

Fiche d'exercices 1^{ère} S : la quantité de matière (corrigé)

Exercice 1 : Quantité de matière et masse

1-a) Définition de quantité de matière :

La quantité de matière est le nombre d'entités chimiques identiques présentes dans un échantillon.

Par exemple : Une bourriche d'huîtres est une quantité de matière (elle contient 100 huîtres).

En chimie on utilise **la mole**, de symbole mol, comme quantité de matière.

b) Définition de la mole :

Une mole est un ensemble de N_A entités chimiques identiques, ou N_A est le nombre d'avogadro et vaut avec trois significatifs $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Le nombre d'entités N d'un échantillon donné se détermine donc par la relation de proportionnalité :

$$N = N_A \times n$$

N sans unité
 n en mol
 N_A en mol^{-1}

2-a) Définition de la masse molaire atomique :

La masse molaire d'une espèce chimique, notée M , est la masse d'une mole de cette espèce. Elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

b) calcul de la masse molaire moléculaire de la molécule de glucose :

La masse molaire moléculaire d'une molécule est égale à la somme des masses molaires atomiques des atomes qui la composent.

On a donc $M_{\text{glucose}} = 6 \times 12 + 12 \times 1 + 6 \times 16 = \underline{180 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}$

3-a) Relation entre quantité de matière et masse d'un échantillon :

$$n = \frac{m}{M}$$

n en mol
 m en g
 M en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

b) calcul de la quantité de matière de glucose dans un morceau de sucre :

On a : $n = \frac{m}{M}$ soit $n = \frac{4,0}{180} = \underline{2,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$

Exercice 2 : Quantité de matière et volume

1-a) Définition de la masse volumique :

la **masse volumique** ρ d'une espèce chimique est égale au rapport de la masse m d'un échantillon de cette espèce par le volume V qu'il occupe :

$$\rho = \frac{m}{V}$$

1-b) Masse de 2,50L d'eau :

On a $\rho = \frac{m}{V}$; on en déduit donc que $m = \rho \times V = 980 \times 2,50 = \underline{2,45 \cdot 10^3 \text{ g} = 2,45 \text{ kg}}$

2-a) Expression de n en fonction de ρ , M et V :

On sait que $n = \frac{m}{M}$

Or d'après la relation $\rho = \frac{m}{V}$ on en déduit que $m = \rho \times V$

Et donc on obtient la relation suivante : $n = \frac{\rho \times V}{M}$ Avec

n en mol
V en L
m en g.mol⁻¹
ρ en g.L⁻¹

b) Quantité de matière du verre d'eau :

$$V_{\text{eau}} = 10,0 \text{ cL} = 0,100 \text{ L}$$

$$M_{\text{eau}} = 2 \times M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{On en déduit que : } n = \frac{980 \times 0,100}{18} = \underline{5,4 \text{ mol}}$$

3-a) Masse volumique de la glycérine :

$$\text{On sait que } \rho = \frac{m}{V} \text{ donc on a : } \rho = \frac{126,1}{0,100} = \underline{1,261.10^3 \text{ g.L}^{-1}}$$

b) Quantité de matière de glycérine dans l'échantillon de 10,0 cL.

$$\text{On sait que } n = \frac{\rho \times V}{M}$$

$$\text{Et } M_{\text{glycérine}} = 3 \times 12 + 8 + 3 \times 16 = 92 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{On a donc : } n = \frac{1,261.10^3 \times 0,100}{92} = \underline{1,37 \text{ mol}}$$

Exercice 3 : Quantité de matière d'un échantillon gazeux

1-a) Définition du volume molaire d'un gaz :

Le **volume molaire** V_m d'un gaz est le volume occupé par une mole de gaz à température et pression données. Il s'exprime généralement en L.mol⁻¹.

À 20°C et à 1,013.10⁵ Pa (pression atmosphérique moyenne), le volume molaire d'un gaz vaut : $V_m = 24,0 \text{ L.mol}^{-1}$.

Remarque : Le volume molaire ne dépend pas de la nature du gaz mais uniquement de la pression et de la température. Tous les gaz ont le même volume dans les mêmes conditions de températures et de pression.

1-b) Expression de n en fonction de V et V_m :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

n en mol
V en L
V_m en L.mol⁻¹

1-c) quantité de matière de diazote :

$$\text{En utilisant la formule précédente on obtient : } n = \frac{416,0}{104,0} = \underline{4 \text{ mol}}$$

1-d) masse de diazote :

$$n = \frac{m}{M} \text{ on en déduit donc que } m = n \times M$$

$$M_{\text{diazote}} = 2 \times M_{\text{azote}} = 2 \times 14 = 28 \text{ g.mol}^{-1}$$

$$\text{D'où } m = 4 \times 28 = \underline{112 \text{ g}}$$

2-a) Equation d'état des gaz parfaits :

L'équation d'état des gaz parfaits est une relation entre la pression P, le volume V, et la température T d'un gaz pour une quantité de matière n :

$$P \times V = n \times R \times T$$

P est la pression en pascal Pa

V le volume du gaz en m³

N la quantité de matière en mol

T la température en kelvin K

R la constante des gaz parfait, sa valeur est : $R = 8,314 \text{ SI}$

2-b) Expression de n en fonction de P , V , T et R :

$$n = \frac{P \times V}{R \times T}$$

2-c) Quantité de matière de diazote :

$$T = 1000^\circ\text{C} = 1273 \text{ K}$$

$$P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

$$R = 8,314$$

$$\text{On en déduit donc : } n = \frac{1,013 \cdot 10^5 \times 416,0}{8,314 \times 1273} = \underline{\underline{3,98 \text{ mol}}}$$

Exercice 4 : Quantité de matière et soluté

1-a) Définition de la concentration molaire :

La **concentration molaire** C d'un soluté est définie comme le rapport entre la quantité de matière n de soluté et le volume

V de la solution :

$$C = \frac{n}{V}$$

C concentration molaire en $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$
 n quantité de matière de soluté en mol
 V volume de solution en L

1-b) En déduire l'expression de n en fonction de C et V :

$$\text{On en déduit : } n = C \times V$$

2-a) Soluté et solvant :

Dans une solution **aqueuse** de glucose, le glucose est le **soluté** (solide que l'on dissout) et le **solvant** est l'eau.

2-b) Masse molaire moléculaire de NaCl :

$$M_{\text{NaCl}} = M_{\text{Na}} + M_{\text{Cl}} = 23,0 + 35,5 = \underline{\underline{58,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}}$$

2-c) Concentration molaire de la solution :

$$\text{On a } C = \frac{n}{V}$$

$$\text{Calculons } n : n = \frac{m}{M}$$

$$\text{On en déduit : } C = \frac{n}{M \times V}$$

$$\text{Application numérique : } C = \frac{1,80}{58,5 \times 50 \cdot 10^{-3}} = \underline{\underline{6,2 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}}$$