

**Chapitre 2 : Atome, noyau et cortège**  
**TP3 : « La configuration électronique » et TP4 :  
 « Familles chimiques »**

<p><b>Le noyau de l'atome, siège de sa masse et de son identité.</b></p> <p>Numéro atomique, nombre de masse, écriture conventionnelle : <math>{}^A_ZX</math> ou <math>{}^AX</math>.</p> <p>Élément chimique.</p> <p>Masse et charge électrique d'un électron, d'un proton et d'un neutron, charge électrique élémentaire, neutralité de l'atome.</p>	<p>Citer l'ordre de grandeur de la valeur de la taille d'un atome.</p> <p>Comparer la taille et la masse d'un atome et de son noyau.</p> <p>Établir l'écriture conventionnelle d'un noyau à partir de sa composition et inversement.</p> <p><b>Capacités mathématiques</b> : effectuer le quotient de deux grandeurs pour les comparer. Utiliser les opérations sur les puissances de 10. Exprimer les valeurs des grandeurs en écriture scientifique.</p>
<p><b>Le cortège électronique de l'atome définit ses propriétés chimiques.</b></p> <p>Configuration électronique (1s, 2s, 2p, 3s, 3p) d'un atome à l'état fondamental et position dans le tableau périodique (blocs s et p).</p> <p>Électrons de valence.</p> <p>Familles chimiques.</p>	<p>Déterminer la position de l'élément dans le tableau périodique à partir de la donnée de la configuration électronique de l'atome à l'état fondamental.</p> <p>Déterminer les électrons de valence d'un atome (<math>Z \leq 18</math>) à partir de sa configuration électronique à l'état fondamental ou de sa position dans le tableau périodique.</p> <p>Associer la notion de famille chimique à l'existence de propriétés communes et identifier la famille des gaz nobles.</p>

**Exercices 1. La description de l'atome**

- Composition d'un atome : 10, 12p80
- Isotopes : 11p80
- Calculer la masse d'un atome : 13p81
- Activité sur le modèle de l'atome : Histoire d'un modèle modèle de l'atome

**2. Le cortège électronique**

- Configurations électroniques : 12,13,14p98 et 15,17 p99
- Règle de l'octet : 5,7,8 p115
- Stabilité 10p115
- Représentation de Lewis 15p116
- Liaisons covalentes 21 p118

## Introduction

D'où provient la matière qui nous entoure ? De quoi est-elle constituée ? Quel est le plus petit élément constitutif de la matière ?

Dès le cinquième siècle avant Jesus-Christ, Démocrite un philosophe grec s'intéresse à la matière. D'après lui, la matière est faite de briques élémentaires incassables. Ce qu'il appelle des atomes (atomos en grec = insécable, qui ne peut pas être divisé). Les recherches sur ces briques élémentaires se poursuivent encore aujourd'hui avec de nombreux défis en particulier autour de l'énergie contenue dans la matière.

### Document introductif : L'apparition de la matière

Vidéo du Commissariat à l'Énergie Atomique (CEA). Il s'agit d'un organisme de recherche scientifique français dans les domaines de l'énergie, des sciences de la matière et de la santé. Un des principaux sites de recherche se trouve à l'Université Paris Saclay.

<https://www.youtube.com/watch?v=I-fWI6dKEys>

### Questions en rapport avec la vidéo du CEA :

1. Quand apparaît la matière dans l'Univers ?

.....

2. Quel phénomène rend possible la fusion des particules ?

.....

3. De quoi sont formés les protons et les neutrons ?

.....

4. Comment nomme-t-on le phénomène qui donne naissance aux premiers atomes ?

.....

## 1 La description de l'atome, un modèle

### 1.1 Qu'est-ce qu'un atome ?

Les atomes peuvent être assimilés à des **sphères** avec un rayon de l'ordre de  $r_{\text{atome}} = 0,1 \text{ nm} = 0,1 \times 10^{-9} \text{ m}$  (**nanomètres**) soit  $10^{-10}$  mètres ( $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ ). Le rayon de l'atome est appelé **rayon atomique**.

Les atomes ne peuvent pas être vus à l'œil nu ni au microscope optique. Les chercheurs sont aujourd'hui capables de détecter leur présence grâce aux microscopes à effet tunnel ou aux microscopes à force atomique.

#### Composition d'un atome

Un atome est constitué :

- .....

- .....

Le noyau est constitué :

- .....

- .....

Un atome est **électriquement neutre**. Il possède autant d'électrons dans son cortège électronique que de protons dans le noyau.

Le noyau d'un atome est modélisé par une boule dense dont le rayon est de l'ordre de

$$r_{\text{noyau}} = 10^{-15} \text{ m} = 1 \text{ fm.}$$

Si on compare le rayon d'un atome à celui du noyau, on obtient :

$$\frac{r_{\text{atome}}}{r_{\text{noyau}}} = \frac{10^{-10}}{10^{-15}} = 10^5 = 100000. \quad (1)$$

Pour donner un ordre de grandeur. À notre échelle, si on représente un noyau par une balle de rugby (60 cm de long). Pour représenter l'atome avec le nuage électronique autour du noyau il faudrait aligner 600 terrains de Rugby (100 mètres chacun)

## 1.2 Quelles sont les caractéristiques des constituants de l'atome ?

On note  $e$  la charge électrique élémentaire, c'est la plus petite charge existante. Elle a pour valeur  $e = 1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$ . Elle correspond à la charge d'un proton.

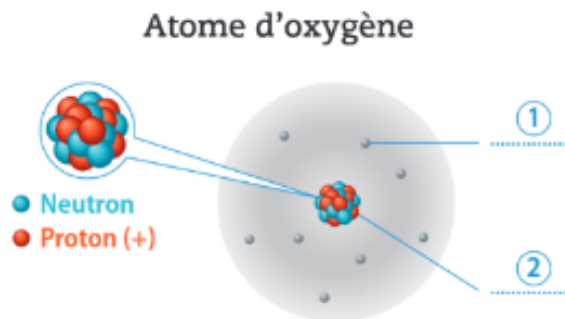
Particules	Charge (Coulombs C)	Masse (kg)
<b>Neutron</b>	électriquement neutre	$m_{\text{neutron}} = 1.675 \times 10^{-27} \text{ kg}$
<b>Proton</b>	$+e = 1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$	$m_{\text{proton}} = 1.673 \times 10^{-27} \text{ kg}$
<b>Électron</b>	$-e = -1.602 \times 10^{-19} \text{ C}$	$m_{\text{électron}} = 9.109 \times 10^{-31} \text{ kg}$

**Table 1** – Caractéristiques des constituants de l'atome.

**Remarque :** La masse d'un électron est environ 2000 fois plus petite que celle d'un nucléon (proton ou neutron). Pour résoudre certains problèmes de physique, on supposera que la masse de l'électron est négligeable devant celle des nucléons.

## 1.3 La représentation symbolique d'un atome

On représente par convention le noyau d'un atome par :



**Figure 1** – Schéma d'un atome.

L'atome est essentiellement constitué de vide. On dit que sa structure est lacunaire.



- A est .....
- Z est .....
- N est .....

Comme A correspond au nombre de nucléons, c'est à dire le nombre de protons Z et le nombre de neutrons N, il vient :

$$A = N + Z. \quad (2)$$

**Définition : élément chimique**

.....

.....

Par conséquent un élément chimique est caractérisé par le numéro atomique. C'est le numéro atomique qui va déterminer la position de l'élément dans le tableau périodique des éléments ou tableau de Mendeleïev (voir TP 3).

**Définition : isotopes**

Deux atomes qui ont le même nombre de protons mais un nombre de nucléons différents sont appelés **isotopes**. Deux atomes qui ont le même nombre de protons mais un nombre de neutrons différents sont des isotopes.

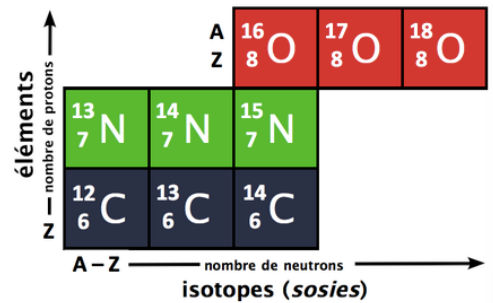


Figure 2 – isotopes [Wikipedia]

**Exercices sur la représentation symbolique**

Pour chaque Z, écrivez à quel atome X cela correspond, le numéro atomique, le nombre de protons le nombre d'électrons, et le nombre de neutrons. ainsi que sa représentation symbolique.

1.  $Z = 7$  | 2.  $Z = 26$  | 3.  $Z = 47$

**1.4 La masse d'un atome**

On suppose que la masse du cortège électronique est négligeable par rapport à celle du noyau de l'atome. Dans ce cas la masse notée  $m$  d'un atome est pratiquement égale à celle de son noyau :

**Masse d'un atome**

$$m_{\text{atome}} = A \times m_{\text{nucléon}} \quad (3)$$

- Avec  $m_{\text{atome}}$  la masse de l'atome et  $m_{\text{nucléon}}$  la masse d'un nucléon en kilogramme (kg) ;
- A le nombre de nucléons dans le noyau.

**Exercice : Déterminer la masse d'un atome**

Calculer la masse d'un atome de Fer  ${}^{55}_{26}\text{Fe}$

## Activité documentaire sur l'histoire d'un modèle, le modèle de l'atome

### Document 1 : Les recherches sur la matière

Vidéo : <https://www.youtube.com/watch?v=fhaZeqzTVjo>

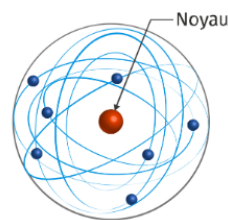
### Document 2 : Historique des recherches

1. 1804 : En étudiant le comportement des gaz, John Dalton reprend une idée de la Grèce antique longtemps abandonnée : la matière est composée de petits grains insécables appelés alors atomos ;
2. 1897 : Découverte de l'électron qui est une particule chargée négativement par John Thomson. Il propose pour l'atome un modèle de sphère de structure positive parsemée d'électrons
3. 1911 : Découverte du noyau atomique chargé positivement et beaucoup plus petit que l'atome par Rutherford. Il propose un modèle où les électrons sont répartis dans un nuage autour du noyau mais à distance de celui-ci
4. 1913 : Unification des théories de Max Planck et Ernest Rutherford par Niels Bohr. Il propose un modèle de répartition des électrons en couches.
5. 1914 : Confirmation de la quantification des échanges d'énergie dans la matière par James Franck et Gustav Hertz.

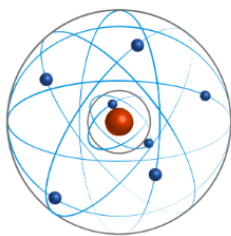
### Document 2 : Les différents modèles de l'atome



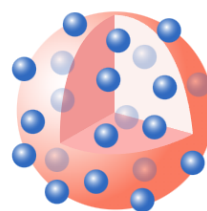
**Figure 3** – Sphère dure pleine et indivisible



**Figure 4** – Noyau positif avec des électrons qui orbitent autour. Entre les deux du vide.



**Figure 5** – Noyau positif avec des électrons qui orbitent autour. les orbites sont à des distances définies et on les appelle couches. Entre les deux du vide.



**Figure 6** – PlumPudding, atome globalement neutre avec des électrons négatifs qui baignent dans un volume chargé positivement.

### Questions :

1. Associer chaque modèle à son inventeur en justifiant son choix ;
2. Faire une frise chronologique sur laquelle apparaît chaque modèle et le nom de son ou ses inventeurs
3. Identifier la raison qui a poussé John Thomson à remettre en cause le modèle antique (Démocrite) et de John Dalton ;
4. Pourquoi le modèle de Bohr a-t-il été préféré à celui de Rutherford ?
5. Rappeler les étapes de la démarche scientifique. En quoi celui du modèle de l'atome est un exemple ?

## 2 Le cortège électronique

Le cortège électronique de l'atome contient l'ensemble des électrons, il définit les propriétés chimiques de l'atome.

### 2.1 Une répartition en couches

#### Définition : état fondamental

.....  
 .....

Les électrons d'un atome sont répartis dans des **couches électroniques**.

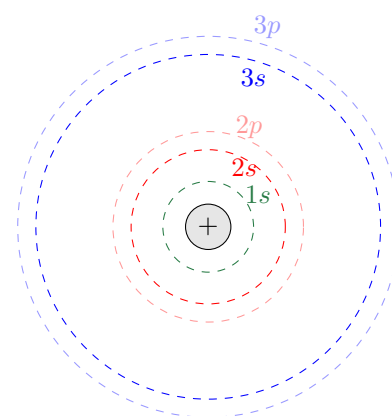
- Chaque couche est caractérisée par un nombre entier  $n > 0$ . Par exemple  $n = 1, 2, 3, \dots$
- Chaque sous-couche est caractérisée par un entier  $l$  tel que :  $0 \leq l < n$

Chaque sous-couche porte un nom, la couche "s" correspond à  $l = 0$ , la couche "p" correspond à  $l = 1$  et la couche "d" à  $l = 2$ . Pour les atomes de numéro atomique  $Z \leq 18$ , les électrons sont répartis dans des couches nommées **ns**, **np**.

Exemple :

- Si  $n = 1, l = 0$ . Cela correspond à la couche électronique que l'on notera "1s".
- Si  $n = 2, l = [0, 1]$ . Ces deux couches électroniques s'écrivent "2s2p".
- Si  $n = 3, l = [0, 1, 2]$ . Ces couches électroniques s'écrivent "3s3p3d".

**Remarque :** Il en existe d'autres afin de décrire l'ensemble des atomes du tableau périodique. Mais on se restreint à ces trois premières couches électroniques dans le cadre du programme de seconde.



**Figure 7** – Modèle de l'atome de carbone

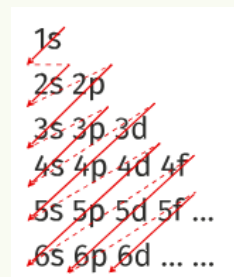
### 2.2 Remplissage des couches électroniques

Les électrons se répartissent sur les différentes couches et sous-couches suivant des règles précises chaque sous-couche peut contenir un nombre d'électrons **maximum** qui lui est propre.

#### Configuration électronique

.....  
 .....  
 .....

- Une sous-couche de type **s** ( $l = 0$ ) peut contenir **deux électrons** ;
- Une sous-couche de type **p** ( $l=1$ ) peut contenir jusqu'à **six électrons**.



**Figure 8** – Règle de Klechkowski

Écrire la configuration électronique d'un atome à l'état fondamental consiste à écrire l'ensemble des noms de tous ses électrons. Dans cette écriture les nombres d'électrons s et p sont indiqués en exposant.

**Exemple :** la configuration électronique de l'atome de phosphore  $^{31}_{15}\text{P}$  ( $Z = 15$ ) à l'état fondamental est :

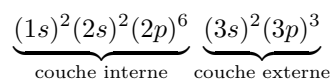
.....

Sous-couche électronique	1s	2s	2p	3s	3p
Nombre d'électrons ns ou np	2	2	6	2	6

#### Définition : Les électrons de cœur et de valence

.....  
 .....  
 .....

**Exemple :** Le phosphore  $^{31}_{15}\text{P}$  a pour configuration électronique :



Il possède  $2 + 2 + 6 = 10$  électrons de cœur et  $2 + 3 = 5$  électrons de valence.

## 2.3 Lien entre la configuration électronique et le tableau périodique

La classification périodique s'est construite par tâtonnement au XIX<sup>e</sup> siècle jusqu'à la version actuelle dont la base est celle de **Dmitri Mendeleïev** en 1869.

Le tableau périodique regroupe les éléments chimiques qui y sont rangés en fonction des configurations électroniques de leurs atomes à **l'état fondamental**. La configuration électronique d'un atome à l'état fondamental permet de déterminer sa position dans le tableau périodique.

#### Critère de classification

Les éléments chimiques sont classés en lignes par numéro atomique croissant. Le remplissage progressif d'une ligne correspond au remplissage progressif d'une couche électronique. Un changement de ligne s'effectue lorsqu'une nouvelle couche commence à se remplir.

- .....  
 .....
- .....  
 .....

#### Exercice : Déterminer la position de l'atome de phosphore

.....  
 .....  
 .....

**Définition : Famille chimique**

Les éléments chimiques d'une même colonne dans le tableau périodique constituent une **famille chimique**. Ils ont :

- .....
- .....

**Exercices**

Savoir faire : écrire les configurations électronique et retrouver des éléments dans le tableau périodique.

- Exercices 12,13 p. 98
- Exercices 15p.99

### 3 Vers des entités plus stables

#### 3.1 Les gaz nobles

Dans la nature, les atomes ont tendance à s'associer pour former des molécules. Seuls les atomes de la colonne n°18 appelés gaz nobles (He, Ne, Ar, Kr, etc) présentent une grande inertie chimique : ce sont des gaz monoatomiques dans les conditions ordinaire de température et de pression ( $T = 20^{\circ}\text{C}$   $P = 1$  bar). Cette particularité est liée à la configuration électronique de la couche externe des atomes constituant cette famille chimique.

Écrire les configurations électroniques de l'hélium  ${}^4_2\text{He}$ , du néon  ${}^{20}_{10}\text{Ne}$  et de l'argon  ${}^{40}_{18}\text{Ar}$

- He ( $Z=2$ ) : .....
- Ne ( $Z=10$ ) : .....
- Ar ( $Z=18$ ) : .....

**Règles de stabilité**

La grande stabilité des gaz nobles est liée au nombre d'électrons qu'ils possèdent sur leur couche externe.

- Pour l'atome d'hélium : .....
- Pour les autres atomes : .....

#### 3.2 Les ions monoatomiques

Les atomes des colonnes 1,2,4, 15,16, 17 du tableau périodique tendent à perdre ou à gagner des électrons pour former un ion monoatomique ayant autant d'électrons que l'atome de gaz noble le plus proche en numéro atomique.

Formule de l'ion	$\text{H}^+$	$\text{Na}^+$	$\text{K}^+$	$\text{Mg}^{2+}$
Nom de l'ion				



### 3.3 Liaison covalente et schéma de Lewis

Dans les molécules, les atomes mettent en commun des électrons afin de gagner en stabilité.

#### Définition : La liaison covalente

On représente une liaison covalente par un tiret entre les deux atomes concernés :



Les électrons de valence d'un atome qui **ne participent pas** aux liaisons covalentes sont répartis en doublets d'électrons appelés **doublets non liants**. Chaque doublet non liant est représenté par un tiret placé sur l'atome considéré.



Chaque atome respectera donc soit la règle du duet, soit la règle de l'octet. Les formules de Lewis des molécules permettent de vérifier le respect de ces règles en comptabilisant les électrons des liaisons covalentes et des doublets non liants pour chaque atome de la molécule.

#### Exercice : Déterminer la formule de Lewis de l'eau $H_2O$

1. Donner la configuration électronique de l'oxygène  $O$  et de l'hydrogène.
2. Combien d'électrons de valence sont mis en jeu ?
3. Représenter la formule de Lewis de l'eau.

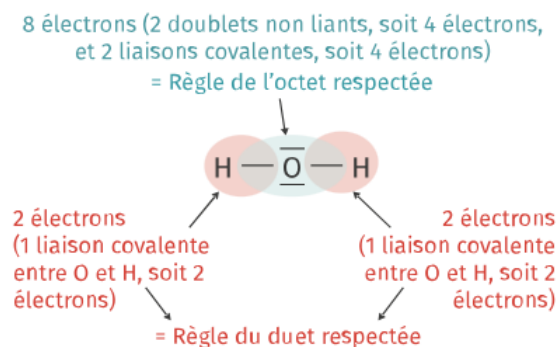


Figure 9 – Formule de Lewis de l'eau.

#### Définition : Énergie de liaison

L'énergie de liaison  $\mathcal{E}_{AB}$  entre deux atomes A et B liés dans une molécule est l'énergie que doit recevoir cette molécule pour rompre la liaison AB, chaque entité A et B formée gardant avec elle la moitié des électrons des doublets liants rompus.

#### Exercices

- Configuration électronique et règle de l'octet : Exercice 5,7, 8 p115
- Stabilité : Exercice 10p115
- Représentations de Lewis : 15p116
- Liaisons covalentes Structure : 21 p 118