

L'ELABORATION DE LA MATIERE ORGANIQUE

I- Généralité :

A- Expérience de Rutherford :

Plaçons une **feuille d'or** entièrement fine entre une source de **rayon α** et un **détecteur de particules**. **Rutherford** constate que la majorité des particules traverse la feuille d'or, sauf quelques unes qui sont dérivées.

- On conclue que la matière est essentiellement constituée de **vide**, d'où la **discontinuité** de la matière.

1- Les Corps purs :

Un **corps pur** est le **résultat** de la **séparation** des **constituants** d'un **mélange**. On distingue un **corps pur simple** et un **corps pur composé**.

2- Les corps purs simples :

Oxygène (**O**) ;

Hydrogène (**H**) :

Carbone (**C**) ;

Chlore (**Cl**).

3- Les corps purs composés :

Eau (**H₂O**) ;

Chlorure d'hydrogène (**HCL**) ;

Chlorure de sodium (**NOCL**).

4- L'atome :

L'atome est la plus petite **structure** de ce qu'on appelle des **corps simples**. C'est un **édifice** dont la **taille** est comprise entre **210⁻⁸** et **510⁻⁸ cm** constitué d'**électrons** et d'un **noyau** formé de **protons** et de **neutrons**.

a- Structure :

Le noyau a une taille d'environ **10 000 fois** inférieure à celle de l'atome ; les protons et les neutrons ont des masses presque identiques et environ **1 000 fois** supérieures à celle de l'électron. Le nombre de protons contenus dans un atome est dit **nombre atomique** (désigné par le **symbole Z**). Il est identique au nombre d'électrons et caractérise chaque atome, déterminant ainsi ses propriétés physiques.

On connaît des atomes qui ont le même nombre atomique, c'est-à-dire qui appartiennent au même élément, mais avec un nombre différent de neutrons, donc avec un poids différent ; à tel atome, on donne le nom d'**isotopes** (par exemple : l'hydrogène avec un proton dans le noyau et l'hydrogène lourd ou **deutérium** avec un proton et un neutron).

Puisque les atomes sont neutres, pour contrebalancer les **Z** charges positives du noyau, **Z** électrons tournent autour de lui ; ils sont disposés en couches successives désignées par les lettres **K, L, M, N, O, P, Q** ; sur chaque couche, le nombre d'électrons augmente avec la complexité de l'atome.

Toutes les couches, à l'exception de la première, sont formées de sous-couches, caractérisées chacune par son niveau d'énergie, niveau qui croît lorsque augmente la distance au noyau ; pourtant, à partir de la **quatrième couche** et dans les couches suivantes, cette règle n'est pas respectée : la sous-couche la plus intérieure a une énergie qui est inférieure de peu à la sous-couche la plus extérieure de la couche qui la précède.

Il en résulte que les électrons, qui, en prenant place autour du noyau, occupent les différents niveaux d'énergie (généralement de celui qui a l'énergie la plus petite à celui qui a l'énergie la plus) se distribuent ainsi : dans les atomes d'hydrogène et d'**hélium**, respectivement de nombre atomique **1** et **2**, les électrons occupent la couche **K** qui ne peut plus contenir d'autres électrons ; pour les atomes de nombre atomique compris entre **3** et **10**, les nouveaux électrons vont occuper la couche **L** qui, au maximum, peut contenir **8** électrons ; pour les atomes de nombre atomique compris entre **11** et **18**, les nouveaux électrons vont occuper la couche **M** qui, la différence de la précédente, n'est

pas complète car elle peut contenir jusqu'à **18** électrons ; pour les atomes de **potassium** et de **calcium**, respectivement de nombre atomique **19** et **20**, le **19^e** et **20^e** électron commencent la couche **N**, mais, dans les dix éléments qui suivent (nombre atomique compris entre **21** et **30**), les nouveaux électrons vont compléter la couche **M** qui était restée incomplète.

Dans tout atome, la couche d'électrons la plus externe ne possède jamais plus de **8** électrons et les éléments qui en ont 8, ou exceptionnellement **2** si, seule, la couche **K** est présente, constituent ce qu'on appelle les gaz rares (**hélium, néon, argon, Krypton, xénon, radon**) qui ne combinent jamais, ou, autrement dit, ont pour valence **zéro**.

Les atomes de tous les autres éléments ont tendance à prendre une structure électronique analogue à celle des gaz rares, c'est-à-dire avoir 8 électrons sur leur couche la plus externe ; pour arriver à cette structure, ils cèdent ou acquièrent des électrons mais, alors, leur équilibre électrique est rompu ; en effet, le nombre de charges électriques positives du noyau ne change pas.

Les atomes se transforment en **ions** chargés d'électricité positive (ou **cations**), s'ils ont perdu des électrons, et en ions chargés d'électricité négative (ou **anions**) s'ils ont acquis des électrons : plus précisément, les atomes qui ont sur leur couche la plus externe moins de **4** électrons (**atomes des métaux**) tendent à les perdre tous, faisant disparaître la dernière couche en devenant des cations ; ceux qui en ont entre **4** et **7** (atomes des **métalloïdes**) en acquièrent autant qu'il est nécessaire pour atteindre le nombre de **8**, devenant ainsi des anions.

Les électrons de la couche la plus externe sont appelés **électrons de valence**, car la valence des atomes dépend précisément du nombre d'électron qu'un atome peut acquérir ou perdre pour avoir la structure électronique des gaz rares.

Un bon nombre de composés, dits **composés ioniques**, se forment justement par l'**attraction** électrostatique qui se produit entre ions négatifs ; le sel de cuisine **NaCl**) est un composé de ce type, dont les cristaux sont formés par des **ions Na⁺** alternant avec des **ions Cl⁻**.

b- Le numéro atomique ou

nombre de masse :

- **Le numéro atomique Z** est le nombre de **protons** ou d'**électrons** d'un atome.
- **Le nombre de masse A** est le nombre total de protons et de **neutrons** ou de

molécules de **nucléons** noté A.

$$A = z + N$$

$$Z = A - N$$

$$N = A - Z \text{ avec } N \text{ nombre de neutrons.}$$

c- Notion d'élément chimique :

L'élément chimique est le **constituant commun** à plusieurs corps purs. On représente un élément chimique par un symbole. Le symbole d'un élément est la première lettre majuscule de cet élément, suivie quelques fois d'une minuscule pour éviter la confusion.

Exemple : oxygène (**O**), carbone (**C**), chlore (**Cl**), azote (**N**), sodium (**Na**).

d- Notion d'isotopie :

Les **isotopes** sont des éléments dont les atomes ont le même nombre de protons, mais de nombre de neutrons différents ou de masse atomique différente.

Exemple : $^{12}\text{C}_6$, $^{13}\text{C}_6$, $^{14}\text{C}_6$

e- Représentation de Lewis :

La représentation de **Lewis** a pour but de schématiser la **couche électronique** externe d'un atome. Pour l'établir, chaque atome est scindé formellement **en deux**.

Le **noyau** et les électrons des **couches internes** sont représentés par le symbole de l'élément. Seuls figurent les électrons périphériques.

Les électrons célibataires sont représentés par des points (**•**) autour du symbole. Les doubles d'électrons sont représentées par des tirets (**-**) qui entourent le symbole.