

Chimie 1- Série n° 2

Exercice 1

- Combien de sortes de charges électriques existe-t-il ? Comment les nomme-t-on ?
- Qu'entend-on par charge élémentaire ?
- Quelle est le symbole de la charge élémentaire ? Donner sa valeur en Coulombs.
- Quelle est la charge d'un corps formé de 20000 particules de charge (+ e) et 19960 particules de charge (- e)?
- Combien de sortes de particules élémentaires forment-elles les atomes ? Nommez ces particules.
- A quelles particules élémentaires donne-t-on aussi le nom de nucléons ?

Exercice 2

On considère un atome de mercure ( $Z=80$  et  $A=200$ ).

- Donner la masse d'un atome de mercure.
- Une goutte de mercure a une masse  $m = 0,68$  g ; calculer alors le nombre d'atomes de mercure présents dans une goutte.

On donne : masse d'un nucléon =  $1.67 \times 10^{-27}$  kg.

Exercice 3

Le noyau d'une entité a une masse  $m = 5,51 \times 10^{-26}$  kg et porte une charge électrique  $q_{\text{noyau}} = + 2,56 \times 10^{-18}$  C ; le cortège électronique comporte 18 électrons.

- Déterminer le numéro atomique  $Z$  et le nombre de nucléons  $A$  du noyau.
- S'agit-il d'un atome ou d'un ion ?

Donnée : la charge élémentaire  $e = + 1,6 \times 10^{-19}$  C.  
masse d'un proton :  $m_p = 1,67 \times 10^{-27}$  kg.

Exercice 4  $\frac{A}{Z}X^q$

- 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 ?
- Quel est le nombre de protons, de neutrons et d'électrons présents dans chacun des atomes ou ions suivants :  ${}^{19}_9F$  ;  ${}^{24}_{12}Mg^{2+}$  et  ${}^{78}_{34}Se^{2-}$
- Quatre nucléides A, B, C et D ont des noyaux constitués comme suit :

	A	B	C	D
Nombre de protons	21	22	22	20
Nombre de neutrons	26	25	27	27
Nombre de masse	47	47	49	47

Y a-t-il des isotopes parmi ces quatre nucléides ?

### Exercice 5

Le fer existe dans la nature sous forme d'un mélange de 4 isotopes :

a.)  ${}^{54}_{26}\text{Fe}$  (6,04%); b.)  ${}^{56}\text{Fe}$  (91,57%); c.)  ${}^{57}\text{Fe}$  (2,11%); d.)  ${}^{58}\text{Fe}$  (0,28%)

Dont les masses molaires respectives sont : 53,953 g ; 55,948 g ; 56,960 g ; 57,959g.

1. Donner la composition du noyau de chaque isotope.
2. Calculer la masse atomique du fer.

### Exercice 6

L'argent  ${}_{47}\text{Ag}$  se trouve, à l'état naturel sous la forme d'un mélange de deux isotopes :  ${}^{107}\text{Ag}$  et  ${}^{109}\text{Ag}$ .

1. Donner pour chaque isotope, sous la forme d'un tableau : le numéro atomique, le nombre de masse, le nombre de protons et le nombre de neutrons.
2. La masse atomique de l'argent naturel est  $M = 107,96$  g. Calculer l'abondance relative de ces deux isotopes.

Données : Masses isotopiques  ${}^{107}\text{Ag}$  ( $M_1 = 106,90$  g) et  ${}^{109}\text{Ag}$  ( $M_2 = 108,90$  g).

### Exercice 7

L'élément silicium naturel Si ( $Z=14$ ) est un mélange de trois isotopes stables ;  ${}^{28}\text{Si}$ ,  ${}^{29}\text{Si}$  et  ${}^{30}\text{Si}$ . L'abondance naturelle de l'isotope le plus abondant est de 92,23%.  
La masse molaire atomique du silicium naturel est  $28,085 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

1. Quel est l'isotope du silicium le plus abondant ?
2. Calculer l'abondance naturelle des deux autres isotopes.

### Exercice 8

Compléter le tableau suivant :

Symbole de l'atome ou de l'ion	Symbole du noyau	Charge	Nombre de protons	Nombre de neutrons	Nombre d'électrons
B				6	5
			14	14	14
$\text{Mg}^{2+}$	${}^{25}_{12}\text{Mg}$				
	${}^{35}_{17}\text{Cl}$	- e			
		+ 3 e		30	23