

Qu'est-ce qu'un modèle en sciences physiques ?

Notion de modèle :

En sciences physiques, un modèle est une **représentation de la réalité**. Ce n'est donc pas la réalité. Cette représentation est élaborée progressivement à partir des observations.

Un modèle doit posséder deux vertus:

- Permettre d'expliquer les propriétés observées, (le comportement de l'atome)
- Permettre de prévoir d'autres propriétés non encore observées (phénomènes physiques ou chimiques).

Un modèle est en permanente évolution puisque de nouvelles découvertes sont susceptibles de le mettre en défaut. Enfin et paradoxalement c'est souvent l'étude des défauts d'un modèle qui permet d'approfondir nos connaissances en sciences physiques.

I. Le modèle de l'atome :

Il aura fallu près de 25 siècles et l'intervention de nombreux savants avant que le modèle de l'atome ne devienne satisfaisant. Nous allons suivre son évolution au cours de ces siècles.

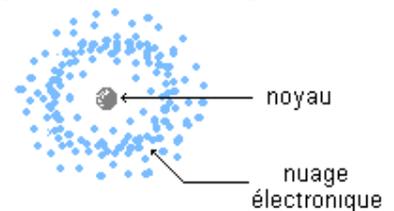
1) Histoire du modèle de l'atome :

Activité documentaire.

- Il y a 110 ans ((1897, le Britannique **Joseph John THOMSON (1856-1940)**) on a mis en évidence l'existence d'électron dans l'atome, et on imaginait l'atome comme une boule pleine, électriquement neutre, remplie d'une substance chargée positivement et d'électrons (comme un pudding avec des raisins secs).
- Il y a 100 ans environ (1908), (Rutherford Ernest (1871-1937), physicien britannique, fondateur de la physique nucléaire- Prix Nobel de chimie en 1908) montre que l'atome est constitué d'un noyau très petit par rapport à la taille de l'atome et qui concentre l'essentiel de la masse et des charges positives, et d'un cortège d'électrons dont le volume est celui de l'atome. Il conclut que la matière est **lacunaire**. Ce modèle de Rutherford = modèle actuel de l'atome.

2) Le modèle actuel de l'atome :

A l'heure actuelle les physiciens et les chimistes pensent qu'un **atome** peut être modélisé par une structure présentant un **noyau autour duquel** existe une zone sphérique centrée sur le noyau et dans laquelle il y a une certaine probabilité de trouver **les électrons**. Cette partie de l'atome est appelée **nuage électronique**. On donne ci-contre un dessin d'un modèle probabiliste d'un atome d'hydrogène composé d'un noyau et d'un unique électron).



Représentation probabiliste d'un atome d'hydrogène

Un atome est une entité électriquement neutre, constitué d'un noyau chargé positivement et d'électrons chargés négativement en mouvement autour du noyau.

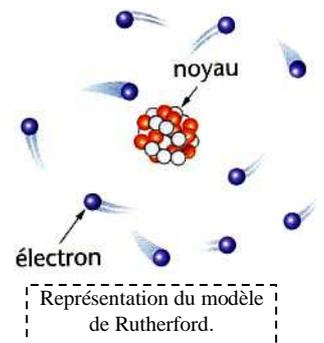
3) Le noyau de l'atome

a) Ses constituants :

Le noyau de l'atome est constitué par l'assemblage de particules nommées nucléons.

Les nucléons sont de 2 sortes :

- **Les protons** découverts par Thomson en 1916:
particules de masse : $m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$,
de charge électrique $+e = e \approx 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
- **Les neutrons** : particules découvertes par Chadwick en 1932.
de masse $m_n \approx m_p = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
sans charge électrique : $q_n = 0$.



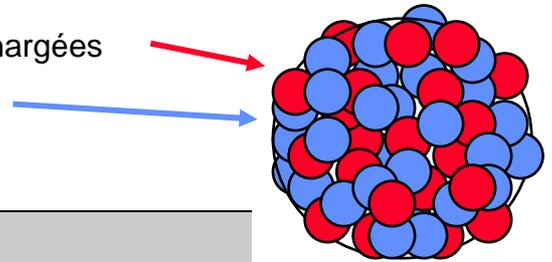
Représentation du modèle de Rutherford.

Nom	Charge q	Masse m
Proton	$q_p = +e \approx 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_p \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
Neutron	$q_n = 0$	$m_n \approx 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Il faut mémoriser que **la charge électrique portée par le proton est notée +e et appelée: charge élémentaire**. C'est la plus petite charge électrique stable que l'on puisse isoler.

b) Les nombres Z et A.

- Le noyau est constitué
 - Z **protons** : particules qui sont électriquement chargées positivement, dont la charge est $q = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
 - N **neutrons** : particules électriquement neutres.
- Ces particules sont appelées des **nucléons**.



A : le nombre de nucléons dans le noyau
Z = nombre de protons du noyau. Appelé aussi : numéro atomique ou nombre de charge.
Le couple (Z, A) suffit pour caractériser un noyau
 ⇒ Le nombre de neutrons d'un noyau est désigné par N : **$N = A - Z$**

Donner la composition des noyaux suivants :

Ex : Li (3,7) : ce noyau possède ... 3 protons et $7 - 3 = 4$ neutrons

Ex : Na (11,23) : ce noyau possède ... 11 protons et $23 - 11 = 12$ neutrons

Ex : O (8,16) : ce noyau possède ... 8 protons et $16 - 8 = 8$ neutrons

Ex : Cl (17,35) : ce noyau possède ... 17 protons et $35 - 17 = 18$ neutrons

c) Symbole chimique du noyau :

Le noyau est représenté par le symbole chimique de l'atome auquel il appartient (Li, Na, H, O ...) accompagné des 2 nombres Z et A.

Z est précisé en bas à gauche ; A est précisé en haut à gauche).



Le noyau d'un atome de symbole chimique X est représenté par :

Ex : ${}^7_3\text{Li}$ ${}^{23}_{11}\text{Na}$ ${}^{16}_8\text{O}$ ⇒ La connaissance du symbole permet de préciser la constitution du noyau.

d) Conséquences : masse et charge du noyau :

➤ **Masse du noyau** = masse de Z protons soit $Z m_p$ +
 masse de N neutrons soit $N m_n$ (avec $m_n = m_p$)

$$\text{Masse du noyau} = Z m_p + (A - Z) m_p = A m_p$$

➤ **Charge du noyau** = Charge des Z protons soit $Z e$ +
 charge des N neutrons soit 0

$$\text{Charge du noyau} = Z e$$

⇒ Noyau { Masse $A m_p$
 Charge $Z e$

Ex : ${}^7_3\text{Li}$ Masse $m = 7 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 1,17 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$; Charge $Z e = 3 \times 1,6 \cdot 10^{-19} = 4,8 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

4) Les électrons :

Découverts par Thomson (activité). J.J. Thomson physicien anglais. Découverte de l'électron. Prix Nobel de physique en 1906

- Particules { de masse $m_e \approx 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$ (1800 x + petit que la masse des nucléons).
 de charge électrique $-e$, opposée à celle du proton $q_e = -e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

	Charge	Masse
Electron	$-e \approx -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_e \approx 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

Il n'est pas nécessaire de retenir la valeur de la masse de l'électron. Par contre il est utile de savoir que cette masse est beaucoup plus petite que celle d'un nucléon (environ 2000 fois plus petite) ce qui nous autorise à négliger la masse des électrons devant celle des nucléons.

m_e est négligeable devant m_p ou m_n .

➤ Nombre d'électrons dans l'atome = Z = nombre de protons car l'atome est électriquement neutre. Ces électrons sont en mouvement incessants et désordonnés autour du noyau. Ils constituent un cortège dont nous précisons la structure ultérieurement.

➤ Conséquence : **Charge des électrons dans l'atome : $Z e^-$**
Masse des électrons dans l'atome : $Z m_e \ll \text{masse noyau}$

5) Propriétés de l'atome.

a) Electroneutralité de l'atome :

L'atome est un édifice électriquement neutre.

Le noyau comporte Z protons de charge électrique e . Sa charge électrique totale est donc :

$$Q_{\text{noyau}} = Z.e$$

Le nuage électronique comporte Z électrons de charge électrique $-e$. Sa charge électrique totale est :

$$Q_{\text{nuage}} = -Z.e.$$

De telle sorte que la charge électrique totale de l'atome est nulle. $Q_{\text{atome}} = 0$

Exemples : Donnez le nombre d'électrons présents dans chacun des atomes suivants.

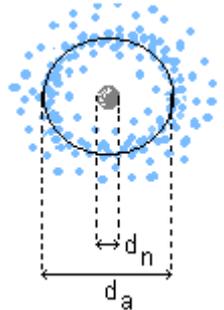


b) La masse de l'atome :

$$\begin{aligned} \text{Masse atome} &= \text{masse du noyau} + \underbrace{\text{masse des } e^-}_{\ll \text{masse noyau}} \\ &= A m_p \end{aligned}$$

La masse d'un atome est essentiellement concentrée dans son noyau. Nous pouvons donc considérer avec une très bonne approximation que la masse de l'atome est pratiquement égale à la masse de son noyau

La masse d'un atome contenant A nucléons est égale à $A m_p$



c) Dimensions des atomes :

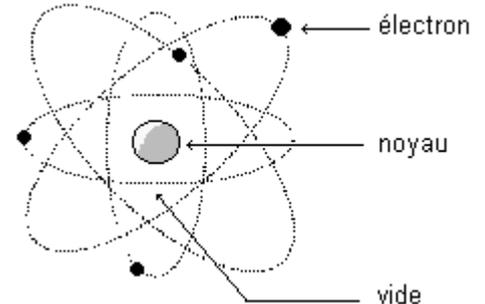
- L'espace occupé par un atome peut être assimilé à une sphère de rayon 10^{-10} m.
- Le noyau peut être assimilé à une sphère de rayon 10^{-15} m.
- L'ordre de grandeur du rapport entre le diamètre de l'atome et celui du noyau est :
$$\frac{R_{\text{atome}}}{R_{\text{noyau}}} = \frac{10^{-10}}{10^{-15}} = 10^5 = 100\,000$$
 : rapport gigantesque.

Le rayon de l'atome est environ 100 000 fois plus grand que celui du noyau.

→ Si le noyau de l'atome H avait 1 mm de rayon, l'atome s'étendrait sur 100 m.

→ Si un atome occupait un volume égal à celui du stade de France, son noyau serait une tête d'épingle au centre du terrain.

Remarque : + le nbre de proton augment, + le volume augmente.



d) Structure lacunaire :

La matière constituant un atome est essentiellement concentrée dans son noyau. Les électrons tournent autour de ce noyau. Les distances séparant le noyau des électrons sont très grandes. Ainsi la plus grande partie (volume) d'un atome est constituée de vide. C'est ce que l'on appelle une structure lacunaire.

L'atome est essentiellement formé de vide. L'atome et donc la matière est lacunaire.

La réalité d'une telle structure est confirmée par l'expérience de **Lord Ernest Rutherford** (1871-1937).

Modèle de l'atome

Qu'est-ce qu'un modèle en sciences physiques ?

Notion de modèle :

En sciences physiques, un modèle est une **représentation de la réalité**. Ce n'est donc pas la réalité. Cette représentation est élaborée progressivement à partir des observations.

Un modèle doit posséder deux vertus:

- Permettre d'expliquer les propriétés observées, (le comportement de l'atome)
- Permettre de prévoir d'autres propriétés non encore observées (phénomènes physiques ou chimiques).

Un modèle est en permanente évolution puisque de nouvelles découvertes sont susceptibles de le mettre en défaut. Enfin et paradoxalement c'est souvent l'étude des défauts d'un modèle qui permet d'approfondir nos connaissances en sciences physiques.

I. Le modèle de l'atome :

Il aura fallu près de 25 siècles et l'intervention de nombreux savants avant que le modèle de l'atome ne devienne satisfaisant. Nous allons suivre son évolution au cours de ces siècles.

1) Histoire du modèle de l'atome :

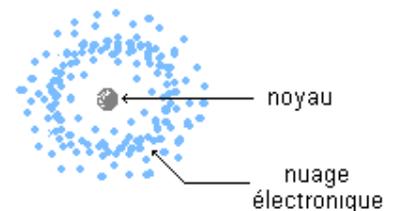
Activité documentaire.

- Il y a 110 ans ((**1897, le Britannique Joseph John THOMSON (1856-1940)**) on a mis en évidence l'existence d'électron dans l'atome, et on imaginait l'atome comme une boule pleine, électriquement neutre, remplie d'une substance chargée positivement et d'électrons (comme un pudding avec des raisins secs).
- Il y a 100 ans environ (1908), (Rutherford Ernest (1871-1937), physicien britannique, fondateur de la physique nucléaire- Prix Nobel de chimie en 1908) montre que l'atome est constitué d'un noyau très petit par rapport à la taille de l'atome et qui concentre l'essentiel de la masse et des charges positives, et d'un cortège d'électrons dont le volume est celui de l'atome. Il conclut que la matière est **lacunaire**.

Ce modèle de Rutherford = modèle actuel de l'atome.

2) Le modèle actuel de l'atome :

A l'heure actuelle les physiciens et les chimistes pensent qu'un **atome** peut être modélisé par une structure présentant un **noyau** autour duquel existe une zone sphérique centrée sur le noyau et dans laquelle il y a une certaine probabilité de trouver **les électrons**. Cette partie de l'atome est appelée **nuage électronique**. On donne ci-contre un dessin d'un modèle probabiliste d'un atome d'hydrogène composé d'un noyau et d'un unique électron).



Représentation probabiliste d'un atome d'hydrogène

Un atome

3) Le noyau de l'atome

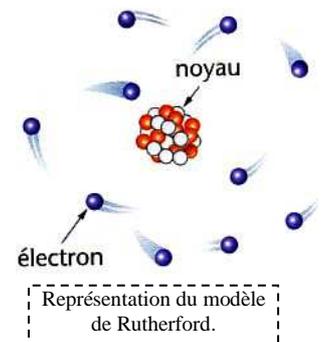
a) Ses constituants :

Le noyau de l'atome est constitué par l'assemblage de particules nommées nucléons. Les nucléons sont de 2 sortes :

- **Les** découverts par Thomson en 1916:
particules de masse : $m_p = 1,67.10^{-27} \text{kg}$,
de charge électrique $+e = e \approx \dots\dots\dots$
- **Les neutrons :** particules découvertes par Chadwick en 1932.
de masse $m_p \approx m_N = 1,67.10^{-27} \text{kg}$
sans charge électrique : $q_n = \dots\dots\dots$

Nom	Charge q	Masse m
Proton	$q_p = +e \approx 1,6.10^{-19} \text{C}$	$m_p \approx 1,67.10^{-27} \text{kg}$
Neutron	$q_n = 0$	$m_n \approx 1,67.10^{-27} \text{kg}$

Il faut mémoriser que **la charge électrique portée par le proton est notée +e et appelée: charge élémentaire**. C'est la plus petite charge électrique stable que l'on puisse isoler.



Représentation du modèle de Rutherford.

b) Les nombres Z et A.

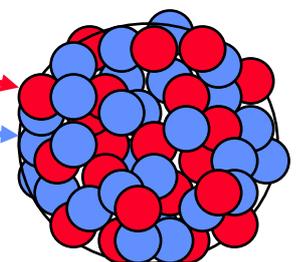
- Le noyau est constitué
Z **protons** : particules qui sont électriquement chargées positivement, dont la charge est $q = 1,6.10^{-19} \text{C}$
N **neutrons** : particules électriquement neutres.
- Ces particules sont appelées des

A : le nombre de

Z = nombre de protons du noyau. Appelé aussi :

Le couple (Z, A) suffit pour caractériser un noyau

⇒ Le nombre de neutrons d'un noyau est désigné par N :



Exercice : Donner la composition des noyaux suivants :

Ex : Li (3,7) : ce noyau possède ...

Ex : Na (11,23) : ce noyau possède ...

Ex : O (8,16) : ce noyau possède ...

Ex : Cl (17,35) : ce noyau possède ...

c) Symbole chimique du noyau :

Le noyau est représenté par le symbole chimique de l'atome auquel il appartient (Li, Na, H, O ...) accompagné des 2 nombres Z et A. Z est précisé en bas à gauche ; A est précisé en haut à gauche).

Le noyau d'un atome de symbole chimique X est représenté par :



Ex : ${}^7_3\text{Li}$ ${}^{23}_{11}\text{Na}$ ${}^{16}_8\text{O}$ \Rightarrow La connaissance du symbole permet de préciser la constitution du noyau.

d) Conséquences : masse et charge du noyau :

➤ Masse du noyau =

➤ Charge du noyau =

\Rightarrow Noyau $\left\{ \begin{array}{l} \text{Masse de noyau est } m_{\text{noyau}} \approx A m_p \\ \text{Charge du noyau est } q_{\text{noyau}} = Z.e \end{array} \right.$

Ex : ${}^7_3\text{Li}$ Masse
Charge

4) Les électrons :

Découverts par Thomson (activité). J.J. Thomson physicien anglais. Découverte de l'électron. Prix Nobel de physique en 1906.

➤ Particules $\left\{ \begin{array}{l} \text{de masse } m_e \approx 9,1.10^{-31} \text{ kg (....)} \\ \text{de charge électrique } q_e = -e, \text{ opposée à celle du proton } q_p = +e = \text{....} \end{array} \right.$

	Charge	Masse
Electron	$q_e = -e \approx -1,6.10^{-19} \text{ C}$	$m_e \approx 9,1.10^{-31} \text{ kg}$

Il n'est pas nécessaire de retenir la valeur de la masse de l'électron. Par contre il est utile de savoir que cette masse est beaucoup plus petite que celle d'un nucléon (environ 2000 fois plus petite) ce qui nous autorise à négliger la masse des électrons devant celle des nucléons.

.....
➤ Nombre d'électrons dans l'atome =

Ces électrons sont en mouvement incessants et désordonnés autour du noyau. Ils constituent un cortège dont nous précisons la structure ultérieurement.

➤ Conséquence : Charge des électrons dans l'atome : $Z. q_e = \dots$
Masse des électrons dans l'atome : $Z m_e \ll \text{masse noyau}$

II. LES CARACTERISTIQUES DE L'ATOME :

1) Electroneutralité de l'atome :

L'atome est un édifice électriquement neutre.

Le noyau comporte Z protons de charge électrique e. Sa charge électrique totale est donc:

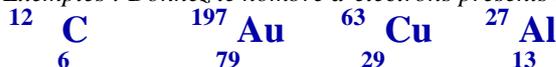
$$Q_{\text{noyau}} = Z.e$$

Le nuage électronique comporte Z électrons de charge électrique -e. Sa charge électrique totale est

$$Q_{\text{nuage}} = -Z.e$$

De telle sorte que la charge électrique totale de l'atome est nulle. $Q_{\text{atome}} = 0$

Exemples : Donnez le nombre d'électrons présents dans chacun des atomes suivants.

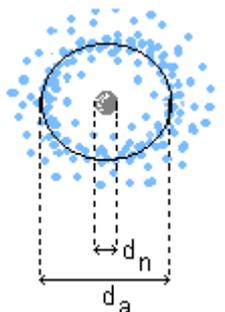


2) La masse de l'atome :

Masse atome = masse du noyau + $\underbrace{\text{masse des } e^-}_{\ll \text{masse noyau}}$
 $= A m_p$

La masse d'un atome est essentiellement concentrée dans son noyau. Nous pouvons donc considérer avec une très bonne approximation que la masse de l'atome est pratiquement égale à la masse de son noyau

La masse d'un atome contenant A nucléons est égale à $A m_p$



Exercice : Donner la composition des noyaux suivants :

Ex : Li (3,7) : ce noyau possède ...

Ex : Na (11,23) : ce noyau possède ...

Ex : O (8,16) : ce noyau possède ...

Ex : Cl (17,35) : ce noyau possède ...

c) Symbole chimique du noyau :

Le noyau est représenté par le symbole chimique de l'atome auquel il appartient (Li, Na, H, O ...) accompagné des 2 nombres Z et A. Z est précisé en bas à gauche ; A est précisé en haut à gauche).

Le noyau d'un atome de symbole chimique X est représenté par : $\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} X$

Ex : ${}^7_3\text{Li}$ ${}^{23}_{11}\text{Na}$ ${}^{16}_8\text{O}$ \Rightarrow La connaissance du symbole permet de préciser la constitution du noyau.

d) Conséquences : masse et charge du noyau :

> Masse du noyau =

> Charge du noyau =

\Rightarrow Noyau $\left\{ \begin{array}{l} \text{Masse de noyau est } m_{\text{noyau}} \approx A m_p \\ \text{Charge du noyau est } q_{\text{noyau}} = Z.e \end{array} \right.$

Ex : ${}^7_3\text{Li}$ Masse
Charge

4) Les électrons :

Découverts par Thomson (activité). J.J. Thomson physicien anglais. Découverte de l'électron. Prix Nobel de physique en 1906.

> Particules $\left\{ \begin{array}{l} \text{de masse } m_e \approx 9,1.10^{-31} \text{ kg (....)} \\ \text{de charge électrique } q_e = -e, \text{ opposée à celle du proton } q_p = +e = \text{....} \end{array} \right.$

	Charge	Masse
Electron	$q_e = -e \approx -1,6.10^{-19} \text{ C}$	$m_e \approx 9,1.10^{-31} \text{ kg}$

Il n'est pas nécessaire de retenir la valeur de la masse de l'électron. Par contre il est utile de savoir que cette masse est beaucoup plus petite que celle d'un nucléon (environ 2000 fois plus petite) ce qui nous autorise à négliger la masse des électrons devant celle des nucléons.

> Nombre d'électrons dans l'atome =

Ces électrons sont en mouvement incessants et désordonnés autour du noyau. Ils constituent un cortège dont nous précisons la structure ultérieurement.

> Conséquence : Charge des électrons dans l'atome : $Z. q_e = \dots$
Masse des électrons dans l'atome : $Z m_e \ll$ masse noyau

II. LES CARACTERISTIQUES DE L'ATOME :

1) Electroneutralité de l'atome :

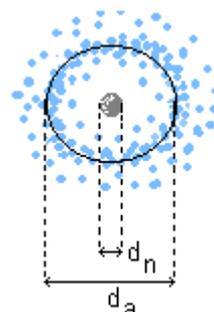
Exemples : Donnez le nombre d'électrons présents dans chacun des atomes suivants.



2) La masse de l'atome :

3) Dimensions des atomes :

- L'espace occupé par un atome peut être assimilé à une sphère de rayon $10^{-10} \text{ m} = 0,1 \text{ nm}$.
- Le noyau peut être assimilé à une sphère de rayon $10^{-15} \text{ m} = 1 \text{ fm}$



- L'ordre de grandeur du rapport entre le diamètre de l'atome et celui du noyau est :

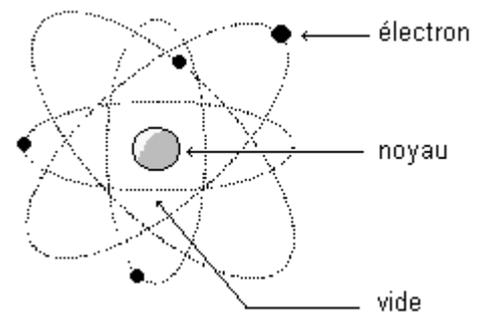
$$\frac{R_{\text{atome}}}{R_{\text{noyau}}} = \frac{10^{-10}}{10^{-15}} = 10^5 = 100\,000 : \text{rapport gigantesque.}$$

Le rayon de l'atome est environ 100 000 fois plus grand que celui du noyau.

→ Si le noyau de l'atome H avait 1 mm de rayon, l'atome s'étendrait sur 100 m.

→ Si un atome occupait un volume égal à celui du stade de France, son noyau serait une tête d'épingle au centre du terrain.

Remarque : + le nbre de proton augment, + le volume augmente.



4) Structure lacunaire :

La matière constituant un atome est essentiellement concentrée dans son noyau. Les électrons tournent autour de ce noyau. Les distances séparant le noyau des électrons sont très grandes. Ainsi la **plus grande partie (volume) d'un atome est constituée de vide**. C'est ce que l'on appelle une **structure lacunaire**.

L'atome est essentiellement formé de vide. L'atome est donc la matière est lacunaire.

La réalité d'une telle structure est confirmée par l'expérience de **Lord Ernest Rutherford** (1871-1937).

III. REPARTITION DES ELECTRONS EN COUCHES :

1) Les couches électroniques :

Les e⁻ d'un atome se répartissent en couches. Chaque couche est caractérisée par son numéro n et représenté par une lettre.

Nous considérerons les atomes dont le nombre de protons est : $1 \leq Z \leq 18$

Les couches électroniques sont nommées K, L, M.

A n = 1, on associe la lettre K ; n = 2 ⇒ L ; n = 3 ⇒ M ...

Les électrons sont d'autant plus liés au noyau que la couche à laquelle ils appartiennent a le nombre petit.

2) La répartition des électrons sur les couches :

Les électrons se répartissent sur les différentes couches selon des règles de remplissage précises.

→ **Chaque couche ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons.**

La couche de numéro n contient au maximum $2n^2$ électrons.

Couche K caractérisée par n = 1 peut contenir au maximum 2 e⁻.

Couche L caractérisée par n = 2 peut contenir au maximum 8 e⁻.

Couche M caractérisée par n = 3 peut contenir au maximum 18 e⁻.

→ **Le principe de construction :**

Dans l'état le plus stable de l'atome, les électrons occupent successivement les couches en commençant par celles ayant les numéros les plus faibles.

Les électrons occupent d'abord la couche K, puis quand celle-ci est saturée, d'autres se placent sur la couche L ...

• **La dernière couche occupée est appelée « couche externe ».** Les électrons qui occupent cette couche externe sont appelés : **électrons périphériques**.

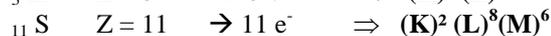
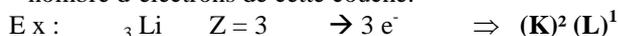
Les autres couches sont les couches internes occupées par les électrons internes.

• L'état de l'atome obtenu en appliquant ces principes est appelé : **état fondamental** : c'est son état habituel.

3) Représentation de la structure électronique :

• Pour représenter la structure électronique d'un atome ou d'un ion, on utilise une formule électronique.

• On écrit entre parenthèses, la lettre qui correspond à chaque couche et on indique en exposant, en haut, à droite, le nombre d'électrons de cette couche.



4) Applications :

a) Donner la structure électronique de l'atome d'oxygène qui possède 8 électrons. Dénombrer le nombre d'électrons de la couche externe.

b) Mêmes questions pour l'argon qui possède 18 électrons.

c) Notation du noyau de fluor : ${}^{19}_9\text{F}$ Donner la composition de l'atome correspondant.

En déduire leur structure électronique. Combien d'électrons y a-t-il sur la couche externe ?

d) Notation du noyau de chlore : ${}^{35}_{17}\text{Cl}$. Mêmes questions que c).

Qu'observe-t-on concernant la couche externe de ces 2 atomes ?

5) Structure électronique des ions monoatomiques :

• Le nombre d'électrons de l'ion n'est pas égal au nombre d'électrons dans l'atome correspondant.

• La répartition des électrons se fait selon les mêmes règles que celles appliquées aux atomes.

Ex : Atome Li : nbre d'e⁻ = 3 ⇒ formule électronique : (K)² (L)¹

Ion Li⁺ : nbre d'e⁻ = 2 ⇒ formule électronique : (K)²

Atome Cl : nbre d'e⁻ = 17 ⇒ formule électronique : (K)² (L)⁸ (M)⁷

Ion Cl⁻ : nbre d'e⁻ = 18 ⇒ formule électronique : (K)² (L)⁸ (M)⁸

II. Les éléments chimiques :

1) Définition de l'élément chimique :

On donne le nom d'élément chimique à l'ensemble des particules, qu'il s'agisse d'atomes ou d'ions, caractérisées par le même nombre Z de protons présents dans leur noyau.

2) Symboles des éléments.

Nous connaissons à ce jour 116 éléments. Certains de ces éléments sont naturels d'autres sont artificiels.

En particulier les éléments au-delà de l'uranium ($Z > 92$) sont artificiels.

Chaque élément est représenté par un symbole composé d'une lettre majuscule (ex: élément iode **I**) ou d'une majuscule suivi d'une minuscule (ex: élément magnésium **Mg**).

L'apprentissage du nom des éléments et de leur symbole vous est indispensable pour poursuivre des études scientifiques. Pour cela il est recommandé de constituer une fiche et d'y noter les noms et les symboles des éléments chaque fois que vous en rencontrez un nouveau dans un cours ou lors d'un exercice.

Voici une première liste des éléments les plus fréquemment rencontrés en chimie à notre niveau :

Nom	Z	Symbole	Nom	Z	Symbole
Hydrogène	1	H	Soufre	16	S
Carbone	6	C	Chlore	17	Cl
Azote	7	N	Fer	26	Fe
Oxygène	8	O	Cuivre	29	Cu
Fluor	9	F	Zinc	30	Zn
Sodium	11	Na	Brome	35	Br
Aluminium	13	Al	Argent	47	Ag

Il n'est pas nécessaire de retenir la valeur de Z correspondant à chaque élément.

3) Conservation des éléments.

Les réactions chimiques se font sans apparition ni perte d'éléments. Les éléments mis en jeu peuvent éventuellement changer de forme, c'est-à-dire qu'un élément se présentant sous forme d'atome isolé peut se transformer en ion ou se combiner (s'assembler) à d'autres atomes et vis versa.

Cette propriété des éléments est à la base de l'écriture des équations en chimie et à ce titre doit être bien assimilée.

Elle s'énonce de la façon suivante:

Il y a conservation des éléments au cours des transformations chimiques.

4) Les isotopes :

Vous avez déjà entendu parler du carbone 14 utilisé pour dater les objets anciens.

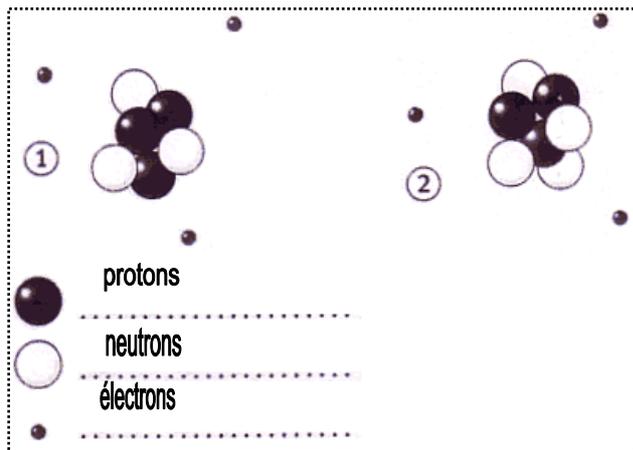
Le carbone 14 est l'un des isotopes du carbone.

Nous allons préciser cette notion en prenant l'exemple du lithium.

a) Activité 3 : A la découverte des isotopes :

Activité n°3 : A la découverte des isotopes

Le document ci-dessous représente 2 atomes isolés de lithium, les électrons étant immobiles (bien qu'ils ne le soient pas en réalité).



Questions :

1. Compléter la légende du document en retrouvant l'identité de chaque particule.
2. Déterminer le numéro atomique de chacun des 2 atomes.
 Atome 1 : $Z = 3$
 Atome 2 : $Z = 3$ } → même numéro atomique
3. Compter leur nombre de neutrons.
 Atome 1 a 3 neutrons
 Atome 2 a 4 neutrons
4. Donner leur nombre de nucléons.
 Atome 1 a 6 nucléons
 Atome 2 a 7 nucléons
5. Ces 2 atomes sont-ils identiques ? En quoi diffèrent-ils ?
 Donner leur représentation symbolique.
 Ces 2 atomes ont même numéro atomique, mais des

nombre de neutrons différents. Représentation : ${}^6_3\text{Li}$ ${}^7_3\text{Li}$

6. Sachant que ces 2 atomes sont des isotopes, donner une définition de l'isotopie.
 Des isotopes ont même numéro atomique Z mais des nombre A différents.

b) Définition :

On appelle atomes isotopes des atomes caractérisés par le même numéro atomique Z mais des nombres de nucléons A différents. Des isotopes ont le même nombre de protons. Ils ne diffèrent que par le nombre de leurs neutrons. Exemple: ${}^{12}_6\text{C}$ et ${}^{14}_6\text{C}$

Des atomes isotopes ont les mêmes propriétés chimiques (car ils ont même nombre d'électrons). Ils sont désignés par le même nom et par le même symbole. Seul change l'indication du nombre de nucléons.

c) Abondance relative des isotopes :

Abondance relative des isotopes

	A = 12	A = 13	A = 14	A = 15	A = 16	A = 17	A = 18
Carbone (C) Z = 6	${}^{12}_6\text{C}$ 98,8 %	${}^{13}_6\text{C}$ 1,1 %	${}^{14}_6\text{C}$ traces				
Azote (N) Z = 7			${}^{14}_7\text{N}$ 99,6 %	${}^{15}_7\text{N}$ 0,4 %			
Oxygène (O) Z = 8					${}^{16}_8\text{O}$ 99,8 %	${}^{17}_8\text{O}$ 0,05 %	${}^{18}_8\text{O}$ 0,15 %

- De nombreux atomes possèdent plusieurs isotopes naturels.
- Chaque isotope est présents dans des proportions connues, dépendant de l'atome considéré.

5) Les ions monoatomiques :

Dans la nature, on trouve souvent des entités chimiques portant des charges électriques et appelés ions.

a) Composition de quelques ions : activité :

Activité n°4 : Composition de quelques ions

L'oxyde de cuivre II CuO est un solide noir qui contient des ions cuivre II Cu^{2+} et des ions oxyde O^{2-} . Le numéro atomique du cuivre est : $Z = 29$. Celui de l'oxygène est = 8.

Dans la nature, l'atome de cuivre possède deux isotopes : ${}^{63}_{29}\text{Cu}$ et ${}^{65}_{29}\text{Cu}$

Questions.

1. Que signifie le « 2+ » en exposant dans Cu^{2+} ? L'atome de Cu a perdu $2 e^-$
2. Combien d'électrons possède l'atome de cuivre ? 29
 Combien d'électrons possède l'ion Cu^{2+} ? 27
3. En tenant compte des 2 isotopes du cuivre, indiquer 2 compositions possibles pour l'ion Cu^{2+} : donnez les nombres de protons, de neutrons et d'électrons.
 ${}^{63}_{29}\text{Cu}$: 29 protons – 34 neutrons – 27 e^- . ${}^{65}_{29}\text{Cu}$: 29 protons – 36 neutrons – 29 e^- .
4. Combien d'électrons possède l'atome d'oxygène ? 8 e^-
 Combien d'électrons possède l'ion oxyde ? 10 e^-
5. Donnez la définition d'un ion monoatomique.
 Atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

b) Définition :

Un ion monoatomique est une entité formée par un atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

Ex : Ion Cu^{2+} : formé par l'atome Cu qui a perdu 2 e^- .



Lors de la transformation de l'atome à l'ion, le noyau reste inchangé (n'est pas modifié).

Le numéro atomique Z reste le même : on conserve le même élément chimique. Mais au niveau de la matière, il y a changement d'aspect.

Un atome et l'ion monoatomique qui en dérive sont caractérisés par la même valeur de Z.

c) Charge électrique des ions :

Dans un ion, le nombre de protons est différent du nombre d'électrons.

⇒ un ion n'est pas électriquement neutre.

• **Les ions portent une charge électrique indiquée en haut et à droite du symbole.**

Un atome, électriquement neutre, qui gagne des électrons, charges élémentaires négatives, devient un ion négatif ou anion.

• **Un anion est une entité chargée négativement obtenue à partir d'un atome ayant gagné un ou plusieurs électrons.** Exemples: Cl^- , O^{2-} .

• **Un cation est une entité chargée positivement obtenue à partir d'un atome ayant perdu un ou plusieurs électrons.** Exemples: Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} .

Quelques ions à connaître

Cations	Anions
Ion sodium Na^+	Ion fluorure F^-
Ion cuivre (II) Cu^{2+}	Ion chlorure Cl^-
Ion fer (II) Fe^{2+}	Ion bromure Br^-
Ion fer (III) Fe^{3+}	Ion iode I^-
Ion zinc (II) Zn^{2+}	Ion oxyde O^{2-}
Ion argent (I) Ag^+	Ion sulfure S^{2-}
Ion aluminium (III) Al^{3+}	

Remarque : la charge électrique de l'ion est égale à la somme des charges des particules qui le compose.

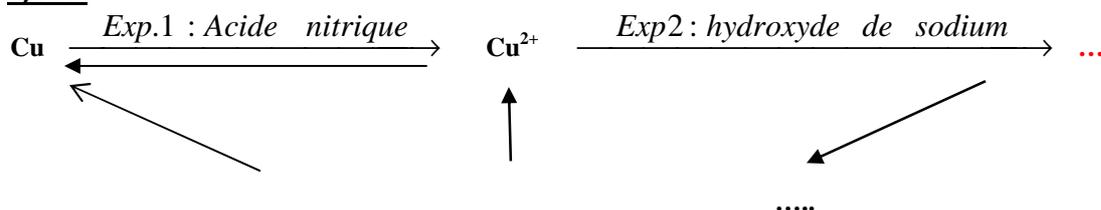
d) Remarque : composés ioniques :

La matière est électriquement neutre. ⇒ si un corps contient des cations, il contient aussi des anions.

Ex : $\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}^{2+} \quad \text{O}^{2-}$. L'ensemble des charges des anions compense l'ensemble des charges des cations.

5) L'élément chimique :

a) T.P.



3. **Conclusion :** quelle idée fondamentale de la chimie a-t-on mis en évidence dans ce T.P ?

b) Bilan :

Dans cette série d'expériences, nous sommes partis du métal cuivre et nous l'avons retrouvé après une ou plusieurs étapes ⇒ Il était toujours présent dans les espèces rencontrées mais sous d'autres formes comme le montre le tableau suiva

Formule chimique	Aspect couleur	Etat physique	métal, ions ou précipité ?	Obtenu par quelle transformation ?
Cu^{2+}	bleu pâle	en solution		Obtenu par réaction entre le cuivre métallique Cu et l'acide nitrique ou par réaction entre l'oxyde de cuivre CuO et l'acide chlorhydrique.
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	bleu	solide		
CuO	noir	solide		
Cu	rouge-orangé	solide		Cu obtenu par réaction entre CuO et le carbone C ou par réaction entre les ions cuivre II (Cu^{2+}) et le métal Fer (Fe)

c) Conclusion :

oral : Quelque chose s'est conservé à travers les différentes transformations chimiques.

• Les différentes espèces chimiques rencontrées ont quelque chose de commun malgré la diversité de leur apparence.

L'élément cuivre représente ce qui est commun au métal cuivre et à tous ses composés.

⇒ Métal Cu, ion cuivre II (Cu^{2+}), oxyde de cuivre CuO et hydroxyde de cuivre II $\text{Cu}(\text{OH})_2$ contiennent l'élément Cu.

• Par ailleurs, les expériences vues en TP, montrent que ce qu'une transformation a fait, une autre peut le défaire.

Ex : ...

Ces expériences mettent en évidence un résultat fondamental :

Au cours des différentes transformations chimiques, l'élément cuivre s'est conservé.

• **Qu'est ce qui est caractéristique de l'élément cuivre ?** (sur le plan microscopique)

- L'atome de cuivre possède 29 e^- } Le nombre d' e^- n'est pas caractéristique de l'élément Cu
L'ion Cu^{2+} possède 27 e^- }

Mais tous 2 ont 27 p dans le noyau. (et des neutrons).

- Il existe plusieurs types d'atomes dans un échantillon de Cu avec des nombre de neutrons variant de 34 à 36(isotopes).
⇒ Le nombre de neutrons ne caractérise pas l'élément cuivre.
- Mais les atomes de Cu et les ions Cu^{2+} ont le même nombre de protons dans leurs noyaux.
⇒ Ils ont le même numéro atomique Z.
⇒ Cette propriété est caractéristique de l'élément cuivre.

d) Généralisation :

→ Définition :

On donne le nom d'élément chimique à l'ensemble des entités chimiques (atomes, isotopes, ions...) ayant le même numéro atomique Z.

Un élément chimique est caractérisé par son numéro atomique.

→ Symbole :

Symboles déjà utilisés pour les atomes = symbole des éléments : une majuscule éventuellement suivie d'une minuscule.

→ Conservation :

Au cours des transformations chimiques, les différents éléments se conservent.

III. Abondance relative des éléments chimiques :

1) Activité documentaire : Répartition des éléments dans l'univers. (Hubert REEVES).

2) Activité : répartition des éléments dans l'Univers

Répartition des éléments dans l'Univers

1) Les principaux éléments dans l'Univers :

Quels sont les éléments les plus importants dans l'univers ? **H et He constituent 99 % des éléments de l'Univers.**

Cet Univers est constitué de **milliards de galaxies**, parmi lesquelles se trouve notre galaxie.

Chacune d'elles comportent des **milliards d'étoiles**. Entre les étoiles, se trouvent d'immenses nuages, **appelés nuages interstellaires** qui sont des mélanges de gaz et de poussières : gaz essentiellement formés d'hydrogène sous forme H_2 ou $\text{H}^+ + \text{e}^-$.

Les grains de poussières contiennent de la glace H_2O , du graphite C et des silicates (minerais avec silicium).

2) Les éléments dans le soleil :

Prédominance des éléments H et He, comme plus de la moitié des étoiles observées dans le ciel.

Les autres éléments n'existent qu'à l'état de traces : leur présence a été démontré par l'étude du spectre de la lumière solaire.

Le soleil est composé de 75 % d'H et 25 % d'He

3) Les éléments de la croûte terrestre : (R = 6 400 km)

La terre est une planète **différenciée** : à l'intérieur, on peut distinguer différentes zones :

➤ **Le noyau central** est le manteau inférieur : inaccessible aux mesures directes : on estime qu'il est essentiellement formé de **fer** pour le noyau, de silicium, de magnésium et de fer pour le manteau.

➤ **La croûte terrestre ou lithosphère, comprend une épaisseur d'une trentaine de km.**

Elle est formée des terres émergées, les mers et les océans = **hydrosphère**. L'ensemble est surmonté de l'**atmosphère**.

L'oxygène est l'élément le plus abondant de la croûte terrestre : O_2 de l'atmosphère, H_2O des mers et des océans, O combiné au silicium, et aux métaux comme par exemple dans la silice SiO_2 (sable), les silicates et autres oxydes complexes.

+ des ¾ de la masse de la croûte terrestre est constituée d'oxygène et de silicium.

4) Les éléments de la matière vivante :

L'eau constitue 10 à 90 % de la masse des organismes vivants animaux et végétaux. C'est pourquoi l'analyse sont des échantillons de matière sèche.

a) Les animaux :

Hommes et vertébrés sont presque entièrement constitués de 11 éléments : carbone C, hydrogène H, oxygène O, azote N, soufre S, phosphore P entrent dans la composition des cellules vivantes.

Chlore Cl, sodium Na, potassium K sont dissous dans les liquides biologiques et contribuent à l'équilibre des cellules. Calcium Ca et magnésium Mg sont plutôt localisés dans le squelette.

Tous ces éléments ont un rôle constructifs et sont dits : éléments plastiques.

Autres éléments à l'état de traces, mais qui sont indispensables : ex : le fer, le zinc Zn, le cuivre Cu, l'iode I, ...

b) Les végétaux :

Prédominance des mêmes éléments plastiques que dans le corps humain : ils interviennent dans le tissu végétal.

Les éléments les plus importants sont aussi H, C, N, O, éléments privilégiés des grands édifices moléculaires.

Conclusion :

Les éléments chimiques sont inégalement répartis dans l'Univers.

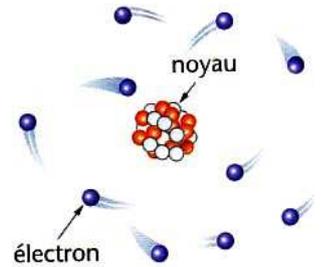
Milieu	Éléments les plus abondants
Univers – Soleil	H, He
Globe terrestre	O, Mg, Fe, Si, S, Al
Matière vivante	H,C, O, N.

3) T.P.

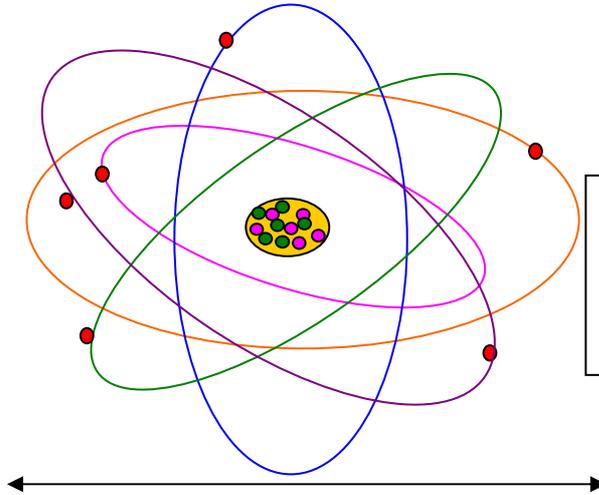
IV. Les électrons dans l'atome :

1) Modèles successifs du cortège électronique : aperçu historique :

- Si l'on excepte Joseph John Thomson (physicien anglais 1856-1940) découvre l'électron en 1897 et son pudding aux électrons, Rutherford est le premier (1871-1937 – existence du noyau atomique 1911) à proposer un modèle du cortège électronique de l'atome.
- Pour lui, les électrons étaient en rotation rapide autour du noyau sur des orbites circulaires comme les planètes autour du Soleil (Schéma transparent).



NOYAU : A nucléons
Z protons
A-Z neutrons
Rayon : 10^{-15} m



Représentation symbolique d'un atome (modèle planétaire)

Si l'échelle était respectée la taille de l'atome, de l'ordre de grandeur de l'Ångström (10^{-10} m) devrait être 100 000 fois plus grande que celle du noyau (10^{-15} m).

ATOME : Diamètre de l'atome : 10^{-10} m

- Mais ce modèle, fondé sur les lois de la mécanique classique, ne pouvait avoir d'existence durable, les électrons étant rapidement captés par le noyau.

- Au XIX^{ème} siècle, on a compris que les lois de la mécanique classique ne s'appliquaient qu'à notre échelle.

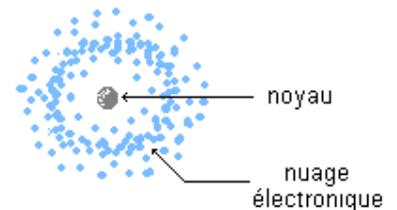
- A l'échelle atomique, s'applique la mécanique quantique dont les principes fondamentaux ont été établis entre 1925 et 1927 par Niels Bohr (physicien danois., 1885 - 1962) – modèle quantique de l'atome 1913, Wolfgang Pauli : Physicien américain d'origine autrichienne (1900-1958) – Principe d'exclusion 1925- et Erwin Schrödinger, physicien autrichien. (1887 - 1961), fondateur de la mécanique ondulatoire.

- L'image du mini-système solaire rassurante est fautive.

- La notion de trajectoire disparaît.

- La localisation d'un électron dans l'espace est évaluée par sa probabilité de présence dans une région déterminée.

- L'atome apparaît comme un minuscule noyau entouré d'un « nuage » représentant la probabilité de présence des électrons. Il faut se résoudre à une vision « floue » du monde atomique, mais floue ne signifie pas inexacte et imprécis. Le modèle explique entre autre les raies d'émission des atomes.



Représentation probabiliste d'un atome d'hydrogène!

2) Modèle actuel du cortège électronique :

Il n'est pas question d'orbites, mais d'orbitales : régions dans l'espace souvent sphérique où les électrons peuvent se trouver autour du noyau.

a) Les couches électroniques :

oral : cela se passe comme si les électrons se répartissent sur des couches concentriques, comme celles d'un oignon, tous ne sont pas liés de la même façon. Éléments $1 < Z < 18$.

Les e^- d'un atome se répartissent en couches. Chaque couche est caractérisée par son numéro n et représenté par une lettre.

A $n = 1$, on associe K ; $n = 2$ L ; $n = 3$, M etc...

Les électrons sont d'autant plus liés au noyau que la couche à laquelle ils appartiennent a le nombre petit.

b) La répartition des électrons sur les couches :

Elle obéit à 2 principes :

→ Le principe de Pauli :

Chaque couche ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons.

La couche de numéro n contient au maximum $2n^2$ électrons.

Couche K caractérisée par $n = 1$ peut contenir au maximum $2 e^-$.

Couche L caractérisée par $n = 2$ peut contenir au maximum $8 e^-$.

Couche M caractérisée par $n = 3$ peut contenir au maximum $18 e^-$.

→ Le principe de construction :

Dans l'état le plus stable de l'atome, les électrons occupent successivement les couches en commençant par celles ayant les numéros les plus faibles.

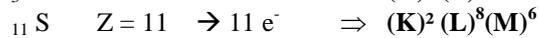
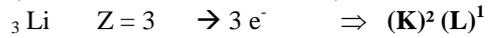
Les électrons occupent d'abord la couche K, puis quand celle-ci est saturée, d'autres se placent sur la couche L ...

- La dernière couche occupée est appelée « couche externe ». Les électrons qui occupent cette couche externe sont appelés : électrons périphériques. Les autres couches sont les couches internes occupées par les électrons internes.
- L'état de l'atome obtenu en appliquant ces principes est appelé : **état fondamental** : c'est son état habituel.

3) Représentation de la structure électronique :

- Pour représenter la structure électronique d'un atome ou d'un ion, on utilise une formule électronique.
- On écrit entre parenthèses, la lettre qui correspond à chaque couche et on indique en exposant, en haut, à droite, le nombre d'électrons de cette couche.

Ex : (oral : dans l'état fondamental)



→ Combien d'électrons sur la couche externe ? **6**

→ Cette répartition est-elle la même pour tous les atomes isotopes ?

Tous les atomes isotopes ont même numéro atomique Z, mais nombre de nucléons différents.

⇒ Même nombre d' e^- dans le cortège électronique ⇒ même formule électronique.

Ex : O, H, N, C ...

4) Structure électronique des ions monoatomiques :

- Le nombre d'électrons de l'ion n'est pas égal au nombre d'électrons dans l'atome correspondant.
- La répartition des électrons se fait selon les mêmes règles que celles appliquées aux atomes.

Ex : Atome Li : nbre d' $e^- = 3 \Rightarrow$ formule électronique : $(\mathbf{K})^2 (\mathbf{L})^1$

Ion Li^+ : nbre d' $e^- = 2 \Rightarrow$ formule électronique : $(\mathbf{K})^2$

Atome Cl : nbre d' $e^- = 17 \Rightarrow$ formule électronique : $(\mathbf{K})^2 (\mathbf{L})^8 (\mathbf{M})^7$

Ion Cl^- : nbre d' $e^- = 18 \Rightarrow$ formule électronique : $(\mathbf{K})^2 (\mathbf{L})^8 (\mathbf{M})^8$

Cette 2^{ème} partie donne une description microscopique de la matière à l'aide de **modèles** simples pour la constitution des atomes et introduit le concept d'**élément** et de sa **conservation** au cours d'une transformation.

Modèle de l'atome et élément chimique

Qu'est-ce qu'un modèle en sciences physiques ?

Notion de modèle :

En sciences physiques, un modèle est une

Un modèle doit posséder deux vertus:

- Permettre d'expliquer les propriétés observées, (le comportement de l'atome)
- Permettre de prévoir d'autres propriétés non encore observées (phénomènes physiques ou chimique).

Un modèle est en

puisque de nouvelles découvertes sont susceptibles de le mettre en défaut.

Enfin et paradoxalement c'est souvent l'étude des défauts d'un modèle qui permet d'approfondir nos connaissances en sciences physiques.

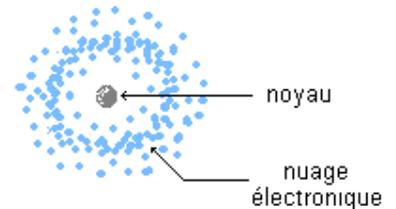
I. Le modèle de l'atome :

Il aura fallu près de 25 siècles et l'intervention de nombreux savants avant que le modèle de l'atome ne devienne satisfaisant. Nous allons suivre son évolution au cours de ces siècles.

1) Histoire du modèle de l'atome :

Activité documentaire.

2) Le modèle actuel de l'atome :



Représentation probabiliste d'un atome d'hydrogène.

3) Le noyau de l'atome

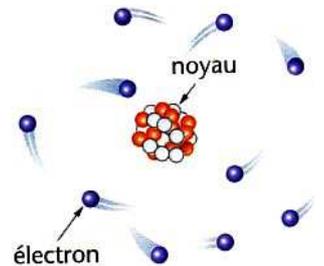
a) Ses constituants :

Le noyau de l'atome est constitué par l'assemblage de particules nommées nucléons.

Les nucléons sont de 2 sortes :

- particules de masse : $m_p = 1,67.10^{-27} \text{kg}$,
de charge électrique $+e = e \approx 1,6.10^{-19} \text{C}$
- particules découvertes par Chadwick en 1932.
de masse $m_n \approx m_p = 1,67.10^{-27} \text{kg}$
sans charge électrique : $q_n = 0$.

Nom	Charge q	Masse m
Proton	\approx	\approx
Neutron		\approx



Représentation du modèle de Rutherford.

b) Les nombres Z et A.

➤ Le noyau est constitué

Z particules qui sont électriquement chargées positivement,
dont la charge est $q = 1,6.10^{-19} \text{C}$

N Particules électriquement neutres.

➤

A :

Z =

Le couple (A,Z)

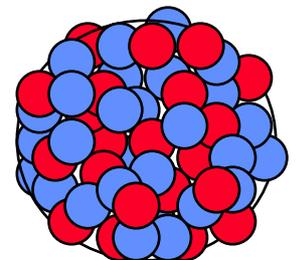
⇒

Ex : Li (3,7) :

Ex : Na (11,23) :

Ex : O (8,16) :

Ex : Cl (17,35) :



c) Symbole chimique du noyau :

Ex : ${}^7_3\text{Li}$ ${}^{23}_{11}\text{Na}$ ${}^{16}_8\text{O}$ \Rightarrow La connaissance du symbole permet de préciser la constitution du noyau.

d) Conséquences : masse et charge du noyau :

$$\begin{aligned} \text{masse de } Z \text{ protons} &= Z m_p \\ \text{masse de } N \text{ neutrons} &= N m_n \text{ (avec } m_n = m_p) \end{aligned}$$

$$\text{Masse du noyau} = Z m_p + (A-Z) m_p = A m_p$$

$$\begin{aligned} \text{Charge des } Z \text{ protons} &= Z e \\ \text{charge des } N \text{ neutrons} &= - \end{aligned}$$

$$\text{Charge du noyau} = Z e$$

\Rightarrow Noyau $\left\{ \begin{array}{l} \text{Masse } A m_p \\ \text{Charge } Z e \end{array} \right.$

Ex : ${}^7_3\text{Li}$ Masse $m = 7 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 1,17 \cdot 10^{-26}$ kg ; Charge $Z e = 3 \times 1,6 \cdot 10^{-19} = 4,8 \cdot 10^{-19}$ C

4) Les électrons :

Découverts par Thomson (activité). J.J. Thomson physicien anglais. Découverte de l'électron. Prix Nobel de physique en 1906

- Particules $\left\{ \begin{array}{l} \text{de masse } m_e \approx 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg (1800 x + petit que la masse des nucléons).} \\ \text{de charge électrique } -e, \text{ opposée à celle du proton } q_e = -e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C} \end{array} \right.$

	Charge	Masse
Electron	$-e \approx -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	$m_e \approx 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

Il n'est pas nécessaire de retenir la valeur de la masse de l'électron. Par contre il est utile de savoir que cette masse est beaucoup plus petite que celle d'un nucléon (environ 2000 fois plus petite) ce qui nous autorise à négliger la masse des électrons devant celle des nucléons.

m_e est négligeable devant m_p ou m_n .

- Nombre d'électrons dans l'atome = Z = nombre de protons car l'atome est électriquement neutre. Ces électrons sont en mouvement incessants et désordonnés autour du noyau. Ils constituent un cortège dont nous précisons la structure ultérieurement.
- Conséquence : $Z e^-$ dans l'atome \rightarrow masse $Z m_e \ll$ masse noyau \rightarrow Charge : $-Z e$

5) Propriétés de l'atome.

a) Neutralité électrique de l'atome :

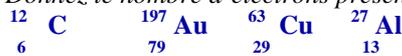
L'atome est un édifice électriquement neutre.

Le noyau comporte Z protons de charge électrique e . Sa charge électrique totale est donc: $Q_{\text{noyau}} = Z \cdot e$

Le nuage électronique comporte Z électrons de charge électrique $-e$. Sa charge électrique totale est $Q_{\text{nuage}} = -Z \cdot e$.

De telle sorte que la charge électrique totale de l'atome est nulle. $Q_{\text{atome}} = 0$

Donnez le nombre d'électrons présents dans chacun des atomes suivants.



b) La masse de l'atome :

$$\text{Masse atome} = \text{masse du noyau} + \underbrace{\text{masse des } e^-}_{\ll \text{masse noyau}}$$

$$= A m_p$$

La masse d'un atome est essentiellement concentrée dans son noyau. Nous pouvons donc considérer avec une très bonne approximation que la masse de l'atome est pratiquement égale à la masse de son noyau

La masse d'un atome contenant A nucléons est égale à $A m_p$

c) Dimensions des atomes :

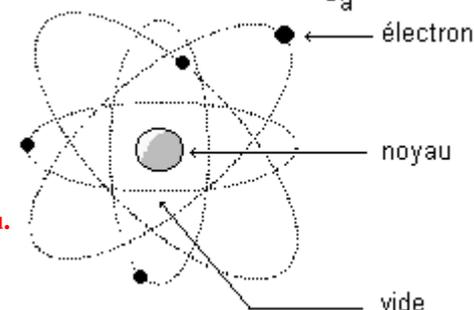
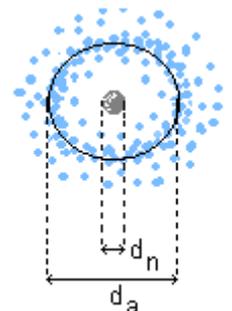
- L'espace occupé par un atome peut être assimilé à une sphère de diamètre 10^{-10} m.
- Le noyau peut être assimilé à une sphère de diamètre 10^{-15} m.
- L'ordre de grandeur du rapport entre le diamètre de l'atome et celui du noyau est $10^{-10} / 10^{-15} = 10^5 = 100\,000$: rapport gigantesque.

Le rayon de l'atome est environ 100 000 fois plus grand que celui du noyau.

\rightarrow Si le noyau de l'atome H avait 1 mm de rayon, l'atome s'étendrait sur 100 m.

\rightarrow Si un atome occupait un volume égal à celui du stade de France, son noyau serait une tête d'épingle au centre du terrain.

Remarque : + le nbre de proton augment, + le volume augmente.



d) Structure lacunaire :

La matière constituant un atome est essentiellement concentrée dans son noyau.

Les électrons tournent autour de ce noyau. Les distances séparant le noyau des électrons sont très grandes. Ainsi la plus grande partie (volume) d'un atome est constituée de vide. C'est ce que l'on appelle une structure lacunaire.

L'atome est essentiellement formé de vide. L'atome et donc la matière est lacunaire.

La réalité d'une telle structure est confirmée par l'expérience de Lord Ernest Rutherford (1871-1937).

II. Les éléments chimiques :

1) Définition de l'élément chimique :

On donne le nom d'élément chimique à l'ensemble des particules, qu'il s'agisse d'atomes ou d'ions, caractérisées par le même nombre Z de protons présents dans leur noyau.

2) Symboles des éléments.

Nous connaissons à ce jour 116 éléments. Certains de ces éléments sont naturels d'autres sont artificiels. En particulier les éléments au-delà de l'uranium ($Z > 92$) sont artificiels.

Chaque élément est représenté par un symbole composé d'une lettre majuscule (ex: élément iode **I**) ou d'une majuscule suivi d'une minuscule (ex: élément magnésium **Mg**).

L'apprentissage du nom des éléments et de leur symbole vous est indispensable pour poursuivre des études scientifiques. Pour cela il est recommandé de constituer une fiche et d'y noter les noms et les symboles des éléments chaque fois que vous en rencontrez un nouveau dans un cours ou lors d'un exercice.

Voici une première liste des éléments les plus fréquemment rencontrés en chimie à notre niveau :

Nom	Z	Symbole	Nom	Z	Symbole
Hydrogène	1	H	Soufre	16	S
Carbone	6	C	Chlore	17	Cl
Azote	7	N	Fer	26	Fe
Oxygène	8	O	Cuivre	29	Cu
Fluor	9	F	Zinc	30	Zn
Sodium	11	Na	Brome	35	Br
Aluminium	13	Al	Argent	47	Ag

Il n'est pas nécessaire de retenir la valeur de Z correspondant à chaque élément.

3) Conservation des éléments.

Les réactions chimiques se font sans apparition ni perte d'éléments. Les éléments mis en jeu peuvent éventuellement changer de forme, c'est-à-dire qu'un élément se présentant sous forme d'atome isolé peut se transformer en ion ou se combiner (s'assembler) à d'autres atomes et vis versa.

Cette propriété des éléments est à la base de l'écriture des équations en chimie et à ce titre doit être bien assimilée. Elle s'énonce de la façon suivante:

Il y a conservation des éléments au cours des transformations chimiques.

4) Les isotopes :

Vous avez déjà entendu parler du carbone 14 utilisé pour dater les objets anciens.

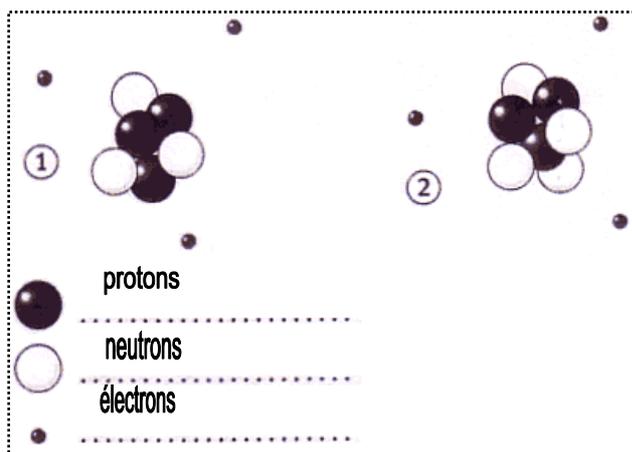
Le carbone 14 est l'un des isotopes du carbone.

Nous allons préciser cette notion en prenant l'exemple du lithium.

a) Activité 3 : A la découverte des isotopes :

Activité n°3 : A la découverte des isotopes

Le document ci-dessous représente 2 atomes isolés de lithium, les électrons étant immobiles (bien qu'ils ne le soient pas en réalité).



Questions :

1. Compléter la légende du document en retrouvant l'identité de chaque particule.

2. Déterminer le numéro atomique de chacun des 2 atomes.

Atome 1 : $Z = 3$
Atome 2 : $Z = 3$ } \rightarrow même numéro atomique

3. Compter leur nombre de neutrons.

Atome 1 a 3 neutrons

Atome 2 a 4 neutrons

4. Donner leur nombre de nucléons.

Atome 1 a 6 nucléons

Atome 2 a 7 nucléons

5. Ces 2 atomes sont-ils identiques ? En quoi diffèrent-ils ?
Donner leur représentation symbolique.

Ces 2 atomes ont même numéro atomique, mais des

nombre de neutrons différents. Représentation : ${}^6_3\text{Li}$ ${}^7_3\text{Li}$

6. Sachant que ces 2 atomes sont des isotopes, donner une définition de l'isotopie.

Des isotopes ont même numéro atomique Z mais des nombre A différents.

b) Définition :

On appelle atomes isotopes des atomes caractérisés par le même numéro atomique Z mais des nombres de nucléons A différents. Des isotopes ont le même nombre de protons. Ils ne diffèrent que par le nombre de leurs neutrons. Exemple: ${}^{12}_6\text{C}$ et ${}^{14}_6\text{C}$

Des atomes isotopes ont les mêmes propriétés chimiques (car ils ont même nombre d'électrons).

Ils sont désignés par le même nom et par le même symbole. Seul change l'indication du nombre de nucléons.

c) Abondance relative des isotopes :

Abondance relative des isotopes

	A = 12	A = 13	A = 14	A = 15	A = 16	A = 17	A = 18
--	--------	--------	--------	--------	--------	--------	--------

Carbone (C) Z = 6	¹² C 6 98,8 %	¹³ C 6 1,1 %	¹⁴ C 6 traces				
Azote (N) Z = 7			¹⁴ N 7 99,6 %	¹⁵ N 7 0,4 %			
Oxygène (O) Z = 8					¹⁶ O 8 99,8 %	¹⁷ O 8 0,05 %	¹⁸ O 8 0,15 %

- De nombreux atomes possèdent plusieurs isotopes naturels.
- Chaque isotope est présents dans des proportions connues, dépendant de l'atome considéré.

5) Les ions monoatomiques :

Dans la nature, on trouve souvent des entités chimiques portant des charges électriques et appelés ions.

a) Composition de quelques ions : activité :

Activité n°4 : Composition de quelques ions

L'oxyde de cuivre II CuO est un solide noir qui contient des ions cuivre II Cu²⁺ et des ions oxyde O²⁻.

Le numéro atomique du cuivre est : Z = 29. Celui de l'oxygène est = 8.

Dans la nature, l'atome de cuivre possède deux isotopes : ⁶³Cu et ⁶⁵Cu
29 29

Questions.

1. Que signifie le « 2+ » en exposant dans Cu²⁺ ? *L'atome de Cu a perdu 2 e⁻*
2. Combien d'électrons possède l'atome de cuivre ? 29
Combien d'électrons possède l'ion Cu²⁺ ? 27
3. En tenant compte des 2 isotopes du cuivre, indiquer 2 compositions possibles pour l'ion Cu²⁺ : donnez les nombres de protons, de neutrons et d'électrons.
⁶³Cu : 29 protons – 34 neutrons – 27 e⁻ . ⁶⁵Cu : 29 protons – 36 neutrons – 29 e⁻ .
30 29
4. Combien d'électrons possède l'atome d'oxygène ? 8 e⁻
Combien d'électrons possède l'ion oxyde ? 10 e⁻
5. Donnez la définition d'un ion monoatomique.

Atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

b) Définition :

Un ion monoatomique est une entité formée par un atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

Ex : Ion Cu²⁺ : formé par l'atome Cu qui a perdu 2 e⁻.
27 e⁻ 29 e⁻

Lors de la transformation de l'atome à l'ion, le noyau reste inchangé (n'est pas modifié).

Le numéro atomique Z reste le même : on conserve le même élément chimique. Mais au niveau de la matière, il y a changement d'aspect.

Un atome et l'ion monoatomique qui en dérive sont caractérisés par la même valeur de Z.

c) Charge électrique des ions :

Dans un ion, le nombre de protons est différent du nombre d'électrons.

⇒ un ion n'est pas électriquement neutre.

• Les ions portent une charge électrique indiquée en haut et à droite du symbole.

Un atome, électriquement neutre, qui gagne des électrons, charges élémentaires négatives, devient un ion négatif ou anion.

• Un anion est une entité chargée négativement obtenue à partir d'un atome ayant gagné un ou plusieurs électrons. Exemples: Cl⁻, O²⁻.

• Un cation est une entité chargée positivement obtenue à partir d'un atome ayant perdu un ou plusieurs électrons. Exemples: Na⁺, Ca²⁺, Al³⁺.

Quelques ions à connaître

Cations	Anions
Ion sodium Na ⁺	Ion fluorure F ⁻
Ion cuivre (II) Cu ²⁺	Ion chlorure Cl ⁻
Ion fer (II) Fe ²⁺	Ion bromure Br ⁻
Ion fer (III) Fe ³⁺	Ion iode I ⁻
Ion zinc (II) Zn ²⁺	Ion oxyde O ²⁻
Ion argent (I) Ag ⁺	Ion sulfure S ²⁻
Ion aluminium (III) Al ³⁺	

Remarque : la charge électrique de l'ion est égale à la somme des charges des particules qui le compose.

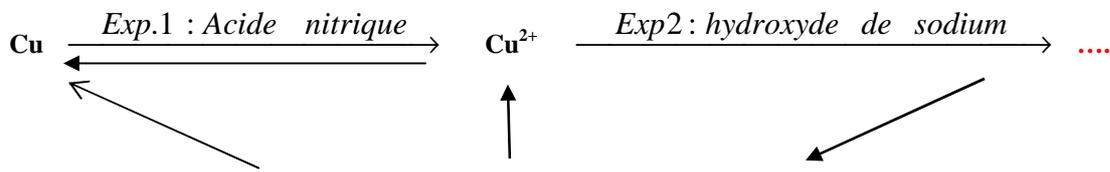
d) Remarque : composés ioniques :

La matière est électriquement neutre. ⇒ si un corps contient des cations, il contient aussi des anions.

Ex : CuO → Cu²⁺ O²⁻. L'ensemble des charges des anions compense l'ensemble des charges des cations.

5) L'élément chimique :

a) T.P.



3. Conclusion : quelle idée fondamentale de la chimie a-t-on mis en évidence dans ce T.P ?

b) Bilan :

Dans cette série d'expériences, nous sommes partis du métal cuivre et nous l'avons retrouvé après une ou plusieurs étapes ⇒ Il était toujours présent dans les espèces rencontrées mais sous d'autres formes comme le montre le tableau suiva

Formule chimique	Aspect couleur	Etat physique	métal, ions ou précipité ?	Obtenu par quelle transformation ?
Cu^{2+}	bleu pâle	en solution		Obtenu par réaction entre le cuivre métallique Cu et l'acide nitrique ou par réaction entre l'oxyde de cuivre CuO et l'acide chlorhydrique.
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	bleu	solide		
CuO	noir	solide		
Cu	rouge-orangé	solide		Cu obtenu par réaction entre CuO et le carbone C ou par réaction entre les ions cuivre II (Cu^{2+}) et le métal Fer (Fe)

c) Conclusion :

oral : Quelque chose s'est conservé à travers les différentes transformations chimiques.

- Les différentes espèces chimiques rencontrées ont quelque chose de commun malgré la diversité de leur apparence.

L'élément cuivre représente ce qui est commun au métal cuivre et à tous ses composés.

⇒ Métal Cu , ion cuivre II (Cu^{2+}), oxyde de cuivre CuO et hydroxyde de cuivre II $\text{Cu}(\text{OH})_2$ contiennent l'élément Cu.

- Par ailleurs, les expériences vues en TP, montrent que ce qu'une transformation a fait, une autre peut le défaire.

Ex : ...

Ces expériences mettent en évidence un résultat fondamental :

Au cours des différentes transformations chimiques, l'élément cuivre s'est conservé.

- Qu'est ce qui est caractéristique de l'élément cuivre ? (sur le plan microscopique)

- L'atome de cuivre possède 29 e⁻ } Le nombre d'e⁻ n'est pas caractéristique de l'élément Cu
 L'ion Cu^{2+} possède 27 e⁻ }

Mais tous 2 ont 27 p dans le noyau. (et des neutrons).

- Il existe plusieurs types d'atomes dans un échantillon de Cu avec des nombre de neutrons variant de 34 à 36(isotopes).

⇒ Le nombre de neutrons ne caractérise pas l'élément cuivre.

- Mais les atomes de Cu et les ions Cu^{2+} ont le même nombre de protons dans leurs noyaux.

⇒ Ils ont le même numéro atomique Z.

⇒ Cette propriété est caractéristique de l'élément cuivre.

d) Généralisation :

→ Définition :

On donne le nom d'élément chimique à l'ensemble des entités chimiques (atomes, isotopes, ions...) ayant le même numéro atomique Z.

Un élément chimique est caractérisé par son numéro atomique.

→ Symbole :

Symboles déjà utilisés pour les atomes = symbole des éléments : une majuscule éventuellement suivie d'une minuscule.

→ Conservation :

Au cours des transformations chimiques, les différents éléments se conservent.

Abondance relative des éléments chimiques

1) Activité documentaire : Répartition des éléments dans l'univers. (Hubert REEVES). ACTIVITE DOCUMENTAIRE : Répartition des éléments dans l'Univers.

Analyse d'un extrait de l'ouvrage « Patience dans l'Azur » de l'astrophysicien **Hubert REEVES**, texte sur les origines de l'univers et sur la répartition des éléments dans l'Univers.

Nous allons au spectacle. Devant nos yeux vont se dérouler les jeux de la matière qui s'agence. La nature, en gestation perpétuelle, va accoucher de la vie.

On peut distinguer quatre grandes phases de cet accouchement. Ces phases correspondent aux lieux où il se poursuit la gestation de l'Univers explosif dans son ensemble, puis le cœur ardent des étoiles, puis l'espace glacé entre les astres, et finalement la tiédeur de l'océan primitif.

Les chaleurs excessives de l'été ou d'un sauna occasionnent quelquefois des engourdissements. C'est l'état de l'Univers initial. Il ne s'y passe rien. Il est dans les limbes.

Son éveil doit attendre l'évacuation partielle de la chaleur. Alors débute une période d'activité fébrile. Des architectures se construisent, qui vont demeurer. L'inexorable décroissance de la température se poursuit. L'animation diminue et s'arrête. Cette fois, c'est l'engourdissement par le froid:

Cette séquence d'événements se déroule à plusieurs reprises. A chacune correspond la mise en œuvre d'une des forces de la nature.

Autour de la première seconde, c'est l'éveil du nucléaire. La température est descendue à un milliard de degrés. Grâce à la force nucléaire, les nucléons se combinent. Les premiers noyaux, surtout l'hélium, font leur apparition. Mais l'évolution nucléaire s'interrompt presque immédiatement. Elle n'engendre ici aucun des noyaux lourds nécessaires à la vie.

La température baisse encore pendant un million d'années avant le prochain éveil, celui de la force ! électromagnétique. Vers trois mille degrés, les électrons se combinent aux noyaux pour former des atomes d'hydrogène et d'hélium. Les atomes d'hydrogène se combinent pour donner des molécules d'hydrogène. A ce moment, le rayonnement est émis, que nous détectons aujourd'hui, fossilisé au télescope.

La force de gravitation s'éveille quelques centaines de millions d'années plus tard. D'énormes quantités de matière s'assemblent et donnent naissance aux galaxies. Les galaxies engendrent les premières étoiles. Alors que l'Univers dans son ensemble continue à se refroidir et à se diluer, les étoiles se condensent et se réchauffent.

Dans leur centre, la température remonte et réanime la force nucléaire. Les étoiles sont des réacteurs où l'évolution nucléaire reprend et se poursuit jusqu'à ses limites. Les étoiles comme le Soleil, transforment l'hydrogène en hélium. Les géantes rouges engendrent les atomes fertiles d'oxygène et de carbone à partir de l'hélium. Cette évolution se poursuit tout au long de la vie stellaire et donne naissance à tous les noyaux stables, jusqu'aux plus complexes.

A la fin de leur vie, les étoiles se désagrègent et renvoient leur matière à l'espace interstellaire. Pour les plus grosses, cet événement passe par une fulgurante explosion nommée « supernova ». Pour les plus petites comme le Soleil, la matière stellaire est évacuée plus lentement sous forme de « vents ».

En quittant les brasiers stellaires pour gagner les grands froids de l'espace, les noyaux nouveau-nés s'habillent d'électrons et forment de nombreux atomes. Ici débute l'évolution chimique. Les atomes se combinent en molécules et en poussières interstellaires. Plus tard, autour d'étoiles en formation, ces poussières s'agglutinent et engendrent les planètes. Certaines de ces planètes possèdent des atmosphères et des océans, où l'évolution chimique s'accélère, donnant naissance à des molécules de plus en plus complexes. Dans la foulée, l'évolution devient biologique, et produit successivement les cellules et tous les vivants.

QUESTIONS :

A. Patience dans l'azur :

- 1. Quelles sont les quatre grandes phases auxquelles Hubert REEVES fait allusion ?*
- 2. A quelle date les premières réactions nucléaires commencent-elles à avoir lieu ? Donnez le nom des noyaux qui se sont formés à ce moment là ?*
- 3. Quelle condition de température faut-il pour que les premiers atomes commencent à apparaître ?*
- 4. Quelle est approximativement la date de naissance des premières galaxies ?*

5. *De quelle réaction nucléaire les étoiles principales comme le Soleil sont-elles le siège ?*

6. *L'espace interstellaire est-il vide ?*

B. La composition du Soleil :

1. *D'où proviennent les éléments hydrogène et hélium présents dans le soleil ?*

2. *Le soleil contient-il d'autres éléments que l'hydrogène et l'hélium ? Citez-en deux.*

3. *Ces deux éléments proviennent-ils de la nucléosynthèse primordiale ? Sinon, où ont-ils été créés ?*

2) Activité : répartition des éléments dans l'Univers

Répartition des éléments dans l'Univers

1) Les principaux éléments dans l'Univers :

Quels sont les éléments les plus importants dans l'univers ?

Cet Univers est constitué de **milliards de galaxies**, parmi lesquelles se trouve notre galaxie.

Chacune d'elles comportent des **milliards d'étoiles**. Entre les étoiles, se trouvent d'immenses nuages, **appelés nuages interstellaires** qui sont des mélanges de gaz et de poussières : gaz essentiellement formés d'hydrogène sous forme H_2 ou $H^+ + e^-$.

Les grains de poussières contiennent de la glace H_2O , du graphite C et des silicates (minerais avec silicium).

2) Les éléments dans le soleil :

Les autres éléments n'existent qu'à l'état de traces : leur présence a été démontrée par l'étude du spectre de la lumière solaire.

...

3) Les éléments de la croûte terrestre : (R = 6 400 km)

La terre est une planète **différenciée** : à l'intérieur, on peut distinguer différentes zones :

➤ **Le noyau central** est le manteau inférieur : inaccessible aux mesures directes : on estime qu'il est essentiellement formé de ... pour le noyau, de silicium, de magnésium et de fer pour le manteau.

➤ La **croûte terrestre ou lithosphère**,

Elle est formée des terres émergées, les mers et les océans = **hydrosphère**. L'ensemble est surmonté de **l'atmosphère**.

L'oxygène est l'élément le plus abondant de la croûte terrestre : O_2 de l'atmosphère, H_2O des mers et des océans, O combiné au silicium, et aux métaux comme par exemple dans la silice SiO_2 (sable), les silicates et autres oxydes complexes.

4) Les éléments de la matière vivante :

a) Les animaux :

Hommes et vertébrés sont presque entièrement constitués de 11 éléments : carbone C, hydrogène H, oxygène O, azote N, soufre S, phosphore P entrent dans la composition des cellules vivantes.

Chlore Cl, sodium Na, potassium K sont dissous dans les liquides biologiques et contribuent à l'équilibre des cellules. Calcium Ca et magnésium Mg sont plutôt localisés dans le squelette.

Tous ces éléments ont un rôle constructifs et sont dits : éléments plastiques.

Autres éléments à l'état de traces, mais qui sont indispensables : ex : le fer, le zinc Zn, le cuivre Cu, l'iode I, ...

b) Les végétaux :

Prédominance des mêmes éléments plastiques que dans le corps humain : ils interviennent dans le tissu végétal.

Les éléments les plus importants sont aussi H, C, N, O, éléments privilégiés des grands édifices moléculaires.

Conclusion :

Les éléments chimiques sont inégalement répartis dans l'Univers.

Milieu	Éléments les plus abondants
Univers – Soleil	
Globe terrestre	
Matière vivante	

Abondance relative des éléments chimiques

1) Activité documentaire : Répartition des éléments dans l'univers. (Hubert REEVES). ACTIVITE DOCUMENTAIRE : Répartition des éléments dans l'Univers.

Analyse d'un extrait de l'ouvrage « Patience dans l'Azur » de l'astrophysicien **Hubert REEVES**, texte sur les origines de l'univers et sur la répartition des éléments dans l'Univers.

Nous allons au spectacle. Devant nos yeux vont se dérouler les jeux de la matière qui s'agence. La nature, en gestation perpétuelle, va accoucher de la vie.

On peut distinguer quatre grandes phases de cet accouchement. Ces phases correspondent aux lieux où il se poursuit la gestation de l'Univers explosif dans son ensemble, puis le cœur ardent des étoiles, puis l'espace glacé entre les astres, et finalement la tiédeur de l'océan primitif.

Les chaleurs excessives de l'été ou d'un sauna occasionnent quelquefois des engourdissements. C'est l'état de l'Univers initial. Il ne s'y passe rien. Il est dans les limbes.

Son éveil doit attendre l'évacuation partielle de la chaleur. Alors débute une période d'activité fébrile. Des architectures se construisent, qui vont demeurer. L'inexorable décroissance de la température se poursuit. L'animation diminue et s'arrête. Cette fois, c'est l'engourdissement par le froid:

Cette séquence d'événements se déroule à plusieurs reprises. A chacune correspond la mise en œuvre d'une des forces de la nature.

Autour de la première seconde, c'est l'éveil du nucléaire. La température est descendue à un milliard de degrés. Grâce à la force nucléaire, les nucléons se combinent. Les premiers noyaux, surtout l'hélium, font leur apparition. Mais l'évolution nucléaire s'interrompt presque immédiatement. Elle n'engendre ici aucun des noyaux lourds nécessaires à la vie.

La température baisse encore pendant un million d'années avant le prochain éveil, celui de la force ! électromagnétique. Vers trois mille degrés, les électrons se combinent aux noyaux pour former des atomes d'hydrogène et d'hélium. Les atomes d'hydrogène se combinent pour donner des molécules d'hydrogène. A ce moment, le rayonnement est émis, que nous détectons aujourd'hui, fossilisé au télescope.

La force de gravitation s'éveille quelques centaines de millions d'années plus tard. D'énormes quantités de matière s'assemblent et donnent naissance aux galaxies. Les galaxies engendrent les premières étoiles. Alors que l'Univers dans son ensemble continue à se refroidir et à se diluer, les étoiles se condensent et se réchauffent.

Dans leur centre, la température remonte et réanime la force nucléaire. Les étoiles sont des réacteurs où l'évolution nucléaire reprend et se poursuit jusqu'à ses limites. Les étoiles comme le Soleil, transforment l'hydrogène en hélium. Les géantes rouges engendrent les atomes fertiles d'oxygène et de carbone à partir de l'hélium. Cette évolution se poursuit tout au long de la vie stellaire et donne naissance à tous les noyaux stables, jusqu'aux plus complexes.

A la fin de leur vie, les étoiles se désagrègent et renvoient leur matière à l'espace interstellaire. Pour les plus grosses, cet événement passe par une fulgurante explosion nommée « supernova ». Pour les plus petites comme le Soleil, la matière stellaire est évacuée plus lentement sous forme de « vents ».

En quittant les brasiers stellaires pour gagner les grands froids de l'espace, les noyaux nouveau-nés s'habillent d'électrons et forment de nombreux atomes. Ici débute l'évolution chimique. Les atomes se combinent en molécules et en poussières interstellaires. Plus tard, autour d'étoiles en formation, ces poussières s'agglutinent et engendrent les planètes. Certaines de ces planètes possèdent des atmosphères et des océans, où l'évolution chimique s'accélère, donnant naissance à des molécules de plus en plus complexes. Dans la foulée, l'évolution devient biologique, et produit successivement les cellules et tous les vivants.

QUESTIONS :

A. Patience dans l'azur :

1. *Quelles sont les quatre grandes phases auxquelles Hubert REEVES fait allusion ?*

- a) « gestation dans l'univers explosif » : formation des premiers noyaux, puis des atomes d'H et d'He et enfin des molécules H₂.
- b) « cœur ardent des étoiles » : formation des galaxies, puis transformation de H en He dans le cœur des étoiles.
- c) « Début de l'évolution chimique » : les atomes se combinent en molécules et en poussières interstellaires.
- d) « Tiédeur de l'océan primitif » : formation des planètes, atmosphère et océan. L'évolution chimique s'accroît donnant naissance à des molécules de plus en plus complexes.

2. *A quelle date les premières réactions nucléaires commencent-elles à avoir lieu ? Donnez le nom des noyaux qui se forment à ce moment là ?*

Environ 1 s après le début du Big-Bang.

3. *Quelle condition de température faut-il pour que les premiers atomes commencent à apparaître ?*

La température est descendue jusqu'à environ 3000 °

4. *Quelle est approximativement la date de naissance des premières galaxies ?*

Quelques centaines de millions d'années après le Big-Bang.

5. *De quelle réaction nucléaire les étoiles principales comme le Soleil sont-elles le siège ?*
Transformation H en He.
6. *L'espace interstellaire est-il vide ?*
Il contient des atomes, des molécules, des poussières.

B. La composition du Soleil :

4. *D'où proviennent les éléments hydrogène et hélium présents dans le soleil ?*
De la nucléosynthèse primordiale lors du Big-Bang.
5. *Le soleil contient-il d'autres éléments que l'hydrogène et l'hélium ? Citez-en deux.*
Carbone, oxygène.
6. *Ces deux éléments proviennent-ils de la nucléosynthèse primordiale ? Sinon, où ont-ils été créés ?*
Dans l'étoile même.

2) Activité : répartition des éléments dans l'Univers

Répartition des éléments dans l'Univers

1) Les principaux éléments dans l'Univers :

Quels sont les éléments les plus importants dans l'univers ? **H et He constituent 99 % des éléments de l'Univers.**

Cet Univers est constitué de **milliards de galaxies**, parmi lesquelles se trouve notre galaxie.

Chacune d'elles comportent des **milliards d'étoiles**. Entre les étoiles, se trouvent d'immenses nuages, **appelés nuages interstellaires** qui sont des mélanges de gaz et de poussières : gaz essentiellement formés d'hydrogène sous forme H_2 ou $H^+ + e^-$.

Les grains de poussières contiennent de la glace H_2O , du graphite C et des silicates (minerais avec silicium).

2) Les éléments dans le soleil :

Prédominance des éléments H et He, comme plus de la moitié des étoiles observées dans le ciel.

Les autres éléments n'existent qu'à l'état de traces : leur présence a été démontré par l'étude du spectre de la lumière solaire.

Le soleil est composé de 75 % d'H et 25 % d'He

3) Les éléments de la croûte terrestre : (R = 6 400 km)

La terre est une planète **différenciée** : à l'intérieur, on peut distinguer différentes zones :

➤ **Le noyau central** est le manteau inférieur : inaccessible aux mesures directes : on estime qu'il est essentiellement formé de **fer** pour le noyau, de silicium, de magnésium et de fer pour le manteau.

➤ **La croûte terrestre ou lithosphère, comprend une épaisseur d'une trentaine de km.**

Elle est formée des terres émergées, les mers et les océans = **hydrosphère**. L'ensemble est surmonté de **l'atmosphère**.

L'oxygène est l'élément le plus abondant de la croûte terrestre : O_2 de l'atmosphère, H_2O des mers et des océans, O combiné au silicium, et aux métaux comme par exemple dans la silice SiO_2 (sable), les silicates et autres oxydes complexes.

+ des 3/4 de la masse de la croûte terrestre est constituée d'oxygène et de silicium.

4) Les éléments de la matière vivante :

L'eau constitue 10 à 90 % de la masse des organismes vivants animaux et végétaux. C'est pourquoi l'analyse sont des échantillons de matière sèche.

c) Les animaux :

Hommes et vertébrés sont presque entièrement constitués de 11 éléments : carbone C, hydrogène H, oxygène O, azote N, soufre S, phosphore P entrent dans la composition des cellules vivantes.

Chlore Cl, sodium Na, potassium K sont dissous dans les liquides biologiques et contribuent à l'équilibre des cellules. Calcium Ca et magnésium Mg sont plutôt localisés dans le squelette.

Tous ces éléments ont un rôle constructifs et sont dits : éléments plastiques.

Autres éléments à l'état de traces, mais qui sont indispensables : ex : le fer, le zinc Zn, le cuivre Cu, l'iode I, ...

d) Les végétaux :

Prédominance des mêmes éléments plastiques que dans le corps humain : ils interviennent dans le tissu végétal.

Les éléments les plus importants sont aussi H, C, N, O, éléments privilégiés des grands édifices moléculaires.

Conclusion :

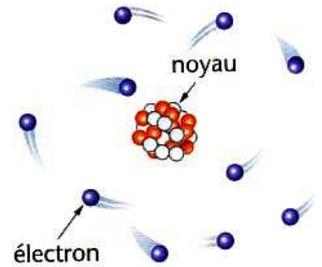
Les éléments chimiques sont inégalement répartis dans l'Univers.

Milieu	Eléments les plus abondants
Univers – Soleil	H, He
Globe terrestre	O, Mg, Fe, Si, S, Al
Matière vivante	H, C, O, N.

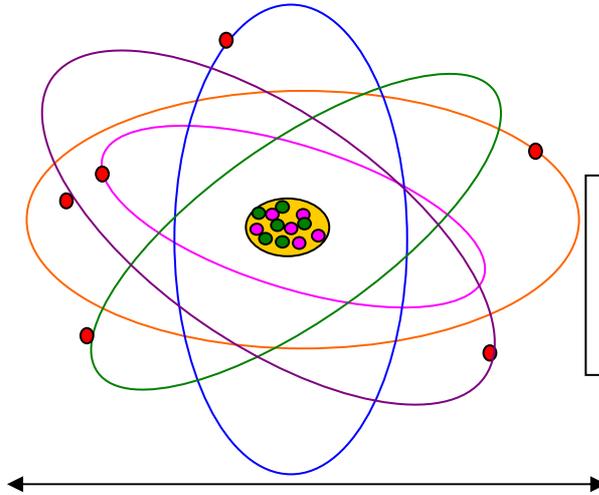
IV. Les électrons dans l'atome :

1) Modèles successifs du cortège électronique : aperçu historique :

- Si l'on excepte Joseph John Thomson (physicien anglais 1856-1940) découvre l'électron en 1897 et son pudding aux électrons, Rutherford est le premier (1871-1937 – existence du noyau atomique 1911) à proposer un modèle du cortège électronique de l'atome.
- Pour lui, les électrons étaient en rotation rapide autour du noyau sur des orbites circulaires comme les planètes autour du Soleil (Schéma transparent).



NOYAU : A nucléons
Z protons
A-Z neutrons
Rayon : 10^{-15} m



Représentation symbolique d'un atome (modèle planétaire)

Si l'échelle était respectée la taille de l'atome, de l'ordre de grandeur de l'Ångström (10^{-10} m) devrait être 100 000 fois plus grande que celle du noyau (10^{-15} m).

ATOME : Diamètre de l'atome : 10^{-10} m

- Mais ce modèle, fondé sur les lois de la mécanique classique, ne pouvait avoir d'existence durable, les électrons étant rapidement captés par le noyau.

- Au XIX^{ème} siècle, on a compris que les lois de la mécanique classique ne s'appliquaient qu'à notre échelle.

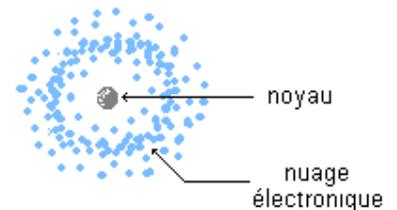
- A l'échelle atomique, s'applique la mécanique quantique dont les principes fondamentaux ont été établis entre 1925 et 1927 par Niels Bohr (physicien danois., 1885 - 1962) – modèle quantique de l'atome 1913, Wolfgang Pauli : Physicien américain d'origine autrichienne (1900-1958) – Principe d'exclusion 1925- et Erwin Schrödinger, physicien autrichien. (1887 - 1961), fondateur de la mécanique ondulatoire.

- L'image du mini-système solaire rassurante est fautive.

- La notion de trajectoire disparaît.

- La localisation d'un électron dans l'espace est évaluée par sa probabilité de présence dans une région déterminée.

- L'atome apparaît comme un minuscule noyau entouré d'un « nuage » représentant la probabilité de présence des électrons. Il faut se résoudre à une vision « floue » du monde atomique, mais floue ne signifie pas inexacte et imprécis. Le modèle explique entre autre les raies d'émission des atomes.



Représentation probabiliste d'un atome d'hydrogène!

2) Modèle actuel du cortège électronique :

Il n'est pas question d'orbites, mais d'orbitales : régions dans l'espace souvent sphérique où les électrons peuvent se trouver autour du noyau.

a) Les couches électroniques :

oral : cela se passe comme si les électrons se répartissent sur des couches concentriques, comme celles d'un oignon, tous ne sont pas liés de la même façon. Éléments $1 < Z < 18$.

Les e^- d'un atome se répartissent en couches. Chaque couche est caractérisée par son numéro n et représenté par une lettre.

A $n = 1$, on associe K ; $n = 2$ L ; $n = 3$, M etc...

Les électrons sont d'autant plus liés au noyau que la couche à laquelle ils appartiennent a le nombre petit.

b) La répartition des électrons sur les couches :

Elle obéit à 2 principes :

→ Le principe de Pauli :

Chaque couche ne peut contenir qu'un nombre limité d'électrons.

La couche de numéro n contient au maximum $2n^2$ électrons.

Couche K caractérisée par $n = 1$ peut contenir au maximum $2 e^-$.

Couche L caractérisée par $n = 2$ peut contenir au maximum $8 e^-$.

Couche M caractérisée par $n = 3$ peut contenir au maximum $18 e^-$.

→ Le principe de construction :

Dans l'état le plus stable de l'atome, les électrons occupent successivement les couches en commençant par celles ayant les numéros les plus faibles.

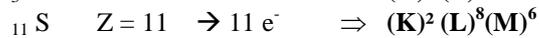
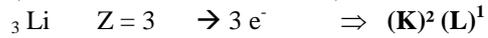
Les électrons occupent d'abord la couche K, puis quand celle-ci est saturée, d'autres se placent sur la couche L ...

- La dernière couche occupée est appelée « couche externe ». Les électrons qui occupent cette couche externe sont appelés : électrons périphériques. Les autres couches sont les couches internes occupées par les électrons internes.
- L'état de l'atome obtenu en appliquant ces principes est appelé : **état fondamental** : c'est son état habituel.

3) Représentation de la structure électronique :

- Pour représenter la structure électronique d'un atome ou d'un ion, on utilise une formule électronique.
- On écrit entre parenthèses, la lettre qui correspond à chaque couche et on indique en exposant, en haut, à droite, le nombre d'électrons de cette couche.

Ex : (oral : dans l'état fondamental)



→ Combien d'électrons sur la couche externe ? **6**

→ Cette répartition est-elle la même pour tous les atomes isotopes ?

Tous les atomes isotopes ont même numéro atomique Z, mais nombre de nucléons différents.

⇒ Même nombre d' e^- dans le cortège électronique ⇒ même formule électronique.

Ex : O, H, N, C ...

4) Structure électronique des ions monoatomiques :

- Le nombre d'électrons de l'ion n'est pas égal au nombre d'électrons dans l'atome correspondant.
- La répartition des électrons se fait selon les mêmes règles que celles appliquées aux atomes.

Ex : Atome Li : nbre d' $e^- = 3 \Rightarrow$ formule électronique : $(\mathbf{K})^2 (\mathbf{L})^1$

Ion Li^+ : nbre d' $e^- = 2 \Rightarrow$ formule électronique : $(\mathbf{K})^2$

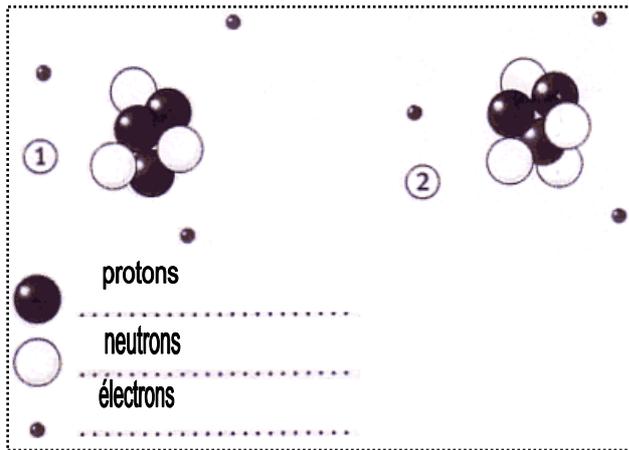
Atome Cl : nbre d' $e^- = 17 \Rightarrow$ formule électronique : $(\mathbf{K})^2 (\mathbf{L})^8 (\mathbf{M})^7$

Ion Cl^- : nbre d' $e^- = 18 \Rightarrow$ formule électronique : $(\mathbf{K})^2 (\mathbf{L})^8 (\mathbf{M})^8$

Activité 3 : A la découverte des isotopes :

Activité n°3 : A la découverte des isotopes

Le document ci-dessous représente 2 atomes isolés de lithium, les électrons étant immobiles (bien qu'ils ne le soient pas en réalité).



Questions :

1. Compléter la légende du document en retrouvant l'identité de chaque particule.

2. Déterminer le numéro atomique de chacun des 2 atomes.

Atome 1 : $Z = 3$
Atome 2 : $Z = 3$ } \rightarrow même numéro atomique

3. Compter leur nombre de neutrons.

Atome 1 a 3 neutrons

Atome 2 a 4 neutrons

4. Donner leur nombre de nucléons.

Atome 1 a 6 nucléons

Atome 2 a 7 nucléons

5. Ces 2 atomes sont-ils identiques ? En quoi diffèrent-ils ?

Donner leur représentation symbolique.

Ces 2 atomes ont même numéro atomique, mais des

nombre de neutrons différents. Représentation : ${}^6_3\text{Li}$ ${}^7_3\text{Li}$

6. Sachant que ces 2 atomes sont des isotopes, donner une définition de l'isotopie.

Des isotopes ont même numéro atomique Z mais des nombre A différents.

Activité n°4 : Composition de quelques ions

L'oxyde de cuivre II CuO est un solide noir qui contient des ions cuivre II Cu^{2+} et des ions oxyde O^{2-} .

Le numéro atomique du cuivre est : $Z = 29$. Celui de l'oxygène est $= 8$.

Dans la nature, l'atome de cuivre possède deux isotopes : ${}_{29}^{63}\text{Cu}$ et ${}_{29}^{65}\text{Cu}$

Questions.

1. Que signifie le « 2+ » en exposant dans Cu^{2+} ? *L'atome de Cu a perdu 2 e^-*

2. Combien d'électrons possède l'atome de cuivre ? 29

Combien d'électrons possède l'ion Cu^{2+} ? 27

3. En tenant compte des 2 isotopes du cuivre, indiquer 2 compositions possibles pour l'ion Cu^{2+} : donnez les nombres de protons, de neutrons et d'électrons.

${}_{31}^{63}\text{Cu}$: 29 protons – 34 neutrons – 27 e^- ; ${}_{29}^{65}\text{Cu}$: 29 protons – 36 neutrons – 29 e^- .

4. Combien d'électrons possède l'atome d'oxygène ? 8 e^-

Combien d'électrons possède l'ion oxyde ? 10 e^-

5. Donnez la définition d'un ion monoatomique.

Atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

b) Définition :

Un ion monoatomique est une entité formée par un atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons.

Ex : Ion Cu^{2+} : formé par l'atome Cu qui a perdu 2 e^- .

Lors de la transformation de l'atome à l'ion, le noyau reste inchangé (n'est pas modifié).

Le numéro atomique Z reste le même : on conserve le même élément chimique. Mais au niveau de la matière, il y a changement d'aspect.

Un atome et l'ion monoatomique qui en dérive sont caractérisés par la même valeur de Z.

c) Charge électrique des ions :

Dans un ion, le nombre de protons est différent du nombre d'électrons.

⇒ un ion n'est pas électriquement neutre.

• **Les ions portent une charge électrique indiquée en haut et à droite du symbole.**

Un atome, électriquement neutre, qui gagne des électrons, charges élémentaires négatives, devient un ion négatif ou anion.

• **Un anion est une entité chargée négativement obtenue à partir d'un atome ayant gagné un ou plusieurs électrons.** Exemples: Cl^- , O^{2-} .

• **Un cation est une entité chargée positivement obtenue à partir d'un atome ayant perdu un ou plusieurs électrons.** Exemples: Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} .

Quelques ions à connaître

Cations	Anions
Ion sodium Na^+	Ion fluorure F^-
Ion cuivre (II) Cu^{2+}	Ion chlorure Cl^-
Ion fer (II) Fe^{2+}	Ion bromure Br^-
Ion fer (III) Fe^{3+}	Ion iodure I^-
Ion zinc (II) Zn^{2+}	Ion oxyde O^{2-}
Ion argent (I) Ag^+	Ion sulfure S^{2-}
Ion aluminium (III) Al^{3+}	

Remarque : la charge électrique de l'ion est égale à la somme des charges des particules qui le compose.