

1. Stoffe und Teilchen

Teilchenmodell:

Alle Stoffe bestehen aus kleinen Teilchen, die sich bewegen. Je mehr Energie sie besitzen, desto mehr bewegen sie sich.

Atome

von „*atomos*“ unteilbar. Ein elementarer Stoff kann chemisch höchstens in gleiche, kleinste Teilchen zersetzt werden.

Ionen

Salze bestehen aus Ionen. Es gibt negativ geladene Ionen, die Anionen und positiv geladene, die Kationen. Zudem können Ionen Atomionen oder Molekülionen sein.

Z.B.: Anionen: Chloridion (Cl^-), Oxidion (O^{2-}),
Carbonation (CO_3^{2-})

Kationen: Natriumkation (Na^+), Calciumkation
(Ca^{2+}), Ammoniumkation (NH_4^+)

Moleküle

elektrisch neutrale Teilchen, die aus mehreren gleichen oder unterschiedlichen Atomen zusammengesetzt sind.
Z.B.: Sauerstoffmolekül (O_2), Ammoniak (NH_3)

Element

Atome einer Sorte, die sich in Bau und Reaktionsvermögen gleichen, werden als Element bezeichnet und im Periodensystem der Elemente aufgeführt.

Elementarer Stoff

Ein Stoff, der nur aus einer Sorte Atomen aufgebaut ist.
Z.B.: Sauerstoff, Kupfer, Chlor

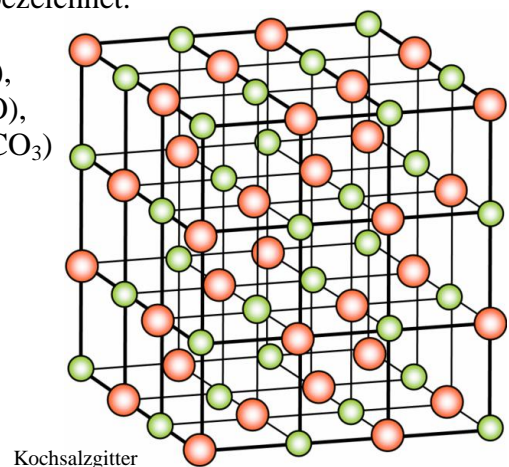
Chemische Verbindung

Wenn unterschiedliche Atome Moleküle oder Ionen bilden, liegt eine Verbindung vor.

Elementargruppe

In einem Salz liegen Anionen und Kationen in einem Ionengitter vor. Die kleinste, wiederkehrende Einheit wird als Elementargruppe bezeichnet.

Z.B.: Kochsalz (NaCl),
Magnesiumoxid (MgO),
Calciumcarbonat (CaCO_3)

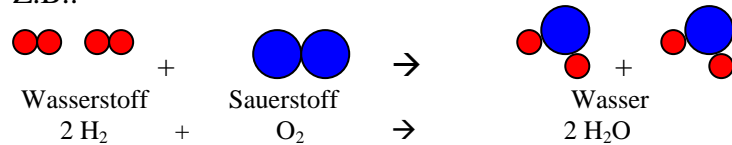


2. Chemische Reaktionen und Energie

Chemische Reaktion

Hierbei werden Teilchen gespalten und neu zusammengesetzt. Aus *Edukten* (Ausgangsstoffe) werden *Produkte* (Endstoffe) gebildet.

Z.B.:

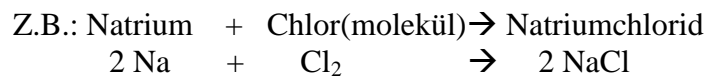


Chemische Formel

Gibt an, welche Atome in welchem Zahlenverhältnis ein Molekül bilden. Dabei gelten die kleinen *Indizes* nur für das vorangestellte Element, *Koeffizienten* die vor dem Molekül stehen für das gesamte Molekül (siehe obige Reaktionsgleichung für die Entstehung von Wasser). Für Salze gelten Verhältnisformeln, die das Anzahlverhältnis von Anionen und Kationen wiedergeben.

Reaktionsgleichung

Beschreibt die Anzahl der Edukte vor, und die Anzahl der Produkte nach einer chemischen Reaktion. Dabei muss die Anzahl der Atome vor und nach der Reaktion gleich bleiben (Gesetz von der Erhaltung der Masse).



Benennung binärer Verbindungen

Das erste Element erhält seinen deutschen Namen, das zweite wird mit seinem lateinisch/griechischen Wortstamm benannt, an den die Endung *-id* angehängt wird.

Z.B.: Kohlenstoffdioxid (CO_2), dabei werden Zahlwörter dem entsprechenden Element vorangestellt (von 1 – 10: Mono, di, tri, penta, hexa, hepta, octa, nona, deca).
 Oder N_2O = Distickstoffmonoxid

	Metallion	Anion
Lithium:	Li^+	Cl^- Chlorid
Kalium:	K^+	F^- Fluorid
Natrium:	Na^+	Br^- Bromid
Magnesium:	Mg^{2+}	I^- Iodid
Calcium:	Ca^{2+}	S^{2-} Sulfid
Barium:	Ba^{2+}	O^{2-} Oxid
Aluminium:	Al^{3+}	N^{3-} Nitrid
Kupfer:	Cu^{2+}	
Silber:	Ag^+	
Eisen:	$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^{3+}$	

Reaktionsenergie

Stoffe besitzen eine innere Energie E_i . Unterscheidet sich der Energiegehalt von Edukten und Produkten wird Energie frei (*exotherme* Reaktion, d.h. die innere Energie der Produkte ist geringer als die der Edukte), oder es muss Energie aufgewendet werden (*endotherme* Reaktion, die innere Energie der Produkte ist größer als die der Edukte). Die Differenz der inneren Energie bezeichnet man als *Reaktionsenergie* ΔE_i . Bei exothermen Reaktionen bekommt sie ein negatives, bei endothermen ein positives Vorzeichen.

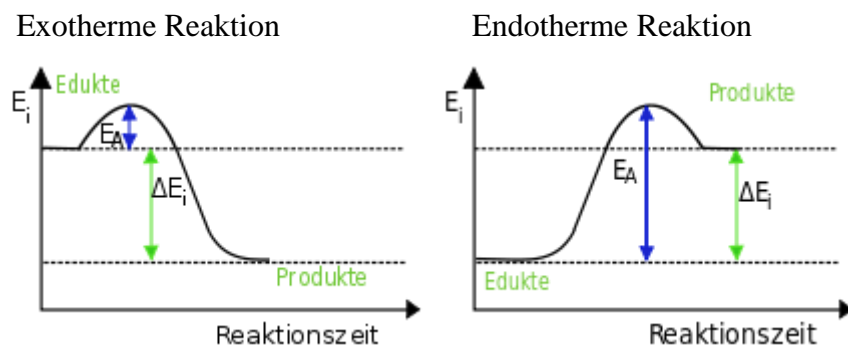
Aktivierungsenergie

Energie, die nötig ist, um eine chemische Reaktion „anzustoßen“.

Katalysator

Ein Stoff, der eine chemische Reaktion beschleunigt, indem er die Aktivierungsenergie herabsetzt. Er nimmt an der Reaktion teil, liegt danach aber unverändert wieder vor. In Organismen heißen sie Biokatalysatoren oder *Enzyme*.

Energiediagramme



E_i = innere Energie
 E_A = Aktivierungsenergie
 ΔE_i = Reaktionsenergie

3. Atombau und Periodensystem

Elementarteilchen

Im Kern befinden sich die Protonen und Neutronen, in der im Vergleich dazu riesigen Hülle, die Elektronen (zum Vergleich: Beträgt der Kerndurchmesser einen Zentimeter, entspricht der Schalendurchmesser etwa der Höhe des Turm des Ulmer Münsters).

	Name	Abkürzung	Ladung	Masse in u
	Proton	p+	+1	1,00728
	Neutron	n	0	1,00867
	Elektron	e-	-1	0,000549

Ordnungszahl

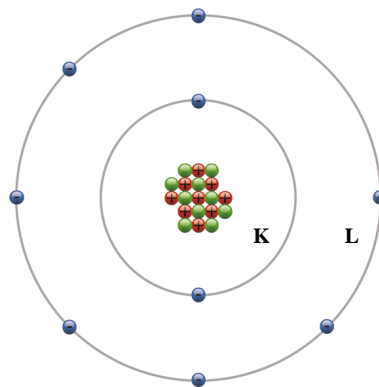
Im Periodensystem sind die Elemente nach der Anzahl ihrer Protonen im Kern geordnet = Protonenzahl = Ordnungszahl = Kernladungszahl (und entspricht der Anzahl der Elektronen).

Z.B.: ${}_8\text{O}$, bedeutet Sauerstoff steht an achter Stelle im PSE, besitzt 8 Protonen und 8 Elektronen.

Atombau (Kern-Hülle-Modell)

Das Schalenmodell besagt, dass sich die Elektronen, angezogen vom Kern, in definierten Abständen auf sogenannten Schalen bewegen. Es gilt: je weiter die Elektronen vom Kern entfernt sind, desto energiereicher sind sie. Die Schalen werden vom Atomkern ausgehend mit K, L, M etc. bezeichnet. Die Energiestufe, die die jeweilige Schale darstellt, wird mit der Hauptquantenzahl $n = 1, 2, 3$ etc bezeichnet. Dies entspricht auch der Periodenzahl (waagrechte Zeilen im PSE).

z.B. Schalenmodell von Fluor:



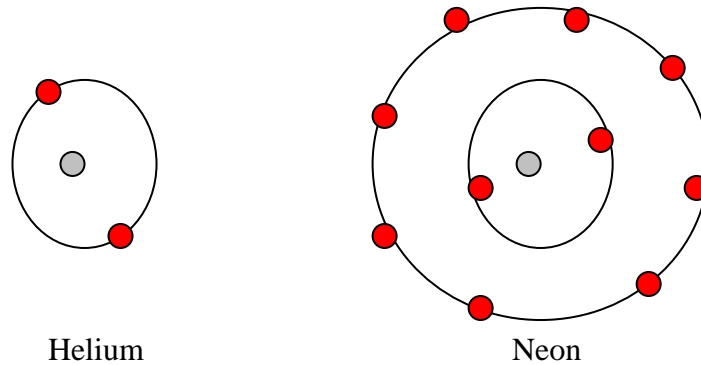
Valenzelektronen

Die Außenelektronen, also die energiereichsten Elektronen. Sie sind entscheidend für die Reaktivität eines Atoms, sie bewirken quasi die chemische Reaktion. Im gekürzten PSE sind die Hauptgruppennummern von I – VIII mit der Anzahl der Valenzelektronen identisch.

Edelgaskonfiguration

Die Elemente der VIII Hauptgruppe sind die Edelgase. Sie besitzen jeweils 8 Valenzelektronen = *Elektronenoktett* (Ausnahme Helium, es besitzt nur zwei = *Elektronenduplett*). Die Edelgase sind sehr reaktionsträge (kommen nur atomar vor), da deren Elektronenkonfiguration einen energiearmen und damit stabilen Zustand darstellt. In Verbindungen nehmen die Atome meist die Edelgaskonfiguration ein, man spricht daher von der *Oktettregel*.

- Elektronen
- Kern (mit Protonen und Neutronen)

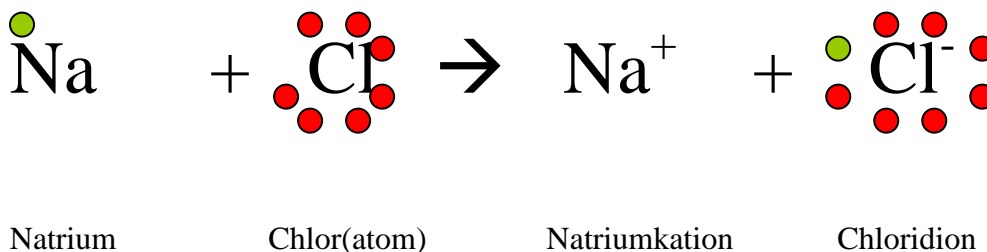


Elektronendonatoren

Um die Edelgaskonfiguration zu erreichen, geben Metallatome bei der Reaktion mit Nichtmetallatomen ihre Valenzelektronen ab. Sie werden zu positiv geladenen Kationen.

Elektronenakzeptoren

Im Gegenzug nehmen Nichtmetallatome die Elektronen ihrer Reaktionspartner auf und füllen so ihre Außenschale. Sie werden zu negativ geladenen Anionen. Gemeinsam mit den Kationen bilden sie ein Ionengitter – ein Salz.



4. Chemische Bindungen und Stoffeigenschaften

Stoff- und Teilchenebene

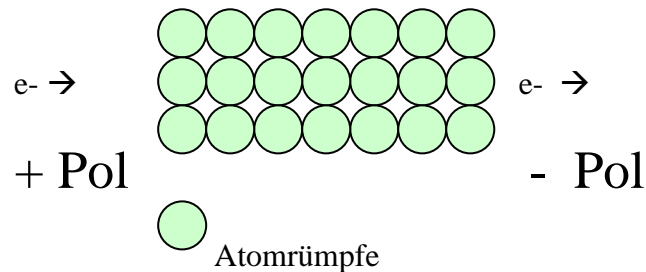
Eigenschaften von Stoffen und Stoffveränderungen bei Reaktionen (Stoffebene) kann man nur verstehen, wenn man sich mit Aufbau der Teilchen und der Bindungen in Verbindungen (Teilchenebene) befasst.

Metallbindung

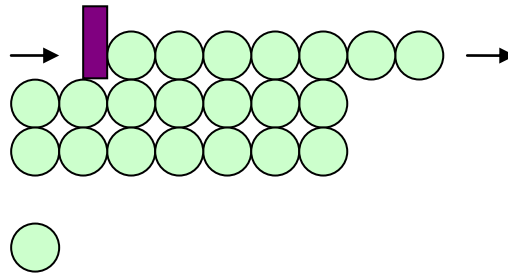
In Metallen geben die Atome ihre Valenzelektronen ab. Diese bewegen sich frei zwischen den positiv geladenen Atomrümpfen und halten diese so zusammen (Elektronengas).

Metalleigenschaften

Metalle sind elektrisch leitfähig. Beim Anlegen einer Gleichspannung wandern die Elektronen zwischen den Atomrümpfen zum Pluspol, während der Minuspol Elektronen nachliefert. Metalle sind daher *Elektronenleiter* (Leiter 1. Ordnung).



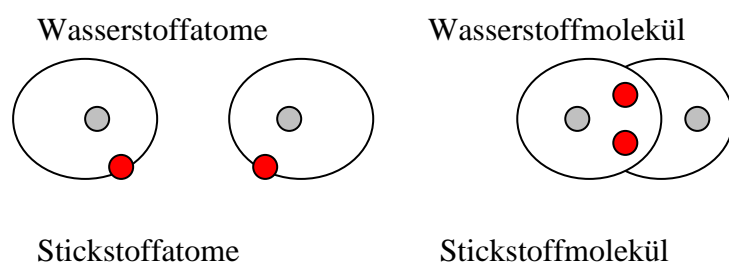
Metalle sind verformbar. Da die Atomrümpfe durch das Elektronengas zusammengehalten wird, sind die Ebenen leicht verschiebbar.



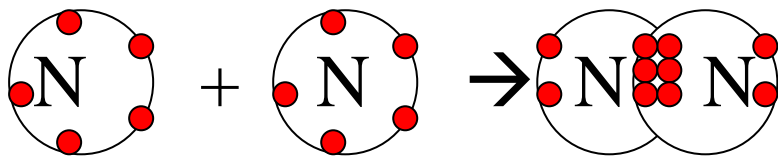
Auch die gute Wärmeleitfähigkeit ist auf diese Art Bindung zurückzuführen: Die Elektronen werden durch Wärmeenergie in höhere Energiezustände gehoben und die Atomrümpfe in Schwingungen versetzt, die an benachbarte Teilchen weitergegeben wird.

Atombindung

Auch kovalente, oder Elektronenpaarbindung genannt. Dabei überlappen die Atomhüllen einzelnen Nichtmetallatome und bilden ein gemeinsames Molekülorbital. Dabei geraten die Elektronen in den Anziehungsbereich beider Kerne und halten so die Atome zusammen (bindendes Elektronenpaar). Neben Einfachbindungen können auch Doppelbindungen (z.B. O₂) und Dreifachbindungen (z.B. N₂) gebildet werden.



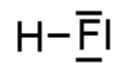
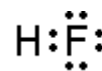
(Dreifachbindung)



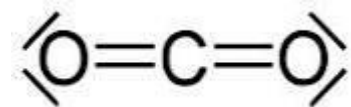
Valenzstrichformel

Eine vereinfachte Darstellung der Atome und ihrer Bindungen. Dabei werden freie Elektronenpaare als Striche um das Elementsymbol dargestellt, bindende Elektronenpaare als Striche zwischen den Elementsymbolen.

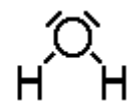
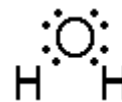
Z.B.: Fluorwasserstoff



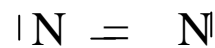
Kohlenstoffdioxid



Wasser



Stickstoff

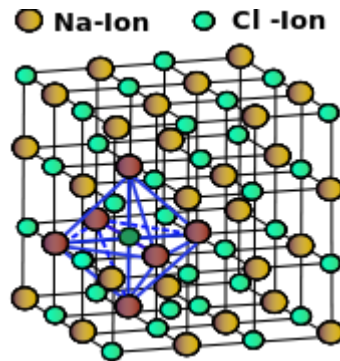


Regeln:

1. Die Anzahl der Valenzelektronen entspricht der Nummer der Hauptgruppe
2. Durch die Elektronenpaarbindungen erreichen die Bindungspartner Edelgaskonfiguration. Also werden so viele Bindungen ausgebildet, wie die Atome zum Erlangen dieser benötigen. Die verbleibenden Elektronen bilden die nichtbindenden, oder freien Elektronenpaare.

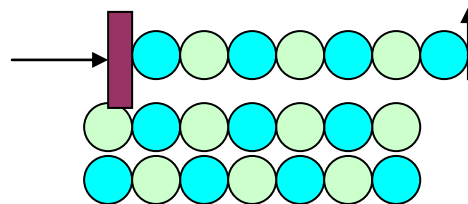
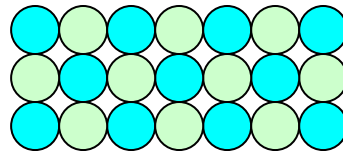
Ionenbindung:

Bei der Reaktion von Metallen mit Nichtmetallen entstehen Kationen und Anionen, die ein Ionengitter bilden und sich durch elektrostatische Kräfte aufgrund ihrer gegensätzlichen Ladung stark anziehen.



Eigenschaften von Salzen und Salzlösungen

Die starken Anziehungskräfte zwischen den Ionen sind für die hohen Schmelztemperaturen der Salze verantwortlich. Salze sind spröde, d.h. sie zerbrechen bei Druckausübung. Dadurch erfolgt eine Verschiebung des Ionengitters. Dies hat zur Folge, dass gleichartig geladene Ionen nebeneinander zu liegen kommen und sich abstoßen.



Salzlösungen enthalten frei bewegliche Ionen. Diese transportieren Ladungen und machen die Salzlösung somit leitfähig = Ionenleiter (Leiter 2. Ordnung). Anionen fließen zum Pluspol, Kationen zum Minuspol.