

Die Stoffmenge (n)

1  $^{12}\text{C}$ -Atom hat die Masse 12 u!

-> unwägbar!

1u=1,66\*10<sup>-24</sup>g

1mol  $^{12}\text{C}$ -Atome hat die Masse 12g

Größe: Stoffmenge

Zeichen: n

Einheit: mol

Beispiel: n( $^{12}\text{C}$ )=1mol => Masse=12g

**Ein Mol ist die Stoffmenge eines Systems, das aus ebensoviel Einzelteilchen besteht, wie Atome in 12g Kohlenstoff ( $^{12}\text{C}$ ) enthalten sind. Bei Verwendung des Mols müssen die Einzelteilchen genau bezeichnet werden.**

**Bsp.: n(O<sub>2</sub>) -> Stoffmenge bezogen auf Sauerstoffmoleküle**

**n(O) -> Stoffmenge bezogen auf Sauerstoffatome**

Berechnung der Teilchenzahl N<sub>L</sub> (Lohschmidtsche Zahl)

in 1mol  $^{12}\text{C}$  (Kohlenstoff)

n( $^{12}\text{C}$ )=1 mol ; Masse von 1 mol  $^{12}\text{C}$ =12g

m(N<sub>L</sub> <sup>$^{12}\text{C}$</sup> )=N<sub>L</sub>\*m<sub>a</sub>( $^{12}\text{C}$ )

$$N_L = \frac{m(N_L^{12C})}{m_a(^{12C})} = \frac{12\text{ g}}{12\text{ u}}$$

$$N_L = \frac{12\text{ g}}{12 * 1,66 * 10^{-24}\text{ g}} = 6,02 * 10^{23}$$

**Eine Stoffportion mit der Stoffmenge n=1mol enthält N<sub>L</sub>, also 6,02\*10<sup>23</sup> Teilchen.**

**1mol ( $^{12}\text{C}$ ) entspr. 6,02\*10<sup>23</sup> Teilchen**

**0,5mol ( $^{12}\text{C}$ ) entspr. 3,01\*10<sup>23</sup> Teilchen**

**2mol ( $^{12}\text{C}$ ) entspr. 12,04\*10<sup>23</sup> Teilchen**

**allgemein:**

$$N_{(x)} \sim n_{(x)}$$

$$\frac{N_{(x)}}{n_{(x)}} = \text{const.}$$

$$\rightarrow \frac{N_{(x)}}{n_{(x)}} = N_A \quad \begin{array}{l} \text{Avogadro-Konstante} \\ \text{Einheit: 1/mol} \end{array}$$

**N<sub>A</sub>=6,02\*10<sup>23</sup> \* 1/mol**

Übungsaufgaben

1. Wie groß ist die Stoffmenge einer Stoffportion Chlor mit 0,15\*10<sup>23</sup> Chlormolekülen.

$$N_{(Cl_2)} = n_{(Cl_2)} * N_A$$

$$n_{(Cl_2)} = \frac{N_{(Cl_2)}}{N_A}$$

$$n_{(Cl_2)} = \frac{0,15 * 10^{23}}{6,02 * 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}}$$

$$n_{(Cl_2)} = 0,025 \text{ mol}$$

2. a) Wie viele Wasserteilchen enthalten 0,03 mol Wasser?

$$\frac{N_{(x)}}{n_{(x)}} = N_A$$

$$N_{(H_2O)} = n_{(H_2O)} * N_A$$

$$N_{(H_2O)} = 0,03 \text{ mol} * 6,02 * 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$$

$$N_{(H_2O)} = 1806 * 10^{19}$$

2. b) Wie viele Wasserstoffatome sind in 0,03 mol Wasser enthalten?

$$N_{(H_2O)} = 1806 * 10^{19}$$

$$N_{(H)} = 3612 * 10^{19}$$

3. Wie groß ist die Stoffmenge einer Stoffportion Ammoniak ( $NH_3$ )  $18,06 * 10^{23}$  Wasserstoffatome?

$$\text{Geg.: } N_{(H)} = 18,06 * 10^{23}; N_A = 6,02 * 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}; N_A = \frac{N_{(x)}}{n_{(x)}}$$

$$\text{Ges.: } n_{(NH_3)}$$

$$\text{Ber.: } N_A = \frac{N_{(x)}}{n_{(x)}}; n_{(H)} = \frac{N_{(H)}}{N_A}; n_{(H)} = \frac{18,06 * 10^{23}}{6,02 * 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}}; n_{(H)} = 3 \text{ mol}$$

$$n_{(NH_3)} = 1 \text{ mol}$$

### Die molare Masse

Es gilt  $n \sim m$

$$\frac{m}{n} = \text{const.}$$

$$\frac{m}{n} = M (M = \text{molare Masse}; [M] = \frac{[g]}{[mol]})$$

$$M_{(C)} = 12 \text{ g/mol}$$

$$M_{(H)} = 1 \text{ g/mol}$$

$$M_{(CH_3)} = 16 \text{ g/mol}$$

### Übung

1.) Buch Seite 58/Aufgabe 1

$$\text{Geg.: } m_{(Al)} = 80 \text{ mg}$$

$$M_{(Al)} = 27 \text{ g/mol}$$

$$N_A = 6,02 * 10^{23} \text{ 1/mol}$$

$$\text{Ges.: } N_{(Al)} \text{ in } 80 \text{ mg Al}$$

Ber.:  $n = \frac{m}{M}; n = \frac{N}{N_A}$

$$n = \frac{m_{(Al)}}{M_{(Al)}} = \frac{80 \text{ mg}}{27 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{80 \text{ mg}}{27 \frac{\text{mg}}{\text{mmol}}} = 2,96 \text{ mmol}$$

$$N = m \cdot N_A; N = 2,96 * \frac{1}{1000} * \text{mol} * 6,02 * 10^{23} \text{ mol} = 5,28 * 10^{18}$$

Ant.: in 80 mg Aluminium sind  $5,28 * 10^{18}$  Aluminiumatome enthalten.

2.)

Geg.:  $m_{(Fe)} = 1 \text{ g}$   
 $M_{(Fe)} = 26 \text{ g/mol}$

Ges.:  $N_{(Fe)}$

Ber.:  $M = \frac{m}{n}; n = \frac{m}{M}$

$$n = \frac{1 \text{ g}}{26 \text{ g/mol}} = \frac{1}{26} \text{ mol}$$

$$N_A = \frac{N_{(Fe)}}{n_{Fe}}$$

$$N_{(Fe)} = n_{(Fe)} * N_A$$

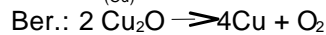
$$N_{(Fe)} = 6,02 * 10^{23} * \frac{1}{\text{mol}} * \frac{1}{26} \text{ mol}$$

$$N_{(Fe)} = 2,3 * 10^{22}$$

3.)

Geg.:  $n(\text{Cu}_2\text{O}) = 1 \text{ mol}$

Ges.:  $N_{(Cu)}$



$$N_{(Cu)} = n_{(Cu)} * N_A$$

$$N_{(Cu)} = 2 \text{ mol} * 6,02 * 10^{23} \text{ 1/mol} = 12,04 * 10^{23}$$

4.) Buch S. 58/Aufgabe 2

Geg.:  $A = 510 * 10^{18} \text{ mm}^2$

$$m_{(C)} = 12 \text{ g}; N_A = 6,02 * 10^{23} \text{ 1/mol}; M_{(C)} = 12 \text{ g/mol}$$

Ges.:  $\frac{N_{(C)}}{\text{mm}^2}$

Ber.:

$$n = \frac{N_{(C)}}{N_A}; \Rightarrow N_{(C)} = n_{(C)} * N_A = 1 \text{ mol}_{(C)} * 6,02 * 10^{23} \frac{1}{\text{mol}} = 6,02 * 10^{23}$$

$$\frac{N_{(C)}}{A} = \frac{6,02 * 10^{23}}{510 * 10^{18}} = 1180 \text{ C} \rightarrow \text{Atome pro mm}^2 \text{ Erdoberfläche}$$

5.)

Auf der Erde befinden sich  $1,4 * 10^{21}$  Liter Wasser in Meeren und Seen. Ein Teelöffel Traubenzucker (18g) wird gleichmäßig darin verteilt.

Wie viele Zuckermoleküle sind dann pro Liter Wasser enthalten?

$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ g/mol}$

Geg.:  $V(\text{H}_2\text{O}) = 1,4 * 10^{21} \text{ l}$

$$m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 18 \text{ g}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180 \text{ g/mol}$$

Ges.: Zuckermoleküle pro Liter Wasser

Ber.: 1. Bestimmung der Stoffmenge des Traubenzuckers:

$$M = \frac{m}{n}; \Rightarrow m = M \cdot n; \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$n_{(C_6H_{12}O_6)} = \frac{18 \text{ g}}{180 \text{ mol}} = \frac{1}{10} \text{ mol}$$

2. Bestimmung der Teilchenzahl des Traubenzuckers:

$$N_L = \frac{N_{(x)}}{n_{(x)}}; \Rightarrow N_{(x)} = N_L \cdot n_{(x)}$$

$$N_{(C_6H_{12}O_6)} = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}} \cdot 10 \text{ mol} = 6,02 \cdot 10^{22}$$

3. Bestimmung der Teilchenzahl des Traubenzuckers pro Liter Wasser:

$$(602 \cdot 10^{22}) : 1,4 \cdot 10^{21} \text{ * } : \text{ l H}_2\text{O} = 43 \text{ / l H}_2\text{O}$$

Ant.: In 1 Liter Wasser wären 43 Traubenzuckermoleküle mehr als vorher enthalten.

### Das molare Volumen

$n \sim V$

$$\left( \frac{n}{v} = \text{const.} \right) \quad \frac{V}{n} = \text{const.}$$

$$V = \text{const.} \cdot n$$

$$V = V_m \cdot n$$

$$V_m = V/n$$

$V_m$  = molares Volumen

Einheit: [l/mol]

$V_m$  ist berechenbar, wenn die Dichte und die molare Masse eines Stoffes bekannt sind:

$$(1) \quad V_m = \frac{V}{n}$$

$$(2) \quad \delta = \frac{m}{V} \Rightarrow V = \frac{m}{\delta}$$

$$(3) \quad M = \frac{m}{n} \Rightarrow n = \frac{m}{M}$$

$$(2)+(3) \rightarrow (1) \quad V_m = \frac{\frac{m}{\delta}}{\frac{m}{M}} \Rightarrow V_m = \frac{M}{\delta}$$

bei Normbedingungen:  $p = 1013 \text{ hPa}$   
 $T = 273 \text{ K } (0^\circ \text{C})$

$V_{m,n}$  = molares Normvolumen

**Bei gleichem Druck und gleicher Temperatur haben alle Gase das gleiche molare Volumen. Bei Normbedingungen ( $p = 1013 \text{ hPa}$ ;  $T = 273 \text{ K}$ ) ist dies  $22,4 \text{ l/m}_a$ , d.h. in  $22,4 \text{ l/mol}$  eines (idealen) Gases sind 1 mol bzw.  $6,02 \cdot 10^{23}$  Teilchen enthalten.**

Aufgaben:

1.)

Wieviele Moleküle Sauerstoff sind in 1 Liter Sauerstoff bei Normbedingungen enthalten?

Geg.:  $V(\text{O}_2)=1\text{l}$ ;  $N_A=6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$

Ges.:  $N(\text{O}_2)$

$$(1) \quad V_{m_n} = \frac{V}{n} \Rightarrow n = \frac{V}{V_{m_n}}$$

$$(2) \quad N = \frac{n}{N_A}$$

Ber.:

$$(1) \rightarrow (2) \quad N_{\text{O}_2} = \frac{\frac{V_{\text{O}_2}}{V_{m_n}}}{N_A} = \frac{V_{(\text{O}_2)}}{V_{m_n}} * N_A = \frac{1\text{l}}{22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}}} * 6,02 * 10^{23} \frac{1}{\text{mol}} = 2,69 * 10^{22}$$

2.)

0,125g eines Gases nehmen bei 0°C und 1013 hPa ein Volumen von 1,4l ein. Wie groß ist M des Gases und um welches Gas handelt es sich?

Geg.:  $m=0,125\text{g}$ ;  $V=1,4\text{l}$ ; Normbedingungen

Ges.: M

$$\text{Ber.:} \quad V_{m_n} = \frac{M}{\delta}$$

$$M = V_{m_n} * \delta$$

$$\delta = \frac{0,125\text{g}}{1,4\text{l}} = 0,09 \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

$$M = 22,4\text{l} * \text{mol} * 0,09 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

⇒ Es handelt sich um Wasserstoff ( $\text{H}_2$ ).

3.)

Geg.: Periodensystem der Elemente

Ges.: Dichte von  $\text{CO}_2$

Ber.:

$$V_{m_n} = 22,4 \frac{\text{l}}{\text{mol}} = V(\text{CO}_2) \quad \text{bezogen auf ein mol}$$

$$M(\text{CO}_2) = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\rho_{(\text{CO}_2)} = 44 \frac{\text{g}}{22,4} \text{l} = 1,97 \frac{\text{g}}{\text{l}}$$

4.)

Geg.:  $m(\text{Cu}_2\text{O})=28,8\text{g}$

Ges.:  $n(\text{Cu}_2\text{O})$ ;  $n(\text{Cu})$ ;  $n(\text{O})$

Ber.:  $M = 143 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$   
 $n = \frac{m}{M}; \Rightarrow n = \frac{28,8 \text{ g}}{143 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,2014 \text{ mol}$   
 $n_{(\text{Cu}_2\text{O})} = 0,2 \text{ mol}$   
 $n_{(\text{Cu})} = 2 * n_{(\text{Cu}_2\text{O})} = 0,4 \text{ mol}$   
 $n_{(\text{O})} = 1 * n_{(\text{Cu}_2\text{O})} = 0,2 \text{ mol}$   
 $\text{Cu}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{ Cu} + <\text{O}>; 2 \text{ Cu}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{ Cu} + \text{O}_2$   
 $\frac{n_{(\text{Cu}_2\text{O})}}{n_{(\text{Cu})}} = \frac{2}{4} = \frac{1}{2}$   
 $\frac{n_{(\text{Cu}_2\text{O})}}{n_{(\text{O})}} = \frac{1}{1}$

5.)

Unter der Annahme, das Wassermoleküle in einem Wassertropfen (1,8 mg) markiert werden können, wird dieser Wassertropfen mit 2,7 Billionen Liter Wasser aus dem Starnberger See vermischt.

Wieviele Moleküle des markierten Wassers sind dann in 1 ml Wasser aus dem Starnberger See enthalten?

$$m_1 = 1,8 \text{ mg}; \Rightarrow V_1 = 1,8 \text{ ml}$$

$$m_2 = 2,7 * 10^{18} \text{ mg}; \Rightarrow V_2 = 2,7 * 10^{18} \text{ ml}$$

$$n = \frac{m}{M}; \Rightarrow n_1 = \frac{0,00018 \text{ g}}{18 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0001 \text{ mol}$$

$$N = n * 6,02 * 10^{23} \frac{1}{\text{mol}} = 0,0001 \text{ mol} * 6,02 * 10^{23} \frac{1}{\text{mol}} = 6,02 * 10^{19}$$

pro ml:

$$2,7 * 10^{18} \text{ l} = 2,7 * 10^{15} \text{ ml}$$

$$\frac{6,02 * 10^{19} \text{ Moleküle}}{17 * 10^{15} \text{ ml}} = 22296 \frac{\text{Moleküle}}{\text{ml}}$$

6.)

Wieviele Eisenatome sind in einem Stecknadelkopf (0,1g) enthalten?

$$6,02 * 10^{23} \frac{1}{\text{mol}} : 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M = 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$(1) \quad N = n * 6,02 * 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}; \Rightarrow n = \frac{N}{6,02 * 10^{23}}$$

$$(2) \quad n = \frac{m}{M}$$

$$(1) \rightarrow (2) \quad N = \frac{m}{M} * 6,02 * 10^{23}$$

$$N = \frac{0,1 \text{ g}}{56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} * 6,02 * 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$$

$$N = 1,08 * 10^{21}$$

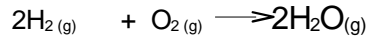
7.)

Wie schwer ist ein Sauerstoffatom?

$$\text{Ges.: } m_{(\text{O})} = x$$

$$\text{Ber.: } \frac{1 \text{ mol}}{16 \text{ g}} = \frac{1}{x}; \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{16 \text{ g}} = \frac{1}{x}$$

$$x = \frac{16 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2,66 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Aussagen von Reaktionsgleichungen

Qualitative Aussage Wasserstoff Sauerstoff Wasser

Quantitative Aussage 2 mol + 1 mol  $\longrightarrow$  2 mol (Menge)2 Stück + 1 Stück  $\longrightarrow$  2 Stück (Menge)2x2g + 1x32g  $\longrightarrow$  2x18g (Masse)

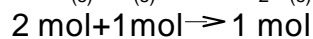
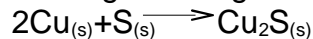
2x2u + 1x32u 2x18u (Masse)

2x22,4l + 1x22,4l 2x22,4l (Volumen; nur bei Gasen)

Bsp.:

Wie viel Kupfersulfid ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ) kann man aus 2g  $\text{Cu}_{(\text{s})}$  herstellen?

1. Reaktionsgleichung



2. Stoffmengenverhältnis

$$\frac{n(\text{Cu})}{n(\text{Cu}_2\text{S})} = \frac{2}{1}$$

$$n(\text{Cu}_2\text{S}) = \frac{2}{1} \cdot n(\text{Cu})$$

3. Stoffmengen berechnen

$$n(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{2 \text{ g}}{63,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,03 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cu}_2\text{S}) = \frac{1}{2} \cdot 0,03 \text{ mol} = 0,015 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cu}_2\text{S}) = \frac{m(\text{Cu}_2\text{S})}{M(\text{Cu}_2\text{S})}$$

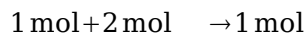
$$M(\text{Cu}_2\text{S}) = 2 \cdot M_{(\text{Cu})} + 1 \cdot M_{(\text{S})} = 159 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m(\text{Cu}_2\text{S}) = n(\text{Cu}_2\text{S}) \cdot M(\text{Cu}_2\text{S}) = 0,015 \text{ mol} \cdot 159 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2,5 \text{ g}$$

Aufgaben:

1.)

Wie viel g, mol und l CO<sub>2</sub> entstehen bei der Verbrennung von 5g Kohlenstoff bei Normbedingungen?



$$n(\text{C}) = m \frac{n(\text{C})}{M}(\text{C}) = \frac{5 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,416 \text{ mol}$$

$$\frac{n(\text{C})}{n}(\text{O}_2) = \frac{1}{1}$$

$$n(\text{C}) = n(\text{CO}_2)$$

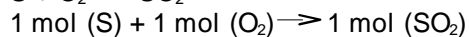
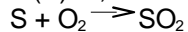
$$V_{m_n} = \frac{V}{n}; \Rightarrow V_{m_n} * n = V; \Rightarrow 22,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} * 0,416 \text{ mol} = 9,1 \text{ l}$$

2.)

Geg.: m(S)=2% von 1t

Ges.: m(SO<sub>2</sub>) und V(SO<sub>2</sub>)

Ber.: m(S)=0,02\*1000kg=20kg



$$\frac{n(\text{S})}{n(\text{SO}_2)} = \frac{1}{1}$$

$$\Rightarrow n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{SO}_2)} = \frac{20 \text{ kg}}{32 \text{ g/mol}} = \frac{20000 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 625 \text{ mol}$$

$$m(\text{SO}_2) = n(\text{SO}_2) * M(\text{SO}_2) = 625 \text{ mol} * 64 \text{ g/mol} = 40 \text{ kg (pro Tonne Kohlenstoff)}$$

$$V_{m_n} = V/n; V = V_{m_n} * n$$

$$V = 22,4 \text{ l/mol} * 625 \text{ mol} = 14000 \text{ l}$$

3.)

Geg.: N(H<sub>2</sub>O)=3,01\*10<sup>23</sup>

$$\delta(\text{H}_2\text{O}) = 0,998 \text{ g/dm}^3$$

$$n = \frac{N}{N_A} = 0,5 \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{M} \Rightarrow m(\text{H}_2\text{O}) = 0,5 \text{ mol} * 18 \text{ g/mol} = 9 \text{ g}$$

$$\delta \frac{m}{V} \Rightarrow m * \delta = 8,98 \text{ l}$$

4.)

Ges.: m<sub>M</sub>(H<sub>2</sub>) in gBer.: 1mol H<sub>2</sub> ≅ 2g

$$1 \text{ mol H}_2 \cong 6,02 * 10^{23} \text{ H}_2\text{-Moleküle}$$

$$\frac{2 \text{ g}}{6,02 * 10^{23} \text{ Moleküle}} = \frac{x \text{ g}}{1 \text{ Molekül}}$$

$$x = \frac{2 \text{ g} * 1}{6,02 * 10^{23}} = 3,32 * 10^{-24}$$

5.)

0,75 l Wein enthalten 12% vol. Ethanol (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH).Dieser wird im Körper zu CO<sub>2</sub> und H<sub>2</sub>O verbrannt.

Wie viele Liter CO<sub>2</sub> können bei Normbedingungen aus dem in der Flasche enthaltenen Alkohol freigesetzt werden?



$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) : n(\text{CO}_2) = 1 : 2$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = m/M$$

$$m(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 0,12 \cdot 0,75\text{kg} = 0,09\text{kg}$$

$$n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = \frac{0,09\text{kg}}{46\text{g/mol}} = 1,96\text{ mol}$$

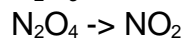
$$n(\text{CO}_2) = 2 n(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = 2 \cdot 1,96\text{ mol} = 3,92\text{ mol}$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V}{V_{m,n}}$$

$$V = 3,92\text{ mol} \cdot 22,4\text{l/mol} = 87,80\text{l}$$

### Verbesserung der 2. Schulaufgabe

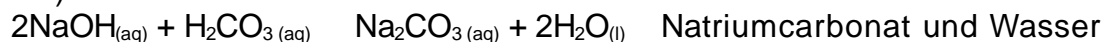
1.)



2.1)



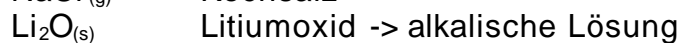
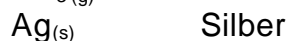
2.2)



2.3)

siehe Heft

3.)



4.1)



SiO<sub>2</sub>: Oxidationsmittel

Mg: Reduktionsmittel

4.2)

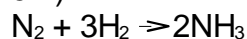
$$n(\text{Si}) : n(\text{Mg}) = 1 : 2$$

$$n(\text{Si}) = \frac{n(\text{Si})}{M(\text{Si})} = 35,71\text{ mol}$$

$$n(\text{Mg}) = 2 \cdot 35,71\text{ mol} = 71,42\text{ mol}$$

$$m(\text{Mg}) = n \cdot M = 1714,3\text{g}$$

5.1)



$$n(\text{NH}_3) : n(\text{H}_2) = 2 : 3$$

$$n(\text{NH}_3) = m/M = 29,41\text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2) = 3/2 \cdot 29,41\text{ mol} = 44,12\text{ mol}$$

$$V = V_{m_n} \cdot n = 22,4 \text{ l/mol} \cdot 44,12 \text{ mol} = 988,21 \text{ l}$$

5.2)

$$N_A = N/n$$

$$N = N_A \cdot n = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol} \cdot 21,41 \text{ mol} = 1,77 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}$$

5.3)

$$6,02 \cdot 10^{23} \hat{=} 17 \text{ g}$$

$$1 \text{ Teilchen} \hat{=} x \text{ g}$$

$$x = \frac{17 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2,83 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

### Quantitative Energiebetrachtung

#### 1. Definitionen

System: abgegrenzter Bereich eines Raumes

Umgebung: der Rest des Raumes

offenes System: Energie- und Materieaustausch möglich  
(z.B. offenes Reagenzglas)

geschlossenes System: nur Energieaustausch möglich  
(z.B. geschlossenes Reagenzglas)

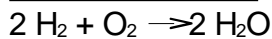
isoliertes System: kein Energie- und Materieaustausch möglich

#### Die Standardbildungsenthalpie

„Energie, die in Form von Wärme umgesetzt wird, nennt man Enthalpie.“  
**Im Zustand, bei dem sich die Elemente unter Standardbedingungen in der energieärmsten Form befinden, beträgt die Enthalpie 0 (Festlegung).**

z.B.: Sauerstoff -> biatomar  $\text{O}_2(\text{g})$  Enthalpie=0  
Helium -> atomar He Enthalpie=0

für die Reaktion:



beträgt die Reaktionsenthalpie = -570 kJ

d.h:  $\Delta H_R = \text{Reaktionsenthalpie} = -570 \text{ kJ}$

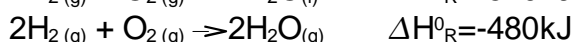
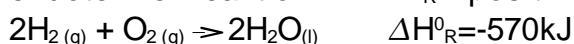
=> Bildungsenthalpie  $\Delta H_B$  von Wasser beträgt  $\Delta H_R/2 = -285 \text{ kJ/mol}$ ,  
da Standardbedingungen =>  $\Delta H^0_B (\text{H}_2\text{O}) = -285 \text{ kJ/mol}$

**Die molare Standardbildungsenthalpie  $\Delta H^0_B$  ist der Quotient aus der Enthalpieänderung und der Stoffmenge des aus den Elementen bei Standardbedingungen gebildeten Stoffes. [Einheit: kJ/mol]**

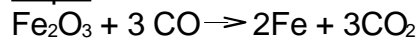
#### Die Standardreaktionsenthalpie $\Delta H^0_R$

exotherme Reaktion =>  $\Delta H^0_R = \text{negativ}$

endotherme Reaktion =>  $\Delta H^0_R = \text{positiv}$



**Unter Standardbedingungen wird die Reaktionsenthalpie als Standardreaktionsenthalpie bezeichnet, die Einheit ist kJ. Bei der Angabe der Reaktionsenthalpie ist auf die Aggregatzustände der beteiligten**

**Teilchen zu achten.**Bsp.:Analyse: a)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{Fe} + 1,5 \text{O}_2$ 

$$\begin{aligned} \Delta H^0_{\text{R}} &= -1 \text{ mol} \cdot \Delta H^0_{\text{B}} (\text{Fe}_2\text{O}_3) \\ &= -1 \text{ mol} \cdot (-824 \text{ kJ/mol}) \\ &= 824 \text{ kJ} \end{aligned}$$

b)  $3\text{CO} \rightarrow 3\text{C} + 1,5 \text{O}_2$ 

$$\begin{aligned} \Delta H^0_{\text{R}} &= -3 \text{ mol} \cdot \Delta H^0_{\text{B}} (\text{CO}) \\ &= -3 \text{ mol} \cdot (-111 \text{ kJ/mol}) \\ &= 333 \text{ kJ} \end{aligned}$$

Synthese: a)  $3\text{C} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2$ 

$$\begin{aligned} \Delta H^0_{\text{R}} &= 3 \text{ mol} \cdot \Delta H^0_{\text{B}} (\text{CO}_2) \\ &= 3 \text{ mol} \cdot (-393 \text{ kJ/mol}) \\ &= -1179 \text{ kJ} \end{aligned}$$

b)  $\Delta H^0_{\text{R}} = 0 \text{ kJ}$ 

Aufzuwendende Energie: 824 kJ

333 kJ

Freiwerdende Energie: -1179 kJ

 $\Delta H^0_{\text{R Gesamt}} = -222 \text{ kJ}$ 

=&gt; Die Reaktion ist exotherm.

allg. Formel:  $a\text{A} + b\text{B} \rightarrow c\text{C} + d\text{D}$ 

$$\Delta H^0_{\text{R}} = [\text{cmol} \cdot \Delta H^0_{\text{B}} (\text{C}) + \text{dmol} \cdot \Delta H^0_{\text{B}} (\text{D})] - [\text{amol} \cdot \Delta H^0_{\text{B}} (\text{A}) + \text{bmol} \cdot \Delta H^0_{\text{B}} (\text{B})]$$

Gesamtenergiebeitrag der Produkte      Gesamtenergiebeitrag der Edukte

Atombau1.) Radioaktivität und Bau der Atome

- Demokrit: atomos=unteilbar
- Dalton: Atome sind die kleinsten Teilchen der Teilchen mit einer bestimmten Masse
- H. Becquerel: Uranverbindungen geben eine sinnlich nicht wahrnehmbare Strahlung ab
- M. Currie: -Begriff der Radioaktivität  
-entdeckt  
→ Po (Polonium)  
→ Ra (Radium)
- E. Rutherford: Radioaktive Strahlung  
→  $\alpha$ -Strahlen  
→  $\beta$ -Strahlen  
→  $\gamma$ -Strahlen
- Thomson: Entdeckung des Elektrons  $e^-$   
 $m_{e^-} \approx 5 \cdot 10^{-4} \cdot u$       ( $1u = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$ )  
„Das Elektron  $e^-$  ist Träger der negativen Elementarladung.“

- Rutherford:  $\alpha$ -Strahlen sind schnell bewegte Helium-Ionen  
 $V_{\max \alpha} = 10\%$  von  $c$  (Lichtgeschwindigkeit;  $c = 300000 \text{ km/s}$ )  
 -> Streuversuch siehe Arbeitsblatt

### Kern-Hülle-Modell des Atoms (Rutherford 1911)

<b>Atom <math>\varnothing = 10^{-10} \text{ m}</math></b>	
<b>Atomkern</b> • $m \approx 100\%$ • positive Ladung	<b>Atomhülle</b> • $m \approx 0$ • negative Ladung

### Bausteine der Atome

<i>Elementarteilchen</i>	<i>Masse in <math>m_a</math></i>	<i>Elementarladung</i>	<i>Ladungszahl Z</i>	<i>Symbole</i>
<b>Elektron</b>	$5,486 \cdot 10^{-4} \text{ u}$	$e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ As}$	$Z = -1$	$e^-$
<b>Proton</b>	$1,007 \text{ u}$	$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ As}$	$Z = 1$	$p^+$
<b>Neutron</b>	$1,008 \text{ u}$	ungeladen	$Z = 0$	$n$

Atom als ganzes ist neutral

=> Protonenzahl = Elektronenzahl

Nukleonen  $\hat{=}$  „Kernteilchen“, Kernbausteine

Nukleonenzahl A

Neutronenzahl N

Protonenzahl Z

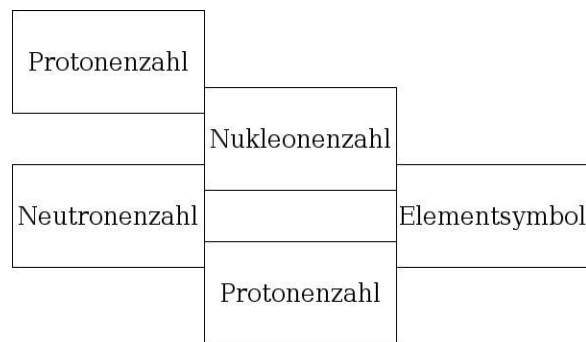
=>  $A = Z + N$



Bsp.:  ${}_{26}^{56}\text{Fe}$

=>Zahl der Nukleonen	56
Zahl der Protonen	26
Zahl der Elektronen	26
Zahl der Neutronen	30

	${}_{15}^{31}\text{P}$	${}_{6}^{12}\text{C}$	${}_{16}^{32}\text{S}$
n	16	6	16
$p^+$	15	6	16
$e^-$	15	6	16



### Isotope

$^1_1\text{H}$	99,98%	„Wasserstoff“	$\text{H}_2\text{O}$	„Leichtwasser“
$^2_1\text{D}$	0,015%	„Deuterium“ (schwerer Wasserstoff)	$\text{D}_2\text{O}$	„Schweres Wasser“
$^3_1\text{T}$	0,005%	„Tritium“ (Überschwerer Wasserstoff)	$\text{T}_2\text{O}$	„Überschweres Wasser“

$^{16}_8\text{O}$  (99,76%) ;  $^{17}_8\text{O}$  (0,04%) ;  $^{18}_8\text{O}$  (0,20%)

**Atome mit gleicher Protonenzahl aber verschiedener Neutronenzahl nehmen den gleichen Platz im Periodensystem der Elemente (PSE) ein, man nennt sie deswegen ISOTOPE.**

Im PSE:  $\overset{\bar{m}_a}{Z} X$      $\bar{m}_a$ : durchschnittliche Atommasse

z.B.  $^{19}_9\text{F}$  ist ein Reinelement

### Salze

Salze: -Verbindung aus Metallen und Nichtmetallen

-ionisch aufgebaut: Kationen + Anionen (=> elektr. geladene Teilchen)

positiv geladen    negativ geladen  
Na<sup>+</sup>                    Cl<sup>-</sup>

### Aufbau der Atomhülle

a) Planetenmodell (Rutherford) -> verworfen

b) Energienstufenmodell

**Die Elektronen befinden sich in den Atomen in bestimmten energetischen Zuständen. Elektronen in höher energetischen Zuständen sind weiter vom Kern entfernt.**

**Die Energie, die zur Abtrennung eines e<sup>-</sup> aus einem Atom benötigt wird nennt man Ionisierungsenergie.**

**Die entstehenden positiv geladenen Teilchen nennt man Ionen.**

**Jede Energiestufe hat eine maximale Elektronenbesetzung. Sie folgt der Formel 2\*n<sup>2</sup>; dabei ist n die sogenannte Hauptquantenzahl (Schalenummer). Die Aufteilung der Elektronen in die einzelnen Energiestufen wird als Elektronenkonfiguration bezeichnet.**

**Die Energiestufen der Atomhüllen werden mit den Buchstaben K, L, M, N, O, P, Q bezeichnet.**

PSE (Periodensystem der Elemente)

senkrechte Reihen („Gruppen“): Hauptgruppen (I-VIII)  
Nebengruppen (*später*)

waagerechte Reihen („Perioden“): (1-7)

<i>Hauptgruppen</i>	<i>Namen</i>	<i>Valenzelektronen</i>
I	Alkalimetalle	1
II	Erdalkalimetalle	2
III	Erdmetalle	3
IV	Kohlenstoffgruppe	4
V	Stickstoffgruppe	5
VI	Chalkogene (Erzbilder)	6
VII	Halogene	7
VIII	Edelgase	8

**Atome der Elemente einer Gruppe haben die selbe Zahl Valenzelektronen und zeigen deswegen ein ähnliches chemisches Verhalten.**

**2. Periode:** Li Be B C N O F Ne

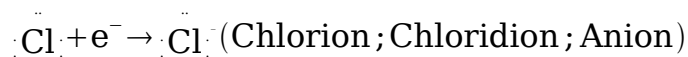
Elektronenkonfiguration und Wertigkeit

I.-IV. Hauptgruppe -> Wertigkeit  $\hat{=}$  Gruppennummer  $\hat{=}$  Anzahl der Valenze-

Bsp.: Li, C, Ca

V.-VIII. Hauptgruppe -> Wertigkeit  $\hat{=}$  8 - Gruppennummer  $\hat{=}$  8 - Valenze-Z.

Oktettregel (Edelgasregel)



~> volle Außenschale

\*Das Bestreben eines Atomes in einer chemischen Verbindung eine voll besetzte Außenschale zu erreichen (Elektronenoktett) wird als Oktettregel bezeichnet. Gilt streng nur für die 2. Periode.

## Die Vorgänge bei der Elektrolyse

