

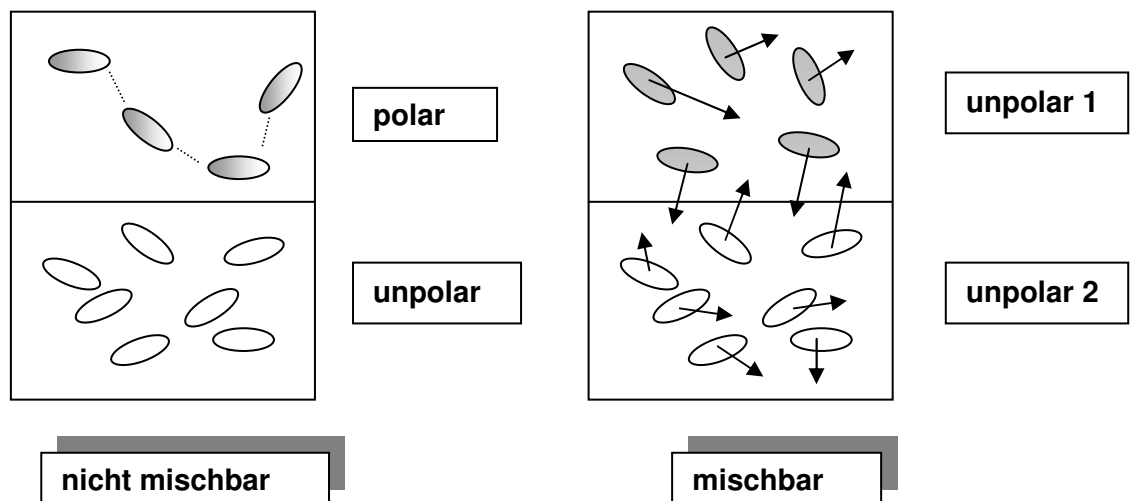
## Chemische Bindungen

### Deutung von Mischungsversuchen

Benzin und Wasser mischen sich nicht. Benzin ist somit eine hydrophobe Flüssigkeit. Auch die Siedepunkte der beiden Substanzen sind unterschiedlich. Der des Wassers liegt mit  $100\text{ °C}$  ca.  $40\text{ °C}$  über dem des Lösemittels. Der Grund für dieses Verhalten liegt an den unterschiedlichen Anziehungskräften zwischen den Molekülen der einzelnen Substanzen. Wassermoleküle sind polar aufgebaut, während Benzin aus unpolaren Molekülen besteht. Man kann aus den Mischungsversuchen folgern, dass hydrophile Substanzen polar gebaute Moleküle enthalten, lipophile Substanzen aus unpolaren Molekülen bestehen. Somit mischen sich polare Substanzen mit polaren und unpolare Substanzen mit unpolaren. Dieses Ergebnis ist schon aus der Alchemie bekannt:

### Ähnliches löst Ähnliches

Deutung:



Die kleinsten Teilchen sind in einer dauernden Bewegung, die im Falle der Substanzen unpolare 1/unpolare 2 zu einer gegenseitigen Vermischung führt; im Falle der Substanzen polar/unpolar jedoch nicht, da die Anziehungskräfte zwischen den polaren Molekülen so stark sind, dass die unpolaren Moleküle auf Grund ihrer Bewegung nicht zwischen die polaren Moleküle gelangen können.

Iod löst sich im unpolaren Lösungsmittel gut, im polaren hingegen schlecht. Man kann daraus folgern, dass Iod aus unpolaren kleinsten Teilchen aufgebaut ist.

Wie die Kräfte zwischen den Molekülen, die **intermolekularen Kräfte** zu erklären sind, soll im Folgenden ausgeführt werden. Dazu muss man allerdings auch wissen, wie die einzelnen Atome in einem Molekül zusammengehalten werden. Dies sind die **innermolekularen Kräfte**, die man üblicherweise als **Chemische Bindung** bezeichnet.

### Chemische Bindungen

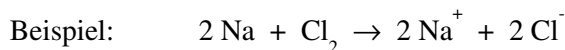
Man unterscheidet drei Bindungsarten, die allerdings fließend ineinander übergehen. Es handelt sich um die **Atombindung**, die **polarisierte Atombindung** und die **Ionenbindung**. Im Bereich der organischen Chemie kommt der Atombindung und der polarisierten Atombindung eine besondere Bedeutung zu; deshalb werden sie hier ausführlicher behandelt als die Ionenbindung.

Die Elemente sind bestrebt, durch chemische Reaktionen die Elektronenanordnung des im Periodensystem der Elemente (PSE) vorab stehende Edelgases oder des nachfolgenden zu erreichen.

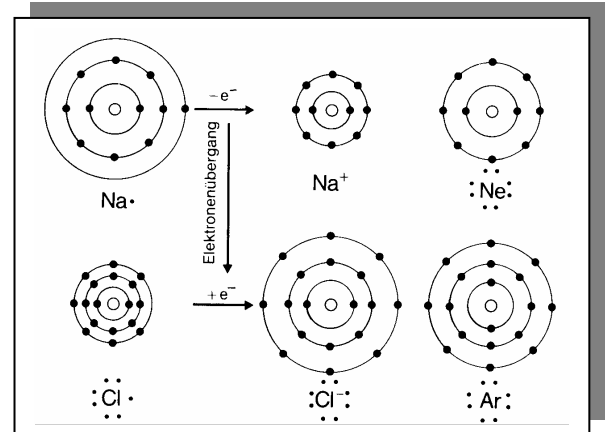
## Die Ionenbindung

### Die Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen

Reagieren Metalle mit Nichtmetallen, so tritt eine Elektronenübertragung ein. Die Metallatome geben ihre Außen-  
elektronen ab und werden zu positiven Ionen, während die Nichtmetallatome Elektronen aufnehmen, zu negativen  
Ionen werden und ihre äußerste Elektronenschale zur Edelgaskonfiguration ergänzen.

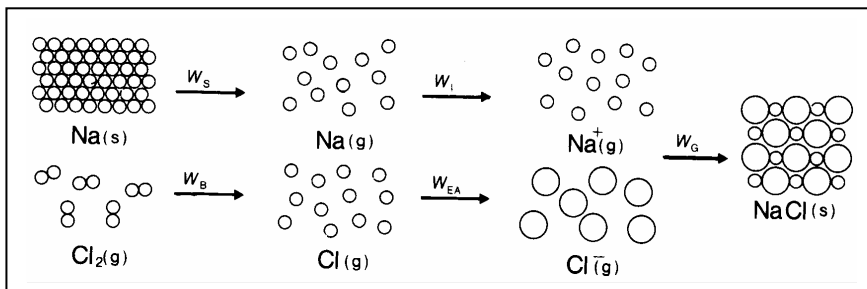


Aufgrund der Anziehung zwischen den unterschiedlich geladenen Ionen entsteht eine Ionenbindung. Durch Reaktion von Metallen und Nichtmetallen bilden sich im allgemeinen Salze. Salze sind Ionenverbindungen; im festen Zustand bilden die Ionen ein Ionengitter.



### Energetische Betrachtungen

Die Ursache des stark exothermen Verlaufs der Reaktion zwischen Metallen und Nichtmetallen ist die bei der Bildung des Ionengitters aus den freien Ionen freiwerdende Gitterenergie.



$W_s$  = Sublimationsenergie  
 $W_B$  = Bindungsenergie  
 $W_I$  = Ionisierungsenergie  
 $W_{EA}$  = Elektronenaffinität  
 $W_G$  = Gitterenergie

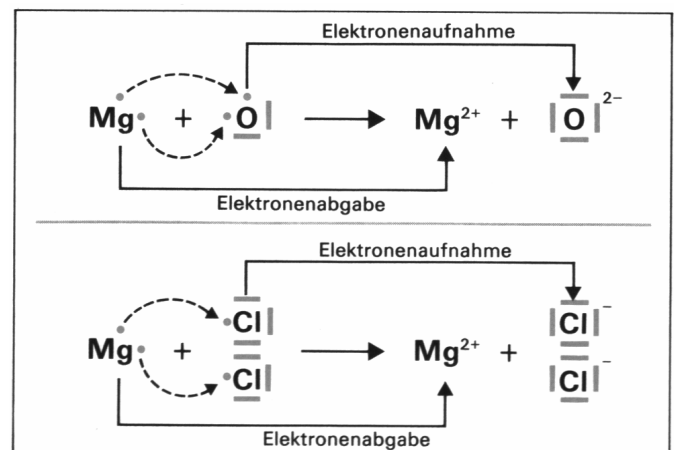
### Die Formeln von Ionenverbindungen

Die Ladung der beiden entgegengesetzt geladenen Ionenarten (Ladungszahl) bestimmt die Verhältnisformel einer Verbindung. Für die Substanz Magnesiumoxid ergibt sich eine Verhältnisformel von  $\text{Mg}_1\text{O}_1 = \text{MgO}$  und für Magnesiumchlorid  $\text{Mg}_1\text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$

### Die Elektronenpaarbindung

#### Flüchtige Stoffe

Die kleinsten Teilchen flüchtiger Verbindungen sind Moleküle. Diese bilden im festen Zustand ein Molekülgitter. Die Anziehungskräfte zwischen den Molekülen sind relativ schwach; sie wachsen mit zunehmender Molekülgröße und Moleküloberfläche.



**Bildung von Ionen durch Elektronenübergang**

### Elektronenpaarbindung und Oktett-Regel

In Molekülen werden die Atome durch zwei Atomen gemeinsame Elektronenpaare verbunden (Elektronenpaar- oder Atombindung). Die eigentliche "Bindung" erfolgt durch die zwischen den gemeinsamen Elektronen und den Atomrümpfen wirkenden elektrischen Kräfte. Ein gemeinsames Elektronenpaar wird durch einen Strich zwischen den Atomsymbolen dargestellt (Lewis-Formel). Die zur Trennung einer Atombindung in Atome aufzuwendende Energie heißt Bindungsenergie. Ein gleicher Energiebetrag wird bei der Bildung der Bindung aus Atomen frei. Die Bindungsenergie ist um ein Vielfaches größer als die zur Trennung von Molekülen (zum Verdampfen des Stoffes) erforderliche Energie. Ordnet man die Elektronen einer Bindung jedem der an der Bindung beteiligten Atome zu, so ergibt sich für jedes Atom die gleiche Anzahl Außenelektronen wie bei einem Edelgas-Atom. Die Gesamtzahl der Außenelektronen der bindenden und freien Elektronenpaare beträgt acht (Oktett-Regel; Ausnahme: Wasserstoff zwei)

### Die polare Elektronenpaarbindung

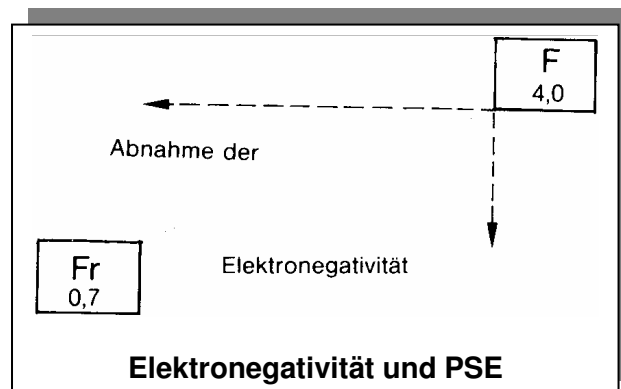
#### Elektronegativität

Die Fähigkeit eines Atoms, die gemeinsamen Elektronen einer Atombindung anzuziehen, bezeichnet man als seine Elektronegativität (EN). Die Elektronegativität ist umso größer, je kleiner und höher geladen der Atomrumpf ist. Die EN-Werte bewegen sich zwischen 0 und 4 und besitzen keine Einheit.

H 2,1							
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Al 1,5	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,8	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	I 2,5	
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	

EN-Werte im Periodensystem

Das Element mit der größten Elektronegativität ist das Fluor, das willkürlich den Wert 4,0 erhielt. Nach links und nach unten im Periodensystem nimmt die Elektronegativität ab. Caesium und Francium weisen daher mit 0,7 die geringste Elektronegativität auf. Im PSE ergibt sich eine Diagonalbeziehung gemäß der nebenstehenden Abbildung



### Die polare Bindung im Chlorwasserstoff-Molekül

Die Bindungselektronen im HCl-Molekül werden von den beiden Kernen unterschiedlich stark angezogen, die Elektronenwolke ist zum Chlor-Atom verschoben. Durch die nicht symmetrische Verteilung der bindenden Elektronen besitzt das Chloratom einen Überschuss an negativer Ladung. Diese zusätzliche Ladung ist jedoch kleiner als eine negative Elementarladung und wird deshalb als negative Teilladung bezeichnet (Zeichen:  $\delta^-$ ). Entsprechend besitzt das Wasserstoffatom eine gleich große positive Teilladung  $\delta^+$ . Das Chlorwasserstoffmolekül hat also ein positives und ein negatives Ende und ist damit ein Dipolmolekül. In Molekülen können Teilladungen vorliegen, wenn zwei unterschiedliche Atome durch eine Atombindung miteinander verbunden sind. Diese Bindung bezeichnet man als polare Atombindung. Die Polarität ist umso größer, je größer die Differenz der EN der beiden verbundenen Atome ist.

### Der Übergang zwischen den Bindungsarten

Der Übergang von der Atombindung über die polarisierte Atombindung zur Ionenbindung lässt sich gut an den Substanzen Chlor ( $\text{Cl}_2$ ) – Chlorwasserstoffgas (HCl) – Kochsalz (NaCl) erklären. Im Falle des  $\text{Cl}_2$ -Moleküls hat man zwei identische Bindungspartner, von denen einer durch Wasserstoff bzw. Natrium ersetzt wird.

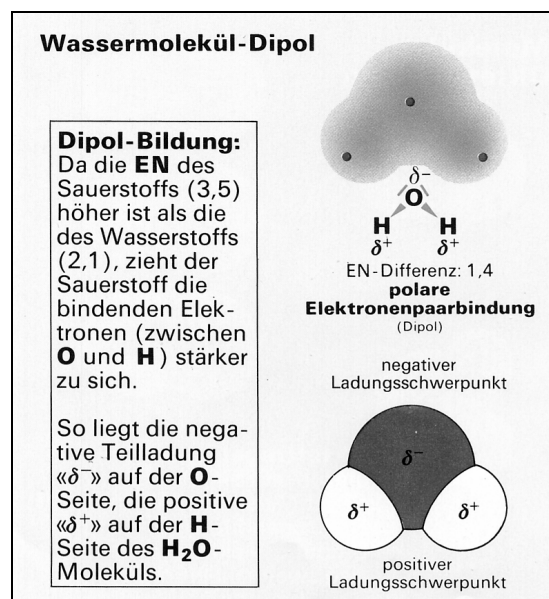
Elektronegativität (EN)							
Ist die Differenz der Elektronegativitätswerte < 1,7 liegt überwiegend <b>Elektronenpaarbindung</b> , > 1,7 liegt überwiegend <b>Ionenbindung</b> vor							
<b>H</b> 2,1							
<b>Li</b> 1,0	<b>Be</b> 1,5	<b>B</b> 2,0	<b>C</b> 2,5	<b>N</b> 3,0	<b>O</b> 3,5	<b>F</b> 4,0	
<b>Na</b> 0,9	<b>Mg</b> 1,2	<b>Al</b> 1,5	<b>Si</b> 1,8	<b>P</b> 2,1	<b>S</b> 2,5	<b>Cl</b> 3,0	
<b>K</b> 0,8	<b>Ca</b> 1,0	<b>Ga</b> 1,6	<b>Ge</b> 1,8	<b>As</b> 2,0	<b>Se</b> 2,4	<b>Br</b> 2,8	
<b>Rb</b> 0,8	<b>Sr</b> 1,0	<b>In</b> 1,7	<b>Sn</b> 1,8	<b>Sb</b> 1,9	<b>Te</b> 2,1	<b>I</b> 2,5	

EN-Differenz: 0  
**Elektronenpaarbindung**

EN-Differenz: 0,9  
**polare Elektronenpaarbindung**

EN-Differenz: 2,1  
**Ionenbindung**

### Das Wassermolekül



## Die Kräfte zwischen Molekülen

### Van-der-Waals-Kräfte

Die Kräfte zwischen Edelgasatomen bzw. unpolaren Molekülen erklärt man durch eine nicht immer symmetrische Verteilung der Elektronen in der Atomhülle. So entstehen für kurze Zeit schwache Dipole, die auf die Hüllen benachbarter Atome einwirken und diese ebenfalls polarisieren. Die so entstehenden schwachen Anziehungskräfte werden Van-der-Waals-Kräfte genannt. Sie werden mit zunehmender Elektronenzahl größer; bei gleicher Elektronenzahl nehmen sie mit der Teilchenoberfläche zu.

### Dipol-Dipol-Kräfte

Diese Kräfte treten zwischen Molekülen auf, die starke Dipoleigenschaften haben. So lagern sich die positiven und negativen Enden zusammen; es resultieren relativ starke Anziehungskräfte, die zur Folge haben, dass diese Substanzen i.a. bei Zimmertemperatur flüssig sind. Z. B. Chloroform.

### Wasserstoffbrückenbindungen

Moleküle, die positiv polarisierte Wasserstoffatome enthalten, die mit einem Fluor-, Sauerstoff- oder Stickstoffatom, also einem Atom mit hoher Elektronegativität, verbunden sind, können Wasserstoffbrücken ausbilden. Wasserstoffbrücken-Bindungen sind viel schwächer als Atombindungen, aber wesentlich stärker als Van-der-Waals-Kräfte bei Molekülen ähnlicher Größe.

Beispiel :

Zwischen den Wassermolekülen treten Wasserstoffbrückenbindungen auf. Hierbei gelangen die Wasserstoffatome mit ihren positiven Teilladungen in Wechselwirkung mit den freien Elektronenpaaren der Sauerstoffatome.

