

# Stöchiometrie

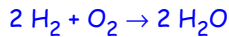
## Gesammelte Aufgaben

- Wie gross ist die Masse von einem Mol Schwefel?  
32.06 g. Hier ist nur die Einheit *Gramm* richtig, denn die Anzahl Schwefelatome ist so enorm, dass nicht mehr von einzelnen Atomen (in Units) gesprochen wird, sondern von vielen in Gramm.
- Wie gross ist die Masse von einem Schwefel-Atom?  
Hier ist dann 32.06 u richtig, wenn einzelne Atome beschrieben werden.
- Wie gross ist das Massenverhältnis von einem Schwefel zu einem Kohlenstoffatom?  
32.06 u : 12.011 u also ca. 2.6 : 1, oder ein Schwefelatom hat die 2.6 fache Masse des Kohlenstoffatoms.
- Wie gross ist die Masse eines Mg-Atoms?  
24.305 u
- Welche Masse haben  $1.2 \cdot 10^{24}$  Ne-Atome?  
Auch hier ist die Anzahl der Atome sehr gross. Die Masse wird in *Gramm* und nicht wie für einzelne Atome in *units* angegeben. 1 mol sind  $6.022 \cdot 10^{23}$  Teilchen, was ja auch Avogadrokonstante genannt  $N_A$  wird.  $1.2 \cdot 10^{24} / 6.022 \cdot 10^{23} = 2$  mol Ne. Die Molare Masse von Ne ist 20.179 g/mol.  $2 \text{ mol} \cdot 20.179 \text{ g/mol} = 40.36 \text{ g}$ .  
 $1.2 \cdot 10^{24}$  Ne-Atome entsprechen 40.36 g.
- Wie viele Teilchen sind in 2.8 mol Kupfer enthalten?  
Ob Kupfer, Blei oder Titan, das mol das geht doch alle an. (Kleiner Kalauer). 2.8 mol irgendeines Stoffes sind  $2.8 \times 6.022 \cdot 10^{23} = 1.68 \cdot 10^{24}$  Stück. Und jetzt noch einen: Denk ich an das Mol, ist mir nicht ganz wohl. (Witzigkeit kennt keine Grenzen, Witzigkeit kennt kein Pardon.)
- Welche Molare Masse hat Zirkoniumoxid  $\text{ZrO}_2$ ?  
123.22 g/mol
- Verteilen Sie  $6.022 \cdot 10^{23}$  Teilchen (z.B. 12 g Kohlenstoff) im gesamten Wasservorrat der Erde (1.35 Milliarden  $\text{km}^3$ ). Wie viele Teilchen pro Liter sind zu erwarten?  
Das Hauptproblem besteht in der Umwandlung der Einheit  $\text{km}^3$  in Liter. Es gilt:  $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$ ,  $1 \text{ km}^3 = 1 \cdot 10^9 \text{ m}^3$  somit ist  $1 \text{ km}^3 = 1 \cdot 10^{12} \text{ L}$  und  $1.35 \text{ Milliarden km}^3 = 1.35 \cdot 10^{21} \text{ L}$ ,  $N_A / 1.35 \cdot 10^{21} \text{ L}$  ca. 450 Teilchen pro Liter
- Welches ist die Verhältnisformel einer Verbindung, die aus 79.8 % Kupfer und 20.2 % Schwefel besteht? (immer Massenprozente) Starten Sie der Einfachheit halber mit 100 g der gesuchten Verbindung. Rechnen Sie mit exakten Zahlen.  
Gestartet wird der Einfachheit halber immer mit 100 g. Man könnte auch mit z.B. 236 g starten, das Verhältnis ändert sich dann nicht, es verkompliziert die Rechnung aber unnötig. Bei einer Masse von 100 g hätte man 79.8 g Kupfer und 20.2 g Schwefel. Für eine Verhältnisformel gilt das Mol (vgl. Stückzahlen).  
Wie viele Mol Kupfer sind in 79.8 g vorhanden?  $n = 79.8 \text{ g} / 63.5 \text{ g/mol} = 1.26 \text{ mol}$   
Wie viele Mol Schwefel sind in 20.2 g vorhanden?  $n = 20.2 \text{ g} / 32.1 \text{ g/mol} = 0.63 \text{ mol}$   
Teilchenzahl(Cu) : Teilchenzahl(S) = 1.26 : 0.63 = 2:1 → Verhältnisformel  $\text{Cu}_2\text{S}$
- 12.8 g eines Manganoxids (Mangan = Mn), das in Batterien verwendet wird, enthält 4.8 g Sauerstoff (O). Geben Sie die Verhältnisformel an.  
Wie viele Mol Mangan sind vorhanden?  $12.8 \text{ g Manganoxid} - 4.8 \text{ g Sauerstoff} = 8 \text{ g Mangan}$   
 $n = 8 \text{ g} / 54.938 \text{ g/mol} = 0.146 \text{ mol Mangan}$   
Wie viele Mol Sauerstoff sind in 4.8 g?  $n = 4.8 \text{ g} / 15.9994 \text{ g/mol} = 0.3 \text{ mol}$   
Teilchenzahl(Mn) : Teilchenzahl(O) = 0.146 : 0.3 = 1:2 → Verhältnisformel  $\text{MnO}_2$
- Wieviel Aluminiumoxid ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) entsteht bei der Verbrennung ( $\text{O}_2$ ) von 10 g Aluminium (Al)? Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und berechnen Sie die Menge an  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Wie ist das Massenverhältnis von Aluminium zu Sauerstoff in der gebildeten Verbindung?  
 $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$   
Wie viele mol sind 10 g Al? Molare Masse Al = 26.98 g/mol,  $10 \text{ g} / 26.98 \text{ g/mol} = 0.37 \text{ mol Al}$ . Aus 4 Teilchen Al entstehen 2 Teilchen  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , d.h. 0.37 mol geteilt durch 4 mal 2 ergibt die Stoffmenge von  $\text{Al}_2\text{O}_3 = 0.185 \text{ mol}$ . Umgerechnet in Gramm? Molare Masse von  $\text{Al}_2\text{O}_3 = 101.96 \text{ g/mol}$ .  
 $0.185 \text{ mol} \cdot 101.96 \text{ g/mol} = 18.86 \text{ g}$ .  
Massenverhältnis heisst: Verhältnis der Grammengen von Al zu O. Das Verhältnis ist auf Teilchenebene 2 Teilchen Al und 3 Teilchen O. Wie ist das in Gramm? Ob man von 2 zu 3 Teilchen

oder 2 zu 3 mol spricht bleibt vom Verhältnis her das gleiche. 2 mol Al mal 26.98 g/mol (Molare Masse Al) = 53.96 g. 3 Mol O mal 15.99 g/mol = 47.97 g.  $\text{Al}_2\text{O}_3$  hat also eine Masse von 53.96g + 47.97g = 101.93g. 53.96g entsprechen 52.94 % Al, 47.97g entsprechen 47.06% O.

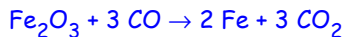
Dies ist die Gegenrichtung der gerade behandelten Aufgaben.

12. Bei der katalytischen Entzündung von Wasserstoff ( $\text{H}_2$ ) konnte bei der Verbrennung ( $\text{O}_2$ ) das Produkt Wasser ( $\text{H}_2\text{O}$ ) nachgewiesen werden. Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf und berechnen Sie, wieviel Sauerstoff nötig ist, um 10 g Wasserstoff vollständig zu Wasser umzusetzen.



Wie viele mol sind 10 g Wasserstoff? Molekulare Masse  $\text{H}_2 = 2.02 \text{ g/mol}$ .  $10 \text{g H}_2 : 2.02 \text{ g/mol} = 4.95 \text{ mol}$ . 2 Teilchen Wasserstoff reagieren mit einem Teilchen Sauerstoff. Wie viele mol Sauerstoff werden benötigt?  $4.95 \text{ mol} : 2 \cdot 1$  (das heisst auch die Hälfte) = 2.48 mol  $\text{O}_2$ . Wieviel Gramm sind das?  $2.48 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol}$  (molekulare Masse von elementarem Sauerstoff) = 79.36 g.

13. Bei der Verhüttung von Eisenerz (65% Eisenoxid  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , 35% Gestein) mit Kohlenstoffmonooxid ( $\text{CO}$ ) erhält man im Hochofenprozess Eisen ( $\text{Fe}$ ) und Kohlenstoffdioxid ( $\text{CO}_2$ ). Wieviel Eisen erhält man aus 10 Tonnen Eisenerz?



Im Eisenerz sind 65 %  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Von 10 Tonnen sind 6.5 Tonnen  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ . Wie viele mol sind 6.5 Tonnen? Molekulare Masse von  $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 159.69 \text{ g/mol}$ . 6.5 Tonnen =  $6.5 \cdot 10^6 \text{ g}$ .  $6.5 \cdot 10^6 \text{ g} : 159.69 \text{ g/mol} = 4.07 \cdot 10^4 \text{ mol}$ . Aus einem Teilchen  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  entstehen 2 Teilchen Eisen, also  $4.07 \cdot 10^4 \text{ mol} \cdot 2 = 8.14 \cdot 10^4 \text{ mol Fe}$ . Wieviel Gramm sind das? Molare Masse von  $\text{Fe} = 55.85 \text{ g/mol}$ .  $8.14 \cdot 10^4 \text{ mol} \cdot 55.85 \text{ g/mol} = 4.55 \cdot 10^6 \text{ g Fe} = 4.55 \text{ Tonnen}$ . [Wenn man 10 Tonnen Eisenerz verhüttet erhält man lediglich 4.55 Tonne Eisen (= 45.5%).]

14. Sterling-Silber besteht aus 92.5% Silber ( $\text{Ag}$ ) und 7.5% Kupfer ( $\text{Cu}$ ). Wie viele Silberatome kommen auf ein Cu-Atom?

92.5%  $\text{Ag}$  und 7.5%  $\text{Cu}$  heisst 92.5g zu 7.5g. Gefragt ist nach den Atomen, also muss man in mol kalkulieren. Wie viele mol sind 92.5g  $\text{Ag}$  und 7.5g  $\text{Cu}$ ? Über die Molmassen erhält man 0.86 mol  $\text{Ag}$  und 0.12 mol  $\text{Cu}$ . Man rechnet hoch auf 1 mol  $\text{Cu}$  um erst mal eine gerade Zahl zu erhalten: 1 mol  $\text{Cu}$  und 7.17 mol  $\text{Ag}$ . Nimmt man es grob, kann man schon hier sagen 1  $\text{Cu}$  Atom kommt auf 7 Silberatome, oder man nimmt alles mal 6 dann kommen auf 6  $\text{Cu}$  Atome 43 Silberatome. Bei Legierungen kommt das nicht so darauf an (die Bindungsverhältnisse in Metallen mit dem Elektromodell wurden ja auch schon angesprochen).

15. Welche Masse an Sauerstoff ist in 195 g Eisen(III)-oxid ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) enthalten? Wieviel % sind das?

Wie ist das Massenverhältnis von Eisen zu Sauerstoff? Hier mal wieder ein anderer Rechenweg, es geht aber auch ganz anders.

Eisen = 55.847 u, Sauerstoff = 16 u also  $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 159.694 \text{ u}$ .  $3 \times \text{Sauerstoff} = 48 \text{ u}$ .  $(48 \times 100) / 159.694 = 30.0\%$ . Eisen(III)-oxid enthält 30% Sauerstoff, was bei einer Masse von 195 g einem Anteil von 58.6 g entspricht.

16. Calciumcarbonat (Kalk,  $\text{CaCO}_3$ ) lässt sich im Haushalt bekanntlich mit Essigsäure ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) auflösen. Am Schluss der Reaktion misst man 15.3 g Calciumacetat [ $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ], ausserdem entstehen Kohlenstoffdioxid und Wasser. Notieren Sie die Reaktionsgleichung. Wie viel Gramm Kalk hat vorgelegen? Wie viel Gramm Essigsäure musste man nehmen. Welches Volumen an Kohlenstoffdioxid ist entstanden?



Kalk 9.7 g, Essigsäure 11.6 g,  $\text{CO}_2$  4.3 g = 0.098 mol = 2.19 L (unter Normalbedingungen). Die Berechnung des Volumens kommt erst im nächsten Kapitel.

## Gase

- Warum werden Kinderballone mit Helium gefüllt, wäre Wasserstoff nicht besser?  
Es muss unbedingt einen Auftrieb geben. Beides Helium und Wasserstoff eignen sich, da die beiden Molaren Massen kleiner sind als die von Luft. Wasserstoff hat aber nur 2 g/mol und Helium 4 g/mol. Wasserstoff ist also nur halb so dicht wie Helium. Wasserstoff ist überhaupt das kleinste Gas mit der geringsten Dichte. Es wäre ideal, wenn es nicht so entzündlich wäre. (Hindenburg).
- Halten Sie Butangas oder Methangas für sicherer?  
Butan mit  $C_4H_{10}$  hat eine Molmasse von 58 g/mol und ist dichter als Luft mit 28 g/mol. Methan  $CH_4$  ist mit 16 g/mol weniger dicht als Luft. Der Sicherheitsaspekt ist das ungewollte Ausströmen eines Gases. Butan würde sich unten im Raum sammeln, Methan oben und sich dann wahrscheinlich verflüchtigen. Methan ist sicherer.
- 40 g NaCl reagieren mit einem Überschuss an Schwefelsäure ( $H_2SO_4$ ) zu Chlorwasserstoffgas (HCl) und Natriumsulfat ( $Na_2SO_4$ ). Welches Volumen an Chlorwasserstoff von 0 °C und  $1,013 \cdot 10^5$  Pa entsteht aus 40 g NaCl?  
Ohne Reaktionsgleichung geht gar nichts.  $2 NaCl + H_2SO_4 \rightarrow 2 HCl + Na_2SO_4$   
 $M(NaCl) = 58.44$  g/mol,  $40g/58.44$  g/mol = 0.684 mol NaCl. Umrechnungsfaktor = 1, also auch 0.684 mol HCl. Unter Normalbedingungen entstehen mit  $V_m = 22.4$  L/mol demnach  $0.684 \times 22.4 = 15.33$  L HCl-Gas.
- Welches Volumen nehmen 25 g Stickstoff unter Normalbedingungen sowie bei 30 °C und 971 mbar ein?  
 $M(N_2) = 28$  g/mol.  $25g/28$  g/mol = 0.893 mol  $N_2$ . Unter Normalbedingungen entstehen mit  $V_m = 22.4$  L/mol demnach  $0.893 \times 22.4 = 20$  L  $N_2$ -Gas.  
Mit Hilfe der Allgemeinen Gasgleichung lässt sich auf andere Zustände umrechnen:  $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$  wobei der Druck in kPa angegeben wird und die Temperatur in Kelvin.  $971$  mbar =  $97.1$  kPa und  $30$  °C =  $303.15$  K.  $97.1 \cdot V = 0.893 \cdot 8.314 \cdot 303.15$  (Der Übersichtlichkeit halber wurde auf alle Einheiten verzichtet)  $\rightarrow V = 23.18$  L  $N_2$ -Gas. Der Wert ist logisch, da bei nur geringer Drucksenkung von 1013 mbar auf 971 mbar die Temperatur aber von 0 °C auf 30 °C angehoben wurde, eine Druckerhöhung resultiert.

## 5. Die Chemie des Auto-Airbags

- Reaktionsgleichung  $2 NaN_3 \rightarrow 2 Na + 3 N_2$
- Reaktionsgleichung  $10 Na + 2 KNO_3 \rightarrow K_2O + 5 Na_2O + N_2$
- Reaktionsg.  $K_2O + 5 Na_2O + 4 SiO_2 \rightarrow K_2O \cdot 5 Na_2O \cdot 4 SiO_2$
- Wird die erste Reaktionsgleichung mit 5 multipliziert, so entstehen hier 10 Natrium (Na), die in der zweiten Reaktion weiterreagieren.  
 $10 NaN_3 \rightarrow 10 Na + 15 N_2$   
 $10 Na + 2 KNO_3 \rightarrow K_2O + 5 Na_2O + N_2$   
 $K_2O + 5 Na_2O + 4 SiO_2 \rightarrow K_2O \cdot 5 Na_2O \cdot 4 SiO_2$   
Die Gesamtreaktion ergibt sich durch die Addition aller linken sowie aller rechten Seiten  
 $10 NaN_3 + 10 Na + 2 KNO_3 + K_2O + 5 Na_2O + 4 SiO_2 \rightarrow 10 Na + 15 N_2 + K_2O + 5 Na_2O + N_2 + K_2O \cdot 5 Na_2O \cdot 4 SiO_2$   
Stoffe die links und rechts gleichermassen auftauchen, lassen sich kürzen: netto ergibt sich  
 $10 NaN_3 + 2 KNO_3 + 4 SiO_2 \rightarrow 16 N_2 + K_2O \cdot 5 Na_2O \cdot 4 SiO_2$
- Das molare Volumen beträgt für alle idealen Gase 22.4 L/mol.  $20$  L  $N_2$ :  $22.4$  L/mol =  $0.89$  mol  $N_2$ .  
Das Stoffmengenverhältnis von  $N_2$  zu  $NaN_3$  ist 16 zu 10.  $0.89$  mol:  $16 \cdot 10 = 0.56$  mol  $NaN_3$  bzw.  $0.89:16 \cdot 2 = 0.11$  mol  $KNO_3$  bzw.  $0.89:16 \cdot 4 = 0.22$  mol  $SiO_2$ . Mit Hilfe der molaren Massen lassen sich die Massen errechnen (mol  $\cdot$  (g/mol) = g).  $0.56$  mol  $\cdot 65.01$ g/mol =  $36.4$  g  $NaN_3$ ,  $0.11$  mol  $\cdot 101.10$ g/mol =  $11.12$  g  $KNO_3$ ,  $0.22$  mol  $\cdot 60.08$ g/mol =  $13.22$  g  $SiO_2$ .  
Der Ingenieur muss näherungsweise  $36.4$  g Natriumazid einsetzen damit er die etwa  $20$  L Volumen des Airbags entfalten kann.  
Zur Reaktion der entstehenden, relativ aggressiven, festen Produkte in für Menschen harmlose Produkte müssen  $11.12$  g Kaliumnitrat und  $13.22$  g Sand bereitgestellt werden.

## Konzentration

- 10 ml einer  $20 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  Vitamin C Lösung wurden produziert. Welche Masse hatte die eingewogene Menge? ( $M(\text{VitaminC}) = 176.13 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

$10 \text{ mL} = 0.01 \text{ L}$     $20 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \times 0.01 \text{ L} = 0.0002 \text{ mol Vitamin C in der Lösng.}$   
 $0.0002 \text{ mol} \times 176.13 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0.035 \text{ g Vitamin C, die für die Lösung verwendet wurden.}$
- Eine physiologische = isotonische Kochsalzlösung hat den identischen osmotischen Druck wie das Blut. Man kann solch eine Lösung durch Lösen von 9.5 g NaCl in 1 L Wasser herstellen. Welche Konzentration besitzt die Lösung?  
 Wieviel %-ig ist die Lösung? (%-ig bedeutet ja, wieviel Gramm auf 100 Gramm)  
 Wie ist die Dichte der Lösung? (sie erinnern sich an die Einheit g/L)  
 Entnimmt man der Lösung 20 mL und füllt auf 250 mL auf, welche Konzentration errechnet sich jetzt?

$M(\text{NaCl}) = 58.4 \text{ g/mol}$   
 $9.5 \text{ g} = 0.163 \text{ mol also } 0.163 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$   
 $9.5 \text{ g/L } 1 \text{ L Wasser} = 1000 \text{ g} \rightarrow 0.95 \text{ g/100g} \rightarrow 0.95\%$   
 $\text{Dichte} = 1000 \text{ g Wasser} + 9.5 \text{ g} = 1009.5 \text{ g/L}$   
 $20 \text{ mL} = 0.02 \text{ L}$     $0.02 \text{ L} \times 0.163 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = 0.00326 \text{ mol}$     $0.00326 \text{ mol}/0.25 \text{ L} = 0.013 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- Berechnen Sie die Konzentration von Wasser. Anders gefragt: Wieviel mol Wasserteilchen befinden sich in 1 L Volumen? Rechnen Sie mit der Dichte von Wasser und mit der Molaren Masse von Wasser.

$\text{Dichte von Wasser ist allg. bekannt} = 1000 \text{ g/L}$   
 $\text{Molare Masse von Wasser aus dem PSE } M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$   
 Wird die Dichte durch die Molare Masse geteilt, ergibt sich bei Rechnung mit den Einheiten: g/L über g/mol. Mit dem Kehrwert malnehmen ergibt gekürzt  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$  und das ist die Einheit der Konzentration  
 $\text{Dichte/Molare Masse} = 1000/18 = 55.5 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$