

**DIE BINDUNGSARTEN UND DAS PERIODENSYSTEM**

**1) IONISCHE VERBINDUNGEN „SALZE“**

Wenn die Atome **Ionen** bilden, haben sie meist die **gleiche Elektronenzahl**, wie das nächstgelegene neutrale **Edelgas**. Na bildet dann ein  $\text{Na}^+$  und Magnesium bildet ein  $\text{Mg}^{2+}$  mit 10 Elektronen wie Neon. Hingegen bildet Stickstoff ein  $\text{N}^{3-}$  und Sauerstoff ein  $\text{O}^{2-}$  mit den 10 Elektronen wie Neon. Manche schwerere Atome können auch unterschiedliche Ladungen annehmen:

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
1	$\text{H}^+$																
2	$\text{Li}^+$	$\text{Be}^{2+}$											$\text{B}^{3+}$	$\text{C}^{4-}$	$\text{N}^{3-}$	$\text{O}^{2-}$	$\text{F}^-$
3	$\text{Na}^+$	$\text{Mg}^{2+}$											$\text{Al}^{3+}$	$\text{Si}^{4-}$	$\text{P}^{3-}$	$\text{S}^{2-}$	$\text{Cl}^-$
4	$\text{K}^+$	$\text{Ca}^{2+}$						$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Co}^{2+}$	$\text{Ni}^{2+}$	$\text{Cu}^+$	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Ga}^{3+}$	$\text{Ge}^{4+}$	$\text{As}^{3-}$	$\text{Se}^{2-}$	$\text{Br}^-$
5	$\text{Rb}^+$	$\text{Sr}^{2+}$									$\text{Ag}^+$	$\text{Cd}^{2+}$	$\text{In}^{3+}$	$\text{Sn}^{2+}$	$\text{Sb}^{3+}$	$\text{Te}^{2-}$	$\text{I}^-$
6	$\text{Cs}^+$	$\text{Ba}^{2+}$									$\text{Au}^+$	$\text{Hg}_2^{2+}$	$\text{Tl}^+$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Bi}^{3+}$		
7											$\text{Au}^{3+}$	$\text{Hg}^{2+}$	$\text{Tl}^{3+}$	$\text{Pb}^{4+}$			

Hinweis: Ionen können auch aus mehreren Atomen bestehen. Diese Atome sind wiederum über Elektronenpaarbindung verbunden. Z.B.:  $\text{OH}^-$  das Hydroxid Ion:



**1.1 FORMEL:**

Die Formel eines Salzes gibt das Verhältnis von Kationen zu Anionen mit einer nachgestellten tiefgestellten Zahl an. Das **Verhältnis** der Ionen ergibt sich aus der Tatsache, dass **gleich viel positive wie negative Ladung** vorhanden sein muss.

Zum Beispiel: (zuerst Kation, dann Anion)

Kation	Anion	Formel	positive Ladung	negative Ladung
$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Cl}^-$	$\text{CaCl}_2$	ein $\text{Ca}^{2+}$ : <b>2+</b>	zwei $\text{Cl}^-$ : <b>2-</b>
$\text{Li}^+$	$\text{N}^{3-}$	$\text{Li}_3\text{N}$	drei $\text{Li}^+$ : <b>3+</b>	ein $\text{N}^{3-}$ : <b>3-</b>
$\text{Al}^{3+}$	$\text{O}^{2-}$	$\text{Al}_2\text{O}_3$	zwei $\text{Al}^{3+}$ : <b>6+</b>	drei $\text{O}^{2-}$ : <b>6-</b>

**1.2 NAME:**

Im Namen eines Salzes wird zuerst das Kation, dann das Anion genannt.

**Metallkationen** haben im Salz den Namen des Metalls:  $\text{Na}^+$  heißt im Salznamen *Natrium*. Wenn mehrere Ladungen möglich sind wird die Ladung als römische Ziffer in Klammer nachgestellt:  $\text{Fe}^{2+}$  heißt im Salznamen *Eisen(II)*,  $\text{Fe}^{3+}$  heißt *Eisen(III)*

Einatomige Anionen		bestimmte mehratomige Anionen mit Sauerstoff		Anionen mit Sauerstoff werden	
werden mit dem lat. (Teil-) Namen benannt und enden auf „id“		mit dem lateinischen Namen benannt und enden auf „at“.		Diese Anionen leiten sich von den stabilsten Sauerstoffsäuren ab. (Ersetzt man im Salz das Metall durch Wasserstoff so erhält man eine Säure)	
$\text{C}^{4-}$	Carbid	$\text{CO}_3^{2-}$	Carbonat	$\text{H}_2\text{CO}_3$	Kohlensäure
$\text{N}^{3-}$	Nitrid	$\text{NO}_3^-$	Nitrat	$\text{HNO}_3$	Salpetersäure
$\text{P}^{3-}$	Phosphid	$\text{PO}_4^{3-}$	Phosphat	$\text{H}_3\text{PO}_4$	Phosphorsäure
$\text{O}^{2-}$	Oxid				
$\text{S}^{2-}$	Sulfid	$\text{SO}_4^{2-}$	Sulfat	$\text{H}_2\text{SO}_4$	Schwefelsäure
$\text{F}^-$	Fluorid				
$\text{Cl}^-$	Chlorid	$\text{ClO}_3^-$	Chlorat	$\text{HClO}_3$	Chlorsäure

**Beispiele einiger Salze:**

NaCl	Natriumchlorid	Kochsalz	MgCO <sub>3</sub>	Magnesiumcarbonat	Magnesia
CaSO <sub>4</sub>	Calciumsulfat	Gips	KNO <sub>3</sub>	Kaliumnitrat	Salpeter
CaCO <sub>3</sub>	Calciumcarbonat	Kalk	NaHCO <sub>3</sub>	Natriumhydrogencarbonat	Backpulver

Besteht ein Ion aus mehreren Atomen und wird in der Formel mehrfach genannt, so steht es in einer Klammer. Z.B.: Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>

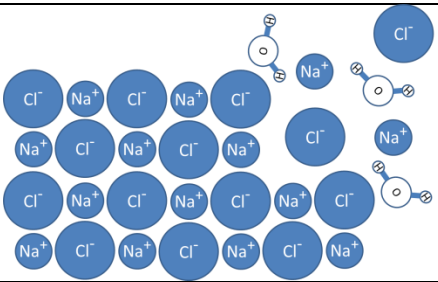
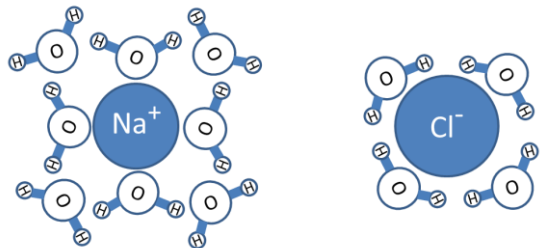
**1.3 LÖSLICHKEIT**

Beim Lösen eines Salzkristalls in Wasser dringen Wassermoleküle zwischen die Ionen im Gitter ein. Die Ionen verlassen dann mit einem relativ fest gebundenen Mantel aus Wassermolekülen („Hydrathülle“) den Kristall und sind im Wasser frei beweglich.

Wie viel Salz in einem Lösungsmittel löslich ist, hängt direkt proportional mit der Temperatur zusammen. Wenn die **maximale Menge gelöst** ist, spricht man von einer **gesättigten** Lösung. (z.B.: 35,8 g Kochsalz in 100 g Wasser bei 20°C)

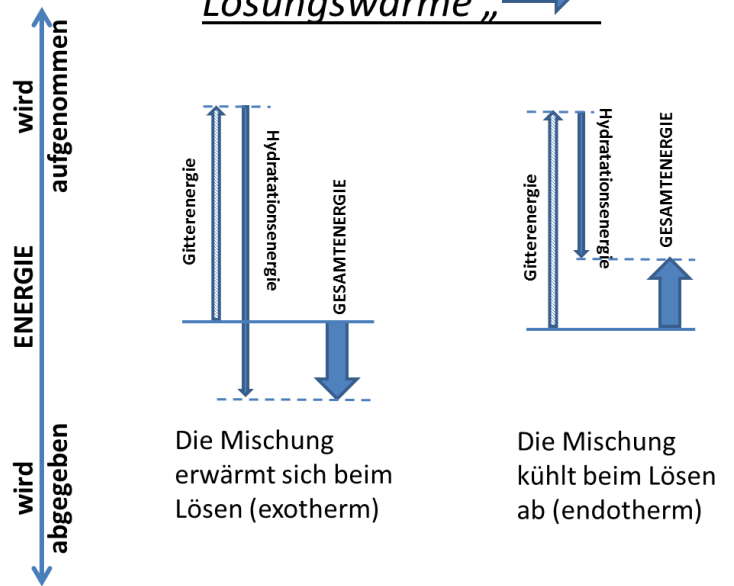
Es gibt allerdings **schwerlösliche** Salze, deren Gitter so stabil ist, dass die Wassermoleküle nicht eindringen können. (z.B.: Marmor)

**1.4 ENERGIEVORGÄNGE BEIM LÖSEN VON SALZEN:**

Wasser ändert beim Auflösen eines Salzes seine Temperatur	
<b>LÖSEENERGIE (= LÖSUNGSWÄRME)</b>	
dafür gibt es zwei Gründe:	
Der Kristall des Salzes muss zerstört werden	An die Ionen lagern sich Wassermoleküle an
<b>GITTERENERGIE</b>	<b>HYDRATATIONSENERGIE</b>
<p><b>Gitterenergie wird benötigt:</b> Wassermoleküle müssen sich zwischen die Ionen des Gitters drängen und die Anziehungskräfte zwischen Kationen und Anionen überwinden</p>	<p><b>Hydratationsenergie wird frei:</b> Wassermoleküle sind polar. Mehrere Wassermoleküle lagern sich mit ihrer positivierten Seite um die Anionen bzw. mit ihrer negativierten Seite um die Kationen herum an. (bei Kationen stark, bei Anionen schwach)</p>
	
=> Die Löseenergie hängt demnach immer vom Verhältnis Gitter- zu Hydratationsenergie ab	
<p><b>Vorgänge</b> bei welchen <b>Energie frei</b> wird nennt man „<b>exotherm</b>“. Diese Energiebeträge sind <b>kleiner als Null</b>.</p>	
<p><b>Vorgänge</b> bei welchen <b>Energie aufgewendet werden muss</b> (oder der Umgebung Wärme entzogen wird) nennt man „<b>endotherm</b>“. Diese Energiebeträge sind <b>größer als Null</b>.</p>	
<p>Solche Energiebeträge werden meist in Kilojoule pro mol angegeben: <b>kJ/mol</b></p>	

**Kochsalz (NaCl) als Beispiel:**

Gitterenergie: 780 kJ/mol,  
 Hydratationsenergie: -776 kJ/mol  
 => Löseenergie =  
 = Gitterenergie + Hydratationsenergie =  
 780 kJ/mol – 776 kJ/mol = 4 kJ/mol;  
 => NaCl löst sich demnach schwach  
 endotherm (die Lösung kühlt ab; in der  
 Graphik rechts)



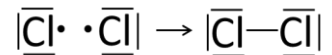
**2) MOLEKULARE VERBINDUNGEN – ELEKTRONENPAARBINDUNGEN**

**2.1 DIE ELEKTRONENPAARBINDUNG:**

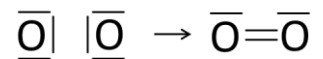
(auch kovalente Bindung oder Atombindung genannt)

Auch bei dieser Bindung versuchen die Atome eine ähnliche Hülle wie die nächstgelegenen Edelgase zu erreichen: Sie bilden **gemeinsame bindende Elektronenpaare**; wobei sie **ein Elektron selbst** dazu beitragen aber **eines vom Bindungspartner** bekommen.

Z.B.: Chlor hat 7 Elektronen in der äußersten Schale (=Valenzelektronen) und möchte 8 Elektronen in der äußersten Schale haben, wie das nächstgelegene Edelgas Argon. So geht es eine Elektronenpaarbindung ein: (ein Punkt steht für 1 Elektron, ein Strich für 2)

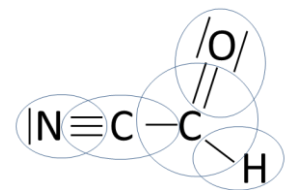


Z.B.: Sauerstoff hat 6 Valenzelektronen und möchte 8 Elektronen in der äußersten Schale haben, wie das nächstgelegene Edelgas Argon. So geht es zwei Elektronenpaarbindungen ein:



So erreichen die Atome jeweils die gleiche Anzahl Valenzelektronen wie das nächstgelegene Edelgas:

(meist 8 Valenzelektronen deshalb spricht man hier auch von der „Oktettregel“; Wasserstoff braucht nur 2 Elektronen, wie Helium)



**2.2 POLARE UND UNPOLARE STOFFE**

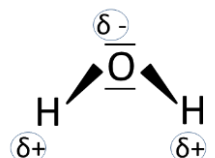
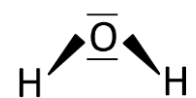
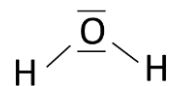
Die Moleküle mit Elektronenpaarbindung haben freie Elektronenpaare am Atom und Bindungselektronenpaare zwischen den Atomen.

Es gibt Atome, die die **Bindungselektronenpaare stärker an sich ziehen** als andere - man sagt: sie haben eine **höhere „Elektronegativität“** (siehe nächste Seite).

Dadurch kommt es zu kleinen („Partial“- oder „Teil“-) Ladungen in den Molekülen (als

$\delta+$  oder  $\delta-$  geschrieben):

**Wie stark** diese Teilladungen sind, hängt vom **Unterschied der Elektronegativitäten** der beteiligten Atome ab. Bei **großen Teilladungen** spricht man von **polaren**, bei kleinen oder keinen Teilladungen spricht man von unpolaren Molekülen.



**2.3 ELEKTRONEGATIVITÄT**

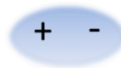
Die Elektronegativität gibt an, wie stark Atome die Bindungselektronen an sich ziehen. Das „stärkste“ Element im Periodensystem ist Fluor.

	1	2	13	14	15	16	17	18
1	<b>H</b> 2.2							
2	<b>Li</b> 1.0	<b>Be</b> 1.6	<b>B</b> 2.0	<b>C</b> 2.6	<b>N</b> 3.0	<b>O</b> 3.4	<b>F</b> 4.0	
3	<b>Na</b> 0.93	<b>Mg</b> 1.3	<b>Al</b> 1.6	<b>Si</b> 1.9	<b>P</b> 2.2	<b>S</b> 2.6	<b>Cl</b> 3.2	
4	<b>K</b> 0.82	<b>Ca</b> 1.3	<b>Ga</b> 1.6	<b>Ge</b> 2.0	<b>As</b> 2.2	<b>Se</b> 2.6	<b>Br</b> 3.0	
5	<b>Rb</b> 0.82	<b>Sr</b> 0.95	<b>In</b> 1.8	<b>Sn</b> 2.0	<b>Sb</b> 2.1	<b>Te</b> 2.1	<b>I</b> 2.7	

**2.4 MISCHBARKEITEN**

Ein alter Grundsatz der Chemie lautet: „**Gleiches mischt sich mit Gleichem**“.

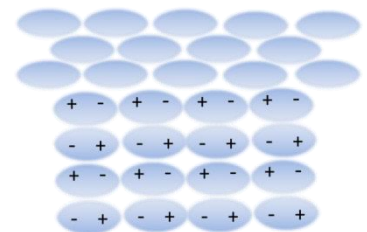
Die Grundlage dieses Satzes ist dabei die Einteilung in Stoffe mit Ladungen oder starken Teilladungen: „**polare Stoffe**“



und Stoffe ohne oder mit sehr kleinen Ladungen: „**unpolare Stoffe**“.



Da sich Plus und Minus anzieht, gehen Stoffe mit Ladungen sehr starke Bindungen ein, so dass sich Stoffe ohne Ladungen nicht zwischen diesen polaren Molekülen anordnen können → es entstehen zwei „Phasen“ (z.B.: Öl und Wasser)



**ZWISCHEN POLAR UND UNPOLAR:**

Es gibt **Moleküle**, die auf einer Seite einen **polaren** und auf der anderen Seite einen **unpolaren Rest** haben:



Solche Moleküle können als Lösungsvermittler dienen, d.h. sie können unpolare Moleküle in ein polares Lösungsmittel transportieren:

**Seifenmoleküle** erreichen es, dass unpolare Schmutz (z.B. Öl) mit dem polaren Lösungsmittel Wasser abwaschbar ist. In der Lebensmittelchemie nennt man solche Stoffe **Emulgatoren**. (z.B. Lecithin aus dem Hühnereigelb)

(Solche Moleküle sind auch für die biologische Zellwandbildung verantwortlich)

2.5 KRÄFTE ZWISCHEN DEN MOLEKÜLEN

1. Anziehung zwischen Molekülen mit Dipol (=polare Moleküle)

- ➔ starke Anziehung
- ➔ Polare Moleküle haben kleine Ladungen. Verschiedene Ladungen ziehen sich an.
- ➔ Die **besonders starke Anziehung** wenn **H-O-** oder **H-N- Gruppen** im Molekül vorhanden sind, nennt man **Wasserstoffbrückenbindung**.

2. Anziehung zwischen unpolare Molekülen („van der Waals Kräfte“)

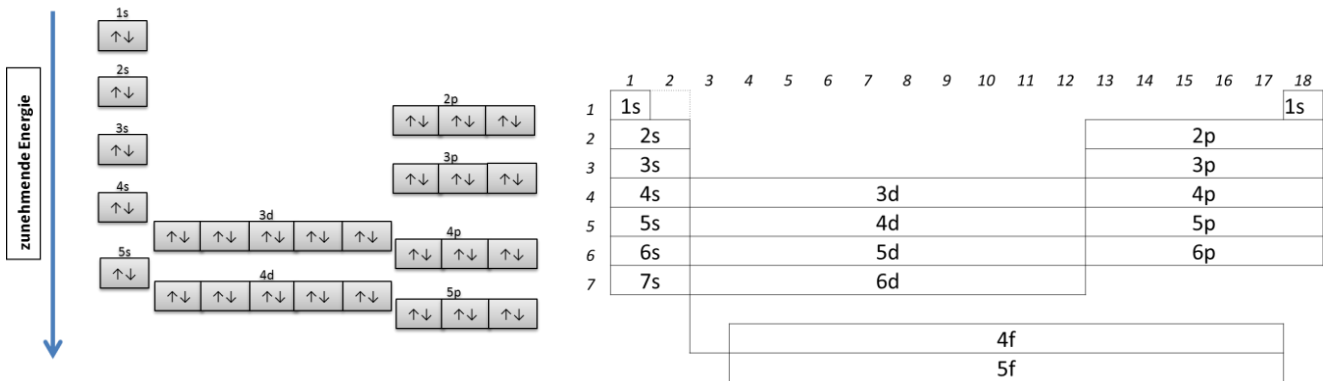
- ➔ schwache Anziehung
- ➔ Durch die Bewegung der Elektronen in einem Molekül entstehen kurzzeitig Orte mit Elektronenüberschuss und Elektronenmangel. Die dadurch gebildeten Dipole führen zu einer Anziehung zwischen den Molekülen.

**DAS PERIODENSYSTEM**

Das Periodensystem gibt an, aus welchen Elementen die Materie aufgebaut ist.

**Geordnet** (und definiert) sind die Elemente nach der **Protonenzahl**.

Der Aufbau des Periodensystems spiegelt in erster Linie die Elektronenhülle der Atome wieder,



weist aber auch auf **Ähnlichkeiten** und Tendenzen in den **waagrechten Reihen (Perioden)** wie z. B. Schalenanzahl und den **senkrechten Reihen (Gruppen)** wie z.B.: Ionenbildung hin.

**Allgemeine Begriffe im Periodensystem:**

