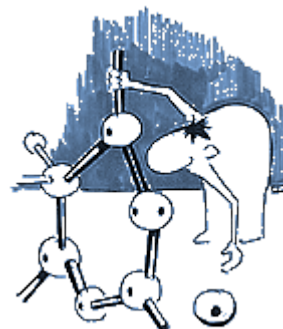


Stöchiometrie



1 Mol (mol) ist die Stoffmenge, die aus ebensoviel Einzelteilchen besteht, wie Atome in 12 g ^{12}C enthalten sind.

Molvolumen: 22,4 Liter für Gase bei Normalbedingungen (0°C , 1013 mbar)

Avogadro-Zahl N_A : Anzahl von Teilchen pro mol = $6,022 \cdot 10^{23}$

Stoff	Zahl d. Teilchen	Zahl d. Atome	Masse (g)	Gasvolumen (Normalbedingungen)
1 mol S	$6 \cdot 10^{23}$ Teilchen	$6 \cdot 10^{23}$ Atome	32 g	fest
1 mol O_2	$6 \cdot 10^{23}$ Teilchen	$1,2 \cdot 10^{24}$ Atome	32 g (2×16)	22,4 Liter / mol
1 mol HCl	$6 \cdot 10^{23}$ Teilchen	$1,2 \cdot 10^{24}$ Atome	36,5 g ($1 + 35,5$)	22,4 Liter / mol
1 mol CH_4	$6 \cdot 10^{23}$ Teilchen	$3 \cdot 10^{24}$ Atome	16 g ($12 + 4 \times 1$)	22,4 Liter / mol
1 mol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$6 \cdot 10^{23}$ Teilchen	$5,4 \cdot 10^{24}$ Atome	46 g ($2 \times 12 + 6 \times 1 + 16$)	flüssig

Übungsbeispiele:

- 1) Berechne die Masse:
 - a) 1 mol H_2SO_4 $2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 \text{ g} = \mathbf{98 \text{ g}}$
 - b) 0,5 mol NaOH $0,5 \times (23 + 16 + 1) \text{ g} = \mathbf{20 \text{ g}}$
 - c) 3 mol Al_2O_3 $3 \times (2 \times 27 + 3 \times 16) \text{ g} = \mathbf{306 \text{ g}}$
- 2) Wieviel mol sind:
 - a) 21 g HNO_3 $1 \text{ mol} = 1 + 14 + 3 \times 16 \text{ g} = 63 \text{ g}$ $21/63 = \mathbf{0,33 \text{ mol}}$
 - b) 28 g KOH $1 \text{ mol} = 39 + 16 + 1 \text{ g} = 56 \text{ g}$ $28/56 = \mathbf{0,5 \text{ mol}}$
 - c) 2 g NaOH $1 \text{ mol} = 23 + 16 + 1 \text{ g} = 40 \text{ g}$ $2/40 = \mathbf{0,05 \text{ mol}}$
- 3) Volumen (bei NB)
 - a) 4 g H_2 $1 \text{ mol } \text{H}_2 = 2 \text{ g}$ $4/2 = 2 \text{ mol}$ 1 mol Gas: 22,4 l \Rightarrow 2 mol Gas: **44,8 Liter**
 - b) 16 g O_2 $1 \text{ mol } \text{O}_2 = 32 \text{ g}$ $16/32 = 0,5 \text{ mol}$ 0,5 mol Gas: **11,2 Liter**
 - c) 48 g CH_4 $1 \text{ mol} = 16 \text{ g}$ $48/16 = 3 \text{ mol}$ 3 mol Gas: **67,2 Liter**
- 4) Welche Masse haben:
 - a) 11,2 Liter H_2 -Gas $22,4 \text{ Liter} = 1 \text{ mol} \Rightarrow 11,2 \text{ l} = 0,5 \text{ mol}$ $1 \text{ mol} = 2 \text{ g} \Rightarrow 0,5 \text{ mol} = \mathbf{1 \text{ g}}$
 - b) 44,8 Liter O_2 $22,4 \text{ l} = 1 \text{ mol} \Rightarrow 44,8 \text{ l} = 2 \text{ mol}$ $1 \text{ mol } \text{O}_2 = 32 \text{ g} \Rightarrow 2 \text{ mol} = \mathbf{64 \text{ g}}$
 - c) 33,6 Liter C_3H_8 -Gas $33,6 \text{ l} = 1,5 \text{ mol}$ $1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8 = 44 \text{ g} \Rightarrow 1,5 \text{ mol} = \mathbf{66 \text{ g}}$

"Gesetz von der Erhaltung der Masse": Bei chemischen Reaktionen bleibt die Masse erhalten.
Masse der Ausgangsstoffe = Masse der Reaktionsprodukte

C und O_2 reagieren zu CO_2 :

C	+	O₂	→	CO₂
1 Atom	+	1 Molekül	→	1 Molekül
1 mol Atome	+	1 mol Moleküle	→	1 mol Moleküle
12 g	+	32 g (2 × 16)	→	44 g (12 + 2 × 16)
(fest)		22,4 Liter	→	22,4 Liter

N₂ und H₂ reagieren zu NH₃:

N₂	+	3 H₂	→	2 NH₃
1 Molekül	+	3 Moleküle	→	2 Moleküle
1 mol	+	3 mol	→	2 mol
28 g (2 × 14)	+	6 g (3 × 2 × 1)	→	34 g (2 × 17)
22,4 Liter	+	67,2 L (3 × 22,4 L)	→	44,8 L (2 × 22,4 L)

Mg und O₂ reagieren zu MgO:

2 Mg	+	O₂	→	2 MgO
2 Atome	+	1 Molekül	→	2 Moleküle
2 mol	+	1 mol	→	2 mol
48,6 g (2 × 24,3)	+	32 g (2 × 16)	→	80,6 g (2 × 40,3)

Übungsbeispiele:

1) Aluminium reagiert mit Sauerstoff.

a) Stelle die Formel für Aluminiumoxid auf.

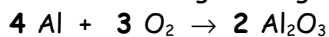
b) Stelle die Reaktionsgleichung auf.

c) Berechne, wieviel Gramm/Liter Sauerstoff zur Oxidation von 216 g Al nötig sind und wieviel Aluminiumoxid dabei entstehen.

a)



b) Stelle die Reaktionsgleichung auf:



c)

4 Al	+	3 O ₂	→	2 Al ₂ O ₃
4 mol = 108 g *	+	3 mol = 3 × 32 g	→	2 mol = 204 g
8 mol = 216 g	+	6 mol = 6 × 32 g	→	4 mol = 408 g
		6 mol = 6 × 22,4 L		
		= 134,4 Liter		

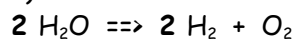
*108 g entsprechen 4 mol, die gefragten 216 g sind also 8 mol. Man braucht auch doppelt soviel O₂ und es entsteht doppelt so viel Aluminiumoxid, wie in der Reaktionsgleichung.

2) Wasser kann durch Elektrolyse in Wasserstoff und Sauerstoff zerlegt werden.

a) Stelle die Reaktionsgleichung auf.

b) Berechne wieviel Gramm/Liter Wasserstoff und Sauerstoff bei der Elektrolyse von 108 g Wasser entstehen.

a)



b)

2 H ₂ O	→	2 H ₂	+	O ₂
2 mol = 36 g	→	2 mol	+	1 mol
6 mol = 108 g	→	6 mol = 12 g	+	3 mol = 96 g
		6 mol = 6 × 22,4 L		3 mol = 3 × 22,4 L
		= 134,4 Liter		= 67,2 Liter

3) Kalkstein ist CaCO₃. Beim Kalkbrennen entsteht daraus CaO ("gebrannter Kalk").

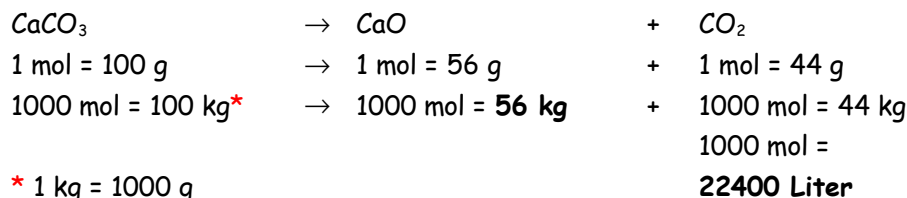
a) Stelle die Reaktionsgleichung auf.

b) Berechne, wieviel kg CaO beim "Brennen" von 100 kg Kalk entstehen und wieviel Liter Kohlendioxid dabei in die Atmosphäre gelangen.

a)



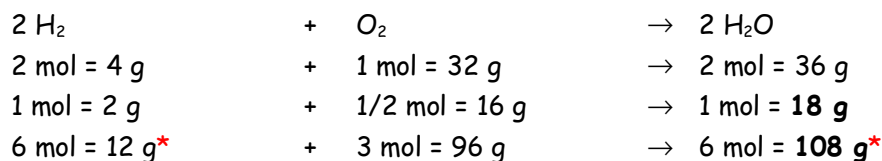
b)



* 1 kg = 1000 g

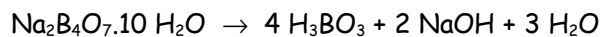
4) a) Wieviel Gramm Wasser entstehen bei der Verbrennung von 2 g H₂?

b) Wieviel Gramm Wasser entstehen bei der Verbrennung von 12 g H₂?



5) Wieviel H₃BO₃ kann man aus 190 g Na₂B₄O₇·10 H₂O herstellen?

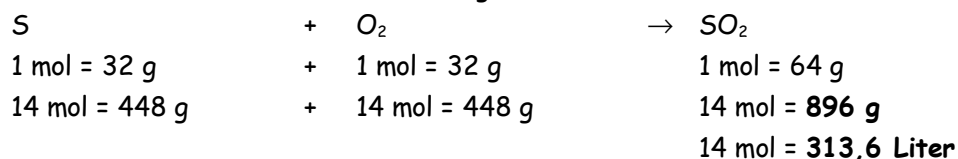
Reaktionsgleichung: Na₂B₄O₇·10 H₂O \rightarrow 4 H₃BO₃ +



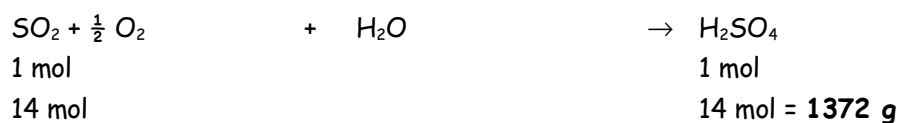
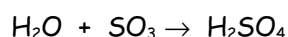
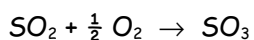
6) Ein Treibstoff enthält 0,6 g Schwefel/l. Wieviel g bzw. Liter SO₂ (ist ein Gas) produziert ein PKW mit diesem Treibstoff, wenn er auf 100 km 5 Liter Treibstoff braucht, bei einer jährlichen Kilometerleistung von 15.000 km?

auf 100 km: 5 Liter Treibstoff = 5 x 0,6 g Schwefel = 3 g Schwefel

auf 15000 km : 3 x 15000/100 = 450 g Schwefel



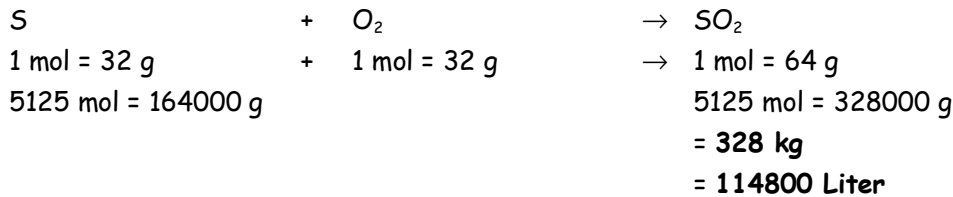
7) Aus H₂O und SO₂ kann in Gegenwart von Sauerstoff H₂SO₄ entstehen. Wieviel H₂SO₄ kann aus der oben errechneten Menge SO₂ entstehen?



8) Im Kraftwerk Mellach werden pro Stunde 82 Tonnen Steinkohle verbrannt. Nehmen wir an, die Kohle enthält 1% Schwefel und die Rauchgase werden zu 90% entschwefelt. Wieviel SO₂ wird pro Tag in die Luft geblasen. Berechne auch den SO₂-Ausstoß bei 95%iger Entschwefelung.

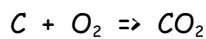
1 Tonne = 1000 kg Kohle enthält 1 % Schwefel = 10 kg

82 Tonnen = 82 x 10 kg = 820 kg Schwefel werden pro Stunde verbrannt
 bei 90 %iger Entschwefelung bleiben 82 kg Schwefel (= 10%), die zu 164 kg (= 160000 g) SO₂
 werden.



Bei 95 %iger Entschwefelung fällt nur die Hälfte der Abgase an. (**160 kg bzw. 56000 Liter pro Stunde**).

9) Berechne den Sauerstoffbedarf in m³ pro Tag für die Verbrennung der obigen Menge an Kohle unter der Annahme, daß die Kohle zu 100% aus C besteht und daß daraus CO₂ wird.

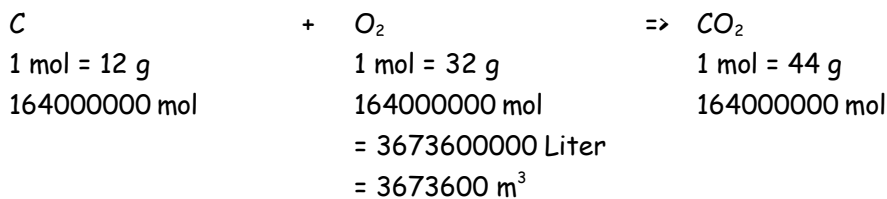


Wie man aus der Reaktionsgleichung sieht, wird für die Verbrennung von 1 mol C ein mol O₂ gebraucht.

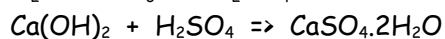
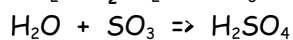
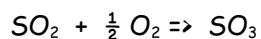
pro Stunde werden 82 Tonnen Kohle (= C) verbrannt

pro Tag werden also 82 x 24 Tonnen = 1968 t C verbrannt

1968 Tonnen = 1968 x 1000 kg = 1968 x 1000 x 1000 g = 1968000000 g = 164000000 mol



10) Unter geeigneten Bedingungen läßt sich SO₂ mit Ca(OH)₂ als CaSO₄.2H₂O (=Gips) aus den Rauchgasen entfernen. Berechne wieviel Gips pro Tag/pro Jahr in Mellach bei 95%iger Entschwefelung anfällt.

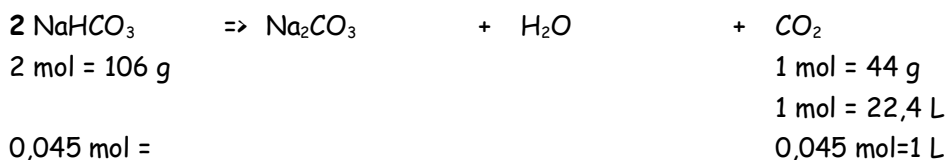


Aus 1 mol SO₂ wird also 1 mol CaSO₄.2H₂O .

Aus Beispiel 6) sieht man, daß pro Stunde 160 kg SO₂ anfallen, das sind pro Tag 24 x 160 kg und pro Jahr 365 x 24 x 160 kg = 1401600 kg = 1401600000 g = 21900000 mol SO₂.

21900000 mol CaSO₄.2H₂O sind ca. 3767 Tonnen Gips pro Jahr.

11) NaHCO₃ zerfällt beim Erhitzen unter Abgabe von CO₂ (Backpulver). Wieviel g NaHCO₃ muß man nehmen, um bei einem Gugelhupf einen Volumszuwachs von 1 Liter zu erreichen (ohne Berücksichtigung des Einflusses der Temperatur auf das Gasvolumen) ?



ca. 4,7 Gramm

12) Bei der Verbrennung von PVC ($C_2H_3Cl^*$) entsteht Kohlendioxid, Chlorwasserstoff und Wasser. Ein PKW enthält ca. 15 kg PVC. Wieviel kg bzw. Liter HCl - Gas entstehen beim Verbrennen eines Autos (in einem Tunnel, oder wenn ein Autowrack direkt eingeschmolzen wird) ?

*Diese Formel gibt das Verhältnis C : H : Cl an.

