

**SERIE N°I : (atome et molécule)**

**Exercice 1 :**

On considère un atome dont le noyau contient 30 neutrons. Son noyau a une charge égale à :  $4,0 \cdot 10^{-18} \text{ C}$ . **charge élémentaire  $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ .**

1. Quel est le numéro atomique de l'atome ?
2. Quel est son nombre de masse A ?
3. Combien d'électrons comporte cet atome ?

**Exercice 2 :**

- a) Combien y a-t-il d'atomes dans :
  - 2 mg de de fer (Fe : 56 g/mol)
  - 5g de cuivre (Cu : 63,5 g/mol)
- b) Combien y a-t-il, dans 0,6 mole de  $\text{CO}_2$  :
  - de grammes de  $\text{CO}_2$
  - d'atomes de C et de O

**Exercice 3 :**

Compléter le tableau :

particule	Z	A
e		
n		
p		
$\alpha$		

**Exercice 4 :**

On peut porter des indications chiffrées dans les trois positions A, Z et q au symbole X d'un élément. Que signifie précisément chacune d'elle ?  ${}^A_ZX^q$

Compléter le tableau :

Nucléide	Numéro atomique	Nombre de masse	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre des électrons
${}^{121}_{51}\text{Sb}$					
Ga	31	69			
W		184	74		
${}^{16}_8\text{S}$				16	
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$					
${}^{35}_{17}\text{Cl}^-$					

**Exercice 5:**

- a) Donner la définition de l'unité de masse atomique (uma).
- b) la masse d'un atome de carbone-12 est de  $1,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ , en déduire sa masse en uma et le nombre d'Avogadro.

## Solution de la série N°1

### Exercice 1 :

1- le numéro atomique de l'atome : Diviser la charge du noyau par la charge élémentaire

$$4 \cdot 10^{-18} / 1,6 \cdot 10^{-19} = \mathbf{25 \text{ protons positifs}}$$
 dans le noyau donc le numéro atomique, noté **Z est égal à 25**

3-L'atome est électriquement neutre : donc **25 électrons négatifs**

2- Le nombre de masse noté A est égal au nombre de nucléons (protons et neutrons) **A = 25+30 = 55**

### Exercice 2 :

a1/ Nombres d'atomes de fer :

- 56 g (Fe)  $\rightarrow 6.023 \cdot 10^{23}$  atome

-  $2 \cdot 10^{-3}$  g  $\rightarrow x$

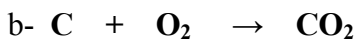
$$x = \mathbf{2,15 \cdot 10^{19} \text{ atome}}$$

a2/ Nombres d'atomes de Cu :

- 63,5 g (Cu)  $\rightarrow 6.023 \cdot 10^{23}$  atome

- 5g  $\rightarrow x$

$$x = \mathbf{47,4 \cdot 10^{21} \text{ atome}}$$



$$\begin{array}{ccc} 1\text{mol} & 1\text{mol} & 1\text{mol} \\ 0,6\text{ mol} & 0,6\text{ mol} & 0,6\text{ mol} \end{array}$$

### Nombres de grammes de CO<sub>2</sub> :

$$m_{\text{CO}_2} = n \cdot M = 0.6 \text{ mol} \times 44 \text{ g/mol} = \mathbf{26.4 \text{ g}}$$

### Nombres d'atomes de C et de O :

$$n_{\text{C}} = n_{\text{O}_2} = n_{\text{CO}_2}$$

$$1\text{mol} \rightarrow 6.023 \cdot 10^{23} \text{ atome}$$

$$0.6 \text{ mol C} \rightarrow x$$

$$x = \mathbf{3.6 \cdot 10^{23} \text{ atome}}$$

$$n_{\text{C}} = n_{\text{O}_2} = n_{\text{CO}_2} = \mathbf{3.6 \cdot 10^{23} \text{ atome}}$$

$$n_{\text{O}} = 2 n (\text{O}_2) = 2 \times 3.6 \cdot 10^{23} = \mathbf{7.2 \cdot 10^{23} \text{ atome}}$$

### Exercice 3 :

Compléter le tableau :

particule	Z	A
e	-1	0
n	0	1
p	1	1
$\alpha$	2	4

### Exercice 4 :

On peut porter des indications chiffrées dans les trois positions A, Z et q au symbole X d'un élément. Que signifie précisément chacune d'elle ?  ${}^A_ZX^q$

A : nombre de masse = nombre de protons + nombre de neutrons

Z : numéro atomique ou nombre de protons

q : nombre de charge = nombre de protons – nombre d'électrons

Compléter le tableau :

Nucléide	Numéro atomique	Nombre de masse	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre des électrons
${}^{121}_{51}\text{Sb}$	<b>51</b>	<b>121</b>	<b>51</b>	<b>70</b>	<b>51</b>
Ga	31	69	<b>31</b>	<b>38</b>	<b>31</b>
W	<b>74</b>	184	74	<b>110</b>	<b>74</b>
${}_{16}\text{S}$	<b>16</b>	<b>32</b>	<b>16</b>	16	<b>16</b>
${}^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$	<b>12</b>	<b>24</b>	<b>12</b>	<b>12</b>	<b>10</b>
${}^{35}_{17}\text{Cl}^{-}$	<b>17</b>	<b>35</b>	<b>17</b>	<b>18</b>	<b>18</b>

### Exercice 5:

**Définition de l'unité de masse atomique :** L'unité de masse atomique (u.m.a.) : c'est le douzième de la masse d'un atome de l'isotope de carbone  ${}^{12}_6\text{C}$  (de masse molaire 12,0000 g)

La masse d'un atome de carbone-12 est de  $1.99 \cdot 10^{-23}$  g, en déduire :

#### Sa masse en uma:

$$1\text{uma} = \frac{1}{12} m({}^{12}_6\text{C}) = \frac{1}{12} (1.99 \cdot 10^{-23} \text{ g}) \text{ donc } 1\text{uma} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

#### Le nombre d'Avogadro :

$$1\text{uma} = \frac{1}{12} m({}^{12}_6\text{C}) = \frac{1}{12} \frac{M({}^{12}_6\text{C})}{N_A} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} = 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$1\text{uma} = \frac{1}{N_A} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \rightarrow N_A = 6.023 \cdot 10^{23} \text{ g}^{-1}$$