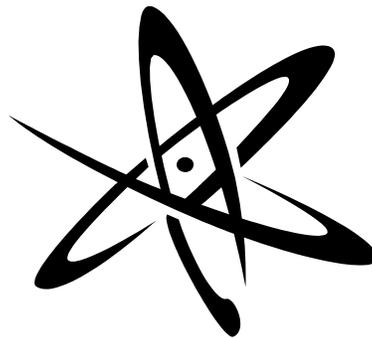


Chapitre 1  
L'atome et les éléments

Notes de cours



Sciences et technologie de l'environnement

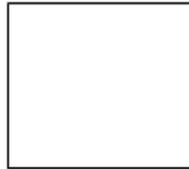
Nom : \_\_\_\_\_ groupe : \_\_\_\_\_

# 1.1 Évolution du modèle atomique

1. Démocrite croit que la matière est formée

\_\_\_\_\_

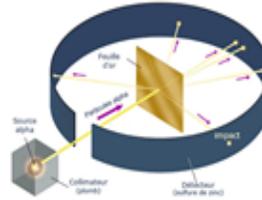
3. **Dalton** prouve que la matière est formée d'\_\_\_\_\_



2. Aristote croit que la matière est formée de 4 éléments (\_\_\_\_\_)

\_\_\_\_\_

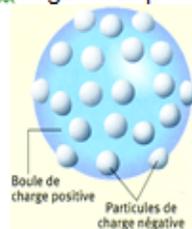
5. **Rutherford** découvre que l'atome possède un petit noyau positif formé de \_\_\_\_\_ autour duquel circulent les électrons.



6. **Bohr** modifie le modèle de Rutherford en décrivant les orbites sur lesquelles circulent les \_\_\_\_\_



4. **Thomson** décrit l'atome comme une sphère positive parsemée de petites particules négatives qu'il nomme les \_\_\_\_\_



7. \_\_\_\_\_ découvre le neutron et précise qu'il est situé dans le noyau.

STE



Utilisez la banque de mots suivante pour compléter le texte suivant.

Aristote, Atomes, Chadwick, couches électroniques, Dalton, Démocrite, différents, électron, identiques, négativement, neutre, neutron, nucléons, positivement, protons, quatre, Rutherford, sphères, Thomson, vide

### L'histoire de l'atome :

Bien avant notre ère, deux philosophes se sont questionnés sur la nature de la matière. Le premier modèle, celui de \_\_\_\_\_, nous explique que la matière est formée de particules indivisibles et infiniment petites. Ces particules se nomment « \_\_\_\_\_ ». Selon Démocrite, la matière est discontinue, car lorsque ces particules s'assemblent, il y a du vide entre elles.

Cette vision n'était pas partagée par \_\_\_\_\_. Ce dernier pensait plutôt que la matière était formée de \_\_\_\_\_ éléments de base : l'eau, le feu, la terre et l'air. On sait aujourd'hui que la vision d'Aristote était erronée et pourtant, son modèle a été utilisé pendant plus de 2000 ans.

C'est John \_\_\_\_\_ qui a prouvé que la matière est formée d'atomes. Sa théorie peut se résumer en quatre points :

- La matière est formée d'atomes qui sont des \_\_\_\_\_ pleines, indivisibles et indestructibles.
- Tous les atomes d'un même élément sont \_\_\_\_\_, ils possèdent ainsi la même masse.
- Les atomes d'éléments distincts sont \_\_\_\_\_.
- Les atomes peuvent s'unir chimiquement pour former de nouveaux composés.

À la fin du 19<sup>e</sup> siècle, Joseph John \_\_\_\_\_ produit expérimentalement des faisceaux lumineux formés de particules. Il démontre que ces particules sont beaucoup plus petites que les atomes, dont elles proviennent. En poursuivant ses expériences, Thomson découvre l'\_\_\_\_\_ et modifie le modèle de Dalton en proposant un modèle surnommé « plum-pudding ». Selon lui, l'atome est une sphère positive dans laquelle s'imbriquent les électrons chargés \_\_\_\_\_. Il conclut donc que l'atome est électriquement \_\_\_\_\_ puisque la charge positive uniformément répartie dans l'atome annule la charge négative des électrons.

Dans son laboratoire, Ernest \_\_\_\_\_ s'intéresse au modèle de Thomson. Il élabore une expérience au cours de laquelle il bombarde une feuille d'or avec des particules alpha (particule positive). Il constate que la plupart des particules alpha passent au travers de la matière, cependant 1% des particules subissent une répulsion. Il en conclut que l'atome est principalement fait de \_\_\_\_\_. Il mentionne également que l'atome renferme en son centre un noyau formé de particules chargées \_\_\_\_\_ qu'il nomme « \_\_\_\_\_ ».

Enfin il nous précise que les électrons, en nombre égal aux protons, circulent autour du noyau.

Niels Bohr constate que le modèle de Rutherford comporte des lacunes.

☞ Il n'explique pas pourquoi, les électrons, chargés négativement, ne viennent pas s'écraser sur le noyau, chargé positivement.

☞ Il n'explique pas pourquoi les protons restent regroupés dans le noyau alors qu'ils devraient se repousser.

À l'aide d'une expérience sur la lumière, Bohr précise que les électrons circulent sur des orbites appelées \_\_\_\_\_ ou niveaux d'énergie. Chaque orbite correspond à un niveau d'énergie précis. Plus on s'éloigne du noyau, plus le niveau d'énergie des orbites augmente.

STE

Enfin, c'est James \_\_\_\_\_ qui expliqua pourquoi les protons ne se repoussent pas. Il découvre la troisième particule subatomique qu'il nomme \_\_\_\_\_. Les neutrons sont des particules neutres contenus dans le noyau. Ce sont donc eux qui assurent la cohésion du noyau. Ainsi, c'est le noyau qui contient les deux particules les plus lourdes, le proton et le neutron, aussi appelés \_\_\_\_\_.



Animation Thomson et Rutherford

☞ Un **atome** est \_\_\_\_\_

---

☞ L'**électron** est une des particules qui constituent l'atome. Il porte une charge \_\_\_\_\_ .

☞ Le **proton** est la deuxième particule qui constitue l'atome. Il porte une charge \_\_\_\_\_ et il est situé dans le \_\_\_\_\_ de l'atome.

STE ☞ Le **neutron** est la troisième particule qui constitue l'atome. Il ne porte pas de \_\_\_\_\_. Avec le proton, il forme le \_\_\_\_\_ de l'atome.

☞ Les lois de l'**électrostatique** mentionnent que deux charges de mêmes signes se \_\_\_\_\_ et deux charges de signes contraires \_\_\_\_\_

### Quelques caractéristiques des particules qui constituent l'atome

Particules	Symbole	Charge électrique	Masse (u)
Électron			0,00055
Proton			1,007
Neutron			1,008

☞ Comparaison des modèles atomiques

Modèle Rutherford-Bohr	Modèle atomique simplifié

## 1.2 Le tableau périodique

**Le tableau périodique des éléments** est une représentation dans laquelle les éléments sont regroupés selon leurs propriétés physiques et chimiques.

Il existe trois grandes catégories d'éléments : les métaux, les non-métaux et les métalloïdes.

<b>Métaux</b> (à gauche de l'escalier)	<b>Métalloïdes</b> (aux frontières de l'escalier)	<b>Non-métaux</b> (à droite de l'escalier)
-	Propriétés des métaux et des	-
-	non-métaux	-
-		-
-		-
-		-

☞ Un électron de valence est \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

☞ Une famille chimique correspond à \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

☞ Attention, l'hydrogène ne fait partie d'aucune famille chimique.

#### 4 grandes familles chimiques :

- **Alcalins** :. (Famille chimique I A)

- ils possèdent tous 1 électron de valence.
- Métaux mous et très réactifs.
- À l'état pur, ils doivent être conservés dans l'huile, car ils réagissent fortement avec l'eau
- Ils n'existent pas sous forme d'élément dans la nature.

- **Alcalino-terreux** :.(Famille chimique II A)

- ils possèdent tous 2 électrons de valence.
- Métaux très malléables et réactifs, brûlent facilement.
- Ils forment plusieurs composés que l'on trouve dans les roches et la terre.
- Ils n'existent pas sous forme d'éléments dans la nature.

- **Halogènes** :. (Famille chimique VII A)

- Non-métaux.
- Plusieurs sont des désinfectants puissants.
- Ils réagissent facilement avec les métaux pour former des composés, par exemple des sels.

- **Gaz rares ou stables ou inertes** : (Famille chimique VIII A)

- Ils ne possèdent pas d'électron de valence, car leur dernier niveau d'énergie est saturé.
- Non-métaux très stables; ils ne réagissent pratiquement pas avec les autres éléments.
- Ils existent sous forme d'élément dans la nature.

☞ Un niveau d'énergie est \_\_\_\_\_

☞ Une période correspond à \_\_\_\_\_

☞ Le numéro atomique (Z) représente \_\_\_\_\_

STE

☞ La masse atomique relative est la masse d'un atome établie par comparaison avec un élément de référence, soit le carbone 12.

Unité de mesure : unité de masse atomique      symbole : u

- La masse atomique d'un élément représente la moyenne des masses atomiques de tous les isotopes de cet élément selon leur abondance relative (% abondance dans la nature).

Cette formule  
n'est pas donnée  
à l'examen

**Masse atomique = somme des masses des isotopes × % abondance relative**

Ex : Calcul de la masse atomique du chlore

$$\text{Isotope 35} \times 75,40 \% = 26,39$$

$$\text{Isotope 37} \times 24,60 \% = \underline{9,10}$$

35,49 u (masse du Cl dans le tableau périodique)

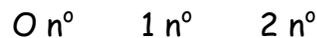
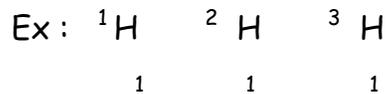
Ex : Calcul de la masse atomique de l'argon

L'argon possède 3 isotopes...

Isotope	Abondance relative
Isotope 36	0,34%
Isotope 38	0,06%
Isotope 40	99,6%

Calcul :

☞ Un isotope est \_\_\_\_\_



[L'élément et ses isotopes](#)

☞ **Le nombre de masse (A)** est la masse d'un élément arrondie à l'unité. Il représente la somme des protons et des neutrons (aussi appelés nucléons) que contient un noyau.

☞ **La périodicité des propriétés** des éléments dans le tableau périodique correspond à la façon dont les propriétés physiques et chimiques (ex : le point de fusion, la conductibilité électrique, le rayon atomique) des éléments se répètent régulièrement d'une période à l'autre.

☞ **Masse atomique** : Dans une même période, la masse atomique \_\_\_\_\_  
au fur et à mesure que le numéro atomique augmente.

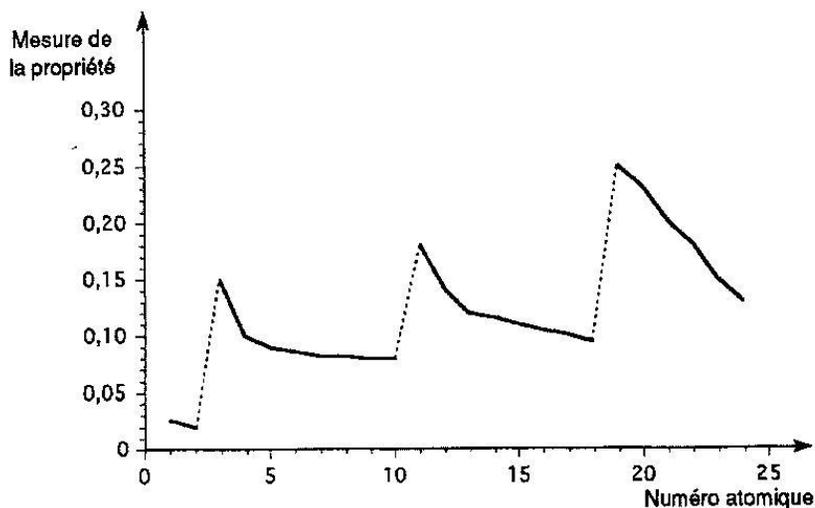
☞ **La conductibilité électrique** : Dans une même période, la conductibilité électrique \_\_\_\_\_ de gauche à droite.

☞ **Rayon atomique** : Dans une même période, le rayon atomique \_\_\_\_\_ au fur et à mesure que le numéro atomique augmente.

☞ **Électronégativité** : Tendance d'un élément à s'emparer de l'électron d'un autre élément.

Dans une même période, l'électronégativité **augmente** au fur et à mesure que le numéro atomique augmente.

Ex : Le graphique ci-dessous représente la mesure d'une propriété de certains éléments en fonction de leur numéro atomique.



BIM 2012

D'après ce graphique, comment varie cette propriété le long d'une période?

---

---

☞ **Comment déterminer le nombre d'électrons sur les niveaux d'énergie?**

Bohr modifia le modèle atomique de Rutherford. Il supposa que les électrons n'étaient pas distribués au hasard, mais occupaient plutôt des endroits spécifiques dans l'atome qu'on nomme niveau d'énergie ou couche électronique.

Pour déterminer le nombre d'électrons sur un niveau d'énergie, on utilise la formule suivante :

Nombre d'e <sup>-</sup> = $2n^2$
-------------------------------------

\*n=niveau d'énergie

Alors...

Si n=1 Le nombre maximum d'e<sup>-</sup> est de \_\_\_\_\_

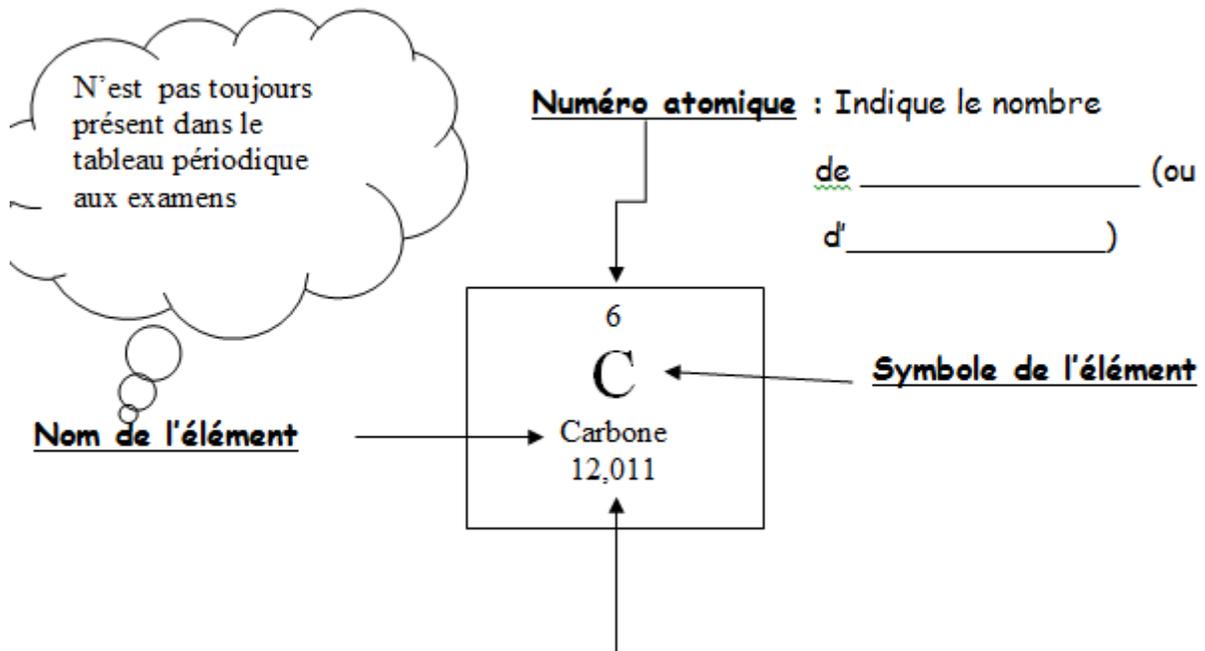
Si n=2 Le nombre maximum d'e<sup>-</sup> est de \_\_\_\_\_

Si n=3 Le nombre maximum d'e<sup>-</sup> est de \_\_\_\_\_

**Il est important de noter que le maximum d'électrons sur le dernier niveau est de 2 pour le premier niveau et de 8 pour les niveaux 2 à 7.**

## Résumé

Voici les renseignements disponibles dans le tableau périodique



Masse atomique : Indique le nombre de masses, c'est-à-dire, le nombre de \_\_\_\_\_ et de \_\_\_\_\_ contenus dans le noyau atomique.

Numéro de famille : Indique le nombre d' \_\_\_\_\_ de valence.

Tableau périodique des éléments

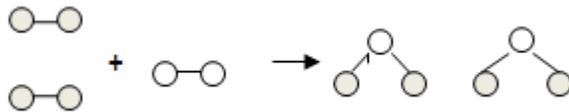
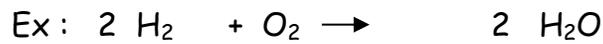
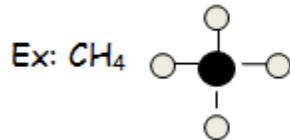
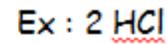
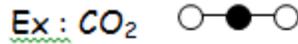
The image shows a standard periodic table of elements, color-coded by groups. An arrow points from the text 'Numéro de famille' to the carbon element (C) in the periodic table, which is located in the second period and the sixteenth group.

Numéro de période : Indique le nombre de \_\_\_\_\_ d' \_\_\_\_\_ ou couches électroniques.

### 1.3 La représentation des atomes

- **Modèle atomique « boules et bâtonnets » ou modèle sphère :**

Représentation dans laquelle l'atome est symbolisé par une boule et les liens qui l'unissent aux autres atomes par des bâtonnets.

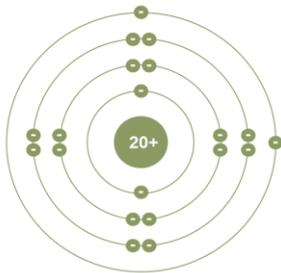


- **Modèle atomique Rutherford-Bohr :**

Représentation dans laquelle la configuration électronique ainsi que le nombre de protons sont illustrés.

Ex : Calcium

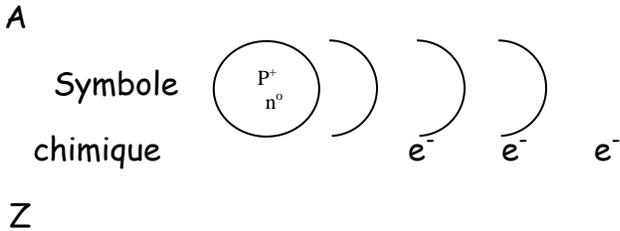
Ex : Aluminium



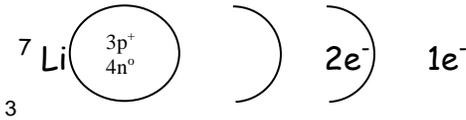
STE

• **Modèle atomique simplifié :**

Représentation générale de l'atome :



Ex : Lithium



Ex : Aluminium

. **Notation Lewis :** Représentation simplifiée de l'atome dont seul les électrons de valence sont illustrés par des points, placés autour du symbole chimique de l'élément selon les axes cardinaux.

Ex : Azote



Ex : HCl

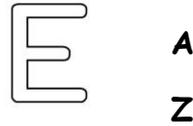


Ex : Carbone

Ex : H<sub>2</sub>O

Ex : O<sub>2</sub>

**. Représentation**



A : Indique le \_\_\_\_\_ de \_\_\_\_\_.

Z : Indique le \_\_\_\_\_ de l'élément.

E : Représente le \_\_\_\_\_ de l'élément.

Ex : Carbone: \_\_\_\_\_

Magnésium: \_\_\_\_\_

Azote: \_\_\_\_\_

Oxygène: \_\_\_\_\_