

LA MATIERE

I- Généralité :

Du point de vue de la **physique classique** et **microscopique**, la **matière** peut se définir comme tout ce qui est doté de **masse** et d'**inertie**.

La matière se classe, dans ce cas, selon ses **états d'agrégation** (**solide, liquide, gazeux**).

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.

II- 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**.

A- Les corps purs simples :

Oxygène (**O**) ;

Hydrogène (**H**) :

Carbone (**C**) ;

Chlore (**Cl**).

B- Les corps purs composés :

Eau (H_2O) ;

Chlorure d'hydrogène (HCl) ;

Chlorure de sodium ($NaCl$).

III- Structure de 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 10^{-8} et $5 \cdot 10^{-8}$ cm constitué d'**électrons** et d'un **noyau** formé de **protons** et de **neutrons**.

1- 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 nombres 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⁻**.

2- Le numéro atomique- nombre de masse ou masse :

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

molécules de **nucléons** noté **A**.

$$A = z + N$$

$$Z = A - N$$

$N = A - Z$ avec **N** nombre de neutrons.

3- 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**).

4- 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 : $^{12}\text{C}_6$, $^{13}\text{C}_6$, $^{14}\text{C}_6$

5- 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.

IV- Classification périodique des éléments chimiques :

1- Historique :

Pendant longtemps, les chimistes eurent pour but de découvrir les propriétés particulières à chaque corps. Ils avaient déjà observé les **analogies chimiques** entre certains corps.

En 1869, le chimiste russe **Mendéleïev**, après avoir classé les éléments par **masse atomique** croissante, les disposa sur un tableau en plaçant sur une même verticale, les corps qui présentaient les mêmes analogies chimiques.

Il avait laissé certaines cases vides dans ce tableau car il avait prévu l'existence d'autres éléments.

2- Structure du tableau périodique :

La classification proposée par Mendéleïev comprend des **périodes** ou **lignes** et des **groupes** ou **familles** ou **colonnes**.

a- Les périodes :

Le tableau périodique renferme **7 périodes** dont **3 courtes** et **4 longues**.

- **Les périodes courtes**, la **première** ne renferme que deux éléments (**hydrogène H** et l'**hélium H₂**) ; tandis que les **deux autres** renferment **8 éléments** chacune.

- **Les périodes longues**, la **4^{ème}** et la **5^{ème}** renferment chacune **18 éléments** chacune, la **6^{ème}** renferme **32 éléments** et la **7^{ème}** est incomplète.

b- Les groupes :

Il existe deux **grands groupes** : le **groupe des métaux** et le **groupe des non- métaux**. Le tableau périodique est composé de **8 groupes** constitués de **8 sous-groupes** secondaires.

- Groupe I :

C'est le groupe des **métaux alcalins** (**hydrogène H, lithium Li, sodium Na, potassium K**). Ces éléments ont tendance à céder (**perdre**) un électron pour saturer leurs couches électroniques périphériques.

- Groupe II :

C'est le groupe des **métaux alcalins-terreux** (**Béryllium B2, Magnésium Mg, Calcium Ca**). Ces métaux ont tendance à céder **deux électrons** pour saturer leurs dernières couches électroniques.

- Groupe III :

C'est le groupe des **allogènes** (**Fluor F, Chlore Cl, Brome Br, Iode I**). Ces éléments ont tendance à capter (gagner) un électron pour saturer leurs couches électroniques périphériques.

- Groupe IV :

C'est le groupe des **gaz rares** (**Hélium H2, Néon Ne, Argon Ar, Krypton Kr**). Leurs dernières couches électroniques sont saturées. Les gaz rares ne sont pas prêts à capter ni à perdre un électron, donc ils n'admettent pas de réactions chimiques. On dit qu'ils sont **inertes**.

V- Importance de la classification périodique :

1- La période : indique le nombre total de couches ou de l'élément possédé. Elle représente aussi le numéro de la dernière couche.

2- Le groupe : indique le nombre d'électrons se trouvant sur la dernière couche ou le nombre d'électron de valence.

Le groupe permet aussi de déterminer la valence d'un élément. **Comment ?**

- Du **groupe I** au **groupe IV**, la valence de l'élément est le numéro du groupe.

Exemple : **Na** est un élément du **groupe I**, alors sa valence est **1**.

- Du **groupe 5** au **groupe 8**, la valence de l'élément est la différence de (**8** - le numéro du groupe).

Exemple : l'**oxygène O** est l'élément du **groupe VI**, alors sa valence est **(8 - 6) = 2**.

3- La valence d'un élément :

C'est le nombre d'électrons qu'il peut capter ou céder au cours d'une réaction.

4- Élément électropositif :

C'est un élément qui a tendance à perdre un ou plusieurs électrons pour avoir la structure électronique du gaz rare le plus proche dans la classification périodique, en le transformant en un **ion positif (cation)**.

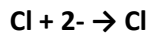
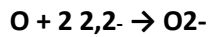
Exemple : **Na** et **Mg** sont des éléments électropositifs.



5- Élément électronégatif :

C'est un élément qui a gagné un ou plusieurs électrons pour avoir la structure électronique du gaz rare le plus proche en devenant un **ion négatif** ou (**anion**).

O, Cl sont des éléments électronégatifs.



VI- Les liaisons chimiques ou liaisons interatomiques :

Les liaisons chimiques ou liaisons interatomiques sont les liaisons provoquées par les électrons des couches périphériques.

Les atomes se lient entre eux de façon à saturer leurs couches atomiques périphériques. Ainsi, ils acquièrent la structure électronique des gaz rares les plus proches de la classification périodique (**Règle d'octet**).

On distingue **trois types** de liaison : la **liaison ionique**, la **liaison covalente** et la **liaison semi-polaire**.

1- La liaison ionique :

Définition :

La liaison ionique est un transfert d'électrons d'un atome à un autre. Elle se forme entre un **métal** (**Na, K, Ca, Mg**) et un **non métal** (les **halogènes** : **Fluor F, Chlore Cl, Brome Br, Iode I...**). Au cours de cette formation de liaison ionique, le métal perd un ou plusieurs électrons en se transformant en un **ion positif (cation)** et le non métal gagne en devenant un **ion négatif (anion)**.

2- La liaison covalente :

Définition :

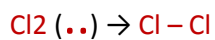
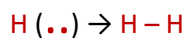
La liaison covalente est le résultat de la mise en commun de **deux électrons célibataires** formant un **doublet d'électron**. Pour former une liaison covalente entre **deux atomes**, chaque atome doit apporter un électron.

Conventionnellement, la liaison covalente est représentée par un (-).

On distingue :

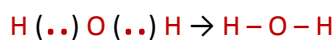
- **la liaison covalente normale**, elle se forme entre les mêmes atomes

Exemple : H₂ et Cl₂



- **la liaison covalente polarisée**, elle se forme entre **deux atomes différents**.

Exemple : H₂O, CO₂, HCl.



3- La liaison semi-polaire :

Définition :

La liaison semi-polaire est le résultat de la mise en commun de **deux électrons** provenant tous du même atome (**atome donneur**).

Conventionnellement, la liaison semi-polaire est représentée par une flèche (\rightarrow) dirigée vers l'atome donneur.

VII- Les Réactions chimiques :

A- Transformation physique :

Une transformation physique est une transformation de la matière au cours de laquelle la **nature** propre des corps est conservée.

Exemple : la **solidification**, la **condensation**, la **vaporisation**.

B- Réaction chimique :

Une réaction chimique est une transformation de la matière au cours de laquelle des **espèces chimiques** disparaissent pour donner naissance à d'autres espèces chimiques.

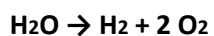
Exemple: $S + O_2 \rightarrow SO_2$ (soufre);

$C + O_2 \rightarrow CO_2$ (dioxyde de carbone), etc.

Les corps de départ sont appelés « **réactifs** » ou « **produits initiaux** » et les corps formés sont appelés « **produits finaux** ».

C- La Réaction de décomposition :

Exemple : analyse de l'eau par le courant électrique



D- Etude quantitative :

1- La molécule :

La molécule est la plus petite unité chimique d'un élément ou d'un composé, contenant toutes les particularités de cet élément ou composé.

Exemple : dans 0,012 kg de **carbone 12** (${}^6\text{C}_{12}$).

Dans 1 mole entité, nous avons **N** entités élémentaires, soit un atome, une molécule ou un ion. $N = n - N$.

N est le nombre d'**Avogadro**. $N = 0,02.10^{24} \text{ mol}^{-1}$.

Avec N nombre de molécules, d'atomes ou d'ions.

n = nombre de moles.

$$n = \frac{V}{V_0} \quad \text{ou} \quad n = \frac{V}{V_0}$$

N **V₀**

2- Le volume molaire d'un gaz :

Le volume molaire d'un gaz est le volume d'une mole de ce gaz.

$V_0 = 22,4 \text{ l/m}$ ou l.mol^{-1} .

Dans les conditions normales de température ($T_0 = 273 \text{ K}$) et de pression ($P_0 = 1,013 \cdot 10^5$)

3- La masse molaire atomique :

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atome. Elle s'exprime en g/mol^{-1} .

$M/C = 12 \text{ g/mol}^{-1}$.

4- La masse molaire moléculaire :

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécule. Elle correspond à la somme des masses molaires atomiques des différents éléments entrant dans la composition du corps.

Exemple: $M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + M(\text{O}) \times 2$

$$= 12 + 16 \times 2$$

$$= 12 + 32 = 44 \text{ g/mol}$$

5- Loi d'Avogadro-Ampère:

Dans les mêmes conditions de température et de pression, les volumes égaux de n'importe quel gaz renferment les mêmes nombres de mole.

6- Densité d'un gaz par rapport à l'air :

a- Définition :

La densité d'un **gaz** par rapport à l'**air** est le quotient de la masse d'un certain volume de ce gaz par rapport à la masse du même volume d'air (les **deux volumes** étant mesurés dans les mêmes conditions de température et de pression).

m (masse du gaz)

d = -----

m (masse de l'air)

E- Etude qualitative :

1- Description de l'expérience :

Un courant de **dihydrogène** est envoyé sur l'**oxyde de cuivre II** (oxyde cuivrique **CuO**) chauffé à environ **410°C**.

Progressivement, l'oxyde de cuivre noir est remplacé par un corps solide d'aspect métallique et rougeâtre.

Le gaz qui s'échappe à l'extrémité du tube donne par condensation sur une paroi froide des gouttelettes d'eau.

L'équation bilan s'écrit :

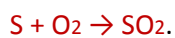


2- Equation bilan d'une réaction – Loi de Lavoisier :

a- Définition :

Equation bilan d'une réaction est la représentation schématique de cette réaction chimique.

Exemple : la réaction de combustion du **soufre**, son équation s'écrit :



Le bilan d'une réaction se traduit par :

- la conservation des éléments ;
- la conservation du nombre des atomes.

b- Loi de Lavoisier :

Au cours d'une réaction chimique la masse des réactifs est égale à la masse des produits formés.

c- Réaction stœchiométrique :

Une réaction stœchiométrique est une réaction au cours de laquelle tous les réactifs disparaissent totalement.

d- Réaction non stœchiométrique :

C'est une réaction au cours de laquelle un seul réactif disparaît, appelé **réactif en défaut**.