

---

---

# ANNEXES DE COURS

---

---

CHARLES TUCHENDLER



MPSI 4 – LYCÉE SAINT-LOUIS

ANNÉE 2017/2018



# Table des matières

ANNEXE I	ELÉMENT CHIMIQUE	1
<b>I</b>	<b>Elément chimique</b>	<b>2</b>
I.1	L'atome	2
I.2	L'élément chimique	3
I.3	Molécule et réaction chimique	4
<b>II</b>	<b>Unités et grandeurs fondamentales</b>	<b>4</b>
II.1	Charges et masses des particules élémentaires	4
II.2	Unités fondamentales	4
II.2.a	La mole	4
II.2.b	L'unité de masse atomique	5
II.2.c	La masse molaire	5

## ANNEXE I

## ÉLÉMENT CHIMIQUE

## Sommaire

<b>I Élément chimique</b>	<b>2</b>
I.1 L'atome	2
I.2 L'élément chimique	3
I.3 Molécule et réaction chimique	4
<b>II Unités et grandeurs fondamentales</b>	<b>4</b>
II.1 Charges et masses des particules élémentaires	4
II.2 Unités fondamentales	4
II.2.a La mole	4
II.2.b L'unité de masse atomique	5
II.2.c La masse molaire	5

## I Élément chimique

Nous allons revenir dans cet annexe sur quelques définitions fondamentales concernant la notion d'élément chimique, fondamentale pour la compréhension des différents chapitres de la partie "Architecture de la matière".

### I.1 L'atome

#### Définition I.1 – L'atome

Un **atome**, de symbole  $\text{X}$ , est une entité **électriquement neutre** constituée :

- ★ d'un noyau chargé positivement,
  - ★ d'un nuage d'électrons chargés négativement en mouvement autour de ce noyau,
- et dont la taille caractéristique est de l'ordre de :

$$r_{\text{atome}} \sim 1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$$

Exemples : l'atome d'hydrogène est représenté par le symbole H, celui de carbone par C, celui d'oxygène par O, celui d'uranium par U, ...

#### Définition I.2 – Le noyau

Le **noyau**, de symbole  ${}^{\text{A}}_{\text{Z}}\text{X}$ , est l'entité centrale, chargée positivement, de l'atome :

- ★ sa taille caractéristique est de l'ordre de :

$$r_{\text{noyau}} \sim 10 \text{ fm} = 10^{-14} \text{ m}$$

- ★ il porte une charge  $+Ze$ , où  $e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$  est la charge élémentaire,
- ★ et sa densité est de l'ordre de  $\rho \sim 10^{15} \text{ g.cm}^{-3}$ .

#### Définition I.3 – Nombre de masse $A$

Le nombre de masse **A** correspond au nombre de nucléons présent dans le noyau, c'est-à-dire à la somme du nombre de protons **Z** et du nombre de neutrons **N** :

$$A = Z + N$$

Remarque : pour être électriquement neutre, **un atome possède autant d'électrons que de protons**. Il est caractérisé, entre autres, par un rayon et ses propriétés physico-chimiques sont liées à sa structure électronique.

## I.2 L'élément chimique

### Définition I.4 – Élément chimique

Un **élément chimique** est caractérisé par son numéro atomique **Z** égal au nombre de protons que contient son noyau. On le note donc  ${}_Z\mathbf{X}$ .

Exemples : l'élément hydrogène s'écrit  ${}_1\text{H}$ , l'élément carbone  ${}_6\text{C}$ , l'élément oxygène  ${}_8\text{O}$ , l'élément uranium  ${}_{92}\text{U}$ , ...

Remarque :

- ★ tous les représentants d'un même élément chimique possède le même **Z**.
- ★ En revanche **A** et **N** varient d'un représentant à l'autre d'un même élément chimique.

### Définition I.5 – Isotope

On appelle **isotope** un représentant d'un élément chimique possédant un nombre de neutrons donné. Deux isotopes ont donc un nombre de neutrons différents.

Exemples :

- ★ le deutérium  ${}_1^2\text{H}$  et le tritium  ${}_1^3\text{H}$  sont deux isotopes de l'élément hydrogène,
- ★  ${}_6^{13}\text{C}$  et  ${}_6^{14}\text{C}$  sont deux isotopes de l'élément carbone,
- ★  ${}_{17}^{35}\text{Cl}$  et  ${}_{17}^{37}\text{Cl}$  sont les deux isotopes les plus courants de l'élément chlore.

### Propriété I.1 – Isotopes d'un même élément

**Deux isotopes** ont un nombre de masse **A** différent.

En règle générale, deux isotopes ont des **propriétés chimiques quasiment identiques** (sauf dans le cas de l'hydrogène) car ils possèdent le même nombre de protons.

Les propriétés nucléaires varient en revanche d'un isotope à l'autre (radioactivité) car le nombre de neutrons est différent d'un isotope à l'autre..

### Exercice I.1 – Etude du noyau de vanadium

On donne :  $Z(\text{V}) = 23$ .

1. Quels sont les nombres de protons et de neutrons présents dans un noyau de vanadium  ${}^{51}\text{V}$  ?  
Donner un ordre de grandeur de la masse atomique molaire de  ${}^{51}\text{V}$ .
2. Mêmes questions pour  ${}^{48}\text{V}$ .

### I.3 Molécule et réaction chimique

#### Définition I.6 – Molécule

Une **molécule** correspond à un assemblage et à un agencement **structuré** d'atomes.

Chaque molécule possède notamment des propriétés spécifiques pour lesquelles la contribution de chaque atome est **indiscernable**.

#### Propriété I.2 – Réaction chimique

Lors d'une réaction chimique, des atomes peuvent être échangés entre des molécules mais les éléments chimiques présents sont conservés, c'est-à-dire que les noyaux de chaque atome restent inchangés.

#### Définition I.7 – Corps simples et corps composés

Dans une réaction chimique, on distingue les corps simples des corps composés.

- ★ Un **corps simple** est constitué d'un **seul élément chimique**.  
*Exemples* :  $\text{O}_2(\text{g})$ ,  $\text{O}_3(\text{g})$ ,  $\text{H}_2(\text{g})$ ,  $\text{Cu}(\text{s})$ , ...
- ★ Un **corps composé** est constitué d'**au moins deux éléments chimiques**.  
*Exemples* :  $\text{HF}(\text{g})$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ ,  $\text{CaCO}_3(\text{s})$ , ...

## II Unités et grandeurs fondamentales

### II.1 Charges et masses des particules élémentaires

	Charge électrique	Masse
Electron	$q_e = -e = -1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_e = 9,1095 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
Proton	$q_p = e = +1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Neutron	$q_n = 0$	$m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

### II.2 Unités fondamentales

#### II.2.a La mole

##### Définition I.8 – La mole

Une **mole** correspond à la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de  $^{12}_6\text{C}$ .

##### Définition I.9 – Rappel unité

- ★ Unité : "mol".
- ★ Nombre d'Avogadro :  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  (attention à l'unité de  $N_A$  !!!).

Exemple : 1 mol de carbone  $^{12}\text{C}$  contient exactement  $N_A$  atomes de carbone.

## II.2.b L'unité de masse atomique

## Définition I.10 – Unité de masse atomique

Il s'agit de la fraction  $\frac{1}{12}$  de la masse d'un atome de  $^{12}_6\text{C}$ .

★ Symbole : "u" ou "u.m.a",  $[u] = \text{M}$ .

## Exercice I.2 – Passage de uma à gramme

lowerbox=visible,savelowerto=solution-uma Exprimer l'unité de masse atomique en gramme puis calculer  $m_e$ ,  $m_p$  et  $m_n$  en unité de masses atomiques.

Un atome de  $^{12}_6\text{C}$  a une masse de  $\frac{12}{N_A}$  g.

Alors  $1 \text{ u} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} = \frac{1}{N_A} = 1,6606 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ .

$$1 \text{ u} = \frac{1}{N_A} \text{ g}$$

Exemples :  $m_e = 5,5 \cdot 10^{-4} \text{ u}$ ,  $m_n = 1,0087 \text{ u} \simeq 1 \text{ u}$ ,  $m_p = 1,0073 \text{ u} \simeq 1 \text{ u}$ .

## Propriété I.3 – Estimation de la masse d'un atome

★ masse du noyau :  $m_{\text{noyau}} = Z \cdot m_p + N \cdot m_n \simeq (Z + N) \text{ u} = A \text{ u}$  donc :

$$m_{\text{noyau}} = A \text{ u}$$

★ masse atomique :  $m_{\text{atome}} = m_{\text{noyau}} + Z \cdot m_e \simeq m_{\text{noyau}} \simeq A \text{ u}$  donc :

$$m_{\text{atome}} \simeq m_{\text{noyau}} = A \text{ u}$$

★ Exemples :  $m(^1_1\text{H}) = 1 \text{ u}$ ,  $m(^{35}_{17}\text{Cl}) = 35 \text{ u}$ ,  $m(^{37}_{17}\text{Cl}) = 37 \text{ u}$ .

## II.2.c La masse molaire

## Définition I.11 – Masses molaires et abondances naturelles

★ **La masse molaire** est la masse d'une mole d'une entité donnée. On peut donc parler de la masse molaire atomique, de la masse molaire moléculaire, de la masse molaire électronique,...

Elle s'exprime  $\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}$  dans le système international et en pratique en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ . On utilise le plus souvent le symbole  $M$  pour y faire référence. Puisque  $m_{\text{atome}} \simeq A \text{ u}$  on peut évaluer :

$$M_{\text{atome}} \simeq N_A \times A \text{ u} \simeq A \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

★ A l'état naturel, un élément est présent sous plusieurs de ses isotopes. On appelle **abondance naturelle** de



**Définition I.11 – Masses molaires et abondances naturelles (suite)**

l'isotope  $i$  d'un élément donné, et on note  $x_i$ , la proportion en masse de cet isotope dans la masse molaire naturelle de l'élément considéré. Ainsi :

$$M_X = \sum_i x_i M_i \quad \text{avec} \quad \sum_i x_i = 1$$

où les  $M_i$  correspondent aux masses molaires des différents isotopes

**Exercice I.3 – Masse molaire de l'élément bore**

L'élément bore, de symbole B, est constitué à l'état naturel par un mélange de deux isotopes dont les pourcentages massiques sont les suivants :

$$\begin{cases} A = 10 \longrightarrow {}^{10}_5\text{B}, & 19,64\% \text{ de masse molaire } 10,0129 \text{ g.mol}^{-1} \\ A = 11 \longrightarrow {}^{11}_5\text{B}, & 80,36\% \text{ de masse molaire } 11,0093 \text{ g.mol}^{-1} \end{cases}$$

Quelle est la masse molaire  $M_B$  de l'élément bore ?

$$M(\text{B}) = 10,0129 \times \frac{19,64}{100} + 11,0093 \times \frac{80,36}{100} = 10,8136 \text{ g.mol}^{-1}$$

**Exercice I.4 – Masse molaire atomique d'un élément**

Le carbone naturel est constitué de  $x\%$  de l'isotope  ${}^{12}_6\text{C}$  et  $y\%$  de l'isotope  ${}^{13}_6\text{C}$ . La masse molaire de l'isotope 13 est  $13,0063 \text{ g.mol}^{-1}$ . Calculer les pourcentages isotopiques  $x$  et  $y$  sachant que la masse molaire de l'élément carbone est  $M = 12,0115 \text{ g.mol}^{-1}$ .