



© 1999 Université de Liège
Section de Chimie
Groupe Transition
<http://www.ulg.ac.be/grptrans>

Conditions d'utilisation **des versions électroniques des modules de chimie**

Vous pouvez:

- consulter les versions électroniques sur un ou plusieurs ordinateurs
- imprimer un ou plusieurs modules pour une distribution en classe en mentionnant l'origine du didacticiel
- distribuer gratuitement un ou plusieurs fichiers PDF ou ZIP complets et sans modification à d'autres personnes

Vous ne pouvez pas:

- modifier ou traduire un module
- enlever ou modifier les logos ou les copyrights
- recopier entièrement ou partiellement un module pour l'inclure dans un autre projet
- mettre à disposition les versions électroniques des modules sur un autre site internet
- inclure les fichiers ZIP ou PDF dans un projet commercial (p.ex. un CD-ROM d'un périodique) sans autorisation écrite préalable du Groupe Transition

Responsable administratif:
André Cornélis
Université de Liège
Institut de Chimie B6
Sart-Tilman
B 4000 Liège (Belgique)
Fax: +32-4-3664738
Email: Andre.Cornelis@ulg.ac.be

Université de Liège
Section de Chimie

Les éléments chimiques et le tableau périodique

Une réalisation du groupe « TRANSITION »
édition 1999

Les premières versions de ces modules datent du milieu des années 1970.

Elles étaient dues au rassemblement de nombreuses bonnes volontés autour d'une idée des Professeurs G. De Landsheere et P. Laszlo.

La version actuelle a été établie par René Cahay, André Cornélis et Bernard Leyh.

Elle s'inspire en partie des versions antérieures, et met à profit l'expérience acquise dans l'utilisation de cet outil au cours des vingt dernières années.

Son but est de permettre à l'étudiant de première candidature présentant une faiblesse dans l'un ou l'autre domaine du programme de chimie de l'enseignement secondaire d'y remédier rapidement et en autodidacte.

A la fin de ce module, vous serez à même :

- de définir :*
 - le nombre atomique*
 - le nombre de masse*
 - le nucléide , les isotopes et l'élément chimique*
 - la masse nucléidique relative*
 - la masse atomique relative d'un élément*
- d'utiliser ces notions dans des applications numériques*
- d'exploiter des informations fournies par le tableau périodique des éléments.*

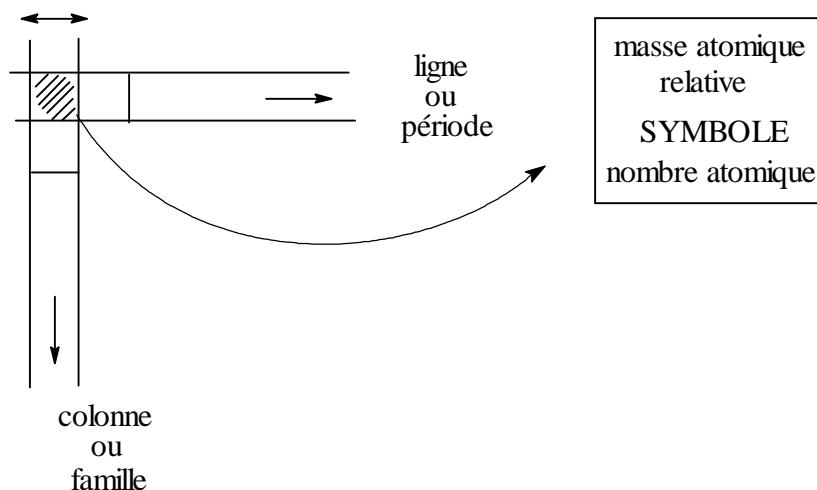
- N.B. - Les valeurs numériques des constantes sont tirées du document « Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry » par I. Mills et al. Blackwell Scientific Publications, Oxford, 1988.*
- Les valeurs numériques des masses atomiques relatives sont données avec 2 décimales; celles des masses nucléidiques avec 4 décimales.*

1.

Prenez le tableau périodique des éléments fourni en annexe.

Il se lit de gauche à droite, en suivant les **lignes** appelées **périodes**.

Les éléments qui figurent dans une même colonne sont apparentés et constituent une **famille**.



Chaque case comporte le symbole chimique de l'élément, et, au moins, deux nombres:

- a) un nombre entier variant d'une unité d'une case à l'autre dans le sens habituel de la lecture: c'est le nombre atomique Z de l'élément.
- b) la masse atomique relative A_r (ou M_r) de l'élément.

Lisez le tableau dans l'ordre des Z croissants, en vous arrêtant à $Z = 20$ (calcium).

La masse atomique relative est-elle bien en augmentation régulière ?

Réponse: Non, il y a une inversion de l'ordre croissant des masses atomiques relatives au niveau de l'argon (Ar) et du potassium (K).

2.

Continuez à lire le tableau, en vous arrêtant à l'élément bismuth (Bi).

Voyez-vous d'autres inversions ?

Réponse: Oui, il y a deux autres inversions: au niveau du cobalt (Co) et du nickel (Ni) d'une part, du tellure (Te) et de l'iode (I), d'autre part.

3.

En lisant le tableau périodique dans le sens habituel de lecture, recherchez s'il y a un nombre en progression arithmétique.

Si oui, lequel ?

Réponse: Oui, c'est le nombre qui, dans le tableau fourni en annexe, se trouve au bas de chaque case. (Il peut se situer ailleurs dans d'autres tableaux périodiques).

On l'appelle NOMBRE (NUMERO) ATOMIQUE. On le désigne par Z.

4.

Ce nombre est un entier, qui augmente d'une unité à chaque case.

Nous allons voir qu'il s'agit bien plus que d'une simple numérotation des cases.

Pour les éléments de nombre atomique 2 à 20 inclus, divisez la masse atomique relative par le nombre atomique qui se trouve dans la même case. Quelle est, approximativement, la valeur de ce rapport ?

Réponse: A peu près deux.

5.

Ce n'est pas le fait du hasard mais cela résulte de la structure de l'atome.

L'atome n'est pas, comme pourrait le laisser croire son étymologie, une particule indivisible.

Il se compose d'un noyau entouré d'électrons. Le noyau lui-même contient des nucléons qui peuvent être soit des **neutrons**, soit des **protons**.

Les neutrons, les protons et les électrons sont des **particules élémentaires**. Le neutron est électriquement neutre; le proton est porteur d'une charge électrique positive et l'électron d'une charge négative; ces charges ont la même valeur absolue $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ mais ont des signes opposés. C'est la charge électrique élémentaire, $+e$ ou $-e$ (que les chimistes désignent souvent par $+$ ou $-$).

L'atome, étant électriquement neutre, est constitué d'un **même nombre** de **protons** et d'**électrons**. C'est ce nombre qui est appelé **nombre (ou numéro) atomique**, et qu'on désigne par Z .

Quelle relation existe-t-il entre le nombre d'électrons et le nombre de protons d'un atome neutre ?

Réponse: C'est le même nombre. C'est ce nombre qui est appelé nombre atomique.

6.

Quel est le nombre d'électrons et de protons de l'atome neutre de magnésium (Mg) ?

Réponse: 12 électrons et 12 protons.

7.

La masse du proton (m_p) est sensiblement égale à celle du neutron (m_n).

$$m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

$$m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Par contre, la masse de l'électron est plus petite

$$m_e = 9,1094 \cdot 10^{-31} \text{ kg.}$$

Le rapport m_p / m_e est.....

Réponse: 1836,1.

Dans la masse d'un atome, la contribution de la masse des électrons est donc négligeable, vis-à-vis de la masse du noyau.

8.

Les chimistes expriment aussi la masse des atomes avec une unité mieux appropriée à l'échelle microscopique.

L'unité de masse atomique (u) [on trouve encore souvent le symbole uma (ou amu en anglais)], est définie comme **la douzième partie de la masse de l'atome dont le noyau possède six neutrons et six protons** (nous verrons plus loin qu'il s'agit du nucléide 12 du carbone).

Une unité de masse atomique correspond à $1,6605 \cdot 10^{-27}$ kg.

Exprimée en u, quelle est la masse atomique du nucléide 12 du carbone, celle du proton, celle du neutron et celle de l'électron ?

Réponse: Dans ce système d'unités,

la masse du nucléide 12 du carbone = 12 u.

la masse du proton = 1,0073 u

la masse du neutron = 1,0087 u

la masse de l'électron = $5,4859 \cdot 10^{-4}$ u

Vous pouvez retrouver les masses du proton, du neutron et de l'électron page 8.

9.

Le **nombre de masse** est, par définition, le nombre de nucléons (particules constituant le noyau), *c'est-à-dire la somme des*

Réponse: La somme des nombres de protons et de neutrons.

10.

Quel est le nombre de masse d'un noyau constitué de deux neutrons et de deux protons ?

Réponse: le nombre de masse est 4 car il est égal à la somme des nombres de neutrons (2) et de protons (2).

11.

On appelle **nucléide** une espèce atomique dont tous les noyaux ont un nombre atomique (nombre de protons) Z identique et un nombre de masse (nombre de nucléons) A identique.

Quel(s) est (sont) le(s) nombre(s) qui définit(issent) complètement un nucléide donné ?

- 1. le nombre de masse (ou nombre de nucléons)*
- 2. le nombre atomique (ou nombre de protons)*
- 3. le nombre d'électrons*
- 4. le nombre de masse et le nombre atomique*

Réponse: 4.

Un nucléide possède des nombres caractéristiques de protons et de neutrons: le nombre atomique donne le nombre de protons (Z) constitutifs du noyau; le nombre de masse (A), égal à la somme des nombres de protons et de neutrons, complète l'information.

12.

On représente un nucléide d'un élément de symbole X de la façon suivante:



Dans les nucléides ${}^4_2\text{He}$, ${}^{35}_{17}\text{Cl}$, 2 et 17 sont les nombres (ou numéros) atomiques de l'hélium et du chlore.

4 et 35 sont

Réponse: 4 et 35 sont les nombres de masse des nucléides ${}^4_2\text{He}$ et ${}^{35}_{17}\text{Cl}$.

13.

Dans un noyau du nucléide ${}^{35}_{17}\text{Cl}$, combien y a-t-il de neutrons ?

Réponse: Comme le nombre atomique (nombre de protons) est 17, il y a 18 neutrons:

$$35 \text{ (nombre de masse)} - 17 \text{ (nombre de protons)} = 18.$$

14.

A côté du nucléide $^{35}_{17}\text{Cl}$, il existe aussi dans la nature un nucléide $^{37}_{17}\text{Cl}$ qui diffère du précédent par :

[choisir la (ou les) bonne(s) réponse(s)]

- 1. son nombre de masse*
- 2. son nombre de protons*
- 3. son nombre d'électrons*
- 4. son nombre de neutrons*

Réponse: 1 et 4.

$^{35}_{17}\text{Cl}$ et $^{37}_{17}\text{Cl}$ diffèrent par :

- leur nombre de masse
- leur nombre de neutrons

15.

Combien respectivement $^{35}_{17}\text{Cl}$ et $^{37}_{17}\text{Cl}$ possèdent-ils de neutrons ?

Réponse: le $^{35}_{17}\text{Cl}$ possède 18 neutrons ($35 - 17 = 18$)

le $^{37}_{17}\text{Cl}$ possède 20 neutrons ($37 - 17 = 20$)

16.

Des nucléides ayant même nombre atomique et des nombres de masse différents sont des isotopes d'un même élément chimique; ainsi, différents nucléides de nombre atomique 17 sont des **isotopes** du chlore et ont tous Cl pour symbole : l'élément chlore est l'ensemble des atomes (libres ou engagés dans une liaison chimique) caractérisés par $Z = 17$. Chacune des différentes valeurs de Z définit un élément différent.

Les noyaux des isotopes d'un élément diffèrent par leur nombre de neutrons, leur nombre de protons étant identique.

L'hydrogène (^1_1H) et le deutérium (^2_1H) sont-ils des éléments chimiques différents ?

Réponse: Non. Ils ont le même nombre atomique; il s'agit donc de deux isotopes de l'élément H.

17.

On définit une masse nucléidique relative comme le rapport de la masse d'un atome du nucléide considéré au douzième de la masse du nucléide $^{12}_6\text{C}$. C'est un nombre « pur ».

Voici les valeurs des masses nucléidiques relatives de deux isotopes du chlore:

^{35}Cl : 34,9689

^{37}Cl : 36,9659

Constatez que le nombre de masse est le nombre entier le plus proche de la masse nucléidique relative.

Plusieurs isotopes d'un même élément peuvent exister dans la nature dans diverses proportions. Ainsi, dans le chlore naturel, il y a 75,77 % d'atomes de $^{35}_{17}\text{Cl}$ et 24,23 % d'atomes de $^{37}_{17}\text{Cl}$. C'est la composition isotopique naturelle du chlore.

Sur un échantillon comportant exactement $1 \cdot 10^5$ atomes de chlore naturel, combien d'atomes $^{35}_{17}\text{Cl}$ y a-t-il ?

Réponse: 75,77 % de $1 \cdot 10^5 = 7,577 \cdot 10^4$ atomes de $^{35}_{17}\text{Cl}$

18.

On définit la **masse atomique relative** d'un élément (A_r) [on peut aussi la désigner par M_r] comme étant le rapport de la masse moyenne par atome de l'élément au douzième de la masse du nucléide $^{12}_6\text{C}$. Cette masse moyenne tient compte de la composition isotopique naturelle. En pratique, on la calcule en faisant une moyenne des masses atomiques relatives des isotopes constitutifs, pondérée par la composition isotopique naturelle.

Calculez la masse atomique relative du chlore (naturel) en utilisant les données fournies précédemment.

Réponse: 35,45. La composition isotopique (naturelle) du chlore (cf page 18) est de 75,77 % de $^{35}_{17}\text{Cl}$ et 24,23 % de $^{37}_{17}\text{Cl}$. On connaît d'autre part les masses nucléidiques relatives du $^{35}_{17}\text{Cl}$: 34,9689 (cf. page 18) et du $^{37}_{17}\text{Cl}$: 36,9659 (cf. page 18).

On peut en déduire :

$$A_r(\text{Cl}) = 0,7577 \times 34,9689 + 0,2423 \times 36,9659 = 35,45$$

c'est-à-dire la valeur trouvée dans le tableau périodique pour le chlore élémentaire.

19.

Sachant que le fluor est constitué du seul nucléide $^{19}_9\text{F}$, recherchez à l'aide du tableau périodique, sa masse nucléidique relative en vous limitant à deux décimales..

Réponse:19,00.

Comme l'élément fluor est constitué d'un seul nucléide, sa masse nucléidique relative est donc égale à la masse atomique relative (trouvée dans le tableau périodique).

20.

Sachant que le brome (naturel) contient environ 50 % de $^{79}_{35}\text{Br}$ et environ 50% de $^{81}_{35}\text{Br}$ (en fait, il y a 50,69 % de $^{79}_{35}\text{Br}$ et 49,31 % de $^{81}_{35}\text{Br}$), *calculez **approximativement** sa masse atomique relative et comparez votre résultat avec celui du tableau périodique.* Prenez le nombre de masse comme masse nucléidique approximative.

Réponse: $0,5 \times 81 + 0,5 \times 79 = 80$

Le tableau périodique indique 79,90.

La différence entre 80 et la valeur indiquée 79,90 provient des valeurs approchées que nous avons utilisées pour les masses nucléidiques et pour les pourcentages des deux nucléides. (Ce niveau d'approximation suffit pour de nombreuses applications).

21.

Avec la valeur des abondances isotopiques (en %) et les masses nucléidiques relatives précises, on devrait retrouver la valeur figurant dans le tableau périodique

^{79}Br abondance isotopique : 50,69 % $A_r = 78,9183$

^{81}Br abondance isotopique : 49,31 % $A_r = 80,9163$

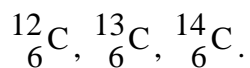
A l'aide de ces données, calculez la masse atomique relative du brome (naturel) et comparez avec la valeur figurant dans le tableau périodique.

Réponse: $78,9183 \times 0,5069 + 80,9163 \times 0,4931 = 79,90$

On retrouve bien la même valeur que celle du tableau périodique.

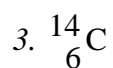
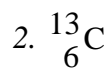
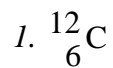
22.

Les trois isotopes naturels principaux du carbone sont :



La masse atomique relative du carbone est 12,01.

A votre avis, quel est l'isotope le plus abondant dans le carbone ?



4. *ils sont également abondants*

Réponse: $^{12}_6\text{C}$ est le plus abondant. On constate que la masse atomique relative du carbone naturel est plus proche de la masse nucléidique relative de $^{12}_6\text{C}$ (qui par définition est exactement 12).

23.

En fait, le carbone naturel contient 98,89 % de $^{12}_6\text{C}$, 1,11 % de $^{13}_6\text{C}$ et une quantité infime de $^{14}_6\text{C}$.

La masse nucléidique relative de $^{13}_6\text{C}$ est 13,0034.

Calculez la masse atomique relative du carbone naturel. Comparez avec la valeur trouvée dans le tableau périodique.

Réponse: $\frac{98,89 \times 12}{100} + \frac{1,11 \times 13,0034}{100} = 12,01$

On néglige la contribution de $^{14}_6\text{C}$, en quantité infime.

Sur le tableau périodique, on lit 12,01.

24.

Vous maîtrisez l'essentiel de la matière enseignée si vous pouvez répondre aux questions suivantes :

Quelles sont les différentes notions qui constituent la base de ce module ?

Quelles sont les définitions essentielles que vous devez retenir ?

Comment est organisé le tableau périodique ?

Qu'est-ce qu'un nucléide ?

Essayez aussi de formuler trois questions du style de celles qui vous ont été proposées concernant la matière de ce module.