

- ① Bei einer chemischen Reaktion ist die Summe der Massen der Edukte gleich der Summe der Massen der Produkte.

Bsp: 4 g Kupfer reagieren mit 1 g Schwefel zu 5 g Kupfersulfid

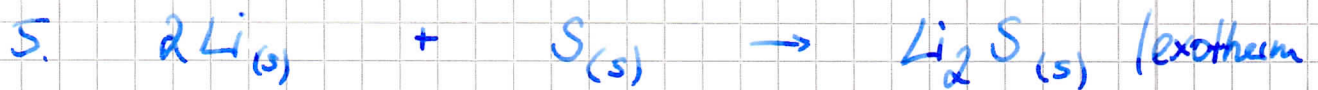
$$m(\text{Kupfer}) + m(\text{Schwefel}) = m(\text{Kupfersulfid})$$

- ② Wenn Kupfer an der Luft verbrannt wird, reagiert das Kupfer mit dem Sauerstoff der Luft zu Kupferoxid. Lässt man diese Reaktion auf einer Waage ablaufen, so nimmt die angezeigte Masse zu. Da diese Reaktion in einem offenen System stattfindet, ist ein Stoffaustausch (und Energieaustausch) möglich. In diesem Fall bedeutet dies, dass zunächst nur das Edukt Kupfer gewogen wird, nicht das Edukt Sauerstoff, der sich in der Luft befindet. Im Produkt Kupferoxid ist der Sauerstoff jedoch gebunden und wird mit gewogen. Damit widerspricht dies nicht dem ersten chem. Grundgesetz.

3. Buch S. 13 linke Spalte oben

4. Eisen wird mit dem in der Luft vorhandenen Sauerstoff zu Eisenoxid umgesetzt. Da die Luft ca $\frac{1}{5}$ Sauerstoff enthält, nimmt das Luftvolumen um $\frac{1}{5}$ ab.

Wird mehr Eisen eingesetzt, kann trotzdem nicht mehr Eisenoxid entstehen, da es sich um ein geschlossenes System handelt und dieses nur eine bestimmte Menge Sauerstoff, nämlich $\frac{1}{5}$ des Gesamtvolumens, enthält. Das übrige Eisen kann nicht reagieren, da kein weiterer Sauerstoff zur Verfügung steht.



S. 14 Nr 1

Die Atommassen sind unvorstellbar klein, eine Angabe in Gramm hat 23 Nullen nach dem Komma. Deswegen hat man die Einheit u eingeführt. 1 u entspricht ziemlich genau der Masse des kleinsten Atoms, dem Wasserstoffatom.

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

S. 15 Nr 1

Bei einer chemischen Reaktion reagieren die Edukte immer in einem bestimmten Massenverhältnis miteinander. Eine Reaktion verläuft dann vollständig, wenn die Edukte in genau diesem Verhältnis vorliegen.

S. 15 Nr 2

Schwefel und Eisen reagieren im Verhältnis 1:1,7 (siehe Tabelle Buch S. 15)

$$\begin{array}{ccc} 1 & : & 1,7 \\ x & : & 14 \end{array}$$

$$x = \frac{14 \cdot 1}{1,7}$$

$$= \underline{\underline{8,24}}$$

Es werden 8,24 g Schwefel benötigt.

S. 19 Nr 1

Hg Magnesium
C Kohlenstoff
Ge Germanium

H Wasserstoff
Pb Blei
Au Gold

S. 19 Nr 6

FeS $\rightarrow$ Eisensulfid

In Eisensulfid FeS liegen die Atome Eisen und Schwefel im Verhältnis 1:1 vor.

$m(\text{Eisenatom}) = 55,85 \text{ u}$

$m(\text{Schwefelatom}) = 32,06 \text{ u}$

Massenverhältnis = 55,85 : 32,06

S. 19 Nr 7

Die Verhältnisformel $\text{C}_x\text{H}_{2,5}$ kann es nicht geben. Die Indexzahlen geben zwar das Atomverhältnis 1:2,5 an, müssen aber ganzzahlig sein. Es gibt keine „halben“ Atome. Das Verhältnis lautet demnach nicht 1:2,5 sondern 2:5
 C_2H_5

S. 24 Nr 1

In der Stoffmenge $n = 1 \text{ mol}$ sind $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen enthalten.

S. 24 Nr 2

Wasserstoff liegt im elementaren Zustand als H_2 vor.



N : Anzahl

$$\begin{aligned} n(\text{H}_2) &= \underline{\underline{2 \text{ mol}}} \\ N(\text{H}_2) &= 2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ Moleküle} \\ &= 12,044 \cdot 10^{23} \text{ Moleküle} \\ &= \underline{\underline{1,2044 \cdot 10^{24} \text{ Moleküle}}} \end{aligned}$$

In jedem Molekül befinden sich zwei Wasserstoffatome.

$$\begin{aligned} n(\text{H}) &= 2 \cdot 2 \text{ mol} = \underline{\underline{4 \text{ mol}}} \\ N(\text{H}) &= 2 \cdot 1,2044 \cdot 10^{24} \text{ Atome} \\ &= \underline{\underline{2,4088 \cdot 10^{24} \text{ Atome}}} \end{aligned}$$

S. 25 Nr 1

$$M(\text{Au}) = 197 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M(\text{Zn}) = 65,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M(\text{Cr}) = 52 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

S. 25 Nr 2

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

$$m(\text{CO}_2) = 25 \text{ g}$$

$n = \text{gesucht}$

$$M = \frac{m}{n}$$

$\Leftrightarrow$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n(\text{CO}_2) = \frac{25 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \underline{\underline{0,568 \text{ mol}}}$$

$$\underline{\underline{N(\text{CO}_2)}}$$

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

$$0,568 \text{ mol} \hat{=} x$$

$$x = \frac{0,568 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23}}{1 \text{ mol}}$$

$$= \underline{\underline{3,42 \cdot 10^{23}}}$$

In 25 g Kohlenstoffdioxid sind
 $3,42 \cdot 10^{23}$ Moleküle enthalten

S. 25 Nr 3

a) $m(\text{Fe}) = 14 \text{ g}$

$$M(\text{Fe}) = 55,85 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$



b)
$$n(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})}{M(\text{Fe})} = \frac{14 \text{ g}}{55,85 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \underline{\underline{0,25 \text{ mol}}}$$

Eisen und Schwefel reagieren im Verhältnis 1:1. Deswegen werden auch 0,25 mol Schwefel benötigt.

$$n(\text{S}) = n(\text{Fe}) = \underline{0,25 \text{ mol}}$$

c) $M(\text{S}) = 32,06 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$$m(\text{S}) = M(\text{S}) \cdot n(\text{S})$$

$$= 32,06 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 0,25 \text{ mol}$$

$$= \underline{8 \text{ g}}$$