

## EXERCICES SERIE 1

1.1. La masse atomique est la moyenne des masses des 3 isotopes pondérée par la proportion relative de chacun d'eux :

$$M = 0,9221 \cdot 27,977 + 0,047 \cdot 28,976 + 0,0309 \cdot 29,974 \\ = \underline{28,086 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

1.2. Le rapport des masses des deux isotopes est indépendant de la référence de l'échelle relative

$$\frac{M(^{12}\text{C})_{\text{ancien}}}{M(^{16}\text{O})_{\text{ancien}}} = \frac{M(^{12}\text{C})}{M(^{16}\text{O})} = \frac{12,0000}{15,9949}$$

$$M(^{12}\text{C})_{\text{ancien}} = M(^{16}\text{O})_{\text{ancien}} \cdot \frac{12,0000}{15,9949} \\ = \underline{12,0038 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

1.3. Nombre de moles de AgCl obtenues

$$n_{\text{AgCl}} = \frac{7,1801 \text{ g}}{143,323 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,0501 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}} = n_{\text{AgCl}}$$

$$n_{\text{V}} = \frac{1}{3} n_{\text{Cl}} = \frac{1}{3} \cdot 0,0501 = 0,0167 \text{ mol V}$$

$$m_{\text{Cl}} = n_{\text{Cl}} \cdot M_{\text{Cl}} = 0,0501 \text{ mol} \cdot 35,453 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 1,7761 \text{ g Cl}$$

$$n_{\text{O}} = n_{\text{V}} \Rightarrow m_{\text{O}} = n_{\text{O}} \cdot M_{\text{O}} = 0,0167 \cdot 15,999 = 0,267 \text{ g O}$$

$$m_{\text{V}} = m_{\text{VOCl}_3} - m_{\text{O}} - m_{\text{Cl}} = 2,8934 - 0,2672 - 1,776 = 0,8501 \text{ g}$$

$$M_{\text{V}} = m_{\text{V}} / n_{\text{V}} = 0,8501 \text{ g} / 0,0167 \text{ mol} = \underline{50,91 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

1.4.  $M_{\text{S}} = 32,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ,  $M_{\text{O}} = 16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ,  $M_{\text{N}} = 14,007 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$   
 $M_{\text{H}} = 1,008 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$M_{\text{SO}_2} = 32,06 + 2 \times 16,00 = 64,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$M_{\text{NH}_3} = 14,007 + 3 \times 1,008 = 17,031 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$n_{\text{SO}_2} = \frac{m_{\text{SO}_2}}{M_{\text{SO}_2}} = \frac{9,54 \text{ g}}{64,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \underline{0,1489 \text{ mol SO}_2}$$

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{m_{\text{NH}_3}}{M_{\text{NH}_3}} = \frac{85,16 \text{ g}}{17,031 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \underline{5,000 \text{ mol NH}_3}$$

1.5.

E	$m_{\text{E}} [\text{g}]$	$M_{\text{E}} [\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}]$	$n_{\text{E}} = \frac{m_{\text{E}}}{M_{\text{E}}}$	$\frac{n_{\text{E}}}{n_{\text{K}}}$
K	26,57	39,10	0,6800	1,000
Cr	35,36	52,00	0,6800	1,000
O	38,07	16,00	2,379	3,499

La formule brute contenant les nombres d'atomes entiers les plus petits est donc  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

1.6.

$$m_{\text{C}} = \frac{M_{\text{C}}}{M_{\text{CO}_2}} \cdot 3,002 \text{ g CO}_2 = \frac{12,01}{44,01} \cdot 3,002 = 0,819 \text{ g C}$$

$$m_{\text{H}} = \frac{2M_{\text{H}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 1,640 \text{ g H}_2\text{O} = \frac{2 \cdot 1,008}{18,02} \cdot 1,640 = 0,1835 \text{ g H}$$

La masse d'oxygène du composé ne peut pas être tirée de la quantité de  $\text{CO}_2$  et de  $\text{H}_2\text{O}$  obtenue puisque ces deux produits contiennent également de l'oxygène provenant de l'air.

1.6 (suite)

$$m_O = m_{\text{composé}} - m_C - m_H = 1.367 - 0.819 - 0.184 = 0.364 \text{ g}$$

$$n_C = m_C / M_C = 0.819 / 12.01 = 0.0682 \text{ mol}$$

$$n_H = m_H / M_H = 0.1835 / 1.01 = 0.1820 \text{ mol}$$

$$n_O = m_O / M_O = 0.364 / 16.00 = 0.0228 \text{ mol}$$

$$n_C / n_O \approx 3, \quad n_H / n_O \approx 8$$

=> formule brute :  $C_3H_8O$

1.7. Teneur en Ag de AgCl =  $M_{Ag} / M_{AgCl} = 107.9 / 143.3$   
 $= 0.753$

$$\text{Masse de Ag dans 7.20g d'AgCl} = 0.753 \cdot 7.20 = 5.42 \text{ g}$$

$$\text{Teneur en Ag de la pièce : } 5.42 / 5.82 = 0.931 = \underline{93.1\% \text{ Ag}}$$

1.8.  $M_{CH_3OH} = 32.0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\text{Molarité} = \frac{\text{moles de soluté}}{\text{litres de solution}} = \frac{16/32}{0.2} = \underline{2.50 \text{ M}}$$

1.9. Masse molaire du sucre  $C_{12}H_{22}O_{11} = 342 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\text{Molalité} = \frac{\text{moles de soluté}}{\text{kg de solvant}} = \frac{20/342}{125 \cdot 10^{-3}} = \underline{0.468 \text{ m}}$$

1.10. a) 1 ml de solution a pour masse 1.198 g et contient

$$0.270 \cdot 1.198 \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 0.324 \text{ g}$$

La masse de  $H_2SO_4$  dans 1L est 324g.

$$M_{H_2SO_4} = 98.1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\text{Dans 1 litre : } n_{H_2SO_4} = \frac{324}{98.1} = 3.30 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$\Rightarrow \text{Concentration H}_2\text{SO}_4 = \underline{3.30 \text{ M}}$$

1.10 (suite)

b) Masse d'eau contenue dans 1L de solution:

$$1198 \text{ g} - 324 \text{ g} = 874 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$\text{Molalité} = \frac{\text{moles H}_2\text{SO}_4}{\text{kg de H}_2\text{O}} = \frac{3.30 \text{ mol}}{0.874 \text{ kg}} = \underline{3.78 \text{ m}}$$

1.11. Soit  $x$  = volume de solution 0.5 N nécessaire  
et  $2-x$  = volume de " 0.1 N "

Nombre d'équ.-grammes de la solution 0.2 N = nb. d'équ.-grammes de la solution 0.5 N + nb. d'équ.-grammes de la solution 0.1 N.

$$2 \text{ L} \cdot 0.2 \text{ N} = x \text{ L} \cdot 0.5 \text{ N} + (2-x) \text{ L} \cdot 0.1 \text{ N}$$

$$0.4 = 0.5x + 0.2 - 0.1x \Rightarrow 0.2 = 0.4x$$

$$\Rightarrow \underline{x = 0.5 \text{ L}} \text{ et } \underline{2-x = 1.5 \text{ L}}$$