Exercices sur la constitution de la matière (chapitre 1)

Pour tous les exercices ci-dessous, on donne les masses molaires atomiques suivantes:

Élément	H	C	N	O	F	Na	Mg	Si	P	S	Cl	K	Ca	Cr	Mn	Fe	Cu
M ($g.mol^{-1}$)	1	12	14	16	19	23	24,3	28,1	31	32	35,5	39	40	52	55	56	63,5

Nombre d'Avogadro: $N = 6{,}02.10^{23}$ entités/mol.

Exercice n°1:

1- Déterminez la composition (nombre de protons, neutrons et électrons) des atomes et ions suivants:
$^{238}_{92}U$; $^{12}_{6}C$; $^{46}_{22}Ti$; $^{14}_{6}C$; $^{47}_{22}Ti$; $^{65}_{29}Cu^{2+}$; $^{35}_{17}Cl^{-}$

2- Quels sont les isotopes ?

Exercice n°2:

Dessinez les schémas de Lewis de l'atome d'hydrogène H (Z=1), de l'atome de fluor F (Z=9) et de la molécule de fluorure d'hydrogène HF.

Exercice n°3:

Dessinez les schémas de Lewis de l'atome d'hydrogène H et de l'atome de soufre S (Z=16).
Quel est le nombre d'atomes d'hydrogène qui peuvent se lier, par covalence, à un atome de soufre ? **Quel est** la formule du sulfure d'hydrogène ?

Exercice n°4:

Calculer les masses molaires des composés suivants: acide nitrique HNO_3, saccharose $C_{12}H_{22}O_{11}$ et permanganate de potassium $KMnO_4$.

Exercice n°5:

1- Combien de moles y-a-t-il dans: 500 g d'eau, 560 g de CO, 32 g de CH_4 ?
2- Quelles masses faut-il réunir pour obtenir: 0,12 moles de SO_3, 2,1 millimoles de CS_2 ?

Exercice n°6:

La quinine est un médicament contre le paludisme. Sa masse molaire est de 324 g/mol et sa composition centésimale massique élémentaire est: C: 74,07%; H: 7,41%; O:9,87%; N: 8,64%. **Quelle est** sa formule brute ?

Exercice n°7:

Écrivez les équations chimiques suivantes avec les nombres stœchiométriques corrects:

a) $Al + H_2O \rightarrow Al_2O_3 + H_2$
b) $Al_2O_3 + C \rightarrow CO + Al_4C_3$
c) $C_3H_8 + Cl_2 \rightarrow C + HCl$

Exercice n°8:

Le fer est le métal le plus utilisé par l'Homme. Sa densité est égale à 7,87.
1- Quelle est la valeur de la masse volumique (en $g.cm^{-3}$) du fer ?
2- Quelle quantité de fer est contenue dans un cylindre de fer de rayon 1,0 cm et de hauteur 3,2 cm ?

Exercice n°9:

Dans les conditions ordinaires de température et de pression, le dioxyde de carbone (CO_2) est un gaz. Son volume molaire est $V_m = 24\ L.mol^{-1}$.
1- Calculer la quantité de matière de CO_2 contenue dans 10 mL de ce gaz.

2- Évaluer le nombre de molécules de CO_2 dans 10 mL.
3- Calculer la masse molaire du dioxyde de carbone et la masse de 10 mL de ce gaz.

Exercice n°10:
Une masse m = 2,75 g d'un hydrocarbure gazeux de formule C_xH_{2x+2} est contenue dans un flacon de volume V = 1,50 L. Dans les conditions de l'expérience, le volume molaire vaut $V_m = 24,0\ L.mol^{-1}$.
Déterminer la formule brute de cet hydrocarbure.

Exercice n°11:

1- Équilibrez la réaction suivante: $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$
2- Quelle masse de fer obtiendrait-on à partir d'une masse m = 5 tonnes d'oxyde de fer (III), de formule Fe_2O_3 ?
3- On dispose d'un mélange comportant 10 moles d'oxyde de fer (III) et 20 moles de monoxyde de carbone. Ce mélange **est-il** stœchiométrique (c'est-à-dire dans les « bonnes proportions », celles de l'équation- bilan) ? Si non, **quel est** le réactif en défaut, et celui en excès ?

Exercice n°12: feux de Bengale

Un artificier veut préparer un feu de Bengale rouge. Il mélange 122,6 g de chlorate de potassium ($KClO_3$) avec 16,0 g de soufre (S) et 18,0 g de carbone (C).
L'équation chimique modélisant la transformation est la suivante:

$$KClO_3 + S + C \rightarrow K_2S + CO_2 + Cl_2$$

1- **Équilibrez** l'équation bilan ci-dessus.
2- **Calculez** la masse molaire moléculaire du chlorate de potassium.
3- **Calculez** les quantités de matière de chacun des réactifs.
4- **Y-a-t-il** un réactif en défaut ? **Justifiez** votre réponse.
5- **Calculez** les quantités de matière des produits formés.
6- **Calculez** le volume total occupé par les gaz produits (CO_2 et Cl_2).

Exercice sur la détermination de la masse d'un atome

Partie 1 « Théorie des équivalences chimiques »

Avant la connaissance de l'atome (et des molécules), les chimistes avaient développé une théorie dite « des équivalences chimiques » qui reposait sur de nombreuses mesures et contre-mesures, de volumes et de masses.
Ainsi, pour former du chlorure d'hydrogène (HCl), ils ont remarqué que « 2 grammes d'hydrogène (la molécule- et donc H_2 - était inconnue) réagissaient avec 71 grammes de chlore »... et par conséquent que le chlore était 35,5 fois plus lourd que l'hydrogène.

1- L'atome de chlore **est-il** réellement 35,5 fois plus lourd que l'atome d'hydrogène ? **Justifiez** votre réponse.
2- **Ecrivez** (et **équilibrez**) l'équation-bilan réelle de l'expérience décrite ci-dessus.
3- D'après cette équation-bilan, **quelle masse** de dichlore réagit avec 2g de dihydrogène ?

Plus tard, la théorie atomiste balaya celle des équivalences chimiques... Mais cette première théorie avait eu le mérite de montrer que la connaissance de la masse d'un atome d'un élément précis permettait de déterminer la masse de tous les autres (ou au moins de ceux qui réagissent).

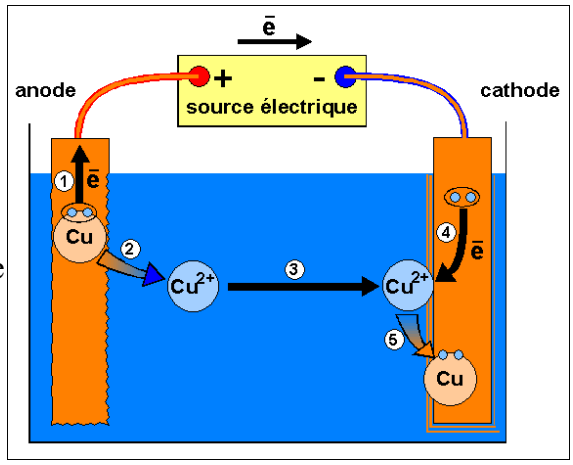
Partie 2 Détermination de la masse d'un atome de cuivre

On réalise l'expérience suivante (électrolyse du cuivre):
Deux lames de cuivre (Cu) reliées à une source de courant électrique plongent dans une solution de sulfate de cuivre contenant des ions Cu^{2+}.

La source de courant « arrache » alors des électrons à la lame de cuivre (appelée « anode ») reliée à sa borne « + ».

Ces électrons arrivent sur la cathode.

Dans la solution, les ions Cu^{2+}, attirés par les électrons, migrent sur la cathode et se retransforment en atomes de cuivre.



1- **Donnez** l'équation-bilan de la réaction chimique se produisant sur la cathode.

2- **En déduire** la relation entre le nombre N d'atomes de cuivre qui se forment sur la cathode et le nombre N_e d'électrons qui y arrivent.

3- Pendant deux heures, on fait débiter à la source de courant un courant constant d'intensité I = 2A.

3.1 **Quelle est** la quantité d'électricité transportée ?

3.2 Connaissant la charge élémentaire transportée par un électron ($1{,}6.10^{-19}$C en valeur absolue), **calculer** le nombre d'électrons N_e transportés sur la cathode.

3.3 **En déduire** le nombre d'atome de cuivre formés.

3.4 La lame de cuivre de la cathode a été pesée au début et à la fin de l'expérience : la différence de masse correspond donc à la masse de cuivre formée: on a trouvé 0,98 g. **Déterminer** la masse d'un atome de cuivre.