

Transformations,  
approche  
thermodynamique

# Systemes physico-chimiques

Chapitre 1

Cette première partie du cours s'intitule : « *Transformations chimiques de la matière* »

On entre ainsi de plain-pied au cœur de la chimie ! La chimie est en effet, par définition, le domaine de la science qui étudie **la matière** et ses **transformations**.

Mais qu'est-ce que la matière ? Et qu'est-ce qu'une transformation ? Ce chapitre a pour but d'apporter des réponses à ces questions.

On peut d'emblée citer quelques exemples de ce qu'on appelle une transformation chimique :

- un glaçon qui fond ; de l'eau qui s'évapore ;
- la dissolution de sucre dans de l'eau ;
- la création de glucose dans une feuille par la photosynthèse ;
- la fabrication d'acier dans un haut fourneau à partir de minerai de fer et de carbone métallurgique ;
- la combustion du gaz dans le brûleur d'une cuisinière ;
- la création d'un savon dans un béccher à partir d'huile et de soude...

*Remarque* : Les deux premiers cas consistent uniquement en des changements de phases, et on parle dans ce cas de transformations *physiques* plutôt que *chimiques*. La distinction entre transformation *physique* ou *chimique* n'ayant pas d'intérêt dans cette partie, car on les traite de la même manière, on peut regrouper toutes ces transformations sous le terme de « **Transformations physico-chimiques** », que l'on abrègera souvent en « transformation *chimique* » pour simplifier.

Une *transformation physico-chimique*, c'est une évolution d'un système, perceptible à notre échelle, l'échelle macroscopique, se traduisant par la **modification de la quantité de matière de certaines espèces physico-chimiques**.

Cette définition fait apparaître des concepts fondamentaux : notion de *système*, échelle *macroscopique*, *espèce physico-chimique*, *quantité de matière*...

Ces notions, bien que partiellement déjà vues au lycée, vont être reprises et développées dans ce premier chapitre.

*Remarque importante* : une transformation dans laquelle des noyaux d'atomes sont modifiés est appelée transformation **nucléaire** (on peut citer la fusion de l'hydrogène en hélium au cœur du soleil ou la fission de l'uranium dans un réacteur nucléaire). Ces transformations ne seront pas concernées par cette partie du cours. Elles obéissent à des lois propres, étudiées en physique nucléaire.

À retenir : dans une transformation physico-chimique, les noyaux des atomes ne sont pas modifiés.

En particulier, les **éléments chimiques** sont toujours conservés.

Dans la partie I de ce cours, on va rappeler la définition de ce terme essentiel « d'élément » chimique. L'occasion de rappeler les connaissances de base à avoir sur le « tableau périodique des éléments », mais aussi plus généralement sur la constitution de la matière !

## ***I - Introduction : rappels sur la constitution de la matière***

---

**« La matière est constituée d'atomes. »**

Cette phrase constitue de nos jours l'une des connaissances scientifiques les mieux établies qui soient !

*Mais depuis quand, historiquement, sait-on cela ?...*

*Citer le nom du scientifique français, prix Nobel de physique 1926, considéré comme ayant apporté la preuve définitive de l'existence des atomes. Dans quel lycée a-t-il effectué ses années de « prépa » ?*

## I.1 Description d'un atome ; éléments chimiques ; masse molaire

Rappeler quel est l'ordre de grandeur de la taille d'un atome :

Décrire un atome en termes de particules constitutives, en rappelant l'ordre de grandeur des masses, tailles et charges de ces particules (réponses dans le document 1).

Donner la définition d'un **élément chimique** :

Donner la définition des **isotopes** d'un élément

Les isotopes d'un élément sont généralement distingués par leur nombre de masse. Qu'appelle-t-on **nombre de masse** d'un atome ? Pour quoi cette appellation ?

Quelle est la masse molaire d'un isotope ?

Pour répondre à cette question, il faut d'abord donner la définition de la mole.

Étudier le document 2 et répondre à ces questions :

- définition de la mole :

- masse molaire d'un isotope de nombre de masse  $A$  :

$$M({}^A\text{X}) =$$

$$\text{avec } u(M({}^A\text{X})) =$$

- qu'est-ce que « l'abondance isotopique moyenne » ? (*exemples dans le document 1*)

- qu'est-ce que la masse molaire d'un élément chimique ? Comment la calcule-t-on ?

$$M =$$

*Exemple : masse molaire du chlore*

**Exercice d'application : exercice 1**

## I.2 Configuration électronique ; classification périodique

Jeter un œil sur le tableau périodique des éléments (document 3).

Première règle : les éléments sont rangés dans l'ordre croissant de numéro atomique

Mais régulièrement, on « revient à la ligne »... et certains éléments se retrouvent dans une même colonne, constituant ainsi des familles d'éléments aux propriétés voisines.

Cette structuration est liée à l'organisation du cortège électronique, en « couches » et « sous-couches » (mais il faut se méfier de ces termes...). On va rappeler cette structuration dans ce paragraphe, pour les 18 premiers éléments.

$Z = 1$  : l'atome d'hydrogène

« où est l'électron d'un atome d'hydrogène isolé » ?

En physique quantique, l'électron est décrit par une onde qui se développe autour du noyau.

Pour calculer l'expression mathématique de cette onde (sa valeur en fonction des coordonnées de l'espace et du temps), on doit résoudre l'équation fondamentale de la physique quantique, qui s'appelle **l'équation de Schrödinger** (équation 1926, prix Nobel de physique 1933).

Une orbitale atomique (OA) est une fonction mathématique solution de l'équation de Schrödinger, qui décrit l'état d'un électron en physique quantique, c'est-à-dire toutes ses propriétés, notamment de localisation.

Les OA des deux premières « couches » électroniques sont dessinés dans le document 4 selon deux visualisations possibles : nuage de points ou enveloppe de probabilité.

Donner la signification de ces dessins concernant l'électron de l'atome d'hydrogène, décrit par l'orbitale  $1s$  :

Comment note-t-on la configuration électronique de l'hydrogène ?

$Z = 2$  : l'atome d'hélium

Où sont les électrons d'un atome d'hélium ? Comparer à l'hydrogène.

Comment note-t-on la configuration électronique de l'hélium ?

$Z = 3$  : l'atome de lithium

**Principe de Pauli** : une OA ne peut contenir que deux électrons au maximum.

En déduire la configuration électronique d'un atome de lithium.

Un atome de lithium ressemble-t-il plus à un atome d'hydrogène ou à un atome d'hélium ? Argumenter...

Définir les **électrons de valence** d'un atome (pour les éléments jusqu'à  $Z = 18$ ) :

Les autres électrons, dans des OA complètes et plus proches du noyau, ne participent pas à la réactivité de l'atome : on les appelle les **électrons de cœur**.

**Rappeler la structuration du nuage électronique des éléments jusqu'à 18 électrons ;** faire le lien entre les termes « couche » et « sous-couche » et les termes plus rigoureux d' « orbitales atomiques ».

... au-delà c'est plus compliqué... et on le verra ultérieurement !

**N.B. Vous devez être capable de citer les 18 premiers éléments du tableau périodique : nom, symbole,  $Z$ , configuration électronique, nombre d'électrons de valence**

... autrement dit vous devez être capable de remplir le tableau suivant :

$Z$	symbole	nom	configuration électronique	nb $e^-$ de valence

Vous devez aussi être capable de ranger ces éléments dans la **classification périodique**, sachant :

- qu'on revient à la ligne à chaque fois qu'on entame une « nouvelle couche »
- que les éléments d'une même colonne ont la même configuration électronique... au numéro de couche près, et donc le même nombre d'électrons de valence.
- que les colonnes sont rassemblées en blocs, selon les dernières OA remplies (bloc *s* ou bloc *p*)

En déduire le tableau périodique des éléments (3 premières périodes) (*à savoir reconstituer absolument !*)

*Remarque* : entre les blocs *s* et *p* on réserve 10 colonnes pour le bloc *d*, qui servira pour des éléments de  $Z > 18$  que l'on verra plus tard.

Le tableau périodique contient donc 18 colonnes. En déduire les numéros des colonnes des blocs *s* et *p* et les ajouter sur votre tableau précédent.

### **Familles d'éléments**

Les éléments d'une même colonne ayant le même nombre d'électrons de valence dans des OA de même type (*s*, *p*...), ils ont des propriétés chimiques très voisines et constituent ainsi des familles d'éléments chimiques.

L'une de ces familles est celle des **gaz nobles**, qui occupe la **colonne n°18**.

Il s'agit des éléments ayant une **configuration électronique particulièrement stable** (sous-couches *s* et *p* complètes, ne pouvant accueillir d'électron supplémentaire ; noyau le plus chargé de sa ligne, donc difficile d'arracher des électrons...).

Les atomes de ces éléments ont la propriété de ne quasiment jamais se lier aux autres atomes et de rester ainsi sous forme de *gaz monoatomiques inertes*.

L'hélium possède ces propriétés. Bien qu'il appartienne au bloc *s*, on a ainsi décidé de le déplacer en colonne 18.



### I.3 Liaisons chimiques dans la matière

Dans ce paragraphe, on va rappeler les différents types de liaisons qui peuvent s'établir entre les atomes.

Le concept d'électronégativité est essentiel pour rationaliser cette question.

#### a) L'électronégativité

Donner la définition de l'électronégativité :

Schématiser le tableau périodique (trois premières périodes) et rappeler comment évolue l'électronégativité selon la position des éléments dans ce tableau :

#### b) Liaisons chimiques dans les corps simples

Donner la définition d'un **corps simple** :

Observer le tableau périodique (document 3) : si on excepte quelques métalloïdes, aux propriétés intermédiaires, les corps simples se divisent en deux catégories : les **métaux**, et les **non-métaux**.

Colorier les métaux et les non-métaux sur votre tableau périodique... et faire le lien avec l'électronégativité des éléments.

**Métaux :**

Citer quelques propriétés des métaux :

Au niveau microscopique, un métal est constitué d'atomes empilés, liés tous ensemble par une liaison appelée **liaison métallique**.

Quelle description simple peut-on faire de la liaison métallique ? (voir les schémas du document 5)

**Non-métaux :**

Les non-métaux étant constitués d'atomes d'éléments plus électronégatifs, ils ne tendent pas à délocaliser leurs électrons, au contraire des métaux, mais à les mettre en commun avec d'autres atomes pour constituer des **liaisons covalentes**.

Suivant les cas, on pourra obtenir :

- des corps simples moléculaires :

*décrire le cas du dihydrogène, du diazote ou du dioxygène :*

*décrire le cas particulier des gaz nobles :*

- des corps simples macrocovalents :  
*décrire le cas du carbone dans le diamant ou dans le graphite (voir document 6)*

### c) Liaisons chimiques dans les corps composés

Donner la définition d'un corps composé :

La nature des liaisons unissant les atomes dans les corps composés dépend de la position relative des éléments dans le tableau périodique et donc de leur différence d'électronégativité.

Pour les corps constitués de deux éléments, on peut distinguer trois cas « limites » (beaucoup de situations pouvant être intermédiaires entre ces cas) :

- si les deux éléments sont de faible électronégativité (typiquement deux métaux), on obtient un ..... ; les atomes sont essentiellement liés par la liaison .....

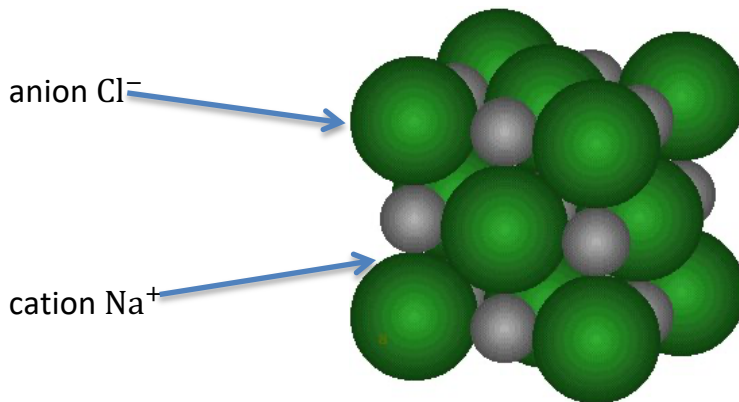
Exemples :

- si les deux éléments sont de forte électronégativité (typiquement deux non-métaux), on obtient des corps moléculaires : les atomes sont essentiellement liés par une liaison .....

Exemples :

- si on associe deux éléments d'électronégativités très différentes, on obtient des solides ioniques.

Exemple : le chlorure de sodium (voir schéma dans l'exercice 2) :



Localiser les éléments Na et Cl dans le tableau périodique :

Constater leur différence d'électronégativité et, compte tenu de leur configuration électronique, justifier la description du corps composé de Na et Cl comme un empilement de cations Na<sup>+</sup> et d'anions Cl<sup>-</sup>.

Dans le solide ionique, quelle sont les proportions relatives des ions Na<sup>+</sup> et Cl<sup>-</sup> ? Justifier la réponse en énonçant l'électroneutralité de la matière.

Comment symbolise-t-on en chimie l'espèce chimique « chlorure de sodium » ?

Autres exemples : déterminer les ions constitutifs et la formule brute des corps composés :

- de magnésium et de chlore

- de magnésium et d'oxygène

- de sodium et de soufre

Important : dans les exemples précédents, les ions étaient monoatomiques, mais il existe aussi des ions polyatomiques.

Exemples : reconnaître les ions présents dans les solides ioniques de formules brutes suivantes

$\text{Na(OH)}$  :

$\text{Na(HCO}_3\text{)}$  :

$\text{Mg(SO}_4\text{)}$  :

$\text{Fe}_2\text{(SO}_4\text{)}_3$  :

**Exercices d'application : 2 et 3**

#### d) Résumé

Il existe trois types de liaisons chimiques fortes pouvant unir les atomes :

- liaison chimique unissant les atomes dans les métaux : **la liaison** .....

- liaison chimique unissant les ions dans les solides ioniques : **la liaison** .....

- liaison chimique unissant les atomes au sein des molécules : **la liaison** .....

Les molécules peuvent, elles-mêmes, s'attirer entre elles par des interactions plus faibles : les interactions de van der Waals (et dans certains cas, les liaisons ou ponts « hydrogène »)