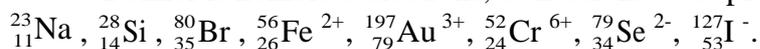


LICENCE 1 – CHIMIE
ETUDE DE L'ATOME ET GEOMETRIE DES MOLECULES
TD N°1 : RAPPELS

Exercice n°1

Donner le nombre d'électrons, de neutrons et de protons des atomes ou ions suivants :



Exercice n°2 :

3 échantillons de carbone pesant respectivement :

échantillon 1 : 3,1 g,

échantillon 2 : 5,5 g,

et échantillon 3 : 8,25 g

ont été brûlés dans l'oxygène de façon à former exclusivement du dioxyde de carbone.

La masse de dioxyde de carbone obtenue a été respectivement :

réaction 1 : 11,36 g,

réaction 2 : 20,16 g,

et réaction 3 : 30,25 g.

Ces données établissent-elles la loi des proportions définies ?

Exercice n°3 :

Dans une première expérience, on a fait réagir 0,56 g de fer avec 4,10 g de soufre. Le fer a totalement disparu et il s'est formé 0,88 g de sulfure de fer. Une seconde expérience a été faite avec 3,5 g de fer et 0,64 g de soufre. Le soufre a totalement disparu et il s'est formé 1,76 g de sulfure de fer.

1) Montrer que ces résultats sont en accord avec la loi des proportions définies.

2) Combien se formerait-il de sulfure de fer si l'on prenait 2 g de fer et 2 g de soufre ? Reste-t-il des réactifs ?

Exercice n°4 :

Dans l'exercice suivant, vous équilibrerez la réaction chimique proposée, puis vous remplirez le tableau d'évolution en remplissant les cases vacantes :

	FeO	=	Fe ₃ O ₄	+	Fe
Etat initial en mol	4		0		0
Instant t en mol	...		x		...
Etat initial en mol	1		0		0
Instant t en mol	y	
Etat initial en mol	3		6		2
Instant t en mol	...		x		...

Exercice n°5 :

Combien y a-t-il d'atomes dans 4 g de magnésium ?

Exercice n°6 :

Calculer la masse molaire de CuSO_4 et $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Calculer leurs masses moléculaires (masse de chaque édifice élémentaire)

Calculer les % massiques de chacun des éléments présents dans CuSO_4 et $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Calculer les % molaires de chacun des éléments présents dans CuSO_4 et $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Exercice n°7:

La masse moyenne d'encre utilisée pour remplir une page de livre de chimie est environ 0,721 mg. En supposant que 90 % de l'encre sont constitués de carbone, déterminer le nombre moyen d'atomes de carbone nécessaires à l'impression d'une page de livre.

Exercice n°8 :

Un échantillon d'un oxyde d'or pesant 2,21 g a été décomposé par la chaleur en 1,97 g d'or. Etant donné que l'oxyde d'or ne comprend que de l'or et de l'oxygène, donner une formule chimique ?

Exercice n°9 :

Un composé contient 22,8 % de sodium (Na), 21,5 % de bore (B) et 55,7 % d'oxygène (% massiques). Que proposez-vous comme formule chimique ?

Exercice n°10 :

L'uranium naturel est formé de deux isotopes ${}_{92}^{235}\text{U}$ et ${}_{92}^{238}\text{U}$ en proportions massiques respectives 0,7 % et 99,3 % d'uranium naturel. On l'enrichit à 3%

Déterminer la masse d'une mole d'atome d'uranium enrichi.

Données :

${}^1_1\text{H}$, ${}^4_2\text{He}$, ${}^{10,8}_5\text{B}$, ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{23}_{11}\text{Na}$, ${}^{24,3}_{12}\text{Mg}$, ${}^{32}_{16}\text{S}$, ${}^{35,5}_{17}\text{Cl}$, ${}^{40}_{20}\text{Ca}$, ${}^{65,5}_{29}\text{Cu}$, ${}^{197}_{79}\text{Au}$.

Les masses molaires figurent à la place des nombres de masse