

Chemische Grundgesetze

Gesetz von der Erhaltung der Masse (Lavoisier 1785)

Abbrennen einer Kerze	→ Massenverlust	} geschlossenes System
Eisennagel rostet	→ Massenzunahme	

„Bei allen chemischen Vorgängen bleibt die Gesamtmasse der an der Reaktion beteiligten Stoffe konstant“

Da das Gesetz nicht streng gilt, muss dieses erweitert werden:

In Bezug auf die Einsteinsche Gleichung gilt das Gesetz der Erhaltung der Massen.

Beispiel: Einsteinsche Gleichung: $E = m \cdot c^2$ mit $c \approx 3 \cdot 10^8 \frac{m}{s}$

$E = 900 \text{ kJ}$ $\Delta m = \frac{9 \cdot 10^5 \text{ Js}^2}{9 \cdot 10^{16} \text{ m}^2} = 10^{-11} \text{ kg}$ $1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m} = 1 \text{ kg m}^2 \text{ s}^{-2}$

Das geschlossene System der Edukte einschließlich des entsprechenden Energieinhaltes hat den gleichen Quotient aus Energie / Masse, wie das der Produkte einschließlich des entsprechenden Energieinhaltes. Der Quotient stellt die Lichtgeschwindigkeit c dar.

Es gilt: $c^2 = \frac{\Delta E}{\Delta m} = \text{const.}$ $\Delta m = \frac{\Delta E}{c^2}$ $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$

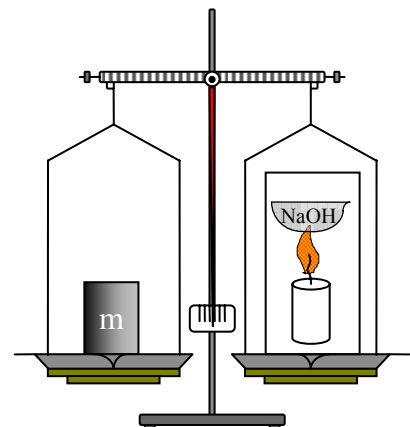
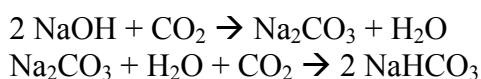
Folglich können sehr kleine Massenänderungen große Energieänderungen herbeiführen, aus wenig Masse viel Energie entstehen. Masse und Energie verhalten sich proportional zueinander.

Versuch: Verbrennung einer Kerze unter NaOH

Verbrennt man eine Kerze unter NaOH (Plätzchen), dann bemerkt man kaum eine Änderung des Gewichtes der Kerze (siehe Abb.)

Erklärung: Die bei der Verbrennung entstehenden Produkte werden z.T. aufgefangen.

Das Wachs wird oxidiert zu Wasser und Kohlendioxid.



Stöchiometrische Gesetze:Gesetz der konstanten Proportionen (Proust, 1799)

Zersetzung von Wasser

Wasser + Energie → Sauerstoff + Wasserstoff
Massenverhältnis: 7,963 : 1

„Das Massenverhältnis zweier sich zu einer Verbindung vereinigenden Elemente ist konstant.“

Gesetz der multiplen Proportionen (Dalton 1803)

Zwei Elemente bilden mehrere Verbindungen:

Sauerstoff : Stickstoff
 0,571 : 1 = 1 • 0,571
 1,141 : 1 = 2 • 0,571
 1,713 : 1 = 3 • 0,571
 2,284 : 1 = 4 • 0,571
 2,855 : 1 = 5 • 0,571

„Die Massenverhältnisse zweier sich zu verschiedenen chemischen Verbindungen vereinigenden Elemente stehen im Verhältnis ganzer Zahlen zueinander.“

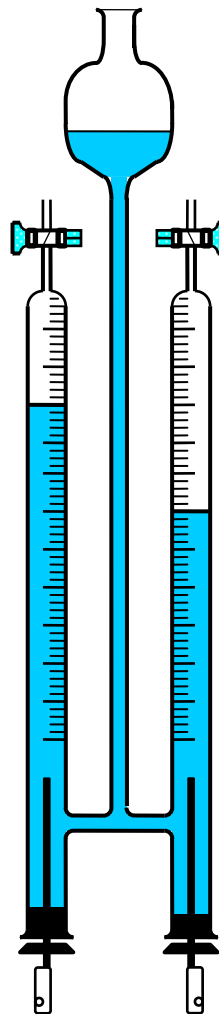
Wasserzersetzung:

Massenverhältnis:

H : O → 1 : 7,936

Volumenverhältnis:

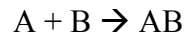
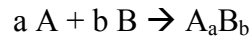
H : O → 2 : 1

**Wasserzersetzung
nach Hoffmann**

Daltonsche Atomtheorie:

Chemische Elemente sind aus kleinsten, chemisch nicht weiter zerlegbaren Teilchen, den sog. Atomen aufgebaut.

→ Alle Atome eines Elementes haben die gleiche Masse:



Relative Atommasse: Sauerstoff + Wasserstoff
7,936 : 1



Relative Atommassen: Zahlenverhältnisse der Atome in den Verbindungen.

Chemisches Volumengesetz (Gay – Lussac, 1808)

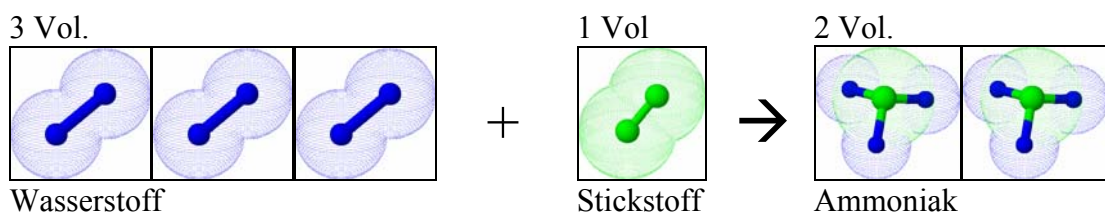
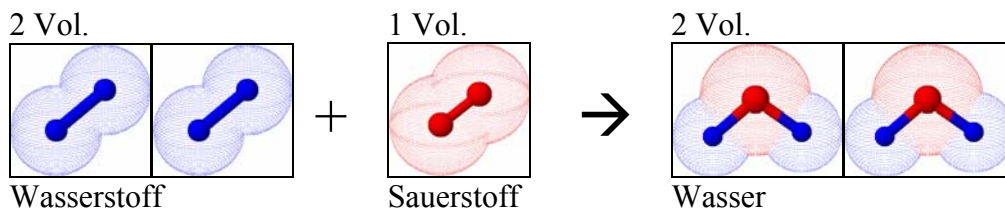
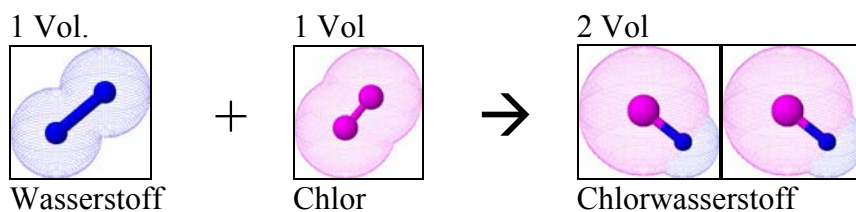
Synthese:

Wasser: 2 Vol. Wasserstoff + 1 Vol. Sauerstoff → 2 Vol. Wasser

Chlorwasserstoff: 1 Vol. Chlor + 1 Vol. Wasserstoff → 2 Vol Chlorwasserstoff

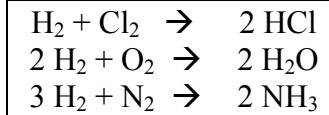
Ammoniak: 1 Vol. Stickstoff + 3 Vol. Wasserstoff → 2 Vol. Ammoniak

„Das Volumenverhältnis gasförmiger, an einer chemischen Reaktion beteiligter Stoffe lässt sich bei gegebener Temperatur und gegebenem Druck durch einfache ganze Zahlen wiedergeben.“



Avogadrosches Gesetz (1811):

„Gleiche Volumina idealer Gase enthalten bei gleichem Druck und gleicher Temperatur gleich viele Moleküle“

Reaktionsgleichungen:Bezugsgröße der Atommassen:

$$H_2O \quad m_H : m_O$$

$$1 : 7,936$$

Dalton hat die Bezugsgröße für die relative Atommasse mit Wasserstoff $H = 1$ definiert, d.h. Sauerstoff O hat die relative Atommasse von $m_O = 7,936 \cdot 2 = 15,872$. Seit 1961 gibt die IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) als relative Bezugsgröße das Kohlenstoffnuklid $^{12}C = 12$ vor. Dieses Kohlenstoffnuklid kommt zu 98,9% im natürlichen Kohlenstoff vor.

- $\rightarrow H : 1,008$
- $\rightarrow O : 15,999$
- $\rightarrow N : 14,007$
- $\rightarrow C : 12,011 \rightarrow + 1,1 \% = 0,011$ andere Isotope

Molare Masse und Konzentration:

relative Atommasse A_r (dimensionslos)
relative Molekülmasse M_r (dimensionslos)

e.g. H_2O : $M_r = 2 \cdot 1,008 + 1 \cdot 15,999 = \underline{18,015}$

Die den Atom- bzw. Molekülmassen entsprechenden Grammengen enthalten die gleiche Anzahl von Atomen bzw. Molekülen. 1 mol einer Substanz enthält ebenso viele Teilchen wie in 12 g des Kohlenstoffnuklids ^{12}C enthalten sind.

Mol in [mol] $n = \text{Anzahl der Mole}$

molare Masse:
$$M = \frac{m}{n} \quad \begin{matrix} m = \text{Masse in [g]} \\ n = \text{Menge in [mol]} \end{matrix} \quad \text{Einheit: } \left[\frac{g}{mol} \right]$$

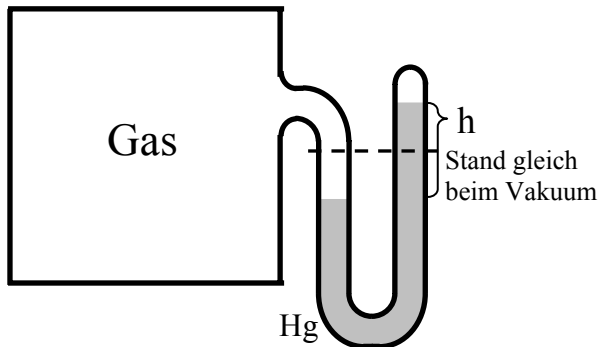
Konzentration:
$$c = \frac{n}{V} \quad V = \text{Volumen} \quad \text{Einheit: } \left[\frac{mol}{l} \right]$$

e.g. molare Konzentration in 1 l Wasser: $c_{mol} = \frac{55,55 \text{ mol}}{1l} = 55,55 \frac{mol}{l}$

Bestimmungen von Atom- und Molekülmassen:relative Atom- und Molekülmassen

Normalbedingungen (0°C, 1,013 bar) \Rightarrow 1 mol eines idealen Gases entspricht 22,4138 l \rightarrow relative Molekülmasse

Einfluss von Temperatur und Druck führen zur Zustandsgleichung idealer Gase.



Austausch des Gases führt zu gleichem Druck.

Grund: schwere Moleküle mit gleicher kinetischen Energie (es liegt eine braunsche Bimmelbewegung vor) werden langsamer und üben einen gleichen Druck aus:

$$E_{kin} = \frac{1}{2} m \cdot v^2 \quad p = \frac{F}{A}$$

hier gilt: $p = h \cdot \rho$,
Druck = Höhe • Dichte

Einheit: Torr (mm – Hg – Säule)

Dichte: $\rho_{Hg} = 13,595 \frac{g}{cm^3}$

Einfluss der Temperatur: T steigt an $\rightarrow V = \text{const.} \Rightarrow p \nearrow$

Grund: erhöhte braunsche Bimmelbewegung

T steigt an $\rightarrow p = \text{const.} \Rightarrow V \nearrow$

Heißt: $p \sim T \wedge V \sim T$

$pV_m = kT$ (T in °K \wedge t in °C) mit $k = nR$ mit R, universelle Gaskonstante,
 $R = 8,314412 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

Allgemeine Zustandsgleichung idealer Gase:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

- Teilgesetze (historisch)
- Boyle – Mariotte
 $p V = a$ ($a = nRT$)
 $n, T = \text{const.}$
 - Gay – Lussac
 $p = b T$ ($b = \frac{nR}{V}$)
 $n, p = \text{const.}$
 - Avogadro
 $n = \frac{pV}{RT}$

Absolute Atom – und Molekülmassen:

$$\boxed{m_{A,M} = \frac{M}{N_A}} \quad \text{mit: } N_A = \text{molare Teilchenzahl} \quad \boxed{N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}}$$

$$\text{e.g. } m_{H_2O} = \frac{18,015 \text{ g mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}} = 2,992 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Atomare Masseneinheit u:

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} \text{ der Masse von } ^{12}\text{C}$$

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

Stoff	absolute Masse $m_{A,M}$	relative Masse A_r, M_r	molare Masse M
H	1,008 u	1,008	1,008 g • mol ⁻¹
H ₂ O	18,015 u	18,015	18,015 g • mol ⁻¹