

Exercices et corrigés série 1 exercices 1-9

Séestre 2

1-3

1. Quelle est la masse de 5 molécules de MgCl_2 ?

Corr.: $5 \times 95.21 = 476.05 \text{ uma}$ a. unité de masse atomique, b. N_A

a. $476.05 \times 1.66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = \underline{7.9 \cdot 10^{-25} \text{ kg}}$ b. $0.47605 / 6.022 \cdot 10^{23} = \underline{7.9 \cdot 10^{-25} \text{ kg}}$

2. Combien de moles, n , et combien de particules (atomes ou molécules) avons-nous dans 16 g de H_2SO_4 ?

Corr.: a. $n = m / M$ $n = 16 / 98.078 = \underline{0.163 \text{ mol}}$

b. $0.163 \times N_A = 0.163 \times 6.022 \cdot 10^{23} = \underline{9.824 \cdot 10^{22} \text{ molécules}}$

3. Quelle quantité de fer doit-on faire réagir avec 2.4 g de soufre pour obtenir du sulfure de fer FeS ?

Corr.: a. réaction chimique: $\text{Fe}(s) + \text{S}(s) \rightarrow \text{FeS}(s)$

réaction de combinaison / réaction redox

b. $n = m / M$ $n = 2.4 / 32.066 = 0.075 \text{ mol de S}$

c. 1 mol de S + 1 mol de Fe produisent 1 mol de FeS

$m = n \times M$ $0.075 \text{ mol} \times 55.847 \text{ g/mol} = \underline{4.18 \text{ g Fe}}$

4. On dissout 45 mg de K_2CO_3 dans l'eau pour donner une solution de 250 ml.
 Supposons que 250 ml de solution est égale à 250 g de solution,
 quelle est a. le titre massique - b. le pourcentage massique - c. la molarité -
 d. la molalité - e. la fraction molaire - f. la concentration en ppm et ppb ?

Corr.: a. T (g/L): $T = 0,045\text{g} \times 1000 \text{ ml} / 250 \text{ ml} = \underline{0.18 \text{ g/L}}$

b. masse de soluté dans 100g de solution (%):

$$0.045\text{g} \times 100\text{g} / 250\text{g} = 0.018 \text{ g} / 100 \text{ g} = 0.00018 \quad \underline{0.018 \%}$$

c. $M = 138.204$ $n = m / M = 0.045 / 138.204 = 3.2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$

$$3.2 \cdot 10^{-4} \times 1000 \text{ ml} / 250 \text{ ml} = 0.00128 \text{ M} = \underline{1.28 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}}$$

d. b (mol / kg de solvant): $3.2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$ dans $(250 - 0.045 =)249,955 \text{ g}$

$$1000 \times 3.2 \cdot 10^{-4} / 249.955 = 0.00128 \text{ mol/kg} \quad \underline{b = 1.28 \cdot 10^{-3} \text{ mol/kg}}$$

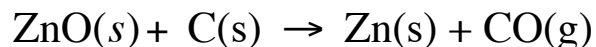
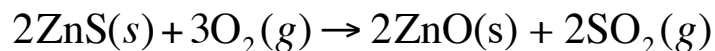
e. x : $3.2 \cdot 10^{-4} / (3.2 \cdot 10^{-4} + n_{\text{eau}})$ $n_{\text{eau}} = m/M = 249,955 / 18.015 = 13.87 \text{ mol}$

$$x = 3.2 \cdot 10^{-4} / (3.2 \cdot 10^{-4} + 13.87) = \underline{2.3 \cdot 10^{-5}} \quad \text{ou} \quad \underline{2.3 \cdot 10^{-3} \%}$$

f. ppm: $(0.045\text{g} / 250 \text{ g}) \times 10^6 = \underline{180 \text{ ppm}}$

ppb: $(0.045 \text{ g} / 250 \text{ g}) \times 10^9 = \underline{1.8 \cdot 10^5 \text{ ppb}}$

5. Le zinc est obtenu à partir de son principal minéral, la blende (ZnS), selon le procédé suivant qui implique deux étapes :



Combien de kilogramme de zinc peut-on obtenir à partir de 2×10^5 kg de ZnS ?

Corr.: a. $n = m/M$ $n = 2 \times 10^8 / 97.456 = 2.0522 \times 10^6$ mol ZnS

b. 2 mol de ZnS \rightarrow 2 mol de Zn, donc on produit 2.0522×10^6 mol de Zn

c. $m = n \times M$ $2.0522 \times 10^6 \times 65.39 = \underline{1.342 \times 10^5 \text{ kg de Zn}}$

6. Quelle quantité d'azote et d'hydrogène doit-on prendre pour obtenir 12 g d'ammoniac (NH₃)?

Corr.: a. réaction chimique équilibrée: $3 \text{H}_2(g) + \text{N}_2(g) \rightarrow 2 \text{NH}_3(g)$

b. $n = m/M$ $n = 12 / 17.03 = 0.705$ mol de NH₃

c. H₂: $3 \times 0.705 / 2 = 1.06$ mol $m = n \times M$ $1.06 \times 2.016 = \underline{2.13 \text{ g H}_2}$

d. N₂: $0.705 / 2 = 0.3525$ mol $0.3525 \times 28.01 = \underline{9.87 \text{ g N}_2}$

7 – 8

7. On thermolyse 4.5 g de glucose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). Calculer les masses de carbone et d'eau que l'on obtient.

Corr.: a. réaction chimique: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow 6 \text{ C} + 6 \text{ H}_2\text{O}$ (décomposition)

b. $n = m/M$ $n = 4.5 / 180.156 = 0.025$ mol de glucose

c. 0.025 mol produisent $6 \times 0.025 = 0.15$ mol C

$m = n \times M$ $0.15 \times 12.011 = \underline{1.8 \text{ g de C}}$

d. 0.025 mol produisent $6 \times 0.025 = 0.15$ mol H_2O

$0.15 \times 18.015 = \underline{2.7 \text{ g de H}_2\text{O}}$

8. 4 litres d'un corps pur simple gazeux pris aux conditions TPN pèsent 5.04 g.

a) Quelle est sa masse molaire ? b) Quel est ce gaz ?

Corr.: a. loi de gaz: $4 \text{ L} / 22.4 \text{ L mol}^{-1} = 0.179 \text{ mol}$

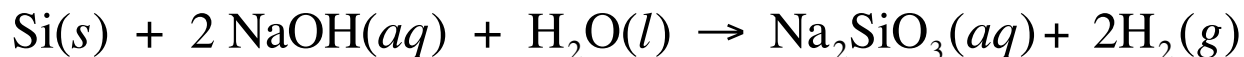
b. $M = m / n$ $M = 5.04 \text{ g} / 0.179 \text{ mol} = \underline{28.156 \text{ g/mol}}$

c. chercher M : pas de gaz noble correspondant

pour gaz diatomique: $28.156 / 2 = 14.077$ = azote

$28.156 \text{ g/mol} = \text{N}_2$

9. Lorsqu'on chauffe du silicium dans une solution d'hydroxyde de sodium, il y a formation de silicate de sodium et dégagement d'hydrogène :



Combien de millilitres de NaOH(aq) 6 M sont-ils requis pour réagir avec 12.5 g de silicium ?

Combien de grammes hydrogène seront-ils produits ?

Corr.: a. $n = m / M$ $n = 12.5 \text{ g} / 28.086 = 0.445 \text{ mol Si}$

b. 0.445 mol de Si réagissent avec $2 \times 0.445 = 0.89 \text{ mol de NaOH}$

c. $M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ g/mol}$ $m = n \times M$ $m = 0.89 \times 40 = 35.6 \text{ g NaOH}$

$$6 \text{ M} = 6 \times 40 = 240 \text{ g / L}$$

$$35.6 \text{ g} / 240 \text{ g L}^{-1} = \underline{0.148 \text{ L}}$$

$$\text{ou: } 0.89 \text{ mol} / 6 \text{ mol L}^{-1} = \underline{0.148 \text{ L}}$$

d. 1 mol de Si donne 2 mol H₂, donc 0.445 mol de Si \rightarrow 0.89 mol de H₂

$$m = n \times M = 0.89 \text{ mol} \times 2.016 \text{ g/mol} = \underline{1.79 \text{ g de H}_2}$$