffportionen. Bei Elementen heißen diese **Atome**. Wenn zwei Elemente chemisch reagieren, so bilden ihre Atome **Atomverbände** aus beiden Atomsorten. Chemische Verbindungen bestehen aus Atomverbänden.

Bei den Elementen unterscheidet man **Metalle** (glänzend, verformbar, wärmeleitend, elektrisch leitfähig) und **Nichtmetalle**.

Chemische Verbindungen aus zwei oder mehreren Metallen sind **Legierungen** (metallische Verbindungen).

Chemische Verbindungen von Metallen mit Nichtmetallen sind **Salze** (ionische Verbindungen). Sie bestehen aus **Ionen** (elektrisch geladenen Atomen und Atomverbänden), bilden nicht verformbare, brüchige Kristalle mit hohen Schmelztemperaturen und sind elektrisch nicht leitfähig außer in Lösung und Schmelze (**ionische Bindung**).

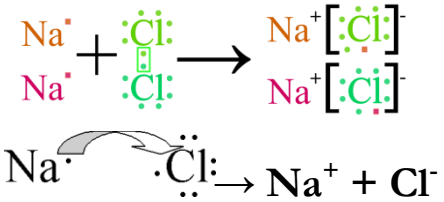
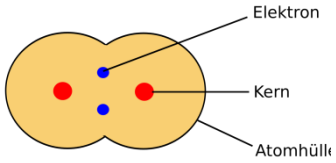


Abb. 1.29: Natriumatome verbinden sich mit einem Chlormolekül, indem die Metallatome Na je ein Elektron an je ein Chloratom abgeben. Es entstehen die Ionen Na^+ und Cl^-
(Bildquelle links: CC BY-SA 2.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=71165)

Chemische Verbindungen aus nichtmetallischen Elementen bilden **molekulare Verbindungen** (Molekülverbindungen). Sie bestehen aus **Molekülen**, elektrisch neutralen Atomverbänden. Atome bestehen aus Atomkernen (positiv geladen, reich an Masse) und der Atomhülle, in der sich negative Ladungen befinden, die **Elektronen**.
In **Molekülen** sind neutrale Atome miteinander verbunden, weil ihre außen gelegenen Elektronen (die Außen- oder Valenzelektronen) miteinander bindende Elektronenpaare bilden (**Elektronenpaarbindung** EPB, auch kovalente Bindung oder Atombindung genannt).



H● + ●H → H • •H bzw. H – H

Chemische Formeln sind Symbole für Stoffe sowie für deren Atome oder Atomverbände. Sie bestehen aus den Elementsymbolen der beteiligten Atome bzw. Elemente und kleinen Zahlen für deren Mengenverhältnisse. Diese richten sich bei Salzen nach den Ladungen der Ionen und bei Nichtmetallen nach der Anzahl ihrer Außenelektronen. Sie entspricht der Hauptgruppenzahl des Elementes im Periodensystem.

Der Experimentalphysiker Herbert Daniel schrieb zur ionischen Bindung das Gedicht „Beziehungskiste“:

Es sprach das Chlor zum Natrium:
Du kommst mir wieder gar zu dumm!
Erst nimmst du ein Elektron mir,
dann willst du dich verbinden hier!
Da lob´ich mir den Wasserstoff,
bei dem gibt´s überhaupt nicht Zoff.
Man teilt sich halt die Elektronen
Und keine Chance haben Ionen.

(aus: Herbert Daniel: *Verdichtungen. Alte Verse – Neugemacht und neu gedacht*. Gerhard Hess Verlag, Bad Schussenried 2004)

Reaktionsgleichungen geben Stoffumwandlungen wieder. Sie bestehen aus den Formeln aller Ausgangsstoffe (links vom Reaktionspfeil →) und denen aller Reaktionsprodukte (rechts vom Pfeil). Die großen, vor die Formeln gestellten Zahlen geben die Stoffmengenverhältnisse an, in denen die Stoffe miteinander reagieren.

1.3 Ionische Verbindungen: Eigenschaften von Salzen

1.3.1 Schmelz- und Siedetemperaturen

Beim Schmelzen und Sieden eines Stoffes wie z.B. Kochsalz verändert sich die **Anordnung der Teilchen**:
In **Feststoffen** wie z.B. einem Metall oder einem Salzkristall liegen sie geordnet vor, z.B. in Reihen. In **Flüssigkeiten** liegen sie eng beieinander vor, aber ungeordnet. In **Gasen** liegt zwischen den einzelnen Gasteilchen viel leerer Raum – ähnlich wie zwischen den Mücken in einem Mückenschwarm.Je heißer der Stoff, desto schneller bewegen sich seine Teilchen.

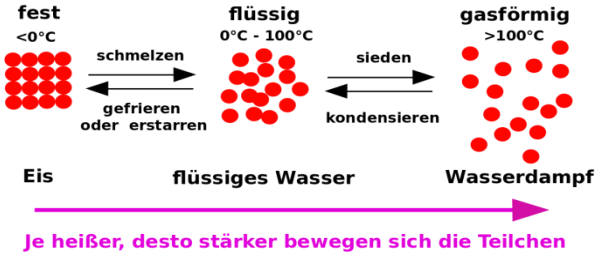


Abb. 1.30: Aggregatzustände im Teilchenmodell(Bildquelle:Von Sundance Raphael 09:06, 9. Dez. 2006 (CET) - "own work", https://de.wikibooks.org/w/index.php?curid=35798)

Alle Salze haben sehr hohe Schmelz- und Siedetemperaturen. Salzkristalle bestehen aus Ionen, und diese ziehen sich elektrisch stark an. Dadurch entstehen Kristalle – Ionengitter, in denen elektrisch geladene Teilchen auf Grund von Anziehungskräften eng gepackt und unbeweglich zusammensitzen. Nur eine starke Erhöhung der **Teilchenbewegung**durch extreme Hitze kann sie bewegen und das Salz zum Schmelzen bringen.

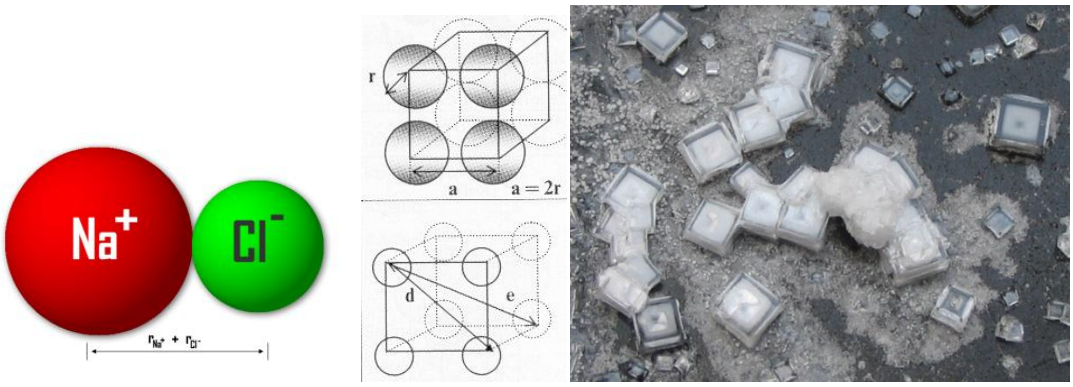


Abb. 1.31: Natrium-Kation Na^+und Chlorid-Anionen Cl^-ziehen sich elektrisch an (links). Dadurch entstehen z.B. würfelförmige (kubische) Ionenanordnungen (Mitte, so genannte kubische Kristallform von Ionengittern). Diese sind unter dem Mikroskop gut erkennbar (NaCl-Kristalle rechts). (Bildquellen: links von Der ursprünglich hochladende Benutzer war Habemusluigi auf Wikipedia auf Italienisch - Übertragen aus it.wikipedia nach Commons., CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=41360953, Mitte: Eig. Werk, rechts: CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=227730)

Ionen sind jedoch **unterschiedlich groß**, je nach ihrer Stellung im Periodensystem (Abb. 1.32), und deshalb bilden sich nicht nur würfelförmige Ionengitter wie beim Natriumchlorid (Abb. 1.33):

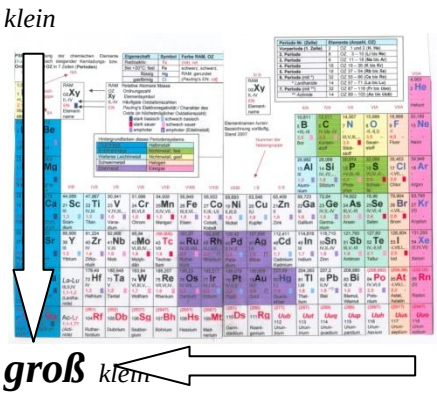


Abb. 1.32: Größe von Atomen / Ionen in Abhängigkeit von der Stellung im Periodensystem (eig. Werk)

Abb. 1.33: Kristalle der beiden Minerale Fluss- und Doppelspat: Ein Oktaeder und ein Prisma.(Eig. Foto).

Je nach ihrer Stellung im Periodensystem zeigen Salze daher unterschiedliche Schmelz- und Siedetemperaturen, Kristallformen, Dichte- und Löslichkeits-Werte. Die folgenden Tabellen zeigen auf, dass es für diese Stoffeigenschaften Gesetzmäßigkeiten gibt, **periodische Eigenschaftsänderungen** entsprechend der Stellung der Elemente im Periodensystem. Bei den Alkalihalogeniden nehmen viele dieser Eigenschaften mit steigender **Größe des Anions** zu:

Salz (Formel)	Schmelz-temp. °C	Siede-temp. °C	Dichte g/cm^3	Löslichkeit g/100g H_2O	maximale. Konz. m%
NaF	993	1695	2,790	4,1	3,94
NaCl	801	1461	2,164	35,8	26,4
NaBr	755	1390	3,203	90,49	47,5
NaI	662	1304	3,667	179,37	64,2

Mit steigender **Kationengröße** nehmen die Schmelz- und Siedetemperaturen jedoch ab, während Dichte und Löslichkeit zunehmen:

Salz (Formel)	Schmelz-temp. °C	Siede-temp. °C	Dichte g/cm^3	Löslichkeit g/100g H_2O	maximale. Konz. m%
LiCl*	610	1383	2,068	37,56	27,3
NaCl	801	1461	2,164	35,8	26,4
KCl	770	1405	1,980	34,24	25,5
RbCl	718	1390	2,80	91,1	47,5
CsCl	646	1382	3,97	ca. 186,0	
*Lithiumchlorid LiCl kristallisiert in einem etwas anderen Kristallgitter					

Besonders stark wirkt es sich aus, wenn die **Ionenladung** und damit die **elektrische Anziehungskraft** zwischen den Teilchen vervielfacht wird:

Salz (Formel)	Schmelz-temp. °C	Siede-temp. °C	Dichte g/cm^3	Löslichkeit g/100g H_2O	Ionen-ladungen
NaF	993	1695	2,790	4,1	**1+/1-**
MgO	2831	3600	3,578	0,0062	**2+/2-**
AlN	>2400	zersetzlich	3,26	zersetzlich	**3+/3-**
TiC	3140	4820	4,93	<0,001	**4+/4-**

Abb. 1.34: Edelsteine und Kristalle. Rechts unten das Kupfersulfat zeigt große, ebene, viereckige Kristall-Oberflächen (Eig. Fotos).

1.3.2 Kristallform und Dichte

In Gasen sind die Teilchen völlig ungeordnet und sie bewegen sich mit hoher Geschwindigkeit. In Eis- und Salzkristallen hingegen nehmen die Teilchen der Stoffe auf Grund ihrer gegenseitigen Anziehung eine hohe Ordnung ein, möglichst kompakt angeotrdnet. Deshalb bilden Kristalle bestimmte geometrische Formen aus, mit ebenen Oberflächen und in Abhängigkeit von den Größen- und Ladungsverhältnissen der Ionen:

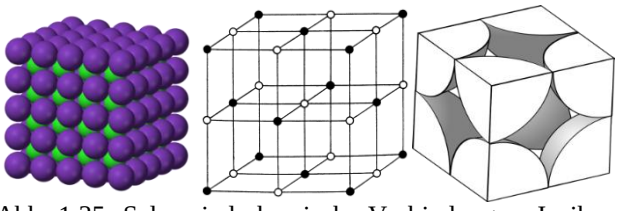


Abb. 1.35: Salze sind chemische Verbindungen. In ihren **Kristallen** sind oft zwei Atomsorten vorhanden, und sie sind in Würfeln oder anderen geometrischen Körpern angeordnet. Diese Abbildungen zeigen „kubisch-primitive Gitter wie sie in den Salzkristallen von Kochsalz (Natriumchlorid, Formel NaCl), Lithiumfluorid LiF und Caesiumiodid CsI vorkommen(Bildquellen: Links und Mitte public domain, rechts: *Cdang* (original GIF, SVG version), *Samuel Dupré* (3D model with SolidWorks) - Own work, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=6407652).

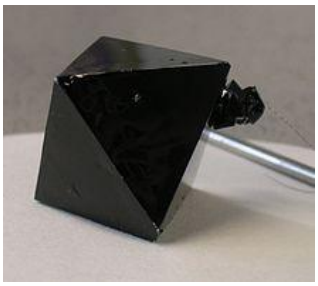


Abb. 1.26: Ein Kristall des lila Salzes Chromalaun, Formel: $KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$, bildet immer die Form eines Oktaeders aus, hier mit 2,5 cm Kantenlänge (Abb. gemeinfrei)

Salze bilden geometrisch geordnete Körper – die **Salzkristalle**. Diese existieren in Form bestimmter Kristallsysteme.

Salzkristalle werden besonders gut, wenn die Verdunstung des Wassers der Salzlösung sehr, sehr langsam geht – oder auch wenn die Konzentration des Salzes an die Löslichkeitsgrenze kommt und die Salzteilchen sich dann im Laufe von Jahrtausenden gan z langsam absetzen können. Schnell verdampfende oder siedende Salzlösungen hingegen lassen als Bodensatz dann Salzkrusten aus mikroskopisch kleinen, verklumpten Kristallklümpchen zurück.

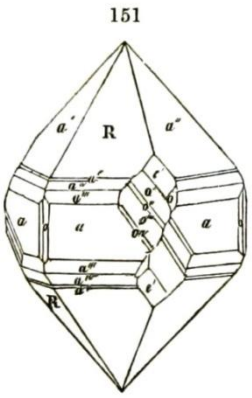


Abb. 1.27: Links ein farbloser Bergkristall, mannsgroß, rechts die Skizze eines Mineralogen seiner Kristallform (Bildquelle links: Von Die Autorenschaft wurde nicht in einer maschinell lesbaren Form angegeben. Es wird Kmarka als Autor angenommen, es wird angenommen, dass es sich dabei um ein eigenes Werk handelt (basierend auf den Rechteinhaber-Angaben), CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=931525, rechts: gemeinfrei)

Zentimetergroße Kristalle bekommt man, wenn man möglichst konzentrierte, „gesättigte“ Lösungen von Salzen wie Alaun, Chromalaun oder Kupfer(II)-sulfat in einem Gefäß stehen lässt, in dem – z.B. mit übergelegtem Bleistift und einem Bindfaden befestig – ein „Impfkristall“ hängt. Ist die Lösung nicht konzentriert genug, wird sich der Impfkristall auflösen, Verdunstet das Wasser in der Sonne oder Heizungsluft zu schnell, so entsteht eine Salzkruste. Hat man aber die richtigen Bedingungen herausgefunden, dann wächst im Laufe von Tagen du Wochen ein großer Kristall heran.

Besonders interessant ist auch der Versuch „Chemischer Garten“ (Abb. 1.29): Bei diesem Versuch kommen Kristalle aus bunten Kupfer-, Nickel-, Cobalt-, Eisen- und Aluminiumsalzen in eine Natriumsilikat-Lösung („Wasserglas“) und lösen sich darin auf. An der Grenzfläche der entstehenden, bunten Salzlösung des sich auflösenden Kristalles entsteht durch die Reaktion mit Silikat-Anionen ein wasserunlösliches Häutchen aus farbigen Silikaten. Durch weitere Auflösung der Kristalle in der Silikatlösung platzt es auf und bildet sich danach immer wieder neu, so dass die Gebilde nach oben wachsen.

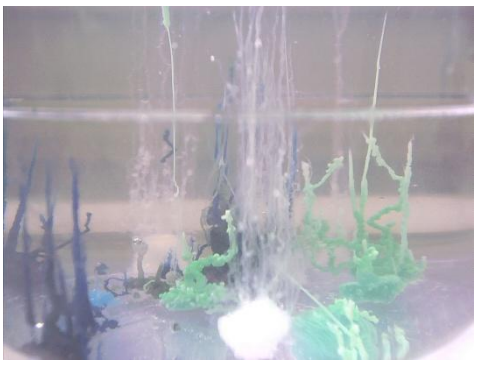


Abb. 1.29: Der „chemische Garten“. (Abb. gemeinfrei).

Insgesamt gibt es sechs wichtige Kristallformen. Ihre „Bausteine“, die jeweils kleinstmöglichen, geometrischen Anordnungen, werden Elementarzellen genannt:

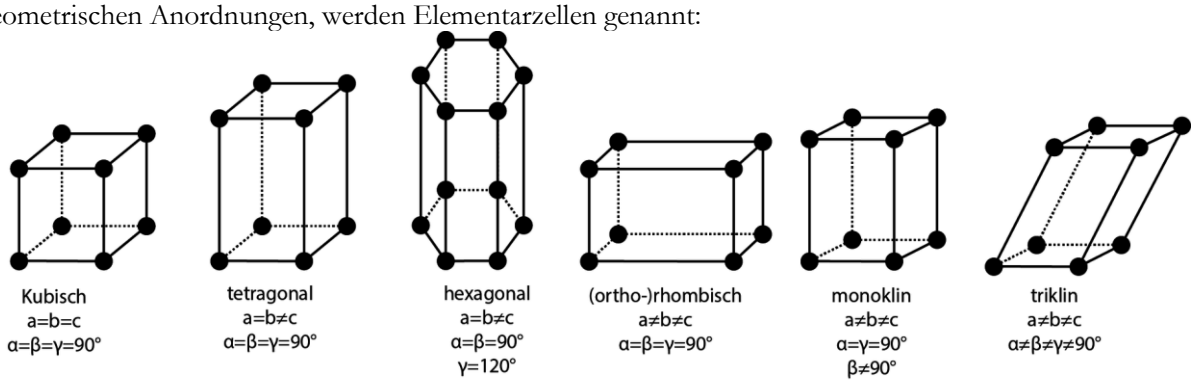
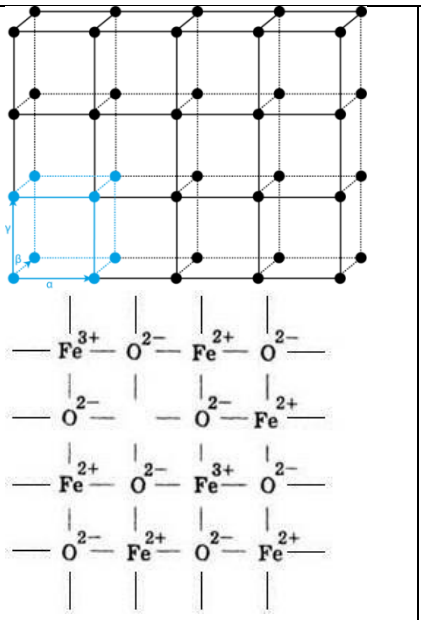


Abb. 1.30: Die Elementarzellen von Kristallsystemen
(Bildquelle: Von Ichwarsnur - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=48888046)

Von diesen Grundformen gibt es dann Abweichungen und sogar Fehlerstellen kommen vor (Abb. 1.31). Forscher, die die Kristallformen von Salzen und anderen Mineralien untersuchen, werden Mineralogen genannt, ihr Forschungsgebiet ist die Kristallografie.



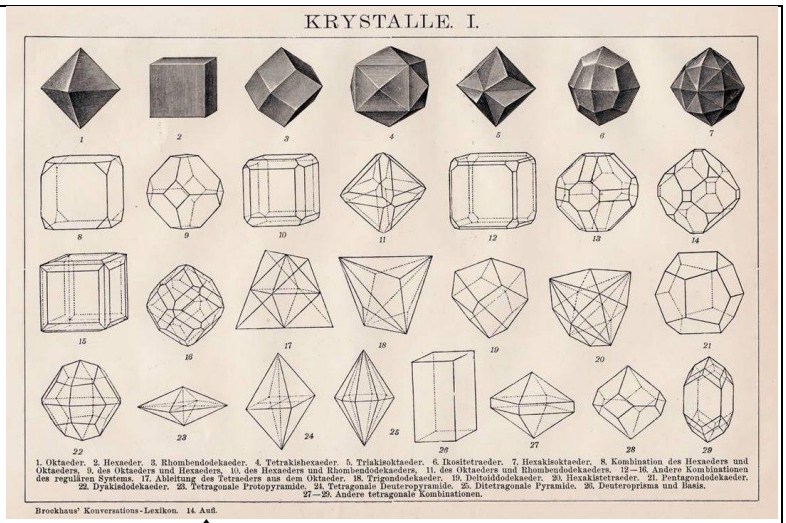


Abb. 1,32 (rechts ↑): Seite aus einem alten Lexikon mit Darstellungen von Sonderformen und Abarten der oben dunkel abgebildeten Grundformen von Kristallen. Jeder Stoff hat seine eigene Kristallform, sie ist eine Stoffeigenschaft. (Abb. gemeinfrei)

Abb. 1.31 (Links ↑): Oben das kubisch primitive Gitter mit der Elementarzelle und den drei „Basisvektoren" α, β und γ (unten links in blau), darunter die formelhafte Darstellung einer Fehlstelle in einem FeO-Ionengitter (Bildquelle: Von Ichwarsnur - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=48888140)

1.3.3 Härte und Sprödigkeit

Ein Stück Butter kann man mit einem Daumennagel ritzen – ein Stück Marmor nicht. Marmor hingegen kann man mit einem Korund anritzen, besser noch mit einem Diamanten. Es gibt jedoch keinen Stoff, mit dem man einen Diamanten anritzen kann – außer vielleicht mit einem anderen Diamanten. Durch solche Vergleiche kann man die **Ritzhärte** eines Stoffes bestimmen. Mineralogen teilen die Härtegrade von Salzkristallen und anderen Mineralien in die so genannte ***Mohs*'sche Härteskala** ein (→).

Tabelle: Die ***Mohs*'sche Härteskala** vergleicht die (Ritz-)Härte der Mineralien und Gesteine: Jedes Mineral kann durch ein Vertreter der jeweils höheren Härte (Vergleichsmineral) geritzt werden

1	Talk , $Mg_3(OH)_2(Si_2O_5)_2$
2	Gips , $CaSO_4$ x 2 H_2O
3	Calcit , $CaCO_3$
4	Fluorit , Flußspat, CaF_2
5	Apatit , $Ca_5(PO_4)_3(OH,F,Cl)$
6	Orthoklas , $KAlO_2(SiO_2)_3$
7	Quarz, SiO_2
8	Topas, $Al_2(F,OH)_2SiO_4$
9	Korund, Al_2O_3
10	Diamant , C

Mineralogen unterschieden bei heterogenen (uneinheitlichen) Kristallaggregaten zwischen unregelmäßigen Aggregaten (Gesteine) und regelmäßigen sowie völlig gleichmäßigen Aggregaten (Minerale, inkl. der Elemente). Man teilt Mineralien ein nach ihrer **Härte** (spröde,dehnbar,elastisch, geschmeidig; vgl. *Mohs*'sche Härteskal), nach **Farbe** und **Transparenz** (durchsichtig oder opak), nach ihrem **Glanz** (metallisch, submetallisch, Harzglanz), nach der **Lumineszenz** (UV: Fluoreszenz, Wärme: Thermolumineszenz, Reibung: Tribolumineszenz) oder auch nach den**Kristallgittern**(s.o.), der **Leitfähigkeit** (leitend, halbleitend, nichtleitend), der Art ihres **Magnetismus** (ferro-, para-, diamagnetisch) oder eben systematisch in chemische (Verbindungs-)**Klassen** (Nr. I-X, vgl. Tabelle auf S.10).

Anders als Metalle lassen sich Salzkristalle nicht verformen – sie zerbröseln. Diese Brüchtigkeit (**Sprödigkeit**) wird damit erklärt, dass bei Verformung gleichgeladene Teilchen nebeneinander geraten und sich abstoßen (Abb. 1.33).

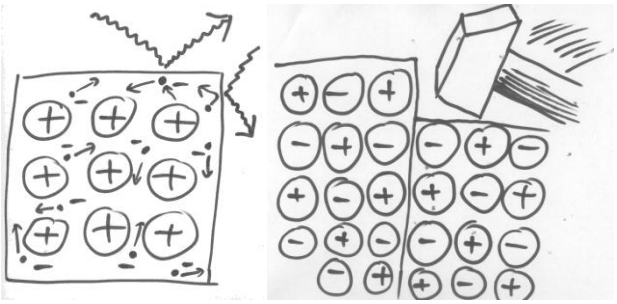


Abb. 1.33: So wie das Teilchenmodell den metallischen Glanz mit der Wechselwirkung zwischen einfallenden Lichtteilchen und beweglichen Elektronen im Metall erklärt (links), so erklärt es auch die Sprödigkeit von Ionenkristallen: Bei Verschiebung um nur eine Atomschicht geraten gleich geladene Ionen nebeneinander, stoßen sich ab und der Kristall zerbröselt (eig. Skizzen).

1.3.4 Löslichkeit und Leitfähigkeit

Löslichkeit von Stoffen

Kochsalz ist in Wasser löslich, andere ionische Verbindungen wie Kalk oder Gips sind es nicht. Dieses und die folgenden Unterkapitel erklären die Ursachen und beschreiben den Lösevorgang. Zunächst stellt sich die Frage, wie man die Löslichkeit eines Salzes in Wasser bestimmt.

Dazu nimmt man ein Becherglas mit Wasser und gibt das zu untersuchende Salz unter Rühren in kleinen Portionen hinzu, bis dass sich ein **Bodensatz** von nicht mehr auflösbarem Salz bildet. Das Wasser kann nun kein weiteres Salz mehr auflösen – die Lösung ist **gesättigt**. Dann lässt man das ungelöste Salz absetzen, gießt etwas von der nun gesättigten Lösung über die Kante des Bechergläses ab in ein anderes, zuvor abgewogenes Becherglas (Leergewicht notieren!) und misst genau 100 mL von der gesättigten Lösung ab. Dann wird das Becherglas auf einer Ceranplatte mit dem Bunsenbrenner erhitzt, bis dass die Lösung siedet („kocht"). Nun wird so lange weiter erhitzt, bis dass alles Wasser verdampft ist („**zur Trockene eindampfen**" wird das genannt). Im Becherglas bleibt eine Salzkruste zurück. Das Becherglas mit der Kruste wird nun gewogen („Vollgewicht"), und wenn man vom Vollgewicht das Leergewicht abzieht, dann hat man die Masse des Salzes, das in 100 mL Wasser gelöst werden konnte. Die **Löslichkeit** wird also in **g Salz pro 100 mL Wasser** angegeben.

Eine andere Möglichkeit ist, zuvor eine abgewogene Menge Wasser zu nehmen, z.B. 100g. Dann wird die Löslichkeit in g Salz pro 100g Wasser gemessen. Dabei zeigt sich, dass die Löslichkeit von der Temperatur abhängt: Oft ist ein Salz in heißem Wasser besser löslich als in Kaltem. Die Tabelle unten zeigt mögliche Messwerte; hier wurde bei 20°C auch die Dichte ρ der gesättigten Lösung in g/mL bestimmt und die Konzentration in Masse% umgerechnet, also wieviel g Salz maximal in 100 g gesättigter Lösung enthaltensind. Mit solchen Messwerten kann man dann auch ein **Löslichkeit-Temperatur-Diagramm** zeichnen, um „Messkurven" für verschiedene Salze zu erhalten (Abb. 1.34).

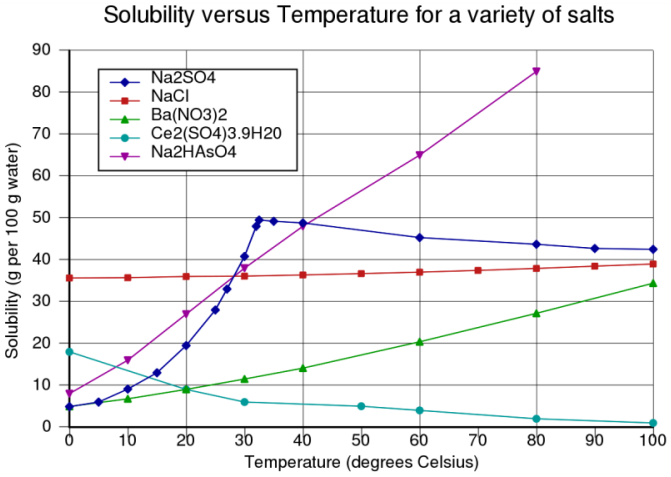


Abb. 1.34: Löslichkeitsdiagramm verschiedener Salze in Abhängigkeit von der Temperatur (Abb. gemeinfrei)

Name(„hydrat" = Salz enthält im Kristall eingelagertes Kristallwasser)	**Formel**	**0°C**	**20°C**	**40°C**	**60°C**	**80°C**	**100°C**	**% max. (20°C)**	**ρ (20°C)**
Aluminiumchlorid-Hexahydrat	$AlCl_3*H_2O$	44,9	45,6	46,3	-	47,7C	-	31,3	-
Aluminiumkaliumsulfat-Dodecahydrat, Alaun	$AlK(SO_4)_2*12H_2O$	2,96	6,01	13,6	33,3	72	109	5,67	1,053
Blei(II)-bromid	$PbBr_2$	0,45	0,85	1,5	2,4	3,3	4,7	0,843	-
Blei(II)-chlorid	$PbCl_2$	0,67	0,99	1,45	1,98	2,6	3,3	0,98	1,007
Calciumsulfat-Dihydrat, Gips	$CaSO_4*2H_2O$	0,18	0,2	0,21	0,2	0,19	0,16	0,2	1,001
Kaliumchlorid	KCl	28,2	34,2	40,3	45,6	51	56,2	25,5	1,174
Kaliumiodid	KI	127,8	144,5	161	176,2	191,5	208	59,1	1,71
Kupfer(II)sulfat-Pentahydrat	$CuSO_4*5H_2O$	14,8	20,8	29	39,1	53,6	73,6	17,2	1,1965
Natriumchlorid, Kochsalz	NaCl	-	35,9	36,4	37,1	38,1	39,2	26,4	1,201
Natriumhydroxid, Ätznatron	NaOH	-	-	-	-	313,7	341	-	-
Natriumiodid	NaI	-	-	-	-	295	303	-	-
Zinkbromid	$ZnBr_2$	390	440	-	620	640	670	-	-

Die Salze Natrium- und Kaliumchlorid (NaCl, KCl) sind z.B. **gut lösliche Stoffe**, während Blei(II)-chlorid $PbCl_2$ und Silberchlorid AgCl ebenso wie Gips $CaSO_4$ sehr sehr schwer in Wasser löslich sind, praktisch also **unlöslich**.

Der **Lösevorgang** geschieht in zwei Schritten:

1. Zunächst erfolgt ein Aufbrechen des Ionengitters und ein Freisetzen der einzelnen Ionen. Dafür wird Energie benötigt, da elektrische Ladungen getrennt (auseinander gezogen) werden müssen. Dieser Vorgang wird **Dissoziation** genannt (Beispiele: $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$ und $PbCl_2 \rightarrow Pb^{2+} + 2\ Cl^-$).
2. An die einzelnen, nun freien Ionen lagern sich aufgrund elektrostatischer Anziehung Wassermoleküle an, weil die insgesamt neutralen Wassermolküle kleine Plus- und Minuspole aufweisen (Abb. 1.35, **Hydratisierung** oder **Hydrathüllenbildung**).
   Dabei wird Energie freigesetzt.

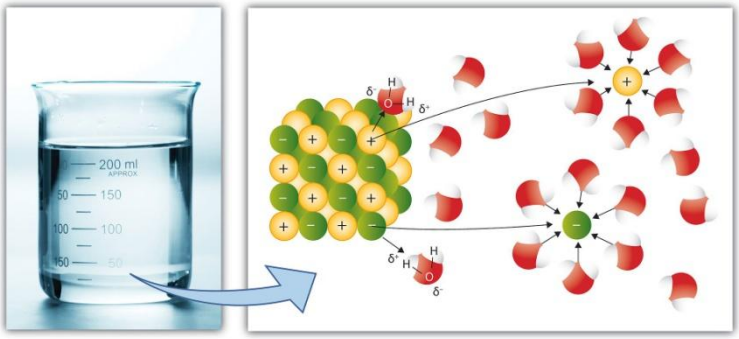


Abb. 1.35: Der Lösevorgang im Teilchenmodell
(Bildquelle: Von Andy Schmitz - http://2012books.lardbucket.org/, CC BY 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=51450525)

Die Bildung von Hydrathüllen aus *n* Wasserteilchen um ein gelöstes Ion wird in Formeln oft mit einem tiefgestellten „aq" (für aqua, lat. Wasser) dargestellt, also z.B. für ein Silber-Kation:

$$\mathbf{Ag^+ + \mathit{n}\, H_2O \rightarrow Ag^+_{aq}}$$

Bei schwer löslichen Salzen wie AgCl und $PbCl_2$ können die Ionen aber auch wieder aus ihren Hydrathüllen gezogen und zu Ionengittern vereinigt werden, die dann Zusammenklumpen und als „**Niederschlag**" ausfallen, um einen Bodensatz ungelösten Salzes zu bilden:

$$\mathbf{Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow}$$

Der Pfeil zeigt diese Niederschlagsbildung an. Sie ist die **Umkehrung zum Lösevorgang**, sozusagen ihre Rückreaktion:

$$\mathbf{AgCl \rightarrow Ag^+ + Cl^-}$$

In gesättigten Lösungen mit Bodensatz laufen daher beide Vorgänge gleichzeitg ab – ein von „außen" nicht sichtbares **Gleichgeweicht** zwischen „vorwärts" und „rückwärts" entsteht (Abb. 1.36).

Ein solcher Gleichgewichtszustand wird oft mit dem Symbol $\rightleftarrows$ dargestellt, so z. B. für Silberchlorid AgCl und Blei-II-chlorid $PbCl_2$:

$$\mathbf{AgCl \rightleftarrows Ag^+_{aq} + Cl^-_{aq}}$$
$$\mathbf{PbCl_2 \rightleftarrows Pb^{2+}_{aq} + 2\ Cl^-_{aq}}$$

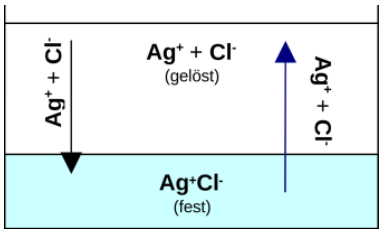


Abb. 1.36: Niederschlagsbildung und Lösevorgang in einer gesättigten AgCl-Lösung mit Bodensdatz
(Bildquelle: Von H. Hoffmeister - http://hoffmeister.it/chemie/20-loeslichkeit_von_salzen&das_loeslichkeitsprodukt.pdf, GFDL, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=11755462)

Wenn man die Lösung zweier wasserlöslicher Salze zusammengießt, so dass aus zwei Ionen ein wasserunlösliches Salz entstehen kann, dann bildet sich augenblicklich das unlösliche Salz (Das nennt man **Fällungsreaktion** oder **Ausfällung**), denn dessen Löslichkeit wurde überschritten und die entsprechenden Ionenziehen sich an. Das geschieht z.B., wenn die Lösungen der beiden Salze Bariumchlorid $BaCl_2$ und Natriumsulfat Na_2SO_4 (Ionen: 2 Na^+ und SO_4^{2-}) zusammengegossen werden: Es fällt „Malerweiß" aus, unlösliches Bariumsulfat $BaSO_4$ (Abb. 1.37):

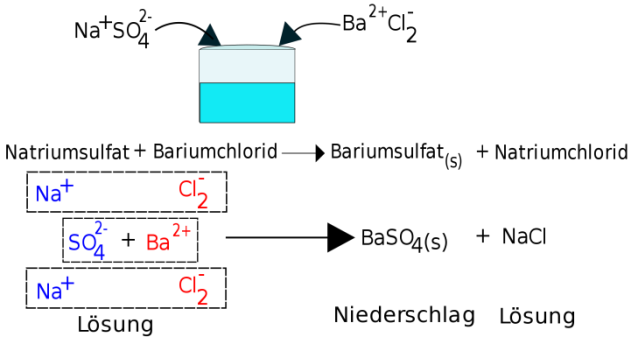


Abb. 1.37: Ausfällung von Bariumsulfat („Malerweiß", unlöslich) durch Zusammengießen von Lösungen der beiden gut löslichen Salze Natriumsulfat Na_2SO_4 und Bariumchlorid $BaCl_2$(Abb. gemeinfrei).

Lösevorgänge: $\mathbf{BaCl_2 \rightarrow Ba^{2+}_{aq} + 2\ Cl^-_{aq}}$ $\mathbf{Na_2SO_4 \rightarrow 2\ Na^+_{aq} + SO_4^{2-}{}_{aq}}$

Ausfällung: $\mathbf{Ba^{2+}_{aq} + SO_4^{2-}{}_{aq} \rightarrow BaSO_4\downarrow}$ (Gelöst bleibende Restionen: $Na^+ + Cl^-$)

Nach dem Abfiltrieren von Bariumsulfat bleibt dann im Filtrat reine Natriumchloridlösung zurück.

Mit dieser Methode werden in der Industrie z.B. Farbpigmente hergestellt. So kann man im Labor oder auch im Klassenraum ganz leicht den Farbstoff „Berliner Blau“ herstellen (unlösliches, blaues Eisenhexacyanoferrat-II) – durch Zusamengießen von Eisen(III)-chlorid-Lösung $FeCl_3$(Ionen: Fe^{3+} und 3 Cl^-) und gelöstem, gelbem Blutlaugensalz (chemisch: Kaliumhexacyanoferrat-II, aus den Ionen 4 K^+und $[Fe(CN)_6]^{4-}$) und Abfiltrieren des Niederschlages (Abb. 1.38, Versuchsvorschrift siehe unten auf dieser Seite):

Eisen(III)-ionen + Hexacyanoferrat-II-Ionen → Eisenhexacyanoferrat-II (blau)

In Formeln: $\mathbf{4\ Fe^{3+} + 3\ [Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3\downarrow}$

Abb. 1.38: Abfiltrieren eines Niederschlages des frisch ausgefällten, unlöslichen Salzes “Berliner Blau”, unten das Filtrat enthält noch gelb gelösteses Blutlaugensalz (Eig. Foto).

Sättigungsgrad von Lösungen

Der Menge an Stoff, die ein Lösemittel wie Wasser lösen kann, ist bei den meisten Stoffen eine Grenze gesetzt. Selbst bei noch so hoher Teilchenbeweglichkeit und -bewegung erreichen konzentrierte Lösungen von Feststoffen immer einen Sättigungsgrad, bei dem das Lösemittel keine weiteren Moleküle oder Ionen mehr solvatisieren kann. Eine Lösung mit einem maximal erreichbaren Gehalt an gelöstem Stoff X in einer bestimmten Menge der Lösung wird als **gesättigt** bezeichnet, der maximal erreichbare Gehalt als **Sättigungskonzentration** oder **Löslichkeit**. Lösungen können in Bezug auf ihre Konzentration an gelöstem Stoff allgemein drei **Sättigungsgrade** erreichen:

- **Ungesättigt** (Die Lösung kann weiteren Stoff lösen, ist „verdünnt“)
- **gesättigt** (ihr Gehalt an gelöstem Stoff ist maximal, hat die höchstmögliche Konzentration erreicht, **Sättigungskonzentration** genannt)
- **übersättigt** (die Löslichkeit ist überschritten worden, z. B. auf Grund von Temperaturänderungen, und ihr Gehalt an gelöstem Stoff ist überhöht)

Gesättigte Lösungen werden hergestellt, indem von dem löslichen Stoff so lange etwas hinzugefügt wird, bis dass sich ein unlöslicher **Bodensatz** bildet (Sediment, Suspension). Durch Erwärmen kann meistens eine zusätzliche Stoffmenge gelöst werden. Wenn diese beim Abkühlen der in Hitze gesättigten Lösung nicht wieder ausfällt oder auskristallisiert, so liegt eine **übersättigte Lösung** vor. Sie stellt ein instabiles System dar. Durch Zugabe eines **Impfkristalles** oder eines sonstigen Kristallisationskeimes wird die Auskristallisation der übersättigten Lösung manchmal schlagartig ausgelöst.

Das Salz Natriumazetat-trihydrat spaltet z. B. bei Erwärmung auf über 58 °C Kristallwasser ab. Hierin löst sich das wasserfreie Natriumazetat teilweise, vollständig löst es sich im Kristallwasser dann ab ca. 79 °C. Die entstandene, gesättigte Lösung des nun kristallwasserfreien Salzes Natriumazetat kann durch Abkühlen des Reagenzglases im Wasserbad stark übersättigt werden. Unterhalb 58 °C ist diese übersättigte Lösung oft noch so beständig, dass bei Impfkristallzugabe Kristalle in wenigen Sekunden durch die Lösung bzw. Schmelze wachsen können. Die Temperatur steigt dabei an. Die Lösung über dem Kristallisat ist nun wieder gesättigt.

Die im Handel erhältlichen „Handwärmer“ enthalten in der Regel ebenfalls Natrium- oder Kalziumacetat: Die unterkühlte Salzschmelze kristallisiert beim Andrücken der Beutel unter Abgabe von Kristallisationswärme aus. Beim Kochen der Beutel in Wasser nimmt das Salz wieder Wärme auf, um in den flüssigen, nun erneut unterkühlbaren Zustand überzugehen.

In der Regel wird die **Löslichkeit*L*** in g Stoff pro 100 g Lösemittel angegeben:

$$L(X) = \frac{m(X)}{m(Lm)}$$

Die Löslichkeit stellt in diesem Fall ein Massenverhältnis $m(X) : m(Lm)$ dar.

Versuchsvorschrift: Herstellung des Farbstoffs: „Berliner Blau“

Materialien: Lösungen von gelbem Blutlaugensalz (Kaliumhexacyanoferrat-II, X_n), Eisen-III-chlorid (C); Reagenzgläser (RG), Reagenzglashalter, Filtriergestell mit Trichter und Filterpapier (feinporig), Tropfpipette

Versuchsanleitung:

Gib in einem RG jeweils 2 mL Eisen-III-chloridlösung (C) und Blutlaugensalz-Lösung (X_n) zusammen, filtriere den Niederschlag, wasche ihn durch Übergießen mit Wasser und lass den Farbstoff trocknen.

Elektrische Leitfähigkeit von Lösungen

Elektrolyte (Lösungen von Salzen, Säuren und Laugen) leiten den Strom, weil sie bewegliche Ionen enthalten (s.o. Kap. 1.2.1). Die elektrischen Ladungen (Elektronen auf den Ionen) wandern in Elektrolyten, an denen ein elektrisches Feld gelegt wird, vom Minuspol zum Pluspol, weil Salze beim Lösen in geladene Teilchen zerfallen sind. Diesen Zerfall in Ionen (elektrisch geladene Teilchen) nennt man Dissoziation.

Den Zerfall eines Stoffes durch die Einwirkung von elektrischer Energie nennt man **Elektrolyse**. Die Entladung der Ionen an den Elektroden führt oft dazu, dass Salze in ihre Elemente zerlegt werden – die Umkehrung ihrer Entstehung aus den Elementen. Der in Kap. 1.2.1 auf S. 12 vorgestellte Versuch mit einer Lösung von Kupferchlorid $CuCl_2$ zeigt,was bei einer Elektrolyse mit den Ionen an den Elektroden geschieht: An der Kathode (dem Minuspol) bildet sich ein rotglänzender Kupferbelag, die Cu^{2+}-Ionen nehmen dort Elektronen auf und werden entladen:

$$\mathbf{Cu^{2+} + 2\,e^- \rightarrow Cu}.$$

An der Anode entladen sich Chlorid-Ionen Cl^-, sie geben e^- an den Pluspol ab und werden zu Chlorgas-Molekülen: $\mathbf{2\,Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\,e^-}$.

Das Resultat ist die Stoffzerlegung des gelösten Salzes Kupfer(II)-chlorid: $\mathbf{CuCl_2 \rightarrow Cu\downarrow + Cl_2\uparrow}$

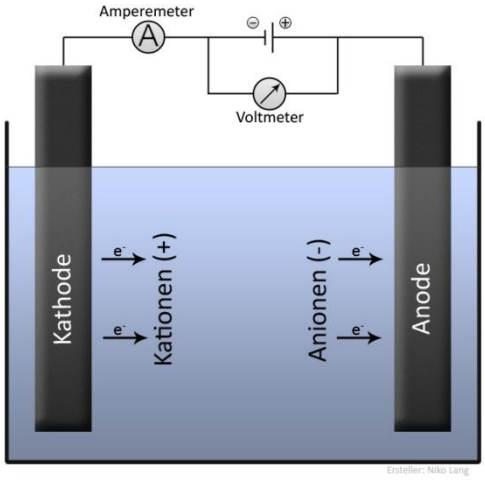


Abb. 1.39: Elektrolyse einer Salzlösung
(Bildquelle: Von Niko Lang - Eigenes Werk, CC BY-SA 2.5, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=1557744)

In der Industrie werden Elektrolyse-Vorgänge genutzt, um neue Stoffe herzustellen. Gelegentlich treten dabei auch weitere Reaktionen ein, so dass z.B. bei der Elektrolyse von Kochsalzlösungen das Wasser mit zerlegt wird und Wasserstoffgas entsteht (an der Stelle von Natrium). Auf diese Weise kann man aus Kochsalz NaCl und Wasser H_2O gleich mehrere, begehrte Stoffe gewinnen. Mit Hilfe großer Elektrolyse-Anlagen werden aus Sole (Salzwasser) die Chemikalien Wasserstoffgas, Chlorgas und Natronlauge produziert. Dieses Verfahren wird als **Chloralkalielektrolyse** bezeichnet. Das Schema der Reaktion dabei ist:

Natriumchlorid + Wasser → Natriumhydroxid + Wasserstoff + Chlorgas

$$\mathbf{2\,NaCl + H_2O \rightarrow NaOH + H_2 + Cl_2}$$

Abb. 1.41: Blick in die Elektrolysenhalle des Chlorbetriebs IIImit Bitterfelder Chemiewerkern in der DDR 1958. Damals wurden zur Elektrolyse von Salzwasser noch Elektroden aus giftigem Quecksilber verwendet
(Bildquelle: By Bundesarchiv, Bild 183-60924-0005 / WeiÃŸ / CC-BY-SA 3.0, CC BY-SA 3.0 de, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=5429883)

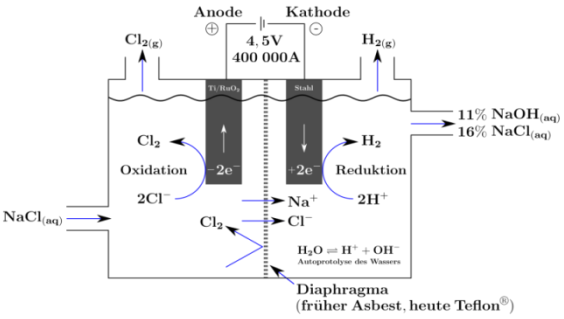


Abb. 1.40: Bei dem Diaphragmaverfahren werden die Reaktionsräume von Oxidation und Reduktion getrennt, sodass Chlorgas nicht mit Hydroxidionen zu Hypochlorit disproportionieren kann
(Bildquelle: Von Johannes Schneider - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=41034264)

Moderne Chlorfabriken führen dieses Verfahren mit Hilfe von Membranen oder Diasphragmen durch (Abb. 1.40+42). Hier fliesst auf der einen Seite konzentrierte Salzlösung in die Zelle. Auf der anderen Seite wird die verbrauchte, nun mit Natronlauge angereicherte Restsole abgepumpt.

Im Gasraum entstehen Chlor (über der Anode) und Wasserstoffgas. Da das Chlorgas mit Wasserstoff und Natronlauge reagieren könnte, muss es mit Hilfe dieser Membranen oder Diaphragmen abgetrennt werden. Früher geschah das mit Hilfe von Quecksilber (s.o., Abb. 1.41), was große Umwelt- und Gesundheitsschäden verursachte.

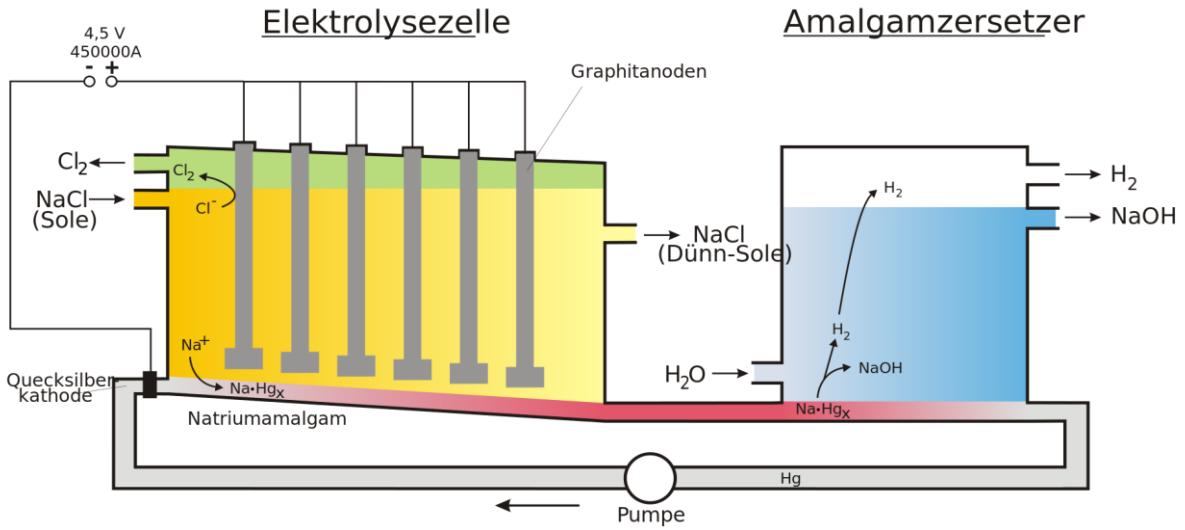


Abb. 1.42: Elektrolysezelle einer Chloralkalielektrolyse, die nach dem Amalgamverfahren arbeitet: Das Quecksilber ist die Kathode. In diesem Flüssigmetall lost sich elementares Natrium als Amalgam, das dann spatter im Amalgamzersetzer mit Wasser zu Natronlauge und Wasserstoffgas reagiert. Das Quecksilber wird in den Kreislauf zurückgepumpt. Noch heute gibt es Chlorfabriken, die nach diesem Verfahren arbeiten.
(Abb. Gemeinfrei)

1.4 Kristalle: Ionenbindung und Ionengitter

Metalle bilden mit Nichtmetallen ionische Verbindungen. Hierin sind die Teilchen elektrisch geladen (Ionen) und ziehen sich auf Grund ihrer unterschiedlichen Ladungen an (**Ionenbindung**).
Dadurch entstehen **Ionengitter**, die zu Kristallen mit bestimmten Formen heranwachsen können (s.o., Kap. 1.3.2: Kristallform und Dichte und folgende Abbildungen).Natriumchlorid bildet farblose Kristalle, die eine kubische Kristallstruktur ausbilden. Hierini ist jedes Natrium- sowie jedes Chloridion in Form eines Oktaeders vom jeweils anderen Kern umgeben:

(1)

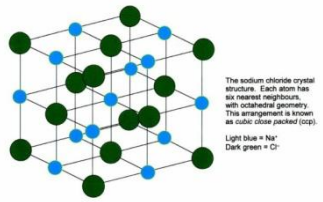
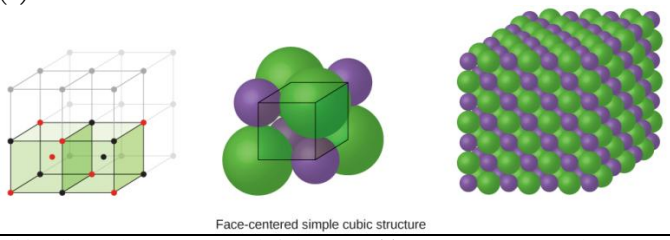
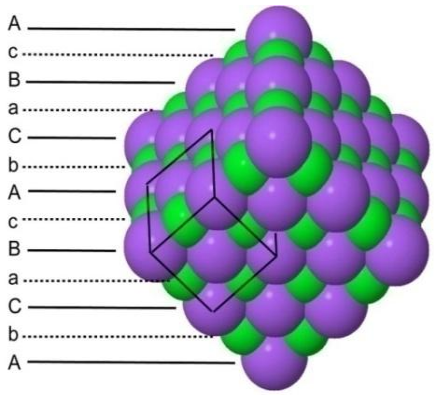


Abb 1.43: (1+2) NaCl-Ionengitter, (3) Diagramm der AcBaCb-Schichtenfolge im NaCl-Ionengitter (die Vertikale Achse liegt parallel zum Kristallkörper, diagonal zur würfelförmigen Elementarzelle

(2)



(3)



Bildquellen Abb. 1.43: (1) gemeinfrei, (2) Von Tem5psu - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=44673359, (3) Von OpenStax - https://cnx.org/contents/havxkyvSZIP Download:https://cnx.org/exports/85abf193-2bd2-4908-8563-90b8a7ac8df6@9.524.zip/chemistry-9.524.zip, CC-BY 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=64300214

Auf Grund unterschiedlicher Ionenladungen und Ionengrößen bildet jedes Salz eigene Ionengitter und Kristallsysteme aus (vgl. Kap. 1.3.2 und Abb. 1.44):

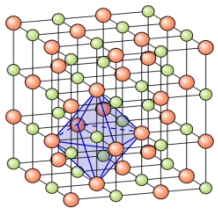
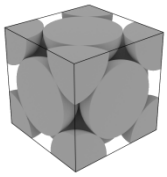
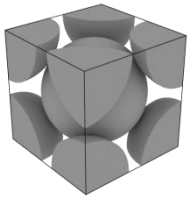
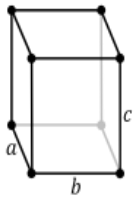
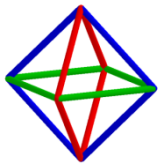
1) kubisch-primitiv	2) kubisch flächenzentriert kfz	3) kubisch raumzentriert krz	4) ortho-rhombisch primitiv oP	5) oktaedrisches Kristallsystem
				

Abb.1.44 : Fünf mögliche Kristallgittersysteme. Im kubischen System sind würfelförmige Elementarzellen. Enthalten diese zusätzlich ein Teilchen im Zentrum des Würfels, so heißt das System kubisch-raumzentriert (krz), und wenn jede Fläche ein halbes Teilchen zusätzlich beinhaltet, dann heißt es kubisch-flächenzentriert (kfz). Entsprechend gibt es auch im orthorhombischen System raum- und flächenzentrierte Untertypen.
Bildquellen: 1) Based on a PNG first uploaded to de wikipedia on 17:21, 14. Okt 2005 by LanziRedrawn by User:GKFX November 2019. - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=1492627 , 2) Von Johannes Schneider - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=41537391, 3) Von Johannes Schneider - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=41537390, 4) Von Original PNGs by Daniel Mayer, traced in Inkscape by User: Stannered - Crystal stucture, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=1735640 , 5) Von Petrus3743 – Eig. Werk, nach einer Idee von Arbol01, siehe File:W oct2030.jpg, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=98905245

Insgeamt gibt es sieben **Haupttypen von Kristallgittersystemen**:

Tabelle: Kristallgittersysteme, Kenndaten und Beispiele
(Abbildung der geometrischen Körper siehe Abb. 1.30)

System	Kanten-längen	Winkel	Beispiele
kubisch	a = b = c	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$	NaCl, Cu
tetragonal	a = b ≠ c	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$	TiO_2, SnO_2
orthorhombisch	a ≠ b ≠ c	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$	HgCl, I_2, α-S
monoklin	a ≠ b ≠ c	$\alpha = \gamma = 90° \neq \beta$	B, $KClO_3$, β-S
triklin	a ≠ b ≠ c	$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90°$	$CuSO_4$ x 5 H_2O
rhomboedrisch	a = b = c	$\alpha = \beta = \gamma \neq 90°$	$CaCO_3$, Bi, Wassereis
hexagonal	a = b ≠ c	$\alpha = \beta = 90°$ $\gamma = 120°$	SiO_2, Graphit

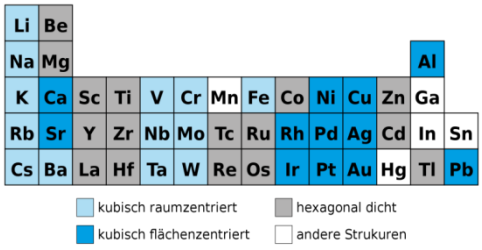


Abb. 1.45: Kristallgitter der Elemente
(Abb. gemeinmfrei)

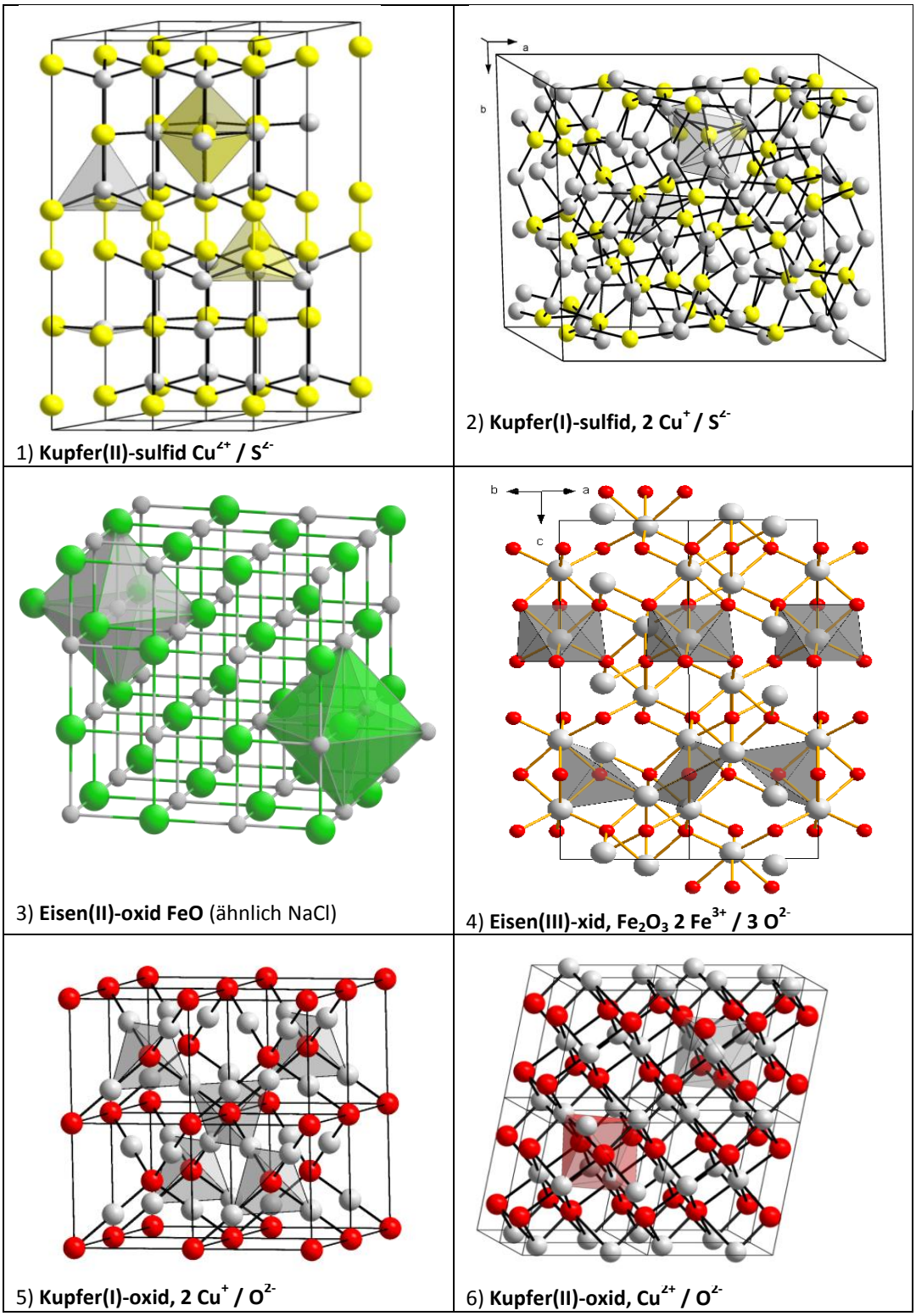
Die Abbildung auf der folgenden Seite zeigt die Kristallgitter einiger Sulfide und Oxide von Kupfer und Eisen (Katiuonen: Cu^+, Cu^{2+}, Fe^{2+}, Fe^{3+}; Anionen: O^{2-}, S^{2-}).

Zusammengefasst kann man sagen:

Elektrisch geladene Atome und Atomverbände nennt man **Ionen**. Die Verbindung von Ionen zu einer Verbindung nennt man **Ionenbindung** (auch: **Ionische Verbindung, Salz**).

Die Anordnung von Ionen zu dreidimensionalen Gittern nennt man **Ionengitter**. Sie können zu sichtbar großen Salzkristallen heranwachsen. **Kristalle** sind geometrisch geformte Festkörper mit geraden Flächen.

Reines kristallines Natriumchlorid ist wie alle festen Salze elektrisch nicht leitfähig, da die Ionen unbeweglich im Kristall sitzen (Ionenbindung). Die elektrische Leitfähigkeit einer Salzschmelze steigt mit der Temperatur, da die zunehmende Wärmebewegung der Teilchen zum Verlust der kristallinen Anordnung führt. Die wässrige Lösung sowie die Schmelze leiten auf Grund der (elektrolytischen bzw. thermischen) Dissoziation von löslichen Salzen wie Natriumchlorid in bewegliche Einzel-Ionenden elektrischen Strom.



1) **Kupfer(II)-sulfid Cu^{2+} / S^{2-}**

2) **Kupfer(I)-sulfid, 2 Cu^{+} / S^{2-}**

3) **Eisen(II)-oxid FeO** (ähnlich NaCl)

4) **Eisen(III)-xid, Fe_2O_3 2 Fe^{3+} / 3 O^{2-}**

5) **Kupfer(I)-oxid, 2 Cu^{+} / O^{2-}**

6) **Kupfer(II)-oxid, Cu^{2+} / O^{2-}**

Abb. 1.46: Kristallgitter einiger Sulfide und Oxide von Kupfer und Eisen

(Bilduellen:1) Von Orci - Eigenes Werk (own work), data source: Howard T. Evens, ,Judidth A. Konnert: Crystal structure refinement of covellite. In: American Mineralogist, 61, S. 996-1000, 1976, pdf, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=7241898, 2) von: Orci, data source: American-Mineralogist-Crystal-Structure-Database - Chalkoite - Eigenes Werk über: https://de.wikipedia.org/wiki/Kupfer(I)-sulfid#/media/Datei:Kristallstruktur_Chalkosin.png, Lizenz: CC BY-SA 3.0, 3) Von Goran tek-en, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=82298032, 4) Von Orci - Eigenes Werk, data source: American Crystal structure database, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=18245542, 5) Von Orci - Eigenes Werk (own work), created with diamond 3, source: K. Ishikawa, T. Isonaga, S. Wakita, Y. Suzuki: Structure and electrical properties of Au2S. In: Solid State Ionics, 1995, 79, S. 60–66., CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=5945659, 6) Von Orci - Eigenes Werk, data source: rican-Mineralogist-Crystal-Structure-Database:Tenorit, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=7217536

1.5 Salzlösungen: Ionen in Wasser

In Kap. 1.3.4 wurde erklärt, wie Ionenkristalle bei Zugabe des Lösemittels Wasser aufgelöst warden. Der **Lösevorgang** geschieht in zwei Schritten:

1. Zunächst erfolgt ein Aufbrechen des Ionengitters und ein Freisetzen der einzelnen Ionen. Dafür wird Energie benötigt, da elektrische Ladungen getrennt (auseinander gezogen) werden müssen. Dieser Vorgang wird **Dissoziation** genannt (Beispiele: $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$ und $PbCl_2 \rightarrow Pb^{2+} + 2\ Cl^-$).
2. An die einzelnen, nun freien Ionen lagern sich aufgrund elektrostatischer Anziehung Wassermoleküle an, weil die insgesamt neutralen Wassermolküle kleine Plus- und Minuspole aufweisen (Abb. 1.35, **Hydratisierung** oder **Hydrathüllenbildung**). Dabei wird Energie freigesetzt.

Die Ursache für den zweiten Schritt liegt darin, dass auch die neutralen Wassermoleküle kleine Plus- und Minuspole aufweisen, weil ihre Elektronen im Molekül ungleich verteilt sind. Diese Pole und die Ionen ziehen sich gegenseitig an, so dass Hydrathüllen entstehen (Abb. 1.47):

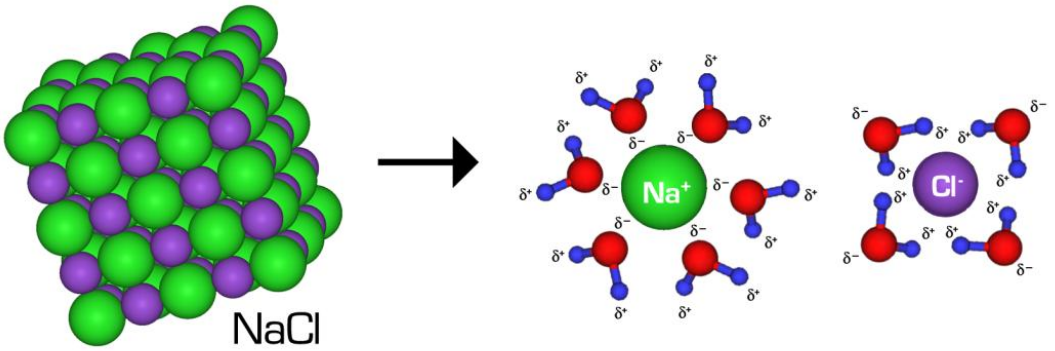
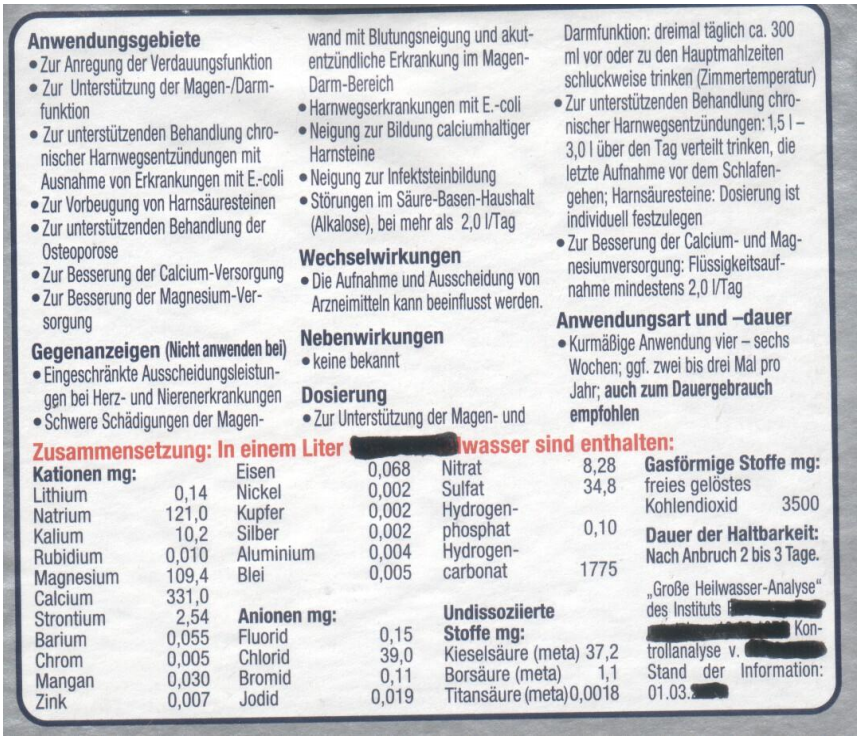


Abb. 1.47: Ionengitter und abgelöste, hydratisierte Einzelionen in der Lösung (Bildquelle: Von Ahazard.sciencewriter - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=59325385)

1.6 Gehaltsangaben: Anteile und Konzentrationen

1.6.1 Die Bestimmung des Salzgehaltes von Lösungen

In Kap. 1.3.4 wurde beschrieben, wie man den Salzgehalt einer Lösung bestimmt:Ein Becherglas mit Wasser nehmen, das zu untersuchende Salz unter Rühren in kleinen Portionen hinzugeben, bis dass die Lösung ist gesättigt ist, das ungelöste Salz absetzen lassen, dekantieren und genau 100 mL von der gesättigten Lösung abmessen. Dann zur Trockene eindampfen, das Becherglas mit der Kruste auswiegen und dieses Vollgewicht vom zuvor gemessenen Leergewicht des Bechergleses abziehen. Die Masse des Salzes, das in 100 mL Wasser gelöst werden konnte, ist die**Löslichkeit**.



Anwendungsgebiete
- Zur Anregung der Verdauungsfunktion
- Zur Unterstützung der Magen-/Darmfunktion
- Zur unterstützenden Behandlung chronischer Harnwegsentzündungen mit Ausnahme von Erkrankungen mit E.-coli
- Zur Vorbeugung von Harnsäuresteinen
- Zur unterstützenden Behandlung der Osteoporose
- Zur Besserung der Calcium-Versorgung
- Zur Besserung der Magnesium-Versorgung

Gegenanzeigen (Nicht anwenden bei)
- Eingeschränkte Ausscheidungsleistungen bei Herz- und Nierenerkrankungen
- Schwere Schädigungen der Magenwand mit Blutungsneigung und akut-entzündliche Erkrankung im Magen-Darm-Bereich
- Harnwegserkrankungen mit E.-coli
- Neigung zur Bildung calciumhaltiger Harnsteine
- Neigung zur Infektsteinbildung
- Störungen im Säure-Basen-Haushalt (Alkalose), bei mehr als 2,0 l/Tag

Wechselwirkungen
- Die Aufnahme und Ausscheidung von Arzneimitteln kann beeinflusst werden.

Nebenwirkungen
- keine bekannt

Dosierung
- Zur Unterstützung der Magen- und Darmfunktion: dreimal täglich ca. 300 ml vor oder zu den Hauptmahlzeiten schluckweise trinken (Zimmertemperatur)
- Zur unterstützenden Behandlung chronischer Harnwegsentzündungen: 1,5 l – 3,0 l über den Tag verteilt trinken, die letzte Aufnahme vor dem Schlafengehen; Harnsäuresteine: Dosierung ist individuell festzulegen
- Zur Besserung der Calcium- und Magnesiumversorgung: Flüssigkeitsaufnahme mindestens 2,0 l/Tag

Anwendungsart und –dauer
- Kurmäßige Anwendung vier – sechs Wochen; ggf. zwei bis drei Mal pro Jahr; **auch zum Dauergebrauch empfohlen**

Zusammensetzung: In einem Liter [redacted]wasser sind enthalten:

Kationen mg:						Gasförmige Stoffe mg:
Lithium	0,14	Eisen	0,068	Nitrat	8,28	freies gelöstes Kohlendioxid 3500
Natrium	121,0	Nickel	0,002	Sulfat	34,8	
Kalium	10,2	Kupfer	0,002	Hydrogen-phosphat	0,10	**Dauer der Haltbarkeit:** Nach Anbruch 2 bis 3 Tage.
Rubidium	0,010	Silber	0,002	Hydrogen-carbonat	1775	
Magnesium	109,4	Aluminium	0,004			
Calcium	331,0	Blei	0,005			
Strontium	2,54	**Anionen mg:**		**Undissoziierte Stoffe mg:**		„Große Heilwasser-Analyse" des Instituts [redacted] Kontrollanalyse v. [redacted] Stand der Information: 01.03.[redacted]
Barium	0,055	Fluorid	0,15	Kieselsäure (meta)	37,2	
Chrom	0,005	Chlorid	39,0	Borsäure (meta)	1,1	
Mangan	0,030	Bromid	0,11	Titansäure (meta)	0,0018	
Zink	0,007	Jodid	0,019			

Abb. 1.48: Analyseergebniss eines Heil- und Mineralwassers mit den medizinischen Anwendungsgebieten und Gehaltsangaben der Mineralstoffe in mg Ionen pro L Wasser. (Eig. Foto)

Andere Angaben des Gehaltes von gelösten Stoffen in Lösungen erfolgen in mg/L an (Abb. 1.48), in Masse- oder Volumenprozenten oder sogar als Masse- oder Stoffmengenkonzentrationen, als Anteile, Verhältnisse oder über die Dichte der Lösung (Abb. 1.49). Das folgende Unterkapitel gibt einen Überblick über all die Möglichkeiten von Gehaltsangaben für Lösungen und Tipps zur Be- und Umrechnung.

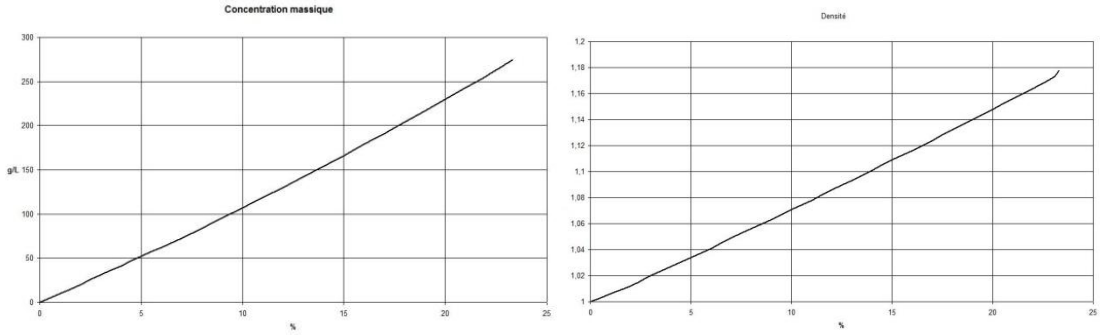


Abb. 1.49: Im linken Diagramm wurde die Salzkonzentration in g/L gegen den Gehalt in Masseprozent aufgetragen, rechts das Dichte/Masseprozent-Diagramm einer Salzlösung
(Bildquelle links: Von Morrisoncolorado - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=11590610, rechts: Von Morrisoncolorado - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=11590447)

1.6.2 Gehaltsgrößen und –angaben im Überblick

In der Physik gibt es zur Angabe von Messdaten für verschiedene Größen festgelegte Einheiten:

Tabelle: Physikalische Basisgrößen, zusammengesetzte Größen und ihre Formelzeichen und Einheiten

Basisgrößen			Zusammengesetzte Größen			
Masse	**Stoffmenge**	**Strecke**	**Volumen**	**Dichte**	**Molare Masse**	**Geschwindigkeit**
m	n	s, l	$V = s^3$	$\rho = m / V$	$M = m / n$	$V = s / t$
kg	**mol**	**m**	**m^3**	**kg/m^3**	**kg/mol**	**m/s**
1 kg = 1000 g = 0,001t	1 mol = 1000 mmol	1 m = 100 cm = 1000 mm	1 m^3 = 1000 dm^3 = 1000 L	1 kg/m^3 = 1 g/dm^3 = 1 g/L	1 kg / mol = 1000 g/mol = 1000 mg/mmol	1 m/s = 60 m/min = 3,6 km/h

Gehaltsangaben dienen der Angabe mengenmäßiger Zusammensetzungen von Lösungen und anderen Stoffgemischen. Sie können in drei Formen vorgenommen warden, als **Anteil**, **Verhältnis** oder **Konzentration**:

- **Anteilsangaben** geben den Anteil des gelösten Stoffes <u>im Vergleich zur gesamten Lösung</u> an, also zur Summe aus Lösemittel Lm und gelöstem Stoff X.
- **Konzentrationsangaben** beziehen sich alle auf das **Volumen *V*(Lsg)** der Lösung.
- **Verhältnisangaben** hingegen setzen die Basisgrößen Masse, Volumen und Stoffmenge des gelösten Stoffes ins **Verhältnis** zu der entsprechenden Größe des Lösemittels.

Die Angabe des Gehaltes an Stoff **X** in der Lösung oder dem Stoffgemisch kann sich dabei auf drei Größen beziehen:

- auf die **Stoffmengen *n***,
- auf die **Massen *m*** oder
- auf die **Volumina *V*** der Stoffe.

Daher gibt es insgesamt 3 x 3 = **9 Gehaltsgrößen**. Diese 9 Größen und ihre Fotrmelzeichen sind:

1. den Massenanteil w(X), den Volumenanteil φ(X) und den Stoffmengenanteil χ(X)
2. die Massekonzentration β(X), die Volumenkonzentration σ(X), die Stoffmengenkonzentration c(X)
3. das Massenverhältnis ζ(X),das Volumenverhältnis ψ(X) und das Stoffmengenverhältnis r(X)

<u>Hinweis:</u> Zusätzlich gibt es in Sondferfällen noch die Molalität b(X) und die Equivalent(stoffmengen)konzentration c(eq)

Die Angabe der **Löslichkeit** ***L*** eines Stoffes als dessen Gehalt in einer gesättigten Lösung ist zudem die Angabe einer Stoffeigenschaft, nicht nur eine Gehaltsangabe. Sie bezieht sich auf die Masse des Lösemittels.Die **Masse** ***m*** eines gelösten Stoffes muss für Gehaltsangaben oft zunächst aus anderen, gegebenen Größen berechnet werden, so z. B. aus dem Volumen V(X) eines Stoffes oder Stoffgemisches bekannter Dichte ρ(X) oder aus dem Volumen V(Lsg) einer Lösung bekannter Konzentration. Zwei sehr wichtige Größen für die Berechnung der Masse m eines gelösten Stoffes oder seines Gehalts in einer Lösung sind daher:

- die **Dichte** $\boldsymbol{\rho}$ (als Verhältnis bzw. Quotient m/V aus Masse und Volumen in $\mathbf{g \bullet cm^{-3}}$)
- die **Molare Masse** $\boldsymbol{M}$ (als Quotient m/n aus Masse und Stoffmenge in $\mathbf{g \bullet mol^{-1}}$)

Hierzu ein Berechnungsbeispiel, die Berechnung der Masse m einer Stoffportion über die Dichte ρ und die Molare Masse M:

Gegeben sind die Dichte ρ, das Volumen V, die Molare Masse M und die Stoffmenge n einer Stoffportion X, von der eine Lösung hergestellt werden soll. Wie berechnet man die Masse m des zu lösenden Stoffes hieraus durch Umstellen von Grundgleichungen?

Lösung: Die Grundgleichung der Dichte lautet:

$$\rho = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\rho} \Rightarrow \boldsymbol{m = \rho \bullet V.}$$

Die Größengleichung für die Molare Masse lautet:

$$M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} \Rightarrow \boldsymbol{m = n \bullet M = \rho \bullet V}$$

Nähere Angaben und Rechenhilfen hierzu befinden sich im Anhang des Buches.

1.7 Kalk Gips und Buntmetallsalze

1.7.1 Kalk – Kalkbildner und Kalke

Als „Kalke“ bezeichnete man früher Verbrennungsrückstände von Metallen, also Metalloxide. Der Chemiker *Lavoisier* hielt sie für die stoffliche „Basis“, die Säuren neutralisieren, indem sie mit ihnen zu Salzen reagieren. Der eigentliche Kalk ist das Reaktionsprodukt Kalziumcarbonat aus Kohlensäure und Kalziumoxid oder Kalziumhydroxid. Kalkkristalle kommen in der Natur als Marmor vor.

Abb. 1.50: Kreidefelsen von Rügen (Abb. gemeinfrei)

Kalk ist ein wichtiger Baustoff.

Wenn Kalkstein im Ofen gebrannt wird, zersetzt er sich zu gebranntem Kalk und Kohlendioxid:

Kalk → Gebrannter Kalk + Kohlendioxid.

$\mathbf{CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2}$

Der gebrannte Kalk (**Branntkalk**) wird mit Wasser zu gelöschtem Kalk umgesetzt. Der gelöschte Kalk (**Löschkalk**, chemisch $Ca(OH)_2$ Kalziumhydroxid) wird mit Sand oder auch Kies gemischt, um Mörtel oder auch Zement herzustellen. Löschkalk härtet an Luft aus. Er nimmt dabei das Gas Kohlendioxid aus der Luft auf („Abbinden“) und wird wieder zu Kalkstein (Abb. 1.51):$\mathbf{Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O}$

Diese Reaktion gehört zum Typ „Salzbildung aus Nichtmetalloxid und Lauge“ (siehe S. 26), denn Hydroxide (Laugen) können mit Nichtmetalloxiden zu Salzen und Wasser reagieren.

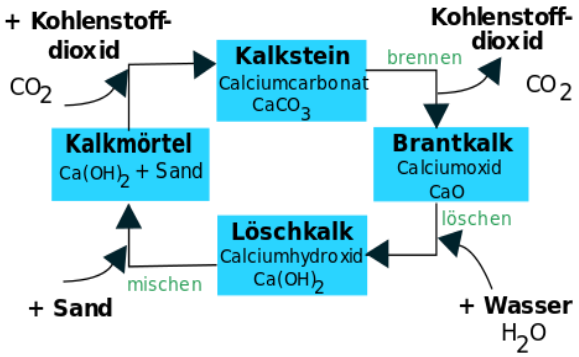


Abb. 1.51: Kalkkreislauf – Kalkstein wird zu Branntkalk, der sich mit Wasser (Symbol: H_2O), zu Löschkalk vereinigt, welcher unter Aufnahmen von Kohlendioxid (Symbol: CO_2) wieder zu Kalkstein zurückreagiert (Bildquelle: User Pete, wikimedia commons, https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Dead_sea_newspaper.jpg)

So ergibt sich ein Kreislauf:

$\boxed{CaCO_3} \rightarrow CaO + CO_2$	Herstellen von Branntkalk CaO
$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$	Herstellen von Löschkalk (Ätzkalk) $Ca(OH)_2$
$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow \boxed{CaCO_3} + H_2O$	Abbinden von Mörtel zu Kalkstein

Die Reaktion von Kalkwasser (Kalziumhydroxidlösung) mit Kohlendioxid zu Kalk wird als **Nachweisreaktion für Kohlendioxid** genutzt. So kann man CO_2 z.B. in der ausgeatmeten Luft nachweisen:

a) Herstellung von frischem Kalkwasser: Überschichte 2 Spatelspitzen CaO mit Wasser und schüttle kräftig. Filtriere die entstandene Lösung. Das Filtrat ist Kalziumhydroxidlösung und heißt Kalkwasser, weil diese Lösung mit Kohlendioxidgas CO_2 zu Kalk und Wasser reagiert (CO_2-Nachweis).
b) Salzbildung: Blase mit Hilfe einer Pipette mehrmals ausgeatmete Luft in die Lösung.
Beobachtung:a) Nur ein Teil des CaO löst sich in Wasser, b) Die Lösung färbt sich milchig-trüb

Kalk ist zu einem geringen Teil in Wasser löslich. Deshalb müssen z.B. Kaffeemaschinen, die kalkhaltiges Leitungswasser verkochen, von Zeit zu Zeit gereinigt werden. Viele **Entkalker** enthalten Säuren, die den Kalk auflösen.Auch Kohlensäure, die aus Wasser und Kohlendioxidgas entsteht, kann Kalk (Kalziumcarbonat, Formel. $CaCO_3$) wieder auflösen. Dabei entsteht das etwas leichter lösliche Salz Kalziumhydrogencarbonat („doppelt kohlensurer Kalk"):

Kalziumcarbonat + Kohlensäure → Kalziumhydrogencarbonat

$$CaCO_3 + H_2CO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$$

Es besteht aus Kalium- und aus Hydrogencarbonat-Ionen Ca^{2+} und HCO_3^-. In der Natur kommt es mineralisch als Calcit vor, wenn Kalk oder Marmor (Kalziumcarbonat $CaCO_3$) durch Einwirkung von Kohlensäure H_2CO_3 gelöst wird (Abb. 1.52).

Abb. 1.52: Ein Calcitkristall ausd China (Bildquelle: Von Rob Lavinsky, iRocks.com – CC-BY-SA-3.0, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=10137122)

Tabelle: Stoffsteckbrief von Calcit

Farbe	meist farblos, milchig weiß, grau, gelb, rosa, rot, blau, grün, braun bis schwarz
Dichte (g/cm^3)	2,6 bis 2,8; rein 2,715
Bruch	muschelig, spröde
Strichfarbe	weiß
Transparenz	durchsichtig bis undurchsichtig
Glanz	Glasglanz, auch Perlmuttglanz
Chem. Formel	$Ca(HCO_3)_2$
Ionen	Ca^{2+} und HCO_3^-

Eine Besonderheit von Calcitkristallen ist eine besonders hohe **Doppelbrechung** (Abb. 1.53):Ein Lichtstrahl, der nicht entlang der optischen Achse des Kristalls einfällt, wird in zwei Lichtbündel aufgespalten, einen ordentlichen und einen außerordentlichen Strahl. Das zeigt sich darin, dass bei einem bestimmten Blickwinkel jedes durch einen klaren Kristall beobachtete Objekt doppelt erscheint. Das ist eine zum Erkennen von Calcit sehr hilfreiche Eigenschaft, daher hat Calcit auch die Bezeichnung Doppelspat.

Abb. 1.53: Doppelbrechung von Licht (links) und von Laserlicht an einem Calcit-Einkristall
(Bildquellen: Links gemeinfrei, rechts von Jan Pavelka - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=45341180)

Gebildet wird das Calcit aus Salzlösungen, dier Kaslziumsalze und Hydrogencarbonat-Anionen enthalten:

$$\mathbf{Ca^{2+}_{aq} + 2\ HCO_3^-{}_{aq} \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2}$$

Das Lösungsgleichgewicht des schwer löslichen Salzes verlagert sich mit steigender Temperatur zunehmend auf die rechte Seite. So entstehen die Kristalle. Auch Lebewesen können in warmen Gewässern so mit geringem Energieaufwand Kalkgehäuse bilden. Und In Dampfkesseln und anderen Gefäßen, in welchen kalkhaltiges Wasser erhitzt wird, entsteht beim Abkochen „Kesselstein".

1.7.2 Gips, Bitter- und Glaubersalz – die Sulfate

Gips ist ein ebenfalls schwer wasserlöslixches Salz. Er hat die sehr geringe *Mohs*härte. Seine Dichte beträgt zwischen 2,2 und 2,4 g/cm³, und die Löslichkeit in Wasser beträgt nur etwa 2,1 g/L.Aus einer reiner, wässriger Lösung kristallisiert Kalziumsulfat $CaSO_4$unterhalb von 66 °C stets als Gips, weil Wasser im Ktristall eingebaut wird, und oberhalb von 66 °C als das Mineral Anhydrit.

Abb. 1.54: Gips kristallisiert als "Marienglas" und enthält dann im Kristall eingebaut zwei Mol Kristallwasser pro Mol (Abb. Gemeinfrei)

Stoffsteckbrief von Gips

Mohshärte	2
Dichte (g/cm³)	gemessen: 2,317; berechnet: 2,31
Farbe	farblos, weiß, gelblich, rötlich, grau, braun
Strichfarbe	weiß
Spaltbarkeit	z.T. sehr vollkommen, deutlich mit Faserbildung
Bruch	muschelig
Transparenz	durchsichtig bis undurchsichtig
Formel	$CaSO_4$ x 2 H_2O
chem. Name	Kalziumsulfat-dihydrat

Beim Erhitzen geht das Kristallwasser wieder verloren und es entsteht zuerst ein Hemihydrat (auch Halbhydrat oder gebrannter Gips genannt), das nur noch ½ mol Kristallwasser pro Mol Kalziumsulfat enthält. Gebrannter Gips hat die chemische Formel $CaSO_4 \bullet ½\ H_2O$. Bei weiterem Wasserverlust entsteht schließlich der unlösliche Anhydrit $CaSO_4$. Gips kann unter natürlichen Umständen einem gesteinsbildenden Vorgang unterliegen. Durch Verdunstung von calciumsulfathaltigem Meerwasser fallen Gips und Anhydrit aus. Im Nahbereich von solchen Lagerstätten findet man die kristallinen Neubildungen des Minerals Gips, das „Marienglas".

Im Mittelalter wurde gipshaltiges Gestein in Steinbrüchen oder bergmännisch abgebaut, sortiert und in Brechmühlen weiter zerkleinert. Die Gipsbrennereien betrieben Öfen, die mit Holz oder Torf geheizt wurden. Anschließend wurde der Gips in einer Gipsmühle fein gemahlen. Ein anderes Verfahren bestand darin, im Stollen ein Feuer anzufachen und anschließend den gebrannten Gips herauszuschlagen. Je nach Reinheit und Feinheit unterschied man Baugips, Estrichgips und Stuckgips.

Abb. 1.55: *Gipsbrennerei* (Gemälde, Abb. gemeinfrei)

Goethe, ein leidenschaftlicher Naturwissenschaftler und Chemiker, beschrieb die frühere, industrierlle Herstellung von Gips in seinem Roman „Die Wahlverwandtschaften":

> „*Was wir Kalkstein nennen, ist eine mehr oder weniger reine Kalkerde, innig mit einer zarten Säure verbunden, die uns in Luftform bekannt geworden ist. Bringt man ein Stück solchen Steines in verdünnte Schwefelsäure, so ergreift diese den Kalk und erscheint mit ihm als Gips; jene zarte, luftige Säure hingegen entflieht*" (damit meinte der dichtende Chemiker das Kohlendioxidgas).

Die Reaktion läuft deshalb gut ab, weil die Sulfationen SO_4^{2-} mit den Kalziumionen Ca^{2+} einen „Niederschlag" von Kalziumsulfat $CaSO_4$ bildet (Schwefelsäure H_2SO_4 ist außerdem eine starke Säure: Sie verdrängt die schwache Kohlensäure aus ihrem Salz, dem Kalziumcarbonat):

Schwefelsäure + Kalk → Gips + Kohlensäure (bzw. Kohlendioxid + Wasser)

$$\mathbf{H_2SO_4 + CaCO_3 \rightarrow CaSO_4\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow} \quad \text{bzw.:} \quad \mathbf{Ca^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow CaSO_4\downarrow}$$

Auch bei allen Abwasserreinigungsverfahren, wenn sulfathaltige oder schwefelsaure Abwässer mit Kalk „neutralisiert“ werden, entsteht Gips, denn auch hier reagiert Kalk zu Gips.Auch in **R**auchgas**e**ntschwefelungs**a**nlagen entsteht er bei der Reinigung von schwefeldioxid-haltigen Kohlekraftwerksabgasen („REA-Gips“, Abb. 1.56), und bei der Herstellung von Flusssäure HF aus Flussspat CaF_2 mit Hilfe von konzentrierter Schwefelsäure fällt Gips in einer Form an, die als „Anhydrit-Estrich“ in der Zement- und Bauindustrie verwendet wird. Diese Reaktion läuft ab nach dem Schema:

Abb. 1.56: Links REA-Gips aus einer **R**auchgas**e**ntschwefelungs**a**nlage, rechts ein um ca. 1870 aus Hochbrandgips gegossener Mauerstein
(Bildquellen links: Von indeedous/Wikimedia Commons, Attribution, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=27018016, rechts: Gipsmuseum Walkenried überhttps://www.flickr.com/photos/48336441@N04/4528927604/ (posted to Flickr by Gipsmuseum Walkenried at https://www.flickr.com/photos/48336441@N04/4528927604. It was reviewed on 22 June 2010 by FlickreviewR and was confirmed to be licensed under the terms of the cc-by-sa-2.0.)

Kalziumfluorid + Schwefelsäure → Kalziumsulfat + Flusssäure

$$CaF_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2\,HF,$$

denn auch hier vereinigen sich die Kalzium- und Sulfat-Ionen zum kaum wasserlöslichen Gips:

$$Ca^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow CaSO_4\downarrow$$

In der Bautechnik wird REA-Gips in Gipswandbauplatten für Zwischenwände und für Gipskartonplatten im Trockenbau verwendet. Durch Vermengen mit Kalk erzeugt man für Putz-, Mauer- und Stuckarbeiten Gipskalk, der länger verarbeitbar ist als reiner Stuckgips und formbar wie ein Teig wird, bevor er aushärtet. Da der abgebundene Gips eine gewisse Wasserlöslichkeit besitzt (von etwa 2,1 g/L, Lösevorgang: $CaSO_4 \rightarrow Ca^{2+} + SO_4^{2-}$), können Gipsbaustoffe überwiegend nur für den Innenausbau verwendet werden. Im Außenbereich (Regen) und in feuchten Kellern würde er bei schlechter Pflege oder Lüftung zu Verfärbungen und Verpilzungen neigen oder im Regen rissig und instabil werden, weil er wasseranziehend („hygroskopisch“) und zu einem ganz geringen Teil in Wasser löslich ist.
Weitere, wichtige Sulfate sind das Bittersalz $MgSO_4$ (ein Düngemittel für Nadelbäume), das Glaubersalz Na_2SO_4 (ein wirkungsvolles Abführmittel) und das wasserunlösliche „Malerweiß“ $BaSO_4$, ein Werißpigment für Anstrichfarben.

1.7.3 Vitriole und andere Buntmetallsalze

Wenn Kupfer mit Chlorgas reagiert entsteht ein grünes Salz, das Kupfer(II)-chlorid $CuCl_2$. Kupfer(II)-sulfat ist ebenfalls ein farbiges Salz – es ist blau. Auch andere Elemente der Nebengruppen wie z.B. Eisen, Kobalt, Nickel und Chrom bilden bfarbige Salze, denn sie gehören zu den Buntmetallen. Die **Buntmetalle** sind wie auch die Edelmetalle eine Untergruppe der Nichteisen- oder NE-Metalle. Diese unedlen Schwermetalle sind selbst farbig oder bilden farbige Legierungen (z.B. Messing, Bronze und Rotguss) und Salze (Abb. 1.57). Ihre oft auffällige Farbe führte zu der Bezeichnung Buntmetalle.
Viele Buntmetalle mit dem Sulfat-Anion SO_4^{2-} gehören zu den Vitriolen.

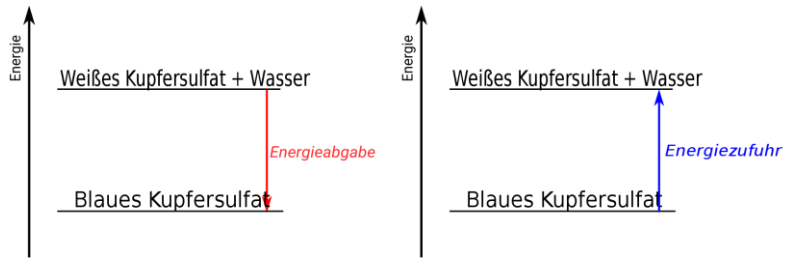
Abb. 1.57: Links Farbige Salze, rechts Buntmetalle und deren Legierungen als Münzmetalle (Bildquellen: links: Puppy8800, CC BY-SA 3.0 <https://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0>, via Wikimedia Commons, rechts eig. Foto)

Das wohl bekannteste **Vitriol** dürfte das blaue Kupfer(II)-sulfat sein („Kupfervitriol"), oder auch Eisenvitriol (ein Eisen(II)-sulfat-hydrat). Wenn man im Reagenzglas blaues Kupfersulfat (genauer chemischer Name: Kupfer(II)sulfat-pentahydrat) erwärmt (Wärmeenergie zuführt), dann wird es farblos und an der kalten Reagenzglaswand kondensiert Wasserdampf. Er stammt aus den blauen Salzkristallen. Er war hierin eingelagert und wird deshalb als Kristallwasser bezeichnet und im Name des Salzes als „hydrat" mit angegeben (vgl. Hydratisierung, Hydrathülle in Kap.1.5; ähnlich aberr farblos auch im Gips / Anhydrit, s.o.). Wenn das weiße Kupfersulfat (auch Kupfer(II)sulfat genannt) nach dem Abkühlen mit Wasser versetzt wird, dann entsteht wieder das blaue Kupfersulfat – und es wird wieder etwas wärmer. Der Vorgang der Kristallwasserabgabe ist umkehrbar:

Bei Energiezufuhr: **Kupfer(II)sulfat-pentahydrat** (blau)→ **Kupfer(II)sulfat** (weiß) **+ Wasser**
Bei Energieabgabe:**Kupfer(II)sulfat** (weiß) **+ Wasser**→ **Kupfer(II)sulfat-pentahydrat** (blau)

(Der Gehalt an chemischer Energie kann übrigens in einem Diagramm dargestellt werden. Wenn das reagierende Stoffgemisch Wärme von außen aufnimmt und als chemische Energie speichert, wird seine Gehalt an chemischer Energie größer – eine Reaktion unter **Energiezufuhr** (Aufnahme von Wärmeenergie): Der Pfeil im Diagramm geht nach oben:

Abb. 1.58: Wasserzugabe zu getrocknetem und somit wasserfreiem Kupfer(II)sulfat – das weiße Salz wird wieder blau (Abb. gemeinfrei)



Eine Reaktion, die unter Energiezufuhr abläuft, nennt man **endotherm**.
Wird der Gehalt an chemischer Energie kleiner, weil die reagierenden Stoffe Wärme abgeben, so findet eine **Energieabgabe** statt. Eine solche Reaktion nennt man **exotherm**. Das heißt so viel wie: „nach außen Wärme abgebend". Der Pfeil im Diagramm geht dann nach unten.)
Eine andere Gruppe von Buntmetallsalzen sind die **Alaune**. Sie enthalten ebenfalls Sulfat-Anionen und Kristallwasser, hier jedoch sind Buntmetall-Kationen mit der Ladungszahl 3+ enthalten und zusätzlich Alkali-Kationen. Aus einer Mischung wässriger Lösungen von z.B. Kaliumsulfat K_2SO_4 und Chrom(III)-sulfat $Cr_2(SO_4)_3$ können die gelösten Ionen K^+, Cr^{3+} und SO_4^{2-} das violette **Chromalaun** bilden:

$$\mathbf{K^+ + Al^{3+} + 2\ SO_4^{2-} + 12\ H_2O \rightarrow KCr(SO_4)_2 \times 12\ H_2O}$$

Die Formel von Chromalaun ist $KCr(SO_4)_2 \bullet 12\ H_2O$, das Zeichen •oder x (gelesen: „mit") gibt an, wieviel Mol Kristallwasser pro Mol Salz gebunden sind, hier kommen also 12 Mol Wasser auf 1 Mol Kaliumchrom(III)-sulfat bzuw. Je ein Mol K^+- und Cr^{3+}-Ionen. Die allgemeine Formel der Alaune ist: $\mathbf{X_2SO_4 \bullet\ Y_2(SO_4)_3 \bullet\ 24\ H_2O}$; dabei kann X z.B. ein Kation der Elemente K,Rb und Cs sein und Y z.B. Cr^{3+},Al^{3+},Fe^{3+} oder V^{3+}, vgl. Tabelle rechts).

Tabelle: Einige Vitriole und Alaune (vgl. Abb. 1.7 auf S.9 + Tabelle S.10)

Bunt-metallsalz-Gruppe	**Stoffname**	**Formel**(kann mit • oder x gebildet werden)
Vitriole	Kupfer- und Eisenvitriol (blau / grün) Bittersalz, Zinkvitriol (beide farblos) Kobaltvitriol Nickelvitriol	$CuSO_4 \times 5\ H_2O$, $FeSO_4 \times 7\ H_2O$ $MgSO_4 \times 7\ H_2O$, $ZnSO_4 \times 7\ H_2O$ $CoSO_4 \times 7\ H_2O$ (himbeerrot) $NiSO_4 \times 7\ H_2O$ (smaragdgrün)
Alaune	Alaun, Chromalaun, Eisenalaun	$KAl(SO_4)_2 \times 12\ H_2O$, $KCr(SO_4)_2 \times 12\ H_2O$, $KFe(SO_4)_2 \times 12\ H_2O$

Sonderformen von Buntmetallsalzen sind Mischoxide (**Spinelle**) wie das „Thénards Blau“ $CoAl_2O_4$ und das Rinmanns Grün“ $ZnCo_2O_4$ und „**Komplexsalze**“ wie das gelbe und rote Blutlaugensalz (chemisch: Kaliumhexacyanoferrat-II und –ferrat-III; Abb. 1.59):

Abb. 1.59: Gelbes und rotes Blutlaugensalz (links) und in der Mitte zwei komplexe Salze des Kupfers (Kupfervitriol und Kupfertetramminsulfat – hier ist statt Kristallwasser Ammoniak NH_3 im Kristall eingebaut, so dass die Farbe dunkelblau statt hellblau wird. Rechts zwei im Labor auf einer Magnesiarinne herstellbare Spinelle, darunter ein Salz mit dem farbigen Anion Chromat CrO_4^{2-}. Solche Reraktionen dienen in Labors dazu, in unbekannten Salzproben bestimmte Kationen nachzuweisen (“Analytische Chemie”. (Eig. Fotos).

Spinelle kristallisieren im kubischen Kristallsystem (ähnlich NaCl). Sie entwickeln allerdings überwiegend oktaedrische, selten auch würfelige Kristalle, die bis zu 30 cm groß werden können, kommen aber auch in Form körniger bis massiger Mineralverklumpungen vor (Aggregate). Durch Mischristalllbildung und häufiger Fremdbeimengung der Kationen von Fe, Cr, Zn, Co und Mn sind natürliche Spinelle von großer Farbenvielfalt. Viele sogenannte „Edelspinelle“ zählen zu den wertvollen Edelsteinen.
Komplexsalze sind Salze, in deren Anionen Metallkationen sitzen können, die mit bestimmten Molekülen (wie z.B. Wasser H_2O und Ammoniak NH_3) oder Anionen (wie dem Oxidion O^{2-} und dem Zyanidion CN^-) zu komplexen Ionen verbunden sind. Diese Komplexe werden in Formeln mit eckigen Klammern [] dargestellt (Beispiel: $K_4[Fe(CN)_6]$ im Kaliumhexacyanoferrat(II), hier sitzen jeweils ein Fe^{2+} und sechs CN^- -Anionen in einem komplexen Anion, das mit vier Kaliumionen K^+ ein Salz bildet). Komplexe sind oft intensiv farbig, aber auch kompliziert aufgebaut. Auch Vitriole, der rote Blutfarbstoff Hämoglobin, das Blattgrün Chlorophyll der Pflanzen und sogar ein Vitamin gehören zu dieser Stoffgruppe.

Andere Schwermetallsalze sind farblos und wasserunlöslich, so z.B. Silberchlorid (Abb. 1.60), aber auch umwelt- und gesundheitsschädlich. Extrem giftig sind wasserlösliche Verbindungen mit Kationen der Elemente Cd, Hg und Pb. Bei der Untersuchung unbekannter Salzproben lassen sich die Buntmetallsalze jedoch gut erkennen: Wenn man bestimmte chemische Reaktionen durchführt erkennent man diese Salze an ihrer Farbe (Abb. 1.62), ähnlich wie man Alkalimetall-Kationen an ihrer jeweiligen Flammfärbung erkennt. Solche Untersuchungen werden **Analysen** genannt.

Abb. 1.60: Das Mineral Chlorargyrit AgCl (Bildquelle: By Manfred Groß - http://www.mindat.org/photo-154780.html, CC BY-SA 3.0 de, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=18546914)

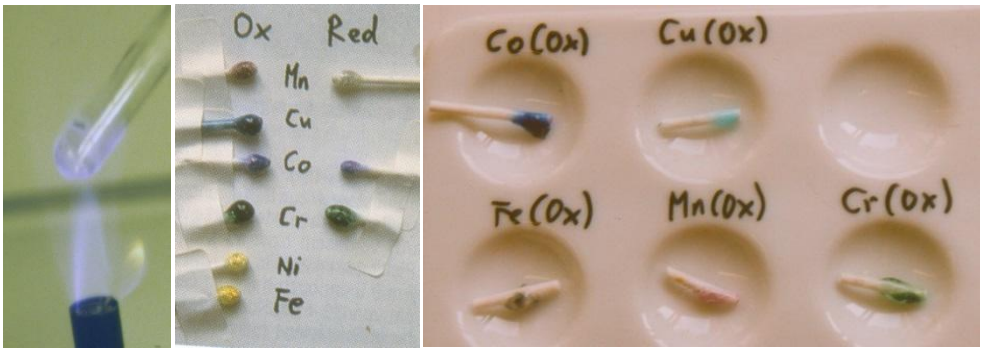


Abb. 1.61: Schwermetallsalz-Untersuchungen in einem Analytiklabor. Hier wird mit einer “Leuchtprobe” ein Zinnsalz nachgewiesen (links) und mit “Boraxperlen” auf Buntmetall-kationen untersucht (Mitte und rechts, eig. Fotos)

1.8 Drei Arten von chemischen Verbindungen

Insgesamt gibt es bei den chemischen**Verbindungen** drei große Gruppen:

- metallische Verbindungen (Verbindungen nur aus Metallen, **Legierungen**, z.B. Messing),
- ionische Verbindungen (Verbindungen von Metallen mit Nichtmetallen, **Salze**, z.B. Natriumchlorid),
- molekulare Verbindungen (Verbindungen nur aus Nichtmetallen, z.B. Kohlendioxid, Wasser, Zucker).

Salze sind allesamt ionische Verbindungen: Sie sind a) spröde (brüchig), b) weisen sehr hohe Schmelzpunkte auf und sind c) nur in Lösung oder Schmelze elektrisch leitfähig.

Ionische, kovalente und metallische Verbindungen haben jeweils ähnliche physikalische und chemische Stoffeigenschaften:

1. **Metalle** sind Elemente. Sie sind allesamt Stoffe a) mit hoher elektrischer Leitfähigkeit, b) verformbar, c) glänzend und d) sehr gute Wärmeleiter.
2. **Ionische Verbindungen** (Salze)
3. **Molekulare Verbindungen** sind allesamt elektrische Nichtleiter (Isolatoren). Sie bestehen aus Molekülen. Verbindungen mit kleinen Molekülen sind flüchtig (niedriger Siedepunkt), Verbindungen mit sehr großen Molekülen kunststoff- oder diamantartig (zersetzlich oder hoher Schmelzpunkt).

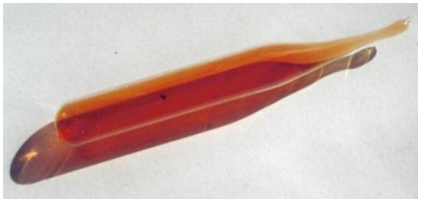


Abb. 1.62: Eine typische molekulare Verbindung ist Stickstoffdioxd NO_2 – ein braunes Giftgas, hier in einer Glasampulle (Eig. Foto)

Metallische Verbindungen (**Legierungen**) haben Eigenschaften wie Metalle. Solche Legierungen sind z.B. Bronze (aus Kupfer und Zinn), Messing (aus Kupfer und Zink), Kupfernickel, Weißgold (aus Gold und Silber), Rotgold (aus Kupfer und Gold) oder auch die Amalgame (aus Quecksilber und mindestens einem weiteren Metall).
Ionische Verbindungen (**Salze**) sind Verbindungen von Metallen mit Nichtmetallen. Die Metall-Ionen sind positive geladen (Katzionen), die Nichtmetall-Ionen negative (Anionen).

1.9 Lernzusammenfassung „Salze“

Das folgende Unterkapitel wiederholt noch einmal wichtige Lerninhalte für den Chemieunterricht in Klasse 8 und 9. Es ordnet die Salze in die Gruppen chemischer Verbindungen insgesamt ein (a) und bietet danach (b) eine Lernzusammenfassung.

a) Einordnug in die Gruppen chemischer Verbindunge

Elemente bilden chemische Verbindungen. Ihre Atome treten dabei über die Außenelektronen miteinander in Verbindung:

Nichtmetallatome untereinander – sie stehen im PSE oben rechts – bilden **Moleküle**, indem sich die Außenelektronen der beiden Bindungspartner paarweise „zusammentun“ (Sie bilden bindende Elektronenpaare, wobei sich die Außenschalen der Atome „überlappen“).

Metalle – sie stehen im Periodensystem der Elemente PSE links und unten – bilden mit Nichtmetallen Atomverbände aus geladenen Teilchen (**Ionenkristalle**: Die Metallatome geben ihre Außenelektronen an die Nichtmetallatome ganz ab, so dass sie dabei elektrisch aufgeladen werden).

Die Vereinigung von Elementen zu Verbindungen verläuft daher so, dass deren Atome je nach ihrer Stellung im PSE insgesamt **drei unterschiedlicheArten von Verbindungen** ausbilden können:

1. Metall + Metall → **Legierungen** (eine „metallische Bindung“ zwischen den Atomen)
2. Metall + Nichtmetall → **Salze** („ionische Bindung“ zwischen elektrisch geladenen Atomen)
3. Nichtmetall + Nichtmetall → **Molekulare Verbindungen** (eine „kovalente Bindung“ oder „Elektronenpaarbindung“ zwischen Atomen).

Diese **drei Arten von Verbindungen** haben jeweils typische Stoffeigenschaften:

1. **Legierungen** haben wie die Metalle **metallische Eigenschaften** (glänzend, verformbar, gute Leiter für Wärme und elektrischen Strom).
2. **Ionische Verbindungen** sind **salzartig** (hohe Schmelztemperaturen, als Feststoffe spröde und nicht leitfähig – außer in Schmelze und Lösung).
3. **Molekulare Verbindungen** sind **elektrisch nicht leitfähig** und flüchtig (haben also niedrige Siedetemperaturen) oder kunststoff- bis diamantartig.

Metallatome weisen wenig Außenelektronen auf. Sie geben diese leicht an Nichtmetallatome ab, weil diese die Anzahl ihrer Außenelektronen dabei auf acht ergänzen (Nach *Bohr*: Diese Atome besitzen nun eine „volle" Außenschale). Die durch **Abgabe oder Aufnahme von Außenelektronen** nun elektrisch aufgeladenen Atome werden **Ionen** genannt (Positiv geladene Atome und Atomverbände heißen Kationen, negativ geladene Teilchen heißen Anionen). Die Bildung von Ionen aus Atomen heißt **Ionisierung**.

Beispiel: Natriumatome haben nur ein Außenelektron. Es gibt dieses ab: $\mathbf{Na \rightarrow Na^+ + e^-}$

Die Außenschale im Chloratom ist mit sieben Elektronen fast voll besetzt. Eine voll aufgefüllte Schale (Edelgaskonfiguration) erreicht das Chloratom, indem es ein Elektron e^- aufnimmt und zum Chlorid-Anion wird:

$$\mathbf{Cl + + e^- \rightarrow Cl^-}$$

Die Natrium-Kationen und Chlorid-Anionen bilden dann den Natriumchlorid-Ionenkristall. Es fand also eine **Elektronen-Übertragung** statt („**Redox-Reaktion**", aus: **Red**uktion + **Ox**idation):

$$Na^{\bullet} \quad \cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$$

(Bildquelle NaCl-Bindung: CC BY-SA 2.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=71165)

Wichtig zu wissen ist hier:

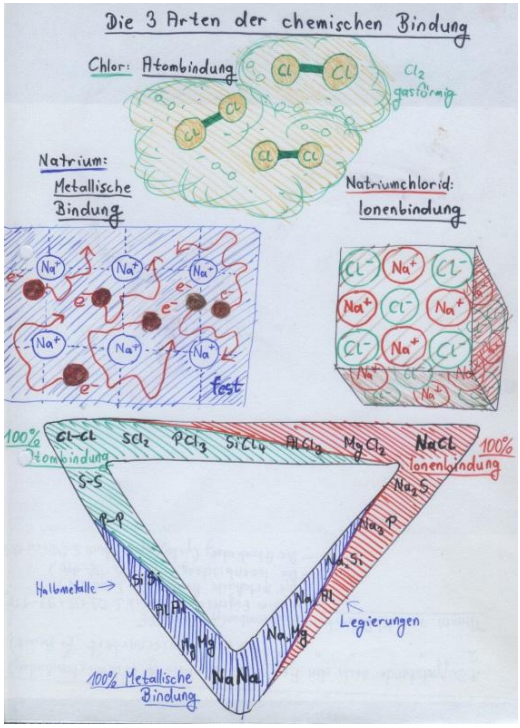
Eine **ionische (salzartige) Verbindung** entsteht, wenn **Metalle** mit **Nichtmetallen** reagieren. Dabei geben Metallatome Außenelektronen ab und werden zu **Kationen**, die Nichtmetallatome nehmen sie auf und werden zu **Anionen**.
Molekulare Verbindungen bilden sich nur zwischen **Nichtmetall(atom)en**.

Ionische, kovalente und metallische Verbindungen haben untereinander jeweils ähnliche physikalische und chemische Stoffeigenschaften – entsprechend der Art der Bindung, die die Atome miteinander eingehen:

1.) Die **metallische Bindung**: Metallatome haben in ihrer Atomhülle außen nur wenig Elektronen. Sie stellen sie dem Gesamtverband zur Verfügung (bewegliche Elektronen). Dadurch hält die Stoffportion zusammen, wird elektrisch leitfähig und glänzend (durch eine Wechselwirkung zwischen Lichtteilchen, die das Metallstück treffen, und Elektronen an dessen Oberfläche).

2.) Die **Ionenbindung**: elektrisch geladene Atome (Ionen) halten über elektrische Anziehungskräfte zusammen. Sie bilden Kristalle (salzartige Stoffe) mit hohen Schmelztemperaturen. Ein typisches Beispiel ist das Kochsalz (Natriumchlorid, aus Natriumkationen Na^+ und Chlorid-Anionen Cl^-).

3.) Die **Atombindung** (kovalente Bindung): Die Atome bilden Moleküle, indem sie Elektronen in ihrer äußeren Atomhülle gemeinsam nutzen. Stoffe aus kleinen Molekülen sind elektrische Nichtleiter und oft flüchtig (Niedrige Schmelz- und Siedetemperatur, Beispiele: Chlorgas Cl_2, Chlorwasserstoff HCl oder Wasser H_2O), Stoffe mit Riesenmolekülen sind wachs-, kunststoff- oder diamantartig (Beispiel: Polyethylen, hier weisen die Moleküle viele Tausend C- und H-Atome auf).



a) Die metallische Bindung:

In Metallen stellen die Atome ihre Außenelektronen nicht nur einzelnen Bindungspartnern, sondern allen Atomen im Atomverband zur Verfügung. Die Außenelektronen sind dadurch beweglich – und bewegliche elektrische Ladungen sind der Grund, warum Metalle den Strom leiten können und glänzen.

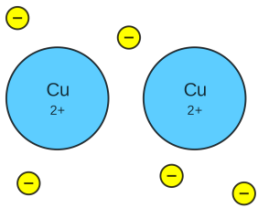


Abb. 1.63: Metallische Bindung (Public domain)

b) Die ionische Bindung:

Wenn Metallatome mit Nichtmetallatomen reagieren, dann geben sie ihre Außenelektronen ganz ab. Das Nichtmetallatom nimmt sie auf. Beide Teilchen werden dadurch zu elektrisch geladenen Ionen, zum Na^+-Kation und zum Cl^- -Anion, denn Reaktionen zwischen Metallatomen und Nichtmetallatomen verlaufen so, dass Elektronen komplett zwischen Atomen ausgetauscht werden (**Elektronenaustausch-** oder **Redox-Reaktion**): Das Metallatom gibt sie ab, das Nichtmetallatom nimmt sie auf. Dabei bilden sich **Ionen**: $\mathbf{Na + Cl \rightarrow Na^+ + Cl^-}$

Nach *Bohr* sind die Elektronen so auf Schalen aufgeteilt, dass die des Chlorid-Anions nach der Elektronenaufnahme voll ist (acht Außenelektronen, das Chloratom hatte sieben) und die des Natrium-Kations leer (Das Natriumatom hatte ja nur ein Außenelektron). Die Schale im Natriumkation darunter ist nun die neue Außenschale, sie hat ebenfalls Edelgaskonfiguration (8 Außenelektronen). Das folgende Schema zeigt den Übergang des Elektrons vom Metallatom Na zum Chloratom Cl, bei dem das Natriumkation Na^+ und das Chlorid-Anion Cl^- entstehen:

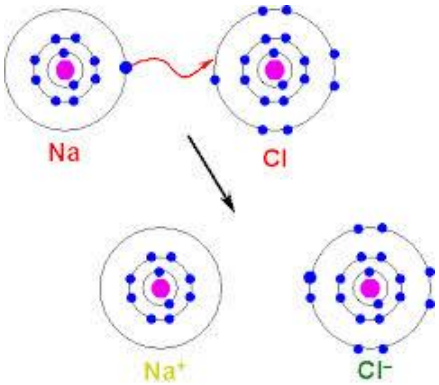


Abb. 1.64: Elektronenübergang vom Na- zum Cl-Atom

(Bildquelle: J:136401 - Own work, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=33082694)

Zusammengefasst kann man sagen:

Die **Ionenbindung** zwischen Natrium- und Chlor-Atomen kommt am Ende der Reaktion $\mathbf{Na + Cl \rightarrow Na^+ + Cl^-}$ dadurch zu Stande, dass sich die Kationen Na^+ und die Anionen Cl^- elektrisch anziehen – es wird sehr viel Energie freigesetzt. Dazu hatten die Natriumatome hatten zuvor ihre Außenelektronen an die Chloratome abgeben. Immer wenn ein Metall wie z.B. Natrium Na Elektronen e^- abgibt (Darstellung in Formeln: $\mathbf{Na \rightarrow Na^+ + e^-}$) und ein Nichtmatall wie Chlorgas Cl_2 sie aufnimmt (In Formeln: $\mathbf{Cl + e^- \rightarrow Cl^-}$), dann laufen fünf Einzelvorgänge ab:

1) Sublimation: Das Metall bildet unter Energieaufnahme einzelne Atome, es verdampft,
2) Elektronenabgabe: es bildet einzelne Na^+-Ionen („Oxidation“: $\mathbf{Na \rightarrow Na^+ + e^-}$),
3) Dissoziation: das Chlorgas, Symbol: Cl_2, bildet Einzelatome Cl: $\mathbf{Cl_2 \rightarrow 2\ Cl}$,
4) Elektronenaufnahme (Elektronenaffinität): $\mathbf{Cl + e^- \rightarrow Cl^-}$ und:
5.) Kristallbildung: die Na^+-Kationen und Cl^- -Anionen vereinigen sich unter Abgabe von Energie: $\mathbf{Na^+ + Cl^- \rightarrow NaCl}$.

Jeder einzelne Schritt verläuft unter Aufnahme oder Abgabe von Energie.

Die folgende Zusammenfassung gibt noch einmal die Regeln wieder, nach denen diese Art von Stoffumwandlungen ablaufen, die **Elektronenaustausch-** oder **Redox-Reaktionen**:

1) a) Verbindungen von **Metallen** mit **Nichtmetallen** sind **Salze** (ionische Verbindungen),
   b) Verbindungen von **Metallen** mit **Metallen** sind **Legierungen** (metallische Verbindungen)
   c) Verbindungen von **Nichtmetallen** mit **Nichtmetallen** sind **molekulare Verbindungen**.
2) Wenn Metalle chemisch reagieren (sich mit anderen Stoffen vereinigen / verbinden), dann geben ihre Atome die Außenelektronen aus der Atomhülle ab. Die Anzahl der **Außenelektronen** entspricht der **Hauptgruppen-Nummer** im Periodensystem (PSE).
3) Bei dieser **Elektronenabgabe** (**Oxidation, ox**) entstehen aus Metallatomen immer **Kationen** (positiv geladene Atomteilchen, die Ionenladung entspricht der Hauptgruppenzahl im PSE; bei Nebengruppen wird die Ionenladung als römische Ziffer in Klammern angegeben):
   Beispiele: $Na \rightarrow Na^+ + e^-$ $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2\ e^-$ $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2\ e^-$ [Kupfer(II)-Kation]

4) Nichtmetall-Atome nehmen ein oder mehrere Elektronen auf (Elektronenaufnahme = **Reduktion, red**). Sie werden zu **Anionen** (negativ geladene Teilchen, die Anzahl ihrer negativen Ladungen entspricht der Hauptgruppenzahl minus acht):
Beispiele: $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$ $O + 2\,e^- \rightarrow O^{2-}$ $S + 2\,e^- \rightarrow S^{2-}$ (Oxid-, Chlorid-, Sulfid-Anion)
Hauptgruppe VII Hauptgruppe VI (rechne: VI – 8 = -2)

5) Reduktion und Oxidation ergeben als Gesamtvorgang immer eine **Redox-Reaktion**.
Beispiel: $Na \rightarrow Na^+ + e^-$ und $Cl + e^- \rightarrow Cl^-$ ergeben: $Na + Cl \rightarrow Na^+\,Cl^-$

c) Die Atombindung (kovalente Bindung, Elektronenpaar-Bindung EPB):

Bei Stoffumwandlungen werden die kleinstmöglichen Stoffportionen (Atome, Moleküle, Ionen) umgruppiert. Nichtmetallatome untereinander verbinden sich dabei zu **Molekülen**, indem sie vereinzelte Außenelektronen gemeinsam nutzen. Dabei entstehen **bindende Elektronenpaare**.

Bei dem einfachsten Molekül, aufgebaut aus den beiden kleinstmöglichen Atomen, geschieht das, indem sich die zwei Wasserstoffatome H einander so weit nähern, dass das Außenelektron des Bindungspartners in die Elektronenhülle eindringt. Nun hat jedes Wasserstoffatom zwei Elektronen in der Außenschale – ein Elektronenpaar. Es wird gemeinsam genutzt („bindendes Elektronenpaar"), die beiden Bahnen „überlappen" sich (engl.: *orbit overlap*), ein **H_2-Molekül** entsteht (Abb. 1.65).

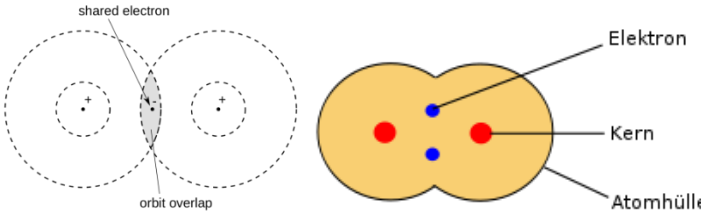


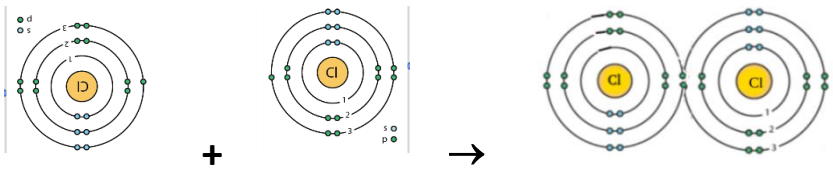
Abb. 1.65: H_2-Molekül aus zwei H-Atomen (Bildquelle: https://de.wikibooks.org/wiki/Datei:Schema_Wasserstoffmolek%C3%BCl.svg , gemeinfrei)

Reaktionen zwischen **Nichtmetall-atomen** und deren Verbänden (Molekülen) verlaufen so. Hier werden Elektronen gemeinsam genutzt: Zwei einzelne Außenelektronen, die zu je einem Atom gehören, bilden ein **bindendes Elektronenpaar**. Diese „**Elektronenpaar-Bindung**" (EPB) wird auch **kovalente Bindung** oder einfach **Atombindung** genannt. Sie hält die beiden Atome zusammen.
Zwei Wasserstoffatome H (je einzelnes Außenelektron bilden so ein Wasserstoffmolekül H_2, Abb. rechts). In Formelschreibweise wird der Vorgang so dargestellt:

H• +•H → H•— H (auch: **H_2**) – der Punkt • symbolisiert ein einzelnes Elektron e^-.

Jedes Wasserstoffatom **H·** hat nur ein Elekton. Ihm „fehlt" gewissermaßen ein zweites Elektron zum Erreichen des Idealzustandes, wie er im Heliumatom vorliegt („**Edelgaskonfiguration**"). Aber auch der Bindungs-Partner benötigt eines. Also wird ihm das eigene e- zur Verfügung gestellt und das des Partners mit benutzt. Das gemeinsam genutzte, **bindende Elektronenpaar**(die EPB) wird in Formelschreibweise als Strich **—** dargestellt, vereinzelte Elektronen als Punkt H·. Aus zwei H-Atomen **H•** und **•H** wird ein Gasmolekül **H – H**: **H· + H → H••H** bzw. **H – H**.

Entsprechendes gilt für Chloratome. Sie haben nach *Bohr* auf der Außenschale sieben Elektronen. Das jeweils siebte Elektron bildet mit dem Bindungspartner ein gemeinsam genutztes, bindendes Elektronenpaar, so dass es auf acht Außenelektronen kommt – die Edelgaskonfiguration des Argon-Atoms. Die beiden Cl-Atome sind nun zum Cl_2-Molekül verknüpft:



in Formeln auch:

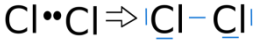


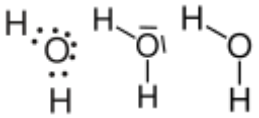
Abb. 1.66: Cl_2-Bildung (Bildquelle Chlor: By Yomomo - Own work, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=74856390)

Wie sich zwei Chloratome **Cl•** zu einem Chlormolekül **Cl-Cl** (bzw.: **Cl_2**) verbinden, so verbinden sich auch ein Wasserstoff- und ein Chloratom (Symbole: **H** und **Cl**) zu einem **H-Cl**-Molekül, oder auch zwei Sauerstoffatome O (mit je sechs Außenelektronen) zu einem **O_2**-Molekül.
In Symbolschreibweise wird das bindende Elektronenpaar (die Atombindung) zum Bindestrich:

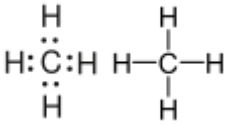
H• + •Cl → H-Cl bzw. H••Cl ⇨ H–Cl (wie: **Cl•** + **•Cl** → **Cl-Cl** bzw. Cl••Cl ⇨ Cl–Cl)

und **O:+:O→ O=O** bzw. :Ö::Ö: ⇨ O=O

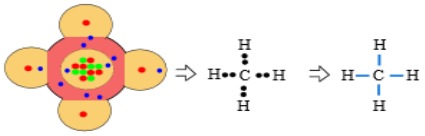
Dementsprechend stellt man dann auch die Verbände z.B. von zwei H-Atomen und einem O-Atom („Wassermolekül“ H_2O) und von vier H- und einem C-Atom („Methanmolekül“ CH_4) dar:



Wassermolekül: **H_2O**



Methangasmolekül: **CH_4**



(Bildquellen: HCl-Bildung: Von Sundance Raphael 16:18, 16. Nov. 2006 (CET) - "own work", https://de.wikibooks.org/w/index.php?curid=34621, Sauerstoffmolekül: https://de.wikibooks.org/wiki/Datei:Sauerstoff_Elektronenschreibweise.svg, Chlormolekül: https://de.wikibooks.org/wiki/Anorganische_Chemie_f%C3%BCr_Sch%C3%BCler/_Die_Atombindung#/media/File:Chlor_Elektronenschreibweise.svg, CH_4-Molekül unten rechts: https://de.wikibooks.org/wiki/Datei:Methan_Elektronenschreibweise.svg)

Im H_2- oder Cl_2-Molekül wird das bindende Elektronenpaar zwischen beiden Atomen gleichmäßig aufgeteilt (gleichgroße Anziehungskräfte), in HCl- und H_2O-Molekülen ist das nicht der Fall: Das Teilchen wird polar, d.h. es bildet einen Plus- und einen Minuspol aus:

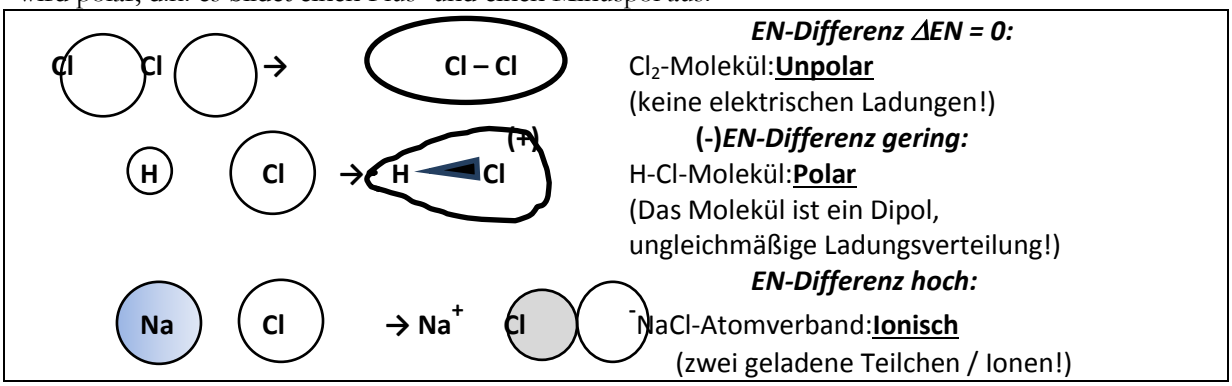


Abb. 68: Unpolare, polare und ionische Bindungen. Polare Bindungen weisen Puls- und Minuspole auf, ihre Moleküle sind Dipole (wie z.B. bei Magneten). Wenn die Elektronen GANZ zum Nichtmetallatom gehen, dann liegen zwei elektrisch geladene Teilchen vor – die Bindung ist ionisch.

Die **ElektronegativitätEN** eines Atoms gibt an, mit welcher Kraft ein Atom ein bindendes Elektronenpaar zu sich herüberzieht. Auch die EN eines Atoms ist, wie die Ionisierungsenergie, abhängig von der Stellung des Elementes im Periodensystem. Hier nimmt sie von unten nach oben und von links nach rechts zu – sie ist also beim Fluor am Größten: EN(F) = 4,0.

- Verbindungen mit sehr hoher **EN-Differenz** zwischen den Partnern wie z. B. Metallen und Nichtmetallen sind **ionisch**.
- Verbindungen zwischen Partnern mit nicht ganz so hoher EN-Differenz werden als **polar** bezeichnet, Verbindungen mit extrem geringer EN-Differenz als **unpolar**.

Unpolare Stoffe wie Chlor- und Wasserstoffgas haben niedrige Schmelz- und Siedetemperaturen, bei polaren Stoffen wie Wasser oder Chlorwasserstoff HCl liegen sie etwas höher. Bei **ionischen** Verbindungen liegen diese auf Grund hoher elektrischer Anziehungskräfte zwischen den Ionen sehr hoch: Kochsalz (Natriumchlorid NaCl bzw. Na^+Cl^-) wird erst über 800 °C flüssig.

Ähnlich wie Elektronegativität und Ionisierungsenergie wiederholen sich also auch die Stoffeigenschaften der Elemente und ihrer Verbindungen periodisch, in Abhängigkeit von der Stellung der Elemente im PSE. Entsprechendes gilt für analoge Verbindungen von Elementen (wie z. B. die Siedepunkte der

Halogenwasserstoffe). Die **EN-Differenz** bestimmt, wie stark der ggf. partiell ionische Charakter einer Elektronenpaarbindung ist. Das beeinflusst ihre Eigenschaften: je polarer die Moleküle sind, desto stärkere Bindungskräfte wirken zwischen den Teilchen.Die Stellung der Elemente im PSE bestimmt also die EN sowie die Eigenschaften ihrer chemischen Verbindungen.Wichtig zu wissen ist hier:

- Die **Ionisierungsenergie** eines Atoms gibt an, welche Energiemenge erforderlich ist, um ein Mol Atome zu ionisieren. Reaktionen der Elemente unter Elektronenabgabe (Oxidation) und Elektronenaufnahme (Reduktion) führen zur Bildung von Salzen (ionische Verbindungen).
- Die **Elektronegativität** (**EN**) eines Atoms gibt an, mit welcher Kraft es ein bindendes Elektronenpaar zu sich herüberzieht (molekulare Verbindungen).
- Der **Aufbau der Atome** bzw. ihre Stellung im PSE bestimmt die physikalischen und chemischen **Stoffeigenschaften der Elemente** und ihrer Verbindungen – z. B. die Fähigkeit, bindende Elektronenpaare anzuziehen (Elektronegativität) oder Elektronen abgeben zu können (Geringe Ionisierungsenergie: Metalle, Reduktionsmittel) oder aufnehmen zu können (Nichtmetalle, Oxidationsmittel).
- Verbindungen sind **metallisch**, **ionisch** oder **molekular**. Nichtmetallatome untereinander bilden Atombindungen aus – elektrisch neutrale Atomverbände mit bindenden Elektronenpaaren. Diese **Elektronenpaarbindungen** EPB können **unpolar** oder **polar** sein, je nach Elektronegativitätsunterschied der Bindungspartner.

b) Arten chemischer Reaktionen und Reaktionsgleichungen

1) Arten chemischer Reaktionen:

Einteilung im Blick auf Stoffe (**Stoffzerlegung, -vereinigung, -umgruppierung**) und ausgetauschte Teilchen:

a) **Fällungsreaktion** (**Ionen** werden ausgetauscht, Beispiel: $FeCl_2 + Na_2S \rightarrow FeS + 2\ NaCl$),
b) **Säure-Base-Reation** (Protolyse, Austausch von Protonen H^+ Beispiel: $2\ HCl + Na_2S \rightarrow H_2S + 2\ NaCl$),
c) **Redoxreaktion** (Elektronen e^- werden ausgetauscht, Beispiel: $Cl_2 + 2\ NaI \rightarrow I_2 + 2\ NaCl$),
d) **Komplexbildungsreaktion** (Austausch von Liganden, d. h. Molekülen oder Anionen mit freien e^- - Paaren).

Hinweis: In der Chemie der Kohlenstoffverbindungen (**Organik**) unterscheidet man Anlagerung (**Additionsreaktion**, A), Abspaltung (**Eliminierungsreaktion**, E) und Austausch (**Substitutionsreaktion**, S) von Atomen und Atomgruppen, die Angreifer sind dabei nukleophil oder elektrophil (sie suchen Nähe zu Atomkern, lat. *nucleus*, oder zu Elektronen) oder sie sind „radikalisch" (sie haben „ungepaarte Einzelelektronen").

2) Typische Produkte bzw. Reaktionen:

1) Metall + Metall → Legierung	
2) Metall + Nichtmetall → Ionische Verbindung (Salz)	*ist stets eine Redoxreaktion (Austausch v. e^-)*
3) Nichtmetall + Nichtmetall → Molekulare Verbindung	*ist fast immer eine Redoxreaktion*
4) Nichtmetalloxid + Wasser → Säure	
5) Metalloxid + Wasser → Metallhydroxid (Base)	*ist stets Säure-Base-Reaktion (Austausch H^+)*
6) Säure + Metall → Salz + Wasserstoff	*ist stets eine Redoxreaktion (Austausch e^-)*
7) Säure + Metalloxid → Salz + Wasser	*ist stets Säure-Base-Reaktion*
8) Säure + Metallhydroxid → Salz + Wasser	*ist eine Neutralisation / Säure-Base-R.*
9) Säure 1 (stärker) + Salz 2 → Salz 1 + Säure 2 (schwächer)	*ist stets eine Verdrängungsreaktion*
10) Base 1(stärker) + Salz 2 → Salz 1 + Base 2 (schwächer)	*ist auch eine Verdrängungsreaktion*

3) Erstellen von Reaktionsgleichungen (in Formeschreibweise):

a) Erstellen der **Formeln** der Ausgangsstoffe (links vom Reaktionspfeil) und Produkte (rechts)
b) **Ausgleichen** der Anzahl der Atome durch Voransetzen großer Zahlen („Koeffizienten"):
(bei Redoxreaktionen: ggf. Teilgleichungen für Elektronenabgabe = Oxidation, ox, und für Elektronenaufnahme = Reduktion, red)

Beispiel: Magnesiumverbrennung

Ausgangsstoffe: Magnesium (**Mg**) und Sauerstoff (**O_2**), Produkt: Magnesiumoxid (**MgO**)

„Wortgleichung“: **Magnesium + Sauerstoff → Magnesiumoxid**

Reaktionsgleichung in Formelschreibweise:

Ansatz: **x Mg + y O_2→ z MgO**

Oxidation: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + \mathbf{2}\ e^-$ (• **2**)

Reduktion: $O_2 + \mathbf{4}\ e^- \rightarrow 2\ O^{2-}$

Koeffizienten: x = 2, z = 2 Lösung: **Redox:2 Mg + O_2→ 2 MgO**

Reaktionsgleichung in Formeln: **2 Mg + O_2→ 2 MgO**

c) Lernzusammenfassung „Salze / ionische Verbindungen“

Eine große, wichtige Gruppe sind die **Salze**. Alle Salze haben bestimmte Stoffeigenschaften: Sie sind:

- brüchig (spröde, nicht verformbar),
- weisen hohe Schmelztemperaturen auf und
- ihre Kristalle leiten den elektrischen Strom nicht außer in wässriger Lösung oder als Schmelze, wobei sie sich chemisch zersetzen (Man nennt sie **Elektrolyte** oder auch Leiter **2. Ordnung**).

Der Grund für diese Eigenschaften liegt in ihrem Aufbau aus elektrisch geladenen Teilchen (Ionen). Entgegengesetzt geladene Ionen ziehen sich elektrostatisch an, gleichartig geladene Ionen stoßen sich ab:

- Bei einer Verformung geraten gleichartig geladene Ionen nebeneinander, stoßen sich ab und der Kristall zerbricht.
- Die durch die starken Anziehungskräfte gebildete Kristallstruktur, das Ionengitter, kann nur zerstört werden, indem extrem hohe Temperatzuren und damit Teilchenbewegungen erzeugt werden.
- Die Leitfähigkeit von Salzschmelzen und –lösungen beruht darauf, dass die Ionen hierin beweglich werden und sopmit Ladungen transportiert werden können.

Elektrisch geladene Atome und Atomverbände nennt man Ionen. Die Verbindung von Ionen zu einer Verbindung nennt man **Ionenbindung** (auch: **Ionische Verbindung, Salz**).

Die Anordnung von Ionen zu dreidimensionalen Gittern nennt man **Ionengitter**. Sie können zu sichtbar großen Salzkristallen heranwachsen. **Kristalle** sind geometrisch geformte Festkörper mit geraden Flächen.

Reines kristallines Natriumchlorid ist wie alle festen Salze elektrisch nicht leitfähig, da die Ionen unbeweglich im Kristall sitzen (Ionenbindung). Die elektrische Leitfähigkeit einer Salzschmelze steigt mit der Temperatur, da die zunehmende Wärmebewegung der Teilchen zum Verlust der kristallinen Anordnung führt. Die wässrige Lösung sowie die Schmelze leiten auf Grund der (elektrolytischen bzw. thermischen) Dissoziation von löslichen Salzen wie Natriumchlorid in bewegliche Einzel-Ionen den elektrischen Strom.

Es gibt fünf Möglichkeiten der Bildung von Salzen:

Metall + Nichtmetall → Salz
Metall + Säure → Salz + Wasserstoff
Metalloxid + Säure → Salz + Wasser
Metallhydroxid + Säure → Salz + Wasser
Metallhydroxid + Nichtmetalloxid → Salz + Wasser

Der **Lösevorgang** geschieht in zwei Schritten:

1. Zunächst erfolgt ein Aufbrechen des Ionengitters und ein Freisetzen der einzelnen Ionen. Dafür wird Energie benötigt, da elektrische Ladungen getrennt (auseinander gezogen) werden müssen. Dieser Vorgang wird **Dissoziation** genannt (Beispiele: $NaCl \rightarrow Na^{+} + Cl^{-}$ und $PbCl_2 \rightarrow Pb^{2+} + 2\ Cl^{-}$).
2. An die einzelnen, nun freien Ionen lagern sich aufgrund elektrostatischer Anziehung Wassermoleküle an, weil die insgesamt neutralen Wassermolküle kleine Plus- und Minuspole aufweisen (Abb. 1.35, **Hydratisierung** oder **Hydrathüllenbildung**). Dabei wird Energie freigesetzt.

Die Ursache für den zweiten Schritt liegt darin, dass auch die neutralen Wassermoleküle kleine Plus- und Minuspole aufweisen, weil ihre Elektronen im Molekül ungleich verteilt sind. Diese Pole und die Ionen ziehen sich gegenseitig an, so dass Hydrathüllen entstehen.

Den **Zerfall in Ionen** (elektrisch geladene Teilchen) beim Auflösen eines Ionengitters in Wasser nennt man **Dissoziation**. Die geladenen Teilchen können nun die Ladungen des elektrischen Stroms von der einen Elektrode zur anderentransportieren.

Summenformeln bestehen nur aus **Elementsymbolen** und **Zahlen**:

- Chemisch unzerlegbare Reinstoffe (Elemente) und deren kleinste Teilchen (Atome) werden mit Elementsymbolen abgekürzt.
- Stoffmengen- bzw. Atomzahlenverhältnisse in den Atomverbänden ihrer Verbindungen werden in Form kleiner Zahlen hinter die Symbole der Elemente gesetzt (Die Ziffer 1 lässt man weg).

Die Stoffmengenverhältnisse n/nkönnen aus den Masseverhältnissen m/mberechnet werden, wenn man weiß, welche Masse jeweils ein Mol eines Stoffes auf die Waage bringt (die Molare Masse $M = m/n$).

Eine Lösung mit einem maximal erreichbaren Gehalt an gelöstem Stoff X in einer bestimmten Menge der Lösung wird als **gesättigt** bezeichnet, der maximal erreichbare Gehalt als **Sättigungskonzentration** oder **Löslichkeit**. Lösungen können in Bezug auf ihre Konzentration an gelöstem Stoff allgemein drei **Sättigungsgrade** erreichen:

- **Ungesättigt** (Die Lösung kann weiteren Stoff lösen, ist „verdünnt")
- **gesättigt** (ihr Gehalt an gelöstem Stoff ist maximal, hat die höchstmögliche Konzentration erreicht, **Sättigungskonzentration** genannt)
- **übersättigt** (die Löslichkeit ist überschritten worden, z. B. auf Grund von Temperaturänderungen, und ihr Gehalt an gelöstem Stoff ist überhöht)

Gehaltsangaben dienen der Angabe mengenmäßiger Zusammensetzungen von Lösungen und anderen Stoffgemischen. Sie können in drei Formen vorgenommen warden, als **Anteil**, **Verhältnis** oder **Konzentration**:

- **Anteilsangaben** geben den Anteil des gelösten Stoffes <u>im Vergleich zur gesamten Lösung</u> an, also zur Summe aus Lösemittel Lm und gelöstem Stoff X.
- **Konzentrationsangaben** beziehen sich alle auf das **Volumen *V*(Lsg)** der Lösung.
- **Verhältnisangaben** hingegen setzen die Basisgrößen Masse, Volumen und Stoffmenge des gelösten Stoffes ins **Verhältnis** zu der entsprechenden Größe des Lösemittels.

Die Angabe des Gehaltes an Stoff **X** in der Lösung oder dem Stoffgemisch kann sich dabei auf drei Größen beziehen:

- auf die **Stoffmengen *n***,
- auf die **Massen *m*** oder
- auf die **Volumina *V*** der Stoffe.

Alle Alkalihalogenide sind wasserlösliche Salze. Kalk (Kalziumcarbonat) und Gips (Kalziumsulfat) sind zwei wasserunlösliche Salze. Solche Salze entstehen aus Metalloxiden oder –hydroxiden und Schwefelsäure (dann heißen sie Sulfate) bzw. Kohlensäuree (Carbonate),

Lehrpläne formulieren die Lernziele zum Thema Salze in Kurzform z.B. so (Die Angaben in Klammern sind die Seitenzahlen, auf denen Du bei Bedarf nocheinmal etwas dazu in diesem Kapitel nachlesen kannst):

Salze und Ionen:
– Ionenbindung: Anionen, Kationen, Ionengitter, Ionenbildung
– Eigenschaften von Ionenverbindungen: Kristalle, Leitfähigkeit von Salzschmelzen/-lösungen
– Gehaltsangaben (Konzentrations- und Anteilsangaben)
– chemische Formeln (Verhältnisformeln): Gesetz der konstanten Massenverhältnisse, Atomanzahlverhältnis, Reaktionsgleichung

- Stoffeigenschaften von Salzen wie z.B. Kristallform und Schmelztemperatur kann man mit ihrem Aufbau aus Ionen und der Ionenbindung (elektrische Anziehung zwischen den Salzteilchen) erklären (Anhand der Eigenschaften der Salze lassen sich Rückschlüsse auf die Stärke der elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den Ionen ziehen, denn Veränderungen der Elektronenanordnung (Konfiguration) sind mit Energieumsätzen verbunden.). (hierzu siehe im Buch z.B. auf Seite 11, 12, 27, 28 und 37)
- Die Salzbildung kann man unter Einbezug energetischer Betrachtungen auch mit Angabe einer Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise erläutern:Die Ionenbindung ist eine wesentliche Art der chemischen Bindung zwischen zwei Atomsorten bzw. Elementen, denn durch den Aufbau der Salze aus Ionen kann man die charakteristischen Eigenschaften der Salze wie z.B. die Bildung von Kristallen und die elektrische Leitfähigkeit von Salzschmelzen und -lösungen erklären.
(hierzu siehe ebenfalls S. 27, 28 und 37)
- Den Gehalt von Salzen in einer Lösung kann man durch Eindampfen ermitteln. (s. S.32,34,39f)
- Das Gesetz der konstanten Massenverhältnisse kann man z.B. an einem Metallsulfid erklären: Ein Metall verbindet sich mit Schwefel zu einem bestimmten Sulfid immer in einem bestimmten, gleich bleibenden Massenverhältnis (Die quantitativen Untersuchung chemischer Reaktionen führt zum Gesetz der konstanten Massenverhältnisse, das auf konstante Atomanzahlverhältnisse schließen lässt und die Herleitung von Verhältnisformeln und Reaktionsgleichungen erlaubt.). (s.S.18,19+21)
- Durch die Berechnung der Stoffmengenverhältnisse aus den Massenverhältnissen der Elemente in einer Verbindung kann man die chemische Verhältnisformel dieser Verbindung herleiten.
(s. S.19ff)

(nach dem Lehrplan für Klasse 8-10 in NRW)

1.10 Aufgaben zum Thema Salze

Mit diesen Üb(erleg)ungsaufgaben kannst Du Dein Wissen zum Thema Salze überprüfen:

1) Erkläre die jeweils richtigen Begriffe in jeweils einem Satz:
Salz, Ion, Kation, Anion, ionische Bindung, Ionengitter, Elektrolyt, Formel, Reaktionsgleichung, Löslichkeit, Dissoziation, Hydratation, Gehaltsangabe (von Salzen in Lösungen)
2) Vervollständige in der folgenden Tabelle die leeren Felder mit den Namen und/oder Formelzeichen der Salze und ihrer Ionen:

	Cl^- Chlorid	**O^{2-}** ….	… ……	**SO_4^{2-}** ….	**CO_3^{2-}**Carbonat
Na^+			Na_2S Natriumsulfid	Na_2SO_4 …	
K^+			K_2S …		
Ca^{2+}			CaS …		
Cu^{2+}		CuO			
Fe^{3+}			*(existiert nicht)*	$Fe_2(SO_4)_3$	*(existiert nicht)*

3) Aus welchen drei Bestandteilen bestehen alle wässrigen Salzlösungen?
4) Wie benennt man Verbindungen aus einem Metall und:
a) einem Nichtmetall,
b) einem Nichtmetall und Sauerstoff als zweitem Nichtmetall?
5) Wie bestimmt man die Ionenladung eines Ions von:
a) einem Hauptgruppen-Metall?
b) einem Nichtmetall in einer ionischen Verbindung?
c) einem Nebengruppenmetall in Verbindung mit Nichtmetall-Anionen?
6) Wie erstellt man die Formel eines Salzes?

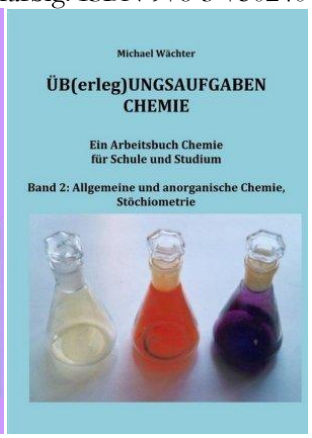
1.11 Lösungen zu den Aufgaben zu Kap. 1

Lösungshinweise / Lernhilfen:
Die Erklärungen zu den in den Aufgaben gestellten Fragen finden sich:

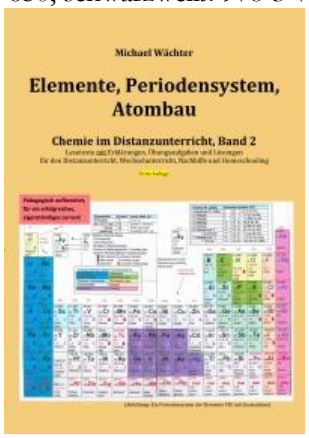
- Zu Stoffeigenschaften von Kochsalz siehe S. 9+11 (Analyse/Synthese und ionische Bindung: S.27+37f),
- Ionenbildung als Ursache von Leitfähigkeit s.S.11+12, Entstehung von Ionen durch Elektronenabgabe und –aufnahme (Redoxreaktionen): S.16
- Eigenschaften von Salzen s.S.27-33 (auch periodische Eigenschaftsänderungen; Schmelz- und Siedetemperatur S. 29, Sprödigkeit S.31, Löslichkeit S. 31+34, Lösevorgang S. 33+37, Leitfähigkeit und Elektrolyse S.35f, Ionengitter S.37f),
- Reaktionsgleichungen: S. S.16+24,
- Formeln von Salzen: S.18-20,
- Die wichtigsten Ionen: S.22f+27,
- Möglichkeiten der Salzbildung: S.25f

Wenn beim Lesen des Textes Verständnisschwierigkeiten bei den Grundlagen aus der vorhergehenden Klasse aufgetreten sind (Elemente, Periodensystem, Atombau), dann solltest Du auch diese noch einmal wiederholen. Hierzu gibt es aus dieser Reihe „Chemie im Distanzunterricht“ der Vorläufer-Band 2: Elemente, Periodensystem, Atombau (ISBN: 9783753148243).
Wenn weitere Übungs- und Überlegungsaufgaben MIT ausführlichen Lösungshinweisen und allen Lösungen, zahlreichen Lernhilfen und guten Erklärungen benötigt werden, dann bietet sich das jeweilige Arbeitsheft aus der Lernhefte-Reihe von M. Wächter:Üb(erleg)ungsaufgaben Chemie an, z.B. Band 1: Grundlagen der Chemie (farbig bebildert: ISBN: 978-3-750240-42-1, preiswerter in schwarzweiß: ISBN 978-3-748539-42-1), oder Bd.2: Allgemeine und Anorganische Chemie, Stöchiometrie (mit Hilfen zum chemischen Rechnen = Stöchiometrie; farbig: ISBN 978-3-750240-650, schwarzweiß: 978-3-748539-46-9)

Üb(erleg)ungsaufgaben Chemie: Bd.2: Allgemeine und Anorganische Chemie, Stöchiometrie (farbig bebildert: ISBN 978-3-750240-650)



Band 2: Allgemeine und Anorganische Chemie, Stöchiometrie (preiswerter in schwarzweiß: 978-3-748539-46-9)



Aus dieser Reihe „Chemie im Distanzunterricht“ der Vorläufer: **Band 2: Elemente, Periodensystem, Atombau** (ISBN: 9783753148243)

HINWEIS:
Eine wertvolle **Zusammenfassung des ganzen Lernstoffs**, kurz und knapp, findet sich in dem Taschenbuch **M. Wächter: Merksätze und Formeln Chemie**, epubli 2019, ISBN 9783748550129 zu 8,- € (auch als ebook erhältlich), ausführlicher auch als **Nachschlagebuch** in: **Fachbegriffe der Chemie**, ISBN: 9783752965704.
Allgemeine **Lerntipps für alle Fächer**bietet: M. Wächter,**Das Lernen Lernen**. Lernhilfen und Testaufgaben – ein Arbeitsbuch für Schule und Studium (epubli 2019, ISBN 9783753104713). Alle Lernhilfen sind im Netz erhältlich über: **https://www.epubli.de/shop/autor/Michael-Wächter/28316**

Lösungen zu den einzelnen Aufgaben:
1) Diese Angaben findest Du in der Lernzusammenfassung S. 53-55; Stichworte zur Lösung sind:
Salz = Metall-Nichtmetall-Verbindung (bzw. aus Ionen),
Ion = geladenes Teilchen , Kation = positiv geladen, Anion = negativ geladen,
ionische Bindung = aus Kationen und Anionen unter Zusammenhalt auf Grund elektrischer (elektrostatischer) Anziehungskräfte, Ionengitter = geordnetes Gebilde aus Ionen auf Grund elektrischer (elektrostatischer) Anziehungskräfte, Elektrolyt = elektrischer Leiter auf Grund von Ionen (Materie- und Ladungstransport nur gleichzeitig möglich),

Formel = Symbol eines Reinstoffes und gebildet aus den Elementsymbolen und kleinen tiefgestellten Zahlen für das Atomzahlen- bzw. Stoffmengenverhältnis,
Reaktionsgleichung = Symbol einer chemischen Reaktion in Form von Ausgangs- und Endstoffen und Reaktionspfeil (die Stoffe können auch in Form von Formeln oder auch nur in Form der ragierenden Ionen enthalten sein),
Löslichkeit = Angabe der maximal löslichen Masse eines Stoffes in g pro 100 mL Wasser, Dissoziation = Zerfall eines Salzes (z.B.beim Lösen in Wasser) in einzelne Ionen,
Hydratation = Bildung von Hüllen aus Wasserteilchen um einzelne, gelöste Teilchen auf Grund von elektrostatischen Anziehungskräften zwischen Wassermolekülen und den einzelnen Ionen,
Gehaltsangabe (von Salzen in Lösungen) = Angabe der Menge eines Stoffes, die in einer bestimmten Menge der Lösung enthalten ist

2)

	Cl^- Chlorid	**O^{2-}**Oxid	S^{2-}Sulfid	**SO_4^{2-}**Sulfat.	**CO_3^{2-}** Carbonat
Na^+	NaCl Natrium-chlorid	Na_2O Natrium-oxid	Na_2S Natrium-sulfid	Na_2SO_4 Natrium-sulfat	Na_2CO_3 Natrium-Carbonat (Soda)
K^+	KCl Kalium-chlorid	K_2O Kalium-oxid	K_2S Kalium-sulfid	K_2SO_4 Kalium-sulfat	$K_2\ CO_3$ Kalium-Sulfat (Pottasche)
Ca^{2+}	$CaCl_2$ Kalzium-chlorid	CaO Kalzium-oxid	CaS Kalzium-sulfid	$CaSO_4$ Kalzium-sulfat, Gips	$Ca\ CO_3$ Kalzium-sulfat, Gips
Cu^{2+}	$CuCl_2$ Kupfer(II)-chlorid	CuO Kupfer(II)-oxid	CuS Kupfer(II)-sulfid	$CuSO_4$ Kupfer(II)-sulfat	$Cu\ CO_3$ Kupfer(II)-sulfat
Fe^{3+}	$FeCl_3$ Eisen(III)-chlorid	Fe_2O_3 Eisen(III)-oxid	*(existiert nicht)*	$Fe_2(SO_4)_3$ Eisen(III)-sulfat	*(existiert nicht)*

3) Aus Wassermolekülen, Kationen und Anionen.

4a) Name des Metalles (vorne), des Nichtmetalles (in lateinischer Form: ox für Sauerstoff, sulf für Schwefel) und mit der Endung –id

4b) Name des Metalles (vorne), des Nichtmetalles (in lateinischer Form: ox für Sauerstoff, sulf für Schwefel) und mit der Endung –at (bei höchstmöglicher Anzahl von Sauerstoffatomen, bei etwas weniger Sauerstoff: Endung –it)

5) Siehe Seite 20:

Chemisch unzerlegbare Reinstoffe (Elemente) und deren kleinste Teilchen (Atome) werden mit Elementsymbolen abgekürzt. Stoffmengen- bzw. Atomzahlenverhältnisse in den Atomverbänden ihrer Verbindungen werden in Form kleiner Zahlen hinter die Symbole der Elemente gesetzt (Die Ziffer 1 lässt man weg). Die Stoffmengenverhältnisse können aus den Masseverhältnissen berechnet werden, wenn man weiß, welche Masse jeweils ein Mol eines Stoffes auf die Waage bringt (die Molare Masse M = m/n).

Bei Hauptgruppenelementen wird die Ladung des Metalls meistens nicht angegeben: diese Metalle können immer nur Ionenladungen annehmen, die der Hauptgruppenzahl und damit der Anzahl ihrer Außenelektronen entsprechen.

Nebengruppen-Metalle haben unterschiedliche Ladungszahlen. Die Ladung ihrer Ionen kann man aus den Formeln berechnen, und zum Aufstellen der Formeln ist es von Vorteil, wenn man die der Bindungspartner kennt, also der Nichtmetall-Anionen. Hier gibt es eine wichtige Regel:

Die Ladung der Nichtmetallionen in ionischen Verbindungen aus nur zwei Elementen entspricht immer der Hauptgruppenzahl minus Acht.

Die Summe aller Ionenladungen einer ionischen Verbindung ist immer Null – der Salzkristall insgesamt ist ja elektrisch neutral. Da sich die Ladungen ausgleichen, kann man also die unbekannten Ladungen der Nebengruppenmetalle ausrechnen:

6) Siehe Seite 18+19: Die Elementsymbole des Kations (vorne, links) und des Anions (hinten, rechts) werden notiert. Dann werden deren Ladungszahlen ermittelt (s.o. Aufgabe 5) und von jedem der beiden Ionen so viele genommen, dass sich das kleinste gemeinsame Vielfache ergibt und die positiven und negativen Ladungen ausgeglichen sind. Diese Stoffmengen- bzw. Atomzahlenverhältnisse in den Atomverbänden ihrer Verbindungen werden in Form kleiner Zahlen hinter die Symbole der Elemente gesetzt (Die Ziffer 1 lässt man weg). Die Stoffmengenverhältnisse können aus den Masseverhältnissen berechnet werden, wenn man weiß, welche Masse jeweils ein Mol eines Stoffes auf die Waage bringt (die Molare Masse $M = m/n$).

Kap. 2: Säuren

2.1 Säuren im Alltag

Sie sind in Lebensmitteln und Getränken für den sauren Geschmack, zum Einlegen von Speisen für das Konservieren (Haltbarmachen), im Magen für die Verdauung und in alten Autobatterien zur Stromerzeugung: Säuren. Zitronensäure, Essig, Magensäure, Batteriesäure – es gibt Stoffe, die sind „echt **ätzend**" – sie greifen andere Stoffe unter Aufbrausen an und lösen sie auf: Essig reagiert mit Natron und Soda zu Kohlensäure, Salzsäure mit Eisenpulver zu Wasserstoffgas und Eisensalzen. Einige dieser ätzenden Stoffe schmecken in stark verdünntem Zustand sauer, andere nach Seifenlauge – und konzentrierte Säuren oder Laugen sind hochgefährlich und unter Umständen sogar tödlich: Sie verätzen sofort die Zunge und Schleimhäute.

Abb. 2.1: Warnzeichen für ätzende Säuren und Basen (links), Reaktion von Salzsäure mit Ammoniakwasser unter Bildung von Salmiaksalz-Rauch (Mitte) und von konz. Schwefelsäure mit Papier (Verkohlung; Abb. gemeinfrei).

Um „**Säuren**" zu beschreiben, ging man schon in der Antike vom sauren Geschmack aus, wusste aber auch schon, dass Säuren Metalle und Carbonate angreifen können (Dass man das Aufbrausen dieser gasbildenden chemischen Reaktion schon vor über 2000 Jahren kannte, zeigt folgender Vergleich: „Wie einer, der jemandem an einem kalten Tage das Kleid auszieht oder Essig auf Natron gießt, so ist derjenige, der einem missmutigen Herzen Lieder singt." Er steht in der Bibel, im Buch der Sprüche, Kap. 25, V.20). Dieses Kapitel erklärt kurz, was Säuren sind.

2.2 Säuren nachweisen

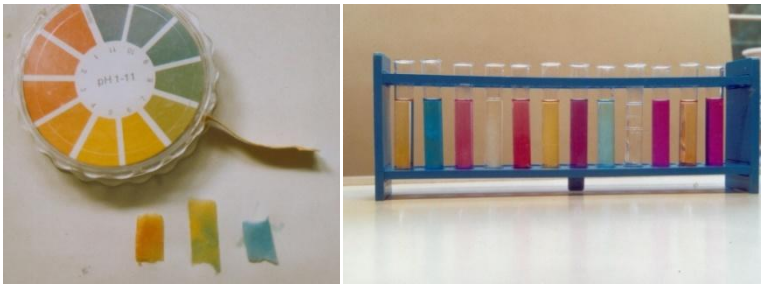


Abb. 2.2: Nachweis von Säuren mit Indikatoren. Beim Universal-indikatoprpapier UIP links zeigen orange und rote Farbtöne Säuren an (pH-Wert unter 7) und blaue Farbtöne Laugen (pH-Wert über 7). Rechts zeigen einzelne, verschiedene Flüssig-Indikatoren durch Farbumschlag an, wenn Säuren oder Laugen in den Lösungen enthalten sind (Eig. Fotos).

Säuren werden wegen ihrer ätzenden Eigenschaft nicht über ihrehn Geschmack nachgewiesen: Sie können die Zunge, Schleimhäutte und auch die Augen schwer verletzen. Stattdessen nimmt man Stoffe zur Hilfe, deren Farbe in Gegenwart von Säuren umschlägt. Ein solcher Stoff ist z.B. im Rotkohl: Die Pflanze selbst wächst mit blauvioletten Blättern heran (neutral, in Bayern: „Blaukraut" genannt), aber wenn sie in der Küche mit Essig zubereitet wird, dann wird sie rot – und mit Natron- oder Sodapulver sogar blaugrün. Solche Stoffe, die in Gegenwart von Säuren oder Laugen Farbumschläge zeigen, werden **Indikatoren** genannt (Abb. 2.2).

Säuren reagieren aber auch mit unedlen **Metallen** (s.o. S.25f) und mit **Kalk** und anderen Carbonaten (S.41/42). Dabei entstehen jeweils **Gase**, so dass Säuren mit diesen Reaktionen gut erkannt werden können (**Nachweisreaktionen**):

Unedles Metall + Säure → Salz + Wasserstoff z.B.: $\mathbf{Mg + 2\,HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow}$

Carbonat + Säure → Salz + Kohlensäure z.B.: $\mathbf{CaCO_3 + 2\,HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2CO_3}$

- wobei die instabile Kohlensäure sofort in Wasser und Kohlendioxid zerfällt: $\mathbf{H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow}$

Diese Reaktion tritt z.B. auf, wenn Schwefelsäure mit Kalk zusammengegeben wird (s.o. auf S.43-45):

Schwefelsäure + Kalk → Gips + Kohlensäure $\mathbf{H_2SO_4 + CaCO_3 \rightarrow CaSO_4\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow}$

Im Labor verwendet man zum Nachweis von Säuren Indikatorpapier, weil es die in Säuren enthaltenen H_3O^+-Ionen anzeigt, oder auch pH-Messelektroden. Die Versuchsvorschrift für einen Nachweis ist:

V1: H_3O^+-Nachweis in Salzsäure
Chemikalien: 5 %ige HCl, NaCl-Lösung
Durchführung:
a) Legen Sie einen ca. 1 cm langen Streifen Indikatorpapier in ein Schälchen der Tüpfelplatte oder in ein Uhrglas. Das Papier nimmt, nachdem Sie es über den Glasstab mit 1 Tropfen dest. H_2O angefeuchtet haben, einen gelblichgrünen Farbton an, dem Sie durch Vergleich mit einer Farbskala auf der Indikatorpapierbox den pH-Wert 7 zuordnen können.
b) Geben Sie mit dem Glasstab auf einen zweiten Indikatorpapierstreifen 1 Tr. 5 %ige HCl. Sie beobachten eine Rotfärbung, der zugehörige pH-Wert liegt bei 1 oder kleiner als 1.
c) Um zu beweisen, dass die Farbänderung durch die Hydroniumionen und nicht durch die Chloridionen der Salzsäure hervorgerufen wird, geben Sie auf einen dritten Indikatorpapierstreifen einen Tr. NaCl-Lsg.. Es tritt keine Rotfärbung auf, der pH-Wert der Lsg. beträgt 7.
Hinweis: Salzsäure HCl ist die wässrige Lösung von Chlorwasserstoffgas HCl. Das Gas dissoziiert in Wasser in Ionen, ähnlich wie ein Salz: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$. Die abgegebenen Protonen bilden Hydroniumionen:
$H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$ (Gesamtgleichung: $HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$). Auch andere Säuren wie z.B. Salpetersäure HNO_3 reagieren so: $HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$.
Entsorgung: Hausmüll.

V2: H_3O^+-Nachweis in Schwefelsäure und in $NaHSO_4$-Lösung
Chemikalien: 5 %ige H_2SO_4, $NaHSO_4$, Na_2SO_4
Durchführung: Auf je einen Indikatorpapierstreifen, der im Schälchen einer Tüpfelplatte oder in einem Uhrglas liegt, wird **a)** 1 Tr. 5 %ige H_2SO_4, **b)** eine Mikrospatelspitze $NaHSO_4$ und 1 Tr. entmin. H_20, **c)** 1 Tr. Na_2S0_4-Lsg. gegeben. Nur in den Fällen a) und b) wird eine Rotfärbung (pH < 7) beobachtet. Na_2S0_4-Lsg. reagiert neutral.
Hinweise: Im Gegensatz zum Chlorwasserstoff oder zur Salpetersäure kann ein Schwefelsäuremolekül bei der Reaktion mit Wasser zwei Protonen abgeben:
$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ $\quad$ $H_2SO_4 + 2\,H_2O \rightarrow H_3O^+ + HSO_4^- + H_2O \rightarrow 2\,H_3O^+ + SO_4^{2-}$
Das Anion HSO_4^- wird Hydrogensulfat genannt, das Anion SO_4^{2-} Sulfat (Sulfid ist S^{2-}).
Entsorgung: Hausmüll.

Diese Versuchsvorschrift gibt Hinweise darauf, weshalb Säuren diese Hydronium-Ionen H_3O^+ enthalten: Säuren enthalten H^+-Teilchen, zeigen in Wasser Dissoziation wie Salze (vgl. S. 39, Kap.1.5) und geben ihre H^+-Teilchen an Wassermoleküle ab: $H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$). Dieser Vorgang wird in den folgenden Unterkapiteln 2.4+5 beschrieben, zunächst werden in Kap. 2.3 einige wichtige Säuren vorgestellt.

2.3 Salz-, Schwefel- und andere Säuren

Salzsäure ist eine glasklare, ätzende Flüssigkeit mit durchdringend, stechend scharfem Geruch. Konzentrierte Salzsäure gibt ein Gas frei. Dieses Chlorwasserstoffgas HCl ist ebebfalls stark ätzend und es löst sich extrem gut in Wasser.
Salzsäure kommt verdünnt im **Magensaft** vor. Hier zersetzt sie Eiweiße, tötet Bakterien aus der Nahrung ab und schafft eine saure Umgebung, in der Verdauungsenzyme wie Pepsin die Nährstoffe abbauen können.

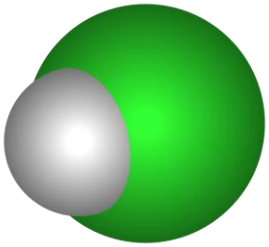
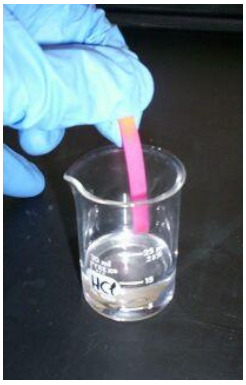



Abb. 2.3: Salzsäure (links), Modell des HCl-Moleküls (Mitte) und Nachweis der Säure bzw. ihrer H_3O^+-Teilchen mit dem UIP (rechts; alle Abb. gemeinfrei)

In der Industrie dient sie der Aufbereitung von Erzen und als **Entkalker**, z.B. bei der Reinigung von Fugen auf dem Bau. Salsäure greift Marmor, Kalk und alle anderen Carbonate an, aber auch unedle Metalle (Abb. 2.4), Metalloxide und –hydroxide.

Sie bildet dabei Chloride als Salze (zu Chloriden s.o. S. 14-16 + 25f, zu den Halogenwasserstoffsäuren s. S. 14) sowie Gase und Wasser.
Diese Reaktionen verlaufen nach folgenden Schemen:

Salzsäure + unedles Metall → Salz + Wasserstoff
Salzsäure + Metalloxid → Salz + Wasser
Salzsäure + Metallhydroxid → Salz + Wasser
Salzsäure + Carbonat → Salz + Wasser + Kohlendioxid

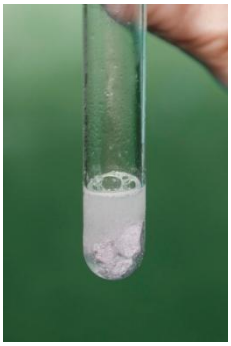


Abb. 2.4: Zink in Salzsäure (Bildquelle: By Adam Rędzikowski - Own work, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=38949069)

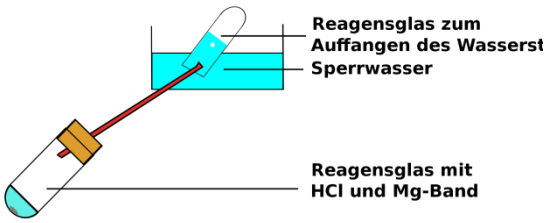


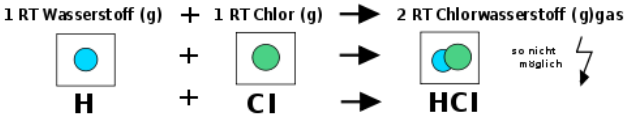
Abb. 2.5: Auffangen des Wasserstoffgases bei der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure (Abb. gemeinfrei)

Die Reaktion von Metallen mit Salzsäure verläuft umso heftiger, je unedler und feiner das Metall(pulver) ist und je konzentrierter die Säure ist. Sie kann z.B. genutzt werden, um zu untersuchen, welches Gas bei dieser Reaktion entsteht (Abb. 2.5) oder um zu messen, wie schnell eine bestimmte Menge Wasserstoffgas entsteht, wenn die Säure auf Magnesiumband einwirkt.

Salzsäure ist die Lösung von **Chlorwasserstoffgas** in Wasser. An feuchter Luft bildet HCl-Gas Nebel aus feinen Salzsäure-Tröpfchen. Chlorwasserstoff HCl ist ein farbloses, stechend riechendes Gas, das sich sehr leicht in Wasser löst. Es hat eine leicht höhere Dichte als Luft. In einem Liter Wasser lösen sich bei 0 °C unter Erwärmung ganze 520 L dieses Gases, das entspricht 850 g HCl. Bei 20 °C lösen sich in einem Liter Wasser 442 Liter Chlorwasserstoffgas. Wässrige Lösungen von Chlorwasserstoff werden Salzsäure oder auch Chlorwasserstoffsäure genannt. Beim Einatmen des Gases entsteht in der Lunge Salzsäure, was zu schweren Verätzungen führt, denn Salzsäure ist eine sehr starke Säure ist.

Chlorwasserstoffgas entsteht, wenn ein Gemisch aus Chlor- und Wasserstoffgas reagiert (Abb. 2.6), aber auch wenn Kochsalz (Natriumchlorid) mit konzentrierter Schwefelsäure versetzt wird:

$$\mathbf{2\ NaCl + H_2SO_4 \rightarrow 2\ HCl + Na_2SO_4}$$



H_2 + Cl_2 → 2 HCl

Abb. 2.6: Bildung von HCl-Gas aus den Elementen (Abb. gemeinfrei)

Auch **Schwefelsäure** ist eine stark ätzende Flüssigkeit. Sie wird z.B. in Autobatterien eingesetzt („Batteriesäure“, Abb. 2.7). **Konzentrierte Schwefelsäure** ist fast wasserfrei und ölig. Sie wirkt auf viele Stoffe verkohlend (Abb. 2.8) und ist stark wasseranziehend.

Abb. 2.7: Batteriesäure (Bildquelle: By Cjp24 - Own work, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=65073273)

Abb. 2.8: Verkohlende Wirkung von konzentrierter Schwefelsäure auf Papierfasern (Bildquelle: By Toxic Walker - Own work, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=19343915)

„Rauchende“ Schwefelsäure (auch **Oleum** genannt) gibt zudem Rauch von Schwefeltrioxid SO_3 ab. Dieses kann mit Wasser wieder zu Schwefelsäure reagieren:

$$\mathbf{H_2O + SO_3 \rightarrow H_2SO_4}$$

Schwefelsäure bildet mit Metallen, Metalloxiden und -hydroxiden Sulfate (s.o. S. S.19 unten + S.43-45). Die **Sulfate** sind die Salze der Schwefelsäure.

Die Herstellung von Schwefelsäure erfolgt, indem man in einem ersten Schritt Schwefel verbrennt, das entstandene Schwefeldioxid SO_2 in einem zweiten Schritt mit Sauerstoff und Katalysatoren in Schwefeltrioxid umwandelt und dieses dann drittens mit Wasser bzw. Schwefelsäure zu Oleum umsetzt. Das Oleum ist konzentrierte Schwefelsäure, die zusätzlich SO_3 enthält (manchmal auch als „Dischwefelsäure" bezeichnet). Durch vorsichtige Zugabe von Wasser wird im vierten und letzten Schritt aus dem Oleum dann konzentrierte Schwefelsäure:

$\mathbf{S + O_2 \rightarrow SO_2}$ (Schwefelverbrennung)

$\mathbf{2\,SO_2 + O_2 \rightarrow 2\,SO_3}$ (Katalytische SO_3-Erzeugung)

$\mathbf{SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_2SO_4 \bullet SO_3}$ (Oleumbildung)

$\mathbf{H_2SO_4 \bullet SO_3 + H_2O \rightarrow 2\,H_2SO_4}$ (Schwefelsäurebildung)

Abb. 2.9: „Brandblasen" auf einem Unterarm, verursacht durch konzentrierte Schwefelsäure (Bildquelle: Fotop aus dem 2. Weltkrieg, 20th General Hospital; von: Otis Historical Archives of "National Museum of Health & Medicine" (OTIS Archive 1) - https://www.flickr.com/photos/medicalmuseum/3299318139/in/photostream/, CC BY 2.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=25389058)

Weil in diesem vierstufigen Verfahren ein Kontakt mit einem Katalysator erforderlich ist, wird es als **Doppelkontaktverfahren** bezeichnet: Das Gemisch aus Schwefeldioxid und Sauerstoff setzt sich auch bei Idealtemperatur nicht gleich vollständig zu Schwefeltrioxid um. Es wird deshalb nach dem Durchgang durch drei „Kontakthorden" und einem Zwischenabsorber noch einmal über eine weitere Kontaktschicht mit Katalysator geführt. Das dabei entstehende Schwefeltrioxid wird danach in einem Endabsorber in Schwefelsäure gelöst. Moderne Anlagen erreichen so eine Umsetzung des Schwefeldioxids von mindestens 99,8 %.

Kohlensäure entsteht, wenn Kohlendioxid CO_2 in Wasser gelöst wird, ins Besondere unter Druck. Sie zerfällt beim Schütteln oder Erhitzen z.B. von kohlensäurehaltigem Mineralwasser sofort. Es handelt sich also um eine umkehrbare Reaktion:

$$\mathbf{CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3}$$

In der Natur entsteht Kohlensäure immer dann, wenn sich CO_2 in Wasser löst. Sie bildet mit Kalziumoxid Kalk und mit Kalk lösliches Kalziumhydrogencarbonat (s. Kap. 1.7.1).

$$\mathbf{CaCO_3 + H_2CO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2}$$

Weitere wichtige Salze der Kohlensäure sind Natriumcarbonat (Soda Na_2CO_3), Kaliumcarbonat (Pottasche K_2CO_3), Natriumhydrogencarbonat (Natron $NaHCO_3$) und das Mineral Dolomit (Kalk im Gemisch mit Magnesiumcarbonat $MgCO_3$). Alle Carbonate als Salze der Kohlensäure bilden bei Zugabe anderer Säuren Kohlensäure bzw. Kohlendioxid und Wasser.

Abb. 2.10: Kohlensäure (Quelle: eig. Foto)

Eine aus jeder Küche bekannte Säure ist **Essig**. Haushaltsessig ist eine stark verdünnte Lösung von **Essigsäure** – „Essigessenz" kommt auf einen Essigsäuregehalt von 25%. Essigsäure hat eine große Bedeutung als Geschmacksstoff. Essigsäure (E 260) und ihre Salze (**Acetate**, E 261-263) werden als Säuerungsmittel für Obst und Gemüse in Dosen und Gläsern (0,5–3 % Essigsäure) und als Teigsäuerungsmittel eingesetzt, außerdem bei Fisch in allen Variationen, Konserven, Feinkostsalaten, Mayonnaisen und Salatsoßen (zusammen mit zusammen mit Sorbin- und Benzoesäure (E 200 + E 210). „Sauergemüse" sind Gemüse, die unter anderem durch **Essigsud** haltbar gemacht werden.

Abb. 2.11: Konservierung von Obst in Essig (Verschiedene Essige mit Essigmutter, Bildquelle: Syl loves, CC BY-SA 4.0 <https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0>, via Wikimedia Commons)

Konzentrierte Essigsäure ist fast wasserfrei und brennbar. Sie ist stark ätzend und hat einen stechend schafen Geruch. Sie ist eine chemische Verbindung von Kohlenstoff C, Wasserstoff H und Sauerstoff O. Ihre Formel wird deshalb oft mit $C_2H_4O_2$ oder auch **CH_3COOH** wiedergegeben (Abb. 2.12).

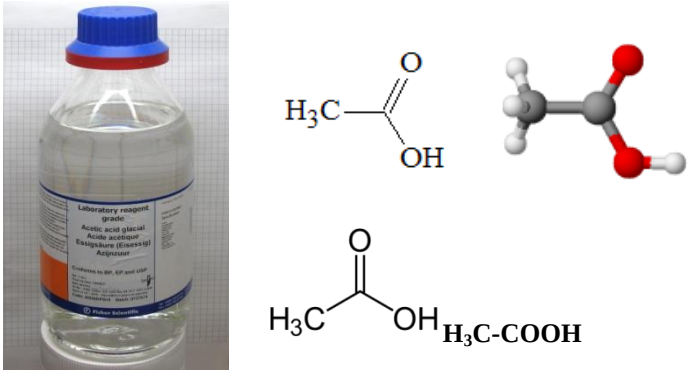


Abb. 2.12: Konzentrierte Essigsäure ist stark ätzend (links). Rechts Das Essigsäure-Molekül im Modell und Strukturformeln(Bildquelle links: By W. Oelen - http://woelen.homescience.net/science/index.html, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=15691367, rechts: Abb. gemeinfrei)

Essigsäure reagiert mit Metallen, deren Oxiden und Hydroxiden zu Salzen, die **Azetate** genannt werden. Sie ist wie Kohlensäure eine Verbindung desw Kohlenstoffs. Das erkennt man daran, dass konzentrierte Essigsäure beim Verbrennen zu Kohlendioxid und Wasser reagiert. Azetate können beim Erhitzen verkohlen, d.h. sie zuerfallern in Hitze unter Bildung von schwarzem Kohlenstoff.

Reine **Zitronensäure** ist ein weißes, wasserlösliches Pulver. Sie gehört zu den Fruchtsäuren und ist wie Essigsäure eine Kohlenstoffverbindung. Neben der wasserfreien Säure (Formel: $C_6H_8O_7$)existiert das Pulver Citronensäuremonohydrat (Formel: $C_6H_8O_7 \cdot H_2O$), das pro Molekül Citronensäure ein Molekül Kristallwasser enthält. Die **Salze der Citronensäure** heißen **Citrate**.

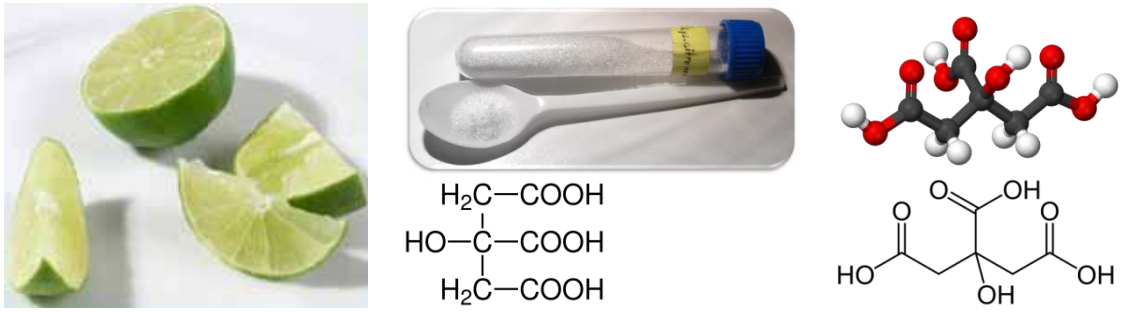


Abb. 2.13: Zitronensaft enthalten die als weißes Pulver herstellbare Citronensäure. Im Bild rechts oben ein Modell des Citronensäure-Moleküls, darunter dessen chemische Formeln(Abb. geneinfrei)

Salpetersäure ist farblos und hat einen scharf stechenden Geruch. Konzentrierte Salpetersäure, Formel: HNO_3, greift Metalle unter Bildung brauner Giftgase (Stickoxide) an (Abb. 2.14), färbt Eiweiße gelb und wirkt brandfördernd. ähnlich wie Sauerstoff. Sie kann, wie Salz- und Schwefelsäure auch, aus Mineralien gewonnen werden und gehört deshalb auch zu den **Mineralsäuren**. Während Salzsäure aus Chloriden und Schwefelsäure aus Sulfaten gewonnen wird, sind es bei Salpetersäure Mineralien wie **Salpeter** (Kaliumnitrat KNO_3; der Name kommt von lat. *sal petrae* = Felsensalz) oder **Chilesalpeter** (Natriumnitrat $NaNO_3$), die mit konzentrierter Schwefelsäure zu Salpetersäure und Sulfaten reagieren:

$$\mathbf{2\ KNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow 2\ HNO_3 + K_2SO_4}$$

Schon im 9. Jahrhundert konnte man Salpetersäure durch durch trockenes Erhitzen von Salpeter, Kupfersulfat $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ und Alaun $KAl(SO_4)_2 \cdot 12\ H_2O$ herstellen. Sie wurde „**Scheidewasser**“ genannt, weil man mit ihr Gold von Silber und Kupfer unterscheiden konnte (Gold reagiert nicht mit Salpetersäure, Kupfer, Silber und andere Metalle tun das, vgl. Abb. 2.14).

Abb. 2.14: Konzentrierte Salpetersäure reagiert mit Metallen so, dass braune Stickstoffoxid-Gase entstehen (statt Wasserstoff). Die Vorratsflaschen müssen mit Gefahrenzeichen für brandfördernd, ätzend und giftig gekennzeichnet sein (Eig. Foto/Piktogramm-Abb. gemeinfrei)

Salpetersäure wird großtechnisch durch katalytische Verbrennung des Gases Ammoniak hergestellt (**Ostwald-Verfahren**, das Ammoniakgas wird zuvor aus Luftstickstoff und Wasserstoff mit dem Haber-Bosch-Verfahren gewonnen):

Stickstoff + Wasserstoff → Ammoniak

Ammoniak + Sauerstoff → Stickstoffoxide + Wasser

Stickstoffoxide + Wasser + Sauerstoff → Salpetersäure

Die Salze der Salpetersäure heißen **Nitrate**. Neben Natriumnitrat $NaNO_3$ (Chilesalpeter) und Kaliumnitrat (Kalisalpeter) gibt es z.B. Ammioniumnitrat (Ammonsalpeter NH_4NO_3), Kalziumnitrat (Kalksalpeter oder Mauersalpeter $Ca(NO_3)_2$), Bariumnitrat (Barytsalpeter $Ba(NO_3)_2$) und Silbernitrat (Höllenstein $AgNO_3$). Salpetersäure wird u.a. zur Herstellung von Düngemitteln, Farb- und Sprengstoffen verwendet (Abb. 2.15).

Abb. 2.15: Kaliumnitrat/Kalk-Gemisch in einem Mineraldünger (Bildquelle: Von Kopiersperre - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=43118890)

Kaliumnitrat wird zur Haltbarmachung von Lebensmitteln verwendet (Pökelsalz E 252) und zur Herstellung von Schwarzpulver. Schwarzpulvder ist ein Gemisch aus Salpeter, Schwefel und Kohlepulver, der Hauptbestandteil ist das Salpeter. Die Mischung verbrennt blitzschnell. Bei der Verbrennung entsteht eine Temperatur von ungefähr 2000 °C und die Abbrandgeschwindigkeit beträgt 300 bis 600 m/s. In Feuerwerkskörpern wird es mit Karton, Kunststoff und ähnlichem verdämmt. Das hält den Gasdruck kurz zurück, bis dass er für eine Ausbreitung der Gasse mit Überschallgeschwindigkeit ausreicht (Explosion), denn aus 1 kg Schwarzpulver können in Sekundenbruchteilen 337 L Gase freigesetzt werden und etwa 0,58 kg feste Kaliumsalze bleiben zurück.

Abb. 2.16: Explodierte schwarzpulvergefüllte Rohrbombe aus einem FBI-Versuchsaufbau (Bildquelle: FBI, gemeinfrei)

Um 1840 konnte der Chemiker *Justus von Liebig* beweisen, dass Stickstoffverbindungen wie die Nitrate, aber auch Phosphate und Kaliumsalze, das Wachstum der Pflanzen fördern. Stickstoffverbindungen wurden in Form von Guano, einer Substanz aus Seevögel-Exkrementen, aus Südamerika importiert und als **Düngemittel** auf die Äcker gebracht. Zwischen 1905 und 1908 entwickelte der Chemiker *Heinz Haber* eine Methode, Stickstoffverbindungen künstlich herzustellen: Er entdeckte die Möglichkeit, aus Stickstoff und Wasserstoff Ammoniak herzustellen. Der Industrielle *Carl Bosch* verwirklichte daraufhin die massenhafte Herstellung von Ammoniak NH_3, das ***Haber-Bosch*-Verfahren** (s.o.). Aus diesem Gas konnten dann Stickstoffdünger wie **Ammoniumnitrat** NH_4NO_3 hergestellt werden, indem man Ammoniak mit Salpetersäure reagieren lässt:

Abb. 2.17: Rauchfahne der Katastrophe in der Feuerwerksfabrik von Enschede neben dem Gefahrensymbol für explosiv (Bildquelle des Fotos: Bartflikweert, CC BY-SA 3.0 <http://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0/>, via Wikimedia Commons)

Ammoniak + Salpetersäure → Ammoniumnitrat $\quad$ $NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$

Ammoniumnitrat besteht ist aus Ammonium-Kationen NH_4^+ und Nitrat-Anionen NO_3^-. Er ist deshalb ein salzähnlicher Stoff und bildet extrem gut wasserlösliche, farblose Kristalle. Allerdings können diese beim Erhitzen auf über 170°C zerfallen (zu Wasserdampf und Lachgas N_2O) und bei Zündung sogar explodieren. Es wird deshalb auch für einige Sprengstoffe genutzt. Ammoniumnitrat wurde zeitweise sogar als Treibmittel für Airbags in Kraftfahrzeugen verwendet und ist Hauptbestandteil einiger Düngemittel (Mehrnährstoffdünger „Blaukorn“, Kalkammonsalpeter, Ammoniumnitrat-Harnstoff-Lösung u.a.). Solche industriell produzierten **Stickstoff-Dünger** erfordern außerdem einen (zu) großen Energieaufwand bei der chemischen Herstellung. Organische Dünger wie z.B. Hornspäne und Kompost, kombiniert mit entsprechenden Anbaumethoden, führen demgegenüber zu einem höheren Humusgehalt im Ackerboden und so zu einer höheren Bodenqualität.

2.4 Entstehung und Eigenschaften von Säuren

Säuren reagieren mit unedlen Metallen, Metalloxiden und Metallhydroxiden zu Salzen. Das kann in Versuchen gezeigt werden:

Versuchsvorschrift: Untersuchung der Eigenschaften von Säuren

Reaktion von HCl mit Mg

Chemikalien: 5 %ige HCl, Mg-Band

Durchführung: In ein Reagenzglas, das mit 2 mL 5 %iger HCl gefüllt ist, wird ein Stück (ca. 0,5 cm) Mg-Band gegeben. Beobachten Sie die aufsteigenden Gasblasen.

Entsorgung: Abfallbehälter Säuren und Laugen

Hinweise zur Auswertung der Beobachtungen: Die ätzende Wirkung von Säuren beruht darauf, dass sie H_3O^+-Ionen enthalten (Hydroniumionen, durch Abgabe von H^+ an H_2O). Protonen H^+ sind extrem klein und reaktionsfreudig. Salzsäure HCl reagiert z.B. mit vielen Metallen, wie z.B. Magnesium Mg, unter Wasserstoffentwicklung und Bildung eines löslichen Salzes. Ein Stoff, der während einer Reaktion als Gas entweicht, wird in der Reaktionsgleichung mit einem nach oben weisenden Pfeil gekennzeichnet: $Mg + 2\ HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$(Oder vereinfacht in Ionenschreibweise: $Mg + 2\ H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2\uparrow$). Solche Umsetzungen unedler Metalle mit Säuren sind **Redoxreaktionen,** d.h., es werden **Elektronen** vom **Red**uktionsmittel (dem Metall) auf das **Ox**idationsmittel (Säuren: Proton $\mathbf{H^+}$ bzw. Hydroniumion $\mathbf{H_3O^+}$) übertragen.Das Reduktionsmittel wird dabei oxidiert, das Oxidationsmittel reduziert.

Oxidation:	Mg	$\rightarrow Mg^{2+} + 2\ e^-$
Reduktion:	$2\ e^- + 2\ H_3O^+$	$\rightarrow H_2\uparrow + 2\ H_2O$ (**H_3O^+** aus: $H_2O + H^+$)
Redox:	$Mg + 2\ H_3O^+$	$\rightarrow Mg^{2+} + H_2\uparrow + 2\ H_2O$ (auch: $Mg + 2\ H^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2\uparrow$, denn: $2\ H^+ + 2\ e^- \rightarrow H_2\uparrow$)

Reaktion von Säuren mit Metallen und Metalloxiden (Reihenversuch)

Chemikalien: 5 %ige HCl, 5 %ige H_2SO_4, 5 %ige HNO_3, 5 %ige CH_3COOH, Mg-Band, Al-Grieß, Zn-Staub (oder Pulver), Cu-Blech, MgO, CaO, CuO (H-/P-Sätze beachten!)

Durchführung: 1) Versetzen Sie in je einem kl. Reagenzglas jeweils 1 cm Mg-Band mit
a) 5 %iger HCl, **b)** 5 %iger H_2SO_4, **c)** 5 %iger HNO_3 und **d)** 5 %iger CH_3COOH.
2) Wiederholen Sie diese vier Kurzversuche a) bis d) mit je 1 Spatelspitze Al-Grieß statt Mg-Band.
3) Wiederholen Sie diese 4 Kurzversuche a) bis d) nun mit je 1 Spatelspitze Zinkpulver oder –staub, ein weiteres Mal mit ca. 1 cm Kupferblech statt Zn und zum Vergleich auch mit einer Spatespitze MgO-Pulver statt Cu, nochmals mit CaO statt MgO und ein weiteres Mal mit CuO statt CaO.

Hinweis: Zur Auswertung tabellieren Sie Ihre Beobachtungen und vergleichen Sie die Heftigkeit der Reaktionen der Metalle untereinander und auch die der Säuren.

Entsorgung: Abfallbehälter Säuren und Laugen, das Reagenzglas mit dem CuO in den Abfallbehälter Schwermetalle flüssig, das Cu-Blech abspülen und wiederverwenden (oder mit Papier getrocknet und gesäubert zurück in den Vorratsbehälter)

Alle Säuren reagieren auch unter Aufbrausen mit **Carbonaten** wie z.B. Kalk, Soda und Pottasche. Dabei wird CO_2-Gas freigesetzt (bzw. Kohlensäure, die dann zu CO_2 und Wasser zerfält, s.o. S.25f). Eine weitere, gemeinsame Eigenschaft aller Säuren ist, dass sie elektrischen Strom leiten können ebenso wie Salzlösungen – sie sind **Elektrolyte** (vgl. S.12+35). Sie bestehen also ebenfalls aus Ionen, und da sie mit Metallen zu Wasserstoffgas reagieren, müssen Säuren **Wasserstoffverbindungen** sein, die in **Ionen** zerfallen können.

Das zeigt sich z.B. bei Salzsäure. Salzsäure entsteht, wenn man Chlorwasserstoff HCl in Wasser löst. Wenn man das Chlorwasserstoffgas in einen Kolben füllt und diesen dann mit einem Glassrohr nach unten in ein Wasserbad stellt (Abb. 2.18), dann löst sich das Gas so schnell im Wasser, dass im Glaskolben ein Unterdruck entsateht und das Wasser wie aus einem Springbrunnen in den Kolben gesagt wird. Dabei entsteht Salzsäure, weil das HCl-Gas in Ionen zerfällt und sich die entstehenden **H^+-Ionen** an ein Wassermolekül anlagern:

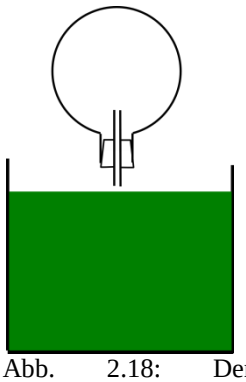


Abb. 2.18: Der Springbrunnenversuch (Versuchsaufbau, Bildquelle: Von H.Hoffmeister - http://hoffmeister.it/chemie/21-saeure-base-gleichgewichte.pdf, GFDL, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=12530682)

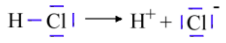
$$\mathbf{HCl \rightarrow H^+ + Cl^-}$$ (**Dissoziation**, vgl. S. 33+39)

$$\mathbf{HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-}$$

Aus dem H^+-Ion (auch **Proton** genannt) und dem Wassermolekül H_2O entsteht dabei ein Hydronium-Ion H_3O^+:

$$\mathbf{H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+}$$ (Übertragung des Protons H^+ auf Wasser H_2O)

Bei dieser chemischen Reaktion überträgt das Molekül des Chlorwasserstoffs HCl also ein Wasserstoffion H^+ auf das Wassermolekül, zurück bleibt ein Chlorid-Anion Cl^-:



Dissoziation des HCl-Moleküls

$H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$ Übertragung des Protons H^+ auf Wasser

$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$ Gesamtreaktion

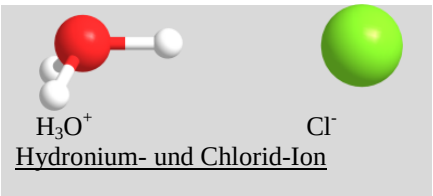


Abb. 2.19: Ionen der Salzsäure (Bildquelle: By Adam Rędzikowski - Own work, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=24698200)

Chlorwasserstoff HCl ist ein Gas und kein Salz wie Kochsalz NaCl. Gase bestehen aus Molekülen, neutralen Atomverbänden, nicht aus Ionen. Weshalb kann dieses Gas dann in Ionen zerfallen?
Die Ursache dafür liegt im Aufbau des Moleküls **H—Cl** (Abb. 2.20): Die Bindung zwischen dem H- und dem Cl-Atom entsteht dadurch, dass das Elektron des Wasserstoffatoms, das mit dem siebten Elektron des Cl-Atoms eine Bindung bildet (ein bindendes Elektronenpaar, zur **Elektronenpaarbindung EPB**, auch **Atombindung** genannt, vgl. S. 51ff). Aber das bindende Elektronenpaar — im **H—Cl** ist im Molekül ungleich verteilt: Das Chloratom zieht Elektronen starker an, es hat eine höhere **Elektronegativität EN** (vgl. hierzu S. 51ff). Dadurch sind dort mehr negative Ladungen vorhanden (eine polare Atombindung), es entsteht ein Minuspol (eine negative Teil- oder Partialladung δ-) und am H-Atom ein Pluspol (eine positive Partialladung δ+; vgl. Abb. 2.20). Das Molekül ist deshalb polar – es hat zwei elektrisch geladene Pole (**Dipol**), so wie ein Magnet zwei magnetische Pole aufweist. Auch Wassermoleküle sind Dipole, den auch SDauerstoff hat eine höhere Elektronegativität als Wasserstoff, und die Dipole HCl und H_2O wirken aufeinander ebenso wie die Ionen von Salzen und die Dipole des Wassers aufeinander wirken: Sie ziehen einander an (das wurde oben beschrieben auf S. 33+39). Deshalb gibt der Dipol, das HCl-Molekül, sein Proton H^+ an das Wassermolekül ab:

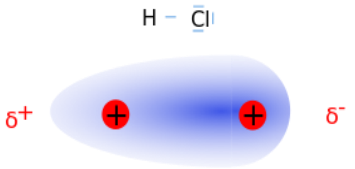


Abb. 2.20: Das HCl-Molekül (Abb. gemeinfrei)

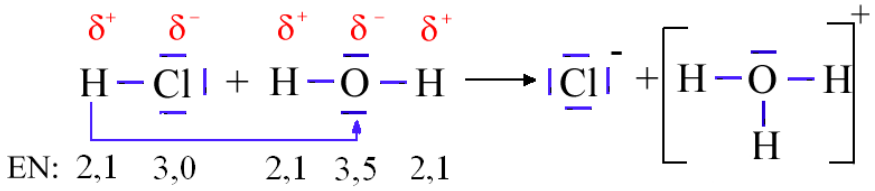


Abb. 2.21: HCl und H_2O sind auf Grund der Elektronegativitäts-Unterschiede der Bindungspartner Dipole. Das HCl-Wasserstoffatom wird also auch leicht vom H_2O-Sauerstoffatom angezogen. Es kann den Bindungspartner wechseln. Die Konsequenz ist, dass HCl aufgetrennt wird (Dissoziation). Dabei wird dem elektronegativeren Atom das Elektronenpaar zugeteilt und es entstehen H^+ und Cl^-. (Abb. gemeinfrei)

Deshalb ist HCl erst in Verbindung mit Wasser eine Säure. **Säure** ist demnach nicht eine Stoffeigenschaft, sondern erst das **Ergebnis einer Reaktion**, bei der **Hydroniumionen H_3O^+** entstehen. Diese werden manchmal auch **Oxoniumionen** genannt (von „oxo-„ = Sauerstoff).
Ähnlich bilden z.B. auch Schwefel- und Salpetersäure Protonen und Anionen aus und geben dabei ihre Protonen dabei an Wassermoleküle ab:

$HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$ (Reaktion von konz. Salpetersäure mit Wasser)

$H_2SO_4 + 2\,H_2O \rightarrow 2\,H_3O^+\ SO_4^{2-}$ (Reaktion von konz. Schwefelsäure mit Wasser)

Erst dadurch entstehen die jeweiligen Säuren. Entsprechende Reaktionen zeigen auch alle anderen konzentrierten Säuren, wenn sie in Wasser gegeben werden. Daraus folgt:

Säuren sind **Wasserstoffverbindungen**, die in Wasser **in Ionen dissoziieren** und ihre **H^+-Ionen (Protonen) abgeben** können (Fachbegriff: Säuren sind Protonenspender, Protonendonatoren).

In Wasser enthalten Säuren **Oxoniumionen** (= **Hydroniumionen**) **H_3O^+**.

Protonen H^+ sind Kationen des Wasserestoffs. Weil das Wasserstoffatom jedoch nur aus einem Elektron in der Atomhülle und einem Proton im Atomkern besteht, handelt es sich be idem Kation H^+ um ein ganz besonderes Ion: Es besteht nach dem Verlust der Atomhülle nur noch aus einem "nackten" Atomkern. Es ist daher extreme klein (Weltrekord: kein Ion kann kleiner sein!), und da es trotzdem eine komplette elektrische Ladung trägt, ist seine **Ladungsdichte** (also die Anzahl der Ladungen pro Volumen) extreme hoch (Abb. 2.21). Auch der Druck einer Nadelspitze auf die Handfläche verursacht auf Grund seines geringen Durchmessers ja mehr Schmerz wie der gleich große Druck einer Handfläche auf die andere Handfläche. Ebenso wirkt ein **Proton H^+** auf Grund seines geringen Durchmessers auf ein anderes Teilchen wesentlich starker als ein anderes, gleich stark geladenes Kation.

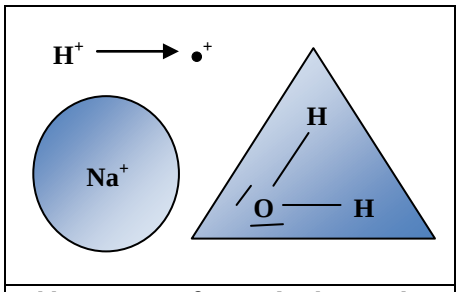


Abb. 2.21: Größenvergleich zwischen einem H^+-Ion und einem Na^+-Ion im Vergleich zum Wassermolekül (nicht maßstabsgerecht; eig. Werk)

Svante Arrhenius (1859 – 1927) hatte aus vielen Experimenten gelernt, dass elektrischer Strom in Lösungen durch **Ionen** transportiert wird. Als er dann herausfand, dass auch Säuren den Strom leiten, war ihm klar, dass sie **H^+-Ionen** bilden und an andere Stoffe abgeben können – sie alle sind **Protonenspender**.
Denn *Arrhenius* folgerte aus seinen Versuchen, dass Säuren **H^+-Ionen** (**Protonen**) bilden – und in Wasser Hydroniumionen H_3O^+. Er definierte Säuren deshalb als **Protonenspender** („**Protonendonatoren**").
Beispiel: Chlorwasserstoffgas („Salzsäuregas" gibt an Wasser **Protonen H^+** ab und bildet Salzsäure, die aus **Hydroniumionen H_3O^+** und Chloridionen Cl^- besteht:

Chlorwasserstoff + Wasser → Hydroniumion + Chloridion

$$\mathbf{H}Cl + H_2O \rightarrow \mathbf{H}_3O^+ + Cl^-$$

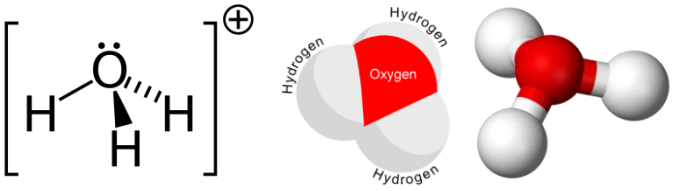
Weitere wichtige Protonendonatoren neben Salzsäure HCl (genauer: $H_3O^+Cl^-$) sind Kohlensäure H_2CO_3 (bzw. die Lösung mit $2\ H_3O^+ + CO_3^{2-}$), Schwefelsäure H_2SO_4 (bzw. $2\ H_3O^+\ SO_4^{2-}$), Salpetersäure HNO_3 (bzw. $H_3O^+ + NO_3^-$) und Essigsäure CH_3COOH (Ionen: $H_3O^+ + CH_3COO^-$).

Wie entstehen Säuren? Der berühmte Chemiker *Antoine L. de Lavoisier* (1743-1794) führte die „aufbrausende Fähigkeit" von Säuren gegenüber Metallen und einigen Salzen wie z.B. Kalk und anderen Carbonaten darauf zurück, dass sie **Sauerstoff** enthalten (oxygenium) und **aus Nichtmetalloxiden und Wasser** entstehen. So reagieren z.B. Kohlendioxid mit Wasser zu Kohlensäure und Phosphorpent(a)oxid mit Wasser zu Phosphorsäure. Die Reaktionsgleichungen hierzu sind:

$\mathbf{CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3}$ und $\mathbf{3\ P_2O_5 + 3\ H_2O \rightarrow 2\ H_3PO_4}$, oder allgemeiner:
Nichtmetalloxid + Wasser → Säure

Säuren entstehen auch, wenn man **Halogenwasserstoffe** wie z.B. Chlorwasserstoffgas HCl in Wasser auflöst. Auch bei dieser Reaktion entstehen Wasserstoff-Verbindungen, und diese können unedle Metalle wie z.B. Eisenpulver angreifen, wobei Wasserstoffgas entsteht. *Lavoisier* untersuchte auch, wie Metalloxide mit Säuren reagieren: Sie bilden Salzlösungen – es entsteht jedoch kein Wasserstoffgas, sondern Wasser. Metalloxide bilden mit Wasser nach seinem Verständnis daher die Basis zur Salzbildung mit Säuren – er nannte diese Metalloxide („Kalke") daher „Basen" (In Wasser gelöste Basen nennt man Laugen).

Wichtig ist: Alle Säuren enthalten das **Hydroniumion H_3O^+**:



Es entsteht durch Protonenabgabe der Säure an das Wasser: $\mathbf{H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+}$

2.5 Protolyse: Protonen werden ausgetauscht

Kochsalz reagiert mit konzentrierter Schwefelsäure so, dass ein Gas entsteht:

$$\mathbf{H_2SO_4 + 2\,NaCl \rightarrow 2\,HCl + Na_2SO_4}$$

Die Schwefelsäure hat Protonen H^+ an das Kochsalz abgegeben:

$$\mathbf{H}_2SO_4 + 2\,NaCl \rightarrow 2\,\mathbf{H}Cl + Na_2SO_4$$

Die beiden Einzelschritte sind:

Abgabe von Protonen: $\mathbf{H}_2SO_4 \rightarrow 2\,\mathbf{H}^+ + SO_4^{2-}$

Aufnahme von Protonen: $\mathbf{H}^+ + Cl^- \rightarrow \mathbf{H}Cl$.

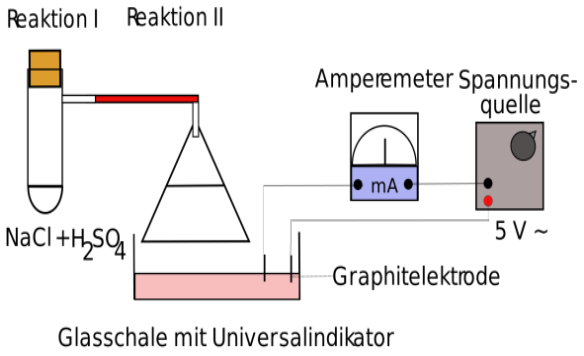


Abb. 2.21: Versuchsaufbau zur Untersuchung des Produktes aus der Reaktion von Kochsalz mit konzentrierter Schwefelsäure (Abb. gemeinfrei)

Das Gas kann man über eine Glaswanne mit Wasser leiten. Dann kann man nachweisen, dass es sicvh lost und das Wasser elektrisch leitfähig wird (Abb. 2.21). Es färbt Universalindikatorpapier UIP rot, weil eine Säure entstanden ist:

$$\mathbf{H}Cl + H_2O \rightarrow \mathbf{H}_3O^+ + Cl^-$$

Auch hier wird wieder ein Proton abgegeben (von HCl) und vom Partner aufgenommen (H_2O):

$$\mathbf{H}Cl \rightarrow \mathbf{H}^+ + Cl^- \qquad \mathbf{H}^+ + H_2O \rightarrow \mathbf{H}_3O^+$$

Das Anion Cl^- kann durch Zugabe von Silbernitratlösung $AgNO_3$ nachgewiesen warden, da sich dann ein weißer Niederschlag von unlöslichem Silberchlorid AgCl bildet (Ausfällung, Fällungsreaktion):

$$\mathbf{Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow}.$$

Reaktionen, bei denen Protonen abgegeben und aufgenommen warden, nennt man Protonenaustausch oder **Protolyse**. Der Stoff, der Protonen abgibt, ist die **Säure** (der **Protonendonator**). Im Beispiel opben ist das die Schweelsäure gegenüber dem Kochsalz, anschließend die Salzsäure gegenüber dem Wasser.
Der Stoff, der Protonen aufnimmt, wird **Protonenakzeptor** oder auch **Base** genannt. Im Beispiel oben nimmt das Chloridion das Proton von der Schwefelsäure auf, und das Wasser das Proton vom Chlorwasserstoffgas HCl.
Eine Protolyse ist also eine Reaktion zwischen einer Säure und einer Base – eine **Säure-Base-Reaktion**.

2.5 Lernzusammenfassung „Säuren“

Zusammengefasst kann man sagen:

Säuren sind Stoffe, die unedle Metalle, Metalloxide und Metallhydroxide angreifen. Mit Metallen bilden sie dabei Salze und Wasserstoffgas, mit den Metalloxiden und –hydroxiden Salze und Wasser.

Säuren können nachgewiesen wwrden mit Hilfe von Indikatoren und Carbonaten: **Indikatoren** sind Stoffe, die auf Säuren mit Farbumschlag reagieren; **Carbonate** sind Stoffe, die in Kontakt mit Säuren “aufbrausen”, weil sie Kohlendioxidgas freisetzen).

Eine **Protolyse** ist eine Reaktion, bei der ein **Proton H^+ ausgetauscht** wird (Übergang eines Protons von einem Molekül auf ein anderes).

Eine **Säure** gibt Protonen ab, sie ist der **Protonendonator**. (Allgemein: $HA \rightarrow H^+ + A^-$)

Eine **Base** nimmt Protonen auf, sie ist der **Protonenakzeptor**. (Allgemein: $H^+ + B^- \rightarrow HB$)

Eine Protolyse (Protonenaustausch) ist eine **Säure-Base-Reaktion** – eine Reaktion zwischen einer Säure und einer Base.

2.6 Aufgaben zum Thema Säuren

Mit diesen Üb(erleg)ungsaufgaben kannst Du Dein Wissen zum Thema Säuren überprüfen:

1) Welche Eigenschaften haben Säuren und wie weist man sie nach?

2) Zähle fünf Säuren auf (Namen und Formeln) und gib an, wofür man sie verwendet.

3) Erstelle die Reaktionsgleichungen für die Reaktionen von:
   a) Salzsäure mit Magnesium,
   b) Salzsäure mit Aluminium,
   c) Schwefelsäure mit Zink u.a. zu Zink(II)-sulfat
   d) wasserfreiem Kalziumsulfat mit Wasser zu Gips = Kalziumsulfat-dihydrat; di = 2)
   e) Schwefelsäure mit Kalk
   f) Schwefelsäure mit Kupfer(II)-oxid
   g) Essigsäure mit Magnesium
   h) Kohlensäure, wenn sie zerfällt (Schütteln)
   i) Kalk, wenn er gebrannt wird

VORSICHT, FEHLER!

4) Berichtige folgenden **Fehler**text:

Säuren reagieren mit Metallen zu Salzen und Sauerstoffgas.
Sie geben bei Säure-Base-Reaktionen ihre Anionen ab.
Die Salze der Schwefelsäure heißen Sulfide, die der Salzsäure Carbide.
Salpetersäure wird aus Kochsalz und Schwefelsäure hergestellt.
Chlorwasserstoffgas gibt beim Lösen in Wasser Protonen an die Wasseratome ab.
Dabei wird aus einem Wasserteilchen ein Oxid-Anion H_3O^+ (auch Hydratation genannt; durch Protonenabgabe).

5) Vervollständige folgende Tabelle:

Säure (Name)	**chemische Formel**	**Salze** (Name)	**Anion** (Formel)	**Natriumsalz** (Name/Formel)	**Kalziumsalz** (Name/Formel)
		Chloride			$CaCl_2$ Kalziumchlorid
	H_2SO_4			Na_2SO_4 …	
Salpetersäure					$Ca(NO_3)_2$ Kalziumnitrat
			CO_3^{2-}		
Essigsäure*	CH_3COOH oder auch: $H(CH_3COO)$		CH_3COO^-	Natriumazetat	$Ca(CH_3COO)_2$ Kalziumazetat
Phosphorsäure			PO_4^{3-}		$Ca_3(PO_4)_2$ Kalziumphosphat
Zitronensäure*	$C_6H_8O_7$ oder auch: $H_3(C_6H_5O_7)$				$Ca_3(C_6H_5O_7)_2$ Kalziumzitrat

* **Hinweis:** Ein Molekül Essigsäure CH_3COOH kasnn nur ein Proton H^+ abgeben, ein Molekül Zitronensäure kann drei H^+ abgeben: $H_3(C_6H_5O_7) \rightarrow 3\ H^+ + C_6H_5O_7^{3-}$ (Zitrat-Anion). Zitronensäure ist also wie Phosphorsäure eine „dreiprotonige“ oder „dreiwertige“ Säure. Schwefel- und Kohlensäure sind „zweiprotonig“ (Säurerest-Anionen zweifach negativ geladen), Salpeter- und Salzsäure „einprotonig“ (Anionen einfach negativ geladen).

2.7 Lösungen zu den Aufgaben zu Kap. 2

Lösungen zu den einzelnen Aufgaben:

1) Diese Angaben findest Du in der Zusammenfassung S.67:
   Säuren sind Stoffe, die unedle Metalle, Metalloxide und Metallhydroxide angreifen. Mit Metallen bilden sie dabei Salze und Wasserstoffgas, mit den Metalloxiden und –hydroxiden Salze und Wasser.
   Säuren können nachgewiesen werden mit Hilfe von Indikatoren und Carbonaten: Indikatoren sind Stoffe, die auf Säuren mit Farbumschlag reagieren; Carbonate sind Stoffe, die in Kontakt mit Säuren "aufbrausen", weil sie Kohlendioxidgas freisetzen).
   Säuren geben Protonen H^+ ab (sie sind Protonendonatoren)

2) Eine Antort / Lösung zu fünf wichtigen Säuren und ihre Verwendungszwecke ist z.B.:
   Salzsäure HCl kommt im Magensaft vor. In der Industrie dient sie der Aufbereitung von Erzen und als Entkalker. Schwefelsäure H_2SO_4 wird in Autobatterien eingesetzt („Batteriesäure"), Kohlensäure H_2CO_3 als Geschmacksstoff in Getränken. Essigsäure CH_3COOH ist ebenfalls ein Geschmacksstoff: Essigsäure und ihre Salze (Azetate) sind z.B. Säuerungsmittel für Obst und Gemüse. Salpetersäure HNO_3 dient der Herstellung von Stickstoffdüngern.

3) Die Reaktionsgleichungen sind:
   a) $2\ HCl + Mg \rightarrow MgCl_2 + H_2$,
   b) $6\ HCl + 2\ Al \rightarrow 2\ AlCl_2 + 3\ H_2$,
   c) $H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2$
   d) $CaSO_4 + 2\ H_2O \rightarrow CaSO_4 \bullet 2\ H_2O$
   e) $H_2SO_4 + CaCO_3 \rightarrow CaSO_4 + H_2CO_3$
   f) $H_2SO_4 + CuO \rightarrow CuSO_4 + H_2O$
   g) $2\ CH_3COOH + Mg \rightarrow Mg(CH_3COO)_2 + H_2$ (Wie a, nur statt Cl^- steht Azetat in Klammern)
   h) $H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2$
   i) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$

4) Der korrigierte **Fehler**text ist:

> Säuren reagieren mit Metallen zu Salzen und **Wasserstoff**gas.
> Sie geben bei Säure-Base-Reaktionen ihre **Protonen** ab.
> Die Salze der Schwefelsäure heißen **Sulfate**, die der Salzsäure **Chloride**.
> Salpetersäure wird aus Salpeter **(Kaliumnitrat, KNO_3)** und Schwefelsäure hergestellt.
> Chlorwasserstoffgas gibt beim Lösen in Wasser Protonen an die Wasser**moleküle** ab.
> Dabei wird aus einem Wasserteilchen ein **Oxonium**-Anion H_3O^+ (**auch Hydroniumion** genannt; durch Protonen**aufnahme**).

5) Die vervollständigte Tabelle ist:

Säure (Name)	**chemische Formel**	**Salze** (Name)	**Anion** (Formel)	**Natriumsalz** (Name/Formel)	**Kalziumsalz** (Name/Formel)
Salzsäure	HCl	Chloride	Cl^-	NaCl Natriumchlorid	$CaCl_2$ Kalziumchlorid
Schwefelsäure	H_2SO_4	Sulfate	SO_4^{2-}	Na_2SO_4 Natriumsulfat	$CaSO_4$ Gips, Kalztiumsulfat
Salpetersäure	HNO_3	Nitrate	NO_3^-	$NaNO_3$ Chilesal-peter,Natriumnitrat	$Ca(NO_3)_2$ Kalziumnitrat
Kohlensäure	H_2CO_3	Carbonate	CO_3^{2-}	Na_2CO_3 Soda, Natriumcarbonat	$CaCO_3$ Kalk, Kalziumcarbonat
Essigsäure*	CH_3COOH oder auch: $H(CH_3COO)$	Azetate	CH_3COO^-	CH_3COONa, $Na(CH_3COO)$ Natriumazetat	$Ca(CH_3COO)_2$ Kalziumazetat
Phosphorsäure	H_3PO_4	Phosphate	PO_4^{3-}	Na_3PO_4 Natriumphosphat	$Ca_3(PO_4)_2$ Kalziumphosphat
Zitronensäure*	$C_6H_8O_7$ oder auch: $H_3(C_6H_5O_7)$	Zitrate	$C_6H_5O_7^{3-}$	$Na_3\ C_6H_5O_7$ Natriumzitrat	$Ca_3(C_6H_5O_7)_2$ Kalziumzitrat

Kap. 3: Laugen

3.1 Laugen im Alltag: WC-Reiniger, Abbeizmittel und Co

Laugen sind wie Säuren ätzende Flüssigkeiten, die viele Stoffe angreifen können. Daher muss man auch im Umgang mit Laugen direkten Kontakt vermeiden und die Haut vor ihnen schützen – ins Besondere Schleimhäute in Mund, Augen und Nase.

Natronlauge ist eine wichtige Lauge, die als **Abbeizmittel** eingesetzt wird. Beizmittel dienen dazu, Farben und Lacke von ihrem Untergrund abzulösen (anzuätzen). Natronlauge entsteht, wenn man den Feststoff **Ätznatron** (chemischer Name: Natriumhydroxid NaOH) in Wasser auflöst. Natronlauge entsteht auch, wenn Natrium mit Wasser reagiert:

Abb. 3.1: Ätznatron auf einem Uhrglas und zur Nutzung als Abflussreiniger im Bad (Abb. gemeinfrei)

$$\mathbf{2\ Na + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH_{aq} + H_2},$$

denn **Natronlauge $NaOH_{aq}$** ist die wässrige Lösung von festem **Natriumhydroxid NaOH**.
Nach dem Eindampfen der Natronlauge bleibt das feste Natriumhydroxid zurück:

$$\mathbf{NaOH_{aq} \rightarrow NaOH_{(fest)} + \mathit{n}\ H_2O_{(gasförmig)}}$$ (oder auch: $\mathbf{Na^+_{aq} + OH^-_{aq}\ NaOH_{(fest)} + \mathit{n}\ H_2O\uparrow}$)

Natriumhydroxid ist ein weißer, wasseranziehender Feststoff. Er wird auch **Ätznatron** genannt, weil er zu den stärksten Basen gehört. Das heißt, es löst sich in Wasser unter starker Wärmeentwicklung zu Natronlauge (Eine bei Raumtemperatur gesättigte wässrige Lösung enthält ganze 1260 g Natriumhydroxid auf einen Liter Wasser!). Man sagt: Laugen reagieren stark **alkalisch** (das heißt ähnlich wie Asche, von arabisch: *al kalja*), denn sie bilden mit Wasser Flüssigkeiten, die Fette und Öle angreifen und den ätzenden Charakter von Säuren aufheben können, sie also „neutralisieren"). Konzentrierte Natronlauge wirkt auf der Haut stark ätzend, und selbst stark verdünnte Natronlauge kann die Hornhaut der Augen noch immer so schädigen, dass es zur Erblindung kommt! Ätznatron reagiert auch mit Kohlendioxid aus der Luft zu Natriumcarbonat (Soda, Na_2CO_3) und Natriumhydrogencarbonat (Natron, $NaHCO_3$):

$$\mathbf{NaOH + CO_2 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O} \qquad \mathbf{NaOH + CO_2 \rightarrow NaHCO_3}$$

Es wird deshalb in luftdicht verschlossenen Behältern aufbewahrt.

Festes Natriumhydroxid wird zusammen mit Aluminiumspänen in **Abflussreiniger** gegeben. In Wasser gelöst oxidiert es unter Hitze- und Wasserstoffentwicklung das Aluminium und löst Fette und Proteine wie z.B. Haare und Eiweiß in den Ablagerungen, indem es sie in Seifen verwandelt („Verseifung"). Brandschichten in Kochtöpfen kann man daher mit heißer Natriumhydroxidlösung auflösen. Allerdings werden Aluminium, Kupfer, Titan, Kobalt und einige andere Metalle von Natronlauge angegriffen, so dass Natriumhydroxid nicht für Aluminiumtöpfe geeignet ist.
Natriumhydroxid reagiert mit Säuren so heftig zu Salzen und Wasser, dass die Wärmeentwicklung mit starken Säuren große Gefahren mit sich bringen kann, z.B. durch mögliche Explosionen beim Auftropfen von konzentrierter Schwefelsäure auf gepulvertes Natriumhydroxid (das gebildete Wasser verdampft schlagartig, Spritzer ätzende Flüssigkeuiten können zu schwersten Hautverletzungen und im Auge zur Erblindung führen). Mit Salzsäure reagiert Natriumhydroxid zu Kochsalz und Wasser:

$$\mathbf{NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O.}$$

In der Industrie wird Natriumhydroxid in großen Elektrolyse-Anlagen hergestellt. Aus Sole (Salzwasser) werden so die Chemikalien Wasserstoffgas, Chlorgas und Natronlauge produziert (**Chloralkalielektrolyse**, s. S. 8+35). Das Schema der Reaktion ist:

$$\mathbf{2\ NaCl + H_2O \rightarrow NaOH + H_2 + Cl_2}$$

Nach mehreren Reinigungs- und Aufkonzentrierungsstufen wird aus der salzhaltigen Natronlauge dann das wasserfreie Natriumhydroxid.

Natronlauge ist eine der am häufigsten verwendeten Labor- und Industriechemikalien. Mit ihrer Hilfe werden verschiedene, andere Chemikalien hergestellt, aber auch Kernseife (auch Natronseife genannt). **Kernseife** entsteht, wenn man Fette oder Öle mit Natronlauge aufkocht. Als Fette verwendet man Talg, Schweine- und Knochenfette, als Öle verschiedene Pflanzenöle. Beim Kochen mit Natronlauge werden die in den Ölen und Fetten enthaltenen Stoffe (Glyzerin und Fettsäuren) freigesetzt:

Fett → Fettsäure + Glyzerin (in Laugen)

Die Fettsäuren reagieren mit der Natronlauge zu Kernseifen (Kernseifen sind die Natriumsalze der Fettsäuren):

Fettsäure + Natronlauge → Kernseife

Die Gesamtreaktion ist:

Fett + Natronlauge → Glyzerin + Kernseife

Diese Reaktion wird daher „**Verseifung**" genannt. Die so erhaltenen Kernseifen werden dann zu Reinigungszwecken einghesetzt (Abb. 3.2). Sie haben eine weiße bis bräunliche Farbe und einen Fettsäuregehalt von 72 bis 75 %. Die wichtigsten Natriumsalze solcher Fettsäurenj sind Natriumpalmitat (eine weiße wachsartige Masse, gebildet aus Palminsäure und Natronlauge), Natriumstearat (aus Stearinsäure und NaOH) und Natriumoleat, das Na-Salz der Ölsäure.

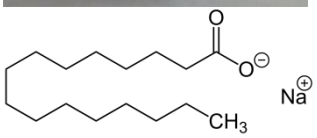


Abb. 3.2: Kernseife, darunter die Strukturformel von Natriumpalmitat
(beide Abb. gemeinfrei)

Natronlauge dient neben der Entfernung alter Farben (als Abbeizmittel) auch der Veredelung von Baumwolle, in Molkereien und Käsereien als Reinigungsmittel für Melkmaschinen, Schläuche, Rohre und Milchtanks, in der Nahrungsmittelindustrie zum Spülen von Flaschen in Getränke-Abfüllanlagen, der Beseitigung fettiger und öliger Verunreinigungen, dem Reinigen von Edelstaghltanks, der Entfernung der Schalen von Obst und Gemüse, als Lebensmittelzusatzstoff E 524 bei der Herstellung von Laugengebäck (für die braune Färbung und den „seifigen" Geschmack) sowie zum Einlegen von Oliven. In der Industrie hilft Natronlauge, Bauxit-Erze für die Aluminiumherstellung aufzulösen und Säuren zu neutralisieren.

Versuch: Wärmeentwicklung beim Lösen von Ätznatron (Hygroskopizität von NaOH)
Chemikalien: NaOH-Körnchen oder -Plätzchen („Ätznatron, H-/P-Sätze beachten!)
Durchführung:
a) Ein Reagenzglas wird mit 3 ml dest. H_20 gefüllt, danach werden NaOH-Plätzchen zugegeben (umschütteln!). Vergleichen Sie die Temperatur vor und nach der NaOH-Zugabe durch Befühlen mit der Hand! Sie werden eine Temperaturerhöhung feststellen.
b) Geben Sie einen etwa 1 cm langen Streifen Indikatorpapier in das Schälchen einer Tüpfelplatte oder in ein Uhrglas und legen Sie ein NaOH-Plätzchen auf das Papier. Die anfänglich matte Oberfläche des Plätzchens beginnt nach einiger Zeit zu glänzen (gegen das Licht beobachten!), und das Indikatorpapier bläut sich durch die gebildete Natronlauge (Zeitdauer ca. 30 min).
Entsorgung: NaOH in den Abfallbehälter Säuren und Laugen, Indikatorpapier zum Hausmüll.
Hinweise: Festes NaOH ist hygroskopisch, d. h., es zieht Feuchtigkeit aus der Luft an. Behälter zur Aufbewahrung von NaOH-Plätzchen sind deshalb gut zu verschließen. Laugen sind wässrige Lösungen von Basen und ebenso wie Säuren ätzend. Laugen enthalten Hydroxid-Ionen $\mathbf{OH^-}$. Die Hydroniumionen-konzentration von Natronlauge ist gegenüber derjenigen von Wasser herabgesetzt, da ein Teil der Hydroniumionen des Wassers mit Hydroxidionen der Natronlauge zu Wasser reagiert:

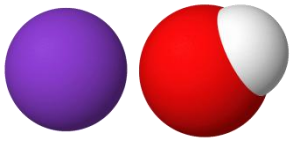
$$\mathbf{H_3O^+ + OH^- \leftrightarrow 2\ H_2O}.$$

Diese Verminderung der Hydroniumionenkonzentration lässt sich mit einem Säure-Base- Indikator nachweisen:

Versuch: OH--Nachweis in Natronlauge
Chemikalien: 5 %ige Natronlauge (NaOH-Lösung)
Durchführung: Legen Sie einen etwa 1 cm langen Streifen Indikatorpapier in ein Schälchen der Tüpfelplatte oder in ein Uhrglas und geben Sie 1 Tr. 5 %ige NaOH auf das Papier. Sie beobachten eine Blaufärbung, der zugehörige pH-Wert liegt bei 12 oder größer als 12 (basisch).
Entsorgung: NaOH-Plätzchen in den Abfallbehälter Säuren und Laugen.
Säuren und Basen (Laugen) neutralisieren sich gegenseitig unter Bildung von Salz und Wasser:

$\mathbf{H_3O^+ + OH^- \leftrightarrow 2\ H_2O}$ *Beispiel:* $\mathbf{NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O}$.

Kaliumhydroxid KOH (**Ätzkali**) ist wie Ätznatron eine weiße, wasseranziehende Masse. Kaliumhydroxid ist ebenso ätzend und löst sich ebenfalls sehr gut und unter Freisetzung von Wärme in Wasser (Reaktionsgleichung: $KOH_{(fest)} + n\ H_2O \rightarrow K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$). Beim Auflösen von Ätzkali in Wasser entsteht **Kalilauge**.



Ätzkali und Kalilauge werden in Alkali-Mangan-Zellen als **Elektrolyt** eingesetzt (z.B. in Taschenlampen-Batterien), als Säureregulator (Lebensmittel-Zusatzstoff E 525), zur Herstellung von **Schmierseifen** aus Fetten und Ölen (eine Verseifung, ähnlich wie bei der Kernseifenherstellung, s.o.) und als **Trocknungs- und Absorptionsmittel**, weil es wie Ätznatron Kohlendioxid aus der Luft binden kann:

$KOH + CO_2 \rightarrow KHCO_3$ Kaliumhydrogencarbonat

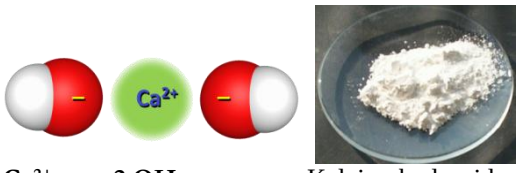
$KOH + 2\ CO_2 \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$ Kaliumcarbonat, Pottasche

Abb. 3.3: Modell der Ionen des Kaliumhydroxids (oben) und Alkali-Mangan-Batterien enthalten Kaliumhydroxid KOH als Elektrolyt (unten)
(Bildquelle: Von Aney - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=282602)

Kalziumhydroxid $Ca(OH)_2$ wird auch als „gelöschter Kalkoder „Löschkalk“ bezeichnet. Es handelt sich um ein ätzendes, weißes Pulver, das im Unterschied zu Ätznatron und Ätzkalk kaum in Wasser löslich ist. Die Löslichkeit ist abhängig von der Temperatur, denn sie sinkt bei steigender Temperatur (1860 mg/L bei 0 °C; 1650 mg/L bei 20 °C und 770 mg/L bei 100 °C), weil beim Lösevorgang Wärme freigesetzt wird.

Die klare, (nahezu) gesättigte Lösung von Kalziumhydroxid wird **Kalkwasser** genannt. Sie wird durch Aufschlämmen von Kalziumhydroxid in Wasser und anschließendes Abfiltrieren des ungelösten Kalziumhydroxid-Restesd hergestellt. Kalkasser dient als klare Flüssigkeit zum Nachweis von Kohlenstoffdioxid, weil sie dieses Gas bindet, so dass eine weiße Trübung oder ein weißer Niederschlag entsteht (Bildung von Kalziumcarbonat):

$$\mathbf{Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O}.$$



Ca^{2+} **2 OH^-** Kalziumhydroxid

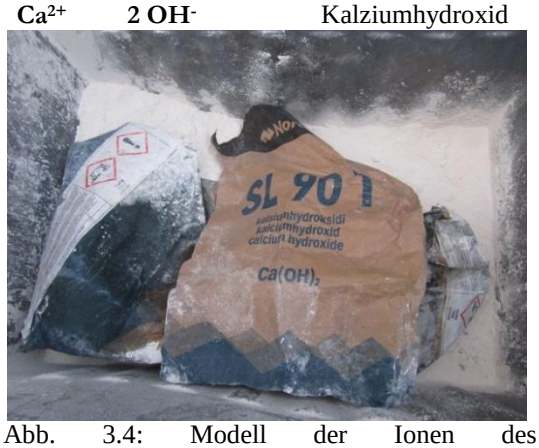


Abb. 3.4: Modell der Ionen des Kalziumhydroxids (oben) und der Stoff als Löschkalk auf dem Bau (Mitte, zum Kalkkreislauf vgl. Abb. 1.51 auf S.41; Abb. gemeincfrei)

Die Aufschlämmung (Suspension) von Kalziumhydroxid in Wasser ist eine cremig-steife Masse und wird als Fettkalk oder Sumpfkalk bezeichnet (zur Herstellung von Mörtel auf dem Bau) oder – als weißliche, milchartige Flüssigkeit – auch als Kalkmilch. Zur Zubereitung von **Mörtel** wird der Löschkalk unter dem Namen „Weißkalkhydrat“ verkauft (DIN 1060; **Kalkputze** sind Mischungen von Calciumhydroxid und Sand. Beim Aushärten von **Portlandzement** entsteht Calciumhydroxid. Er wird überwiegend zur Herstellung von Stahlbeton verwendet. Die alkalische Wirkung des Calciumhydroxids im Beton verhindert das Rosten des Stahls so lange, bis dass er durch Kohlendioxid bzw. Kohlensäure oder auch andere saure Bestandteile des Regenwassers neutralisiert wird).

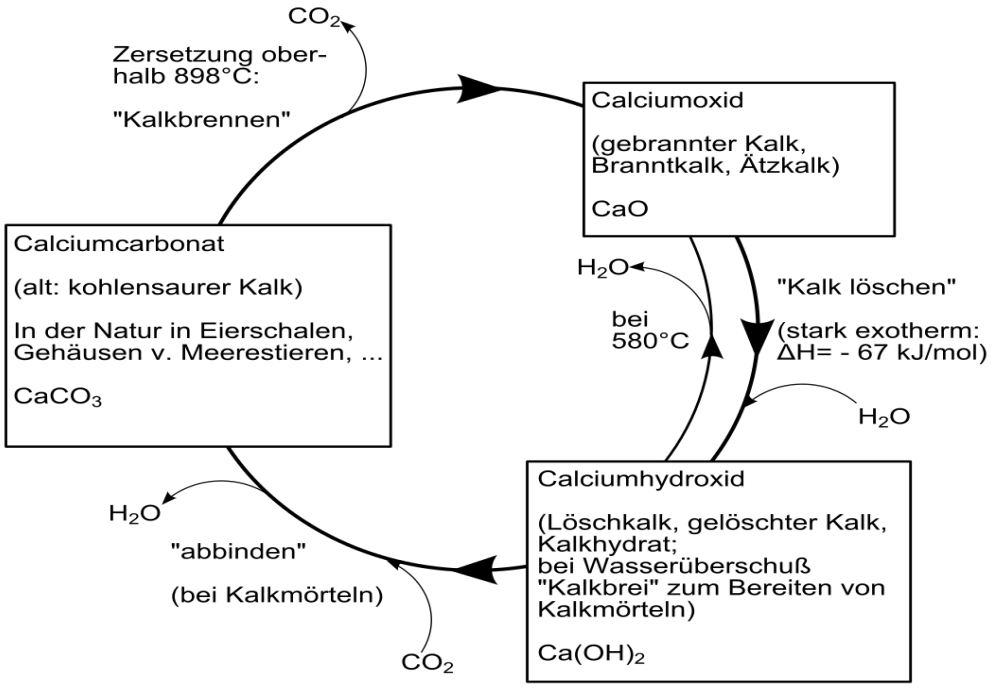
Gelöschter Kalk kann genau wie Kalkstein $CaCO_3$ zur Rauchgasentschwefelung einghesetzt werden, denn er bildet mit Schwefelsäure REA-Gips (Vgl. S.43+44):

$$\mathbf{Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4\downarrow + 2\ H_2O}.$$

Bei 580 °C zersetzt sich das Kalziumhydroxid, wobei Kalziumoxid und Wasser entstehen:

$$\mathbf{Ca(OH)_2 \rightarrow CaO + H_2O\uparrow}.$$

Löschkalk $Ca(OH)_2$, gebrannter Kalk CaO und Kalk $CaCO_3$ sind somit die drei Stoffe im Kalkkreislauf, denn Kalziumhydroxid entsteht wieder, wenn Ätzkalk (Gebrannter Kalk, Kalziumoxid CaO) mit Wasser reagiert, und Kalk entsteht, wenn das Kalziumhydroxid im Mörtel oder Zement mit CO_2 aus der Luft abbindet und wieder zu Kalkstein wird:



Eine weitere, wichtige Lauge ist das **Ammoniakwasser**. Es wird umgangssprachlich auch als „**Salmiakgeist**" bezeichnet, da es aus Salmiaksalz (Ammoniumchlorid) und Natronlauge oder Kalkwasser hergestellt werden kann:

$$\mathbf{NH_4\,Cl + NaOH \rightarrow NH_4OH + NaCl}.$$

Ammoniakwasser ist die wässrige Lösung des Gases Ammoniak NH_3 und reagiert ätzend wie eine Lauge (Es ist alkalisch. Daher oft die Formel $\mathbf{NH_4OH_{aq}}$ **Ammoniumhydroxid**).
Auch **Seifenlauge** reagiert wie eine verdünnte Lauge, aber nur, wenn Kern- oder Schmierseife gelöst worden ist.

3.2 Laugen nachweisen

Alle **Laugen** haben eine bestimmte Stoffeigenschaften gemeinsam: Sie reagieren mit Säuren zu Salzen. Das liegt daran, dass sie **Hydroxid-Ionen OH^-** enthalten, weil die Hydroxidee in wässriger Lösung dissoziieren. So z.B. Natriumhydroxid-Lösung (Natronlauge):

$$\mathbf{NaOH_{(fest)} \rightarrow Na^+_{aq} + OH^-_{aq}}$$

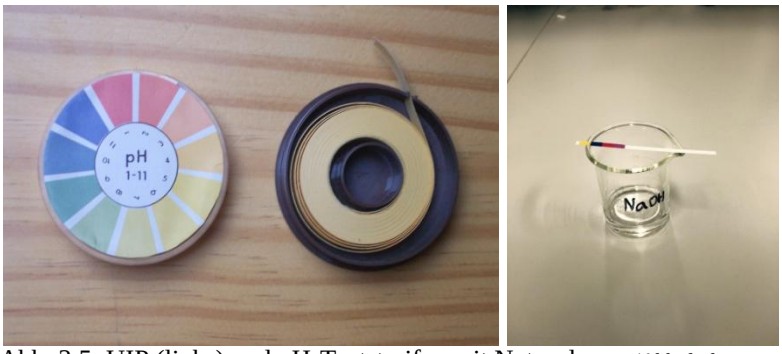
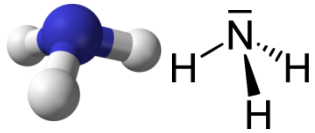


Abb. 3.5: UIP (links) und pH-Teststreifen mit Natronlauge (Abb. links gemeinfrei, rechts: By Rupal Dugar - Own work, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=41323342)

Hydroxidionen OH^- weist man wie auch H^+-Ionen mit **Indikatoren** nach (vgl. Kap. 2.2, S.58).
Universalindikator-Papier UIP wird durch OH^- -Ionen blau gefärbt. Daneben gibt es auch so genannte **pH-Teststreifen** (Abb. 3.5) und pH-Messelektroden.

3.3 Ammoniakgas – eine Base

Ammoniak NH_3 (Abb. 3.6) ist ein farbloses, giftiges Gas mit stechendem Geruch. Es löst sich sehr gut in Wasser, deutlich besser als Gase Sauerstoff oder Kohlendioxid. Ein Liter Wasser nimmt bei 0 °C ganze 1142 Liter Ammoniakgas auf (das sind 880 g NH_3-Gas). Durch Erwärmung dieser Lösung, dem **Ammoniakwasser**, wird das Ammoniakgas wieder ausgetrieben. Der Siedepunkt einer 25%igen Lösung liegt bei nur 37,7 °C. Auch ohne Erwärmen verdunstet das Ammoniakgas aus dem Ammoniakwasser. Deshalb nimmt die Ammoniak-Konzentration in offenen Gefäßen mit der Zeit ab und der typische, stechend-scharfe Ammoniakgeruch tritt auf.



$$N{\equiv}N \xrightarrow[\text{Fe catalyst, 350-550 °C}]{\text{200 atm } H_2} 2\ NH_3$$

Abb. 3.6: Ammoniakgas NH_3 in einer Gasflasche (links) sowie und Modell und Formel des Gasmoleküls (rechts oben) und Reaktionsgleichung zur NH_3-Herstellung im Haber-Bosch-Verfahren (unten rechts) (Abb. gemeinfrei)

Das Gas Ammoniak NH_3 wird aus Stickstoff N_2 und Wasserstoff H_2 hergestellt (Haber-Bosch-Verfahren) und zu Salpetersäure HNO_3 weiterverarbeitet (Ostwald-Verfahren, siehe Kap. 2.3 auf S. 62/63):

Stickstoff + Wasserstoff → Ammoniak

Ammoniak + Sauerstoff → Stickstoffoxide + Wasser

Stickstoffoxide + Wasser + Sauerstoff → Salpetersäure

Der unangenehm-stechende Geruch von Ammoniakgas ist schon bei niedrigen Konzentrationen wahrnehmbar. Das ist eine Warnung, so dass Vergiftungsfälle mit Ammoniak selten sind. Gasförmiges Ammoniak kann über die Lungen aufgenommen werden und wirkt es durch Reaktion mit Feuchtigkeit stark ätzend. Beim Einatmen hoher Konzentrationen (ab etwa 0,m17 % = 1700 ppm) besteht Lebensgefahr durch Schäden in den Atemwegen und Atemstillstand. Wässrige Ammoniaklösungen können aber auch über Haut und Magen aufgenommen werden und diese verätzen.

Ammoniakwasser wird als Zusatz bei Reinigungsmitteln für den Haushalt (z. B. in Glasreinigern) und als Säureregulator E 527 in der Lebensmittelchemie verwendet. Ammoniakgas wird mit Salpetersäure zum Stickstoffdünger Ammoniumnitrat NH_4NO_3 verarbeitet:

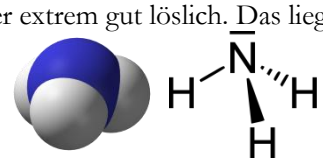
Ammoniak + Salpetersäure → Ammoniumnitrat $\quad$ $NH_3 + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3$

Ammoniakgas entweicht auch aus Gülle, Mist, Dung und Jauche. Diese Abfälle aus der landwirtschaftlichen Nutztierhaltung enthalten **Urin und Kot** der Tiere. Sie werden als Düngemittel eingesetzt (Abb. 3.7). Dadurch kommt Ammoniakgas auch wieder in die Atemluft. Hier wandelt er sich in Ammoniumnitrat und -sulfat um, wodurch Feinstaubpartikel entstehen. Ammoniak fördert außerdem zusammen mit Stickstoffoxiden die Bildung von gesundheitsschädlichem, bodennahem Ozon. Man schätzt, dass Landwirtschaft und Massentierhaltung im Jahr 2010 dadurch Ursache für etwa 45 % aller Todesfälle durch Luftverschmutzung in Deutschland waren.

Abb. 3.7: Bodennahe Gülleausbringung mit einem Güllefass auf Grünland (Bildquelle: Von Rasbak - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=1707757)

Ammoniakgas ist in Wasser extrem gut löslich. Das liegt am Aufbau der Moleküle:

Ammoniak NH_3:



Wasser H_2O:

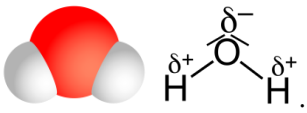


Abb. 3.8: Aufbau der Moleküle von H_2O und NH_3 (Abb. gemeinfrei)

Wasser- und Ammoniakmoleküle sind **polar** aufgebaut: Sie weisen Plus- und Minuspole auf (siehe Abb. 3.8) – genau wie Chlorwasserstoffmoleküle HCl auch (Vgl. S.65). Deshalb ziehen sich Wassermoleküle untereinander an. Auch Ammmoniak- und Wassermoleküle ziehen einander an. Dadurch bilden sich zwischen Wassermolekülen Wasserstoffbrücken aus (Abb. 3.9 links). Zwischen Wasser- und Ammoniakmolekülen kommt es dazu, dass ein Wasserstoffatom des Wassers als H^+ abgetrennt und an ein Ammoniakmolekül NH_3 gebunden wird, so dass ein NH_4^+-Ion entsteht, das Ammonium-Kation:

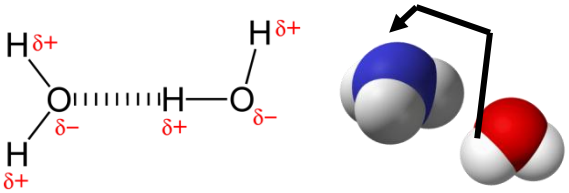
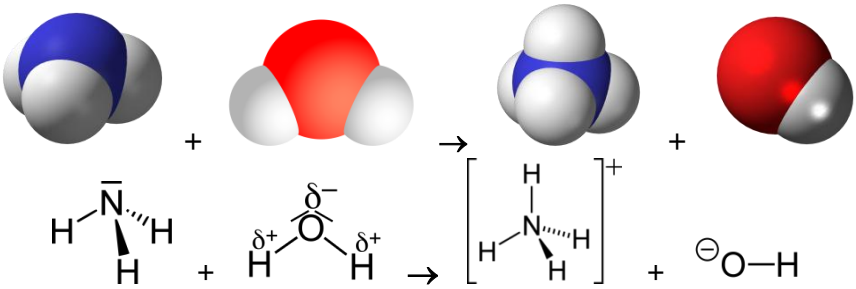


Abb. 3.9: Wasserstoffbrückenbildung zwischen zwei Wassermolekülen (links) und Anziehung des Protons durch das Ammoniakmolekül (rechts, Abb. gemeinfrei)

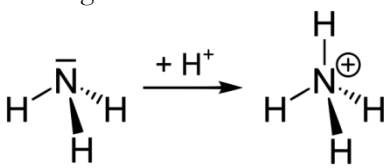


Ammoniak NH_3 + Wasser H_2O → Ammonium-Ion NH_4^+ + Hydroxid-Ion OH^-

Deshalb ist Ammoniakwasser eine **Lauge**: Es enthält deshalb Ammonium- und Hydroxidionen.
Das Hydroxidion entsteht aus dem Wassermolekül, weil dieses ein Proton H^+ abgibt und wie eine **Säure** (ein Protonendonator) reagiert: $\mathbf{H_2O \rightarrow H^+ + OH^-}$
Das Ammoniakmolekül nimmt das Proton auf, es reagiert wie eine **Base** (ein Protonenakzeptor):

$$\mathbf{NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+}$$

Das Ammoniakmolekül ist eineBase, weil das Proton vom Minuspol im NH_3-Molekül (dem Elektronenpaar am Stickstoffatom) angezogen wird, so dass eine H-N-Bindung entsteht. Die positive Ladung des H^+-Ions geht dabei auf das ganze Molekül über. Die vier H-Atome sind nun gleichartig an das Stickstoffatom gebunden:



- oder in Summenformeln: $\mathbf{NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+}$

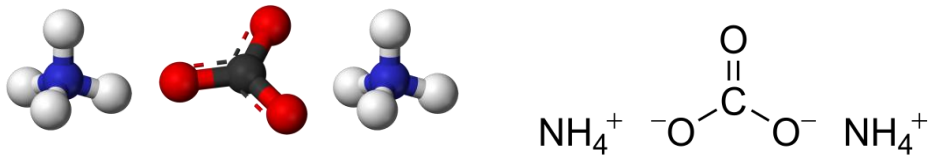
Das entstandene **Ammoniumion NH_4^+** ähnelt in seinen Eigenschaften den Alkali-Kationen. Es ist ähnlich groß wie K^+ und es bildet ähnliche Salze. Doch obwohl Ammoniakwasser Ammoniumionen $NH_4^+{}_{aq}$ und Hydroxidionen $OH^-{}_{aq}$ enthält, kann man <u>keinen</u> Feststoff Ammoniumhydroxid NH_4OH herstellen. Dieser zerfällt stets in Ammoniakgas und Wasser:

$$\mathbf{NH_4^+{}_{aq} + OH^-{}_{aq} \rightarrow NH_3 + H_2O}$$

Das ist der Umkehrvorgang vom Lösen des Ammoniakgases in Wasser:

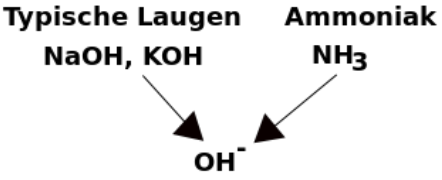
$$\mathbf{NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+{}_{aq} + OH^-{}_{aq}}$$

Wichtige **Ammoniumsalze** sind z.B. Salmiaksalz NH_4Cl (Ammoniumchlorid), NH_4NO_3 Ammonkiumnitrat, $(NH_4)_2SO_4$ Ammoniumsulfat und $(NH_4)_2CO_3$ Ammoniumcarbonat. Ammoniumnitrat besteht ist aus Ammonium-Kationen NH_4^+ und Nitrat-Anionen NO_3^-, Ammoniumcarbonat aus Ammonium- und Carbonat-Ionen:



3.4 Basen – die Protonenakzeptoren

Laugen sind in Wasser gelöste Basen. **Basen** nehmen Protonen H^+ auf – sie sind **Protonenakzeptoren**.
Wenn sich Basen in Wasser lösen und das Proton vom Wassermolekül aufnehmen, dann enthalten Laugen **Hydroxid-Ionen OH^-**.
Laugen entstehen, wenn man stark **basische** Stoffe in Wasser auflöst – also z.B. Natriumhydroxid (Ätznatron NaOH), Kaliumhydroxid (KOH, „Ätzkali"), Kalziumhydroxid („Ätzkalk" $Ca(OH)_2$ oder auch „Gelöschter Kalk" genannt).



Auch Ammoniak nimmt Protonen auf und ist eine Base:

$$\mathbf{NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+{}_{aq} + OH^-{}_{aq}}.$$

Aber auch Natriumoxid Na_2O, Kaliumoxid K_2O und Kalziumoxid CaO („Gebrannter Kalk") können mit Wasser zu Hydroxiden bzw. Laugen reagieren, z.B.:

$$Na_2O + \mathbf{H_2O} \rightarrow 2\ NaO\mathbf{H} \qquad CaO + 2\ \mathbf{H_2O} \rightarrow Ca(O\mathbf{H})_2$$

Das „basische" Oxidion nimmt dabei jeweils ein Proton auf und wird zum Hydroxidion:

$$\mathbf{H^+ + O^{2-} \rightarrow OH^-}$$ (Dieses reagiert ggf. weiter: $\mathbf{H^+ + OH^- \rightarrow H_2O}$).

Beim Auflösen basischer Stoffe in Wasser werden also Hydroxidionen freigesetzt.
So wie Oxid- und Hydroxidionen können auch Carbonat- und Azetat-Anionen Protonen aufnehmen:

$$CO_3^{2-} + 2\ \mathbf{H_2O} \rightarrow \mathbf{H_2}CO_3 + 2\ OH^- \qquad CH_3COO^- + \mathbf{H_2O} \rightarrow CH_3COOH + O\mathbf{H}^-$$

Deshalb reagieren auch Natriumcarbonat- und Natriumazetat-Lösungen „basisch" oder „alkalisch", obwohl die Salze keine Hydroxidionen enthalten – sie bilden sie beim Auflösen in Wasser, indem sie mit Wasser reagieren. Umgekehrt gibt es auch Salze, deren Kationen an Wasser Protonen abgeben, also wie eine Säure reagieren – zum Beispiel Ammonium-Ionen NH_4^+: $N\mathbf{H}_4^+ \rightarrow \mathbf{H^+} + NH_3$ Auch das ist also eine Protonenübertragung (Protolyse), z.B. auf Wasser ($NH_4^+{}_{aq} + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$).
Das Ammoniumion NH_4^+ ist also ein Protonendonator, eine Säure.

> Bei Reaktionen zwischen Basen (oder Laugen) und Säuren werden **Protonen H^+** ausgetauscht. Sie werden deshalb als **Protonenübertragung**, **Protolyse** oder auch **Säure-Base-Reaktion** bezeichnetr.
> Dieser Protonenaustausch ist **umkehrbar** („reversibel"), eine sogenannte „Gleichgewichtsreaktion".

Sie ist auch ohne Beteiligung von Wasser möglich. Hierzu ein Beispiel:
Wenn **Ammoniakgas NH_3** mit **Chlorwasserstoffgas HCl** in der Luft reagiert, bildet sich ein Salz als weißer Rauch (**Ammoniumchlorid NH_4Cl**), weil das HCl-Molekül sein H^+ an das Ammoniakmolekül abgibt:

$$\mathbf{NH_3 + HCl \rightleftarrows NH_4^+ + Cl^-}$$

Das Salz kann beim Erhitzen umgekehrt wieder unter Gasbildung zerfallen:

$$\mathbf{NH_4^+Cl^- \rightleftarrows NH_3 + HCl}$$

Die Base Ammoniak wird also zum Ammoniumion, und das Ammoniumion wird durch Protonenabgabe wieder zum Ammoniak – NH_4^+ reagiert sauer, NH_3 basisch.
Auch wenn die Lösung von Ammoniakgas NH_3 in Wasser (Ammoniakwasser) mit einer Säure versetzt wird, entstehen in der Lösung **Ammoniumionen NH_4^+**.
Die Ammoniumsalze reagieren in Wasser sauer:

$$NH_3 + \mathbf{H_3}O^+ \rightleftarrows N\mathbf{H}_4^+ + H_2O.$$
$$N\mathbf{H}_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + \mathbf{H_3}O^+ .$$

In diesem Gleichgewicht sind NH_3 die **Base** und Ammionium NH_4^+ die zugehörige **Säure** (Sie bilden ein **korrespondierendes Säure-Base-Paar**).

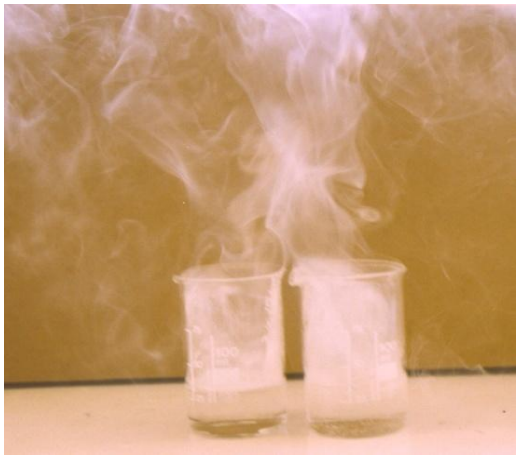
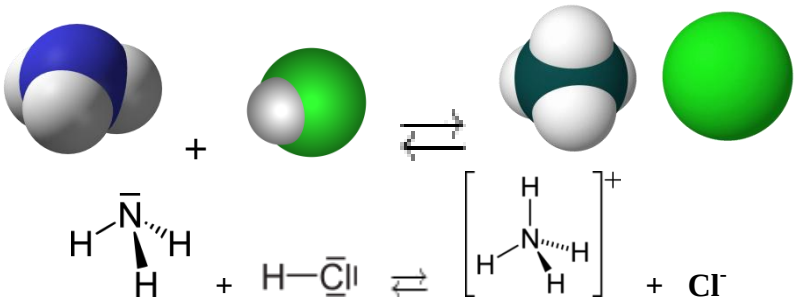


Abb. 3.10: Konzentrierte Salzsäure und konzentriertes Ammoniakwasser nebeneinander in offenen Bechergläsern: Die Gase entweichen in die Luft und reagieren dort miteinander zu Salmiaksalz-Rauch (Ammoniumchlorid, eig. Foto).

So wie Ammoniak und das Ammoniumion ein korrewspondierendes (zusammengehörendes) Säure-Base-Paar bilden, so sind auch Chlorwasserstoff und das Chloridion ein zusammengehörendes Säure-Base-Paar. Es kann durch Protonenaustausch ineinander überführt werden, z.B. wenn Ammoniak das Proton vom HCl-Molekül aufnimmt oder das Ammoniumion beim Erhitzen des Ammoniumchlorids sein Proton H^+ an das Chloridion Cl^- abgibt:



Ammoniak NH_3 + Chlorwasserstoff HCl $\rightleftarrows$ Ammonium-Ion NH_4^+ + Chlorid-Ion Cl^-

3.5 Säure-Base-Reaktionen: Neutralisation, Verdrängung, Pufferung

3.5.1 Neutralisation und pH-Wert

Laugen reagieren mit Säuren zu Salzen. Indikatoren zeigen Säuren und Laugen an: Das Universalindikatorpapier wird mit Säuren rot, mit Laugen blau. Wenn man S#äurenund Laugen 1 : 1 zusammengibt, heben sich die Eigenschaften von Säure und Lauge auf – Salzwasser entsteht. Das zeigt dieser Versuch:

<u>Neutralisation von Natronlauge mit Salzsäure</u>

Chemikalien: 5 %ige NaOH, 5 %ige HCl

Durchführung:

a) Geben Sie in einem 50 mL-Becherglas zu 10 mL 5 %iger NaOH portionsweise 5 %ige HCl und prüfen Sie mit Indikatorpapier den jeweiligen pH-Wert (Mit dem Glasstab umrühren und anhaftenden Tropfen auf ein Stück Indikatorpapier bringen). Beenden Sie die Zugabe von HCl beim pH-Wert 7 (neutral). Sollten Sie bereits zuviel Säure zugegeben haben, so können Sie den pH-Wert durch Zugabe von 5 %iger Natronlauge wieder korrigieren.

b) Die neutrale NaCl-Lösung wird in eine Porzellanabdampfschale überführt und im Abzug mit Gasbrenner, Dreifuß und Ceranplatte bis zur Trockene eingedampft. Besonders gegen Ende des Eindampfens darf nicht zu stark erhitzt werden, da die eingeengte Lösung zum Spritzen neigt (ggf. Gaszufuhr drosseln oder Brenner zeitweilig ganz abstellen!). Lassen Sie die Porzellanschale nach dem Abdampfen des H_2O erkalten, und gewinnen Sie das NaCl durch Abkratzen mit einem Spatel.

Anmerkung: Im Salz können Sie mit Hilfe der Flammprobe das Natrium nachweisen: Bringen Sie ein Salzkristall mit Hilfe eines Magnesiastäbchens in die rauschende, nichtleuchtende Brennerflamme. Ein gelboranges Aufleuchten zeigt die Gegenwart von Natriumionen Na^+ an. Die Chloriodionen der Salzsäure weisen Sie im Salz nach, indem Sie einige Körnchen des NaCl in möglichst wenig entmin. Wasser lösen. Bei Zugabe einiger Tropfen Silbernitratlösung $AgNO_3$ reagieren die Silberionen Ag^+ mit den Chloridionen Cl^- zu einer weißen Trübung von Silberchlorid AgCl:

$$\mathbf{Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow} \text{ (oder auch: } \mathbf{AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3}\text{)}$$

Laugen enthalten **Hydroxid-Anionen OH^-**, Säuren Hydronium-Ionen **H_3O^+** (die aus Wassermolekülen und H^+-Ionen entstehen: $H^+ + H_2O \rightleftarrows H_3O^+$ - und auch Oxoniumionen genannt werden).

Die neutralisierende Wirkung der Laugen auf Säuren ist darauf zurückzuführen, dass Hydroxidionen die Protonen aufnehmen, wobei Wasser entsteht:

$$\mathbf{H^+ + OH^- \rightleftarrows H_2O} \qquad \text{bzw.: } \mathbf{H_3O^+ + OH^- \rightleftarrows 2\,H_2O} \text{ (Neutralisation)}$$

Alle Alkalimetalle, Erdalkalimetalle und ihre Oxide reagieren mit Wasser sofort zu ätzenden Laugen.

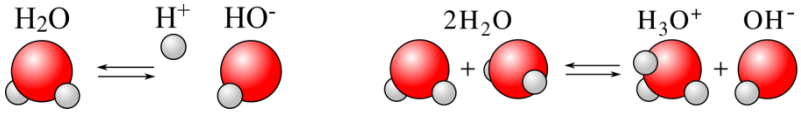
Laugen können mit Säuren neutralisiert werden, wobei Salze entstehen:

Säure + Lauge → Wasser + Salz

Vereinfacht dargestellt gibt es also zwei Wege, Laugen herzustellen, und zwei Wege, aus Säuren Salze zu gewinnen (Darstellung der Säure als Verbindung von Wasserstoff H mit einem Anion A und von Basen als Oxide oder Hydroxide eines Metalles M wie z.B. Natrium):

Reaktion von unedlen (Alkali-)Metallen M mit Wasser:	$2\ M + H_2O \rightarrow 2\ MOH + H_2\uparrow$
Reaktion von unedlen Metalloxiden mit Wasser:	$M_2O + H_2O \rightarrow 2\ MOH$
Reaktionen von Laugen MOH mit Säuren HA zu Salzen:	$MOH + HA + \rightarrow MA + H_2O$
Reaktionen von Metalloxiden mit Säuren HA:	$M_2O + 2\ HA \rightarrow 2\ MA + H_2O$

Mit Ausnahme der ersten Möglichkeit sind alle diese Salzbildungs-Reaktionen Protonenübertragungen (Säure-Base-Reaktionen), denn das Oxid-Anion O^{2-} reagiert genau wie das Hydroxidanion basisch: Es nimmt Protonen von Säuren auf – oder auch vom Wasser: $\mathbf{O^{2-} + H_2O \rightarrow 2\ OH^-}$
Wasser kann also wie eine Säure reagieren und ein Proton abgeben:



$$\mathbf{H_2O \rightleftarrows H^+ + OH^-} \quad \text{bzw.: } \mathbf{2\ H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^-}$$

Gleichzeitig kann es wie eine Base reagieren und ein Proton aufnehmen:

$$\mathbf{H_2O + H^+ \rightleftarrows H_3O^+}$$

Es ist also Base und Säure zugleich und reagiert mit sich selbst unter Protonenübertragung:

$$\mathbf{2\ H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^-}.$$

Das wird **Autoprotolyse** genannt und ist die Umkehrung der **Neutralisation**:

$$\mathbf{H_3O^+ + OH^- \rightleftarrows 2\ H_2O}$$

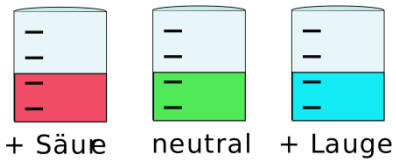


Abb. 3.11: Säuren (Das Universalindikatorpapier UIP wird rot) und Laugen (UIP: blau) neutralisieren sich (Abb. gemeinfrei)

Die Neutralisation setzt Wärme frei. Und sie kann messend verfolgt werden. Dazu wird z.B. eine Säure bekannter Konzentration tropfenweise aus einer Bürette in eine Natronlauge unbekannter Konzentration gegeben. Ein Farbstoff (**Indikator**) zeigt dann an, wann die Menge an Säure erreicht ist, die die unbekannte Lauge-Menge neutralisiert hat. Das nennt man **Titration** (Abb. 3.12).

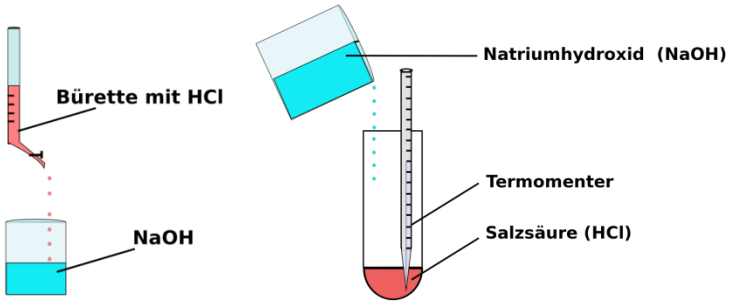


Abb. 3.12: Titration und Versuch zur Messung der Neutralisationswärme (Abb. gemeinfrei)

Der Moment, wo die Säure die im Becherglas unten „vorgelegte“ Lauge bei der Titration neutralisiert hat, wird Neutral- oder Äquivalenzpunkt genannt (von „äquivalent“ = gleichwertig). Er wird dadurch angezeigt, dass der Indikator im Becherglas einen Farbumschlag zeigt (der Moment wird daher auch „Umschlagspunkt“ genannt, Abb. 3.13).

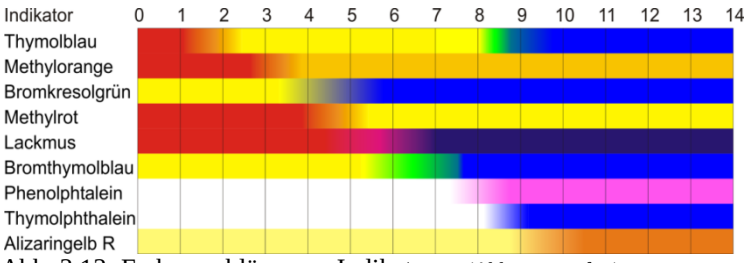


Abb. 3.13: Farbumschläge von Indikatoren (Abb. gemeinfrei)

Den „sauren“ oder „basischen“ Charakter einer wässrigenLösung misst man in Form der **Konzentration der Protonen H^+** bzw. Hydroniumionen H_3O^+ (in Säuren) oder auch der Hydroxidionen OH^- (in Laugen). Diese Konzentration kann in den **pH-Wert** umgerechnet werden. Er ist bei Säuren kleiner und bei Laugen größer als 7 (Lösungen mit pH = 7 sind neutral wie Wasser).

Die Skala der **pH-Werte** reicht von pH = 0 (stark sauer) bis pH = 14 (stark basisch):

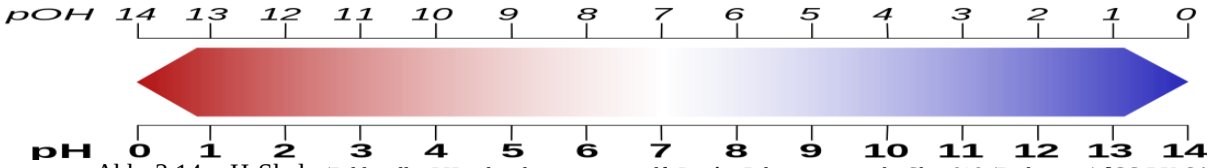


Abb. 3.14: pH-Skala (Bildquelle: PHscalenolang.png: myself, PatríciaRderivative work: Chris828 (Diskussion) [CC BY-SA 2.5 über: https://creativecommons.org/licenses/by-sa/2.5])

Das Universalindikatorpapier UIP ebnthält mehrere Indikatoren und zeigt nicht nur einen Farbumschlag an, sondern den pH-Wert der sauren, basischen oder neutralen Lösung:

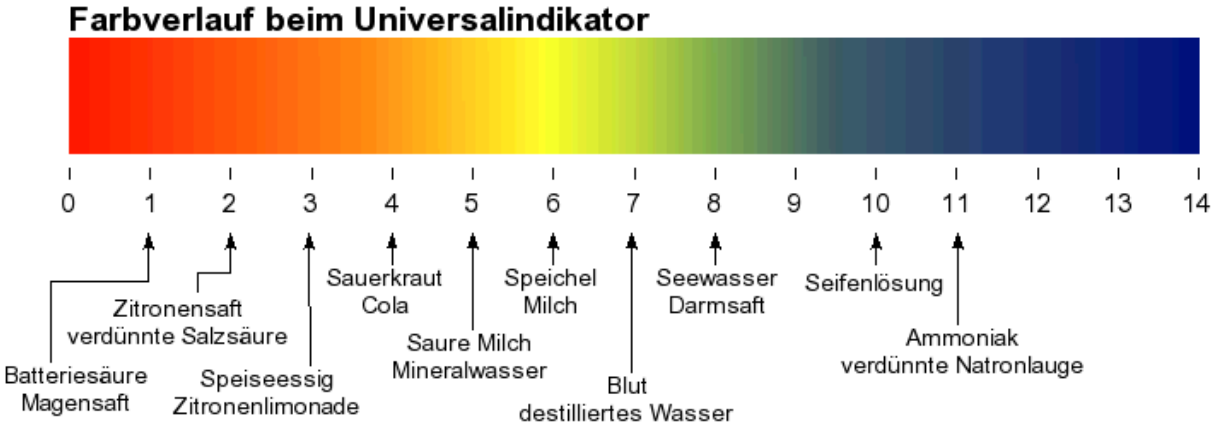
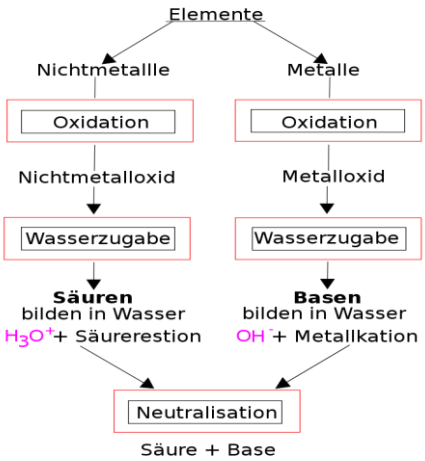


Abb. 3.15: pH-Skala mit den Farben des Universalindikators und Beispielen für pH-Werte verschiedener saurer und basischer (alkalischer) Lösungen (Bildquelle: Von Birgit Lachner - Eigenes Werk Diese Zeichnung wurde mit LibreOffice Draw erstellt., CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=485163)

So kann die etwaige Konzentrration an Hydroniumionen H_3O^+ über eine Messung mit dem UIP bestimmt werden. Bei einem niedrigen pH-Wert sind viele H_3O^+-Ionen vorhanden, die Lösung ist stark sauer. Bei hohen pH-Werten liegen wenig H_3O^+-Ionen, aber viele OH^- -Ionen vor – die Lösung ist basiosch (alkalisch). Neutral ist sie bei pH = 7: $H_3O^+ + OH^- \rightleftarrows 2\ H_2O$. So gibt der pH-Wert an, welches der beiden Ionen im Überschuss vorliegt.

Flüssigkeit	pH-Wert
Magensäure	1,0 bis 1,5
Zitronensäure	2,4
Cola	2,0 bis 3,0
Orangen-/Apfelsaft	3,5
Kaffee, Bier	4,5 bis 5,0
Mineralwasser	6,0
Wasser	7,0
Blut	7,4
Seifenlauge	9,0 bis 10,0
Bleichmittel	12,5
Natronlauge	13,5 bis 14



Auch Metalloxide (basisch) und Nichtmetalloxide (sauer) können bei Neutralisationsreaktionen mitwirken. Der Grund liegt darin, dass sie mit Wasser Säuren und Laugen bilden können (siehe Schema links).

3.5.2 Verdrängung und Säurestärke

Es gibt schwache Säuren wie Kohlensäure, Zitronensäure und Essig, die auch in Lebensmitteln und Getränken enthalten sind. Andere Säuren sind stark ätzend. Wenn Salze schwacher Säuren (wie z.B. Carbonate als Salze der Kohlensäure) und stärkeren Säuren wie z.B. Essigsäure oder auch Schwefelsäure zusammenkommen, dann wird die schwächere Säure aus ihrem Salz verdrängt:

Herstellung eines Gases: „Kohlensäure" (chemisch: Kohlen(stoff)dioxid)

Materialien: Soda (Natriumcarbonat), Essig oder Essigessenz, Reagenzglas (RG) mit und ohne Gasableitungsrohr, Gummistopfen, Ballon, Gummiband, Tropfpipette, Spatel

Versuchsanleitung:
a) Gib eine Spatelspitze Sodapulver in ein Reagenzglas mit 2-3 mL Essig oder verdünnter Essigsäure und beobachte.
b) Wenn Du das Gas untersuchen und auf eine Teelicht-Flamme leiten willst, dann wiederhole den Versuch mit der doppelten Menge und in einem Reagenzglas mit seitilichem Gasableitungsrohr, an welchem ein Ballon mit Gummiband luftdicht befestigt wurde

Das Sodapulver reagiert hier mit der Essigsäure, weil Essigsäure etwas stärker ist als die schwache Kohlensäure:

$$Na_2CO_3 + 2\ CH_3COO\boxed{H} \rightarrow \boxed{H_2}CO_3 + 2\ CH_3COONa$$

Die freigesetzte Kohlensäure zerfällt dabei sofort in Wasser und Gas: $H_2CO_3 \rightleftarrows H_2O + CO_2$

Das Anion CO_3^{2-} der schwachen Säure (Kohlensäure: H_2CO_3) reagiert hier also basisch, denn es nimmt ein H^+ von der stärkeren Säure $CH_3COO\boxed{H}$ auf:

$$\mathbf{CO_3^{2-} + 2\ H^+ \rightleftarrows H_2O + CO_2}$$ (umkehrbare Reaktion, Symbol: $\rightleftarrows$)

Das Natriumazetat, genauer: das Azetat-Anion CH_3COO^-, ist ebenfalls etwas basisch (Die an das C-Atom gebundeenen H-Atome in der CH_3-Gruppe kann es nicht abgeben). Das Azetat-Ion kann vom Wasser Protonen aufnehmen, so dass die Natriumazetatlösung einen pH-Wert über 7 aufweist:

$$CH_3COO^- + \boxed{H}_2O \rightleftarrows CH_3COO\boxed{H} + OH^-$$

Umgekehrt können einige Salze wie z.B. Salmiaksalz (Ammoniumchlorid, NH_4Cl) schwach sauer reagieren. Das Ammoniumion nämlich entsteht bei einer Protolysereaktion (s.o.), und es geht wieder eine Protonenübertragung ein, wenn es mit Ätznatron und Wasser in Berührung kommt. Das beschreibt der folgende Abschnitt.

Chlorwasserstoff HCl ist ein Gas. Es ist wasseranziehend und aggressiv, denn es reagiert wie eine Säure. Ammoniak NH_3 ist ebenfalls ein aggrssives Gas, doch es reagiert wie eine Base: Es nimmt Protonen H^+ von der Säure Chlorwasserstoffgas auf. Als Produkt entsteht in der Luft das Gas Ammoniumchlorid (Salmiaksalz NH_4Cl), das beim Erhitzen wieder aufgespalten werden kann:

$$\mathbf{NH_3 + HCl \rightleftarrows NH_4Cl}$$

Bei dieser **Säure-Basse-Reaktion** gibt HCl ein Proton ab: $\mathbf{HCl \rightleftarrows H^+ + Cl^-}$.

Ammoniak nimmt es auf: $\mathbf{NH_3 + H^+ \rightleftarrows NH_4^+}$ (Ammonium-Kation).

Beide Gase sind extrem gut wasserlöslich. Chlorwasserstoffgas gibt beim Lösevorgang ein Proton an Wasser ab, so dass Hydronium- und Chloridionen entstehen:

$$\mathbf{HCl + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + Cl^-}$$ (Salzsäure).

Eine hohe Hydroniumionen-Konzentration färbt Universalindikatorpapier UIP rot und senkt den pH-Wert ab (Abb. 3.16). Ammoniakgas hingegen senkt die H_3O^+-Konzentration im Wasser seiter ab. Es bildet im Ammoniakwasser OH^- -Ionen:

$$\mathbf{NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-}$$

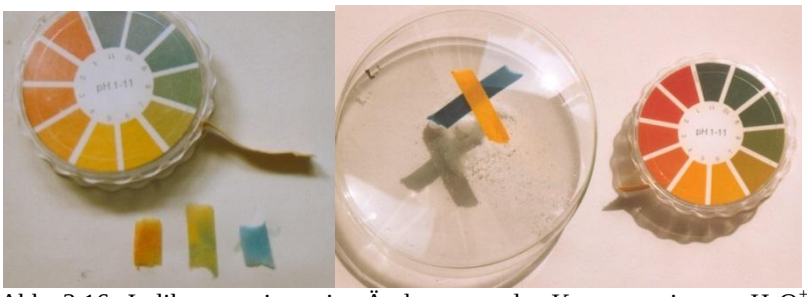


Abb. 3.16: Indikatorpapier zeigt Änderungen der Konzentration an H_3O^+-Ionen an – als Farbumschlag entsprechend dem pH-Wert. Bild 3 rechts zeigt die Kreuzprobe: Das Indikatorpapier wird vom Ammoniakgas blau gefärbt – es reagiert basisch (Eig. Fotos).

Wenn bei der „Kreuzprobe“ (Abb. 3.16 rechts) im Uhrglas das Salmiaksalz mit festem NaOH reagiert, dann wird Ammoniak freigesetzt. Das unter dem oberen Uhrglas mit Wasser angeheftete UIP färbt sich blau, da das NH_3 sich im Wasser löst. Das ist der Beweis, dass es sich um ein Ammoniumsalz handelt.
Die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Natriumhydroxid (Natronlauge) mit Ammoniumchlorid ist:

$$\mathbf{NH_4Cl + NaOH \rightleftarrows NH_3 + H_2O + NaCl}$$

Ammoniumionen reagieren mit starken Basen zu Ammoniak, einer schwachen Base. Die starke Base NaOH kann also die schwaxche Base NH_3 aus ihrem Salz NH_4Cl verdrängen – ebenfalls eine **Verdrängungsreaktion**.

Ein Rätsel: Der Apotheker *Johann Glauber* entdeckte einst in Gießen ein neues Salz. Er gewann es aus Kochsalz und Schwefelsäure – eine Verdrängungsreaktion. Sein „Glaubersalz“ wurde zum Verkaufsschlager auf den Jahrmärkten seiner Zeit – so wurde er ein steinreicher Mann. Welches Salz ist das? (Formel?)

Das allgemeine **Schema von Verdrängungsreaktionen** ist:

Starke Säure	+	Salz der schwächeren Säure	→	Schwächere Säure	+ Salz der stärkeren Säure

Auch bei Basen gibt es Verdrängungsreaktionen (Beispiel Ammoniumnachweis / Kreuzprobe):

Starke Base	+	Salz der schwächeren Base	→	Schwächere Base	+ Salz der stärkeren Base

Alle Verdrängungsreaktionen sind Säure-Base-Reaktionen, denn auch hier werden H^+-Teilchen übertragen; Beispiel (und Lösung des Rätsels oben):

$$\boxed{H_2}SO_4 + 2\ NaCl \rightarrow 2\ \boxed{H}Cl + Na_2SO_4$$

Basen wie NH_3 entziehen auch dem Wasser Hydroniumionen, ebenso wie die Oxide unedler Metalle (z.B. CaO, MgO) – Wasser reagiert hier wie eine Säure und gibt H^+ an Oxid-Ionen ab (Beispiel: $\mathbf{CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2}$ – „Kalkwasser“).
Oxid-Anionen sind sehr starke Basen. **Säure-Base-Reaktionen** können deshalb sogar in Salzschmelzen stattfinden. Das säureunlösliche Oxid Fe_2O_3 kann deshalb in einem „Aufschluss“ durch Aufschmelzen mit Kaliumhydrogensulfat $KHSO_4$ in lösliches Eisen(III)-sulfat überführt werden:

$$Fe_2O_3 + 6\ K\boxed{H}SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3\ \boxed{H}_2O\uparrow + 3\ K_2SO_4$$

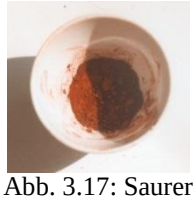


Abb. 3.17: Saurer Aufschluss von Fe_2O_3 mit $KHSO_4$

(Oder einfacher formuliert: $\mathbf{O^{2-} + 2\ H^+ \rightarrow H_2O}$, sozusagen wird hier also die „schwächere Säure“ Wasser aus ihrem Salz, dem Oxid verdrängt).

Auch die Bildung von Tropfsteinen in Höhlen, das Lösen und Ausfällen von Kalk, ist eine Säure-Base-Reaktion: Die aus Kohlendioxid in Luft und aus Wasser gebildete Kohlensäure löst den leicht basischen Kalkstein auf. Bei der Verdunstung von Wasser kristallisiert das gelöste Kalziumhydrogencarbonat $Ca(HCO_3)_2$ wieder aus – Kohlensäure wird freigesetzt:

$$\mathbf{Ca(HCO_3)_2 \rightleftarrows CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow}$$

Wie bei allen Säure-Base-Reaktionen liegen auch dieser Reaktion **Gleichgewichtsreaktionen** zugrunde, also umkehrbare Reaktionen, in diesem Fall die Reaktionen $\mathbf{CO_3^{2-} + H^+ \rightleftarrows HCO_3^-}$ und
$\mathbf{HCO_3^- + H^+ \rightleftarrows H_2O + CO_2}$.
Das **Hydrogencarbonat-Ion HCO_3^-** nimmt hier ein Proton auf, ein weiteres Hydrogencarbonat-Ion gibt ein H^+ ab. Es ist also wie Wasser Säure und Base zugleich.

$$\mathbf{CO_3^{2-} + 2\ H^+ \rightleftarrows \boxed{HCO_3^-} + H^+ \rightleftarrows H_2O + CO_2}.$$

Solche Teilchen nennt man **Ampholyte**.

Abb. 3.18: Kalkablagerungen in der Tropfsteinhöhle in der Bilsteinhöhle (Bildquelle Abb. 3.17+18: Eig. Fotos)

3.5.3 Saure und basische Lösungen, Puffer und Protolysegleichgewichte

Salze können sauer, basisch und neutral sein. Die Lösung von Natriumcarbonat Na_2CO_3 („Soda“) schmeckt z.B. nach Seifenlauge und kann Schleimhäute anätzen – Sodalösung ist stark basisch. Das Carbonat-Anion wird vom Lösemittel Wasser protolysiert:

$$\mathbf{CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-}.$$

Ammoniumchlorid NH_4Cl („Salmiaksalz“) hingegen schmeckt stark sauer: Das Ammoniumion kann Protonen abgeben:

$$\mathbf{NH_3 + H_3O^+ \rightleftarrows NH_4^+ + H_2O.}$$

Es gibt sogar Salze, die aus einer unvollständigen „**Neutralisation**“ entstehen, z.B. wenn das Molekül der Säure mehrere Protonen abspalten kann. Sie werden **saure Salze** (Hydrogensalze) und **basische Salze** genannt.

Es gibt z.B. die Salze Natriumphosphat Na_3PO_4 (stark basisch), Natriumhydrogenphosphat Na_2HPO_4 (neutral) und Natriumdihydrogenphosphat NaH_2PO_4 (ein schwach saures Salz) – alles Produkte der Reaktion von Phosphorsäure H_3PO_4 mit unterschiedlichen Mengen Natronlauge NaOH. Der Grund liegt darin, dass Phosphorsäure nach Abgabe eines Protons das Dihydrogenphosphat-Anion $H_2PO_4^-$ bilden kann. Dieses kann jedoch wiederum als Säure reagieren (zum HPO_4^{2-} -Anion), die gebildete Base kann noch ein H^+ abgeben:

$$H_3PO_4 + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + H_2PO_4^-$$
$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HPO_4^{2-}$$
$$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + PO_4^{3-}$$

Entsprechendes gilt für weitere mehrwertige Basen wie z. B. das Carbonat-Anion CO_3^{2-}: Es kann zwei Mal ein Proton aufnehmen. Das stark saure, ätzende Salz Natriumhydrogensulfat $NaHSO_4$ wird als WC-Reiniger eingesetzt. Es ist in seiner Wirkung mit 50%iger Schwefelsäure vergleichbar: Wenn es in das Auge gelangt, kann es zu Hornhautverätzungen bis hin zur Erblindung führen (Sicherheitsmaßnahme: Schutzbrille tragen, Erste Hilfe: Auge sofort mit viel Wasser auswaschen und Arzt aufsuchen oder Notarzt rufen!). Ampholyte wie HCO_3^- , $H_2PO_4^-$ und HPO_4^{2-} können Protonen ebenso aufnehmen wie abgeben (s.o.). Der pH-Wert der Lösung entscheidet darüber, in welcher „Protonierungsform“ diese Teilchen in der Lösung vorliegen.

Ampholyte bzw. 1:1-Mischungen aus schwachen Säuren oder Basen sowie ihren Salzen können den pH-Wert einer Lösung stabil halten auch dann, wenn ihr etwas Säure oder Lauge zugefügt wird. Solche Lösungen nennt man **Puffer**. Sie wirken wie Puffer (Prellböcke) bei der Bahn (Abb. 3.19), die „Stöße“ abfangen: Eine Puffermischung reagiert mit zugegebenen Säuren (H^+-Ionen bzw. H_3O^+-Ionen) und mit OH^- -Anionen, so dass der pH-Wert der Lösung gleich bleibt. Ein Puffer, der Protonen abfangen kann, ist z.B. der Dihydrogenphosphat-/Hydrogenphosphat-Puffer:

$$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HPO_4^{2-}$$

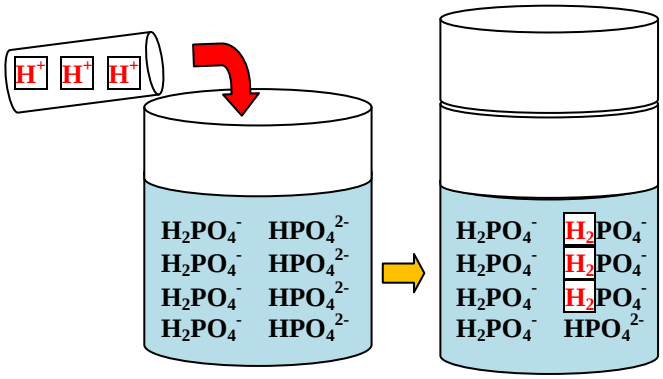
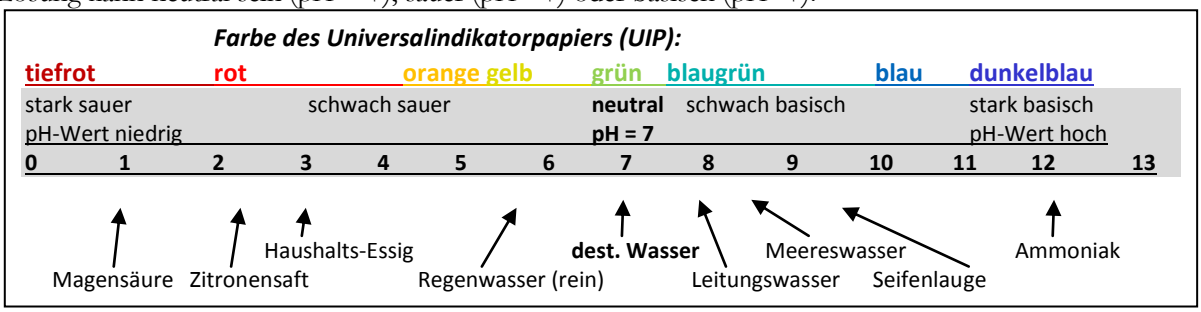


Abb. 3.19: Puffer am Ende eines Bahngleises
(Bildquelle: Von _morgado, CC BY 2.0 <https://creativecommons.org/licenses/by/2.0>, via Wikimedia Commons)

Unser Blut enthält einen Kohlensäure-Bicarbonat-Puffer (aus Kohlensäure und dem Hydrogencarbonat-Anion als zugeghörige Base): Wenn das Blut nicht sauer genug ist, löst sich ein Proton von der Kohlensäure des **Blutpuffers**, die daraufhin zum Hydrogencarbonation wird. Wenn das Blut dagegen zu viele Protonen enthält, also zu sauer ist, bindet das Hydrogencarbonat ein Proton und wird zur Kohlensäure. Diese zerfällt zu Wasser und CO_2, das dann durch verstärkte Atemtätigkeit wieder ausgeatmet wird.

So bleibt der pH-Wert stabil. Der pH-Wert ist also für saure, neutrale und basische Lösungen eine wichtige Größe, deshalb noch einmal wiederholend zum Erinnern und Lernen:
Der pH-Wert gibt den Säuregrad einer Lösung an. Der Charakter von Wasser H_2O oder einer wässrigen Lösung kann neutral sein (pH = 7), sauer (pH <7) oder basisch (pH>7):



Säuren geben an Wasser Protonen H^+ ab, Basen nehmen sie vom Wasser auf. Säuren enthalten daher **Hydronium- / Oxoniumionen H_3O^+**. Sie entstehen durch Anlagerung des Protons H^+ der Säure an ein Wassermolekül: $\mathbf{H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+}$. Der **pH-Wert** (die „**p**otentia **H**ydrogenii“) gibt den Gehalt an Protonen H^+ bzw. Hydroniumionen $\mathbf{H_3O^+}$ in der wässrigen Lösung an. Er entspricht der negativen „Hochzahl“ (Potenz) der Hydroniumionen-Konzentration in mol/L. Der pH-Wert gibt also die Stoffmengen-Konzentration *c* an H_3O^+-Ionen in mol/L wieder, jedoch in Form der Hochzahl mit umgekehrtem Vorzeichen (negativer dekadischer Logarithmus, mathematisches Symbol: -log). Daher gilt:

$$\boxed{\mathbf{pH = -\log c(H_3O)^+} \text{ und: } \mathbf{c(H_3O^+) = 10^{-pH}}}.$$

Es gibt auch ein Gegenstück, den so genannten pOH-Wert. Die Summe aus pH- und pOH-Wert ist immer 14:
Für starke Laugen gilt entsprechend: $\mathbf{pOH = -\log c(OH^-)}$ sowie in wässriger Lösung: **pH + pOH = 14**.
Bei der Verdünnung um das Zehnfache ändert sich der pH-Wert um eine Stufe.

Tabelle: Beispiel für pH- und pOH-Werte:

Lösung	Charakter	$c(H_3O^+)$, mol/L	pH	$c(OH^-)$, mol/L	pOH
Salzsäure (konz)	**Sehr stark sauer**	1,0 $= 10^0$	**0**	0,00000000000001 $= 10^{-14}$	**14**
Kaffee	**Schwach sauer**	0,00001 $= 10^{-5}$	**5**	0,000000001 $= 10^{-9}$	**9**
Wasser (+20°C)	**Neutral**	0,0000001 $= 10^{-7}$	**7**	0,0000001 $= 10^{-7}$	**7**
Seifenlauge	**Schwach basisch**	0,0000000001 $= 10^{-10}$	**10**	0,0001 $= 10^{-4}$	**4**
Ammoniakwasser (konzentriert)	**Stark basisch (alkalisch)**	0,000000000001 $= 10^{-12}$	**12**	0,01 $= 10^{-2}$	**2**

Bei ***starken*** Säuren HA geben fast 100% der Moleküle ihre H^+ ab: $\mathbf{HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-}$.
Der Grad, wie viele Säuremoleküle dissoziieren (H^+ abgeben), wird **Protolysegrad α** genannt.
Das heißt z.B. bei Salzsäure HCl z.B. mit $\alpha = c(A^-)/c(HA) \cong 1{,}00 = 100\%$: Eine Salzsäure der Anfangskonzentration $c_0(HCl) = 0{,}01$ mol HCl/L enthält ebensoviel an H_3O^+, also:

$$0{,}01 \text{ mol/L} = 1/10^2 \text{ mol/L} = 10^{-2} \text{ mol/L} \Rightarrow pH = 2.$$

Bei ***schwachen*** Säuren wie z.B. Essigsäure geben die Moleküle jedoch zu nur wenigen % ihre H^+ ab:
$CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + CH_3COO^-$. Essigsäzure ist z. B. zu nur ca.1% in Ionen zerfallen, dissoziiert (d.h. $\alpha \approx 0{,}01$). Eine Essigsäure der gleichen Anfangskonzentration von $c_0(HAz) = 0{,}01$ mol HAzl/L $= 10^{-2}$ mol/L enthält deshalb viel weniger an H_3O^+. Hier ergibt sich gerundet also nur:

$$0{,}0001 \text{ mol/L} = 10^{-4} \text{ mol/L} \Rightarrow pH = 4.$$

Der Grund dafür, dass manche Säuren stark und andere nur schwach dissoziieren und in Ionen zerfallen, ist: Säuren weisen polar-kovalente Elektronenpaarbindungen von Wasserstoffatomen an stark elektronegative Nichtmetallatome auf (hohe Elektronegativitäts-Differenz). In wässriger Lösung dissoziieren sie deshalb unterschiedlich stark, wobei das abgegebene **Proton H^+** nicht nur vom Säurerest-Anion A^- abgespalten wird: Es protoniert danach ein Wassermolekül, so dass ein **Hydroniumion H_3O^+** entsteht und von weiteren Wassermolekülen hydratisiert wird:

$$\mathbf{HA + \mathit{n}\, H_2O \rightleftarrows H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}}.$$

Laugen enthalten als wässrige Lösungen von Metalloxiden oder –hydroxiden hydratisierte **Hydroxidionen $OH^-_{(aq)}$**. Säuren neutralisieren Laugen daher, wobei Salze MA entstehen:

$$\mathbf{MOH + HA + \rightarrow MA + H_2O}.$$

Und auch Basen weisen unterschiedfliche Stärken auf: Kalilauge ist eine starke Base (Protolysegrad 100 % bzw. $\alpha = 1{,}0$), während Ammoniak bzw. Ammoniumhydroxid nur zu einigen Prozent dissoziiert.

3.6 Lernzusammenfassung „Laugen / Saure und alkalische Lösungen“

Zusammengefasst kann man sagen:

Säuren sind Stoffe, die unedle Metalle, Metalloxide und Metallhydroxide angreifen. Mit Metallen bilden sie dabei Salze und Wasserstoffgas. Mit den Metalloxiden und –hydroxiden bilden sie Salze und Wasser.

Säuren können nachgewiesen wwrden mit Hilfe von Indikatoren und Carbonaten: **Indikatoren** sind Stoffe, die auf Säuren mit Farbumschlag reagieren; **Carbonate** sind Stoffe, die in Kontakt mit Säuren “aufbrausen”, weil sie Kohlendioxidgas freisetzen).

Eine **Protolyse** ist eine Reaktion, bei der ein **Proton H^+ ausgetauscht** wird (Übergang eines Protons von einem Molekül auf ein anderes).

Eine **Säure** gibt Protonen ab, sie ist der **Protonendonator**. (Allgemein: $HA \rightarrow H^+ + A^-$).
Eine **Base** nimmt Protonen auf, sie ist der **Protonenakzeptor**. (Allgemein: $H^+ + B^- \rightarrow HB$).
Eine **Protolyse** (Protonenaustausch) ist eine **Säure-Base-Reaktion** – eine Reaktion zwischen einer Säure und einer Base.

Säuren und Laugen neutralisieren sich gegenseitig unter Austausch von Protonen (**Protonenübertragung**, Protolyse): Säuren geben Protonen ab, Basen nehmen sie auf.

Protonenübertragungen sind **Gleichgewichtsreaktionen**. Es gibt deshalb starke und schwache Säuren sowie starke und schwache Basen. Und es gibt **saure, neutrale und basische Salze**, weil es starke und schwache Säuren und Basen gibt.

In wässriger Lösung existieren keine freien Protonen H^+, sie werden an Wassermoleküle angelagert und von Wassermolekülen umgeben (hydratisiert) zu **Hydroniumionen $H_3O^+_{(aq)}$**. Von großer Bedeutung ist auch die Bildung von Ionen in Wasser: $\mathbf{H_2O + H_2O \rightleftarrows H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}}$.

Säuren und Basen bilden bei einer **Neutralisation** Salze und Wasser.

Säuren sind **Protonen-Donatoren**, Basen sind **Protonen-Akzeptoren**.

Die Bildung von Salzen MA ist auf verschiedenen Wegen möglich:

1. Reaktionen zwischen Metallen M und Nichtmetallen: $M + A \rightarrow MA$,
2. Reaktionen von Metallen mit Säuren HA: $M + 2\,HA \rightarrow 2\,MA + H_2$
3. Reaktionen von Metalloxiden mit Säuren HA: $M_2O + 2\,HA \rightarrow 2\,MA + H_2O$
4. Reaktionen von Laugen MOH mit Säuren: $MOH + HA + \rightarrow MA + H_2O$
5. Reaktionen von Laugen mit Nichtmetalloxiden: $M(OH)_2 + AO_2 \rightarrow MAO_3 + H_2O$
6. Reaktionen von Salzen mit starken Säuren: $MB + HA \rightarrow MA + HB$
7. Reaktionen von Salzen mit starken Basen: $MOH + XA \rightarrow MA + XOH$

Der **pH-Wert** gibt den sauren oder basischen Charakter einer Lösung an. Er kann in die Konzentration der **H^+-Ionen** (**Protonen**) umgerechnet werden und hängt ab von der Konzentration eines Stoffes und seiner Säure- oder Basenstärke. **Basische Lösungen** weisen pH-Werte über 7 auf, **saure Lösungen** pH-Werte unter 7. **Neutrale Lösungen** haben pH-Werte um 7 (wie z.B. Wasser).

Starke Säuren und Basen verdrängen schwächere Säuren bzw. Basen aus ihren Salzen (**Verdrängungsreaktion**).

Teilchen, die wie Wasser als Säure und Base reagieren können, nennt man **Ampholyte**.

Lösungen, deren pH-Wert trotz Zugabe von etwas Säure oder Lauge gleich bleibnt, nennt man **Puffer**. Puffer enthalten Ampholyte oder sie enthalten schwache Säuren oder Laugen sowie deren Salze i8im Mengenverhältnis 1 : 1).

Hinweis: In den Lehrplänen werden die etsprechenhden Lernziele bzw. –inhalte so zusammengefasst (hier das Beispiel aus NRW):

Saure und alkalische Lösungen:
– Eigenschaften saurer und alkalischer Lösungen
– Ionen in sauren und alkalischen Lösungen
– Neutralisation und Salzbildung
– einfache stöchiometrische Berechnungen: Stoffmenge, Stoffmengenkonzentration
– Protonenabgabe und -aufnahme an einfachen Beispielen

- Die Eigenschaften von sauren und alkalischen Lösungen kann man mit dem Vorhandensein charakteristischer hydratisierter Ionen erklären.
- Säuren kann man als Protonendonatoren und Basen als Protonenakzeptoren beschreiben, ihre chemischen Reaktionen sind Vorgänge der Protonenabgabe und –aufnahme (Neutralisationsreaktionen und Salzbildungen sind Säure-Base- bzw. Protonenaustausch-Reaktionen, die Protonenabgabe und -aufnahme verläuft nach dem Donator-Akzeptor-Prinzip.).
- Die Eigenschaften von sauren Lösungen (elektrische Leitfähigkeit, Reaktionen mit Metallen und Kalk) und alkalischen Lösungen kann man über das Modell der Protonenaustausch-Reaktionen und unter Angabe von Reaktionsgleichungen erläutern.
- Den pH-Wert einer Lösung kann man mit Indikatoren oder Messelektroden bestimmen und die pH-Wertskala mithilfe von Verdünnungen.
- Hypothesen und Reaktionsgleichungen zur Neutralisation von sauren bzw. alkalischen Lösungen kann masn aufstellen und experimentell überprüfen, indem man von einfachen stöchiometrischen Berechnungen ausgeht (Als quantifizierbare Größe ermöglicht die Stoffmenge eine Verbindung der Stoff- und der Teilchenebene).

3.7 Übungsaufgaben zum Thema Laugen / Saure und alkalische Lösungen

Mit diesen Üb(erleg)ungsaufgaben kannst Du Dein Wissen zum Themenbereich Laugen / saure und alkalische Lösungen überprüfen:

1) Welche Eigenschaften haben Basen und wie weist man Laugen nach?

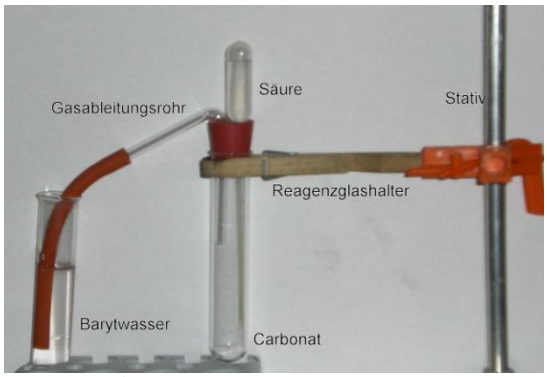
2) Zähle vier Laugen auf (Namen und Formeln) und gib an, welche Salze bei deren Neutralisation mit Salzsäure entstehen.

3) Gib an, welche Fachbegriffe in dem Lückentext auf der folgenden Seite an der Stelle der Zahlen eingesetzt werden müssen.

Säuren und Laugen neutralisieren sich gegenseitig unter Austausch von (1): (2) geben (1) ab, (3) nehmen sie auf. Protonenübertragungen sind Gleichgewichtsreaktionen. Es gibt deshalb starke und schwache Säuren sowie starke und schwache Basen. Und es gibt saure, neutrale und basische Salze, weil es starke und schwache Säuren und Basen gibt.
In wässriger Lösung existieren keine freien (1) H^+, sie werden an (4) angelagert und von Wassermolekülen umgeben (hydratisiert) zu Hydroniumionen $H_3O^+_{(aq)}$. Von großer Bedeutung ist auch die Bildung von Ionen in reinem Wasser: $H_2O + H_2O \rightleftarrows H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$. Diesen Vorgang nennt man (5)
Säuren und Basen bilden bei einer (6) Salze und Wasser.
Teilchen, die wie Wasser als Säure und Base reagieren können, nennt man (7).
Lösungen, deren pH-Wert trotz Zugabe von etwas Säure oder Lauge gleich bleibnt, nennt man (8).

4) Erstelle die Reaktionsgleichungen folgender Vorgänge:
a) Schwefelsäure reagiert mit Pottasche (Kaliumcarbonat),
b) In Salmiaksalz (Ammoniumchlorid) werden bei einer Kreuzprobe mit Natronlauge Ammoniumionen nachgewiesen,
c). Beim Nachweis von Sulfidionen z.B. in Eisen(II)-sulfid gibt man unter einem Abzug zur sulfidhaltigen Probe in einem Reagenzglas etwas Salzsäure und legt oben auf die Reagenzglasöffnung ein Stück Filterpapier, auf das einige Tropfen Blei(II)-azetat-Lösung gegeben wurden. Wenn die Probe Sulfidionen enthält, dann färbt sich das Bleiazetatpapier auf der Reagenzglasöffnung schwarz, weil Blei(II)-sulfid PbS entsteht. Zwei Vorgänge laufen hier ab: Sulfid-Ionen reagieren im Reagenzglas mit Oxonium-Ionen zu dem giftigen, übel riechenden Gas Schwefelwasserstoff H_2S, einer schwachen Säure, und Sulfid-Ionen reagieren in der Lösung auf dem Bleiacetatpapier mit Blei(II)acetat-Lösung zu Blei(II)sulfid und Acetat-Ionen.
d) Wenn nur ein Oxoniumion mit Sulfid reagiert entsteht der Ampholyt SH^-.

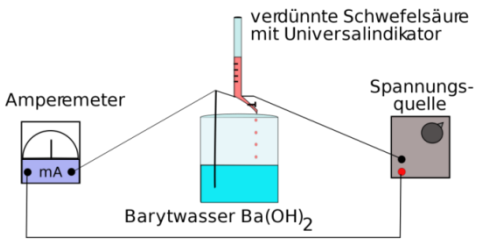
5) Bei einem Versuch zum Nachweis von Carbonat wird eine Probe im Reagenzglas mit seitlichen Gasableitungsrohr und doppelt durchbohrtem Gummistopfen aus seiner Tropfpipette mit Salzsäure versetzt. Es entsteht ein Gas, das über ein Gasableitungsrohr in Barytwasser $Ba(OPH)_2$-Lösung oder auch in Kalkwasser $Ca(OH)_2$-Lösung geleitet werden kann (siehe Abbildung unten). Im Reagenzglas mit der Lauge entsteht dabei ein weißer Niederschlag.
a) Erkläre die Beobachtungen bei diesem Versuch.



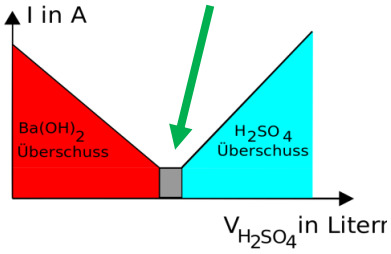
(Abb. gemeinfrei)

b) Erstelle die Reaktionsgleichungen und erkläre die hier ablaufenden Protolysevorgänge.

6) Neben einer Säure-Base-Tritration zur Messung von unbekannten Konzentrationen von Säöuren oder Laugen (siehe S. 78) gibt es auch eine Methode zum Titrieren, indem man den Äquivalenzpunkt mit einem Leitfähigkeits-Messgerät (Ampèremeter) bestimmt. Wenn z.B. Barytwasser (Bariumhydroxidlösung $Ba(OH)_2$, eine Lauge) mit Schwefelsäure titriert wird, dann erreicht die Konzentration der Ionen am Äquivalenzpunkt (im Moment der Neutralisation, also bei pH = 7) ein Minimum (vgl. folgende Abbildung). Erstelle die Reaktionsgleichung(en) dieser Neutralisations-Reaktion und erkläre mit Hilfe der Reaktionsgleichung(en), warum hier ein Minimum auftrett.



Minimum an Leitfähigkeit I in Ampère



(Abb. gemeinfrei)

7) Berechne die pH-Werte folgender Lösungen:
a) Eine Schwefelsäure mit der Konzentration c = 0,005 mol/L,
b) Eine Phosphorsäure mit der Hydroniumionen-Konzentration $c(H_3O^+)$ = 0,01 mol/L,
c) Eine saure Entkalkerlösung mit einer Konzentration $c(H_3O^+)$ = 0,002 mol/L,
d) Eine Salpetersäure mit 0,3 mol HNO_3/L,
e) Eine Kalilauge mit c(KOH) = 0,001 mol/L,
f) Eine Natronlauge mit 0,6 mol NaOH/L,
g) Eine Lösung von 0,4 mol Chlorwasserstoffgas in 300 mL Wasser.
Benutze bei Teilaufgabe c, d, f, g die Logarithmustaste Deines Taschenrechners.

3.8 Lösungen zu den Übungsaufgaben zu Kap. 3

Die Lösungen sind:

1) Basen nehmen H^+ auf und reagieren deshalb mit Säuren (und feuchten oder gelösten Nichtmetalloxiden) zu Salzen und Wasser. In Wasser gelöste Basen weisen OH^- -Ionen auf (Entstehung z.B.: $Na_2O + H_2O \rightarrow 2\ Na^+_{aq} + 2\ OH^-_{aq}$). Laugen weist man mit Indikatoren oder auch pH-Messelektroden nach.

2)

Base	Name	Name der Lösung	Salz mit HCl
LiOH	Lithiumhydroxid	Lithiumhydroxidlösung	LiCl Lithiumchlorid
NaOH	Natriumhydroxid, Ätznatron	Natronlauge	NaCl Kochsaslz
KOH	Kaliumhydroxid, Ätzkali	Kalilauge	KCl Kaliumchlorid
$Ca(OH)_2$	Kalziumhydroxid, gelöschter Kalk	Kalkwasser	$CaCl_2$ Kalziumchlorid
$Ba(OH)_2$	Bariumhydroxid, Ätzbaryt	Barytwasser	$BaCl_2$ Bariumchlorid
NH_4OH	Ammoniumhydroxid	Ammoniakwasser, Salmiakgeist	NH_4Cl Ammonium-chlorid, Salmiaksalz

3) (1) = Protonen, (2) = Säuren, (3) = Basen, (4) = Wassermoleküle, (5) = Autoprotolyse, (6) = Neutralisation, (7) = Ampholyte, (8) = Puffer(lösungen)

4) a) $H_2SO_4 + K_2CO_3 \rightarrow K_2SO_4 + H_2CO_3$ oder auch: $2\ H^+ + CO_3^{2-} \rightarrow H_2O + CO_2\uparrow$
b) $NaOH + NH_4Cl \rightleftarrows NaCl + H_2O + NH_3\uparrow$ oder auch: $NH_4^+ + OH^- \rightleftarrows H_2O + NH_3\uparrow$
c) $S^{2-} + 2\ H_3O^+ \rightleftarrows H_2O + H_2S\uparrow$ bzw. $S^{2-} + 2\ HCl \rightarrow 2\ H^+ + H_2S\uparrow$
und: $Pb(CH_3COO)_2 + H_2S \rightarrow PbS\downarrow + 2\ CH_3COOH$ oder: $Pb^{2+}_{aq} + H_2S \rightarrow PbS\downarrow + 2\ H^+_{aq}$
d) $H_3O^+ + S^{2-} \rightleftarrows H_2O + SH^-$

5) Gasbildung im Reagenzglas durch die Reaktion von Carbonat mit Säure bzw. Oxoniumionen:
$2\ H_3O^+ + CO_3^{2-} \rightarrow 3\ H_2O + CO_2\uparrow$, weißer Niederschlag im Kalkwasser durch Reaktion von Carbonat-Ionen mit Kalziumionen: $Ca^{2+}_{aq} + CO_3^{2-} \rightarrow CaCO_3\downarrow$
(nach dem Lösen von CO_2 in Wasser: $3\ H_2O + CO_2 \rightleftarrows 2\ H_3O^+ + CO_3^{2-}$), Carbonationen sind basisch und nehmen Protonen auf, so dass Kohlensäure freigesetzt wird (Verdrängungsreaktion), das gelöste SO_2 bildet mit Wasser Carbonat-Ionen (Protolyse), die dann mit Ca^{2+}-Ionen ausfallen (Niederschlag von Kalk bilden).

6) $Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2\ H_2O$ bzw.: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4\downarrow$
Durch diese Fällungsreaktion (Niederschlagsbildung, unlösliches $BaSO_4$) werden Bariumionen aus dem Barytwasser ausgefällt, und auch die OH^- -Ionen werden durch die H_3O^+-Ionen der Schwefelsäure gebunden: $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O$. Dadurch sinkt die Konzentration beider Ionen, bis dass nach der Neutralisation neue (weitere) Ionen aus deer Schwefelsäure hinzukommen (H_3O^+ und SO_4^{2-} -Ionen). Am Neutralpunkt liegen nur ungelöstes $BaSO_4$ und H_2O vor, also kein Elerktrolyt – keine Ionen.

8) 7) Die pH-Werte sind:
a) 1 mol H_2SO_4 setzt ZWEI mol H^+ frei, also $2 \bullet c = 2 \bullet 0{,}005$ mol/L = 0,01 mol H^+/L = 10^{-2}, bei 10^{-2} mol/L ist der pH = - log (0,01) = - log (120^{-2}) = 2
b) $c(H_3O^+)$ = 0,01 mol/L, also ebenfalls: pH = - log (0,01) = - log (120^{-2}) = 2
c) $c(H_3O^+)$ = 0,002 mol/L, pH = -log (0,002) = etwa 2,7
d) 0,3 mol HNO_3/L, pH = -log (0,3) = 0,52
e) c(KOH) = 0,001 mol/L, pOH = -log (10^{-3}) = 3 und pH = 14 – pOH = 14 – 3 = 11
f) 0,6 mol NaOH/L, pOH = -log (0,6) = 0,22 und pH = 14 – pOH = 14 – 0,22 = 13,78
g) Eine Lösung von 0,4 mol Chlorwasserstoffgas in 300 mL Wasser enthält 0,4/300 mol HCl/L. Das sind (0,4 mol : 3) / 100 mL = 0,133 mol/100 mL = 1,33 mol/L.
pH = -log(1,33) = etwa 0,1249.

3.9 Lernziele laut Lehrplan (abschließende Lernzusammenfassung und Ausblick)

Elemente und ihre Ordnung:
– physikalische und chemische Eigenschaften von Elementen der Elementfamilien: Alkalimetalle, Halogene, Edelgase
– Periodensystem der Elemente
– differenzierte Atommodelle
– Atombau: Elektronen, Neutronen, Protonen, Elektronenkonfiguration

- Chemische Elemente und ihrer Verbindungen kommen in Alltag und Umwelt vor und werden entsprechend ihren Eigenschaften genutzt (z.B. Sauerstoff, Kohlenstoff und Edelmetalle sowie Verbindungen wie Wasser, Kohlendioxid, Kochsalz und Metalloxide). Wegen der begrenzten Verfügbarkeit einiger chemischer Elemente bzw. ihrer Verbindungen sollte man daher ein ressourcenschonendes Konsumverhalten einüben.
- Chemische Elemente kann man anhand ihrer Eigenschaften bestimmten Stoffgruppen, den Elementfamilien zuordnen.
- Aus dem Periodensystem der Elemente kann man wichtige Informationen zum Atom-bau der Hauptgruppenelemente ableiten (z.B. die Elektronenkonfiguration und die Atommasse). Die Eigenschaften von Alkalimetallen, Halogenen und Edelgasen kann man daher mit Hilfe ihrer Stellung im Periodensystem begründet vorhersagen.
- Auf der Grundlage von Experimenten, Beobachtungen und Schlussfolgerungen z.B. aus dem Rutherford'schen Streuversuch und der Flammfärbung und Spektralanalyse kann man ein differenzierteres Kern-Hülle-Modell des Atoms beschreiben (verschiedene Kern-Hülle-Modelle).

Salze und Ionen:
– Ionenbindung: Anionen, Kationen, Ionengitter, Ionenbildung
– Eigenschaften von Ionenverbindungen: Kristalle, Leitfähigkeit von Salzschmelzen/-lösungen
– Gehaltsangaben (Konzentrations- und Anteilsangaben)
– chemische Formeln (Verhältnisformeln): Gesetz der konstanten Massenverhältnisse, Atomanzahlverhältnis, Reaktionsgleichung

- Stoffeigenschaften von Salzen wie z.B. Kristallform und Schmelztemperatur kann man mit ihrem Aufbau aus Ionen und der Ionenbindung (elektrische Anziehung zwischen den Salzteilchen) erklären (Anhand der Eigenschaften der Salze lassen sich Rückschlüsse auf die Stärke der elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den Ionen ziehen, denn Veränderungen der Elektronenanordnung (Konfiguration) sind mit Energieumsätzen verbunden.).
- Die Salzbildung kann man unter Einbezug energetischer Betrachtungen auch mit Angabe einer Reaktionsgleichung in Ionenschreibweise erläutern:Die Ionenbindung ist eine wesentliche Art der chemischen Bindung zwischen zwei Atomsorten bzw. Elementen, denn durch den Aufbau der Salze aus Ionen kann man die charakteristischen Eigenschaften der Salze wie z.B. die Bildung von Kristallen und die elektrische Leitfähigkeit von Salzschmelzen und -lösungen erklären.
- Den Gehalt von Salzen in einer Lösung kann man durch Eindampfen ermitteln.
- Das Gesetz der konstanten Massenverhältnisse kann man z.B. an einem Metallsulfid erklären: Ein Metall verbindet sich mit Schwefel zu einem bestimmten Sulfid immer in einem bestimmten, gleich bleibenden Massenverhältnis (Die quantitativen Untersuchung chemischer Reaktionen führt zum Gesetz der konstanten Massenverhältnisse, das auf konstante Atomanzahlverhältnisse schließen lässt und die Herleitung von Verhältnisformeln und Reaktionsgleichungen erlaubt.).
- Durch die Berechnung der Stoffmengenverhältnisse aus den Massenverhältnissen der Elemente in einer Verbindung kann man die chemische Verhältnisformel dieser Verbindung herleiten.

Saure und alkalische Lösungen:
– Eigenschaften saurer und alkalischer Lösungen
– Ionen in sauren und alkalischen Lösungen
– Neutralisation und Salzbildung
– einfache stöchiometrische Berechnungen: Stoffmenge, Stoffmengenkonzentration
– Protonenabgabe und -aufnahme an einfachen Beispielen

- Die Eigenschaften von sauren und alkalischen Lösungen kann man mit dem Vorhandensein charakteristischer hydratisierter Ionen erklären.
- Säuren kann man als Protonendonatoren und Basen als Protonenakzeptoren beschreiben, ihre chemischen Reaktionen sind Vorgänge der Protonenabgabe und –aufnahme (Neutralisationsreaktionen und

Salzbildungen sind Säure-Base- bzw. Protonenaustausch-Reaktionen, die Protonenabgabe und -aufnahme verläuft nach dem Donator-Akzeptor-Prinzip.).

- Die Eigenschaften von sauren Lösungen (elektrische Leitfähigkeit, Reaktionen mit Metallen und Kalk) und alkalischen Lösungen kann man über das Modell der Protonenaustausch-Reaktionen und unter Angabe von Reaktionsgleichungen erläutern.
- Den pH-Wert einer Lösung kann man mit Indikatoren oder Messelektrodenbestimmen und die pH-Wertskala mithilfe von Verdünnungen.
- Hypothesen und Reaktionsgleichungen zur Neutralisation von sauren bzw. alkalischen Lösungen aufstellen und experimentell überprüfen, indem man von einfachen stöchiometrischen Berechnungen ausgeht (Als quantifizierbare Größe ermöglicht die Stoffmenge eine Verbindung der Stoff- und der Teilchenebene).

Hierauf folgende Themen im Chemieunterricht:

Chemische Reaktionen durch Elektronenübertragung:
– Reaktionen zwischen Metallatomen und Metallionen
– Oxidation, Reduktion
– Energiequellen: Galvanisches Element, Akkumulator, Batterie, Brennstoffzelle
– Elektrolyse (Stoffzerlegung mit Hilfre von elektrischem Strom)

- Oxidation ist eine Abgabe von Elektronen, Reduktion ist die Aufnahme von Elektronen.
- Reaktionen zwischen Metallatomen und Metallionen sind Elektronenübertragungsreaktionen (Redoxreaktionen; jede Reaktion von unedlem Metall in einer Lösung von einem Edelmetallsalz kann in zwei Teilgleichungen angegeben werden)
- Die chemischen Prozesse eines galvanischen Elements und einer Elektrolyse kann man unter dem Aspekt der Umwandlung in Stoffen gespeicherter Energie in elektrische Energie und umgekehrt erläutern.
- Der grundlegenden Aufbau und die Funktionsweise einer Batterie, eines Akkumulators und einer Brennstoffzelle liegt in der räumlichen Trennung von Elektronenabgabe und -aufnahme.
- Über Experimente (Reaktionen von unedlen Metallen in Lösungen von Edelmetallsalzwn) kann man eine Einordnung von Metallionen hinsichtlich ihrer Fähigkeit zur Elektronenaufnahme vornehmen.
- Elektronenübertragungsreaktionen lassen sich modellhaft nach demDonator-Akzeptor-Prinzip erklären (Das Donator-Akzeptor-Prinzip wird durch die Betrachtung von Reaktionen von Metallatomen und Metallionen als Elektronenübertragungsreaktionen deutlich (Der Aspekt der Umkehrbarkeit chemischer Reaktionen wird bei Elektronenübertragungsreaktionen z.B. durch die Be- und Entladbarkeit von Batterien und die erzwungene Umkehrung von Redoxreaktionen durch eine Elektrolyse deutlich: Bei freiwillig ablaufenden Elektronenübertragungsreaktionen wird die freiwerdende Energie in Form von elektrischer Energie genutzt. Umgekehrt kann durch elektrische Energie eine nicht freiwillig ablaufende Reaktion erzwungen werden. Die Erfahrung der Umwandlung eines Teils der in Stoffen gespeicherten Energie (chemische Energie) in elektrische Energie und umgekehrt zeigt, dass die Gesamtenergie bei chemischen Reaktionen erhalten bleibt (Energieerhaltungssatz) – sie wird nur in andere Formen umgewandelt.

Molekülverbindungen:
– unpolare und polare Elektronenpaarbindung
– Elektronenpaarabstoßungsmodell: Lewis-Schreibweise, räumliche Strukturen, Dipolmoleküle
– zwischenmolekulare Wechselwirkungen: Wasserstoffbrücken, Wasser als Lösemittel
– Katalysator

- An Beispielen wie Wasserstoff-, Chlor-, Sauerstoff- und Wassermolekülen kann man die unpolare und die polare Elektronenpaarbindung erläutern und mit Hilfe der Lewis-Schreibweise den Aufbau einfacher Moleküle beschreiben.
- Die Synthese eines Industrierohstoffs aus Synthesegas (z.B. Methan oder Ammoniak) kann man mit Angabe von Reaktionsgleichungen erläutern.
- Die räumliche Struktur von Molekülen kann man mit dem Elektronenpaarabstoßungsmodell veranschaulichen (Molekülverbindungen und Elektronenpaarbindung: Das Elektronenpaarabstoßungsmodell veranschaulicht die räumliche Struktur der Moleküle)..
- Die Temperaturänderung beim Lösen von Salzen in Wasser kann man mit Hilfe von Ion-Dipol-Wechselwirkungen erläutern (Durch die energetische Betrachtung des Lösevorgangs kann man Gitter- und Hydratationsenergie qualitativ vergleichen).
- Die typische Eigenschaften von Wasser kann man mit Hilfe des Dipol-Charakters der Wassermoleküle und der Ausbildung von Wasserstoffbrücken zwischen den Molekülen erläutern (Die charakteristischen

Eigenschaften des Wassers lassen sich durch den Dipol des Wassermoleküls und die zwischen-molekularen Wechselwirkungen erklären).

- Die Wirkungsweise eines Katalysators kann man modellhaft an der Synthese eines Industrierohstoffs wie z.B. Ammoniak erläutern.

Organische Chemie:

– ausgewählte Stoffklassen der organischen Chemie: Alkane und Alkanole
– Makromoleküle: ausgewählte Kunststoffe
– zwischenmolekulare Wechselwirkungen: Van-der-Waals-Kräfte
– Treibhauseffekt

- Organische Molekülverbindungen kann man auf Grund ihrer Eigenschaften in Stoffklassen einordnen. (Die Vielfalt der Kohlenstoffverbindungen kann durch die Einführung von Stoffklassen geordnet werden.)
- Organische Verbindungen kann man nach der systematischen Nomenklatur benennen.
- Treibhausgase wie Kohlendioxid, Methan, Lachgas und die FCKW haben ihre Ursprünge in Verbrennungs- und Produktionsprozessen sowie in biologischen Prozessen (Stoffwechselvorgängen).
- Die Abfolge verschiedener Reaktionen lassen sich oft in einem Stoffkreislauf erklären.
- Die vielseitige Verwendung von Kunststoffen im Alltag kann mit Hilfe mit ihren Eigenschaften begründet werden. Und Eigenschaften von Kunststoffen kann man auf deren makromolekulare Struktur und räumliche Anordnung zurückführen.
- Typische Stoffeigenschaften wie Löslichkeit und Siedetemperatur von ausgewählten Alkanen und Alkanolen kann man mit Hilfe ihrer Molekülstrukturen und zwischenmolekularen Wechselwirkungen ermitteln und erklären. (Unterschiede in den Stoffeigenschaften von Alkanen und Alkanolen können neben den unterschiedlichen Molekülstrukturen auch durch zwischenmolekulare Wechselwirkungen erklärt werden.)
- Die Vor- und Nachteile der Nutzung von fossilen und regenerativen Energieträgern kann man unter ökologischen, ökonomischen und ethischen Gesichtspunkten abwägen. Und bei jedem chemischen Produkt kann man Kriterien hinsichtlich Verwendung, Ökonomie, Recyclingfähigkeit und Umweltverträglichkeit abwägen und im Hinblick auf die Verwendung einen eigenen sachlich fundierten Standpunkt beziehen.

HINWEIS:

Weitere Übungs- und Überlegungsaufgaben für den Chemieunterricht MIT ausführlichen Lösungshinweisen und allen Lösungen, zahlreichen Lernhilfen und guten Erklärungen bietet auch die **Lernhefte-Reihe**von **M. Wächter:Üb(erleg)ungsaufgaben Chemie**, Verlag epubli, eine Reihe in 7 Bänden/Lernheften:
Band 1: Grundlagen der Chemie (ISBN 978-3-748539-42-1, in Farbe: ISBN: 978-3-750240-42-1, farbig: ISBN 978-3-750240-650), **Bd.2: Allgemeine und Anorganische Chemie, Stöchiometrie** (978-3-748539-46-9), **Bd.3:Physikalische Chemie** (978-3-748539-47-6), **Bd.4: Analytische Chemie** (978-3-748539-48-3), **Bd.5: Grundlagen der Organischen Chemie** (978-3-748539-52-0), Bd. 6: Anorganisch-chemische Technologie (ISBN: 9783748571162), Bd.7: Organisch-chemische Technologie.

Eine wertvolle **Zusammenfassung** des ganzen Lernstoffs, kurz und knapp, findet sich in dem Taschenbuch **M. Wächter: Merksätze und Formeln Chemie**, epubli 2019, ISBN 9783748550129 zu 8,- €, ausführlicher auch als **Nachschlagebuch** in: **Fachbegriffe der Chemie**, ISBN: 9783752965704, und allgemeine **Lerntipps für alle Fächer** in:
M. Wächter: **Das Lernen Lernen**. Lernhilfen und Testaufgaben – ein Arbeitsbuch für Schule und Studium (epubli 2019, ISBN 9783753104713).
Alle Lernhilfen sind im Netz erhältlich über:

https://www.epubli.de/shop/autor/Michael-Wächter/28316

Anhang

Fachrechnen mit Gehaltsangaben (für Fortgeschrittene)

4.1 Stoffe quantitativ lösen

Beim Herstellen einer Lösung wird ein löslicher Stoff in einer bestimmten Menge Lösemittel aufgelöst. Das Lösemittel (z.B. Wasser) kann Gase oder auch Feststoffe lösen und sich mit anderen Flüssigkeiten mischen. Lösungen von Feststoffen in Flüssigkeiten mit genau bestimmter Konzentration werden im einfachsten Fall so hergestellt, dass man einen Teil des Lösemittels bei bekannter Temperatur in einem Messkolben vorlegt, die zuvor bestimmte Menge an abgewogenem Feststoff zugibt und den Messkolben mit dem Lösemittel bis zur Eichmarke weiter auffüllt. Da sich das Volumen mit der Temperatur ändern kann, ist die Temperatur zu beachten, für die die zu erzielende Konzentration gilt. Beim Ansetzen der Lösung ist daher ggf. zu kühlen.

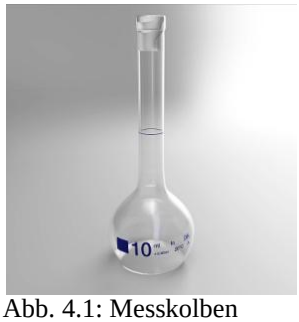


Abb. 4.1: Messkolben
(Bildquelle: Von Ichwarsnur - Eigenes Werk, CC BY-SA 4.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=76350635)

4.2 Zur Löslichkeit von Stoffen

Jede gesättigte Lösung mit Bodensatz befindet sich in einem Gleichgewichtszustand zwischen dem Lösungsbestreben der noch ungelösten Teilchen im Bodensatz und dem Bestreben der gelösten Teilchen, wieder auszukristallisieren oder als Niederschlag auszufallen. Ein solcher Gleichgewichtszustand wird oft mit dem Symbol $\rightleftarrows$ dargestellt, so z. B. für Blei-II-chlorid $PbCl_2$: $PbCl_2 \rightleftarrows Pb^{2+}_{aq} + 2\ Cl^-_{aq}$

Die Löslichkeit eines Stoffes ist abhängig von der Temperatur. Blei-II-chlorid ist z. B. in heißem Wasser löslich, bei Raumtemperatur (ϑ = 20 °C) hingegen nahezu unlöslich. Ein Niederschlag von $PbCl_2$ in wässriger Lösung wird daher bei konstanter Temperatur einerseits ständig in Lösung gehen, andererseits wird aus der Lösung ständig neuer Niederschlag ausfallen.

Der Vorgang des Auflösens von $PbCl_2$ im polaren Lösemittel H_2O verläuft in zwei Schritten:

1. Dissoziation: $PbCl_2$ (fest) $\rightleftarrows Pb^{2+} + 2\ Cl^-$
2. Solvatation: $Pb^{2+} + x\ H_2O \rightleftarrows Pb_{aq}$ und: $Cl^- + x\ H_2O \rightleftarrows Cl^-_{aq}$

Die Dissoziation verbraucht Energie, die Solvatation (in Wasser: Hydratation der Ionen) setzt hingegen Energie frei. Wenn die freiwerdende **Solvatationsenergie** größer ist als die erforderliche **Dissoziationsenergie**, so ist der Lösevorgang exotherm. Ist sie kleiner, so muss zum Lösen des Stoffes Wärmeenergie zugeführt werden. Blei-II-chlorid ist daher in Hitze besser löslich. Viele Feststoffe lösen sich in Wärme besser als in Kälte, Gase hingegen besser in kalten Lösemitteln.

Die Löslichkeit eines Gases steigt mit dem Druck des Gases über der Flüssigkeit an (***Henry*'sches Gesetz**). Bei einer Abwasseraufbereitung mit Sauerstoff O_2 wird daher z. B. möglichst bei niedrigen Temperaturen und hohem Druck gearbeitet (Bild 2). So löst sich möglichst viel O_2. Immer wenn ein Gas X in einem Lösemittel Lm gelöst wird, ohne dass sich die Temperatur ändert, dann gilt das ***Henry*-Gesetz**. Es besagt: Der Quotient aus der Löslichkeit *L* und dem Gasdruck *p* ist ein konstanter Wert. Die Löslichkeit eines Gases ist bei konstanter Temperatur also proportional zu dessen Gasdruck *p* über der Flüssigkeitsoberfläche:

$L : p$ = konstant

L	p	c	A
$\frac{g(X)}{g(Lm)}$	Pa	$\frac{mol}{L}$	$\frac{mol}{L \bullet Pa}$

Anders formuliert: $c = A \bullet p$

Die temperaturabhängige Konstante A wird als *Henry*'scher Absorptionskoeffizient oder Löslichkeitskoeffizient bezeichnet. Sie bezieht sich jedoch auf die Stoffmengenkonzentration *c* des gelösten Stoffes (in mol • L^{-1}), nicht auf dessen Löslichkeit *L* bezieht (in g Stoff pro 100 g Lösemittel).

In einem polaren Lösemittel wie Wasser sind polar gebaute Gasmoleküle besser löslich als unpolare Gase wie Wasserstoff H_2 oder Methangas CH_4. Scheinbar stark erhöht wird die „Löslichkeit" eines Gases jedoch, wenn es zusätzlich mit dem Lösemittel chemisch reagiert.

So können manche Stoffe mit dem Lösemittel Wasser reagieren, so z. B. Kohlendioxidgas CO_2 (Bild 3). Seine Löslichkeit beträgt 0,87 L CO_2-Gas pro kg Wasser. Dabei stellt sich eine Art Gleichgewicht ein:

$H_2O + CO_2 \rightleftarrows$	$H_2CO_3 \rightleftarrows$	$2\ H^+ + CO_3^{2-}$
Wasser und Kohlendioxidgas	Kohlensäure (instabil)	Proton und Carbonat-Ion.

Noch höhere „Löslichkeiten" auf Grund chemischer Reaktionen zeigen sich, wenn Ammoniak- und Chlorwasserstoffgas in Kontakt mit Wasser geraten. Deren extrem hohen Löslichkeiten betragen 685,7 L NH_3 bzw. 449 L HCl pro kg Wasser.

Die Ursache liegt darin, dass diese Gase mit dem Lösemittel Wasser reagieren können:

$NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$ — Bildung von Ammoniakwasser

$HCl + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + Cl^-$ — Bildung von Salzsäure.

Allgemein ist die **Löslichkeit *L*** eines Stoffes X in einem Lösemittel Lm von insgesamt drei Faktoren abhängig:

- der gelösten Substanz
- dem Lösemittel (insbesondere seiner Polarität)
- der Temperatur *T* der Lösung (in Kelvin)

Bei Gasen hängt sie zudem vom Druck *p* ab.

In der Regel wird die **Löslichkeit *L*** in g Stoff pro 100 g Lösemittel angegeben:

$$L(X) = \frac{m(X)}{m(Lm)}$$

m	$L(X)$
g	$\frac{g(X)}{g(Lm)}$

Die Löslichkeit stellt in diesem Fall ein Massenverhältnis $m(X) : m(Lm)$ dar.
Sie kann jedoch auch angegeben werden als Verhältnis der maximal möglichen Stoffmenge des gelösten Stoffes X zur Masse des Lösemittels. Dieses Verhältnis wird als **Molalität *b*(X)** bezeichnet:

$$b(X) = \frac{n(X)}{m(Lm)}$$

n	m	$b(X)$
mol	g	$\frac{mol(X)}{kg(Lm)}$

Die **Molalität *b*** einer gesättigten Lösung wird in mol Stoff pro kg Lösemittel angegeben (s. Tabelle).

Eine quantitative **Bestimmung der Löslichkeit** erfolgt, indem man zunächst eine gesättigte Lösung mit Bodensatz herstellt, hiervon ein bestimmtes Volumen abpipettiert, eindampft und den Rückstand auswiegt.
Aus der Masse $m(X)$ des Rückstandes in Gramm, dem abgedampften Lösemittel-Volumen $V(Lm)$ in Litern und der Dichte $\rho(Lm)$ des Lösemittels wird dann in die Löslichkeit des Stoffes X berechnet. Möglichkeiten zur Gehaltsangaben von Lösungen, deren Einheiten und Berechnung werden im Folgenden unter Gehaltsangaben genauer erläutert.

Die **Löslichkeit *L*** eines Stoffes X wird allgemein in g Stoff pro 100 g Lösemittel angegeben.

Tabelle 1: Löslichkeit einiger Stoffe in Wasserbei $\vartheta = +20°C$

Stoff	***L*** **g** **in 100 g H_2O**	***b*** **mol** **in kg H_2O**
Natriumiodid NaI	177,8	4,27
Natriumhydroxid NaOH	108,3	13,00
Glucose $C_6H_{12}O_6$	82,0	4,55
Chlorwasserstoffgas HCl	72,1	11,49
Natriumchlorid NaCl	36,0	4,53
Natriumcarbonat Na_2CO_3	21,8	1,69
Natriumsulfat Na_2SO_4	19,3	1,14
Blei-II-chlorid $PbCl_2$	0,98	0,035
Schwefelwasserstoffgas H_2S	0,38	0,1124
Iod I_2	0,029	0,000229
Bariumsulfat $BaSO_4$	≅ 0,0023	≅ 0,00001
Blei-II-sulfid PbS	< 0,0001	≅ 10^{-24}

4.3 Anteilsangaben (*w*, *φ*, *χ*, ppm u. a.)

Angaben von Anteilen gelöster Stoffe X in einer Lösung mit dem Lösemittel Lm erfolgen als:

- **Massenanteil *w*(X):** $w(X) = \frac{m(X)}{m(\text{Lösung})}$ in $g \bullet kg^{-1}$
- **Volumenanteil φ(X):** $\varphi(X) = \frac{V(X)}{V(Lm) + V(X)}$ in $mL \bullet L^{-1}$
- **Stoffmengenanteil *χ*(X):** $\chi(X) = \frac{n(X)}{n(Lm) + n(X)]}$ in $mmol \bullet mol^{-1}$

Der **Massenanteil *w*(X)** des Stoffes X in einer Lösung Lsg wird also formal ähnlich wie der Massenanteil eines Elementes in einer chemischen Verbindung angegeben:

$$w(X) = \frac{m(X)}{m(Lsg)}$$

w	**m**
$kg \bullet kg_{-1}$	kg

Der **Volumenanteil *φ*(X)** einer Lösung erfolgt dementsprechend in folgender Form:

$$\varphi(X) = \frac{V(X)}{V(Lm) + V(x)}$$

φ	V
$L \bullet L^{-1}$	L

An der Stelle von Anteilen kann eine Angabe in dezimalen Bruchteilen erfolgen.

Extraseite für Fortgeschrittene: Nachschlagetabelle der Löslichkeitsprodukte (K_L-Werte; in mol^n/L^n)

Hier wurden Salze nach ihrer Formel alphabetisch angeordnet aufgelistet. Vor der maximal möglichen Konzentration in Masse-% („gesättigte Lösung") finden sich die Angaben **Löslichkeitsprodukt K_L** und der negative, dekadische Logarithmus davon, der **pK_L-Wert** (eine Angabe ähnlich de, pH-Wert für den Säuregrad einer Lösung; Erklärung in Kapitel 2). Es gilt: **pK_L = - log K_L**und $K_L = 10_{-pKL}$; in der rechten Spalte findet sich die Löslichkeit ***L*** in **Masse%** (also in g/100 g H_2O).Aufgrund unterschiedlicher Literaturangaben und Quellen stimmen viele Daten rechnerisch nach pK_L = - log K_L nur annähernd überein (gerundet).

	K_L-Wert (+20°C)	≈ pK_L	Masse%
AgBr	$6{,}3 \bullet 10^{-13}$	12,3	$1 \bullet 10^{-5}$
AgCN	$2 \bullet 10^{-12}$	12	
Ag_2CO_3	$6 \bullet 10^{-12}$	12	
AgCl	$1{,}16 \bullet 10^{-12}$	>9,7	$1{,}6 \bullet 10^{-4}$
Ag_2CrO_4	$4 \bullet 10^{-12}$	11,7	$2{,}9 \bullet 10^{-3}$
AgI	$1{,}5 \bullet 10^{-16}$	16	
$AgNO_3$		< 1	$68{,}3 \bullet 10^{0}$
Ag_2O	$1{,}24 \bullet 10^{-8}$ (AgOH)	7,82	$1{,}6 \bullet 10^{-3}$
Ag_2S	$1{,}6 \bullet 10^{-49}$	50	
Ag_2SO_4	$7{,}7 \bullet 10^{-5}$	4,85	0,784
$Al(OH)_3$	10^{-33}	33,0	
As_2S_3	$4 \bullet 10^{-29}$	28,5	
$BaCO_3$	$7 \bullet 10^{-9}$	9,3	
$BaCrO_4$	$1{,}6 \bullet 10^{-10}$	10	
BaF_2	$1{,}7 \bullet 10^{-6}$	5,8	
BaS			7,25
$BaSO_4$	$1{,}08 \bullet 10^{-10}$	9,96	$2{,}2 \bullet 10^{-5}$
$Ba(OH)_2$	$8 \bullet 10^{-3}$	3,9	3,9
Bi_2S_3	$1{,}6 \bullet 10^{-72}$;(10^{-97}?)	97,0	
BiOCl	$1{,}6 \bullet 10^{-31}$	31	
$CaCO_3$	$4{,}8 \bullet 10^{-9}$	8,06	$1{,}5 \bullet 10^{-3}$
$CaCrO_4$	$2{,}3 \bullet 10^{-2}$	2	
CaF_2	$3{,}4 \bullet 10^{-11}$	10,4	
$Ca(OH)_2$	$5{,}5 \bullet 10^{-6}$	5,26	0,17
$Ca_3(PO_4)_2$	$1 \bullet 10^{-25}$	25	
$CaSO_4$	$6{,}1 \bullet 10^{-5}$	4,62	0,199
CdS	Um 10^{-29}	29,3	
CoS	$1{,}9 \bullet 10^{-27}$	26,2	
$Cr(OH)_3$	$6{,}7 \bullet 10^{-31}$	30	
$CsClO_4$	$3{,}2 \bullet 10^{-3}$	3	
CuBr	$4{,}1 \bullet 10^{-8}$	8	
$CuCO_3$	$1{,}37 \bullet 10^{-10}$	10	
CuCl	$1{,}02 \bullet 10^{-6}$	6	
CuI	$5{,}1 \bullet 10^{-12}$	11,29	
$Cu(OH)_2$	$5{,}6 \bullet 10^{-20}$	19,3	
Cu_2S	$2 \bullet 10^{-47}$	46,7	
CuS	$8 \bullet 10^{-45}$	44,07	$\approx 3 \bullet 10^{-4}$
$FeCO_3$	$2{,}5 \bullet 10^{-11}$		

	K_L-Wert (+20°C)	≈ pK_L	Masse%
$Fe(OH)_2$	$4{,}8 \bullet 10^{-16}$	13,8	
$Fe(OH)_3$	$3{,}8 \bullet 10^{-38}$	38,8	
FeS	$3{,}7 \bullet 10^{-19}$	17,2	
Hg_2Cl_2	$2 \bullet 10^{-18}$	18	$2{,}3 \bullet 10^{-4}$
$HgCl_2$			6,2
Hg_2S	$1 \bullet 10^{-47}$	47	
HgS	$3 \bullet 10^{-54}$	52,8	
Hg_2SO_4	$4{,}8 \bullet 10^{-7}$	6,5	
Li_2CO_3	3,16 ($\bullet 10^{0}$)	0,1	1,15
LiF			0,14
$MgCO_3$	$2{,}6 \bullet 10^{-5}$ ($\bullet 3H_2O$)	5,0	
$Mg(OH)_2$	$5{,}5 \bullet 10^{-12}$	11	0,009
$Mn(OH)_2$	$4 \bullet 10^{-14}$	14	
MnS	$7 \bullet 10^{-16}$	14,85	
$NaHCO_3$	$1{,}3 \bullet 10^{-3}$	3	8,6
Na_2CO_3		< 1	17,9
NaCl	29,2 ($\bullet 10^{0}$)	1,1	26,5
Na_2S		< 1	16,0
$Ni(OH)_2$	$1{,}1 \bullet 10^{-17}$	17,2	
NiS	$1 \bullet 10^{-26}$	24	
$PbBr_2$	$3{,}9 \bullet 10^{-5}$	5,7	0,85
$PbCO_3$	$3{,}3 \bullet 10^{-14}$	13,1	
$PbCl_2$	$2{,}12 \bullet 10^{-5}$	4,8	0,97
$PbCrO_4$	$1{,}8 \bullet 10^{-14}$	13,7	
PbI_2	$8{,}7 \bullet 10^{-9}$	7,85	0,09
PbS	$3{,}4 \bullet 10^{-28}$	27,89	
$PbSO_4$	$1{,}58 \bullet 10^{-8}$	7,8	$4{,}2 \bullet 10^{-3}$
Sb_2S_3	$1{,}7 \bullet 10^{-93}$	92,77	
SnS	$1 \bullet 10^{-28}$	28	
$SrCO_3$	$1 \bullet 10^{-9}$	9	
$SrCrO_4$	$4 \bullet 10^{-5}$	5,2	
$Sr(OH)_2$	0,02	3,85	
$SrSO_4$	$3{,}2 \bullet 10^{-7}$	6,49	
$ZnCO_3$	$6 \bullet 10^{-11}$	10,5	
$Zn(OH)_2$	$1{,}5 \bullet 10^{-17}$	16,7	
ZnS, α-	$6{,}9 \bullet 10^{-26}$	25,3	
ZnS, β-	$1{,}1 \bullet 10^{-24}$	23,8	

Umrechnungen, Definitionen:

Masse% = Massenanteil *w*• 100 = Gewichtsprozent Gew%= Sättigungskonzentration in g/100 g
Löslichkeit in kg/L = 1000 • Löslichkeit in g/L = Massenanteil *w*• Dichte ρ (H_2O) in kg/L
Löslichkeit in g/L = Molare Masse *M* in g/mol • Sättigungskonzentration *c* (Ion) in mol/L
1:1-Elektrolyte: Sättigungskonzentration *c* (Ion) in mol/L= $\sqrt{K_L}$; *L* in g/L = *M* in g/mol •$\sqrt{K_L}$,
Beispiel dazu: *c* (NaCl) = (max. 313 g/L) : (58,44 g/mol) = 5,4 mol/L. Der **K_L-Wert** beträgt also $(5{,}4\ mol/L)^2 \cong$ **$29{,}2\ mol^2/L^2$**.

Der prozentuale Volumenanteil wird z.B. als Volumenprozent bezeichnet. Die Umrechnung wird vorgenommen über die Gleichung
$\varphi(X) \bullet 100\% = \text{Vol.\%}$.
Weitere Angaben in dezimalen Bruchteilen zeigt Tabelle 1.

Tabelle 1: Gehaltsangaben in dezimalen Bruchteilen

Bruchteil	Bezeichnung	Namensherkunft	Faktor
Hundertstel	Prozent	lat. *pro cent*, je Hundert	$1 : 10^2$
Tausendstel	Promill	lat. *pro mille*, je Tausend	$1 : 10^3$
Millionstel	ppm	engl. ***p**arts **p**er **m**illion*	$1 : 10^6$
Milliardstel	ppb	engl. ***p**arts **p**er **b**illion*	$1 : 10^9$
Billionstel	ppt	engl. ***p**arts **p**er **t**rillion*	$1 : 10^{12}$
Billiardstel	ppq	engl. ***p**arts **p**er **q**uartillion*	$1 : 10^{15}$

Volumenanteile in ppm werden in der Analytik z.B. in der Einheit $mL \bullet m^{-3}$ bzw. $\mu L \bullet L^{-1}$ angegeben, Massenanteile in ppm in $mg \bullet t^{-1}$ oder $\mu g \bullet kg^{-1}$. Ein ppb entspricht somit z. B. $1\ \mu g \bullet t^{-1}$.
Der **Stoffmengenanteil χ(X)** berechnet sich nach Gleichung :

$$\chi(X) = \frac{n(X)}{n(Lsg)}$$

χ	n
$mol \bullet mol^{-1}$	mol

Die Berechnung von Massenanteilen w werden bei Gasen oft über deren **Molare Normvolumina** vorgenommen. Hierbei setzt man voraus, dass sie sich wie ideale Gase verhalten. Deren Molares Normvolumen $V_{m,n}(X)$ beträgt unter Normalbedingungen (p = 1013 hPa, T = 273,15 K) stets $V_{m,n}(X)$ = 22,4 L/mol.

<u>Beispiel: Berechnung des Massenanteils w über das molare Normvolumen $V_{m,n}$</u>
44,8 Liter Ammoniak im Normzustand werden in 166g Wasser gelöst.
Wie groß ist der Massenanteil $w(NH_3)$ in % der hergestellten Ammoniaklösung?
$V_{m,n}(NH_3) = 22{,}4\ L \bullet mol^{-1}$ $M(NH_3) = 17{,}0\ g \bullet mol^{-1}$

Lösung: Aus $\frac{V(NH_3)}{V_{m,n}(NH_3)} = \frac{m(NH_3)}{M(NH_3)}$ folgt:

$$m(NH_3) = \frac{44{,}8\ L \bullet 17{,}0\ g \bullet mol^{-1}}{22{,}4\ L \bullet mol^{-1}} = 34g$$

Somit gilt: 166g + 34g = 200g
und die Lösung berechnet sich im Dreisatz nach: 200g = 100%
34g = x %

$$x = \frac{34g \bullet 100\%}{200g} = 17\%$$

Lösung: Der Massenanteil beträgt $w(NH_3)$ = 17 %.

4.4 Konzentrationsangaben (β, σ und c)Anteilsangaben (w, φ, χ, ppm u. a.)

Die **Konzentration** eines gelösten Stoffes Xin Bezog auf das Volumen V(Lsg) der Lösung kann in Masse m(X), Stoffmenge n(X) oder auch Volumen V(X) angegeben werden.
Die **Massenkonzentration β(X)** einer Lösung wird in folgender Form angegeben:

$$\beta(X) = \frac{m(X)}{V(Lsg)}$$

β	**m**	V
$kg \bullet L^{-1}$	kg	L

Die **Volumenkonzentration σ(X)** einer Lösung erfolgt in folgender Form:

$$\sigma(X) = \frac{V(X)}{V(Lsg)}$$

σ	V
$L \bullet L^{-1}$	L

Hier ist zu beachten, dass die Summe V(Lm) + V(X) der Volumina des Lösemittels und des gelösten Stoffes X nicht immer gleich dem Volumen V(Lsg) der Lösung ist. Oft tritt der Fall auf, dass die Mischung zweier Lösemittel ein geringeres Volumen einnimmt als die Summe der Volumina der beiden Lösemittel vor deren Mischung. Wenn sich das Volumen von Flüssigkeiten beim Mischen zusammenzieht, wird das als **Volumenkontraktion** bezeichnet. Sie tritt z. B. dann auf, wenn man je 50 ml absolut wasserfreies Ethanol und destilliertes Wasser mischt: Es entstehen 98 mL Lösung. Der umgekehrte Fall wird als **Volumendilatation** bezeichnet. Das Volumen zweier Flüssigkeiten nimmt in diesem Fall bei deren Mischung zu.
Die **Stoffmengenkonzentration c(X)** ist die in der Chemie gebräuchlichste Konzentrationsangabe, da in der Regel mit der **Stoffmenge n** in mol gerechnet wird:

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(Lsg)}$$

c	**n**	V
$mol \bullet L^{-1}$	mol	L

In der Analytik dient der Massenanteil w einer chemischen Verbindung z. B. dazu, die Massenkonzentration β einer Probelösung in g • L^{-1} zu berechnen, aus der diese Verbindung ausgefällt und abfiltriert wurde. Solche Verfahren werden als gravimetrische Bestimmung bezeichnet.

Beispiel: Berechnung der Massenkonzentration β aus dem Massenanteil w

Zur Bestimmung des Bleigehalts eines Abwassers werden 250 mL der Wassers auf 1000mL verdünnt. 200mL davon ergeben bei einer gravimetrischen Bestimmung 0,1601g $PbSO_4$. Wie groß ist die **Massenkonzentration** β(Pb) in g • L^{-1} des Abwassers?

M(Pb) = 207,2 g/mol , $M(PbSO_4)$ = 303,3 g/mol

Lösung: Gegeben: $m(PbSO_4)$ = 0,1601 g
$M(PbSO_4)$ = 303,3 g/mol
M(Pb) = 207,2 g/mol Gesucht: β(Pb)

$w(\text{Pb}) = \frac{207{,}2\ \text{g/mol}}{303{,}3\ \text{g/mol}} \bullet 100\% = 68{,}3\ \%$

m(Pb) = 0,1601g • 68,3% = 0,109 g

Schlussrechnung I:

In 200 mL verdünntem Abwasser sind 0,109 g Pb-Ionen.

In 1000 mL verdünntem Abwasser sind 0,109 g • 5 = 0,545 g Pb-Ionen.

Schlussrechnung II:

250 mL des unverdünnten Abwassers enthalten also diese 0,545 g Pb-Ionen.

1000 mL des Abwassers enthalten somit 4 • 0,545 g Pb-Ionen • L^{-1}.

Ergebnis: Die Massenkonzentration beträgt β(Pb) = 2,18 g Pb pro L Lösung

Die Stoffmengenkonzentration $c = n : V$ kann auch aus der Masse m und der Molaren Masse M des gelösten Stoffes sowie dem Volumen V(Lsg) der Lösung berechnet werden:

Beispiel: Berechnung einer Stoffmengenkonzentration aus Masse und Volumen

2 g Ätznatron NaOH werden in 100 mL Wasser gelöst. Wie groß ist c(NaOH)?

M(NaOH) = 40 g/mol (gerundet, Berechnung ohne eine etwaige Volumenänderung).

Lösung: $M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M} \Rightarrow n = \frac{2\ \text{g NaOH}}{40\ \text{g} \bullet \text{mol}^{-1}} = 0{,}05$ mol NaOH (gelöst in 100 mL H_2O)

1 L Natronlauge weist somit (0,05 • 10) mol • L^{-1} =0,5 mol NaOH auf: c(NaOH) = 0,5 mol • L^{-1}.

Mit Konzentrationsangaben berechnet man auch, wie groß die Volumenkontraktion bezüglich eines Lösemittels ist, wenn dieses mit einem anderen Lösemittel gemischt wird:

Beispiel: Berechnung der Volumenkonzentration bei einer Volumenkontraktion

25 kg eines Lösemittels A, Dichte Lm(A) = 0,860 g/mL, werden mit 20,0 kg eines Lösemittels B, Dichte Lm(B) = 0,791 g/mL, gemischt. Durch Volumenkontraktion ist das Volumen der Mischphase 5,0% kleiner als die Summe der Volumina der Lösemittel A und B.

Welche Volumenkonzentration σ bezüglich B in L • L^{-1} besitzt die Mischphase?

Lösung: Grundgleichung: $V_A = \frac{m_A}{\rho_A} \Rightarrow V_A = \frac{25\ \text{kg}}{0{,}86\ \text{kg} \bullet \text{L}^{-1}} = 29{,}07\ \text{L}$

$V_B = \frac{m_B}{\rho_B} \Rightarrow V_B = \frac{20\ \text{kg}}{0{,}791\ \text{kg} \bullet \text{L}^{-1}} = 25{,}28\ \text{L}$

Das Gesamtvolumen V_{Gesamt} und das der Mischphase $V_{Mischung}$ berechnen sich wie folgt:

$V_{Gesamt} = V(A) + V(B)$ = 29,07 L + 25,28 L = 54,35 L

$V_{Mischphase}$ = 54,35 L • 95% = 51,63 L (für die Mischung inkl. Volumenkontraktion)

Die Volumenkonzentration σ(B) beträgt $\sigma = \frac{V_G}{V_M} = \frac{25{,}28\ \text{L}}{51{,}63\ \text{L}} = 0{,}49\ \text{L} \bullet \text{L}^{-1}$

Der Volumenanteil φ(B) des Lösemittels B in Beispiel 10.5 berechnet sich gemäß Gleichung 10.6 hingegen über:

$\varphi(\text{B}) = \frac{V(\text{B})}{V(\text{A}) + V(\text{B})} = \frac{25{,}28\ \text{L}}{29{,}07\ \text{L} + 25{,}28\ \text{L}} = \frac{25{,}28\ \text{L}}{54{,}35\ \text{L}} = 0{,}465\ \text{L} \bullet \text{L}^{-1}$

Bei Berechnungen der **Equivalentkonzentration** c_{eq} für eine Maßlösung ML ist auszugehen von:

$c(\text{X}) = \frac{n(\text{X})}{V(\text{ML})} = \frac{m(\text{X})}{V(\text{ML}) \bullet M(\text{X})}$ $c(\text{eq}) = \frac{n(\text{eq})}{V(\text{ML})} = \frac{m(\text{X}) \bullet z}{V(\text{ML}) \bullet M(\text{X})}$

denn man multipliziert mit der Wertigkeit z des Stoffes und erhält die Equivalentkonzentration c(eq), auch als c(1/z X) geschrieben [analog der Equivalentstoffmenge $n(\text{eq}) = n(\text{X}) \bullet z$].

Beispiel: Berechnung der Equivalentkonzentration einer Maßlösung

Wie groß ist die **Equivalentkonzentration** c_{eq} einer Säure-Maßlösung ML, die in 100 mL Lösung 2,583g Schwefelsäure enthält?

Lösung:

$$c_{eq} = \frac{m(H_2SO_4) \bullet z}{M(H_2SO_4) \bullet V(ML)} = \frac{2{,}583\ g \bullet 2}{98{,}079\ g \bullet mol^{-1} \bullet 0{,}1\ L} = 0{,}5267\ mol/L = 526{,}72\ mmol/L$$

Die Equivalentkonzentration beträgt $c(½\ H_2SO_4) = 0{,}5267$ mol/L.

Zwei weitere Formen volumenbezogener Angaben (Tabelle 1) sind der pH-Wert und der pOH-Wert. Diese Werte sind logarithmische Angaben der Stoffmengenkonzentrationen c der H^+- bzw. H_3O^+-Ionen und der OH^- -Ionen in wässrigen Lösungen. Sie werden im Buchkapitel über Säuren und Basen erläutert.

Tabelle 1: Volumenbezogene Angaben im Vergleich

Angabe, Größe	Größengleichung	Einheit
Massenkonzentration β(X)	$\beta(X) = m(X) \bullet V(Lsg)^{-1}$	kg • L^{-1}
Volumenkonzentration σ(X)	$\sigma(X) = V(X) \bullet V(Lsg)^{-1}$	L • L^{-1}
Stoffmengenkonzentration c(X)	$c(X) = n(X) \bullet V(Lsg)^{-1}$	mol • L^{-1}
pH-Wert der Lösung	$pH = - \log c(H_3O^+_{aq})$	1
Dichte ρder Lösung (Lsg)	$\rho = m(Lsg) \bullet V(Lsg)^{-1}$	g • cm^{-3} bzw. g • mL^{-1}

Lösungen und deren Konzentration sind in der analytischen wie in der präparativen Chemie von besonderer Bedeutung. Viele Reaktionen werden in Lösung bestimmter Konzentration durchgeführt. Aber auch Reaktionen, die dem Stoffwechsel lebender Organismen zugrunde liegen, laufen größtenteils in Lösung ab (Verdauung, Atmung, Gärung usw.).

4.5 Verhältnisangaben (ζ, ψ und r)

Die Angabe von Verhältnissen erfolgt als:

- **Massenverhältnis ζ(X)** in g • kg^{-1} Lösemittel,
- **Volumenverhältnis ψ(X)** in mL • L^{-1} Lösemittel,
- **Stoffmengenverhältnis r(X)** in mmol • mol^{-1} Lösemittel

Das **Massenverhältnis ζ(X)** ist das Verhältnis der Masse des gelösten Stoffes zu der des Lösemittels:

$$\zeta(X) = \frac{m(X)}{m(Lm)}$$

ζ	m
g • g^{-1}	g

Das **Volumenverhältnis ψ(X)** ist das Verhältnis der Volumina des gelösten Stoffes X und des Lösemittels zueinander:

$$\psi(X) = \frac{V(X)}{V(Lm)}$$

ψ	V
L • L^{-1}	L

Das **Stoffmengenverhältnis r(X)** entspricht dem Quotienten aus den Stoffmengen des gelösten Stoffes und des Lösemittels:

$$r(X) = \frac{n(X)}{n(Lm)}$$

r	n
mol • mol^{-1}	mol

Beispiel: Berechnung des Massenverhältnisses ζ(X) und der Löslichkeit L eines Stoffes

Von einem Stoff X lösen sich bei $\vartheta = 4$ °C 4,5 g in 25 mL Wasser. In welchem Massenverhältnis steht Stoff X zum Lösemittel und wie groß ist seine Löslichkeit L in g X pro L H_2O?

$\rho(H_2O) = 1{,}00$ g • mL^{-1}

Lösung:

$$\zeta(X) = \frac{m(X)}{m(Lm)} = \frac{m(X)}{V(Lm) \bullet \rho(Lm)} = \frac{4{,}5g}{25mL \bullet 1g/mL} = 0{,}18$$

Die Löslichkeit L beträgt 0,18 g X pro g H_2O bzw. 180 g X pro Liter Wasser (da $\rho = 1$ g • mL^{-1}).

Ähnlich wie das Massenverhältnis wird auch das Stoffmengenverhältnis berechnet:

Beispiel: Berechnung von Massen- und Stoffmengenverhältnissen

Ein Salz X hat eine Löslichkeit von 36 g pro 100 g Lösemittel. Wie groß sind das Massenverhältnis sowie das Stoffmengenverhältnis der gesättigten Lösung, wenn die Molare Masse des Salzes $M(X) = 72$ g/mol beträgt und die des Lösemittels $M(H_2O) = 18$ g/mol?

Lösung: $r(X) = \frac{n(X)}{n(Lm)} = \frac{m(X) \bullet M(X)^{-1}}{m(Lm) \bullet m(Lm)} = \frac{36\ g \bullet 72\ g \bullet mol^{-1}}{100\ g \bullet 18\ g \bullet mol^{-1}} = \frac{0{,}5\ mol}{5{,}555\ mol} = 0{,}09$

$\zeta(X) = \frac{m(X)}{m(Lm)} = \frac{36\ g}{100\ g} = 0{,}36$

Die Lösung weist ein Massenverhältnis von $\zeta(Salz) = 0{,}36$ auf.
Ihr Stoffmengenverhältnis beträgt $r(X) = 0{,}09$.

Die folgende Tabelle zeigt zusammenfassend Gehaltsangaben mit deren Größengleichungen und übliche Einheiten für Lösungen Lsg aus einem Lösemittel Lm und einem gelösten Stoff X:

Tabelle 1: Gehaltsangaben im Überblick

Angabe	Größe	Größengleichung	Übliche Einheit
Anteil	Massenanteil $w(X)$ Volumenanteil (X) Stoffmengenanteil $\chi(X)$	$w(X) = m(X) : m(Lsg)$ $\varphi(X) = V(X) : [V(Lm) + V(X)]$ $\chi(X) = n(X) : [n(Lm) + n(X)]$	$g \bullet kg^{-1}$ $mL \bullet L^{-1}$ $mmol \bullet mol^{-1}$
Konzentration	Massenkonzentration $\beta(X)$ Volumenkonzentration $\sigma(X)$ Stoffmengenkonzentration $c(X)$	$\beta(X) = m(X) : V(Lsg)$ $\sigma(X) = V(X) : V(Lsg)$ $c(X) = n(X) : V(Lsg)$	$kg \bullet L^{-1}$ $L \bullet L^{-1}$ $mol \bullet L^{-1}$
Verhältnis	Massenverhältnis $\zeta(X)$ Volumenverhältnis $\psi(X)$ Stoffmengenverhältnis $r(X)$	$\zeta(X) = m(X) : m(Lm)$ $\psi(X) = V(X) : V(Lm)$ $r(X) = n(X) : n(Lm)$	$g \bullet kg(Lm)^{-1}$ $mL \bullet L(Lm)^{-1}$ $mmol \bullet mol(Lm)^{-1}$

4.6 Be- und Umrechnung von Gehaltsgrößen im Überblick

Formeln zur Be- und Umrechnung von Gehaltsangaben finden sich in folgender Tabelle:

Tabelle: Formeln zur Umrechnung von Gehaltsangaben

Umrechnung von ↓ in →	in Massenanteil $w(X)$	in Massenkonzentration $\beta(X)$	in Stoffmengenkonzentration $\chi(X)$	in Stoffmengenkonzentration $c(X)$	in Volumenkonzentration $\sigma(X)$
von $\sigma(X)$ [E]	$w(X) = \frac{\sigma(X) \bullet \rho(X)}{\rho(Lsg)}$	$\beta(X) = \sigma(X) \bullet \rho(X)$	$\chi(X) = \frac{\sigma(X) \bullet \rho(X) \bullet M(Lsg)^E}{M(X) \bullet \rho(Lsg)}$	$c(X) = \frac{\sigma(X) \bullet \rho(X)}{M(X)}$	$\sigma(X) = \frac{V(X)}{V(Lsg)}$
von $c(X)$	$w(X) = \frac{c(X) \bullet M(X)}{\rho(Lsg)}$	$\beta(X) = c(X) \bullet M(X)$	$\chi(X) = \frac{c(X) \bullet M(Lsg)^B}{\rho(Lsg)}$	$c(X) = \frac{n(X)}{V(Lsg)}$	$\sigma(X) = \frac{c(X) \bullet M(X)}{\rho(X)}$
von $\chi(X)$ [A]	$w(X) = \frac{\chi(X) \bullet M(X)}{M(Lsg)^A}$	$\beta(X) = \frac{\chi(X) \bullet M(X) \bullet \rho(Lsg)}{M(Lsg)^A}$	$\chi(X) = \frac{n(X)}{n(X)+n(Lm)}$	$c(X) = \frac{\chi(X) \bullet \rho(Lsg)}{M(Lsg)^A}$	$\sigma(X) = \frac{\chi(X) \bullet M(X) \bullet \rho(Lsg)}{M(Lsg)^A \bullet \rho(X)}$
von $\beta(X)$ [C]	$w(X) = \frac{\beta(X)}{\rho(Lsg)}$	$\beta(X) = \frac{m(X)}{V(Lsg)}$	$\chi(X) = \frac{\beta(X) \bullet M(Lsg)^C}{M(X) \bullet \rho(Lsg)}$	$c(X) = \frac{\beta(X)}{M(X)}$	$\sigma(X) = \frac{\beta(X)}{\rho(X)}$
von $w(X)$ [D]	$w(X) = \frac{m(X)}{m(Lsg)}$	$\beta(X) = w(X) \bullet \rho(Lsg)$	$\chi(X) = \frac{w(X)}{M(X) \bullet [1/M(Lsg)]^D}$	$c(X) = \frac{w(X) \bullet \rho(Lsg)}{M(X)}$	$\sigma(X) = \frac{w(X) \bullet \rho(Lsg)}{\rho(X)}$

* verwendete Kürzel: Lsg Lösung, Lm Lösungsmittel,
jeweilige Neben-Berechnung [A] bis [E] zu $M(Lsg)$ wie folgt:

[A] $M(Lsg) = \chi(X) \bullet M(X) + \chi(Lm) \bullet M(Lm)$

[B] $M(Lsg) = \frac{m(X) + m(Lm)}{n(X) + n(Lm)}$

[C] $M(Lsg) = \frac{m(X) + m(Lm)}{m(X) / M(X) + m(Lm) / M(Lm)}$

[D] $1/M(Lsg) = w(X) / M(X) + w(Lm) / M(Lm)$

[E] $M(Lsg) = \frac{V(X) \bullet \rho(X) + V(Lm) + \rho(Lm)}{V(X) \bullet \rho(X)/M(X) + [V(Lm)+\rho(Lm)]/M(Lm)}$

Eventuell erforderliche Molare Massen M(X) werden für den jeweiligen Reinstoff X Tabellenbüchern entnommen oder in g • mol^{-1} berechnet, indem man die Relativen Atomaren Massen (Massezahlen) aus dem Periodensystem entnimmt und mit den Indizes (Atommultiplikatoren) aus den Summenformeln des jeweiligen Elementes multipliziert. Die Summe der Produkte aus den jeweiligen Massezahlen und Atommultiplikatoren ergibt dann die Molare Masse der Verbindung X.

Beispiel: Berechnung des Volumenanteils φ für ein Lösemittelgemisch

Es werden bei ϑ = +4°C jeweils 5 mL Methanol CH_3OH (Dichte $\rho(CH_3OH)$ = 0,7910 g • mL^{-1}) und Wasser H_2O gemischt. Wie berechnet man den Volumenanteil $\varphi(CH_3OH)$?

Lösung:

$$\varphi(CH_3OH) = \frac{V(CH_3OH)}{V(CH_3OH) + V(H_2O)} = \frac{5\ \text{mL}}{5+5\ \text{mL}} = \frac{5}{10} = 0{,}5 \quad \text{(also 50Vol\%)}$$

Da das Volumen der entstehenden Lösung V_M kleiner als 10 mL ist (Volumenkontraktion, die kleineren Wassermoleküle dringen in Hohlräume zwischen den etwas größeren Methanolmolekülen ein - und ggf. umgekehrt), gilt:

$$\text{Volumenanteil } \varphi = \frac{V(X)}{V(Lm)} \neq \text{Volumenkonzentration } \sigma(CH_3OH) = \frac{V(CH_3OH)}{V_M}$$

Massenanteile werden oft mit Hilfe von Dichte und Volumina berechnet:

Beispiel: Berechnung des Massenanteils w für ein Lösemittelgemisch aus zwei Volumina

Wie berechnet man den Massenanteil $w(CH_3OH)$ für das Lösemittelgemisch aus Beispiel 10.9?

Lösung:

$$w(CH_3OH) = \frac{m(CH_3OH)}{m_{Mischung}} = \frac{\rho(CH_3OH) \bullet V(CH_3OH)}{m_{Mischung}} \text{(denn: } m = \rho \bullet V\text{)}.$$

Wird die Dichte für Wasser nun gleich 1 g/mL gesetzt und die Volumenänderung durch die vereinfachenden Gleichsetzungen $V_{Mischung} \cong V(CH_3OH) + V(H_2O)$ und $\sigma(X) \cong \varphi(X)$ vernachlässigt, so ergibt sich näherungsweise:

$$m_{Mischung} = m(CH_3OH) + m(H_2O) = \rho(CH_3OH) \bullet V(CH_3OH) + \rho(H_2O) \bullet V(H_2O)$$
$$= 0{,}7910\ \text{g/mL} \bullet 5\ \text{mL} + 1{,}00\ \text{g/mL} \bullet 5\ \text{mL} = 3{,}955\ \text{g} + 5\ \text{g} = 8{,}955\ \text{g}$$

Hieraus folgt:

$$w(CH_3OH) = \frac{m(CH_3OH)}{m_{Mischung}} = \frac{3{,}955\ \text{g}}{8{,}955\ \text{g}} = 0{,}442 \quad \text{(also 44 Masse\%)}$$

Wenn eine möglicherweise auftretende Volumenkontraktion oder –dilatation vernachlässigt wird, kann auch die Massenkonzentration der Mischung bzw. Lösung aus Beispiel 10.9 berechnet werden, wenn die Volumina und Dichtewerte der beiden Lösemittel bekannt sind:

Beispiel: Berechnung der Massenkonzentration $\beta(CH_3OH)$ für ein Lösemittelgemisch

Es werden bei ϑ = +4°C jeweils 5 mL Methanol CH_3OH mit der Dichte $\rho(CH_3OH)$ = 0,7910 g/mL und Wasser H_2O gemischt. Wie berechnet man die Massenkonzentration $\beta(CH_3OH)$?

Lösung:

Die Größengleichung $\beta(CH_3OH) = \frac{m(CH_3OH)}{V_M}$ zeigt auch hier wieder an, dass die Massen-konzentration nur dann berechenbar ist, wenn die Volumenänderung vereinfachend vernachlässigt wird: $V_M \cong V(CH_3OH) + V(H_2O)$ und $\sigma(X) \cong \varphi(X)$. Dann ergibt sich:

$$\beta(CH_3OH) \cong \frac{\rho(CH_3OH) \bullet V(CH_3OH)}{V(CH_3OH) + V(H_2O)} = \frac{3{,}955\ \text{g}}{10\ \text{mL}} = 0{,}395\ \text{g} \bullet \text{mL}^{-1}$$

Ähnlich kann von den Volumina auch auf die Stoffmengenkonzentration umgerechnet werden:

Beispiel: Berechnung der Stoffmengenkonzentration $\beta(CH_3OH)$ für ein Gemisch

Es werden bei ϑ = +4°C jeweils 5 mL Methanol CH_3OH mit der Dichte $\rho(CH_3OH)$ = 0,7910 g/mL und Wasser H_2O gemischt.

Wie berechnet man die Stoffmengenkonzentration $c(CH_3OH)$?

Lösung:

$$c(CH_3OH) = \frac{n(CH_3OH)}{V_M} = \frac{m(CH_3OH) \bullet M(CH_3OH)}{10\ \text{mL}} = \frac{3{,}955\ \text{g} \bullet 32\ \text{g/mol}}{10\ \text{mL}}$$

$$= 12{,}66\ \text{mol} \bullet \text{mL}^{-1}$$
$$= 0{,}0126\ \text{mol} \bullet \text{L}^{-1}$$

- auch hier nur über die vereinfachende Gleichsetzung: $V_M \cong V(CH_3OH) + V(H_2O)$ und $\sigma(X) \cong \varphi(X)$!

Auch die folgenden Beispiele zeigen, dass die Molare Masse und die Dichte für die Berechnung von Gehaltsangaben für Lösungen und Lösemittelgemische unentbehrlich sein können:

Beispiel: Berechnung der Gehaltsangaben Volumenanteil φ und Vol%

Es werden 10 mL reiner Alkohol C_2H_5OH (Ethanol abs.) und 100 mL dest. Wasser bei ϑ = +4°C zusammengegeben. Wie berechnet man unter Vernachlässigung der Volumenkontraktion den Volumenanteil φ und die Angabe in Vol% des Alkohols?

Es sind: ρ(Alkohol) = 0,79 g/cm³, $\rho(H_2O)$ = 1,0 g/cm³, $M(C_2H_5OH)$ = 46,07 g/mol, $M(H_2O)$ = 18 g/mol, V(Gemisch) = V(Alkohol) + V(Wasser) = 110 mL.

Lösung:

$$\varphi(\text{Alkohol}) = \frac{V(\text{Alkohol})}{V(\text{Lösung})} = \frac{10\text{ mL}}{110\text{ mL}} = \frac{1}{11} = 0{,}091$$

$\varphi \bullet 100$ = Vol.-% 0,091 • 100 = 91 Vol.-%

Über die Dichte werden für dieses Gemisch auch die Massen- und die Stoffmengenkonzentration berechenbar:

Beispiel 10.14: Berechnung der Gehaltsangaben Massen- und Stoffmengenkonzentration

Wie berechnet man für das Gemisch aus Beispiel 10.13 die Gehaltsangaben β und c?

Lösung:

ZurBerechnung der Massenkonzentration $\beta = \frac{m(\text{gelöst})}{V(\text{Gesamt})}$ geht man aus von: $\rho = \frac{m}{V}$

$\Rightarrow m = \rho \bullet V$ Einsetzen ergibt:

$$\beta = \frac{m\,(\text{Alkohol})}{V(\text{Gesamt})} = \frac{\rho(\text{Alkohol}) \bullet V(\text{Alkohol})}{V(\text{Gesamt})} = \frac{0{,}79\text{ g/mL} \bullet 10\text{ mL}}{110\text{ mL}}$$

$$\beta(\text{Alkohol}) = \frac{7{,}9\text{ g} \bullet 10\text{ mL}}{110\text{ mL}} = 0{,}072$$

Zur Berechnung der Stoffmengenkonzentration $c = n \bullet V$ geht man zusätzlich aus von:

$M = m : n$ $\Rightarrow M \bullet n = m \Rightarrow$ (Division durch M) $n = m : M$ Einsetzen ergibt:

$$c\,(\text{Alkohol}) = \frac{n(\text{Alkohol})}{V(\text{Ges.})} = \frac{m(\text{Alkohol}) \bullet M(\text{Alkohol})}{V(\text{Ges.})} = \frac{\rho(\text{Alk.}) \bullet V(\text{Alk.})}{V(\text{Ges.}) \bullet M(\text{Alk.})} = \frac{0{,}79\text{ g/mL} \bullet 10\text{ mL}}{110\text{ mL} \bullet 46{,}07\text{ g/mol}}$$

Das ergibt nach Kürzung der Einheiten: c(Alkohol) = 1,55 • 10^{-3} mol/mL.

Die Umrechnung vom Volumenverhältnis V(Alkohol) : V(Wasser) auf den Massen- und des Stoffmengenanteil wird dann folgendermaßen vorgenommen:

Beispiel: Berechnung der Gehaltsangaben Massen- und Stoffmengenanteil

Wie berechnet man für das Gemisch aus Beispiel 10.13

a) den Massenanteil w und

b) den Stoffmengenanteil χ des Alkohols?

Lösung:

a) Zur Berechnung des Massenanteils $w = m$(Alkohol) : m(Gesamt) wird ausgegangen von:

$\rho = \frac{m}{V}$ $\Rightarrow$ $m = \rho \bullet V$ Einsetzen ergibt:

$$w(\text{Alkohol}) = \frac{\rho\,(\text{Alkohol}) \bullet V(\text{Alkohol})}{\rho(\text{Alkohol}) \bullet V(\text{Alkohol}) + \rho(H_2O) \bullet V(H_2O)} = \frac{0{,}79\text{ g/mL} \bullet 10\text{ mL}}{0{,}79\text{ g/mL} \bullet 10\text{ mL} + 1\text{g/mL} \bullet 100\text{mL}}.$$

$$= \frac{7{,}9\text{ g}}{7{,}9\text{g} + 100\text{g}} = \frac{7{,}9\text{ g}}{107{,}9\text{g}} = 0{,}00732$$

b) Zur Berechnung des Stoffmengenanteils $\chi = n$(Alkohol) : n(Gesamt) wird ausgegangen von:

$M \bullet n = m \Rightarrow$ $n = m/M$ Einsetzen ergibt:

$$\chi(\text{Alkohol}) = \frac{n(\text{Alkohol})}{n(\text{Gesamt})} = = \frac{n(\text{Alkohol})}{n(\text{Alk.}) + n(H_2O)}$$

Nun werden Stoffmengen berechnet:

$$n(\text{Alkohol}) = \frac{m(\text{Alkohol})}{M(\text{Alkohol})} = \frac{\rho(\text{Alkohol}) \bullet V(\text{Alkohol})}{M(\text{Alkohol})} = \frac{0{,}79\text{g/mL} \bullet 10\text{mL}}{46{,}07\text{ g/mol}} = 0{,}171\text{ mol Alkohol}$$

$$n(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = \frac{100\text{ g}}{18\text{ g/mol}} = 5{,}555\text{ mol } H_2O$$

Einsetzen ergibt:

$$\chi(\text{Alkohol}) = \frac{n(\text{Alkohol})}{n(\text{Gesamt})} = \frac{n(\text{Alkohol})}{n(\text{Alkohol}) + n(H_2O)} = \frac{0{,}171\text{ mol Alkohol}}{0{,}171\text{ mol Alkohol} + 5{,}555\text{ mol } H_2O}$$

Ergebnis: χ(Alkohol) = 0,171 mol : 5,726 mol = 0,0298

4.7 Osmose und andere kolligative Eigenschaften

Gelöste Teilchen und Lösemittel-Moleküle verhalten sich auf Grund ihrer Beweglichkeit ähnlich wie die Moleküle eines Gases. Sie bewegen und verteilen sich über das gesamte, zur Verfügung stehende Volumen (Diffusion) und üben Druck auf semipermeable (halb durchlässige) Membranen aus, die sich zwischen zwei Löszungen unterschiedlicher Konzentration befinden. Dieser Druck steigt mit zunehmender Anzahl gelöster Teilchen an. Diese Erscheinung wird Osmose genannt, der Druck als osmotischer Druck bezeichnet (Symbol: π).

In echten Lösungen sind Moleküle und Ionen ähnlich frei beweglich wie Gasteilchen in der Gasphase. Sie können in Lösung z. B. diffundieren und einen osmotischen Druck ausüben.

Eine zunehmende Anzahl gelöster Teilchen erniedrigt zudem den Dampfdruck einer Flüssigkeit. Die Verschiebung im Verdampfungsgleichgewicht (Bild 2, links) wird bei der Dampfdruckmessung (Bild 2, rechts) messbar. So sind bei reinem Wasser und konzentrierter Salzlösung Siedetemperatur-Unterschiede von über 10°C möglich. Eine Erhöhung des Gehaltes an gelöstem Stoff führt also zu einer messbaren Siedetemperatur-Erhöhung ΔT_b.

Als Faustregel gilt: Je höher die Anzahl der Teilchen eines gelösten Feststoffes in einer Lösung ist, desto höher die Siedetemperatur dieser Lösung.

Die Verminderung des Dampfdruckes zeigt noch eine weitere Wirkung. Die Anziehungskräfte der Teilchen des gelösten Stoffes behindern bei der Abkühlung der Lösung deren Kristallisation. In Folge dessen sinkt die Erstarrungstemperatur (Gefriertemperatur-Erniedrigung ΔT_m Abb. 4.2). Die Erhöhung der Siedetemperatur und die Erniedrigung der Erstarrungstemperatur einer Lösung ist von der Konzentration des gelösten Stoffes abhängig.
In der Analytik werden Messungen der Siedetemperaturerhöhung als Ebullioskopie bezeichnet, die der Gefrierpunktserniedrigung als Kryoskopie. Diese Verfahren dienen der Bestimmung der Molaren Masse M(X) eines gelösten Stoffes (bei Lösungen bekannten Gehaltes an gelöstem Stoff) oder der Bestimmung der Konzentration c(X) einer Lösung (bei bekannter Molarer Masse des gelösten Stoffes).

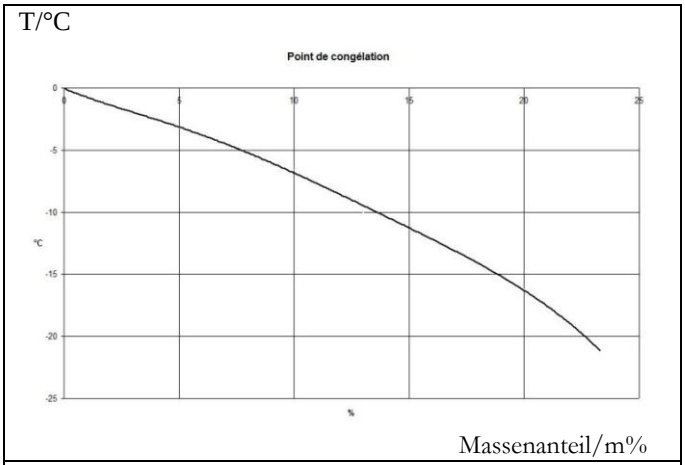


Abb. 4.2: Gefrierpunktserniedrigung einer NaCl-Lösung in Abhängigkeit von deren Salzgehalt, dargestellt in einem m%/T-Diagramm
(Bildquelle: Von Morrisoncolorado - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=11590681)

Erstarrungstemperatur und Dampfdruck nehmen mit zunehmender Aufkonzentrierung ab (Erstarrungstemperatur-Erniedrigung ΔT_m).

Kolligative Eigenschaften sind Eigenschaften von Lösungen, die nur von der Anzahl der gelösten Teilchen abhängen, nicht aber von deren chemischen Eigenschaften. Hierzu zählen, jeweils zunehmend mit zunehmendem Gehalt an gelöstem Stoff:

- die Erniedrigung des Dampfdruckes
- die Erniedrigung des Erstarrungspunktes
- die Erhöhung des Siedepunktes
- die Erhöhung des osmotischen Druckes der Lösung

Sie können z. B. genutzt werden, um in der Analytik die Molare Masse M(X) der gelösten Stoffe zu bestimmen oder den Gehalt an gelöstem Stoff (Konzentrationsbestimmung). Aber auch die Dichte kann genutz werden, um die Massenkonzentration zu bestimmen. Sie ist allerdings abhängig von der Temperatur.

Temperatur	in °C	0	20	40	60	80	100
Löslichkeit	in g/100 g Wasser	35,76	35,92	36,46	37,16	37,99	39,12
	in Ma%	26,34	26,43	26,71	27,09	27,53	28,12
max. Massenkonzentration	in $g \cdot l^{-1}$	318,5	317,1	318,2	320,5	323,3	327,9
Dichte	in $g \cdot cm^{-3}$	1,2093	1,1999	1,1914	1,1830	1,1745	1,1660

Leseprobe aus: **CHEMIE!?! Das Grundwissen für Klasse 7 bis 10,** epubli 2020, ISBN 9783752995596, S.132

Die fraktionierte Destillation von Erdöl

Erdöl ist ein klares bis schwarzes, grün fluoreszierendes, zähflüssiges Gemisch mit Dichten von 0,65 bis 1,02 g/mL. Es ist bis zu zwei Milliarden Jahre alt und entstand aus maritimem Plankton und Faulschlamm. Erdöl ist ein Stoffgemisch, das rund 500 unterschiedliche Kohlenwasserstoffe enthält. Diese haben wie die Alkane sehr ähnliche Siedetemperaturen. Stoffe unterschiedlicher Siedetemperaturen trennt man mit Hilfe der **Destillation** (vgl. Kap. 1.5, S.10). Wenn die Siedetemperaturen nahe beieinander liegen (vgl. Alkane!), dann wird eine **fraktionierte Destillation** durchgeführt – wie z.B. bei den Gasen der Luft in einer Luftzerlegungsanlage. Hierbei werden Stoffgemische aufgetrennt in einzelne Gemische mit bestimmten Siedebereichen. Diese werden **Fraktionen** genannt.

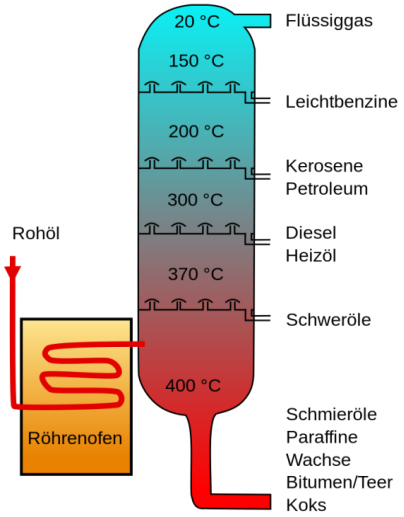


Abb. 97a: Destillationskolonne zur Erdöl-Aufbereitung, Schema (Bildquelle: Crude Oil Distillation-fr.svg: Image originale:Psarianos, Theresa knott ; image vectorielle:Rogilbert, derivative work: Leyo, über: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Crude_Oil_Distillation-de.svg, Lizenz: Creative CommonsAttribution-Share Alike 3.0 Unported)

Das Rohöl wird dazu gereinigt, entschwefelt, in Röhrenöfen verdampft und dann in große **Destillationskolonnen** mit so genannten **Glockenböden** geleitet (Abb. rechts). In der Kolonne fällt die Temperatur, je höher sich das Gemisch befindet. Von unten steigen die verdampften Bestandteile des Erdöls von unten auf, während sich die in den „Glocken“ wieder kondensierten Bestandteile auf Glockenböden sammeln und nach unten tropfen, um dort erneut zu verdampfen (Gegenstromprinzip, Abb. 97b).

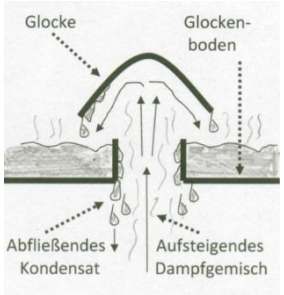


Abb. 97b: Glocke (Eig. Bild)

In den verschiedenen Bereichen der Destillationskolonne werden die Flüssigkeiten verschiedener Siedebereiche von den Glockenböden abgezapft (**Fraktionen**). Die Fraktionen oben haben die niedrigsten Siedebereiche. Beim Erdöl sind es die Fraktionen Flüssiggase, Leichtbenzin, Petroleum, Diesel, Schwer- und Schmieröle (siehe Abb. rechts): Ganz unten (ca. 400°C) werden z. B. Schmieröle und Bitumen entfernt, Schweröle bei ca. 360°C, Diesel und Heizöl bei 300°C, Kerosine bei ca. 200°C, Leichtbenzin bei 150°C und ganz oben die kleinste Kohlenwasserstoff-Moleküle abgetrennt – Gase wie Methan und Ethan.

Der Bedarf an Kohlenwasserstoffen mit kleineren Molekülen ist größer. Deshalb werden langkettige Alkane (Schweröle) einem Verfahren unterzogen, das man „Cracken“ nennt. Hierbei werden die langen Kohlenwasserstoffketten in kleine Bruchstücke aufgespalten. Diese sind oft „ungesättigt“, enthalten weniger Wasserstoffatome als Alkanmkoleküle.

Abb. 97c: Eine Anlage zur Erdöldestillation (Hier: die Rohöldestillationsanlage II im PCK Schwedt) (Bildquelle: Von Bundesarchiv, Bild 183-P1210-0302 / Müller / CC-BY-SA 3.0, CC BY-SA 3.0 de, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=5435982)

Die Vielfalt der Chemieprodukte

In Deutschland ist die **Chemieproduktion** ein wichtiger Industriezweig. Fast alle bestehen aus organischen Verbindungen. Chemisch erzeugte Produkte sind Artikel des täglichen Bedarfs wie Seifen und Waschmittel, Kosmetika und Körperpflegemittel, Duft- und Aromastoffe, aber auch Lebensmittel sowie neue Bau- und Werkstoffe. Der Aufbau sowie einfache Strukturen und Funktionen dieser Stoffe unterliegen gemeinsamen Prinzipien. Die Weiterentwicklungen neuer Produkte bieten neue Chancen zur Verbesserung unserer Lebensbedingungen, aber stets auch Risiken in der Anwendung und im Produktionsprozess.

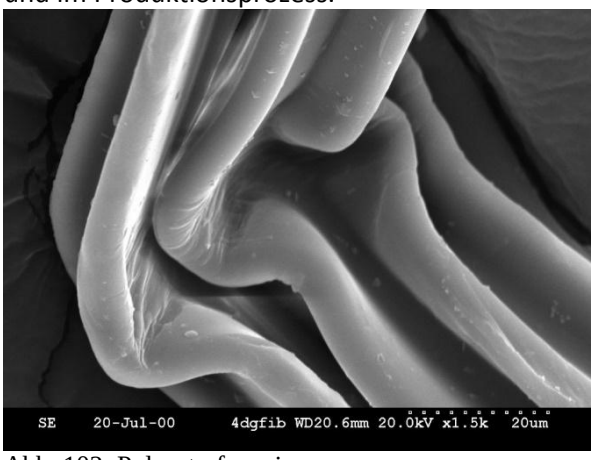


Abb. 102: Polyesterfaser im Rasterelektronenmikroskop (Bildquelle: Von en:User:Pschemp - Eigenes Werk, CC BY-SA 3.0, https://commons.wikimedia.org/w/index.php?curid=652642)

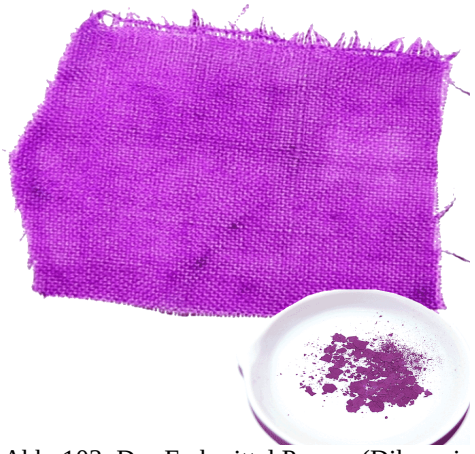
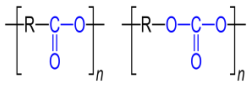


Abb. 103: Das Farbmittel Purpur (Dibromindigo) und seine Ausfärbung auf einem Stoffstück (Bildquelle: http://www.versuchschemie.de/lhtopic,11187,0,asc,purpur,15.html, GNU-Lizenz, über wikimedia commons)

Solche **Industrieprodukte** werden in sehr großen Mengen (bis mehrere Mio. Tonnen) von der chemischen Industrie hergestellt. Die Rohstoffkosten sind am Ende mitentscheidend für den Verkaufspreis. Zu den wichtigsten Produkten gehören **Chemiefasern** und **Textilien, Farbmittel** und **Lacke, Kunststoffe** und **Kautschuk, Binde-** und **Lösemittel, Waschmittel** und **Tenside**. Seit 2009 ist der Umsatz für Kunststoffe deutlich zurückgegangen, das **Problem „Plastikmüll“** wird immer drängender.

Abb. 104: Aceton als Lösemittel. Rechts ist zu sehen, wie einige Tropfen Aceton den Kunststoff Styropor auflösen (Abb. links gemeinfrei, Bildquelle rechts:Simon A. Eugster / CC BY-SA (https://creativecommons.org/licenses/by-sa/3.0))

Abb. 105: Alkydharzlack zur Beschichtung von Holz und Metall (Abb. gemeinfrei), darunter die allgemeine chemische Formel für ein Polyester-Harz (Polycarbonat)



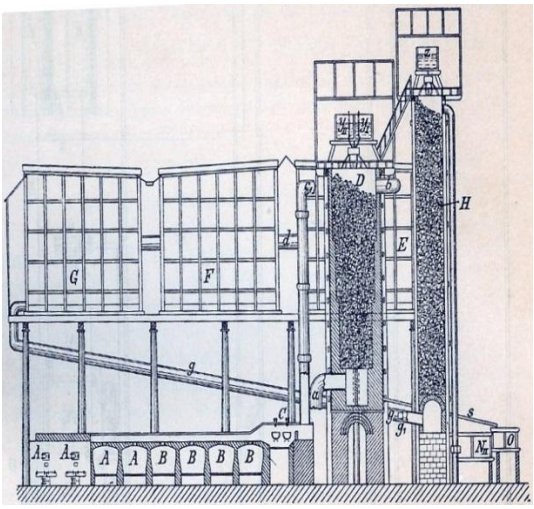


Abb. 106: Schwefelsäurefabrik nach dem Bleikammerverfahren in der zweiten Hälfte des 19. Jahrhunderts (gemeinfrei)

Spezialprodukte sind organische Stoffe, die in deutlich geringerer Menge produziert werden. Hierzu gehören z.B. **Arznei-** und **Desinfektionsmittel**, **Klebstoffe**, **Pflanzenschutzmittel** und Unkrautvernichter (**Herbizide**) sowie **Aroma- und Duftstoffe**.

Stichwortverzeichnis (Sachregister, Fachbegriffe von A – Z mit Seitenzahl)

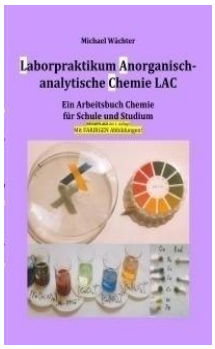
Stichwort (Sachwort,Person)	*Seite(n)*
Alaun	45
Alkalimetall	14, 16
Alkalisch	70f, 79, 82ff
Ammoniak NH_3	73ff
Ammonium-Ion NH_4^+	74ff, 80
Ammoniumsalze	63, 74ff
Ampholyt	81
Anion	12, 22f, 39
Anode (Pluspol)	12
Anteil(sangabe)	40f
Atom	27
Atombindung (EPB)	50 (+27,65)
Atomzahlenverhältnis	18ff
Ätzkali KOH	70ff
Ätzkalk $Ca(OH)_2$ / CaO	70ff
Ätznatron NaOH	70ff
Ausfällung	33f
Azetat CH_3COO^-	61, 80
Base, basisch(e Lösung)	76ff, 82ff
Bindung, ionische	13ff, 23, 27
Buntmetallsalz	47f
Bürette	78
Carbonat CO_3^{2-}	61, 80f, 86
Chlorid Cl^-	14, 22, 28
Chlorwasserstoff HCl	60, 64, 66
Dichte ρ	29f, 40f
Dissoziation (und Dissoziationsgrad α)	12, 15, 33, 39, 64f
Düngemittel	63, 74
Edelgasatom, -konfiguration	14, 50
Elektrolyse, Elektrolyt	12, 35f, 64
Elektron e^-	14f, 21, 27
Elektronegativität EN	51, 65
Elektronenpaarbindung EPB	27, 50, 65
Element	14, 27
Essig(säure) CH_3COOH	61f, 80
Fällung(sreaktion)	33f
Filtration	34
Formel (von Salzen)	18, 25, 27
Gehalt (von Salzen in Lösungen), Gehaltsangabe	40ff
Gips, Kalziumsulfat $CaSO_4$	43, 72
Haber-Bosch-Verfahren	63
Halogen	14, 16
Härte (nach Mohs)	31
Hauptgruppe	14, 49
Hauptgruppenzahl	20, 49
Hydratation	33, 39
Hydrogencarbonat HCO_3^-	81
Hydronium-Ion H_3O^+, auch: Oxonium-Ion	65, 83
Hydroxid-Ion OH^-	73, 77
hygroskopisch	71
Indikator	58, 73, 78
Ion	11ff, 28, 39, 66ff
Ionenbindung	13ff, 23, 28, 36f, 47ff
Ionenkristall, -gitter	15f, 36f
Ionenladung	20, 23
Ionenwanderung	12
ionische Verbindung	28, 36f, 47ff
Ionisierung, Ionisation	15
Kalk, Kalziumkarbonat $CaCO_3$	41f, 58, 73, 81
Kalkwasser $Ca(OH)_2$-Lösung	72f
Kalziumhydroxid $Ca(OH)_2$	72f
Kathode, Katode (Minuspol)	12
Kation	12, 22, 39
Kochsalz, Kochsalzlösung	7 ff
Kohlensäure H_2CO_3	61, 80
Komplex(salz)	46
Konzentration	40f
Kreuzprobe	80f
Kristall(form, -system)	29ff,36ff
Kupfersulfat, -vitriol $CuSO_4$	44f
Ladung, elektrische	11
Ladungszahl (Atomkern)	21
Ladungszahl (Ion)	20
Ladungsdichte	66
Lauge	70ff, 76ff
Legierung	27, 47f
Leitfähigkeit, elektrische	11ff, 35f
Löslichkeit	32ff, 41
Lösung	34ff, 39f
Masse *m*	19
Massenverhältnis	18ff
Mineral	7ff, 22
Mineralienklasse	9ff
Mineralstoff	7ff
molare Masse *M*	40f
Molekül	27, 47f, 50f
molekulare Verbindung	27, 47f
Mörtel	72
Na^+-Ion, Natrium-Ion	14
Natriumchlorid NaCl	7, 67
Natriumhydroxid NaOH	70f
Neutrale Lösung	79
Neutralisation	77, 82
Nichtmetalloxid	66
Nitrat NO_3^-	22
Oleum	60
Ostwald-Verfahren	63
Oxid O^{2-}	21ff
Oxidation	15ff, 49
Oxoniumion H_3O^+	65, 83
pH-Wert	78ff, 82f
pOH-Wert	83
Pol, elektrischer	12

Stichwort (Sachwort,Person)	*Seite(n)*
polarer Stoff	51
Proton H^+, Protonendonator	66f
Protolyse (Übertragung von H^+)	67, 81
Protolysegrad α	83
Puffer	82
Reaktion, chemische	13f, 27, 52
Reaktionsgleichung	23ff, 52f
Redoxreaktion (e^- -Übertragung)	15ff, 49
Reduktion (auch: e^- -Aufnahme)	15ff
Salpetersäure HNO_3	62f
Salz, Salze	9ff, 25, 28ff, 39f, 47, 84
Salzbildung	25ff
Salzsäure HCl	59f, 65, 86
Sättigung(sgrad einer Lösung)	32
Säure (auch: Protonendonator)	26, 58ff, 64ff
saure Lösung	79, 82ff
Säure-Base-Reaktion (Protolyse)	67, 81
Schale (in der Atomhülle)	14, 21
Schwefelsäure H_2SO_4	60f, 67, 86
Sole	7
Speisesalz, Kochsalz NaCl	8
Sprödigkeit, Brüchtigkeit	31
Spurenelement	8
Stoffeigenschaft	9, 11, 29
Stoffmenge *n*	19f
Stoffm,engenverhältnis	18, 25
Strom, elektrischer	11ff
Sulfat SO_4^{2-}	22, 43ff
Sulfid S^{2-}	21ff, 86
Titration (Säure-Base-Titration)	78, 86
Tropfsteinhöhle	81
unpolarer Stoff	51
Verbindung, chemische	13ff,17,27,47f
Verdrängtung(sreaktion)	80f
Verhältnis(angabe)	40f
Vitriol	44
Volumen *V*	40
Volumenverhältnis	25
Wassermolekül	65
Wasserstoffbrücken(bildung)	65
Zement	72
Zitronensäure	62

Lese-Empfehlung:

Das Nachschlagewerk „**Fachbegriffe der Chemie**“ im Taschenbuchformat bietet die Möglichkeit, offline schnell und schülergerehte Erkläruingen für Fachbegriffe von A bis Z nachzuschlagen, zusätzlich zu eingängigen Merksätzen zu allen wichtigen Themen aus dem Chemieunterricht:
M. Wächter: **Fachbegriffe der Chemie**, epubli 2020 (ISBN: 978-3-753172-14-9, ein ausführliches Nachschlagebuch (Lexi-kon) mit schüler/innen(gerechten Erklärungen)

Das Sachbuch „**Chemie – Grundwissen für Klasse 7 bis 10**“ bietet alle wichtigen Lerninhalte für den Chemieunterricht, die man bis Klasse 11 wissen sollte – einfach und anschaulich erklärt. (ISBN-Nr. siehe Folgeseite).



Das Lehrbuch „**Laborpraktikum Anorganisch-Analytische Chemie**“ führt in die Allgemeine und in die Analytische Chemie ein: Gut verständliche Erklärungstexte, Versuchsvorschriften und anschauliche Abbildungen. (ISBN-Nr. siehe Folgeseite).

Lern- und Lesehinweise

1.) M. Wächter: **Merksätze und Formeln Chemie**, epubli 2019, kleines Taschenbuch zu nur 7,99 €, ISBN 9783748550129 (auch als ebook für unter 3 €: ISBN bzw. EAN: 9783748597735)

Diese und alle weiteren Lernhilfen und Arbeitshefte erhältlich erhältlich im Epubli-Online-shop über:
https://www.epubli.de/shop/autor/Michael-Wächter/28316 (ggf. nach unten scrollen!)

2.) **CHEMIE!?! Das Grundwissen für Klasse 7 bis 10**, ein Arbeitsbuch für die Schule - alle Lerninhalte mit Erklärungen, Übungsaufgaben, Lernhilfen, epubli 2020, preiswerte Schwarzweiß-ausgabe (s/w) mit ISBN 9783752995596; mit vielen, farbigen Abbildungen: ISBN 9783752995657

3.) **Chemie im Distanzunterricht** , neuen Reihe für Kl. 7 bis 10 in folgenden Bänden:
(I) **Stoffe, Teilchen, Reaktionen**, ISBN: 9783753144399,
preiswerter auch in schwarzweiß (s/w): 9783753138558;
(II) **Elemente, Periodensystem, Atombau**,
ISBN farbig: 9783753148243, ISBN in s/w: 9783753148168
(III) **Salze, Säuren, Laugen**, ISBN farbig: 9783753159218 , s/w: 9783753159249
(IV) **Redoxreaktionen – Energie aus chemischen Reaktionen**;
ISBN farbig: 9783753165097, s/w: 9783753165028
(V) **Molekülverbindungen, Strukturformeln, Stoffe als Energieträger;**
ISBN farbig: 9783753172064, s/w: 9783753171609

4.) **Üb(erleg)ungsaufgaben Chemie**, eine **Reihe in 6 Bänden**
(Übungsaufgaben, Klausur- und Prüfungsaufgaben **mit Lernhilfen + Lösungen**, epubli 2019),:
Bd.1: **Grundlagen der Chemie** (ISBN farbig: 9783750240421, in s/w: 9783748539421)
Bd.2: **Allgemeine und Anorganische Chemie, Stöchiometrie**
(ISBN s/w: 978-3-748539-46-9, farbig: 978-3-750240-650),
Bd.3: **Physikalische Chemie** (ISBN s/w: 978-3-748539-47-6),
Bd.4: **Analytische Chemie** (ISBN s/w: 978-3-748539-48-3),
Bd.5: Grundlagen der **Organischen Chemie** (ISBN: 978-3-748539-52-0),
Bd. 6: **Anorganisch-chemische Technologie** (ISBN: 9783748571162),
Bd. 7: **Organisch-chemische Technologie**; (ISBN 9783753133430)

5.) **Das Lernen Lernen. Lernhilfen für Schule und Homeschooling**, für nur 8,99 Euro, Tipps für alle Fächer, für selbstständiges Lernen im Präsenz- und Distanzunterricht, ISBN 9783753104713 (epubli 2020)
6.) **Fachbegriffe der Chemie** - Definitionen, Grundwissen und Erklärungen zum Nachschlagen und Lernen, ISBN: 978-3-753172-14-9
7.) **Laborpraktikum Anorganisch-analytische Chemie LAC** (ISBN 9783750270077)
8.) **Kleine Entdeckungsgeschichte(n) der Chemie** im Kontext von Zeitgeschichte und Naturwissenschaften, Printausgabe: Verlag Königshausen und Neumann, ISBN: 9783826065101, wesentlich preiswerter für 7,99€ auch als ebook: Verlag Twentysix, EAN: 9783740768782
9.) **Analytik - die Geschichte** (ein Sach- und Lesebuch zur Analytik und Gerichtsmedizin, ihren Methoden, Erfindungen und Entdeckungen, Printausgabe: epubli 2019, ISBN: 978-3-748540-88-5, wesentlich preiswerter für 7,99€ auch als ebook: Verlag Twentysix, EAN: 9783740745318
10.) **Entdeckungsgeschichte(n) aus den BIOwissenschaften und der Medizin**, epubli 2019, ISBN: 978-3-748541-56-1 preiswerter auch als ebook erhältlich, Verlag twentysix
11.) **Tabellenbuch der Chemie**, Daten zur Analytik, Laborpraxis und Theorie, wiley-VCH Verlag Weinheim, 2012, ISBN-13: 978-3-527-32960-1
12.) **Chemielabor, Einführung in die Laborpraxis**, wiley-VCH Verlag Weinheim (2011), ISBN-13: 978-3-527-32996-0
13.) Kleine **Entdeckungsgeschichte(n) der Astronomie** im Kontext von Zeitgeschichte und Physik, Verlag Königshausen und Neumann, 2018, ISBN: 978-3-8260-6511-8 (auch ebook erhältlich)

Autorenhomepage: **https://michael-waechter.jimdosite.com/**

Der Autor: Michael Wächter war nach seinem Lehramtsstudium in Chemie, Pädagogik und Theologie zunächst als Lacklaborant in Münster-Hiltrup und als Chemielehrer an Gymnasien in Rheda-Wiedenbrück und Datteln tätig. Nun bildet er als Lehrer u. a. chemisch-technische Assistenten, Chemielaboranten, Lacklaboranten, Chemikanten und Produktionsfachkräfte Chemie am Hans-Böckler-Berufskolleg in Münster aus. Durch langjährige Lehrtätigkeit in Chemie und als Schul- und Sachbuchautor ist er mit den unterschiedlichen Frage- und Problemstellungen von Schülerinnen und Schülern sowie von Lernenden in den Laborberufen bestens vertraut.