

Solution détaillée des exercices de TD 1

Exercice 1 :

- 1- Une mole d'helium contient $6,02 \times 10^{23}$ atomes d'helium (He). Combien d'atomes d'helium y a-t-il dans 0,0013 mole d'helium?
- 2- Parmi les échantillons suivants, lequel contient $2,0 \times 10^{23}$ atomes ?
a- 8,0 g de O. b- 3,0 g de Be. c- 8,0 g de C. d- 12,0 g de He.
- 3- Calculer les fractions molaires du glucose et de l'eau dans une solution qui contient 5,67 g de glucose ($C_6H_{12}O_6$) dissous dans 25,2 g d'eau ?
- 4- Un médicament anti-vertige : Un médicament qui lutte contre les vertiges contient 5,0 mg d'acétyl-leucine de formule brute $C_8H_{15}O_3N$. L'acétyl-leucine constitue le principe actif de ce médicament.
a- Calculer la masse molaire de l'acétyl-leucine.
b- Déterminer la quantité de matière (n) en acétyl-leucine contenue dans ce médicament.

Correction :

- 1- $N = n \times N_A = 0,0013 \times 6,02 \times 10^{23} = 0,0078 \times 10^{23} = 7,8 \times 10^{20}$ atome.
- 2- $n_O = m_o / M(O) = 8,0/16 = 0,5$ mole donc $N = n \times N_A = 0,5 \times 6,02 \times 10^{23} = 3,01 \times 10^{23}$ atome.
 $N_{Be} = m_{Be} / M(Be) = 3,0/9 = 0,33$ mole donc $N = n \times N_A = 0,33 \times 6,02 \times 10^{23} = 2 \times 10^{23}$ atome.
 $N_C = m_C / M(C) = 8,0/12 = 0,67$ mole donc $N = n \times N_A = 0,67 \times 6,02 \times 10^{23} = 4,03 \times 10^{23}$ atome.
 $N_{He} = m_{He} / M(He) = 12,0/4,0 = 3,0$ mole donc $N = n \times N_A = 3,0 \times 6,02 \times 10^{23} = 3,01 \times 10^{23}$ atome.
Donc 3,0 g de Be contient $2,0 \times 10^{23}$ atome.
- 3- $x_i = n_i / \sum n_j$: $x_{glucose} = n_{glucose} / n_{Totale}$, $x_{eau} = n_{eau} / n_{Totale}$
 $n_{glucose} = m_{glucose} / M_{glucose}$, $M_{molécule} = \sum x M_{atome}$, $M_{glucose} = (6 \times M_C) + (12 \times M_H) + (6 \times M_O)$
 $M_{glucose} = (6 \times 12,0) + (12 \times 1,0) + (6 \times 16,0) = 180,0$ g/mol. $n_{glucose} = 5,67 / 180,0 = 0,032$ mol.
 $n_{eau} = m_{eau} / M_{eau}$, $M_{molécule} = \sum x M_{atome}$, $M_{eau} = (2 \times M_H) + (M_O) = (2 \times 1,0) + 16,0 = 18,0$ g/mol.
 $n_{eau} = m_{eau} / M_{eau} = 25,2 / 18,0 = 1,4$ mol.
 $n_{Totale} = n_{glucose} + n_{eau} = 0,032 + 1,4 = 1,432$ mol.
 $x_{glucose} = n_{glucose} / n_{Totale} = 0,032 / 1,432 = 0,02$
 $x_{eau} = n_{eau} / n_{Totale} = 1,4 / 1,432 = 0,98$
 $x_{glucose} + x_{eau} = 1$
- 4-
a- $M_{molécule} = \sum x M_{atome}$, $M(C_8H_{15}O_3N) = 8 \times M(C) + 15 \times M(H) + 3 \times M(O) + M(N)$,
 $M(C_8H_{15}O_3N) = 8 \times 12,0 + 15 \times 1,00 + 3 \times 16,0 + 14,0 = 173$ g/mol.
b- $n(C_8H_{15}O_3N) = m(C_8H_{15}O_3N) / M(C_8H_{15}O_3N)$, $m(C_8H_{15}O_3N) = 5,0$ mg = $5,0 \times 10^{-3}$ g.
 $n(C_8H_{15}O_3N) = 0,005 / 173$ donc $n(C_8H_{15}O_3N) = 2,89 \cdot 10^{-5}$ mol.

Exercice 2 :

- 1- Une solution de volume $V = 250 \text{ mL}$, est obtenue en dissolvant $0,012 \text{ mol}$ de saccharose dans de l'eau.
Quelle est la concentration molaire de saccharose en mol/L ?
- 2- Un coureur prépare $V = 1,0 \text{ L}$ d'eau sucrée en plaçant 6 morceaux de sucre dans un bidon et en le remplissant d'eau à ras bord. Chaque morceau de sucre (saccharose de formule brute $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) a une masse de $5,6 \text{ g}$.
 - a- Calculer la concentration massique en saccharose de la boisson sucrée.
 - b- Déterminer la concentration molaire C de la solution.

Correction

1- $C_M = n / V(L)$, $V = 250 \text{ ml} = 0,25 \text{ L}$ $C_M = 0,012 / 0,25 = 4,8 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$.

2-

a- $V = 1,0 \text{ L}$, masse de 6 morceaux de sucre = $6 \times m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 6 \times 5,6 = 33,6 \text{ g}$

$C_m = m(\text{soluté}) / V(\text{solution})$. (m en g et V en L). $C_m = 33,6 / 1 = 33,6 \text{ g/L}$.

b- $C_M = n(\text{soluté}) / V(\text{solution})$. (n en mol et V en L). $n = m/M$

$M_{\text{molécule}} = \sum xM_{\text{atome}}$, $M_{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} = (12 \times M(\text{C})) + (22 \times M(\text{H})) + (11 \times M(\text{O}))$.

$M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = (12 \times 12) + (22 \times 1) + (11 \times 16) = 342 \text{ g/mol}$.

$n = 33,6 / 342 = 0,098 \text{ mol} = 9,8 \times 10^{-2} \text{ mol}$ donc $C_M = 0,098 / 1 = 0,098 \text{ mol/L}$.

Comme conclusion : il y'a une relation entre C_M et C_m . $C_m(\text{g/L}) = M(\text{g/mol}) \times C_M(\text{mol/L})$

Exercice 3 :

Deux composés sont formés de l'étain (Sn) et l'oxygène (O), ils contiennent respectivement 21,22% et 11,88% en masse d'oxygène. On demande :

1-La masse d'oxygène qui réagit avec 1g de Sn pour le premier composé et le deuxième.

2-Déduire la loi appliquée en justifiant

Correction

1- %massique (O) + %massique (Sn) = 100 donc %massique (Sn) = 100 - %massique (O).

➤ %massique (Sn) de composé 1 = $100 - 21,22 = 78,78 \%$.

➤ %massique (Sn) de composé 2 = $100 - 11,88 = 88,22 \%$.

%massique (Sn) = $m_{\text{Sn}} / m_{\text{total}} \times 100$. On a $m_{\text{Sn}} = 1 \text{ g}$ de composé 1 et 1 g de composé 2.

$m_{\text{totale1}} = m_1(\text{O}) + m_1(\text{Sn}) = m_1(\text{O}) + 1$.

$m_{\text{totale2}} = m_2(\text{O}) + m_2(\text{Sn}) = m_2(\text{O}) + 1$.

%massique1 (Sn) de composé 1 = $1 / m_{\text{totale1}} \times 100 = 78,78 \%$ donc $m_{\text{totale1}} = 100 / 78,78 = 1,27 \text{ g}$

$m_1(\text{O}) = m_{\text{totale1}} - 1 = 1,27 - 1 = 0,27 \text{ g}$

%massique2 (Sn) de composé 2 = $1 / m_{\text{totale2}} \times 100 = 88,22 \%$ donc $m_{\text{totale2}} = 100 / 88,22 = 1,13 \text{ g}$

$m_2(\text{O}) = m_{\text{totale2}} - 1 = 1,13 - 1 = 0,13 \text{ g}$

2- La loi appliquée est la loi des proportions multiples de Dalton

Justifications : $m_1(\text{O}) / m_2(\text{O}) = 0,27 / 0,13 = 2$ donc la masse d'oxygène réagit avec 1 g de Sn dans le premier composé est 2 fois la masse d'oxygène réagit avec 1 g de Sn dans le deuxième composé.