

## SERIE D'EXERCICES SUR C4 : MOLE ET GRANDEURS MOLAIRES

### Exercice 1:

- Calculer les masses molaires des molécules suivantes : propane :  $C_3H_8$  ; acide sulfurique :  $H_2SO_4$  ; glucose :  $C_6H_{12}O_6$ .
- Calculer le nombre de mole contenu dans :
  - 9 g d'eau,  $H_2O$
  - 1,12 L de dioxyde de carbone,  $CO_2$ , dans les CNTP.
- Un flacon de volume  $V=0,75L$  contient une masse  $m=1,32g$  d'un gaz inconnu. Le volume molaire gazeux  $V_m = 25L.mol^{-1}$ .
  - Calculer la masse molaire de ce gaz.
  - Ce gaz est un alcane de formule générale  $C_xH_{2x+2}$  ( $x$  est un nombre entier positif). Déterminer la valeur de  $x$ , puis les formules brute et développée de ce composé

### Exercice 2:

Les bougies sont constituées de molécules d'acide stéarique de formule  $C_{18}H_{36}O_2$ .

- Donner l'atonicité de l'acide stéarique puis calculer sa masse molaire.
- Combien y a-t-il de moles d'acide stéarique dans une bougie de 150g ?
- Combien y a-t-il de molécules ?

### Exercice 3:

**Partie A:** L'élément azote à l'état naturel est formé par un mélange de deux nucléides dont les proportions sont les suivantes :  $^{14}_7N$ : 99,636% ;  $^{15}_7N$ : 0,364%

Sachant que les masses d'une mole d'atomes de ces nucléides sont respectivement 14,00307g et 15,00011g ; calculer la masse molaire atomique de l'élément azote naturel.

**Partie B:** Dans le tableau de classification périodique, on lit  $M(Cl) = 35,5g.mol^{-1}$ . Sachant que les deux isotopes les plus abondants du chlore dans la nature sont  $^{37}_{17}Cl$  et  $^{35}_{17}Cl$ , préciser le pourcentage de chacun des isotopes dans le chlore naturel.

### Exercice 4:

- La masse d'un atome de carbone (C) est  $m_C \approx 2,0.10^{-23} g$ .
  - Déterminer le nombre d'atomes  $N_{(C)}$  de carbone contenus dans un échantillon de masse  $15.10^3 Kg$
  - En déduire le nombre de mole  $n_{(C)}$  de carbone contenu dans ce même échantillon.
- La masse d'un atome de sodium (Na) est  $m_{Na} \approx 3,8.10^{-26} kg$ . On dispose d'un échantillon contenant 0,5 mol de sodium.
  - Déterminer le nombre d'atomes Na de sodium contenus dans cet échantillon.
  - En déduire la masse de cet échantillon.
- On dispose de  $9,63.10^{23}$  atomes de calcium (Ca) de masse 64 g.
  - Déterminer la masse  $m_{Ca}$  d'un atome de calcium.
  - Déterminer le nombre de moles  $n_{Ca}$  contenu dans cet échantillon de calcium.

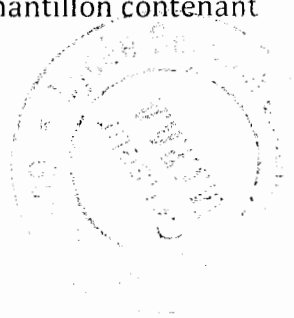
### Exercice 5:

Le saccharose est un sucre de formule  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . Un morceau de sucre constitué de saccharose, a une masse égale à 6g.

- Quels sont les éléments chimiques présents dans le sucre ?
- Déterminer la masse molaire du sucre.
- Déterminer la quantité de matière que l'on aura dans un morceau de sucre.
- Quel sera alors le nombre de molécule de saccharose que l'on aura dans le morceau de sucre.
- Trouver la masse de 100 moles de molécules de saccharose.

### Exercice 6:

Un composé organique a pour masse molaire  $176g.mol^{-1}$ . Il contient, en masse, 41% de carbone d'hydrogène et 54,5% d'oxygène.



1. Vérifier que ce composé est constitué uniquement de carbone, d'hydrogène et d'oxygène.
2. Donner sa formule brute et son atomicité.
3. Combien de moles de ce composé trouve-t-on dans 500mg de ce composé ?

**Exercice 7:**

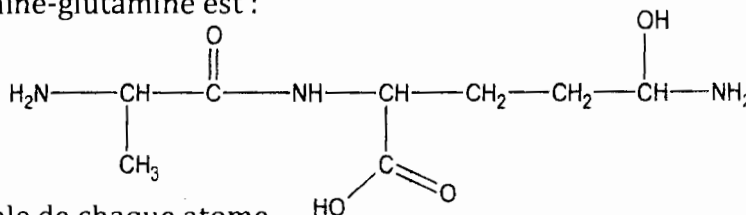
La formule semi-développée du dipeptide alanine-glutamine est :

1. Déterminer sa formule brute.

2. Donner l'atomicité de la molécule.

3. Trouver les pourcentages molaires des atomes constituant ce dipeptide.

4. Calculer la composition massique centésimale de chaque atome.

**Exercice 8:**

Un composé de formule brute  $C_xH_y$  a une masse molaire  $M=42 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ . L'analyse d'un échantillon de cette substance montre qu'il renferme en masse 6 fois plus de carbone que d'hydrogène.

1. Trouver la formule brute du corps étudié.

2. Donner sa formule développée.

**Exercice 9:**

La thréonine est un composé organique dont la composition centésimale massique est : 40,3% de carbone ; 7,6% d'hydrogène ; 40,3% d'oxygène et 11,8% d'oxygène.

On vaporise 11,9 g de ce composé, la vapeur obtenue assimilée à un gaz parfait occupe un volume  $V=2,5 \text{ L}$  dans les conditions où la température  $t=27^\circ\text{C}$  et la pression  $P=1\text{atm}$ .

1. Déterminer la masse molaire du composé.

2. La molécule pouvant s'écrire  $C_xH_yO_zN_t$ , déterminer x, y, z et t.

3. Donner la formule brute et proposer une formule développée de la thréonine.

**Exercice 10:**

Un corps gazeux de formule  $C_nH_{2n+2}$ , a une densité égale à 1,52.

1. Calculer sa masse molaire ?

2. Trouver sa formule brute.

3. On mélange 5L de ce gaz avec 6L de butane ( $C_4H_{10}$ ). Calculer la densité de ce mélange.

**Exercice 11:**

Une bonbonne de gaz contient une masse  $m=420 \text{ g}$  d'un corps gazeux liquéfié à haute pression, de formule  $C_xH_y$  et de masse molaire moléculaire  $M=58 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

1. Déterminer la quantité de matière du corps présente dans la bonbonne.

2. Calculer le volume occupé par ce corps liquide, on donne la masse volumique de ce liquide  $\rho=0,6\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$ .

3. Le détendeur permet d'abaisser la pression et le liquide sort de la bonbonne à l'état gazeux.

a. Calculer le volume molaire du gaz à  $25^\circ\text{C}$  et sous la pression de 1 bar.

b. Quel volume de gaz peut-on récupérer à la température de  $25^\circ\text{C}$  et sous la pression normale ?

c. Peut-on espérer vider complètement la bonbonne de son gaz ? Pourquoi ?

4. Le corps contient 17,2% en masse d'hydrogène.

a. Déterminer sa formule brute.

b. Donner toutes les formules semi-développées possibles

**Pour la série on donne :**

$M(\text{H})=1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{C})=12\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{N})=14\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O})=16\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Na})=23\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  
 $M(\text{S})=32\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $M(\text{Ca})=40,1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $V_0=22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $\rho_{\text{eau}}=1000 \text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$  ;  $N_A=6,02 \times 10^{23}$