

Chimie générale



Dr : BENCHARIF-MADANI Fairouz

université Mohamed boudiaf Msila

Faculté des sciences

Département des Sciences de la Nature et de la Vie

fairouz.bencharif-madani@univ-msila.dz

Table des matières



Objectifs	4
Introduction	5
I - Objectif chapitre 1	6
II - Pré-requis chapitre 1	7
III - Test pré-requis chapitre 1	
IV - Exercice	8
V - Exercice	9
VI - Chapitre 1 : Généralités	10
1. Définition de l'atome	10
2. L'atome et ses constituants	10
3. Caractéristiques de L'atome	11
4. Représentation de l'atome	11
5. Exercice : Avez-vous assimiler la composition de l'atome	12
6. Exercice : notation de l'atome	12
7. La masse des atomes	12
8. Exercice : je connais l'atome	12
9. La mole, le nombre d'Avogadro et l'unité de masse atomique	12
10. Exercice	14
11. Les isotopes	14
11.1. La masse atomique moyenne	14
12. Exercice : je sais calculer la masse molaire moléculaire	15
VII - Test d'évaluation chapitre 1	
VIII - Exercice	16
IX - Exercice	17

X - Exercice	18
XI - Exercice	19
XII - Exercice	20
Solutions des exercices	21
Glossaire	24
Abréviations	25
Références	26
Bibliographie	27
Webographie	28

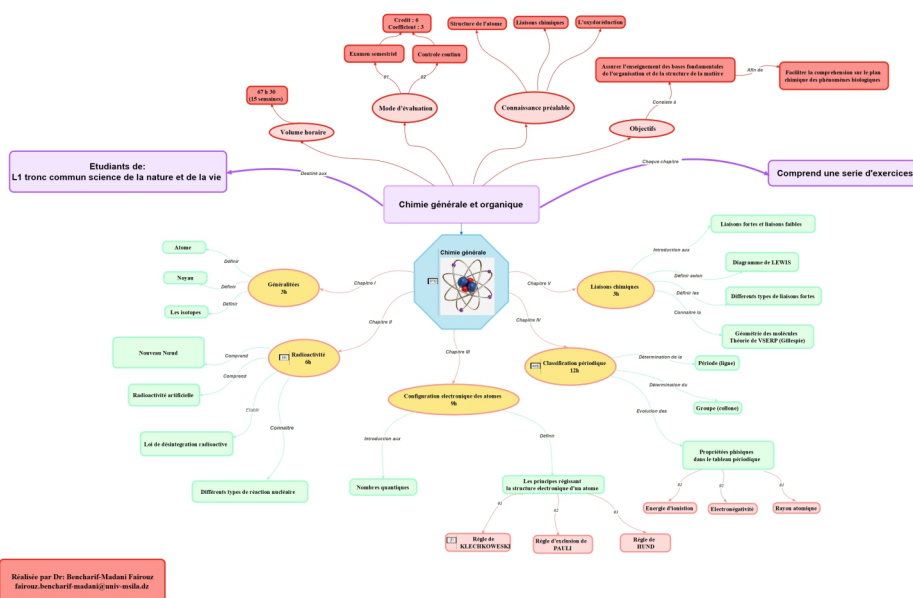
Objectifs

Le module de chimie générale et organique consiste à assurer un enseignement sur les bases fondamentales de l'organisation et la structure chimique de la matière (atome, molécule, ion). C'est un complément des autres matières car il sert à faciliter la compréhension sur le plan chimique des phénomènes biologiques.

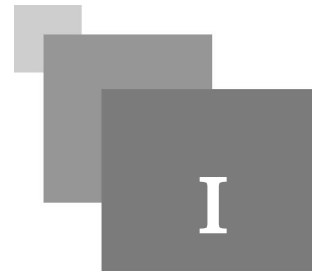
Introduction

Le module de chimie générale et organique vise à fournir aux étudiants une base solide concernant les principes de chimie qui leurs serviront de baguage scientifique pour des études plus avancées.

Ce module aborde une variété de sujets, allant des propriétés de la matière aux réactions chimiques. Il aborde également les principes fondamentaux de chimie organique, des équilibres chimiques, et de la chimie des solutions, au cours de ce module, les étudiants connaîtront les éléments constitutifs de la matière, tels que les atomes et les molécules, et apprendront à prédire le comportement des substances chimiques en fonction de leur structure.



Objectif chapitre 1



- Connaître l'atome, ses constituants et leurs caractéristiques. (**pré-requis**)
- Assimiler les définitions du nombre d'Avogadro, de la mole et de l'uma (unité de masse atomique). (**compréhension**)
- Faire la différence entre l'atome et ses isotopes. (**analyse**)

Pré-requis chapitre 1

II

Pour comprendre le chapitre 1 concernant l' atome, il est utile d'avoir une base de connaissances en chimie, physique et mathématiques

- **Notion de physique** : comprendre les concepts de la matière, de l'énergie, etc.
- **Notion de chimie** : connaître les concepts de la matière, des éléments chimiques et des liaisons chimique
- **Notion de mathématiques** : principalement l'algèbre et le calcul différentiel et intégral.

Exercice



Calculer le nombre de neutrons d'un atome d'azote ${}^{14}_7\text{N}$

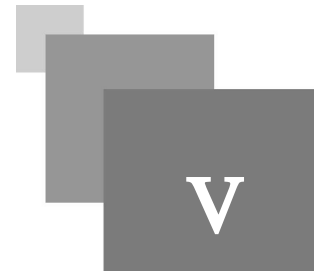
Exercice

IV

Quel est la formule du nombre de masse

- $A = Z + N$
- $N = A - Z$
- $Z = A - N$
- $A = Z - N$

Chapitre 1 : Généralités



1. Définition de l'atome

La matière, quelle que soit sa forme, est constituée d'un ensemble d'entités élémentaires appelées atomes.

L'atome est le plus petit composant de la matière, il se compose d'un noyau et d'un nuage d'électrons* gravitant autour de celui-ci. 1*

2. L'atome et ses constituants

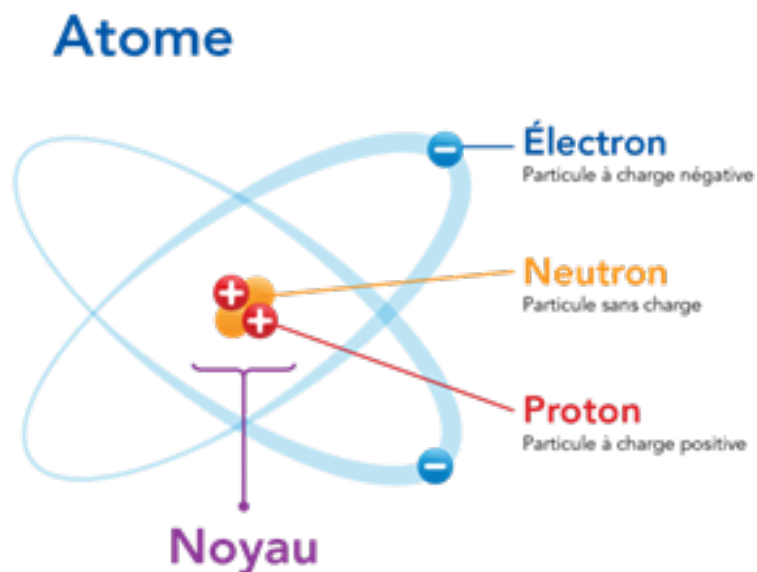
Les atomes sont constitués d'un noyau formé de nucléons (protons et neutrons), et d'un cortège électronique formé d'électrons

*. Les principales caractéristiques de ces particules sont données dans la figure (caractéristiques de l'atome).

Le noyau est un volume limité dans lequel est presque toute la masse de l'atome. Les électrons tournent autour du noyau dans un volume très grand par rapport au volume du noyau

. Un atome est électriquement neutre. 1*

- **Le noyau** : le noyau est constitué de deux types de particules appelées **nucléons**
- ✓ **Les protons** : particules chargées positivement, noté : $\frac{1}{1}P$
- ✓ **Les neutrons** : particules neutres, noté : $\frac{1}{0}n$
- **Les électrons** : sont des particules chargées négativement, noté : ${}_{-1}^0e$



Structure de l'atome

	Charge électrique	Masse
Proton	$q = +1.602 \cdot 10^{-19}$	$m_p = 1.6726 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$
Noyau		
Neutron	0	$m_n = 1.6749 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$
Electron	$q = - 1.602 \cdot 10^{-19}$	$m_e = 9,109 \times 10^{-31} \text{ kg}$
Donc : $m_n \approx m_p = 1836 m_e$		

Caractéristiques de l'atome

3. Caractéristiques de L'atome

Toute la masse de l'atome est concentrée dans le noyau, car la masse des électrons est négligeable.

La charge totale de l'atome est nul car :

- **Charge d'un proton = - charge électrons**
- **Nombre de protons = nombre d'électron**

Cf. "vidéo structure de la matière"

Remarque

Il ne faut pas dire que Z est le nombre d'électrons, ce n'est pas la définition et ce n'est vrai que pour l'atome.*

4. Représentation de l'atome

Un nucléide est une espèce atomique symbolisée par ${}^A_Z X$:

Z : numéro atomique : représente le nombre de protons

A : nombre de masse : représente le nombre de nucléons

Le nombre de nucléons A se calcule à partir du nombre de neutrons et de protons par la relation* :

$$A = Z + N$$

D'où le nombre de neutrons :

$$N = A - Z$$

5. Exercice : Avez-vous assimiler la composition de l'atome

[solution n°3 p.21]

Le noyau d'un atome de cuivre représenté par la notation symbolique ${}^{65}_{29}\text{Cu}$ possède :

- 29 protons
- 65 neutrons
- 29 électrons
- 36 neutrons

6. Exercice : notation de l'atome

[solution n°4 p.21]

Dans la notation symbolique A_ZX la lettre Z représente

- Le nombre de nucléons
- Le nombre de neutrons
- Le nombre de protons

7. La masse des atomes

La masse d'un atome est la somme des masses de ses divers constituants.

$$M_{\text{atome}} = Z \times (m_{\text{proton}}) + N \times (m_{\text{neutron}}) + Z \times (m_{\text{électron}})^*$$

La masse des électrons est très faible par rapport à celle des neutrons ou des protons, nous pourrions donc la négliger. L'atome étant très petit on utilise donc la masse molaire atomique qui correspond bien sûr à la masse d'une mole d'atomes.

8. Exercice : je connais l'atome

[solution n°5 p.21]

L'atome est constitué de :

- Un noyau neutre et d'électrons chargés négativement
- Un noyau chargé positivement et d'électrons chargés négativement
- Un noyau chargé négativement et d'électrons chargés positivement

9. La mole, le nombre d'Avogadro et l'unité de masse atomique

- **L a m o l e (m o l) :**

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans **12 g** de carbone **12**

* ; son symbole est « **mol** ».

- **La masse molaire (M) :** C'est la masse d'une mole d'atomes, exprimée en **g/mol**.

Exemple :

Lamasse molaire de H_2SO_4 , Quelques masses atomiques relatives (g/mol): H=1; O=16 ; S= 32 :

$$M = 2(1) + 32 + 4(16) = 98 \text{ g/mol}$$

- **Le Nombre d'Avogadro** : (du nom du physicien italien qui l'a défini au début du XIX^{ème} siècle)* est défini comme le nombre de particules élémentaires (molécules, atomes, composés, etc.) par mole d'une substance,

Ce nombre est la valeur numérique de la constante d'Avogadro exprimé par le symbole N_A^* .

$$N_A = 6.023 \times 10^{23}/\text{mol}$$

- **L'unité de masse atomique (uma*)** :

Pour réaliser une réaction chimique, il faut toujours savoir la quantité de matière qu'on doit utiliser, et puisque les masses des atomes sont toutes très petites (entre 10^{-24} et 10^{-26} kg) et donc peu pratiques à utiliser en laboratoire, on utilise dans ce cas une autre unité appelée **uma** qui est définie comme étant **le douzième** de la masse d'un atome de carbone 12

*

.

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{La masse d'un atome de C}}{12} = \frac{6 \cdot m_p + 6 \cdot m_n}{12}$$

$$1 \text{ uma} = 1.6603 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

[cf. Structure de l'atome]

☞ Exemple : Calcul de la masse théorique

Si la masse de proton $m_p = 1,007278 \text{ uma}$ et la masse de neutron $m_n = 1,008665 \text{ uma}$

Calculer la masse théorique du noyau ${}^7_3\text{Li}$, en uma et en Kg ?

Solution :

on a :

$$M \text{ atome} = Z \times (m \text{ proton}) + N \times (m \text{ neutron})$$

$$M \text{ atome} = 3 \times (1.007278) + 4 \times (1.008665)$$

$$M \text{ atome} = 7.05649 \text{ uma}$$

$$1 \text{ uma} = 1.6603 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} \text{ donc :}$$

$$M \text{ atome} = 1.1715 \cdot 10^{-26} \text{ Kg.}$$

☞ Exemple : Calcul du nombre de moles

1- Dans 0,6 moles de CO_2 , combien y'a-t-il de grammes et de molécules de CO_2 . Déduire le nombre d'atomes de carbone et d'oxygène

2- Calculer la masse et le nombre de mole de :

$2,62 \cdot 10^{24}$ atomes de soufre (S).

Solution :

1- La masse et le nombre de molécules de CO₂

La masse molaire moléculaire de CO₂ = 44g/mol

$$n = m/M \Rightarrow m = n \cdot M$$

$$m = 26,4\text{g}$$

$$1 \text{ mole} \rightarrow 6.023.10^{23}$$

0.6 mole \rightarrow Y (nombre de molécules)

$$Y = 3,61.10^{23} \text{ molécules}$$

10. Exercice

[solution n°6 p.22]

Calcul la masse moléculaire relative des molécules suivantes : Quelques masses atomiques relatives (g/mol) : H=1; Fe=56 ; O=16 ; Na=23; Cl=35.5; K=39 ; Mn=55 ; I=127

NaCl (chlorure de sodium)

Fe₂O₃ (Oxyde de Fer III)

KMnO₄ (Permanganate de potassium)


I₂ (diiode)

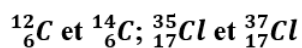
HCl (chlorure d'hydrogène)

M = 36.5 g/mol	M = 58.5 g/mol	M = 160 g/mol	M = 254 g/mol	M = 158 g/mol
----------------	----------------	---------------	---------------	---------------

11. Les isotopes

Sont des nucléides ayant le même numéro atomique **Z** mais de nombre massique **A** différent*, Ils ont les mêmes propriétés chimiques. Les éléments naturels sont, en majorité, constitués d'un mélange d'isotopes.

 Exemple : Les isotopes



11.1. La masse atomique moyenne

C'est la masse d'une mole des atomes dans un mélange isotopique. Elle est égale à une moyenne pondérée des masses atomiques de ses isotopes

*

$$M_{\text{moy}} = \frac{\sum X_i \cdot M_i}{100}$$

X_i désigne l'abondance naturelle de l'isotope i de masse molaire M_i .

☞ *Exemple : Calcule de la masse moyenne*

Le magnésium Mg se présente comme un mélange trois isotopes 24 g 25 g et 26 g dans les pourcentages respectifs : 78,60%, 10,11% et 11,29%. Trouver la masse moyenne de Mg

Solution :

$$M = x_1 m_1 + x_2 m_2 + x_3 m_3 / 100 = 78,60 \times 24 + 10,11 \times 25 + 11,29 \times 26 / 100$$

$$M = 24,32 \text{ g}$$

12. Exercice : je sais calculer la masse molaire moléculaire

[solution n°7 p.22]

Dans la nature, l'abondance isotopique du chlore 35 est 75 % et celle du chlore 37 est 25 %. Calculer la masse molaire moléculaire de l'élément chlore

Exercice



Quelle est la définition du nombre d'Avogadro ?

- Le nombre de moles dans une substance
- Le nombre d'atomes dans une mole
- Le nombre de protons dans un atome
- Le nombre d'électrons dans un atome

Exercice

Calculez la masse molaire du sulfate de sodium Na_2SO_4

$M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$, $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$.



VII

[solution n° 9 p.22]

Exercice



Quel est l'unité utilisée pour mesurer l'activité radioactive.

- Becquerel (Bq)
- Ampère (A)
- Joule (J)
- Curie (Ci)

Exercice



Quel est la particule émise lors d'une désintégration alpha



Exercice



Quels sont les trois types de rayonnements ?

Solutions des exercices

> Solution n°1

Exercice p. 8

Calculer le nombre de neutrons d'un atome d'azote ${}^{14}_7\text{N}$

7

> Solution n°2

Exercice p. 9

Quel est la formule du nombre de masse

- A = Z + N
- N = A - Z
- Z = A - N
- A = Z - N

> Solution n°3

Exercice p. 12

Le noyau d'un atome de cuivre représenté par la notation symbolique ${}^{65}_{29}\text{Cu}$ possède :

- 29 protons
- 65 neutrons
- 29 électrons
- 36 neutrons

> Solution n°4

Exercice p. 12

Dans la notation symbolique ${}^A_Z\text{X}$, la lettre Z représente

- Le nombre de nucléons
- Le nombre de neutrons
- Le nombre de protons

> **Solution n°5**

Exercice p. 12

L'atome est constitué de :

- Un noyau neutre et d'électrons chargés négativement
- Un noyau chargé positivement et d'électrons chargés négativement
- Un noyau chargé négativement et d'électrons chargés positivement

> **Solution n°6**

Exercice p. 14

Calcul la masse moléculaire relative des molécules suivantes : Quelques masses atomiques relatives (g/mol) : H=1; Fe=56 ; O=16 ; Na=23; Cl=35.5; K=39 ; Mn=55 ; I=127

M = 36.5 g/mol	M = 58.5 g/mol	M = 160 g/mol	M = 254 g/mol	M = 158 g/mol
HCl (chlorure d'hydrogène)	NaCl (chlorure de sodium)	Fe ₂ O ₃ (Oxyde de Fer III)	I ₂ (diiode)	KMnO ₄ (Permanganate de potassium)

> **Solution n°7**

Exercice p. 15

Dans la nature, l'abondance isotopique du chlore 35 est 75 % et celle du chlore 37 est 25 %. Calculer la masse molaire moléculaire de l'élément chlore

35.5

> **Solution n°8**

Exercice p. 16

Quelle est la définition du nombre d'Avogadro ?

- Le nombre de moles dans une substance
- Le nombre d'atomes dans une mole
- Le nombre de protons dans un atome
- Le nombre d'électrons dans un atome

> **Solution n°9**

Exercice p. 17

Calculez la masse molaire du sulfate de sodium Na₂SO₄

M(Na) = 23 g/mol , M(S) = 32 g/mol, M(O) = 16 g/mol.

142

> **Solution n°10**

Exercice p. 18

Quel est l'unité utilisée pour mesurer l'activité radioactive.

- Becquerel (Bq)
- Ampère (A)
- Joule (J)
- Curie (Ci)

> **Solution n°11**

Exercice p. 19

Quelle est la particule émise lors d'une désintégration alpha
Hélium

> **Solution n°12**

Exercice p. 20

Quels sont les trois types de rayonnements ?
alpha bêta gamma

Glossaire



Nuage d'électron

Le nuage d'électron est une des parties de l'atome, situé autour du noyau. c'est dans cette zone que se trouvent les électrons (particules chargées négativement)

Particule neutre

est une particule sans charge électrique

Abréviations

NA : Nombre d'Avogadro

uma : Unité de masse atomique

Références



- 1
Elise March- Fiche de révision en chimie générale et organique, rappels de cours. DUNOD, 2008.
- 2
Raymond Chang, Kenneth A. Goldsby-Chimie générale, 2014 The McGraw-Hill Companies, Inc. (ISBN 978-0-07-340275-8).

Bibliographie



Alain Sevin- Chimie générale. Tout le cours en fiche, DUNOD, deuxième édition, 2016.

Élisabeth Bardez - Chimie générale : Exercices et Problèmes. Ed. DUNOD, Paris 2009. .



Webographie



<https://fac.umc.edu.dz/snv/TCetud1s12022.php>