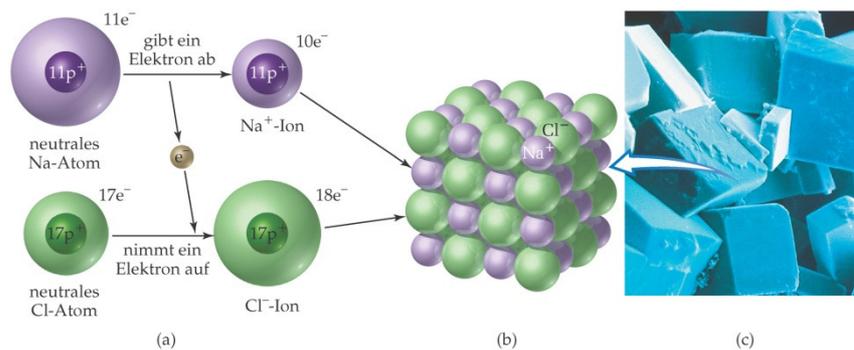
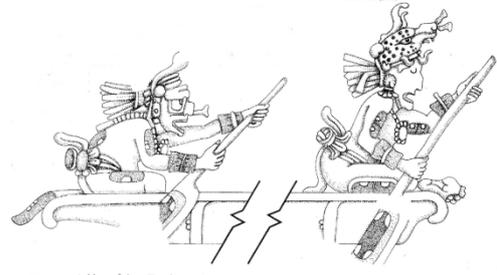




Salze und Metalle

Das Lernziel dieser Unterrichtseinheit beinhaltet folgende Punkte:

Was sind Salze, Kationen, Anionen, Ionenbindung, Ionenradius, Nomenklatur der Salze, physiologische Bedeutung einiger Salze, Paracelsus, Redox, Eigenschaften von Salzen, wie löst Wasser Salz auf, wie funktioniert der Trick mit Salzen im Winter, was ist eine Elektrolyse, was sind Metalle, elektrische Leitfähigkeit, Duktilität, Legierungen u. v. a.



Many thanks for the download. More documents and much more on www.rainer.ch

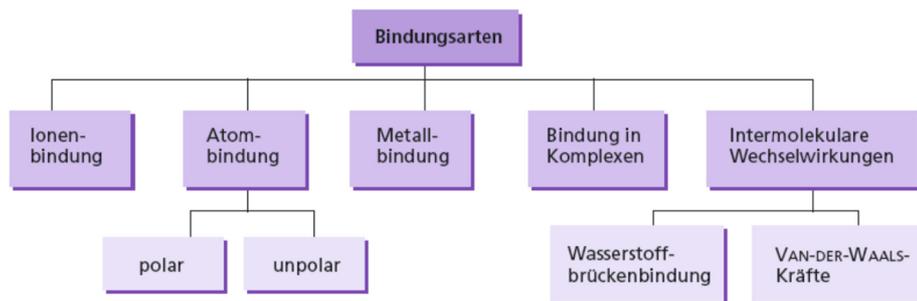
kind regards, Dr. R. Steiger



4 Salze

4.1 Bindungsarten und das Periodensystem

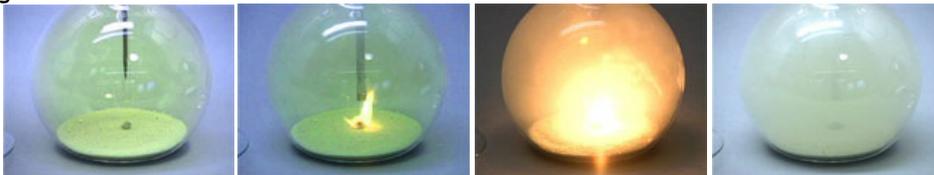
Im Unterricht wurde bisher erst die Atombindung (,kovalente Bindung') berücksichtigt. Die Bindungen zwischen den Atomen resp. zwischen den einzelnen Molekülen können aber folgendermassen erweitert werden:



Neu sind also die

4.2 Kochsalz (,NaCl')

Ein kleines Stück Natrium (Na) wird in eine mit gelbgrünem Chlorgas (Cl_2) gefüllte Glasflasche gegeben. Die Flasche enthält Sand, um eine Beschädigung des Glasbodens durch Hitze zu verhindern. Am Anfang findet keine Reaktion zwischen Na und Cl_2 statt. Durch einen Wassertropfen wird die Reaktion gestartet.



Bei Zimmertemperatur geschieht normalerweise keine Reaktion. Durch die Zugabe eines Wassertropfens wird die Oberflächenschicht aus z.B. Natriumoxid aufgelöst, Wasser reagiert mit Natrium, was zu einer Erhöhung der Temperatur führt. Dies ermöglicht dann Natrium die Reaktion mit Chlor, die stark exotherm verläuft. Das Reaktionsprodukt NaCl (Kochsalz) schlägt sich als Nebel an der Gefässwand nieder.





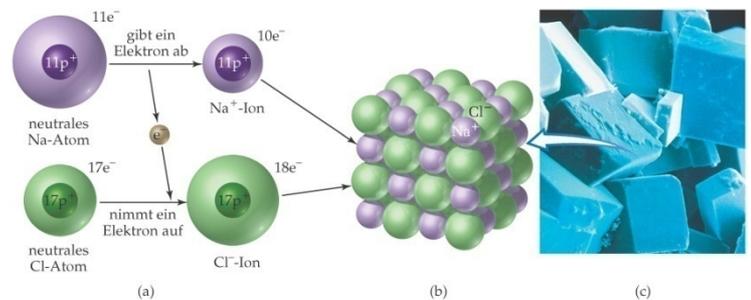
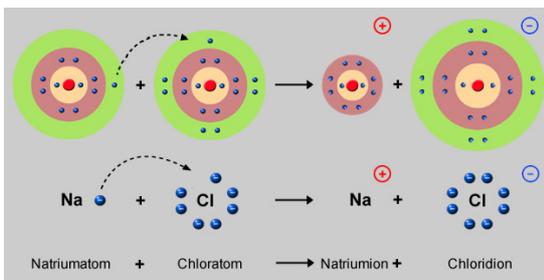
4.3 Bildung von Salzen

Zur Erinnerung:

Nach den 1916 von Lewis entwickelten Vorstellungen erfolgt die Bindung zwischen zwei Atomen durch ein oder mehrere Elektronenpaare, wobei Elektronen als Punkte und Elektronenpaare als Striche dargestellt werden. Dabei gilt die Oktett-Regel, dass die Atome genau so viele Elektronen abgeben bzw. aufnehmen bis sie eine Aussen-schale (nach Bohr) mit 8 Elektronen haben (Ausnahme Wasserstoff: 2 Elektronen). Nachfolgend sind die ersten beiden Perioden des PSE mit den Elementen in der Lewis-Schreibweise dargestellt:

Elektronenkonfiguration und Lewis-Schreibweise							
● Außenelektron							
1A(1) 1 H 1s ¹							8A(8) 2 He 1s ²
3 Li 1s ² 2s ¹	2A(2) 4 Be 1s ² 2s ²	3A(13) 5 B 1s ² 2s ² 2p ¹	4A(14) 6 C 1s ² 2s ² 2p ²	5A(15) 7 N 1s ² 2s ² 2p ³	6A(16) 8 O 1s ² 2s ² 2p ⁴	7A(17) 9 F 1s ² 2s ² 2p ⁶	10 Ne 1s ² 2s ² 2p ⁶

Bildung von Natrium- resp. Chloridionen:



Die Bildung einiger Salze in dieser Schreibweise muss dann so aussehen:

Positiv geladene Ionen werden **Kationen**,
negativ geladene Ionen **Anionen** genannt



4.3.1 Entstehung von Ionen als Redoxreaktion aufgefasst

Bei der Bildung von Ionen findet ein Elektronenübergang statt, z.B.

Die Reaktion kann in 2 Schritte aufgeteilt werden:

1. die Elektronenabgabe:

2. die Elektronenaufnahme:

Elektronenabgabe: **Oxidation**

Elektronenaufnahme **Reduktion**.

Eine Reaktion, bei der Oxidation und Reduktion stattfindet nennt man **Redoxreaktion**.

(Falls man sich das nicht merken kann hilft vielleicht die Eselsbrücke: Elektronenaufnahme = Reduktion)

Aufgaben:

- Beschreibe die Kochsalzsynthese aus den Elementen und gib an, welches Teilchen oxidiert resp. reduziert wurde.

- Zn und Cu^{2+} reagieren zu Zn^{2+} und Cu. Gib an, welches Teilchen oxidiert resp. reduziert wurde.



4.4 Namensgebung von Salzen

- Verbindungen, die aus zwei verschiedenen Elementen bestehen und Salze bilden enden auf -id. **Das Kation wird zuerst genannt, dann das Anion** (z.B. Natrium-Chlor-id = Natriumchlorid).
- Die Reaktionsmöglichkeiten der Elemente lassen sich aus dem PSE entnehmen. Alles was links steht (Metalle) gibt seine Valenzelektronen ab (die Anzahl ist aus der Gruppenzugehörigkeit zu entnehmen), damit wird die Oktettregel erfüllt. Alles was rechts steht (Nichtmetalle) nimmt so viele Elektronen auf, dass die Oktettregel erfüllt wird. Auch diese Zahl lässt sich aus der Gruppenzugehörigkeit entnehmen.
- Das Salz muss **nach aussen gesamthaft elektrisch neutral** sein. Daraus ergeben sich die Zahlenverhältnisse der Ionen. Für eine Reaktion von Magnesium mit Chlor heisst das: Magnesium 2. Hauptgruppe also 2 Valenzelektronen also Mg^{2+} ; Chlor 7. Hauptgruppe also 7 Valenzelektronen also Cl^- . Damit das Salz nach aussen neutral wird, müssen ein Mg^{2+} mit 2 Cl^- kombiniert werden. $MgCl_2$ heisst dann nicht Magnesium-di-chlorid sondern schlicht Magnesiumchlorid. Zahlenverhältnisse werden nicht verbalisiert, das wäre sonst eine Tautologie wie ein "schwarzer Rappe" oder ein "weisser Schimmel".
- Viele Übergangsmetallionen besitzen die Möglichkeit eine unterschiedliche Anzahl von Elektronen abzugeben z.B. Fe^{2+} und Fe^{3+} . Hier wird die Ladung in römischen Zahlen nach dem Elementnamen in () angegeben z.B. Eisen(III)-oxid Fe_2O_3 .

Element	Name des Anions	Verbindung	Formel
Fluor		Magnesiumbromid	
Chlor		Aluminiumoxid	
Brom		Eisen(II)-chlorid	
Jod		Eisen(III)-chlorid	
Sauerstoff		Natriumoxid	
Schwefel		Zinkiodid	
Kohlenstoff		Titan(IV)-carbid	
		Kupfer(I)-sulfid	
		Kupfer(II)-sulfid	



Namensgebung von Salzen Teil II

Die bisher besprochenen Ionen bezeichnet man als einkernige Ionen, da sie nur aus einem Element z.B. Cl^- , S^{2-} bestehen. Daneben gibt es jedoch auch Komplexionen, die aus mehreren Elementen aufgebaut sind z.B. SO_4^{2-} . Viele dieser Komplexionen leiten sich von Säuren ab. Ein Teilchen ist dann eine **Säure**, wenn es die Möglichkeit hat **H^+ -Ionen** (Protonen) an die Umgebung **abzugeben**.

Schwefelsäure: Sulfat-Ion

Kohlensäure: Carbonat-Ion

Phosphorsäure: Phosphat-Ion

Salpetersäure: Nitrat-Ion

Basen wiederum haben die Möglichkeit aus ihrer Umgebung ein **H^+ -Ion aufzunehmen**. Daraus resultieren Komplexkationen, von denen hier nur zwei aufgelistet sind.

Ammoniak NH_3 Ammonium-Ion NH_4^+

Ampholyt: Wasser kann als Säure als auch als Base fungieren:

Wasser: H_2O Hydroxid-Ion

H_2O Hydroxonium-Ion



4.4.1 Mineralwasser

Ein Mineralwasser enthält gemäss Deklaration auf der Etikette folgende Ionen (alle Angaben in mg/L): Sulfat 1630, Calcium 555, Hydrogencarbonat 281, Magnesium 127, Natrium 2,9, Chlorid 1,8, Fluorid 1,8, Nitrat < 0,1, Gesamttotal 2629.

Berechne daraus ...

- ... die Anzahl Mol der positiven Elementarladungen pro Liter Wasser
- ... die Anzahl Mole der negativen Elementarladungen pro Liter Wasser.
- Vergleichen Sie die beiden Werte.



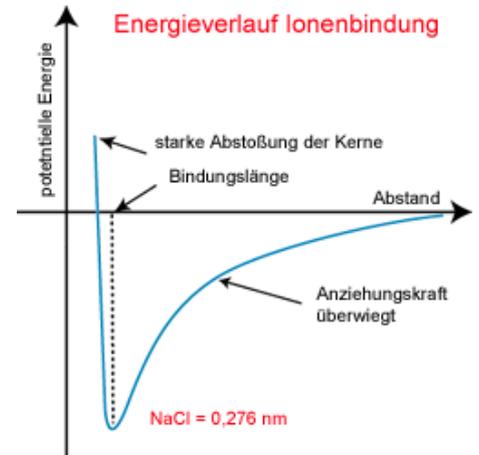


4.5 Ionenbindung und Ionengitter

4.5.1 Ionenbindung

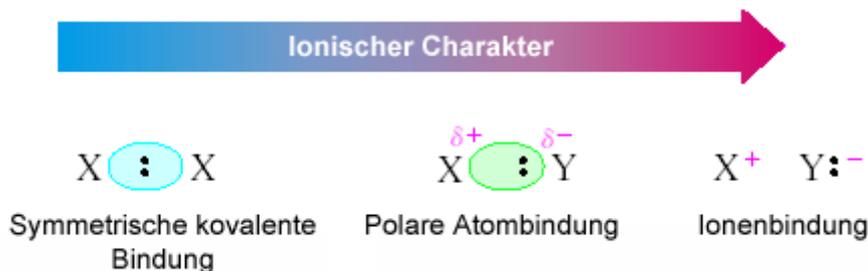
Anionen und Kationen üben aufgrund ihrer unterschiedlichen elektrischen Ladung eine starke Anziehung aufeinander aus. Diese Anziehungskraft wird als Ionenbindung bezeichnet. Jedes Ion ist mit mehreren Ionen der entgegengesetzten Ladung umgeben, wobei sich die Ionen systematisch in einem Ionengitter anordnen. Verfolgen wir die Näherung der Ionen, dann überwiegen bei grösserem Abstand die Anziehungskräfte zwischen den Kernen und den Elektronen.

Je näher die Ionen sich kommen, desto grösser wird die Abstossung der beiden Kerne (Protonen) bis ein Gleichgewicht zwischen Abstossung und Anziehung erreicht ist. Dieser Gleichgewichtszustand zeigt ein Minimum an Energie und ist durch eine bestimmte Bindungslänge gekennzeichnet.



4.5.2 Ionische oder kovalente Bindung?

Die Extremfälle von weitgehend ionischer und rein kovalenter Bindung sind eigentlich nur in relativ wenigen Beispielen realisiert. So kann man bei den homonuklearen zweiatomigen Molekülen, wie H_2 , N_2 , O_2 und Cl_2 , von rein kovalenter Bindung sprechen (Abbildung unten). Die Elektronenverteilung zwischen den Atomen ist völlig symmetrisch. Die ausgeprägtesten Beispiele für ionische Bindung liefern die Verbindungen aus Metallen mit niedriger Ionisierungsenergie und Nichtmetallen mit hoher Elektronenaffinität (Tendenz, Elektronen aufzunehmen); das sind die Alkali- und Erdalkalihalogenide und -oxide. Die meisten Verbindungen lassen sich irgendwo zwischen den Extremen einordnen. Ein deutlicher Hinweis hierauf ist die Polarität von Atombindungen.



Die Fähigkeit eines Kations, die Elektronenhülle eines benachbarten Anions zu polarisieren, hängt von der Ladungskonzentration am Kation ab. Kleine und hochgeladene Kationen polarisieren am stärksten. Andererseits lassen sich grosse mehrfach geladene Anionen am leichtesten polarisieren, da hier die äussersten Elektronen weit vom Kern entfernt sind.

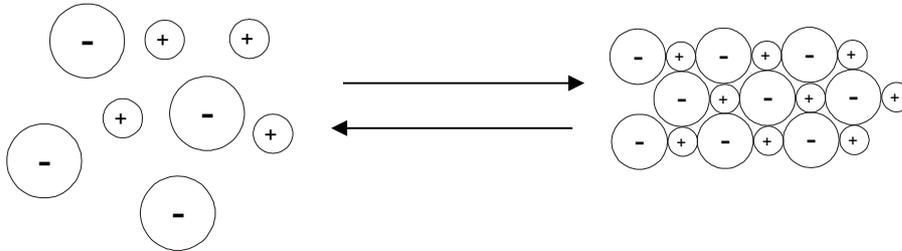
In der Literatur wird für eine Ionenbindung, einem Vorschlag von L. Pauling folgend, meist ein Differenzwert von mindestens 1.7 hinsichtlich der Elektronegativität angegeben.



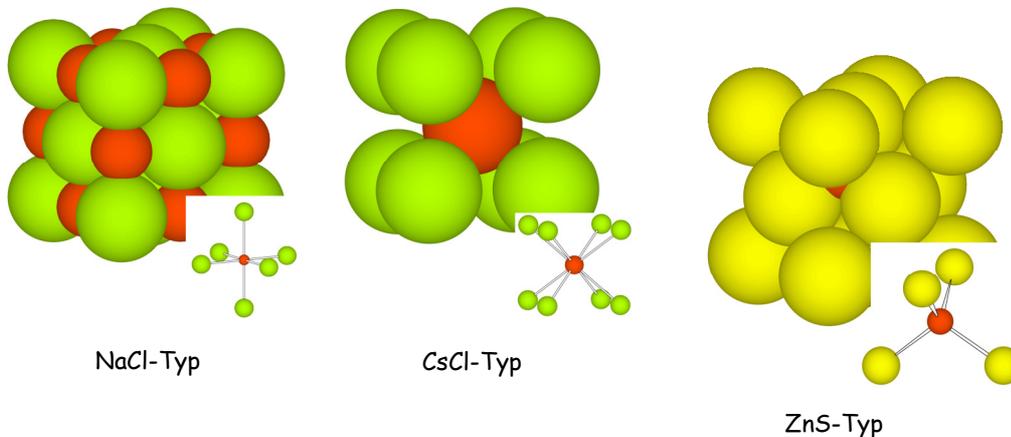
4.5.3 Ionengitter

Gitterenthalpie

Entstehen bei chemischen Reaktionen aus Atomen oder Molekülen Ionen, so bildet sich aufgrund der Anziehung ein Ionengitter. Dabei wird die sog. Gitterenergie frei.



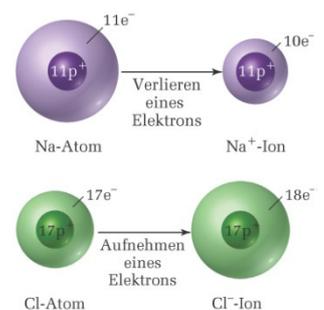
Da Anziehungs- und Abstossungskräfte wirken, versuchen die Ionen sich in einem Zustand maximaler Anziehung zu ordnen. Abhängig vom Verhältnis der Ionenradien der Kationen und Anionen können sich verschiedene Gittertypen ausbilden. Nachfolgend werden einige dieser Gittertypen vorgestellt. Es ist relativ schwierig die Geometrie eines Ionengitters aus der Formel abzuleiten. Man kann die Lage der Ionen in Ionengittern aber durch Röntgen von Kristallen bestimmen. Warum sich Ionen gerade in einem bestimmten Gittertyp organisieren hängt von vielen Faktoren, u.a. auch von dem Verhältnis der Ionenradien der Kationen und Anionen ab.



4.5.4 Ionenradius

Der Übergang vom Atom zum Ion ist immer mit einer Aufnahme oder einer Abgabe von Valenzelektronen verbunden. Die Anzahl der Protonen bleibt selbstverständlich konstant. Betrachtet man stabile Kationen z.B. Na^+ , Ca^{2+} oder Al^{3+} , so ist die ursprüngliche Valenzschale des zugehörigen Atoms nicht mehr besetzt: Valenzschale für Na ist Schale 3, für Na^+ ist es Schale 2. Damit ist der Ionenradius erheblich kleiner als der Atomradius.

Andererseits nimmt der Radius zu, wenn aus einem Atom ein Anion entsteht z.B. Cl zu Cl^- . Das zusätzliche Elektron erzeugt eine gewisse Elektronen-Elektronen-Abstossung in der Atomhülle.

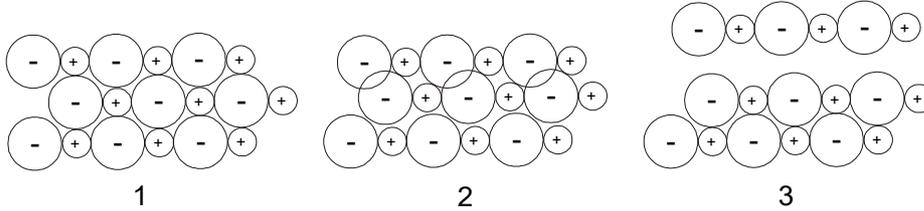
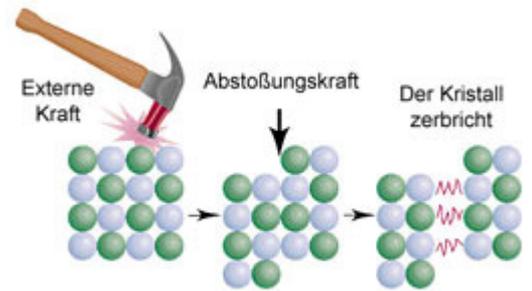




4.6 Eigenschaften der Salze

4.6.1 Mechanisches Verhalten

Salzkristalle kann man leicht in Schichten spalten, wenn man mechanisch auf sie einwirkt. Die Sprödigkeit basiert auf dem Verschieben von Gitterebenen. Gleich geladene Ionen sind plötzlich benachbart, der Kristall bricht auseinander.



4.6.2 Schmelz- und Siedepunkte

Vergleich zwischen Molekülen und Salzen

Das Schmelzen von festem Wasser wie auch das von Salzen bedeutet eine Loslösung der Teilchen von den starren Gitterplätzen in eine bewegliche Form.

Die für die Schmelz- und Siedepunkte verantwortlichen zwischenmolekularen Kräfte bei den Molekülen sind in ihrer Richtungscharakteristik abhängig von den (gerichteten) Atombindungen. Bei den Salzen sind für die Schmelz- und Siedepunkte die ungerichteten Ionenbindungen selbst verantwortlich.

Die nächste Tabelle bringt mit einigen Beispielen den direkten Vergleich zwischen den Schmelzpunkten von Salzen und Molekülen.

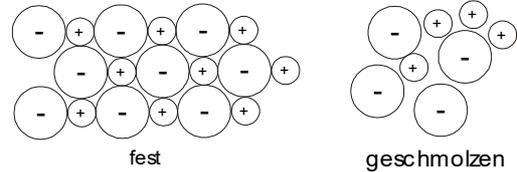
	Moleküle	Salze
Art der wirkenden Kräfte, die für die Siede- und Schmelzpunkte von Bedeutung sind.		
Fügen Sie die Stoffe in die rechten Felder ein und ordnen Sie mit Hilfe der wirkenden Kräfte die Schmelztemperaturen <u>grob</u> zu. NaCl, Cl ₂ , HCl, Na ₂ O	-114 °C, -101 °C, 801 °C, 1132 °C	
Nehmen Sie ein Becherglas und zeichnen Sie das Sieden der Stoffe Wasser und NaCl.		



Es ist wohl eindeutig: **Salze haben im Vergleich zu den molekular gebauten Stoffen höhere Siede- und Schmelzpunkte**, da sich jedes Ion mit mehreren Ionen der entgegengesetzten Ladung umgibt. Die dabei auftretenden Kräfte (Gitterenergie) sind grösser als die zwischenmolekularen Kräfte der Moleküle.

Vergleich von verschiedenen Salzen

Beim Schmelzen und Verdampfen der Salze muss die Gitterenergie teilweise bzw. ganz überwunden werden. Daher sind die entsprechenden Temperaturen von der Grösse der Gitterenergie abhängig.



Die Schmelzpunkte sind u.a. abhängig von

Dies ergibt sich direkt aus dem Coulomb'schen Gesetz welches wie bekannt lautet:

Beispiel:

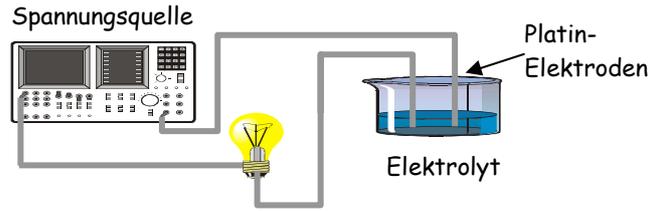
Einfluss der Ladung	NaF	MgO	TiC
Ionenladung eintragen.			
In welche Richtung nimmt die Gitterenergie zu?			
Schmelzpunkte zuordnen: 992 °C, 2800 °C, 4300 °C			
Einfluss des Ionenradius	NaF	NaCl	NaBr
In welche Richtung nimmt der Anionenradius zu?			
In welche Richtung nimmt die Gitterenergie zu?			
Schmelzpunkte zuordnen: 747 °C, 801 °C, 992 °C			

Zusammenfassung



4.6.3 Elektrische Leitfähigkeit von Salzen

Leitet reines Wasser den elektrischen Strom? Die Antwort auf diese Frage liefert eine sog. Leitfähigkeitsmessung. Zwei Platinelektroden werden in den zu untersuchenden Stoff getaucht (Elektrolyt), danach wird eine Gleichspannung angelegt und die Leitfähigkeit mit Hilfe einer Glühbirne getestet.



Leitfähigkeitsmessung

Destilliertes Wasser (reines Wasser)

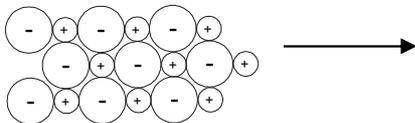
Salzlösung

Festes Salz

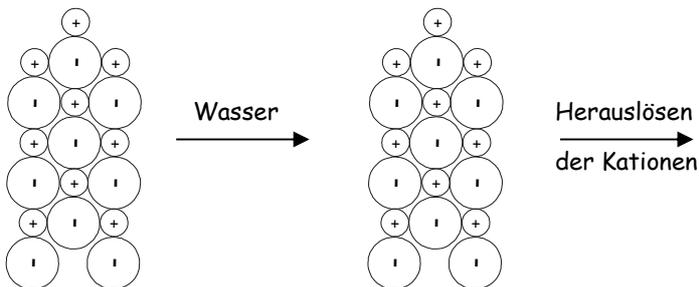
Salzschmelze

Wann ist ein Stoff elektrisch leitend?

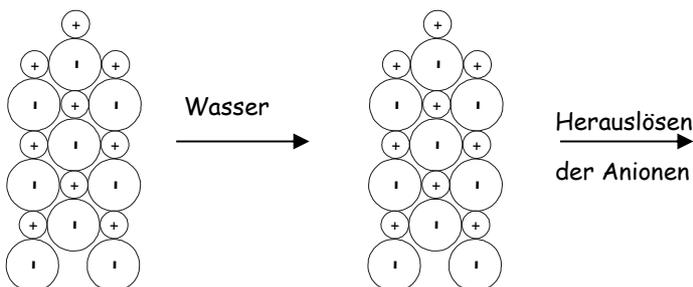
Salzschmelze



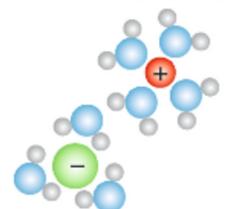
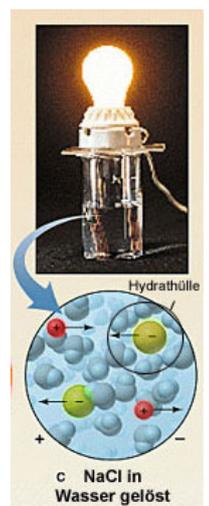
Salzlösung



festes Salz



festes Salz



Ionen mit Hydrathülle



Viele Substanzen mit Ionenbindung sind in polaren Lösungsmitteln löslich. Hier soll nur die Lösung in Wasser betrachtet werden. Gelangt z. B. ein Kochsalzkristall ins Wasser, so treten zunächst die randständigen Ionen mit den Dipolmolekülen des Wassers in Wechselwirkung. Dabei werden die Gitterkräfte geschwächt und die Ionen bilden eine aus Wassermolekülen bestehende **Hydrathülle** aus. Die hydratisierten Ionen werden frei beweglich und gehen in Lösung. Alle in wässriger Lösung existierenden Ionen besitzen in Abhängigkeit vom Ionenradius und von der Ionenladung unterschiedlich starke Hydrathüllen.

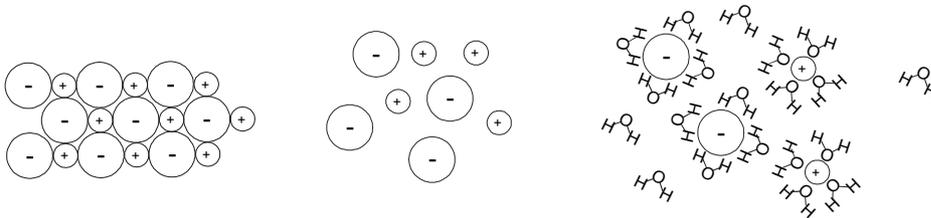
Merke: Das „Nacktbaden“ ist für Ionen verboten!

4.6.4 Energetik des Lösens von Salzen



Lösen von NH_4Cl in Wasser

Lösen von NaOH in Wasser



Das Auflösen von Salzen in Wasser lässt sich formell in zwei energetisch entgegen gerichtete Prozesse unterteilen.

Die Energiebilanz des Lösungsvorgangs ergibt sich aus der Differenz zwischen der Summe der Hydratationsenthalpien und der Gitterenergie:

Lösungsenthalpie = Σ Hydratationsenthalpien - Gitterenergie

$$\Delta H_L = \Sigma \Delta H_H - \Delta E_G$$

Somit ergeben sich zwei mögliche Szenarien:

- Die Summe der Hydratationsenthalpien ist grösser als die Gitterenergie, der Lösungsvorgang ist **exotherm**. Die Salze lösen sich unter Freisetzung der so genannten Lösungswärme.
- Im umgekehrten Fall, muss die zur Lösung notwendige Energie dem Lösungsmittel entzogen oder von aussen zugeführt werden, um die Gitterenergie zu überwinden. Der Lösungsvorgang ist **endotherm**.



Experiment	Beobachtung	Erklärung
NH ₄ Cl		
NaOH		
Auflösung von CaCl ₂		

Beispiele:

Beispiel: Eisräumung auf Strassen, (Eis/Kochsalz Mischung)

WINTER



Das Schmelzen von Eis mit Kochsalz verläuft endotherm, da die freigesetzten Hydratationsenthalpien der Na⁺- und Cl⁻-Ionen nicht ausreichen, um die Gitterenergien des Eis- und des Kochsalzgitters aufzubringen. Der Betrag der Hydratationsenthalpie (symbolisiert als $|\Delta H|$) ist also kleiner als der Betrag der Gitterenergien. Die fehlende Energie liefert u.a. die Wärmeenergie des Eises, die Eis/Salzmischung kühlt sich ab, das Salz löst sich auf und die Gitterstruktur des Eises zerfällt (Das Eis schmilzt). Das Salzstreuen im Winter beruht, auch bei Temperaturen unter 0 °C, auf genau diesem Effekt. Die durch diesen Vorgang gebildete Salzlösung hat einen geringeren Schmelzpunkt/Erstarrungspunkt (-20°C) als das reine Wasser (0 °C), man spricht auch von einer Gefrierpunktserniedrigung, da die Ausbildung der regelmässigen Eisstruktur durch die vorliegenden Ionen behindert wird. Unterhalb dieser Temperatur lässt sich dann nicht mehr "mit Salz enteisen".

4.6.5 Löslichkeit von Salzen in Wasser

Die Löslichkeit von Salzen in Wasser ist ein Spiel zwischen Hydratationsenthalpie und Gitterenthalpie, die sich in der Lösungsenthalpie zeigt. Manche Salze lösen sich aufgrund der grossen zu überwindenden Gitterenthalpie erst gar nicht in Wasser.

Wie bereits auf den vorangegangenen Seiten erörtert, sind Salze aus kleinen Ionen im allgemeinen schwerer löslich als Salze aus grossen Ionen, d.h. Fluoride und Hydroxide sind im allgemeinen weniger löslich als Nitrate.

Auch bei den Komplexionen gilt: je höher geladen umso schwerer löslich, je grösser umso besser löslich. Die Ladung spielt die übergeordnete Rolle, daher sind Phosphate PO₄³⁻ mit ihrer dreifach negativen Ladung oft unlöslich.

Welches Gesetz blickt hier durch?

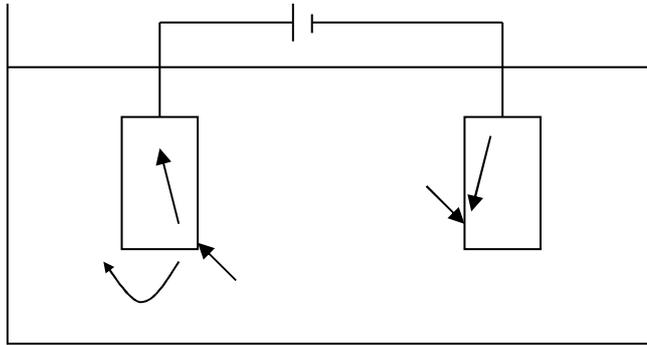


4.6.6 Elektrolyse

Was passiert zwischen den Platinelektroden bzw. an den Elektroden, wenn die elektrische Leitfähigkeit eines Elektrolyten gemessen wird?



Elektrolyse einer CuCl_2 -Lösung



Beobachtung

Welche Teilchen liegen in einer wässrigen CuCl_2 -Lösung vor?

Die elektrische Leitfähigkeit von Salzlösungen und Salzschnmelzen entsteht durch die Wanderung der Ionen im elektrischen Feld und nicht durch ein Hindurchfließen von Elektronen durch den Elektrolyten. Bei einer sog. Elektrolyse wandern die positiven Kationen zur Kathode, die negativen Anionen wandern zur Anode. Daher stammen die Bezeichnungen Anode und Kathode. An diesen Elektroden findet ein Elektronenaustausch statt, es kommt zu einer Entladung des Elektrolyten. Dies ist gleichzeitig mit einer chemischen Veränderung verbunden.

Anode

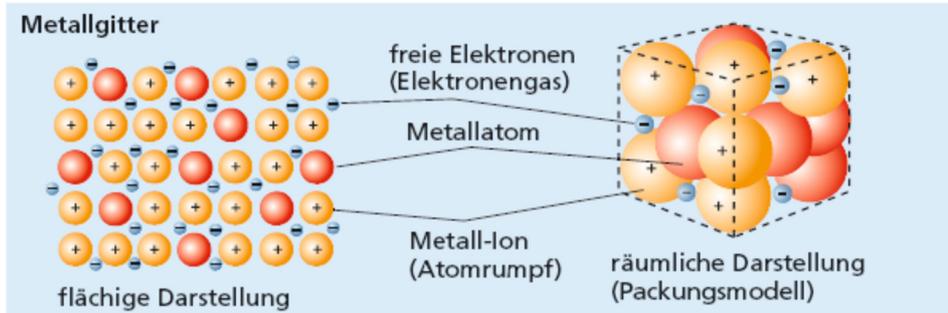
Kathode

<i>ion</i>	wandernd
<i>hodos</i>	Weg
<i>ana</i>	hinauf
<i>kata</i>	hinab
<i>lysis</i>	Trennung
<i>Elektrolyse</i>	Zerlegung durch elektr. Strom
<i>Elektrolyt</i>	elektrolytisch zerlegbarer Stoff
<i>Elektrode</i>	Stoff der den e^- den Weg bereitet (Anode/Kathode)
<i>Anode</i>	Weg des Hinaufflissens
<i>Kathode</i>	Weg des Hinabflissens



5.2 Metallbindung oder das Elektronengasmodell²

Modellhaft wird angenommen, dass die Valenzelektronen sich von den Atomen gelöst haben und die so genannten Atomrümpfe gasartig umgeben. Die positiv geladenen Atomrümpfe bilden die Gitterstruktur der Metalle und werden durch das delokalisierte Elektronengas zusammengehalten.



Als **Metallbindung** werden die Wechselwirkungen zwischen positiv geladenen Metall-Ionen (Atomrümpfen) und delokalisierten Elektronen bezeichnet, die den Zusammenhalt im Gitter gewährleisten. Die negativ geladenen Elektronen sind frei beweglich und kompensieren die positive Ladung der Atomrümpfe.



Das Modell ist dynamisch aufzufassen. Im Metallgitter liegen zu einem Zeitpunkt sowohl Metallatome als auch Ionen vor, die kurzzeitig wieder zu Ionen oder Atomen werden können.

Repetition (siehe Details bei Thema Salze)

Die Metallatome geben also Valenzelektronen ab ... Beantworten Sie folgende Fragen:

- 1) Wie ändert sich die Atomgröße eines Atoms bei der Abgabe eines oder mehrerer Elektronen, allgemein geschrieben als:
- 2) Wieso können die Atome überhaupt Elektronen abgeben, und welche werden abgegeben?

² DUDEN Paetec, S. 118

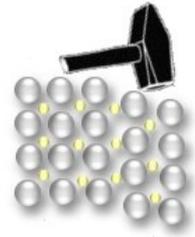


5.3 Erklärung der metallischen Eigenschaften mit dem Elektronengasmodell

5.3.1 Verformbarkeit (Duktilität):



Erklären Sie aufgrund der Metallbindung die Verformbarkeit der Metalle!
Tipp: Überlegen Sie was während einer Verformung geschieht

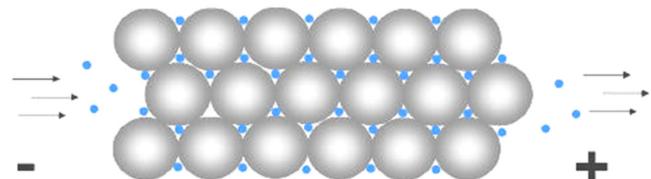


Repetition: Erklären Sie, weshalb sich Salze nicht verformen lassen!
Tipp: Überlegen Sie sich, wie ein Salz aufgebaut ist und welche Konsequenzen eine Deformation hat.

5.3.2 Elektrische Leitfähigkeit:



Beim Anlegen einer Spannung wandern die frei verschiebbaren Elektronen zum positiven Pol. Der negative Pol liefert Elektronen nach.



Frage: wie wird der negative/positive Pol genannt?

Wie schnell ist Strom?

Die öfter angetroffene Meinung, das Strom so schnell wie Licht sei, also 300.000km/sek., ist nicht richtig. Es scheint nur so. Ist ein Gartenschlauch bereits mit Wasser gefüllt, kommt nahezu ohne Verzögerung nach dem Öffnen des Hahns Wasser aus dem Ende. Das Wasser, das den Hahn beim Öffnen passiert, erzeugt nur den notwendigen Druck für das Herauslaufen am anderen Schlauchende. Ähnlich verhält es sich mit dem Strom. Es sind freie Elektronen, die sich im Kupferkabel befinden. Werden auf der einen Seite Elektronen nachgeliefert, kommt es zu einem Stromfluss. Die Fließgeschwindigkeit beträgt ca. 0,04 Millimeter pro Sekunde. Schalten Sie im Auto die Beleuchtung ein, brauchen die gerade den Schalter passierenden Elektronen fast einen ganzen Tag, um am Rücklicht anzukommen³.

Frage: Dies gilt für welche ‚Stromart‘?

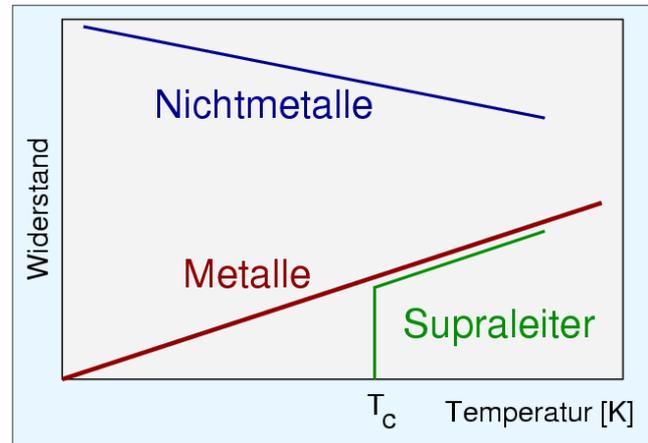


³ <http://www.danell.de/faq.htm>

**Exkurs elektrische Leitfähigkeit**

Für die genaue Eingruppierung und die Trennung der Nichtmetalle von den Metallen aus physikalischer Sicht ist die Temperaturabhängigkeit der **elektrischen Leitfähigkeit σ** oder umgekehrt, der Widerstand, massgeblich. Danach unterscheidet man in:

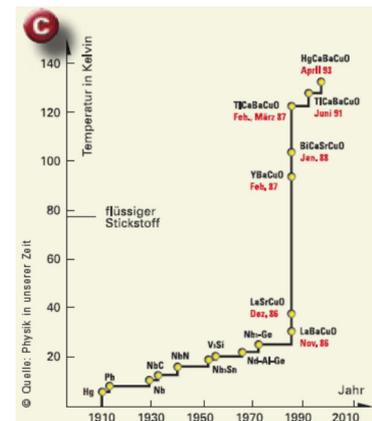
1. **Leiter 1. Klasse** (z.B. Metalle) bei denen eine Temperaturerhöhung zu einer Verringerung der Leitfähigkeit, d.h. zu einer Erhöhung des elektrischen Widerstands führt.
2. **Leiter 2. Klasse** (z.B. Isolatoren oder Halbleiter), bei denen genau die umgekehrten Effekte auftreten. Mit der Temperatur nimmt die Leitfähigkeit zu, der Widerstand entsprechend ab



Also kurz: Metall: $T \uparrow$, Leitfähigkeit \downarrow , Widerstand \uparrow
 Nichtmetall: $T \uparrow$, Leitfähigkeit \uparrow , Widerstand \downarrow

Diese Eigenschaft folgt aus der Wärmebewegung des Metalls. Wärme heisst Bewegung in kleinsten Teilchen. Je wärmer ein Stoff ist, desto grösser ist die Schwingung (Bewegung) seiner kleinsten Teilchen (Atome). Erwärmt sich also ein Metall, so schwingen seine Metallionen stärker um ihren festen Punkt im Gitter und nehmen somit mehr Platz ein. Dies erschwert den Elektronen eine Bahn durch dieses Gitter zu finden - es folgt also ein erhöhter elektrischer Widerstand.

Exkurs Supraleitung: Mit abnehmender Temperatur nimmt die Leitfähigkeit eines Metalles zu. Der elektrische Widerstand verschwindet dann ganz abrupt bei einer bestimmten Sprungtemperatur. Für Hg liegt die Sprungtemperatur bei 4.1 K (ca. -270°C). Unterhalb dieser Temperatur lässt sich der **elektrische Strom widerstandslos transportieren**. Der moderne keramische Supraleiter $\text{YBa}_2\text{Cu}_3\text{O}_7$ besitzt eine Sprungtemperatur von 92 K (-181°C), also oberhalb von flüssigem Stickstoff (77K, -196°C), der sich als Kühlmaterial somit eignet und zudem auch billig ist.





5.3.3 Wärmeleitfähigkeit



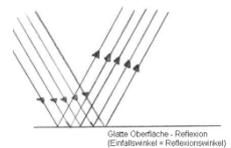
	Kupferstab	Glasstab
Streichholz 1		
Streichholz 2		
Streichholz 3		

Erklärung des Effektes: Wärmeleitung wird bei Nichtmetallen durch das Schwingen von Molekülen und Übertragung auf deren Nachbarmoleküle bewerkstelligt. Daher haben Gase eine relativ geringe Wärmeleitfähigkeit. Bei Metallen erfolgt die Wärmeleitung vornehmlich über die beweglichen Elektronen. Gute elektrische Leiter sind auch gute Wärmeleiter (der Umkehrschluss ist allerdings oft falsch, deutliches Gegenbeispiel ist beispielsweise der sehr gut wärmeleitende Diamant).

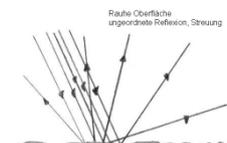
5.3.4 Glanz



Die frei beweglichen Elektronen können die gesamte eingestrahlte, aufgenommene Energie - also alle Wellenlängen - wieder unverändert emittieren; so entstehen der Glanz und der Spiegeleffekt. Das nennt man auch Reflexion; aus glatten Metallflächen werden deshalb Spiegel angefertigt.



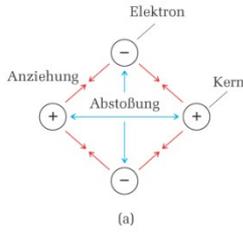
Undurchsichtigkeit ... Die vorher beschriebene, an der Metalloberfläche stattfindende Reflexion bewirkt zugleich, dass Licht das Metall nicht durchdringen kann. Metalle sehen deshalb bereits in dünnsten Schichten in der Durchsicht grau bis schwarz aus.





5.4 Übersicht der verschiedenen Bindungstypen

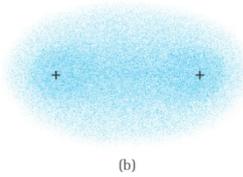
Kovalente Bindung



Die kovalente Bindung in H₂.

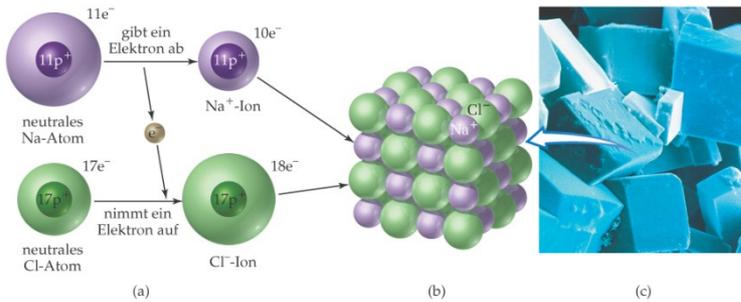
(a) Die Anziehungen und Abstoßungen zwischen Elektronen und Kernen im Wasserstoffmolekül.

(b) Elektronenverteilung im H₂-Molekül. Die Konzentration der Elektronendichte zwischen den Kernen führt zu einer Nettoanziehungskraft, die die kovalente Bindung erzeugt, die das Molekül zusammenhält.



Beispiel: Br₂, H₂O, NH₃, CH₄, C₆H₁₂O₆, ...

Ionische Bindung



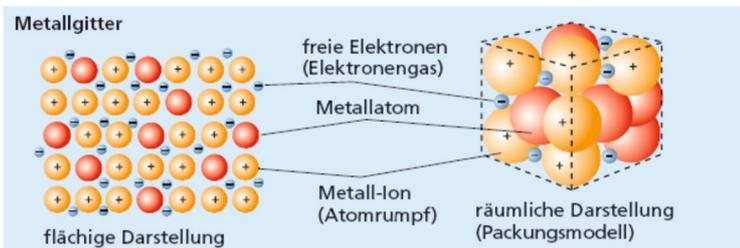
Die Bildung einer ionischen Verbindung. (a) Durch die Übertragung eines Elektrons von einem neutralen Na-Atom auf ein neutrales Cl-Atom werden ein Na⁺-Ion und ein Cl⁻-Ion gebildet.

(b) Anordnung der Ionen in festem Natriumchlorid (NaCl).

(c) Natriumchloridkristalle.

Beispiel: NaCl, CaCO₃, NH₄Cl, MgO ...

Metallische Bindung



Elektronengasmodell.

Schematische Darstellung des Elektronengasmodells der Elektronenstruktur von Metallen.

Beispiel: Fe, Ni, Cu ...

Übung⁴

Teilchen	Beteiligte Elemente	Bausteine	Bindungsarten	Festkörper ist ein ...	Beispiele
Molekül					
Salz					
Metall					

Fülle die Lücken mit folgenden Begriffen:

Beteiligte Elemente: Nichtmetallelemente / Metall- und Nichtmetallelemente / Metallelemente

Bausteine: Ein- und mehratomige Ionen / Atome mit freien Valenzelektronen /
Atome mit lokalisierten Valenzelektronen

Bindungsarten: Metallbindung / Ionenbindung zwischen den Ionen, Elektronenpaarbindung in
den mehratomigen Ionen / Elektronenpaarbindung im Molekül,
zwischenmolekulare Kräfte im Festkörper

Festkörper ist ein ... Molekülgitter / Metallgitter / Salzgitter

Beispiele H_2O , Cu, Fe, LiBr, NaCl, NH_3 , $C_6H_{12}O_6$, $CaCO_3$, Ag, alle Legierungen, HF

⁴ Die Lösungen der Aufgaben kann unter www.rainer.ch/hlm.html runter geladen werden.



5.5 Legierungen

Die Bezeichnung Legierung⁵ ist eine Sammelbezeichnung für metallische Gemische aus mindestens 2 Komponenten, von denen wenigstens eine ein Metall ist. Sie werden meist durch das Zusammenschmelzen der einzelnen Komponenten hergestellt.

Legierungen zeigen meist ganz andere Eigenschaften als die Ausgangsstoffe besonders bezüglich ihrer Härte und ihrer Schmelzpunkte. Die Zahl der Legierungen wird auf etwa 75000 geschätzt. 5 davon sind nachfolgend aufgeführt.

Legierung	Zusammensetzung	Eigenschaften
Bronze Messing	90% Cu, 10% Sn >52% Cu, Rest Zn	härter als reines Kupfer bei gleichzeitig niedrigerem Schmelzpunkt, fest, korrosionsbeständig
Amalgame	Hg, andere Metalle	Legierung mit Silber, Zinn und Kupfer für Dentaltechnik, hart, dauerhaft, nicht schrumpfend
Weissgold (585er)	58.5% Au, 41.5% Ni und Cu	härter als Gold, Farbveränderung
Nirosta-Stahl	Fe und u.a. 18% Cr, 8% Ni	Chrom verbessert die Korrosionsbeständigkeit und die Härte, zusammen mit Nickel verhindert es das Rosten, Nickel verbessert die Zähigkeit

5.6 Chemische Eigenschaften

Es werden drei Varianten beobachtet:

- In Verbindung mit Nichtmetallen treten die Metalle im Allgemeinen als Kationen auf, d.h. die äusseren Elektronen werden vollständig an die Nichtmetallatome abgegeben und es bildet sich eine Ionenverbindung (**Salz**). In einem Ionengitter werden die Ionen nur durch elektrostatische Kräfte zusammengehalten.
- Bei Verbindungen mit Übergangsmetallen und bei grösseren Anionen (wie dem Sulfid-Ion) können alle Übergangsstufen zur Atombindung vorkommen.
- Mit Nichtmetallen wie Wasserstoff, Kohlenstoff und Stickstoff werden auch Einlagerungsverbindungen gebildet, wobei sich die Nichtmetallatome in Lücken des Metallgitters befinden, ohne dieses wesentlich zu verändern. Diese Einlagerungsverbindungen behalten die typischen Metalleigenschaften wie die elektrische Leitfähigkeit.

5.7 Verwendung

Viele Metalle sind wichtige Werkstoffe. Unsere moderne Welt wäre ohne Metalle unmöglich. Nicht ohne Grund werden Phasen der Menschheitsentwicklung nach den verwendeten Werkstoffen als Steinzeit, Bronzezeit, Eisenzeit bezeichnet.

⁵ ligare (lat.) vereinigen



Bis hierhin in Ordnung

**Wieso eigentlich**

... kann Speisesalz frische Rotweinflecken lösen?⁶

Die Feuchtigkeit des Rotweines (deshalb das Speisesalz sofort auftragen) führt zur Protolyse (Auflösung) des Kalksteins und zu alkalischer Reaktion (OH^-).



In alkalischem Milieu wird ein Grossteil der adsorbierten Rotweinfarbstoffe gelb gefärbt (chemische Reaktion). Der Reinigungseffekt ist, dass die Farbe Gelb anders als Rot keinen besonders hohen Signalcharakter hat und deshalb auch in hoher Konzentration auf uns eher farblos wirkt.

⁶ From http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/tip/11_03.htm



Kochsalz kommt weltweit als Mineral Halit vor. Die rosa Farbe kommt von dem Bakterium Halobakterium, das in dem Salz lebt.

In Europa kann man es in Salzbergwerken abbauen, ansonsten gewinnt man es z.B. durch Verdunsten von Meerwasser. 1 Liter Meerwasser enthält durchschnittlich 35 g Salz. Davon sind:



ca. 19 g/l Chloridionen (Cl^-),
ca. 10,6 g/l Natriumionen (Na^+),
1,3 g/l Magnesiumionen (Mg^{2+}),
0,405 g/l Calciumionen (Ca^{2+}) und
0,385g/l Kaliumionen (K^+).



Theophrastus Bombastus Paracelsus (1493 - 1541)

In der Literatur wird für Speisesalz ein LD_{50} (Letale Dosis 50 - die Menge, bei der die Hälfte der Personen sterben würde) von 3 Gramm pro Kilogramm Körpergewicht angegeben. Es ist bemerkenswert, dass sich die lebensnotwendige und die tödliche Dosis somit nur etwa um den Faktor 100 unterscheiden.

Zu viel Iodid führt zu Iodismus = Juck-Niesreiz, Ausschlag

Zu viel Fluorid führt zu Zahnschmelzveränderungen und Skelettdeformation.

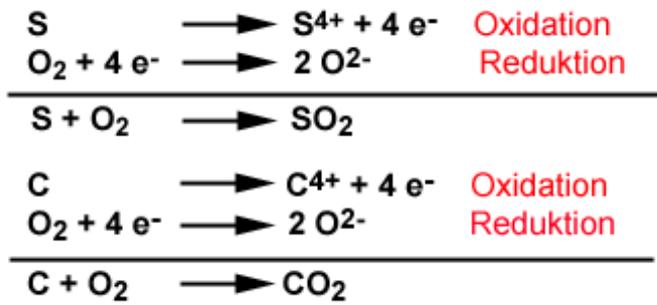


*Was ist das nit gift ist? Alle ding sind gift und nichts ohn gift.
Allein die Dosis macht das ein ding kein gift ist.*

Diese Erkenntnis hatte schon T.B. Paracelsus, geboren in Einsiedeln, Arzt und Professor in Basel. Bei seinen ärztlichen Tätigkeiten ging er davon aus, dass alle Lebensvorgänge chemisch zu deuten seien (Biochemie) und auch chemisch beeinflussbar sind.



Beim Elektronenaustausch von Elektronen wirkt ein Reaktionspartner als Donor und der andere als Akzeptor.



Im obigen Beispiel wären Schwefel und Kohlenstoff **Elektronendonatoren** bzw. Reduktionsmittel und Sauerstoff ein **Elektronenakzeptor**, also das Oxidationsmittel.



Säure		Komplexanion					
		Name	Formel	Name	Formel	Name	Formel
Schwefelsäure	H_2SO_4	Hydrogen-sulfat-Ion	HSO_4^-	Sulfat-Ion	SO_4^{2-}		
Kohlensäure	H_2CO_3	Hydrogen-carbonat-Ion	HCO_3^-	Carbonat-Ion	CO_3^{2-}		
Phosphorsäure	H_3PO_4	Dihydrogen-phosphat-Ion	$H_2PO_4^-$	Hydrogen-phosphat-Ion	HPO_4^{2-}	Phosphat-Ion	PO_4^{3-}
Salpetersäure	HNO_3	Nitrat-Ion	NO_3^-				
Essigsäure	CH_3COOH HAc	Acetat-Ion Ac ⁻	CH_3COO^-				
Wasser	H_2O	Hydroxid-Ion	OH^-				

Basen wiederum haben die Möglichkeit aus ihrer Umgebung ein H^+ -Ion aufzunehmen. Daraus resultieren Komplekationen, von denen hier nur zwei aufgelistet sind.

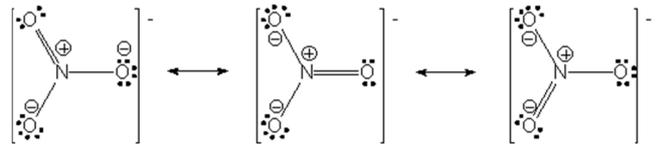
Basen		Komplekation	
Ammoniak	NH_3	Ammonium-Ion	
Wasser	H_2O	Hydronium-Ion	



5.8 Strukturformeln von Komplexionen

Die Strukturformeln der Komplex-Ionen lassen sich nach der Anleitung der "Strukturbestimmung der Moleküle" zeichnen. Bei der Berechnung der Valenzelektronen muss die Ladung des Teilchens berücksichtigt werden. Die Oktettregel gilt zwingend. Siehe dazu auch das frühere Kapitel Mesomerie.

Beispiel: Nitrat-Ion



Salpetersäure

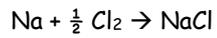
Sulfat-Ion

Carbonat-Ion



5.8.1 Bildung von Kochsalz, genaue energetische Betrachtung

Folgende Reaktion soll genauer betrachtet werden:



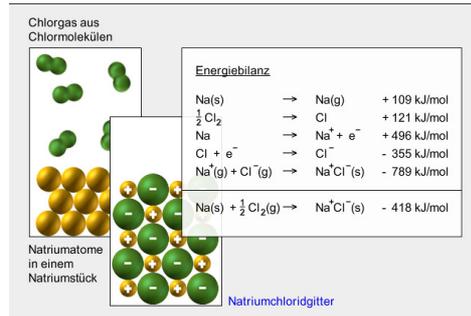
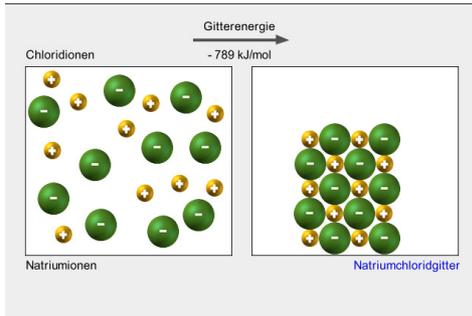
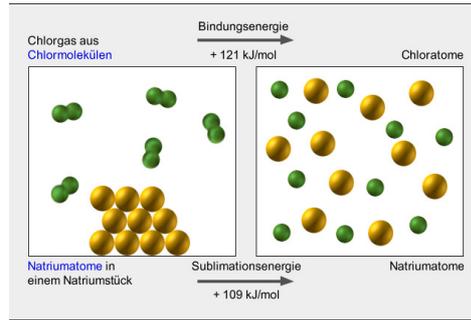
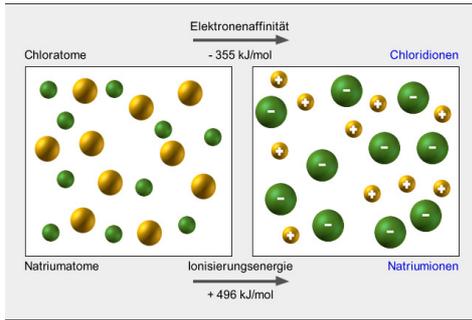
Hinweis:

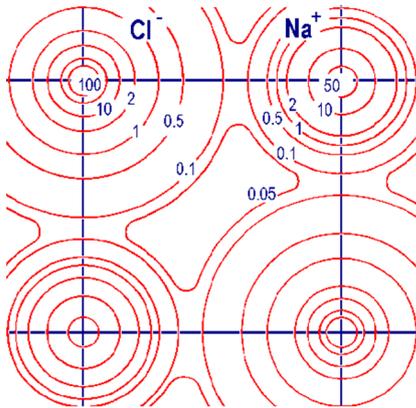
Damit eine Reaktion durchgeführt werden kann, müssen die Edukte oftmals im gleichen Aggregatzustand vorliegen.

Folgende Teilschritte sind für die Synthese von NaCl also nötig:

	Vorgang	Energiebetrag (kJ/mol)	Vorzeichen

Ein Vergleich der Ionisierungsenergie des Natriums und der Elektronenaffinität des Chlors zeigt, dass die Ausbildung des Elektronenoktetts allein kein energieliefernder Vorgang ist:



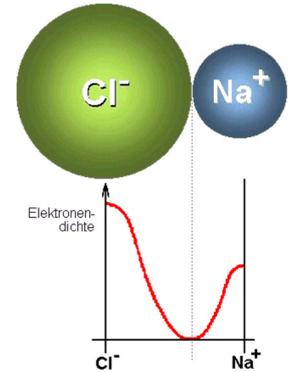
**Exkurs: Bestimmung von Ionenradien**

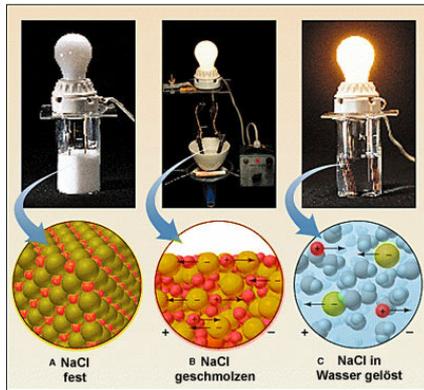
die räumliche Verteilung der Elektronen, zum Beispiel in einem Molekül oder im Festkörper, beschreibt. Sie ist experimentell über Röntgenbeugung erhältlich und kann mit Methoden der Quantenchemie berechnet werden.

Ionenradien sind ebenso wenig wie Atomradien als völlig konstante Werte anzusehen; sie hängen auch von den Koordinationsverhältnissen und der Bestimmungsmethode ab.

Ionenradien erhält man durch Röntgenstrukturanalyse ionischer Verbindungen (Salze). Nachdem in den vergangenen Jahrzehnten die Ergebnisse von Röntgenstrukturanalysen zunehmend genauer wurden, liessen sich Ionenradien auch aus den Elektronendichte-Diagrammen salzartiger Verbindungen ermitteln:

Als Elektronendichte oder Elektronenverteilung bezeichnet man auch eine Funktion, die



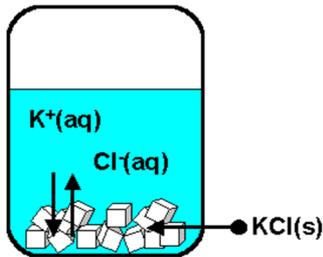
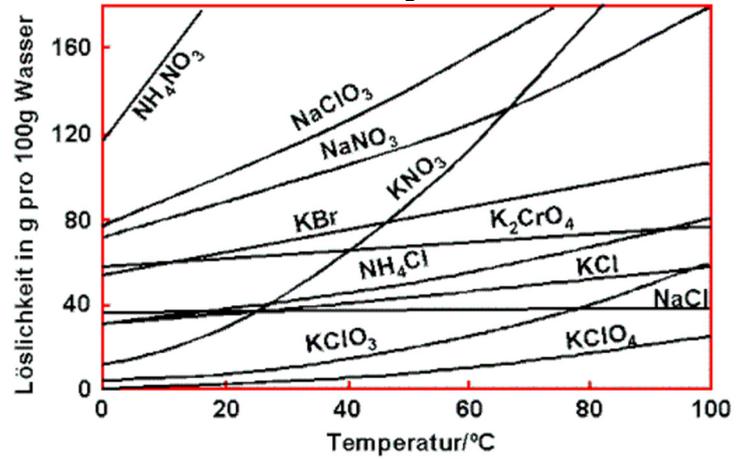




Im Zusammenhang mit der Löslichkeit von Salzen gibt es noch einige Begriffe, die es zu klären gilt.

5.8.1.1 Gesättigte Lösung

Fügt man einem Lösungsmittel immer mehr von einem Stoff zu, so löst sich dieser zunächst, bis schliesslich eine bestimmte Konzentration erreicht wird, die sich auch bei weiterer Substanzzugabe nicht mehr ändert. Die überschüssige Substanz bleibt als feste (beziehungsweise bei nicht vollständig mischbaren Flüssigkeiten als flüssige) Phase zurück. Man nennt eine solche Lösung gesättigte Lösung. Die Menge eines Stoffes, die sich in einer bestimmten Menge eines Lösungsmittels löst, ist eine charakteristische Eigenschaft des betreffenden Stoffes. Man bezeichnet sie als seine Löslichkeit. Die Löslichkeit wird je nach Art und Alter des Tabellenwerks angegeben in g/100 g Lösungsmittel oder mol/1000 g Lösungsmittel oder mol⁻¹ Lösung. Wichtig ist hierbei stets die Angabe der Temperatur, denn **Löslichkeiten sind meist deutlich temperaturabhängig**.



Was passiert normalerweise, wenn eine gesättigte Kaliumnitratlösung von 100°C auf Raumtemperatur gekühlt wird? Experiment!
Wieso funktioniert der Versuch mit Kochsalz nicht gut?

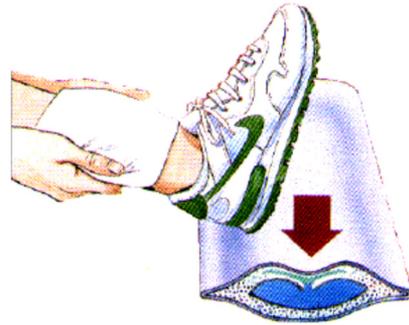
Exkurs: Die Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit erklärt sich durch die energetischen Verhältnisse beim Lösungsvorgang. Stoffe, die sich endotherm lösen, sind bei höherer Temperatur besser löslich, das heisst ihre Sättigungskonzentration ist höher. Exotherm lösliche Stoffe zeigen bei erhöhter Temperatur verminderte Löslichkeit. Dieses Verhalten folgt dem Prinzip der "Flucht vor dem Zwang" das qualitativ von Le Chatelier (1888) formuliert wurde und für alle dynamischen Gleichgewichte gilt. Übt man auf ein solches System einen "Zwang" aus, indem man Wärme zuführt, so reagiert das System darauf in der Weise, dass es die zugeführte Wärme zu verbrauchen sucht, wobei sich ein neuer Gleichgewichtszustand einstellt. Die Löslichkeit der meisten Salze steigt mit zunehmender Temperatur, das heisst sie lösen sich endotherm. Auffallend ist das Verhalten von Natriumchlorid, dessen Löslichkeit mit zunehmender Temperatur kaum steigt. Nach den besprochenen Gesetzmässigkeiten muss dies daran liegen, dass Hydrationsenthalpie und Gitterenergie annähernd gleiche Beträge besitzen, die Lösungsenthalpie insgesamt also etwa Null ist.

5.8.1.2 Übersättigte Lösung

Eine übersättigte Lösung löst (bei der gleichen Temperatur) immer noch weiter Stoffe in sich resp. das gelöste Salz kristallisiert beim Abkühlen nicht aus. Vor allem in Bezug auf Wasserdampf in der Luft zeigt sich beim Fehlen von **Kondensationskernen** (Aerosolen) im Laborversuch eine Übersättigung von maximal ca. 800 %.

Exkurs: Lösen von Ammoniumnitrat (Prinzip einer Kältepackung)

Wenn man sich einen Knöchel verstaucht, sollte man sofort mit Eis kühlen, damit sich die geplatzten Blutgefäße um die Verstauchung herum zusammenziehen und so der Bluterguss möglichst gering ausfällt. Da man aber nicht immer Eis zur Verfügung hat, greifen Athleten häufig zu so genannten Kältepackungen. Sie bestehen aus einem unterteilten Plastikbeutel, der in der einen Abteilung einen weissen Feststoff und getrennt davon in der anderen Abteilung blau gefärbtes Wasser enthält. Der weisse Feststoff ist Ammoniumnitrat, NH_4NO_3 , dessen Lösungsenthalpie positiv ist. Benötigt man die Kältepackung, dann zerreisst man die Trennwand zwischen dem Ammoniumnitrat und dem Wasser, indem man den Beutel quetscht. Beim Vermischen der beiden Komponenten löst sich das Salz. Die endotherme Reaktion entzieht der Umgebung (dem verstauchten Knöchel) Energie. Dadurch wird der Knöchel gekühlt. An der blauen Farbe erkennt der Benutzer, ob die Trennwand zerrissen wurde. Die blaue Farbe vermittelt auch den ästhetischen Eindruck von Kälte - ein roter Farbstoff besäße diese psychologische Wirkung nicht.

**Exkurs: Bildung einer unterkühlten Natriumacetat-Schmelze (Prinzip einer Wärmepackung)**

Bergsteiger, die in den Herbst- und Wintermonaten in grossen Höhen übernachten, haben oft Wärmepackungen in ihrem Gepäck. Diese bestehen meistens aus einer übersättigten Lösung eines Salzes und einer kleinen Metallplatte. Wird nun die Metallplatte gedrückt bzw. gerieben, wird das Salz zum Kristallisieren angeregt. Dieser Vorgang ist exotherm. Wärmepackungen können aber auch aus einem festen Salz und Wasser bestehen. Sie funktionieren dann ähnlich wie die Kältepackungen, nur mit dem Unterschied, dass die gewählten Salze eine negative Lösungsenthalpie aufweisen. Diese sind beispielsweise wasserfreies Calciumchlorid, CaCl_2 , oder wasserfreies Magnesiumsulfat, MgSO_4 .

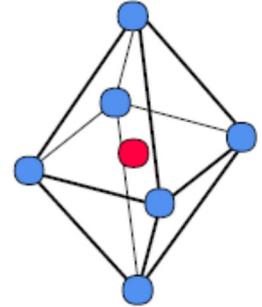
Im Labor kann relativ einfach das Prinzip einer Wärmepackung gezeigt werden:

Eine übersättigte Natriumacetat-Lösung (5 g in 2 ml Wasser gelöst) wird zur Kristallisation gebracht. Die Kristallisation kann durch Einwerfen eines kleinen Natriumacetatkristalls oder durch Reiben der Reagenzglaswand ausgelöst werden.



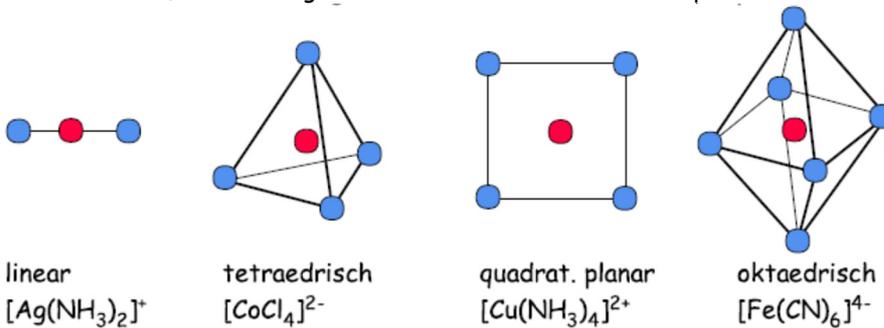
Exkurs: Komplexbildung

Ionen werden von Wassermolekülen nicht einfach ‚wild‘ umgeben. Die Wassermoleküle haben eine gewisse Ordnung, z.B. umgibt sich ein Co^{2+} -Ion (rot) mit 6 Wassermolekülen. Das Co^{2+} befindet sich innerhalb der quadratischen Bipyramide (Oktaeder) und wird **Zentralteilchen** genannt, die Wassermoleküle sind als blaue Kugeln rechts angedeutet. Sie werden **Liganden** genannt.



Komplexverbindungen treten häufig mit Übergangsmetallkationen mit hoher Ladung und kleinen Ionenradius als Zentralteilchen auf, z.B. Fe^{2+} , Cr^{3+} , Cu^{2+} . Als Liganden können Moleküle oder Anionen verwendet werden, z.B. H_2O , NH_3 , Cl^- , CN^- . Auch Mischungen von Anionen und Molekülen sind keine Seltenheit. Die geometrische Anordnung ist bei Molekülen und Anionen gleich.

Meistens sind 2, 4 oder 6 Liganden an das Zentralteilchen komplexiert.



Tetraedrische und quadratisch planare Anordnungen treten etwas gleich häufig auf.

In Komplexen können die Liganden oft relativ leicht ausgetauscht werden. Dabei spielt die Konzentration der Liganden und die Temperatur eine wesentliche Rolle.

Chelate sind mehrzählige Liganden, grössere Moleküle mit freien Elektronenpaaren, die mehrere Koordinationsstellen an einem Zentralteilchen besetzen. Dadurch bilden sich ganze Ringe aus, die eine höhere Stabilität aufweisen als kleinere Liganden.

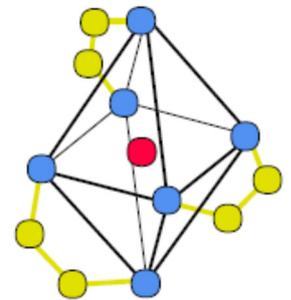
Die **Stabilität von Komplexverbindungen** wird mit dem Prinzip der harten und weichen Basen nach G. N. Lewis beschrieben. Lewis-Säuren sind danach Elektronenpaarakzeptoren (Zentralteilchen), Lewis-Basen Elektronenpaardonatoren (Liganden).

Harte Lewis-Säuren: Fe^{3+} , Cr^{3+} , Co^{3+}

Harte Lewis-Basen: F^- , NH_3 , H_2O

Weiche Lewis-Säuren: Ag^+ , Cu^+

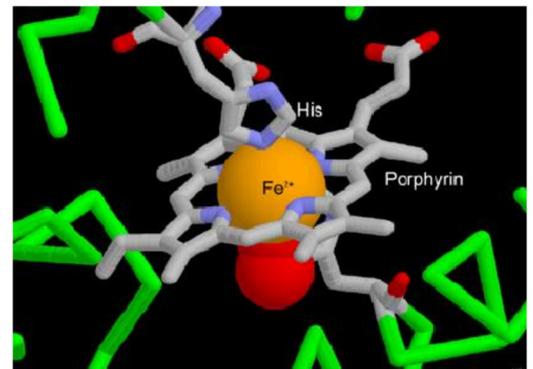
Weiche Lewis-Basen: CN^- , I^-



Hard to hard and soft to soft, tun sie's gern und tun sie's oft.

Stabile Komplexe sind bei Kombinationen hart/hart oder weich/weich zu erwarten.

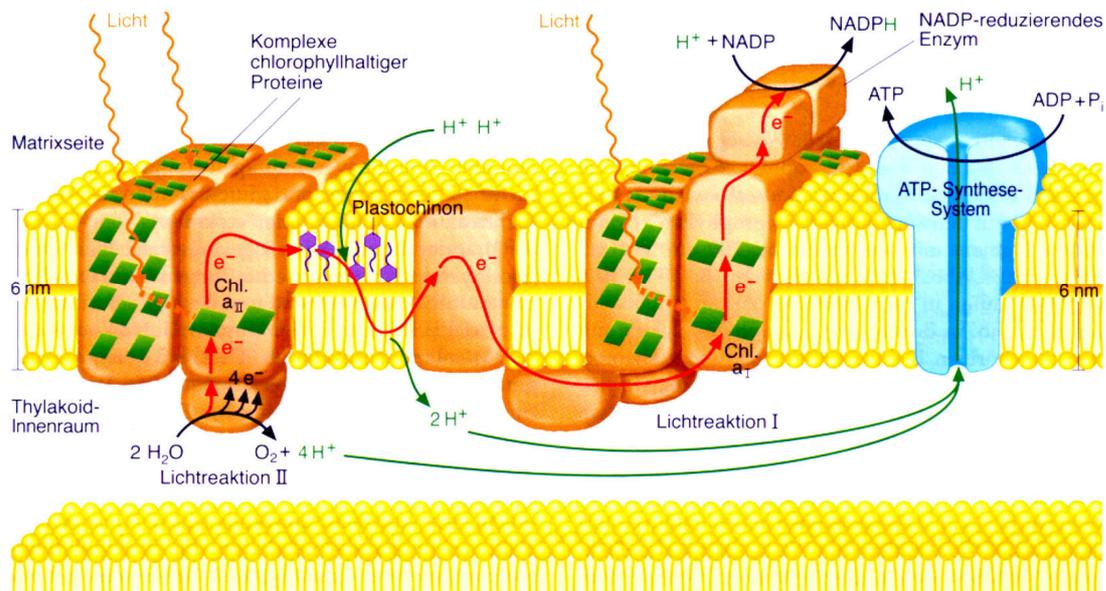
Chelatkomplexe sind wegen ihres häufigen Vorkommen in der Natur so interessant: Vitamin B12 enthält ein komplexiertes Co^{3+} Ion, Chlorophyll ein komplexiertes Mg^{2+} und das Hämoglobin ein Fe^{2+} -Ion. Das Häm (rechts) besteht aus einem Porphyrin, einem vierzähligen Liganden, der das Fe^{2+} komplexiert. Stickstoffatome sind hier die Lewisbasen. Die 5. Bindungsstelle des Fe^{2+} wird durch das N-Atom eines Histidins des Globins besetzt. Die 6. freie Bindungsstelle wird reversibel durch O_2 besetzt.



Bindung von O_2 an Fe^{2+} /Häm

5.8.2 Exkurs Redoxreaktionen

Typische Redox-Reaktionen



Die Fotosynthese, also die Reaktion von Kohlenstoffdioxid und Wasser zu Glucose und Sauerstoff nach $6 \text{ CO}_2(\text{g}) + 6 \text{ H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{ O}_2(\text{g})$ lässt sich bekanntlich in Primärvorgänge (Umwandlung von Lichtenergie in chemische Energie) und Sekundärvorgänge (Synthese von Glucose aus CO_2 und H_2O) unterteilen. Die Umwandlung von Lichtenergie in chemische Energie (ATP) in der Membran der Chloroplasten beginnt mit der Reaktion von Wasser zu Sauerstoff und 4 Protonen. Die freiwerdenden Elektronen werden von der einen Seite der Membran zur anderen über eine recht komplizierte Kette von Proteinen weitergereicht. Es handelt sich dabei also um eine Elektronenübertragungsreaktion.

Zur Klärung von Gesetzmässigkeiten bei Elektronenübertragungsreaktionen ist dieses System viel zu komplex. Ausserdem lassen sich nur schlecht Experimente gestalten. Daher ist es sinnvoll einen Schritt zurückzugehen und 2 Reaktionen mit Magnesiummetall zu besprechen.



Reaktion einer Salzsäurelösung mit Magnesium

Beobachtung:

Elektronenübertragungsreaktion

Reaktion von Sauerstoff mit Magnesium (Verbrennung)

Beobachtung:

Elektronenübertragungsreaktion

Redoxreaktionen sind Elektronenübertragungsreaktionen.

Oxidation	Elektronenabgabe Bei der O xidation werden Elektronen o bdachlos.	Gibt ein Teilchen Elektronen ab, spricht man davon, dass es oxidiert wird.
Reduktion	Elektronenaufnahme	Nimmt ein Teilchen Elektronen auf, so wird es reduziert.
Oxidationsmittel	Elektronenakzeptoren	Stoffe, die andere Stoffe oxidieren, bezeichnet man als Oxidationsmittel. Da sie von den anderen Stoffen zwangsläufig Elektronen aufnehmen, werden sie selbst reduziert.
Reduktionsmittel	Elektronendonatoren	Stoffe, die andere Stoffe reduzieren, bezeichnet man als Reduktionsmittel. Da sie zwangsläufig an die anderen Stoffe Elektronen abgeben, werden sie selbst oxidiert.

Aufstellung von Reaktionsgleichungen für Redoxreaktionen am Beispiel der Reaktion von Aluminium mit Brom zu Aluminiumbromid

- Welches Teilchen ist das Reduktionsmittel, welches das Oxidationsmittel?
- Aufstellung der Teilreaktionen zur Verdeutlichung der Elektronenübertragung
- Aufstellung der Reaktionsgleichung
- Wie viele Elektronen werden gesamthaft übertragen? (Für die Reaktionsgleichung kalkuliert.)

**Beispiele
Aufgaben**



Gibt es eine Voraussagbarkeit, ob eine Reaktion möglich ist oder nicht?

Redoxreihe



Reaktion von Kupfer mit Ag^+ -Ionen

Reaktion von Silber mit Cu^{2+} -Ionen

Beobachtung
Reaktion

Beobachtung
Reaktion

zusammengefasst

Auch Redoxreaktionen sind Gleichgewichtsreaktionen. Das Kupfer gibt offensichtlich leichter die Elektronen an Silberionen ab als Silber an Kupferionen. Diese Beobachtung ist in der Tabelle der Standard-Elektrodenpotentiale oder auch Redoxreihe genannt, systematisiert. Die Einordnung eines Stoffes in die Tabelle gibt die Tendenz an, mit der Elektronen abgegeben oder aufgenommen werden.

Standard-Elektrodenpotentiale

Ionenkonzentrationen : 1 mol/l in Wasser, 25 °C

			Volt
Li	Li^+		-3.05
K	K^+		-2.93
Ca	Ca^{2+}		-2.87
Na	Na^+		-2.71
Mg	Mg^{2+}		-2.37
Al	Al^{3+}		-1.66
$\text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$	$2 \text{H}_2\text{O}$	(pH=14)	-0.83
Zn	Zn^{2+}		-0.76
Cr	Cr^{3+}		-0.74
$2 \text{Ag} + \text{S}^{2-}$	Ag_2S		-0.71
S^{2-}	S		-0.51
Fe	Fe^{2+}		-0.44
$\text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	$2 \text{H}_3\text{O}^+$	(pH=7)	-0.42
$\text{Pb} + \text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$	$\text{PbSO}_4 + \text{H}_3\text{O}^+$		-0.36
Ni	Ni^{2+}		-0.25
Sn	Sn^{2+}		-0.14
Pb	Pb^{2+}		-0.13
$\text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	$2 \text{H}_3\text{O}^+$	(pH=0)	± 0.00
Sn^{2+}	Sn^{4+}		0.15
Cu	Cu^{2+}		0.35
4OH^-	$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	(pH=14)	0.40
2I^-	I_2		0.54
Fe^{2+}	Fe^{3+}		0.75
Ag	Ag^+		0.80
$\text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	$\text{HNO}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$		0.81
4OH^-	$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	(pH=7)	0.83
Hg	Hg^{2+}		0.85
2Br^-	Br_2		1.07
Pt	Pt^{2+}		1.20
$6 \text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^+$	(pH=0)	1.24
$2 \text{Cr}^{3+} + 21 \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14 \text{H}_3\text{O}^+$		1.35
2Cl^-	Cl_2		1.36
Au	Au^{3+}		1.42
$\text{Mn}^{2+} + 12 \text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}_3\text{O}^+$	(pH=0)	1.51
$\text{PbSO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}$	$\text{PbO}_2 + \text{HSO}_4^- + 3 \text{H}_3\text{O}^+$		1.68
2F^-	F_2		2.87

**Redox-Reaktionen**

Starke Reduktionsmittel stehen oben links, starke Oxidationsmittel unten rechts.

Starke Reduktionsmittel haben eine grosse Tendenz Elektronen abzugeben. Starke Oxidationsmittel haben eine grosse Tendenz Elektronen aufzunehmen.

Es reagiert immer das stärkere Reduktionsmittel mit dem stärkeren Oxidationsmittel. Die Bergabreaktion ist dann möglichst steil.

Das Gleichgewicht liegt bei Redoxreaktionen immer auf der Seite der schwächeren Reduktionsmittel bzw. Oxidationsmittel.

Bei Bergaufreaktionen liegt das GG links, bei Bergabreaktionen rechts.

Standard-Elektrodenpotentiale

Ionenkonzentrationen : 1 mol/l in Wasser, 25 °C

			Voit
Li	Li ⁺		- 3.05
K	K ⁺		- 2.93
Ca	Ca ²⁺		- 2.87
Na	Na ⁺		- 2.71
Mg	Mg ²⁺		- 2.37
Al	Al ³⁺		- 1.66
H ₂ + 2 OH ⁻	2 H ₂ O	(pH=14)	- 0.83
Zn	Zn ²⁺		- 0.76
Cr	Cr ³⁺		- 0.74
2 Ag + S ²⁻	Ag ₂ S		- 0.71
S ²⁻	S		- 0.51
Fe	Fe ²⁺		- 0.44
H ₂ + 2 H ₂ O	2 H ₃ O ⁺	(pH=7)	- 0.42
Pb + HSO ₄ ⁻ + H ₂ O	PbSO ₄ + H ₃ O ⁺		- 0.36
Ni	Ni ²⁺		- 0.25
Sn	Sn ²⁺		- 0.14
Pb	Pb ²⁺		- 0.13
H ₂ + 2 H ₂ O	2 H ₃ O ⁺	(pH=0)	± 0.00
Sn ²⁺	Sn ⁴⁺		0.15
Cu	Cu ²⁺		0.35
4 OH ⁻	O ₂ + 2 H ₂ O	(pH=14)	0.40
2 I ⁻	I ₂		0.54
Fe ²⁺	Fe ³⁺		0.75
Ag	Ag ⁺		0.80
NO ₂ + 2 H ₂ O	HNO ₃ + H ₃ O ⁺		0.81
4 OH ⁻	O ₂ + 2 H ₂ O	(pH=7)	0.83
Hg	Hg ²⁺		0.85
2 Br ⁻	Br ₂		1.07
Pt	Pt ²⁺		1.20
6 H ₂ O	O ₂ + 4 H ₃ O ⁺	(pH=0)	1.24
2 Cr ³⁺ + 21 H ₂ O	Cr ₂ O ₇ ²⁻ + 14 H ₃ O ⁺		1.35
2 Cl ⁻	Cl ₂		1.36
Au	Au ³⁺		1.42
Mn ²⁺ + 12 H ₂ O	MnO ₄ ⁻ + 8 H ₃ O ⁺	(pH=0)	1.51
PbSO ₄ + 5 H ₂ O	PbO ₂ + HSO ₄ ⁻ + 3 H ₃ O ⁺		1.68
2 F ⁻	F ₂		2.87

**Beispiele
Aufgaben**

klären Sie mit Hilfe der Bergauf- und Bergabreaktionstechnik die Befunde des Eingangsexperiments der Reaktion von Silber mit Kupfer(II)ionen und von Kupfer mit Silberionen. Benutzen Sie die Redox-tabelle.

Beurteilen Sie ob sich ein Eisenschlüssel in einer Kupfer(II)salzlösung mit metallischem Kupfer überzieht.



Die einzelnen Komponenten der eingangs erwähnten Fotosynthesemaschinerie liessen sich auf analoge Weise in die Redox-tabelle integrieren. Dies würde zeigen, von welchem Protein zu welchem Protein die Elektronen freiwillig fliessen, und wo man die Reaktion erzwingen müsste. Die erzwungene Reaktion ist ja bei der Fotosynthese der übliche Fall, da Lichtenergie eine Grundvoraussetzung für die Primärreaktion ist.



Exkurse: Dinter ... Nerven Ionen Für SF

Exkurse: Supraleiter ...

Löslichkeit von Salzen in Wasser

Die Löslichkeit von Salzen in Wasser ist ein Spiel zwischen Hydratationsenthalpie und Gitterenthalpie, die sich in der Lösungsenthalpie zeigt. Manche Salze lösen sich aufgrund der grossen beim Lösen zu überwindenden Gitterenthalpie erst gar nicht in Wasser. Kombiniert man Salzlösungen miteinander, z.B. eine Silbernitratlösung und eine Natriumchloridlösung, so fällt AgCl aus. Silberchlorid ist also in Wasser unlöslich. Mechanistisch ist nicht leicht vorherzusagen, wann sich schwer lösliche Salze bilden. Die Frage "Warum ist NaCl leicht löslich in Wasser und AgCl schwer löslich?" lässt sich nicht leicht beantworten.

Die Informationen können einfach aus der untenstehenden Tabelle entnommen werden.

Wie bereits auf den vorangegangenen Seiten erörtert, sind Salze aus kleinen Ionen im allgemeinen schwerer löslich als Salze aus grossen Ionen, d.h. Fluoride und Hydroxide sind im allgemeinen weniger löslich als Nitrate.

Auch bei den Komplexionen gilt: je höher geladen umso schwerer löslich, je grösser umso besser löslich. Die Ladung spielt die übergeordnete Rolle, daher sind Phosphate PO_4^{3-} mit ihrer dreifach negativen Ladung oft unlöslich.

Löslichkeit von Salzen in Wasser (bei 298 K)

Die Tabelle ist für den Unterricht stark vereinfacht und gilt nur zur Orientierung.

Folgende Ionen wurden berücksichtigt

Einwertige Ionen:	Alkalimetallionen, NH_4^+ , Ag^+
Zweiwertige Ionen:	Erdalkalimetallionen ohne Beryllium, Fe^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Pb^{2+} , Mn^{2+} , Ni^{2+}
Dreiwertige Ionen:	Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+}

Beispiele für Fällungen

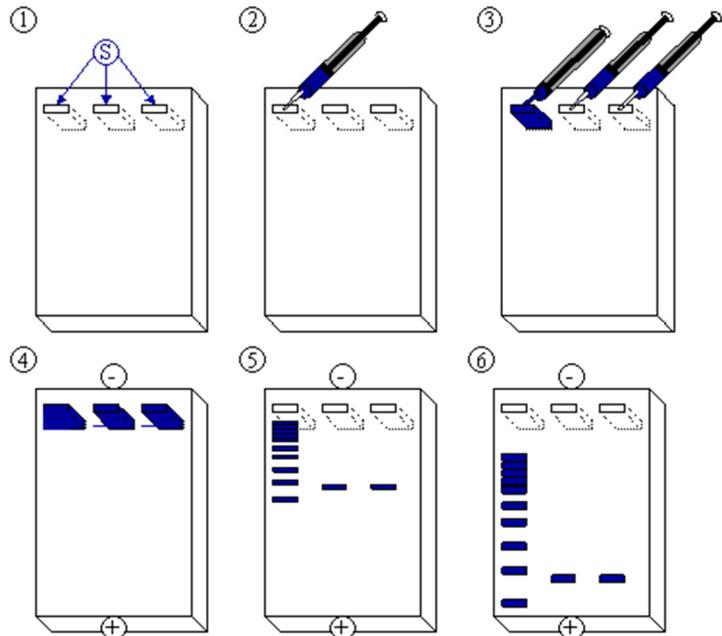
		löslich	gering löslich bis unlöslich
Nitrate	NO_3^-	alle	
Acetate	CH_3COO^-	alle	
Chlorate	ClO_3^-	alle	
Fluoride	F^-	einfach geladene Kationen	mehrfach geladene Kationen
Chloride Bromide Iodide	Cl^- Br^- I^-	alle übrigen	Pb^{2+} , Ag^+
Sulfate	SO_4^{2-}	alle übrigen	Pb^{2+} , Ca^{2+} , Ba^{2+}
Sulfide Oxide	S^{2-} O^{2-}	Alkalimetallionen viele Erdalkalimetallionen	alle übrigen
Phosphate	PO_4^{3-}	Alkalimetallionen Ammoniumion	alle übrigen
Hydroxide	OH^-	Alkalimetallionen Ba^{2+}	alle übrigen Ca^{2+}

Exkurs: Elektrophorese⁷

Elektrolysen werden häufig zur Produktion von Stoffen verwendet wie H₂-Gas für Brennstoffzellen aus Wasser oder metallisches Aluminium als Aluminiumoxid.

In der Analytik können damit negativ geladenen DNA-Fragmente (Phosphate sind negativ geladen) nach ihrer Grösse aufgetrennt werden (Agarosegel-Elektrophorese). Sie wandern durch das Gel zum positiven Pol. Das Gel besteht aus 99% aus einer Salzlösung und zu 1% aus Agarose.

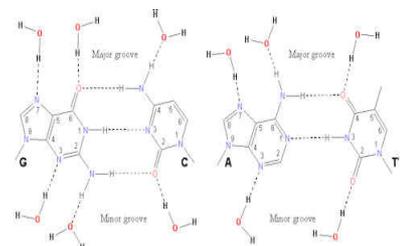
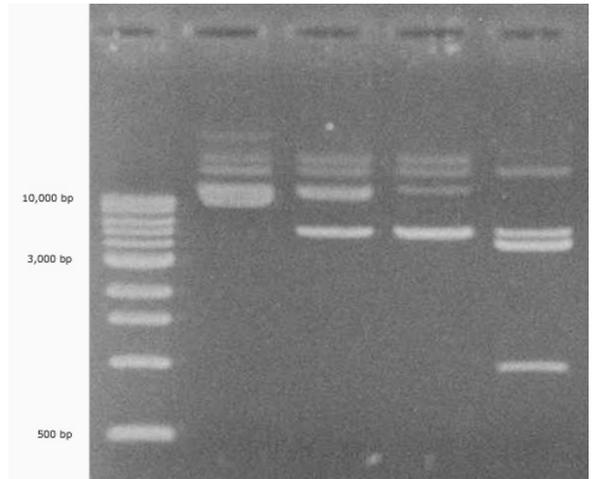
1. Das Agarosegel mit 3 Slots (S).
2. Einspritzen von DNA-Leiter in den ersten Slot.
3. DNA-Leiter ist aufgetragen. Proben 2 und 3 werden aufgetragen.
4. Eine Spannung wird angelegt. Die DNA wandert zur positiv geladenen Anode, weil sie negativ geladen ist (Phosphatreste im "Rückgrat" der DNA).
5. Kleine DNA-Fragmente wandern schnell, grosse langsam durch das Gel. Die DNA ist währenddessen normalerweise nicht sichtbar. Daher wird der Fortschritt an der Farbfront abgelesen, die sich mit einem DNA-Fragmente bestimmter Länge auf gleicher Höhe durch das Gel bewegt (je nach Farbstoff und Agarose-Konzentration unterschiedlich).
6. Anhand der Farbfront wird abgeschätzt, wann die Elektrophorese beendet und ausgewertet wird.



Eine weitere Anwendung für Proteine ist die Isoelektrische Fokussierung.

Bei Proteinen ist die Ladung nicht so eindeutig festgelegt wie bei der DNA. Proteine können positiv oder negativ geladen sein, ganz nach Aminosäurezusammensetzung. Es wird ein Gel verwendet, das zusätzlich einen pH-Gradienten enthält („der Säuregrad“ ist nicht an allen Stellen gleich). Wird ein elektrisches Feld angelegt, so wandern die Proteine nach ihrer anfänglichen Ladung entweder zur Anode oder Kathode, werden dann aber auf dem Weg durch den pH-Gradienten entweder protoniert (H-Atom hinzugefügt) oder deprotoniert, was vom Protein selbst abhängt. Irgendwann ist ein Punkt erreicht, wo sich die negativen und positiven Ladungen im Protein aufheben und die Wanderung stoppt. Bei raffinierter Wahl der Materialien und pH-Gradienten lassen sich Proteingemische damit auftrennen und weiterverarbeiten.

Als **Basenpaar** bezeichnet man zwei Basen der Nukleotide in der DNA oder RNA, die zueinander komplementär sind und durch Wasserstoffbrückenbindungen zusammengehalten werden.

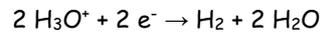


⁷ From A. Dinter sowie <http://de.wikipedia.org/wiki/Agarose-Gelelektrophorese>

Zur Erinnerung: Elektrolyse von Wasser⁸

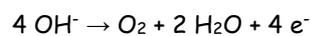
Die Elektrolyse von Wasser besteht aus zwei Teilreaktionen, die an den beiden Elektroden ablaufen. Die Elektroden tauchen in Wasser ein, welches durch die Zugabe von etwas Schwefelsäure besser leitend gemacht wird. Dies kann man z.B. auch mit Kochsalz machen, wobei dann anstatt Sauerstoff Chlor gewonnen wird.

Positiv geladene Hydronium-Ionen (H_3O^+) wandern im elektrischen Feld zu der negativ geladenen Elektrode (Kathode), wo sie jeweils ein Elektron aufnehmen. Dabei entstehen Wasserstoff-Atome, die sich mit einem weiteren, durch Reduktion entstandenen H-Atom zu einem Wasserstoff-Molekül vereinigen. Übrig bleiben Wasser-Moleküle.



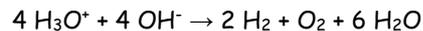
Der abgeschiedene, gasförmige Wasserstoff steigt an der Kathode auf.

Zur positiv geladenen Elektrode (Anode) wandern die negativ geladenen Hydroxid-Ionen. Jedes Hydroxid-Ion gibt ein Elektron an den Plus-Pol ab, so dass Sauerstoff-Atome entstehen, die sich zu Sauerstoff-Molekülen vereinigen. Die übrig bleibenden H^+ -Ionen werden umgehend von Hydroxid-Ionen zu Wasser-Molekülen neutralisiert.



Auch hier steigt der abgeschiedene Sauerstoff als farbloses Gas an der Anode auf.

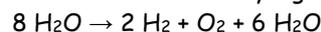
Die Gesamtreaktionsgleichung der Elektrolyse von Wasser lautet:



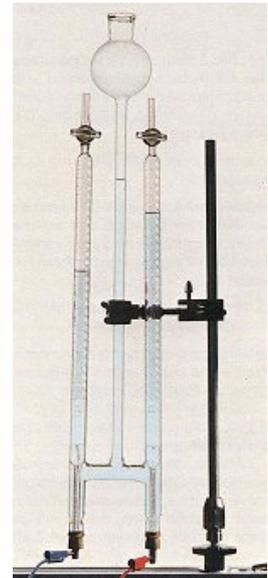
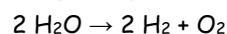
Die auf der linken Seite stehenden Hydronium- und Hydroxid-Ionen entstammen der Autoprotolyse des Wassers:



Man kann die Elektrolysegleichung daher auch folgendermassen schreiben:



bzw. nach Kürzen des Wassers:



⁸ Bild von <http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/echemie/elh2ov.htm>,
Text aus <http://de.wikipedia.org/w/index.php?title=Elektrolyse&oldid=27720999>

Exkurs Speisesalz: Physiologische Bedeutung und Zusammensetzung

Physiologie:

Speisesalz ist als Quelle von positiv geladenen Natrium- und negativ geladenen Chloridionen der mengenmässig wichtigste Mineralstoff in der menschlichen Ernährung. Sie spielen eine lebenswichtige Rolle für



Der Körper eines Erwachsenen enthält etwa 150 bis 300 Gramm Salz und benötigt täglich 3 bis 5 Gramm zum Ausgleich des Verlusts durch Schwitzen und Ausscheidungen (bei starkem Schwitzen oder einigen Erkrankungen bis zu 20 Gramm).

Der CH-Konsum beträgt ca. 12.5 Gramm.

Überdurchschnittlicher Salzkonsum wurde seit den 1970er Jahren für Bluthochdruck mitverantwortlich gemacht und präventiv zu allgemein salzarmer Ernährung geraten. Ein wesentlicher Zusammenhang zwischen Salzkonsum und Bluthochdruck konnte aber bis heute nicht nachgewiesen werden.

Chemische Zusätze in (käuflichem) Speisesalz

- Rieselfähigkeitsförderer

Zur Verbesserung der Rieselfähigkeit werden Kalziumkarbonat (Kalk), Magnesiumkarbonat, Silikate oder Ferrocyanide zugesetzt. Der Grund dafür ist, dass normales Speisesalz hygroskopisch ist (an der Luft feucht wird) und verklumpt. Die Hygroskopie entsteht aber nicht durch das reine Natriumchlorid, sondern durch geringe Verunreinigungen, zum Beispiel durch Magnesiumchlorid. Das schwerlösliche Kalzium- und Magnesiumkarbonat verursacht die Trübung beim Auflösen des Salzes in Wasser.

Diese Zusatzstoffe sind gesundheitlich völlig unbedenklich: Kalium-, Calcium- und Magnesiumionen sind wichtige Bestandteile des Trinkwassers. Die Rieselfähigkeit wurde 1911 vom amerikanischen Salzhersteller Morton Salt entwickelt.



- Iod

Zur Vorbeugung gegen Iodmangel wird Natriumiodat (NaIO_3) oder Kaliumiodat (KIO_3) zugesetzt. Iodiertes Speisesalz enthält 15 bis 25 mg Iod pro Kilogramm. Iodat wird deswegen verwendet, weil Iodid im sauren Medium des Essenbreis im Magen nicht stabil ist.

Iodidmangel führt zu Kropfbildung, Kretinismus. Iodidreich sind Meeresfische,



- Fluorid

Zur Karies- und Kropfprophylaxe werden geringe Mengen an Natriumfluorid (NaF) oder Kaliumfluorid (KF) zugesetzt. Diese Gewohnheit kam erstmals in den 1950er Jahren in der Schweiz auf, wo bis dahin Zahnkaries und Kröpfe ein ernstes gesundheitspolitisches Problem gewesen waren.

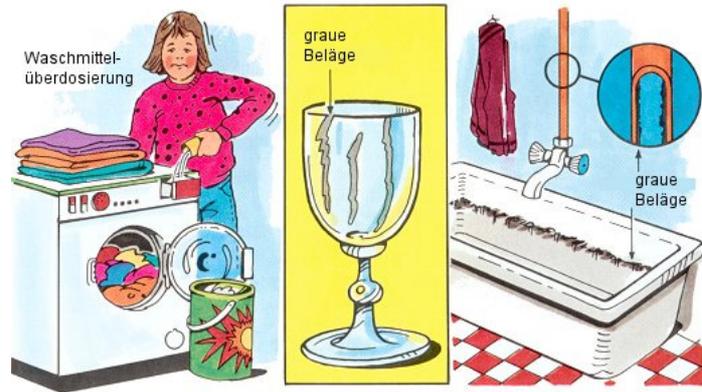
Wirkung auf Zähne und Knochen: Fluorapatit $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$ ist härter als Hydroxyapatit $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$. Vorteil: Milchsäuren (Alpha-Hydroxypropansäure) des Bakteriums *Streptococcus mutans* kann den Zahnschmelz schlechter angreifen.

Hartes/weiches Wasser

http://www.der-brunnen.de/aufbereitung/hartes_wasser/hartes_wasser.htm

Symptome

- Für ein optimales Waschergebnis muss viel Waschpulver eingesetzt werden.
- Bei Zugabe von Seifen entsteht nur ein grauer Schleim, keine Schaumbildung.
- Gläser und Fenster bleiben nach der Wäsche stumpf und matt.
- Ablagerungen unter dem Füllbereich in der Wanne oder Waschbecken.
- Heisswassergeräte und Rohre verkalken.



Ursachen

Wenn saures Regenwasser bei der Versickerung in den Boden auf kalkhaltige Mineralien (z.B. Gips) trifft, so werden Calcium- und Magnesiumsalze aus den Gesteinen herausgelöst und verbleiben im Wasser. Je höher die Konzentration der beiden Stoffe ist, desto härter ist das Wasser.

Die offizielle Einheit der Wasserhärte wird in mmol/l (Millimol pro Liter) Calcium und Magnesium angegeben. Daneben gibt es die Einheit "°dH = Grad deutscher Härte". Die Waschmittelindustrie gibt die Wasserhärte in 4 Bereiche an.

Härtebereiche des Wassers		
mmol/l	° dH	Härtebereich
1,3	0 - 7,3	1 weich
1,3 - 2,5	7,3 - 14	2 mittelhart
2,5 - 3,8	14 - 21,3	3 hart
3,8	21,3	4 sehr hart

Sicherlich ist ein erhöhter Gehalt an Calcium- und Magnesium im Wasser für Heisswassergeräte schädlich. Ein kalkarmes Wasser schmeckt aber fade.

Ein sehr kalkarmes Wasser ist meistens aggressiv, da der Kalk die im Wasser vorhandene natürliche Kohlensäure abpuffert (neutralisiert, genaueres im Kapitel Säure/Base). Ist kein Kalk im Wasser, so kann die Kohlensäure metallische Werkstoffe angreifen.

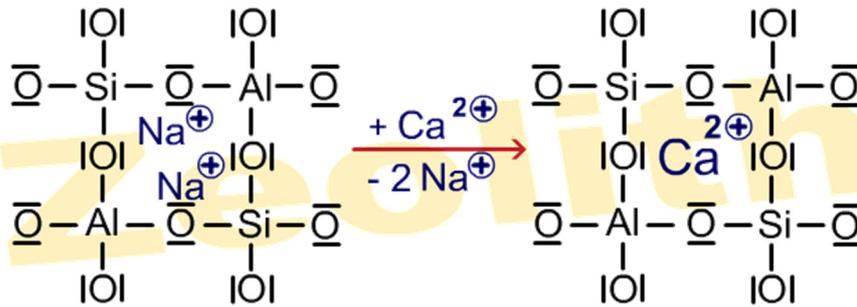
Entfernung

Calcium- und Magnesiumionen lassen sich durch

entfernen oder reduzieren.

Ionenaustausch:

Die Reaktionsbehälter der Ionentauscher sind mit einem Harz gefüllt. Das Harz besteht aus kleinen Kügelchen die synthetisch hergestellt werden. Die Grösse der Kugeln liegt bei ca. 1-3 Millimeter.



Calciumbindung durch Ionenaustausch im Zeolith (Ausschnitt eines Kristalls)

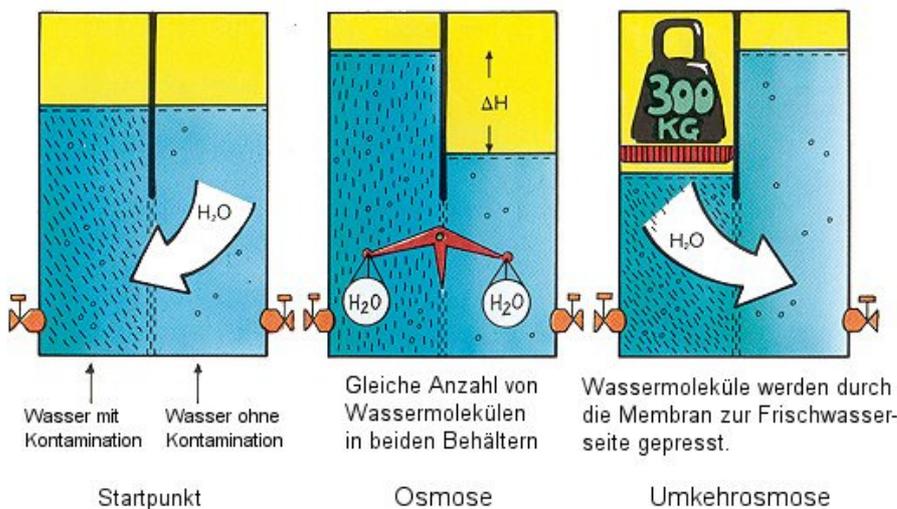
Die Kügelchen haben ein festes Grundgerüst welches Matrix genannt wird. An der Kugeloberfläche befinden sich Ankerplätze, an denen Natriumionen locker gebunden sind.

Strömt nun das harte Wasser an den Ionentauscherkugeln vorbei, so lagern sich die Calcium- und Magnesiumionen an den Ankerplätzen der Natriumionen an. Für ein Calcium- oder Magnesiumion gehen zwei Natriumionen in Lösung. Dies kommt durch die unterschiedliche Ladung der Ionen. Calcium- und Magnesiumionen haben eine zweifach positive Ladung, während Natriumionen nur einfach positiv sind.

Calcium-Ionen lagern sich wegen ihrer zweifach positiven Ladung und ihrer mit Natrium-Ionen vergleichbaren Grösse bevorzugt im Zeolith-Gitter ein. Die bedeutend kleineren Magnesium-Ionen werden nicht mit gleicher Stärke wie Calcium-Ionen im Zeolith-Gitter fixiert. Mit steigender Temperatur nimmt aufgrund der grösseren Ionenbeweglichkeit die Ionenaustauschgeschwindigkeit zu.

Sind alle Ankerplätze vollkommen durch die Härtebildenden Calcium- und Magnesiumionen belegt, so muss das Tauscherharz regeneriert werden.

Umkehrosmose

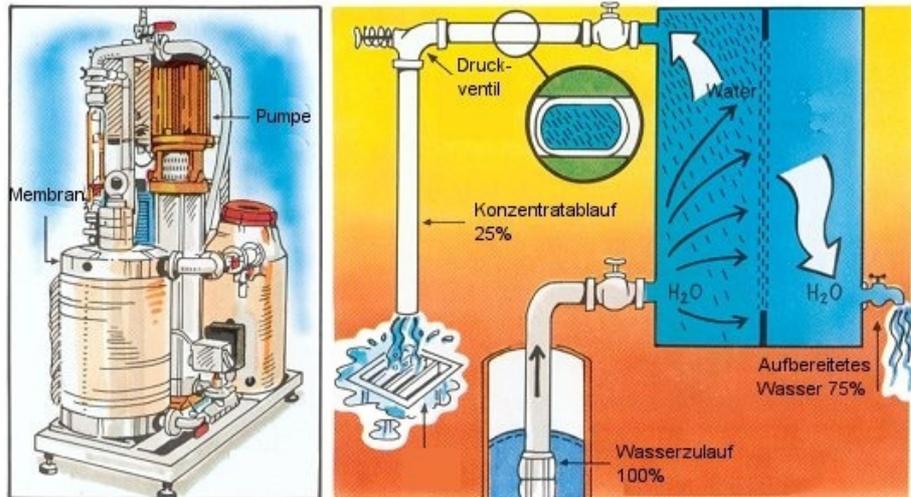


Ein Behälter wird durch eine sehr feine Membran in zwei Kammern getrennt. In der einen Kammer wird destilliertes Wasser gefüllt, in die andere Kammer eine Kochsalzlösung.

Nach einiger Zeit kann man folgendes feststellen: Der Wasserstand der mit Kochsalzlösung gefüllten Kammer steigt, während der Wasserstand der mit destillierten Kammer fällt. Nach einiger Zeit bleibt der Wasserstandsunterschied stabil.

Dieser natürliche Prozess der Konzentrationsausgleichung nennt man Osmose. Die niedrig konzentrierte Lösung strömt immer zur stärker konzentrierten Lösung um eine gleich bleibende Konzentration beider Lösungen zu erreichen. Der entstehende Höhenunterschied nennt sich osmotischer Druck. Der osmotische Druck wird also durch den Konzentrationsunterschied hervorgerufen.

Wird nun die Kammer mit der höher konzentrierten Lösung mit einem Druck beaufschlagt der höher wie der osmotische Druck ist, so findet eine entgegengesetzte Osmose statt (Umkehrosmose). Man kann dies mit einer Art "Filtration" vergleichen. Nur das das Filter so klein ist, dass keine grossen Moleküle das Filter passieren können.



Um den Prozess aufrechtzuerhalten, muss permanent das aufzubereitende Wasser unter Druck in die Umkehrosmoseanlage gepumpt werden. In der Regel entstehen durch die Umkehrosmose 75% aufbereitetes Wasser und 25% aufkonzentriertes Permeat (Abfall), welches abgeleitet werden muss.

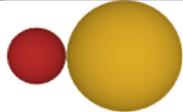
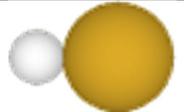
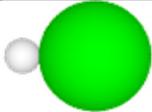
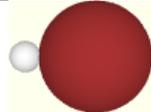
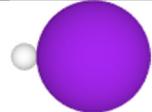
Aus physikalischen Gründen kann nicht alles an Stoffen aus dem Wasser entfernt werden, was auch nicht immer erwünscht ist. Die folgende Tabelle zeigt die prozentuale Entfernung verschiedenster Stoffe mittels Umkehrosmose:

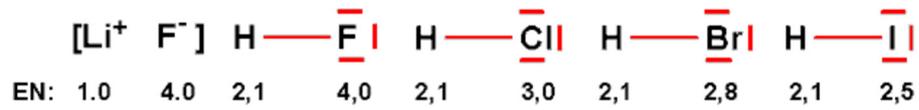
Bakterien und Viren	100%
Sulfat	99%
Calcium	98%
Magnesium	98%
Chlorid	96%
Nitrat	90%

Da die Umkehrosmose nicht selektiv arbeitet (es kann nicht ein bestimmter Stoff entfernt werden), werden durch die Enthärtung auch Stoffe wie Sulfat, Bakterien und Viren, Chlorid und Nitrat aus dem Wasser entfernt oder reduziert.

Um eine grösstmögliche Membranoberfläche zu erreichen, werden die Membranen zu langen Rollen gewickelt.

Das Problem der Bindungen mit gemischtem Charakter lässt sich auch vom Standpunkt der kovalenten Bindung her betrachten, nämlich als Polarisierung der Bindungselektronen zum elektronegativeren Partner hin

								
Abb. 5LiF		Abb. 6HF		Abb. 7HCl		Abb. 8HBr		Abb. 9HI



5.8.3 Metalle in der Astronomie

In der Astronomie bezeichnet Metall jedes chemische Element mit einer Ordnungszahl höher als Helium. Diese Unterscheidung ist sinnvoll, da Wasserstoff und Helium zusammen mit einigen Spuren von Lithium die einzigen Elemente sind, welche im Universum durch den Urknall entstanden sind. Alle weiteren Elemente entstanden später, zum Beispiel in Sternen durch Kernfusion oder durch Supernovae. Die Metallizität von Objekten des Welt-raums kann daher als Indikator für seine stellare Aktivität aufgefasst werden.

Es wird ausserdem angenommen, dass Wasserstoff im Inneren von hinreichend schweren Gasplaneten in den metallischen Zustand übergehen kann. Dieser metallische Wasserstoff ist wahrscheinlich auch für das extrem starke Magnetfeld des Jupiter verantwortlich.

