

Charakteristisch für die Denkweise in der Naturwissenschaft Chemie sind zwei Betrachtungsebenen:

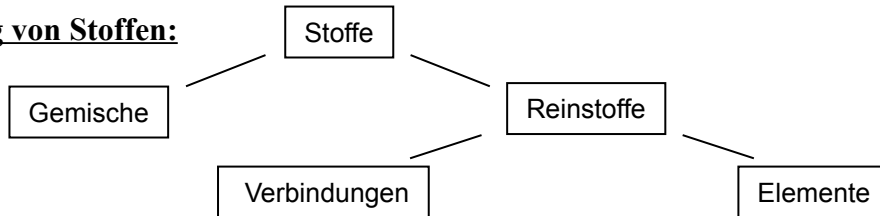
Stoffebene:

Betrachtungen an Stoffportionen und Reaktionen (Fakten, Phänomene).

Teilchenebene:

Deutung der Fakten durch die Vorstellung von der Existenz kleinster Teilchen und Teilchenverbände.

Einteilung von Stoffen:



Stoffportion:

Dinge der Welt, in der wir leben, werden bestimmt durch Stofflichkeit, Quantität und Form. Betrachtet man nur die Stofflichkeit und die Quantität, so spricht man von Stoffportionen.

Reinstoffe:

Reinstoffe haben bei gleichen Bedingungen (Temperatur, Druck) bestimmte qualitative Eigenschaften (z.B. Farbe, Geruch, Geschmack, Aggregatzustand) und quantitative Eigenschaften (z.B. Schmelz- und Siedetemperatur, Dichte). Sie können durch bestimmte Eigenschaftskombinationen charakterisiert werden können.

Chemische Verbindungen

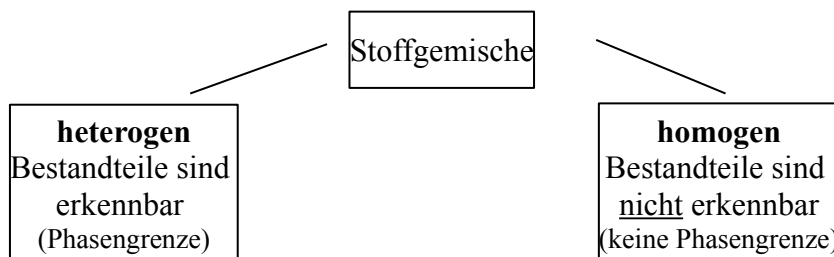
Reinstoffe, die sich in Elemente entbinden lassen.

Chemische Elemente

Reinstoffe, die sich nicht weiter entbinden lassen. Elemente bestehen nur aus einer Art von Teilchen.

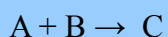
Stoffgemische

Stoffgemische bestehen aus mehreren Reinstoffen. Ihre Eigenschaften hängen vom Mischungsverhältnis ab:

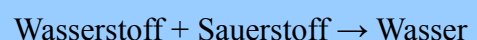


Die Synthese

Bildungsreaktion einer Verbindung aus zwei oder mehreren Reinstoffen.

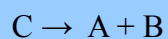


Beispiel: Synthese von Wasser



Die Analyse

Entbindung einer Verbindung in zwei oder mehrere Reinstoffe.



Beispiel: Analyse von Wasser

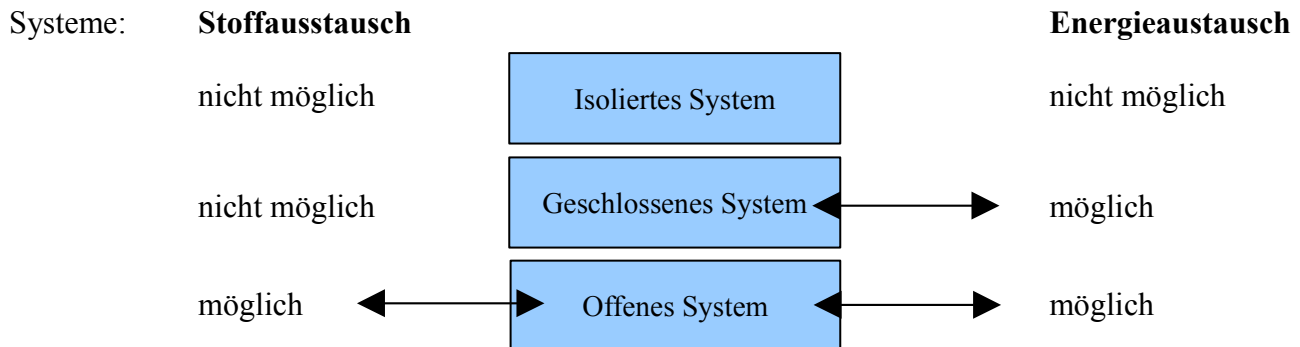


Chemische Reaktionen

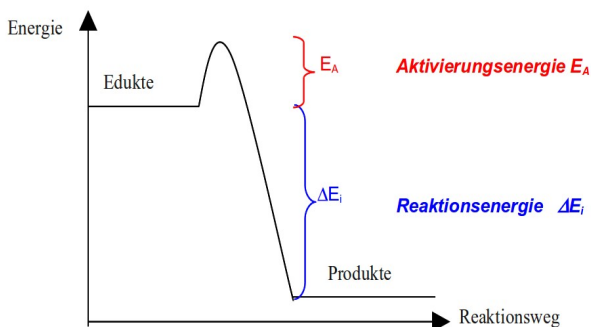
Chemische Reaktionen sind Stoff- und Energieumwandlungen:

Stoffumwandlung	Energieumwandlungen	
Bei chemischen Reaktionen entstehen neue Stoffe mit neuen Eigenschaften.	Exoenergetische Reaktionen	Endoenergetische Reaktionen

Innere Energie: Der gesamte Energievorrat im Inneren eines Systems $[E_i] = 1\text{kJ}$.



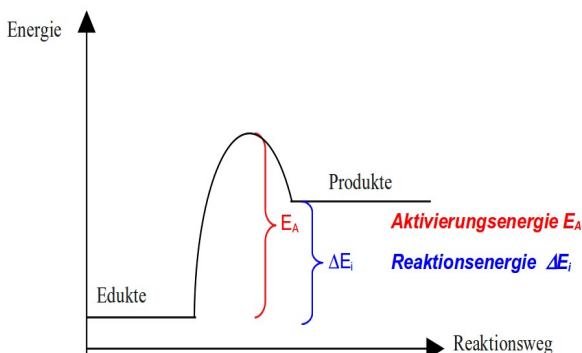
Exoenergetische Reaktion



E_i des Ausgangssystems $>$ E_i des Endsystems $\Rightarrow \Delta E_i < 0$
Energie wird vom System an die Umgebung abgegeben.

exotherme Reaktion $\Rightarrow \Delta E_i = Q < 0$
Energie wird vom System in Form von Wärme an die Umgebung abgegeben.

Endoenergetische Reaktion



E_i des Ausgangssystems $<$ E_i des Endsystems $\Rightarrow \Delta E_i > 0$
Energie wird vom System aus der Umgebung aufgenommen.

endotherme Reaktion $\Rightarrow \Delta E_i = Q > 0$
Energie wird vom System in Form von Wärme aus der Umgebung aufgenommen.

Die Reaktionswärme Q ist die Wärmemenge, die bei exothermen chemischen Reaktionen frei wird bzw. bei endothermen Reaktionen benötigt wird.

Katalysatoren

Katalysatoren setzen die Aktivierungsenergie E_A bestimmter chemischer Reaktionen herab und liegen am Ende der Reaktion in unveränderter Form vor.

Energie

Energie kann nicht verloren gehen oder aus dem Nichts entstehen. Verschiedene Formen von Energie (Wärme, Licht, innere Energie eines Stoffes, elektrische Arbeit, ...) können ineinander umgewandelt werden.

Die Teilchenzahl: N

Die Teilchenzahl N gibt die Anzahl der Teilchen in einer Stoffportion an.

Die Teilchenmasse: m_t

Die Teilchenmasse m_t kann in der Einheit Gramm [g] oder in der atomaren Masseneinheit [u] angegeben werden:

$$1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

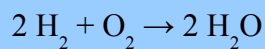
$$\text{Bsp.: } m_t(\text{S}) = 32,07 \text{ u}$$

Die Reaktionsgleichung

Die Reaktionsgleichung gibt an, welche Teilchen in welchem kleinstmöglichen Teilchenzahlenverhältnis miteinander reagieren bzw. entstehen.

Beispiel:

Wasserstoff + Sauerstoff → Wasser



Die Anzahl der Atome einer Atomsorte ist auf beiden Seiten der Reaktionsgleichung identisch. (Entspricht dem Gesetz von der Erhaltung der Masse!)

Der Atombau

Ein Atom ist aus Atomkern und Atomhülle aufgebaut. Der Atomkern ist positiv geladen und enthält fast die gesamte Masse des Atoms (Elementarteilchen: Protonen p⁺ und Neutronen n⁰). Die Atomhülle wird durch negativ geladene Elektronen e⁻ gebildet.

Die positive Ladung des Atomkerns entspricht der negativen Ladung der Atomhülle, da Atome ungeladene Teilchen sind.

Massenzahl: 23

Symbolschreibweise für Atomsorten:

Na

Protonenzahl: 11

Das Energiestufenmodell der Atomhülle

Die Atomhülle ist in Energiestufen gegliedert. Die Energiestufen werden mit den Hauptquantenzahlen n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 gekennzeichnet (alternativ: Buchstaben K, L, M, ..., Q).

Die Formel **2n²** drückt die maximale Elektronenzahl pro Energiestufe aus.

Das Periodensystem der Atomsorten (PSE)

Im Periodensystem sind die Atomsorten so nach steigender Protonenzahl angeordnet, dass die Atome mit gleicher Anzahl an Außenelektronen (**Valenzelektronen**) in einer Gruppe untereinander stehen.

Die Periodennummer gibt die Anzahl der durch die Hauptquantenzahl charakterisierten Hauptenergiestufen an.

Die Diagonale trennt Metalle von Nichtmetallen.

Auf der Diagonalen liegen die Halbmetalle:

hydrogen 1 H 1,0079							helium 2 He 4,0026
lithium 3 Li	beryllium 4 Be	boron 5 B	carbon 6 C	nitrogen 7 N	oxygen 8 O	fluorine 9 F	neon 10 Ne
6,941 sodium 11 Na	9,0122 magnesium 12 Mg	10,811 aluminium 13 Al	12,011 silicon 14 Si	14,007 phosphorus 15 P	15,999 sulfur 16 S	18,998 chlorine 17 Cl	20,180 argon 18 Ar
22,990 potassium 19 K	24,305 calcium 20 Ca	26,982 gallium 31 Ga	28,086 germanium 32 Ge	30,974 arsenic 33 As	32,065 selenium 34 Se	35,453 bromine 35 Br	39,948 krypton 36 Kr
39,098 rubidium 37 Rb	40,078 strontium 38 Sr	69,723 indium 49 In	72,61 tin 50 Sn	74,922 antimony 51 Sb	78,96 tellurium 52 Te	79,904 iodine 53 I	83,80 xenon 54 Xe
85,468 caesium 55 Cs	87,62 barium 56 Ba	114,82 thallium 81 Tl	118,71 lead 82 Pb	121,76 bismuth 83 Bi	127,60 polonium 84 Po	126,90 astatine 85 At	131,29 radon 86 Rn
132,91 francium 87 Fr	137,33 radium 88 Ra	204,38	207,2	208,98	[209]	[211]	[223]

Metalle

Nichtmetalle

Die Edelgasregel

Die Edelgasregel besagt, dass die Atome anderer Atomsorten als die der Edelgase durch Aufnahme oder Abgabe von Valenzelektronen ihrer Atomhüllen die gleiche Anzahl und Anordnung von Elektronen wie die Edelgasatome erreichen. Man spricht von **Edelgaskonfiguration**.

Diese Elektronenkonfigurationen sind so stabil, dass die meisten Edelgase keine chemische Reaktion eingehen (=energetisch stabiler Zustand).

Die Salze

Salze bestehen aus positiv geladenen Kationen (meist Metallkationen) und negativ geladenen Anionen (oft Nichtmetallanionen).

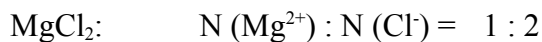
Eselsbrücke: $\text{Ka}^{\text{+}}$ ion $\text{A}^{\text{-}}$ nion

Elektrolyse von Salzlösungen

Die positiv geladenen Kationen werden bei der Elektrolyse an der Kathode durch Aufnahme von Elektronen entladen. Die negativ geladenen Anionen werden bei der Elektrolyse an der Anode durch Abgabe von Elektronen entladen.

Die Verhältnisformel

Die Verhältnisformel gibt das kleinstmögliche ganzzahlige Teilchenzahlenverhältnis in einer Verbindung an:



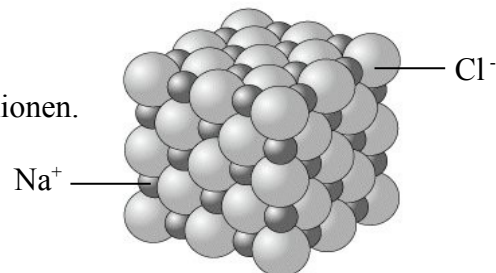
Auf ein Magnesium-Kation kommen im Ionenkristall formal zwei Chlorid-Anionen

Die Ionenbindung

Die chemische Bindung, die in Salzen als Anziehungskraft zwischen Kationen und Anionen wirkt nennt man Ionenbindung.

Das Ionengitter

Regelmäßige Anordnung, Verband aus Kationen und Anionen.



Ionengitter eines Natriumchlorid-Kristalls

Die Metallische Bindung

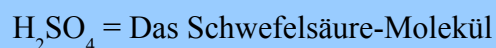
Metalle bilden beim Übergang aus der Schmelze in den festen Zustand Kristalle mit regelmäßig angeordneten Atomen.

Die chemische Bindung, die in den Metallen zwischen den positiv geladenen Metall-Atomrümpfen und relativ frei beweglichen Elektronen („Elektronengas“) wirken bezeichnet man als Metallische Bindung.

Die Moleküle

Moleküle sind Atomverbände, die bei Elementen aus gleichartigen Nichtmetallatomen, bei Verbindungen aus verschiedenartigen Nichtmetallatomen bestehen.

Die **Molekülformel** gibt an, wie viele Nichtmetallatome im Molekül vorhanden sind:



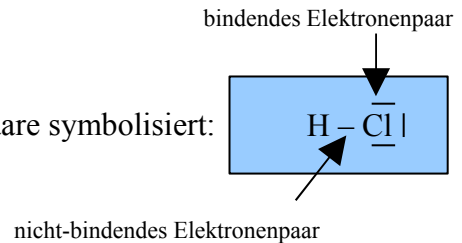
Die Atombindung (Elektronenpaarbindung)

Chemische Bindung, die zwischen Atomen in einem Molekül wirkt.

Die Atombindung ist gleichbedeutend mit der Ausbildung eines gemeinsamen Elektronenpaares und wird daher auch als Elektronenpaarbindung bezeichnet. In einer Einfachbindung liegt ein Bindungselektronenpaar, in einer Doppelbindung liegen zwei und in einer Dreifachbindung drei Bindungselektronenpaare vor.

Valenzstrichformel:

Durch Striche werden bindende und nicht bindende Elektronenpaare symbolisiert:



Bindigkeit: Anzahl der Elektronenpaarbindungen, die ein Atom in einem Molekül ausbildet.

Wichtige Ionen:

Kationen:

Hauptgruppenmetallkationen:



Nebengruppenmetallkationen:



Anionen:



Molekülonen:

Kation:



Anionen:

