

**Série N°1: Constituants de l'atome****Exercice N°1**

1. Un échantillon d'oxyde de cuivre CuO a une masse  $m = 1,59$  g.  
Combien y a-t-il de moles et de molécules de CuO et d'atomes de Cu et de O dans cet échantillon ?

$M(\text{Cu}) = 63,54 \text{ g.mol}^{-1}$  ;  $M(\text{O}) = 16 \text{ g.mol}^{-1}$

2. Donner en uma et en gramme, les masses d'une molécule et d'une mole de molécules de méthanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ).

**Exercice N°2**

Un médicament qui lutte contre les vertiges contient 5,0 mg d'acétyl-leucine (principe actif du médicament) de formule brute  $\text{C}_8\text{H}_{15}\text{O}_3\text{N}$ .

1. Calculer la masse molaire de l'acétyl-leucine.
2. Déterminer la quantité de matière en acétyl-leucine dans ce médicament.

**Exercice N° 3**

Calculer les masses molaires moléculaires en uma et en g des espèces chimiques suivantes

Nom de l'espèce chimique	Formule brute	Masse molaires moléculaires	
		(uma)	(g)
Paracétamol	$\text{C}_8\text{H}_9\text{O}_2\text{N}$		
Acide ascorbique (vit C)	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$		
Eosine	$\text{C}_{20}\text{H}_6\text{O}_5\text{Br}_4\text{Na}_2$		
Ibuprofène	$\text{C}_{13}\text{H}_{18}\text{O}_2$		

**Exercice N° 4**

1. Compléter le tableau suivant :

Nucléides	Nombre de protons Z	Nombre de neutrons N	Nombre de masse A	Nombre d'électrons
${}_5\text{X}$			10	
${}_9\text{X}^-$		10		
$\text{X}^{+2}$	12		24	
$\text{X}^+$		6		4
	20	22		20
	13		27	10

2. Parmi ces nucléides y-a-t-il des isotopes ? Si oui lesquels ?

### Exercice N°5

1. L'ion  $X^{2+}$  possède 18 électrons et a une masse atomique égale à  $66,42 \cdot 10^{-24}$  g. Déterminez le numéro atomique et le nombre de masse de cet élément.
2. L'élément Y a une masse atomique de  $116,235 \cdot 10^{-24}$  g, son nombre de neutrons est plus grand de 8 unités par rapport à son nombre de protons. Déterminez son nombre de masse et son numéro atomique.

### Exercice N°6

Le béryllium Be ( $Z=4$ ) ne possède qu'un seul isotope stable  ${}^9\text{Be}$

1. Donner la composition d'un atome de cet isotope.
2. Déterminer la masse théorique d'un noyau de cet isotope en uma.
3. En déduire sa masse molaire en g.
4. Comparer à sa masse molaire réelle qui est de 9,012 g/mol.
5. A quoi est due la différence observée ?

### Exercice N°7

Le potassium ( $Z=19$ ) existe sous forme de 2 isotopes stables  ${}^{39}\text{K}$  et  ${}^{41}\text{K}$

1. Donner pour chaque isotope la composition du noyau.
2. Evaluer approximativement la masse molaire atomique de chacun des 2 isotopes en uma et en g.
3. La masse molaire du potassium naturel est de 39,10 g/mol, évaluez approximativement l'abondance naturelle de chacun des isotopes.

### Exercice N°8

Le silicium  ${}_{14}\text{Si}$  est un élément naturel de masse atomique moyenne égale à 28,085 uma, il est constitué de trois isotopes correspondants aux nucléides  ${}^{28}\text{Si}$ ,  ${}^{29}\text{Si}$  et  ${}^{30}\text{Si}$ . Compléter le tableau suivant en justifiant.

Nucléide	Masse atomique (uma)	Abondance relative (%)
${}^{28}\text{Si}$	27,977	
${}^{29}\text{Si}$	28,976	4,685
${}^{30}\text{Si}$	29,974	

Données pour tous les exercices

$M(\text{H}) = 1$  ,  $M(\text{C}) = 12$  ,  $M(\text{O}) = 16$  ,  $M(\text{N}) = 14$  ,  $M(\text{S}) = 32,1$  ,

$M(\text{Br}) = 79,9$  ,  $M(\text{Na}) = 23$ , Nombre d'Avogadro  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

$m_p = 1,6726 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,0073 \text{ uma}$

$m_n = 1,6749 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,0087 \text{ uma}$