

## Lösungen: Übungsaufgaben zum Mol, Molvolumen und dem Stoffumsatz

- $M(\text{H}_2\text{CO}_3) = 62.0 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{PbS}) = 239.3 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98.1 \text{ g/mol}$ ,  
 $M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159.7 \text{ g/mol}$
- $M(\text{Ar}) = 39.9 \text{ g/mol}$   
 $60 \text{ g} / 39.9 \text{ g/mol} = 1.50 \text{ mol}$
- $M(\text{NaCl}) = 58.5 \text{ g/mol} \rightarrow$  wenn 1 mol = 58.5 g sind, dann entsprechen 17.09 mol 1000 g.
- $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98.1 \text{ g/mol} \rightarrow n = 196.2 \text{ g} / 98.1 \text{ g/mol} = 2 \text{ mol}$   
Es hat also 2 mol  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -Moleküle drin. Da jedes Molekül ein Schwefelatom enthält, muss es auch 2 mol S-Atome haben.  
 $M(\text{S}) = 32.1 \text{ g/mol} \rightarrow 2 \text{ mol}$  entsprechen also 64.2 g Schwefel.
- $M(\text{H}_2\text{CO}_3) = 62.0 \text{ g/mol} \rightarrow 0.392 \text{ g/L} / 62.9 \text{ g/mol} \cdot 0.3 \text{ L} = 0.00190 \text{ mol}$
- a.) 1 mol Gas hat bei Normalbedingungen das Volumen 24 L  $\rightarrow 20 \text{ L} = 0.833 \text{ mol SO}_2$ -  
Gas  $\rightarrow M(\text{SO}_2) = 64.2 \text{ g/mol} \rightarrow 0.833 \text{ mol} \cdot 64.2 \text{ g/mol} = 53 \text{ g}$   
b.) V bei 293 K = 24 L  $\rightarrow$  bei dreifacher Temperatur V = 61,4 L (wenn p= konstant)
- $M(\text{Cl}_2) = 71.0 \text{ g/mol} \rightarrow n = 750'000 \text{ g} / 71.0 \text{ g/mol} = 10'563 \text{ mol} \rightarrow 253'521 \text{ L} = 253 \text{ m}^3$
- $24 \text{ L} / 6.022 \cdot 10^{23} = 3.99 \cdot 10^{-23} \text{ L} = 3.99 \cdot 10^{-17} \text{ mm}^3$
- Stickstoff liegt als  $\text{N}_2$  vor (HNOFCIBr), also ist die molare Masse 28.0 g/mol, während Si auf 28.09 g/mol kommt. 5g enthalten deshalb 0.179 mol  $\text{N}_2$  aber nur 0.178 g Silizium.  
 $0.179 \text{ g} / 0.178 \text{ g} = 1.0056 \rightarrow$  Es hat 0.56% mehr Stickstoff-Teilchen.
- a.)  $M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 159.6 \text{ g/mol}$   
 $1'000'000 \text{ g} / 159.6 \text{ g/mol} = 6'266 \text{ mol}$   
Also  $2 \cdot 6'266 \text{ mol} = 12'532 \text{ mol Eisen-Atome}$   
 $12'532 \text{ mol} \cdot 55.6 \text{ g/mol} = 696'742 \text{ g} = 696 \text{ kg}$   
b.)  $696 \text{ kg} / 1000 \text{ kg} = 0.696$   
 $1000 \text{ kg} / 0.696 = 1'435 \text{ kg} = 1.44 \text{ t}$   
c.)  $3 \cdot 6'266 \text{ mol} = 18'798 \text{ mol Sauerstoff-Atome (O)}$   
 $18'798 \text{ mol} / 2 = 9'399 \text{ mol elementarer Sauerstoff (O}_2)$
- $M(\text{Fe}_2\text{S}_3) = 207.9 \text{ g/mol} \rightarrow 70 \text{ g} / (207.9 \text{ g/mol}) = 0.337 \text{ mol}$   
Reaktionsgleichung (=RG):  $16 \text{ Fe} + 3 \text{ S}_8 \rightarrow 8 \text{ Fe}_2\text{S}_3$   
Wenn nun also 0.337 mol Eisensulfid hergestellt werden sollen, braucht es gemäss RG 16/8, das heisst doppelt so viele Fe-Atome, also  $0.674 \text{ mol} = 37.6 \text{ g}$ .  
Vom  $\text{S}_8$  braucht es entsprechend 3/8 =  $0.126 \text{ mol} = 32.4 \text{ g}$
- aus der vorherigen Aufgabe folgt:  $40 \text{ g} / 37.6 \text{ g} \cdot 70 \text{ g} = 74.5 \text{ g}$
- Reaktionsgleichung (=RG):  
 $16 \text{ Fe} + 3 \text{ S}_8 \rightarrow 8 \text{ Fe}_2\text{S}_3$   
Es reagieren also jeweils:  $16 \text{ mol Fe} + 3 \text{ mol S}_8 \rightarrow 8 \text{ mol Fe}_2\text{S}_3$   
In Gramm heisst das:  $892.8 \text{ g Fe} + 770.4 \text{ g S}_8 \rightarrow 1663.2 \text{ g Fe}_2\text{S}_3$   
a.) Es braucht mehr Eisen, also ist Schwefel im Überschuss vorhanden  
b.)  $8 \text{ g} / 892.8 \text{ g} \cdot 770.4 \text{ g} = 6.90 \text{ g S}_8$  werden verbraucht, 1.1 g bleiben also übrig.

14. RG:  $C + O_2 \rightarrow CO_2$   
 1 mol C = 12 g; pro C braucht es 1  $O_2$ , also ebenfalls 1 mol.  $M(O_2) = 32 \text{ g/mol}$ , also 32 g
15. a.)  $10 \text{ L} / (24 \text{ L/mol}) = 0.417 \text{ mol}$ ;  $0.417 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} = 13.3 \text{ g}$   
 b.)  $10 \text{ L} / (24 \text{ L/mol}) = 0.417 \text{ mol}$ ;  $0.417 \text{ mol} \cdot 4 \text{ g/mol} = 1.67 \text{ g}$   
 c.)  $10'000 \text{ L} / (24 \text{ L/mol}) = 417 \text{ mol}$ ;  $417 \text{ mol} \cdot 44 \text{ g/mol} = 18'348 \text{ g}$
16. a.)  $100 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} = 3.125 \text{ mol}$ ;  $3.125 \text{ mol} \cdot 24 \text{ L/mol} = 75 \text{ L}$   
 b.)  $50 \text{ g} / 2 \text{ g/mol} = 25 \text{ mol}$ ;  $25 \text{ mol} \cdot 24 \text{ L/mol} = 600 \text{ L}$   
 c.)  $30 \text{ g} / 20.2 \text{ g/mol} = 1.49 \text{ mol}$ ;  $1.49 \text{ mol} \cdot 24 \text{ L/mol} = 35.64 \text{ L}$
17. Reaktionsgleichung:  $2 Ag_2O \rightarrow 4 Ag + O_2$   
 d.h.  $2 \text{ mol } Ag_2O \rightarrow 4 \text{ mol } Ag + 1 \text{ mol } O_2$  (Stoffmengenverhältnis)  
 somit:  $464 \text{ g } Ag_2O \rightarrow 428 \text{ g } Ag + 32 \text{ g } O_2$  (Massenverhältnis)  
 $20 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} = 0.625 \text{ mol} \rightarrow 0.625 \text{ mol} \cdot 232 \text{ g/mol} = 145 \text{ g}$
18.  $m(H_2O) = 30 \text{ g}$ ;  $M(H_2O) = 18 \text{ g/mol} \rightarrow 30 \text{ g} / 18 \text{ g/mol} = 1,67 \text{ mol}$
19. RG:  $2 Mg + O_2 \rightarrow 2 MgO$   
 d.h.  $2 \text{ mol } Mg + 1 \text{ mol } O_2 \rightarrow 2 \text{ mol } MgO$  (Stoffmengenverhältnis)  
 $48 \text{ g } Mg + 32 \text{ g } O_2 \rightarrow 80 \text{ g } MgO$  (Gewichtsmassenverhältnis)  
 $n(Mg) = 0,625 \text{ mol}$   
 Stoffmengenverhältnis: 2 mol Magnesium reagieren immer mit 1 mol Sauerstoff  
 Also nur halb so viele Mol wie Mg:  $0,3125 \text{ mol } O_2 \cdot 24 \text{ L/mol} = 7.5 \text{ L}$
20. a.)  $2 C_4H_{10} + 13 O_2 \rightarrow 8 CO_2 + 10 H_2O$   
 b.)  $m(\text{Butan}) = 250 \text{ g}$ ;  $M(\text{Butan}) = 58 \text{ g/mol}$ ;  $\rightarrow 4,31 \text{ mol}$   
 $4,31 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 2,60.1024 \text{ Moleküle}$   
 c.) Aus der Gleichung folgt, dass aus 2 mol Butan immer jeweils 8 mol Kohlenstoffdioxid entstehen, also jeweils die 4-fache Teilchenmenge. In der Kartusche befinden sich 4,31 mol Butan, daraus können also 17,24 mol Kohlenstoffdioxid gebildet werden.  
 d.) 1 mol entspricht 24 L, d.h. 414 L Kohlenstoffdioxid  
 e.)  $C_4H_{10} : H_2O = 1 : 5$ ; In der Kartusche befinden sich 4,31 mol Butan, also entstehen daraus 21,55 mol Wasser.  $M(H_2O) = 18 \text{ g/mol} \rightarrow m(H_2O) = 387,9 \text{ g Wasser}$
21.  $2 HgO \rightarrow 2 Hg + O_2$   
 $m(HgO) = 200.6 \text{ g/mol} \rightarrow 0.249 \text{ mol } HgO \rightarrow 0.125 \text{ mol } O_2$   
 $0.125 \text{ mol} \cdot 24 \text{ L/mol} = 3 \text{ Liter}$
22.  $2 H_2O \rightarrow 2 H_2 + O_2$   
 $10 \text{ Liter} : 24 \text{ L/mol} = 0.4167 \text{ mol } O_2$ . Man benötigt also das Doppelte an  $H_2O$ :  $0.833 \text{ mol}$ .  
 Multipliziert mit  $m(H_2O) = 18 \text{ g/mol} = 15 \text{ g}$
23.  $20 \text{ ml Wasser} = 20 \text{ g Wasser} = 1.111 \text{ mol}$   
 Um dieses Wasser zu bilden braucht es  $1.111 \text{ mol } H_2 + 0.556 \text{ mol } O_2 = 1.667 \text{ mol Gas}$   
 $1.667 \text{ mol} \cdot 24 \text{ L/mol} = 40.0 \text{ Liter}$
24. Wir vernachlässigen, dass die 1.75% sich auf die Masse beziehen, die für Öl kleiner als ist als 1 (ca. 0.85 kg/L). Würde man das berücksichtigen, ergäbe es 0.85 mal weniger.  
 $3200 \text{ Liter} \cdot 1.75\% = 56 \text{ kg Schwefel} = 56'000 \text{ g} = 153.4 \text{ Liter pro Tag}$   
 $S + O_2 \rightarrow SO_2$ ;  $56000 \text{ g} : 32 \text{ g/mol} = 1750 \text{ mol} \rightarrow 42'000 \text{ L/a} = 115 \text{ L/d}$
25.  $C_{55}H_{104}O_6 + 78 O_2 \rightarrow 55 CO_2 + 52 H_2O$   
 $m(C_{55}H_{104}O_6) = 860 \text{ g/mol} \rightarrow 0.00581 \text{ mol}$   
 a.) Das Verhältnis beträgt 1:78, man verbraucht also  $0.453 \text{ mol } O_2$ ;  $\cdot 24 : 5\% = 218 \text{ Liter}$   
 b.) Das Verhältnis beträgt 1:52, es entstehen  $0.302 \text{ mol Wasser} = 5.43 \text{ g}$