

Module 1.3 : Atome

- 1.3.1. Pourquoi peut-on dire que la masse d'un atome correspond à la somme des masses des protons et des neutrons alors que l'atome possède aussi des électrons ?

Car la masse d'un électron étant 2000x moins importante que celle d'un proton ou d'un neutron, on peut la négliger (elle ne modifie le résultat que sur la 3^e décimale et on n'utilisera pas ce niveau de précision).

- 1.3.2. En fonction des indications figurant en page 8, exprimez, en grammes la masse d'un neutron et celle d'un proton.

Un neutron et un proton pèsent tous deux environ 1 u (unité de masse atomique), et 1 u vaut $1,66 \cdot 10^{-24}$ g. Donc un neutron pèse environ $1,66 \cdot 10^{-24}$ g, de même qu'un proton pèse environ $1,66 \cdot 10^{-24}$ g.

En réalité, un neutron pèse $1,675 \cdot 10^{-24}$ g et un proton $1,672 \cdot 10^{-24}$ g (mais en se liant pour former le noyau, un peu de masse est perdu en énergie, c'est pour cela qu'on utilise la valeur de $1,66 \cdot 10^{-24}$ g, qui est plus proche de la masse d'un neutron et d'un proton dans un noyau).

- 1.3.3. Calculez, en gramme, la masse d'un atome d'aluminium, sachant que celui-ci est formé de 13 protons, 13 électrons et 14 neutrons. Pour ce calcul, utilisez les résultats de l'exercice précédent.

La masse des électrons est négligeable par rapport à celle des neutrons et protons. Nous n'avons donc pas besoin de la prendre en compte.

13 protons pesant 1 u + 14 neutrons pesant 1 u = 27 u

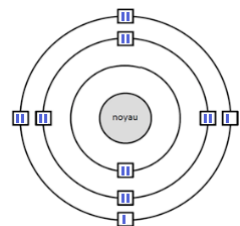
$$27 \text{ u} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} = 4,482 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

1.3.4. En utilisant le tableau périodique des éléments :

a) Trouvez le nombre d'électrons que possède l'atome de soufre.

b) Complétez le dessin ci-à côté pour l'atome de soufre,

c) Sachant que seule la dernière couche électronique est importante pour déterminer les caractéristiques chimiques d'un atome, représentez le symbole de l'élément et entourez-le des électrons externe afin de donner la structure de Lewis du soufre.



$$Z = 16$$

1^e couche 2é

2^e couche 8é

3^e couche 6é (2 paires et 2 célibataires)

1.3.5. Pourquoi l'atome est-il globalement neutre ?

Parce qu'il compte autant d'électrons que de protons et que ceux-ci possèdent une charge égale mais de signe opposé.

1.3.6. Calculez, en gramme, la masse d'une molécule d'eau, sachant que chaque atome d'hydrogène possède 1 proton et 1 électron (mais aucun neutron) et que le noyau d'un atome d'oxygène comporte 8 protons et 8 neutrons.



$$\text{H} = 1 \text{ p}^+ = 1 \text{ u}$$

$$\text{O} = 8 \text{ p}^+ + 8 \text{ n} = 16 \text{ u}$$

$$\Rightarrow \text{H}_2\text{O} = 2 \cdot 1 \text{ u} + 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$$

$$\Rightarrow m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ u} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 2,988 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

1.3.7. En utilisant le résultat de l'exercice 1.3.6, calculez combien de molécules d'eau comporte une goutte d'eau de 0,03 mL ?

$$\text{Eau : } 1 \text{ kg} = 1 \text{ L ou } 1 \text{ g} = 1 \text{ mL}$$

$$\Rightarrow 0,03 \text{ mL} = 0,03 \text{ g}$$

$$\frac{2,988 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{1 \text{ molécule}} = \frac{0,03 \text{ g}}{x \text{ molécules}}$$

$$\Rightarrow x = 10^{21} \text{ molécules environ}$$

- 1.3.8. La structure de Lewis représente un atome sous la forme d'un symbole entouré par les électrons de la couche externe. Sur la base des quelques exemples ci-dessous, donnez la structure de Lewis du chlore, du béryllium et de l'hélium.



- 1.3.9. La masse de $1,09 \cdot 10^{-22}$ g, correspond-elle à la masse moyenne d'un atome de zinc ou à la masse d'un atome de zinc 68 ?

masse moyenne Zn = TPE => 65,38 u
 $65,38 \text{ u} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} = 1,085 \cdot 10^{-22} \text{ g}$

masse zinc 68 => 68 u
 $68 \text{ u} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} = 1,129 \cdot 10^{-22} \text{ g}$

=> masse moyenne