

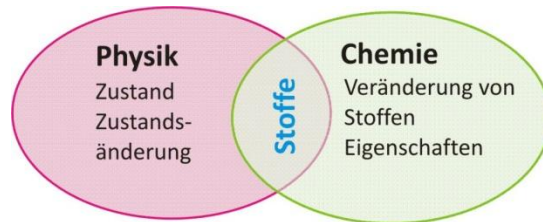
Grundwissenskatalog Chemie 9. Jahrgangsstufe G8

Hinweis:

Dieser Grundwissenskatalog ist für die gesamte 10. bis 12. Jahrgangsstufe Chemie am Gymnasium bei St. Anna verbindlich.

Inhalte dieses Kataloges werden jederzeit vom Fachlehrer sowohl in den kleinen Leistungsnachweisen (Stegreifaufgaben, mündliche Abfragen) als auch in den großen Leistungsnachweisen (Kurzarbeiten bzw. Schulaufgaben) geprüft.

Inhalt:



Einteilung der Stoffgemische

Heterogen	mehrere Phasen
fest/fest	Feststoffgemisch/Gemenge
fest/flüssig	Suspension
fest/gasförmig	Rauch
flüssig/flüssig	Emulsion
flüssig/gasförmig	Nebel/Schaum
Homogen	eine Phase
fest/fest	Legierung
fest/flüssig	Lösung
flüssig/flüssig	Lösung
gasförmig/flüssig	Lösung

wichtige Größen:

Standardbedingungen:

$p = 1013 \text{ hPa}$, $T = 298,15 \text{ K} = 25^\circ \text{ C}$

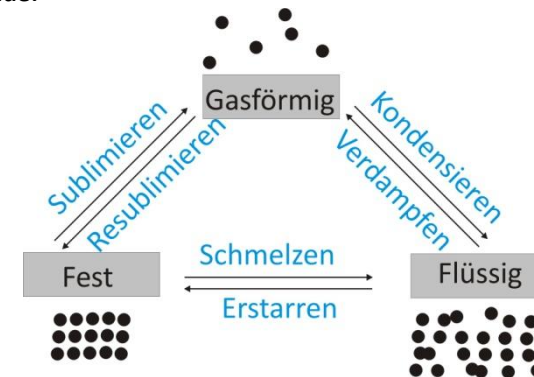
Normbedingungen:

$p = 1013 \text{ hPa}$, $T = 273,15 \text{ K} = 0^\circ \text{ C}$

absoluter Nullpunkt:

0 Kelvin = $-273,15^\circ \text{ C}$

Aggregatzustände:



Wichtige Trennverfahren im Überblick:

Sedimentieren, Dekantieren, Destillieren, Filtrieren, Chromatographie, Zentrifugieren, ...

Beschreibung von Reinstoffen / Formelsprache

Atomare Elemente	z. B. Edelgase, He, Ne, Ar
Molekulare Elemente	H_2 , N_2 , O_2 , alle Halogene (z. B. Cl_2)
Atomgitter	C als Grafit bzw. Diamant
Metalle / Elektronengasmodell	z. B. Na, Mg, Fe
Molekulare Verbindungen	Summenformeln: z. B. H_2O , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
Salze / Ionenverbindungen	Verhältnisformeln: z. B. NaCl , Al_2O_3
	Ionenschreibweise: $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$, $2 \text{Al}^{3+} + 3 \text{O}^{2-}$,

Eigenschaften von Stoffen:

Schmelz- und Siedetemperatur, Dichte, Geruch, Geschmack, Härte, Kristallform, Farbe, Glanz, Löslichkeit, Leitfähigkeit, ...

Molekülionen / Namen

H_3O^+	Oxoniumion (Kennzeichen einer sauren Lösung)		
OH^-	Hydroxidion (Kennzeichen einer alkalischen / basischen Lösung)		
SO_4^{2-}	Sulfat	NO_3^-	Nitrat
SO_3^{2-}	Sulfit	NO_2^-	Nitrit
PO_4^{3-}	Phosphat	CO_3^{2-}	Carbonat

Atomionen / Namen

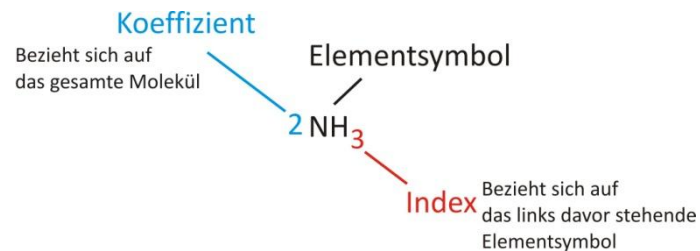
X^- (z. B. Cl^-)	Halogenid	O^{2-}	Oxid
S^{2-}	Sulfid	H^-	Hydrid
N^{3-}	Nitrid	P^{3-}	Phosphid

Drei Arten chemischer Reaktionen:

Analyse (Zersetzung): $\text{AB} \rightarrow \text{A} + \text{B}$

Synthese (Aufbau, Vereinigung): $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$

Umsetzung: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C} + \text{D}$

Chemische Formel:**Unterschied Molekül-/ Verhältnisformel:**

Molekülformel: Das Zahlenverhältnis gibt die tatsächliche Atomanzahl des Moleküls wieder.

Bsp. $\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2$ Wasserstoffatome und 1 Sauerstoffatom

Verhältnisformel: Das Zahlenverhältnis entspricht dem Ionenverhältnis der Ionen im Ionenverband.

Bsp. $\text{MgCl}_2 \rightarrow$ Gitterverband an Magnesium- und Chloridionen im Verhältnis 2 : 1

Symbolschreibweise für den Atombau

7
Li
3

7: 7 Nukleonen

3: 3 Protonen p^+ im Kern / 3 Elektronen e^- in der Hülle

$7 - 3 = 4$: 4 Neutronen n im Kern

Schalenmodell / Energiestufenmodell der Atomhülle

z. B. Mg ; steht in der II. Hauptgruppe und in der 3. Periode
12

\Rightarrow insgesamt 12 Elektronen, davon 2 in der 1. Schale, 8 in der 2. Schale und 2 Valenzelektronen in der 3. Schale

Valenzstrichformel zeigt Verteilung der Valenzelektronen auf die Unterschalen

- ⇒ Valenzschale ist in 4 Unterenergieniveaus (Atomorbitale) weiter aufgeteilt,
die 5 Valenzelektronen verteilen sich wie folgt:
3 einfach besetzte Unterenergieniveaus (Atomorbitale), ein doppelt besetztes
(voll besetztes) Unterenergieniveau (= freies Elektronenpaar)

Wertigkeit / Elektronen

Zahl der Elektronen, die ein *Metallatom* abgeben muss, um den Edelgaszustand zu erreichen;

- ⇒ Metalle sind Elektronendonatoren;
⇒ **Elektronenabgabe = Oxidation;**

Zahl der Elektronen, die ein *Nichtmetallatom* aufnehmen muss, um den Edelgaszustand zu erreichen;

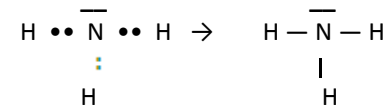
- ⇒ Nichtmetalle sind Elektronenakzeptoren;
⇒ **Elektronenaufnahme = Reduktion;**

Ermittlung von Formeln für Verbindungen mithilfe der Wertigkeiten

Einfache Salze (Metallkation / Nichtmetallanion)



Einfache Moleküle (Nichtmetalle)

**Ermittlung der Valenzstrichformel: Überlappung einfach besetzter Atomorbitale****Atommassen / Stoffmengen**

Relative Atommasse:

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} m(\text{C})$$

Stoffmenge n, Umrechnungsfaktor für u in g:

$$1 \text{ mol} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}$$

Molare Masse M:

Masse in Gramm bezogen auf 1 mol = $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen;

- ⇒ Zahlenwert der relativen Atommasse kann nun beibehalten werden;

Bezug zum PSE:

7
Li
3

- 7: relative Atommasse = 7 u
7: Molare Masse = 7 g/mol
7: absolute Atommasse = $7 \text{ g} / 6,022 \cdot 10^{23}$

Zusammenhang:

$$\rho = \frac{m}{V} \qquad n = \frac{m}{M}$$

Molares Volumen von Gasen bei Normbedingungen:

$$V_m = 22,4 \text{ l/mol} \qquad V_m = \frac{V}{n}$$

Konzentration c von Lösungen:

$$c = \frac{n}{V}$$

$$N = N_A \cdot n$$

Energiebeteiligung bei chemischen Reaktionen

Änderung der INNEREN Energie E_i :

$$\Delta E_i = E_i (\text{Produkte}) - E_i (\text{Edukte})$$

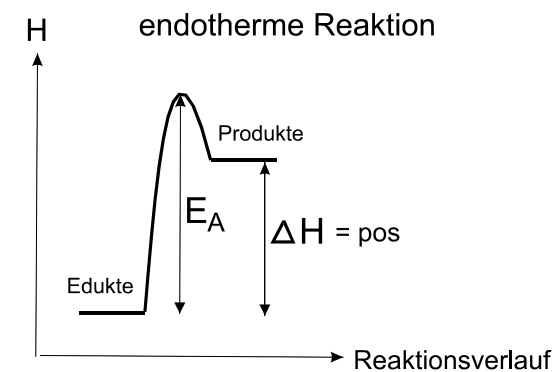
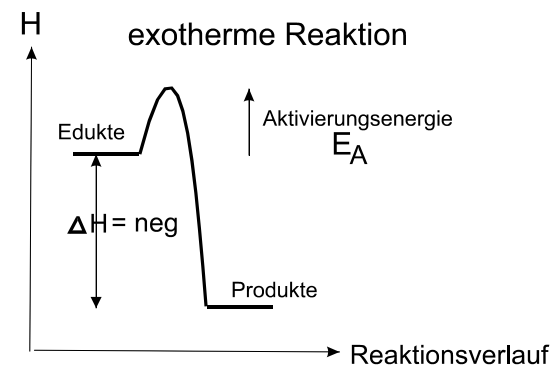
Änderung der REAKTIONSENTHALPIE H :

$$\Delta H = H (\text{Produkte}) - H (\text{Edukte})$$

$\Delta H = \text{negativer Zahlenwert} \Rightarrow$ exotherme Reaktion, Energie wird abgegeben;

$\Delta H = \text{positiver Zahlenwert} \Rightarrow$ endotherme Reaktion, Energie wird aufgenommen;

Energiediagramme für exotherme und endotherme Reaktionen:



Katalysator:

\Rightarrow setzt Aktivierungsenergie herab;