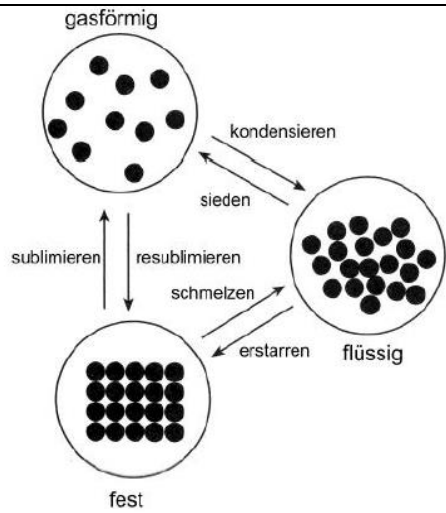


Aggregatzustände



Stoffebene Teilchenebene

Typische Betrachtungsweisen

Stoffebene

→ makroskopisch

Betrachtungen an Stoffportionen und Reaktionen (Fakten, Phänomene)
→ erkennbare & messbare Eigenschaften

Teilchenebene

→ submikroskopisch

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

Lösen Gesättigte Lösung Verdunsten Diffusion

Lösen: Die Teilchen eines Stoffes lagern sich zwischen die Teilchen des Lösungsmittels.

Gesättigte Lösung: Lösung, die kein weiteres Salz / gelösten Stoff aufnehmen kann. Es bildet sich ein Bodenbelag.

Verdunsten: Ein Stoff geht unterhalb seiner Siedetemperatur in den gasförmigen Zustand

Diffusion: selbständige Durchmischung von Stoffen aufgrund der Eigenbewegung ihrer kleinsten Teilchen.

Stoffgemische

		Hauptbestandteil			
	... in ...	Fest	Flüssig sehr fein verteilt	Flüssig Bestandteile erkennbar	Gasförmig
Nebenbestandteil	Fest	Gemenge: Granit, Müsli	Lösung: Von Feststoffen (z.B. Salzwasser) Von Flüssigkeiten (z.B. Weißwein) Von Gasen (z.B. Sprudel)	Suspension: O-Saft, Seewasser, Schlamm	Rauch z.B. Staub / Ruß in Luft
	Flüssig			Emulsion: Milch, Creme	Nebel z.B. Wolken
	Gas				Gasgemisch z.B. Luft

Stoffgemische und Trennverfahren

Die Eigenschaften von Stoffgemischen hängen vom Mischungsverhältnis der Reinstoffe ab.

Aufgrund der unterschiedlichen Kenneigenschaften der Reinstoffe (Dichte, Siedepunkt, Löslichkeit, ...) lassen sich Stoffgemische trennen.

Trennverfahren: z.B. Destillation, Chromatografie, Extraktion, Filtration, ...

Gasnachweise

Sauerstoff: Glimmspanprobe

Ein glimmender Span entflammt in reinem Sauerstoff wieder.

Wasserstoff: Knallgasprobe

Wasserstoff verbrennt im Reagenzglas mit einem fauchenden Knall.

Kohlenstoffdioxid: Kalkwasserprobe

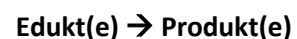
Klares Kalkwasser trübt sich, wenn man Kohlenstoffdioxid einleitet. (Kalk entsteht)

Die Wortgleichung



„A reagiert mit B zu C“

z.B. Wasserstoff reagiert mit Sauerstoff zu Wasser



Gesetzmäßigkeiten bei chemischen Reaktionen

Chemische Reaktionen weisen auf:

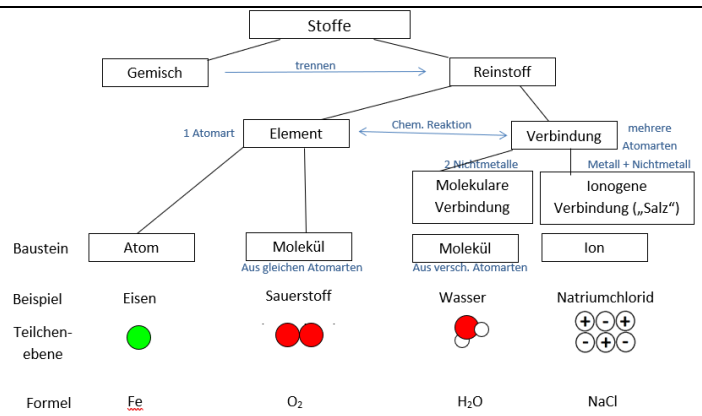
- **Energieumsatz:** Energie wird abgegeben (exotherme Reaktion) oder aufgenommen (endotherme Reaktion)
- **Stoffumsatz:** Edukte reagieren zu Produkten

Satz von der Erhaltung der Masse:

In einem geschlossenen System bleibt die Gesamtmasse aller beteiligten Stoffe bei einer chemischen Reaktion gleich.

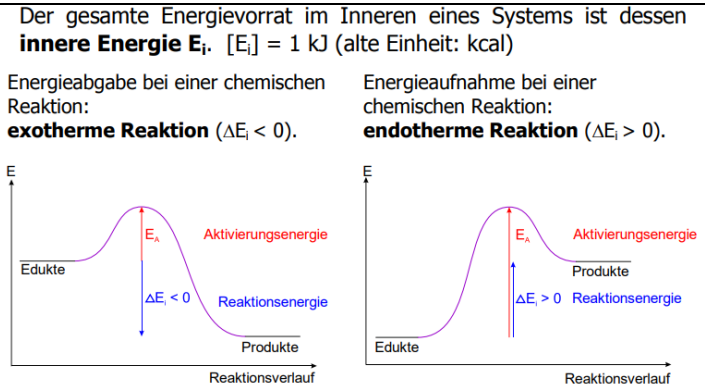
Es findet nur eine Umgruppierung von Atomen statt.

Einteilung der Stoffe



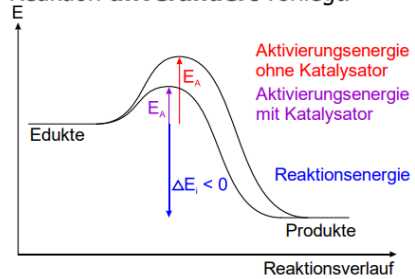
Energiediagramme

Exotherme Reaktion
Endotherme Reaktion



Katalysator

- Ein Katalysator ist ein Stoff, der
- die **Aktivierungsenergie herabsetzt**
 - die Reaktion **beschleunigt** und
 - nach der Reaktion **unverändert** vorliegt.



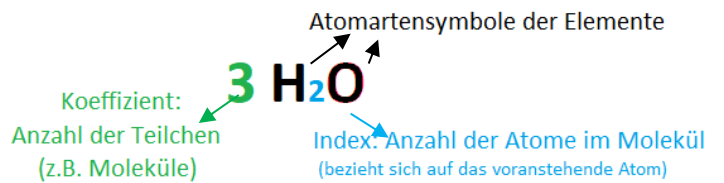
Das Periodensystem der Elemente (PSE)

Periode	Hauptgruppen				Hauptgruppen			
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	1 H Wasserstoff 1,0							2 He Helium 4,0
2	3 Li Lithium 6,9	4 Be Beryllium 9,0	5 B Bor 10,8	6 C Kohlenstoff 12,0	7 N Stickstoff 14,0	8 O Sauerstoff 16,0	9 F Fluor 19,0	10 Ne Neon 20,2
3	11 Na Natrium 23,0	12 Mg Magnesium 24,3	13 Al Aluminium 27,0	14 Si Silicium 28,1	15 P Phosphor 31,0	16 S Schwefel 32,1	17 Cl Chlor 35,5	18 Ar Argon 39,9
4	19 K Kalium 39,1	20 Ca Calcium 40,1						

Kennen der ersten 20 Elemente
Zudem: Br, I, Fe, Cu, Ag, Au, Pt, Pb

Chemische Formel (Molekülformel)

z.B. $3 \text{H}_2\text{O}$



3 Moleküle Wasser.

Jedes besteht aus 2 Wasserstoff- und 1 Sauerstoff-Atom, die fest miteinander verbunden sind.

Nomenklatur (bei molekularen Verbindungen)

z.B. Kohlenstoffdioxid:
Deutscher Elementname
+ lat. / griech. Elementname
+ id

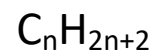
Anzahl der Atome als Zahlwort vorangestellt: (mono) – di – tri – tetra – penta – hexa – hepta – octa – nona – deca

H: Hydrid, C: Carbid, N: Nitrid, O: Oxid, F: Fluorid, S: Sulfid, Cl: Chlorid, Br: Bromid, ...

Aufstellen einer Reaktionsgleichung

1. Anschreiben der beteiligten Stoffe
Wasserstoff + Sauerstoff → Wasser
2. Name durch Formel ersetzen
 $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
3. Zählen der Atomzahlen:
(2 H's, 2 O's) (2 H's, 1 O)
4. Ausgleich der Atomzahlen NUR durch Koeffizienten
 $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
5. Prüfen durch Nachzählen der Atome
(4 H's, 2 O's) (4 H's, 2 O's)

Alkane



Sind Kohlenwasserstoffe,
verbrennen mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser

n = 1: Methan; 2: Ethan; 3: Propan; 4: Butan
5: Pentan; 6: Hexan, 7: Heptan, 8: Octan; 9: Nonan, ...

Atommodelle

Modell nach Dalton

Modell nach Rutherford

Atommodell nach Dalton = Atom als kompakte Kugel

- Atome versch. Elemente unterscheiden sich in Masse und Größe
- Elemente: eine Atomart, Verbindungen: mehrere Atomarten
- Bei chemischen Reaktionen werden Atome umgruppiert.

Atommodell nach Rutherford = Kern-Hülle-Modell

- Atomkern ist: massiv, positiv geladen, sehr klein
- Atomhülle ist: nahezu masselos, negativ geladen, sehr ausgedehnt

Beweis: Streuversuch

Atommasse und Stoffmenge

Absolute Atommasse m_a

Angabe in der Atomaren Masseneinheit 1 [u]

1 [u] entspricht $\frac{1}{12}$ der Atommasse des ^{12}C -Atoms

$$1\text{u} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{g}$$

$$1\text{g} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{u}$$

Den u-Wert kann man im PSE als Massezahl ablesen

Stoffmenge n [mol]

1 mol ist die Stoffmenge eines Stoffes, der seinen u-Wert in Gramm wiegt.

1 mol entspricht **$6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen**

Chemisches Rechnen

n = Stoffmenge [mol]

N = Teilchenzahl

N_A = Avogadrokonstante: $6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$

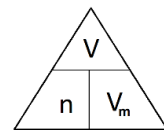
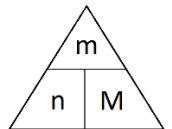
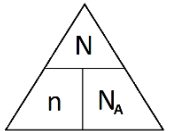
m = Masse [g]

M = Molare Masse [g/mol]

V = Volumen [l]

V_M = Molares Volumen

bei 0°C : 22,4 l/mol



Atombausteine und Ionen

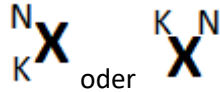
Elementarteilchen	Proton	Neutron	Elektron
Symbol	p^+	n^0	e^-
Ladung	+1	0	-1
Masse	1u	1u	0,0005u
Ort im Atom	Kern	Kern	Atomhülle
	„Nucleon“		

Ionen sind Atome mit

Zuviel Elektronen \rightarrow negative Ladung, Anionen

Zuwenig Elektronen \rightarrow positive Ladung, Kationen

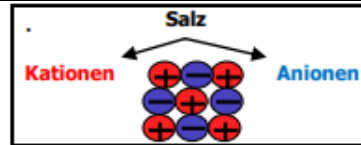
Atome im PSE



X: Elementsymbol
 K: Kernladungszahl = Ordnungszahl
 = Anzahl der Protonen = Anzahl der Elektronen
 N: Nucleonenzahl = Massezahl
 = Summe der Protonen und Neutronen

z.B. ${}^7_3\text{Li}$ Lithium: 3 p⁺, 3 e⁻, 4 n⁰
 Lithium besitzt 3 Protonen, 3 Elektronen
 und 7-3 = 4 Neutronen

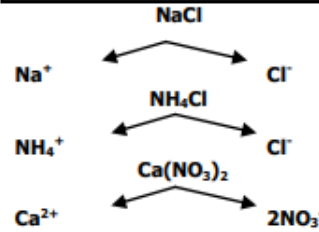
Salze und Ionen



Salze: Verbindungen aus Kationen und Anionen

Kationen: positiv geladene Ionen

Anionen: negativ geladene Ionen



Atom-Ionen
 z.B.: Na⁺, Ca²⁺, Cl⁻

Molekül-Ionen
 z.B.: NH₄⁺, SO₄²⁻, NO₃⁻

Bindungstypen

Ionenbindung
 Metallbindung
 Atombindung

Jede chemische Bindung beruht auf der Wechselwirkung (Anziehungs- und Abstoßungskräfte) zwischen positiven und negativen Ladungen.

	Ionenbindung	Metallbindung	Atombindung
positive Teilchen	Kationen	Atomrümpfe	Atomkerne
negative Teilchen	Anionen	Elektronen(gas)	Bindungselektronen

Summenformel

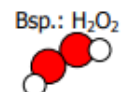
Molekülformel oder Verhältnisformel



Die **Verhältnisformel** gibt das **Zahlenverhältnis** der Ionen in einem Salz (Metall-Nichtmetall-Verbindung) an.



Die **Molekülformel** gibt an, aus **wie vielen Atomen** jeweils ein Molekül (Nichtmetall-Nichtmetall-Verbindung) besteht.



Nomenklatur (bei ionogenen Verbindungen)

z.B. FeCl_3 = Eisen-(III)-chlorid
Deutscher Elementname
+ Ladung des Metallions in römischen Ziffern
+lat. / griech. Elementname
+ id

Die Ladung der Metallionen erhält man

- Aus der Formel durch Rechnung
- Aus dem PSE (Ionenladungen +I, +II, +III, +IV, -III, -II, -I)

Ionisierung und Ionenladungszahl

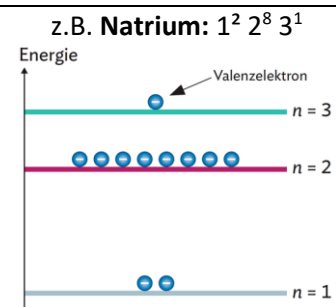
Ionisierung: Durch Abspaltung eines Elektrons von einem Atom bildet sich ein Ion.

Ionisierungsenergie: Die zur Abspaltung benötigte Energie in [eV]. (Je mehr Elektronen abgetrennt werden, desto mehr steigt Anziehungskraft des Kerns auf die verbleibenden Elektronen → die Ionisierungsenergie steigt)

Ionenladungszahl: Gibt an, wie viele Elektronen das Ion mehr (Anion) oder weniger (Kation) besitzt als das entsprechende ungeladene Atom.

z.B. Mg^{2+} -Kation: 2 Elektronen weniger als das Mg-Atom,
 Cl^- -Anion: 1 Elektron mehr als das Cl-Atom

Energiestufenmodell und Elektronenkonfiguration



Valenzelektronen: Elektronen der höchsten besetzten Energiestufe

Maximale Elektronenzahl pro Energiestufe: $2n^2$

Besetzung von der untersten / energiearmen / kernnähesten Energiestufe nach oben; Kernanziehung sinkt

Informationen aus dem Periodensystem

gleiche Anzahl an besetzten Energiestufen

IV. Hauptgruppe

gleiche Zahl an Valenzelektronen
 gleiche Ladung der Ionen / Bindigkeit
 ähnliches chemisches Verhalten

Nukleonenzahl = Protonenzahl + Neutronenzahl

Atomartensymbol

Protonenzahl = Ordnungszahl = Elektronenzahl im ungeladenen Atom

Kommazahl → Isotope

The diagram shows a small portion of the periodic table. A callout box highlights Carbon (C) in the 2nd period and 4th main group. The callout box contains the text: 'IV. Hauptgruppe', 'gleiche Zahl an Valenzelektronen...', 'Nukleonenzahl = Protonenzahl + Neutronenzahl', 'Atomartensymbol', 'Protonenzahl = Ordnungszahl = Elektronenzahl im ungeladenen Atom', and 'Kommazahl → Isotope'. The callout box also shows the atomic number 6 and the symbol 'C'.

Periode	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 1							He 2
2	Li 3	Be 4	B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10
3	Na 11	Mg 12	Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18

Isotop = Atome des gleichen Elements mit gleicher Protonenzahl, aber unterschiedlicher Neutronenzahl $^{12}_6\text{C}$

Edelgaskonfiguration und Ionenladung

Edelgase besitzen eine voll besetzte höchste Energiestufe
(He: 2, Rest: 8 Elektronen „**Oktett**“)
Dieser Zustand ist besonders stabil

Durch Elektronenaufnahme, bzw. Elektronenabgabe bilden
die Atome anderer Elemente Ionen mit
Edelgaskonfiguration

→ z.B. Na bildet Na^+ ; Al bildet Al^{3+} und O bildet O^{2-} Ionen
Edelgaskonfiguration wird auch durch das Eingehen von
Atombindungen erreicht

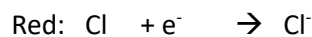
Redoxreaktionen

Donator-Akzeptor-Reaktion

Ein **Elektronendonator** (Reduktionsmittel, z.B. ein Metall-
Atom) gibt Elektronen ab und wird **oxidiert**.



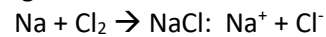
Ein **Elektronenakzeptor** (Oxidationsmittel, z.B. ein
Nichtmetall-Atom) nimmt Elektronen auf und wird
reduziert.



Erstellen einer Redoxgleichung

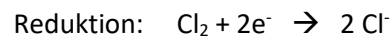
z.B. Bildung von NaCl aus den Elementen

1. Ermittlung der Edukte und Produkte (Ionen einzeln!)

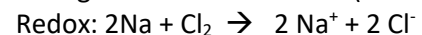


2. Teilgleichungen erstellen:

Red: Elektronenaufnahme, Ox: Elektronenabgabe
Beachten des HONClBrIF!



3. Ausgleich auf gleich viele Elektronen (hier: Ox • 2)



Elektrolyse vs. Salzbildung

Elektrolyse:

- Erzwungene Redoxreaktion, endotherm
- Mithilfe von elektrischer Energie wird eine Verbindung in
ihre Elemente zerlegt
- Am Minuspol: Red: Metallkationen + $\text{e}^- \rightarrow$ Metallatome
- Am Pluspol: Ox: Nmetallanionen \rightarrow Nmetallatome + e^-

Salzbildung:

- Freiwillige Redoxreaktion, exotherm
- Metall- und Nichtmetallatome reagieren zu Ionen,
diese haben Edelgaskonfiguration
- Die Triebkraft der Salzbildung ist die Gitterenergie,
die frei wird, wenn die Ionen sich zum Gitter
anordnen.

Elektrochemische Stromerzeugung

Strom = bewegte Ladungsträger (z.B. Elektronen)

Durch räumliche Trennung von Oxidation und Reduktion wird die chemische Energie freiwillig ablaufender Redox-Reaktionen in elektrische Energie umgewandelt.

Batterie: nicht wiederaufladbar

Akkumulator (Akku): Wiederaufladbar durch Umkehrung der Redoxreaktion (Elektrolyse)

Erklärung zum Copyright:

Wenn nicht anders angegeben, sind alle Abbildungen der aktuellen Ausgabe des Schulbuchs *Chemie 9sg, Gymnasium Bayern* des C.C.Buchner Verlags entnommen.