

1.)

homogene Gemische:

- einzelne Bestandteile sind weder mit Auge noch Mikroskop sichtbar. (Gasgemische, echte Lösungen, Legierungen)

heterogene Gemische:

- bestimmte Bereiche unterscheiden sich durch Trennflächen, ein solcher in sich homogener Bereich wird auch als Phase bezeichnet. Heterogene Gemische = mehrere Phasen

Element:

- E. bestehen aus Atomen, sind auf chem. Weg nicht teilbar Jedes Element hat eine nur ihm eigene Art von Volumen
- Ein Element ist ein Stoff, dessen Atome alle die gleiche Kernladungszahl besitzen.
- Elemente lassen sich nicht in andere Stoffe zerlegen.

Verbindung:

- Chemische Verbindungen entstehen durch Synthese aus zwei oder mehr Elementen. Dementsprechend enthalten chemische Verbindungen zwei oder mehr Atomarten.

(!) relative Atommasse:

- Verhältniszahl, mit der die Masse eines Atoms angegeben wird. Die relative Atommasse gibt an, wieviel mal so groß die Masse eines Atoms des betreffenden Elements als 1/12 der Atommasse des Kohlenstoffisotops ^{12}C ist.

(!) absolute Atommasse:

- ist der Wert der Masse von Atomen (eines Elements)
- rel. Atommasse = absolute Atommasse
- AVOGADROsche Zahl $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Berechnung (2 Möglichkeiten):

- (1) relative Atommasse (Molekülmasse) mal u
- (2) molare Atommasse (Molekülmasse durch AVOGADRO-Konst.)

$$= \frac{n}{N_A}$$

$$u = 1,660566 \cdot 10^{-24}$$

$$\text{Bsp. Wasserstoff (H}_2\text{): } 2 \cdot 1,008 \cdot u = 3,35 \cdot 10^{-24} \text{g}$$

Molekülmasse:

Angabe für die Masse eines Moleküls; Summe der relativen Atommassen aller in einem Molekül enthaltenen Atomen.

(!) $n = \frac{m}{M}$

(!) Mol:

- 1 mol ist die Stoffmenge, die so viel Elementarteilchen enthält, wie Atome in 12 g des Isotops ^{12}C
- Elementarteilchen: Atome, Moleküle, Ionen, Elektronen, Photonen

Gesetz der konstanten Masse:

- Bei jedem chemischen Vorgang ist die Gesamtmasse der Ausgangsstoffe gleich der Gesamtmasse der Reaktionsprodukte.
- Bsp.: $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 $84\text{g} + 36,5\text{g} = 58,5\text{g} + 18\text{g} + 44\text{g}$
 $120,5\text{g} = 120,5\text{g}$

Gesetz der konstanten Proportionen:

- Die Stoffe reagieren miteinander in bestimmten Massenverhältnissen, die durch das Verhältnis ihrer relativen Atom- bzw. Molekülmassen angegeben werden.
- Bsp.: $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$
 $80\text{g} + 32\text{g} = 112\text{g}$
Verhältnis 2,5:1
Ca verbindet sich immer mit dieser Menge an O_2 .
- Das Gewichtsverhältnis zweier sich zu einer chem. Verbindung vereinigender Elemente ist konstant.

Gesetz der multiplen Proportionen:

- Bilden zwei Elemente mehrere Verbindungen miteinander, so stehen die Stoffproportionen des einen Elementes, die sich mit ein und derselben Stoffportion des anderen Elementes verbinden, zueinander im Verhältnis kleiner, ganzer Zahlen.
- So bilden z.B. Stickstoff und Sauerstoff die Oxide:
 $\text{N}_2\text{O}, \text{N}_2\text{O}_2 (\text{NO}), \text{N}_2\text{O}_3, \text{N}_2\text{O}_4$ und N_2O_5
 $\text{N}_2\text{O} \quad 0,571 \quad : 1 = (1 * 0,571) : 1$
 $\text{N}_2\text{O}_2 \quad 1,142 : 1 = (2 * 0,571) : 1$

(!) ideale Gase:

- alle idealen Gase enthalten bei gleichen Bedingungen (Druck: 1,013 bar und Temperatur = 0°C) gleich viele Moleküle je Volumeneinheit; ein Mol jedes Gases nimmt bei Normalbedingungen den Raum von **22,4 l** ein.

2.)

a.) relative Molekülmassen

$$\begin{array}{l} \text{NaCl:} \quad 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ \text{CCl}_4: \quad 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 4 \cdot 35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 154 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \\ \text{H}_2\text{SO}_4: \quad 2 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 4 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \end{array}$$

b.) die molaren Massen

$$\text{NaCl:} \quad 58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; \quad \text{CCl}_4: \quad 154 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; \quad \text{H}_2\text{SO}_4: \quad 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

3.) geg.: $m = 30\text{g}$, $V = 0,5\text{ l}$

a)

$$n = \frac{m}{M} \quad M = 98,08 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad n = \frac{30\text{g}}{98,08\text{g/mol}} \quad n = 0,31 \text{ mol}$$

b)

(!)

$$\frac{30\text{g}}{0,5\text{l}} = \frac{m_L}{1\text{l}} \quad m_L = 60 \frac{\text{g}}{\text{l}} \quad \text{oder:} \quad c = \frac{n}{V} = \frac{0,31\text{mol}}{0,5\text{l}} = 0,612 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

4.)

Gesetz von AVOGADRO:

Das Mol Volumen beträgt bei Idealbedingungen 22,4 l bei idealen Gasen.

(Idealbedingungen = Temp. 0°C, Druck 1,013 bar)

allg. Gasgleichung: $pV = nRT$

R... allg. Gaskonstante = 0,083...

p... Druck

T... konst. Temp. in Kelvin

$$\frac{pV}{T} = \text{const}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{64\text{g}}{31,998(\text{weil O}_2)} = 2$$

$$V = n \cdot \frac{RT}{p} = 2 \cdot \frac{0,0831451 \cdot 273\text{K}}{1,013\text{bar}} = 22,4\text{l (logisch, da Idealbedingungen)}$$

5.) $T = \text{const.}$

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

$$V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_2} = \frac{0,98\text{bar} \cdot 2,5\text{l}}{0,81\text{bar}} = 3,02\text{l}$$

6.) $p = \text{const.}$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = 2,2\text{l}$$

7.)

$$\frac{pV}{T} = \text{const} \rightarrow \frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p^\circ V_2}{T^\circ} \rightarrow V_2 = \frac{p_1 V_1 T^\circ}{T_1 p^\circ} = 274,84\text{l}$$

$$8.) \quad pV = nRT \quad ; \quad n = \frac{m}{M} \rightarrow p = \frac{mRT}{VM} = 26,81 \text{ bar}$$

$$9.) \quad pV = nRT \quad \rightarrow \quad n = \frac{pV}{RT};$$

(!) $N = n \cdot N_A$

$N_A \dots$ AVOGADRO-Konstante: Teilchenzahl in einem mol
 $N \dots$ Anzahl der Teilchen bei beliebiger Masse

$N = 1,681 \cdot 10^{23}$ Teilchen

10.)

$$pV = nRT; \quad n = \frac{m}{M} \rightarrow M = \frac{mRT}{pV} \quad M = 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$



$100,09 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	$56,08 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$	+	$44,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
2200 kg	x		y

$x = 1232,63 \text{ kg}$ (Verhältnissgleichung)

$y = 967,32 \text{ kg} \rightarrow \text{Gasrechnung } V = \frac{mRT}{Mp} \approx 57 \text{ l}$