

CHAPITRE I

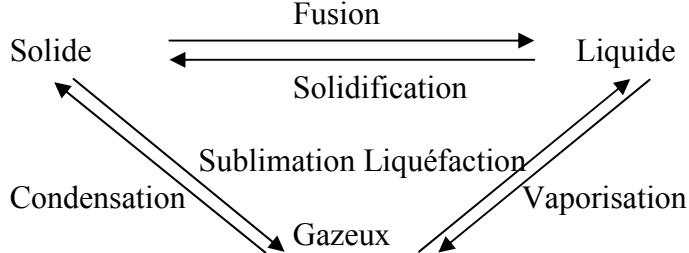
STRUCTURE DE L'ATOMÉ ET DES CORPS PURS

1 – RAPPELS SUR LES ESPECES CHIMIQUES

1.1 – Les divers états de la matière

- Etat solide
- Etat liquide
- Etat gazeux

Les transformations physiques d'un état à l'autre sont couramment mises en œuvre dans l'industrie.



1.2 – Les corps purs

Lorsque l'on étudie les propriétés des corps, on est amené à distinguer les mélanges, des corps purs. Les premiers sont ceux que l'on rencontre le plus communément, lorsqu'on les soumet à certaines opérations (distillation, filtration...) on obtient plusieurs corps différents : des corps purs.

Un corps pur est caractérisé par des propriétés parfaitement définies. Ses constantes physiques constituent des critères de pureté. Il s'agit des températures de changement d'état, de la masse volumique, de la chaleur massique, de l'indice de réfraction.

a) Les corps purs composés

Certains corps purs peuvent se décomposer en d'autres corps purs lorsqu'ils sont soumis à l'action de réactifs chimiques ou de la chaleur. Ce sont des corps composés.

b) Les corps purs simples

Un corps pur qui ne peut être décomposé en d'autres corps purs est un corps simple.

1.3 – Les éléments

Il est possible d'extraire le même constituant de plusieurs corps composés. Ainsi, l'oxygène peut être extrait de l'eau, de l'oxyde de mercure, du dioxyde de carbone. L'oxygène est un élément de ces corps purs.

Un corps pur composé est formé de plusieurs éléments.

Un corps pur simple est formé d'un seul élément.

a) Symbole d'un élément

Pour des raisons de commodité, on n'écrit pas le nom entier de l'élément. On utilise un symbole. La première lettre est une majuscule et éventuellement la seconde une minuscule.

Exemples : H, C, O, N, Ar, Si, Na, Ca.

b) L'atome

Un élément entre dans la composition d'un corps pur sous forme d'atome. C'est la plus petite particule matérielle qui puisse être obtenue par fractionnement ou décomposition chimique d'une substance.

L'atome est la particule fondamentale de la chimie.

1.4 – Les lois fondamentales de la chimie

a) 1^{ère} loi de Lavoisier : La masse d'un système chimique isolé reste constante, quelles que soient les transformations chimiques qu'il subit.

b) 2^{ième} loi de Lavoisier : La nature et la masse des divers éléments que l'on peut extraire d'un système matériel sont invariables quelles que soient les transformations chimiques et physiques qu'il subit.

2 – RAPPELS SUR L'ATOME

2.1 – Les grandeurs atomiques

a) L'atome d'hydrogène

C'est le plus petit de tous les atomes. Si on l'assimile à une sphère, son rayon a pour valeur : $53 \cdot 10^{-12} \text{ m} = 53 \text{ pm}$. Sa masse est d'environ $1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

b) Les autres atomes

Ils sont plus lourds, leur diamètre est plus grand, mais l'ordre de grandeur reste le même.

c) La mole

La mole d'atomes d'un élément est l'ensemble de N atomes de cet élément.

d) Le nombre d'Avogadro

Le nombre d'Avogadro est le nombre d'atomes dans une mole d'atomes. Il s'exprime en mol⁻¹. $N = 6,022098 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

e) La masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atome de cet élément. La masse atomique des divers éléments est indiquée dans le tableau de la classification périodique.

La masse molaire du carbone est 12 g.mol⁻¹.

La masse d'une mole de molécules est appelée masse molaire moléculaire ; on la calcule en faisant la somme des masses molaires atomiques des atomes présents dans la molécule.

Exemples : $\text{MgSO}_4 = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ g.mol}^{-1}$.

$\text{C}_6\text{H}_{12} = 6 \times 12 + 12 = 84 \text{ g.mol}^{-1}$.

f) Le volume molaire

Le volume molaire est le volume qu'occupe, à température donnée et à une pression donnée, une mole de corps pur considéré.

A 0°C, sous une atmosphère, le volume molaire d'un gaz est voisin de 22,4 L.mol⁻¹.

2.2 – Structure des atomes

L'atome est constitué par un noyau chargé d'électricité positive et par des électrons chargés d'électricité négative dont la distribution autour du noyau obéit à certaines règles.

a) Les particules élémentaires

Les électrons :

- $m_e = 9,11 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
- $q_e = -e = -1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Les protons :

- $m_p = 1,6715 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
- $q_p = +e = 1,60 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Les neutrons :

- $m_n = 1,6750 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$
- $q_n = 0$

b) Le noyau atomique

Le noyau atomique est formé de N neutrons et Z protons.

Z est le numéro atomique. La valeur $N+Z = A$ est appelée nombre de masse. X symbolise l'élément chimique ${}^A_Z X$

Comme la masse des électrons est négligeable, A donne une valeur approchée de la masse d'une mole d'atomes.

Il existe dans la nature, des corps dont le noyau possède le même nombre de protons mais un nombre de neutrons différent ; ce sont des isotopes.

c) Les électrons

Autour du noyau gravitent Z électrons. L'atome contient donc autant d'électrons que de protons et sa charge globale est nulle. Les électrons sont répartis dans des couches concentriques où ils ont tendance à se grouper par paires.

3 – NIVEAUX D'ENERGIE DES ATOMES

3.1 – Les spectres atomiques

a) Spectres d'émission

Les spectres d'émission d'atomes s'obtiennent au moyen de spectroscopes à prisme ou à réseau. Si la source lumineuse est une lampe à vapeur de sodium, le spectre est constitué d'une raie jaune. C'est le spectre d'émission du sodium. La radiation monochromatique qui lui donne naissance a pour longueur d'onde $\lambda = 589,3$ nm.

Avec une lampe à vapeur de mercure, le spectre est formé de quelques raies fines. C'est le spectre d'émission du mercure .

Si la source est un tube de Plucker à hydrogène (tube contenant de l'hydrogène sous faible pression et deux électrodes entre lesquelles on établit, avec une bobine à induction, une tension de quelques dizaines de kV) on obtient un spectre constitué de quatre raies correspondant aux radiations monochromatiques :

$$H_{\alpha} : 656,3 \text{ nm}$$

$$H_{\beta} : 486,1 \text{ nm}$$

$$H_{\gamma} : 434,0 \text{ nm}$$

$$H_{\delta} : 410,2 \text{ nm}$$

C'est le spectre d'émission de l'hydrogène.

Les spectres atomiques d'émission sont constitués de raies fines correspondant à des radiations monochromatiques bien déterminées.

Les spectres d'émission sont caractéristiques des atomes qui les produisent.

b) Spectres d'absorption

Les spectres d'absorption atomiques s'obtiennent avec un spectroscope, mais la source lumineuse est une source de lumière blanche, et on interpose l'élément absorbant avant le système dispersif.

Lorsque l'absorbant est formé de vapeur de sodium, le spectre d'absorption du sodium est constitué d'un spectre continu avec une raie fine et noire correspondant à la radiation lumineuse de longueur d'onde $\lambda = 589,3$ nm.

Quand l'absorbant est de l'hydrogène, on observe un spectre continu avec quatre raies noires correspondant aux radiations $H_{\alpha}, H_{\beta}, H_{\gamma}, H_{\delta}$.

Les spectres atomiques d'absorption sont formés de raies noires et fines dans le spectre continu de la lumière blanche. Les longueurs d'onde correspondantes ont des valeurs bien déterminées.

c) Application : caractérisation d'un élément chimique

Les spectres d'émission sont caractéristiques des éléments présents dans les sources qui les produisent.

Si une étoile envoie de la lumière contenant la radiation de longueur d'onde 589,3 nm, il est possible d'affirmer qu'elle contient l'élément sodium. Parfois, les raies caractéristiques apparaissent en absorption.

En analyse chimique, on peut reconnaître les éléments présents dans une solution : les couleurs de flamme permettent une caractérisation rapide.

La lumière produite par la flamme peut être analysée ; on obtient un spectre caractéristique.

Chaque élément chimique donne un spectre d'émission de raies caractéristiques ; ce qui permet de les identifier.

3.2 – Interprétation des spectres

a) Les niveaux d'énergie des atomes

L'énergie d'un atome ne peut prendre que certaines valeurs bien déterminées ; on dit qu'elle est quantifiée. Chacune de ces valeurs porte le nom de niveau d'énergie de l'atome.

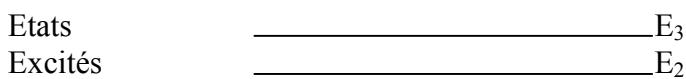
A toute « disposition » précise des électrons d'un atome correspond une valeur de l'énergie de l'atome. On dit que l'atome est dans un niveau d'énergie.

b) Représentation des niveaux d'énergie

Les niveaux d'énergie se représentent, dans un diagramme énergétique, par des traits horizontaux situés d'autant plus haut que l'énergie du niveau considéré est plus élevée.

Lorsque l'atome est dans son état énergétique le plus bas, qui est l'état le plus stable, on dit qu'il est dans son état fondamental.

Les autres états énergétiques portent le nom d'états excités, instables. L'atome ne peut rester dans un tel état que pendant un temps très bref (10^{-8} s). Il revient ensuite à son état fondamental.



c) Energie d'un photon

La lumière est une onde qui se propage dans le vide ou dans l'air à la célérité c. La longueur d'onde vaut alors :

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

λ : longueur d'onde (m)

c : célérité de la lumière dans le vide (3.10^8 m.s⁻¹) ; ν : fréquence (Hz)

Mais il existe d'autres phénomènes physiques qui ne peuvent être interprétés par ce caractère ondulatoire. On doit alors considérer que la lumière est formée de corpuscules : les photons, dont la masse est nulle et dont la vitesse de propagation, dans le vide est celle de la lumière. C'est l'aspect corpusculaire de la lumière.

L'énergie du photon est proportionnelle à sa fréquence ν : $E = h \nu$.
 h est la constante de Planck, $h = 6,626 \cdot 10^{-34}$ J.s.

Caractéristiques des radiations visibles, IR, UV

Radiations	Energie d'un photon	Fréquence ν	Longueurs d'onde
Ultraviolet	2 eV à 100 eV	10^{14} à 10^{17} Hz	$10 \text{ nm} < \lambda < 0,4 \mu\text{m}$
Visible	2 eV	10^{14} Hz	$0,4 \mu\text{m} < \lambda < 0,8 \mu\text{m}$
Infra-rouge	0,02 eV à 2 eV	10^{12} à 10^{14} Hz	$0,8 \mu\text{m} < \lambda < 600 \mu\text{m}$

d) Transition électronique avec émission ou absorption d'un photon

Le passage d'un atome d'un niveau d'énergie à un autre est une transition électronique : un électron du cortège électronique est passé d'un niveau d'énergie à un autre. Lors des transitions électroniques d'un atome, un photon est émis ou capté.

Si l'atome passe du niveau d'énergie E_n au niveau d'énergie inférieur E_p , un photon de fréquence ν_{np} est émis, qui emporte l'énergie $E = E_n - E_p = h \cdot \nu_{np}$.

Inversement, pour que l'atome passe du niveau d'énergie E_p au niveau d'énergie supérieur E_n , il faut qu'il capte un photon de fréquence ν_{np} , qui fournit l'énergie de transition : $E = E_n - E_p = h \cdot \nu_{np}$.

L'énergie du photon produit ou absorbé est égale à l'énergie de la transition électronique mise en jeu.

Les raies brillantes des spectres d'émission correspondent aux transitions électroniques au cours desquelles l'énergie de l'atome diminue.

Les raies noires des spectres d'absorption correspondent aux transitions électroniques au cours desquelles l'énergie de l'atome augmente.

4 – STRUCTURE ELECTRONIQUE ET CLASSIFICATION DES ELEMENTS

4.1 – La structure électronique des atomes

a) Nombre d'électrons d'un atome

Le nombre d'électrons du cortège électronique d'un atome est Z : nombre de charge de son noyau.

b) Les couches électroniques

Les électrons sont répartis sur des couches électroniques autour du noyau. Une couche électronique est désignée soit par un nombre appelé nombre quantique : $n = 1, 2, 3, \dots$ soit par une lettre : K, L, M, ...

Le tableau ci-dessous donne la correspondance entre les nombres quantiques et les lettres.

Nombre quantique n	1	2	3	4	5	6	7
Lettre	K	L	M	N	O	P	Q

La couche de rang $n=1$ est la plus proche du noyau, quand n augmente, les électrons s'éloignent du noyau, ils sont moins attirés et moins énergétiques.

Règles de répartition des électrons

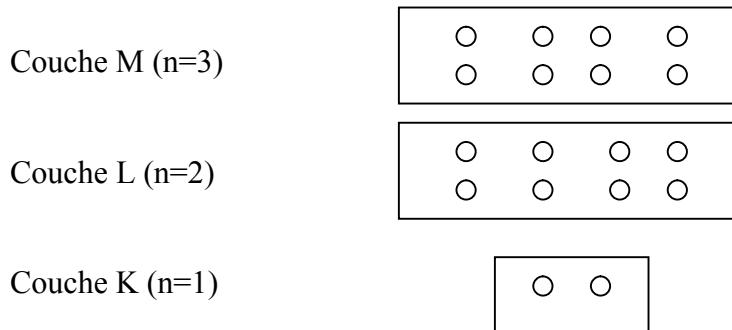
Dans une couche électronique, un nombre déterminé d'électrons peut venir se placer. Le nombre de places dans la couche de rang n est $2n^2$.

Le tableau ci-dessous donne le nombre maximal d'électrons dans les trois premières couches.

couche	Nombre quantique n	Nombre maximal d'électrons
K	1	2
L	2	8
M	3	18

Mais les règles de répartition des électrons dans les diverses couches ne sont simples que pour les 18 premiers éléments. Dans ces cas, 8 électrons au maximum s'introduisent dans la couche M.

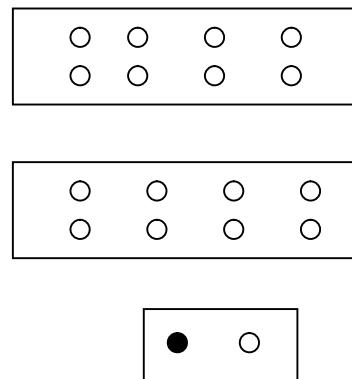
On représente alors les trois premières couches sous forme de trois « boîtes ».



Les électrons se placent d'abord dans la couche K (2 places), puis lorsqu'elle est saturée, ils se placent dans la couche L (8 places) et quand celle-ci est à son tour saturée ; ils vont progressivement remplir la couche M.

Structure électronique des atomes

- Pour l'hydrogène : $Z = 1$. Il y a un seul électron ; il se place dans la couche K et on symbolise sa structure électronique par K^1 .



- Pour l'hélium : $Z = 2$. Les deux électrons se mettent dans la couche K, qui est ainsi saturée K^2 .
- Pour le lithium : $Z = 3$. La structure électronique est : K^2L^1
- Pour le béryllium : $Z = 4$. La structure électronique est : K^2L^2
- Pour le bore : $Z = 5$. La structure électronique est : K^2L^3
- Pour le carbone : $Z = 6$. La structure électronique est : K^2L^4
- Pour l'azote : $Z = 7$. La structure électronique est : K^2L^5
- Pour l'oxygène $Z = 8$. La structure électronique est : K^2L^6
- Pour le fluor $Z = 9$. La structure électronique est : K^2L^7
- Pour le néon $Z = 10$. La structure électronique est : K^2L^8
- Pour le sodium $Z = 11$. La structure électronique est : $K^2L^8M^1$
- Pour le chlore $Z = 17$. La structure électronique est : $K^2L^8M^7$
- Pour l'argon $Z = 18$. La structure électronique est : $K^2L^8M^8$

Pour le potassium K : $Z = 19$. Le 19^{ième} électron se place sur la couche N et on obtient la structure $K^2L^8M^8N^1$. La couche N commence à se remplir avant que la couche M soit saturée (elle peut contenir 18 électrons). Il en est de même pour le calcium Ca ($Z = 20$) dont la structure électronique s'écrit : $K^2L^8M^8N^2$.

A partir de $Z = 19$, les règles de remplissage des couches se compliquent.

4.2 – La classification périodique

109 éléments sont actuellement répertoriés. Ils sont classés selon l'organisation proposée par Mendéléïev en 1869 (cf. annexe 6).

a) Construction

Les éléments sont rangés par numéro atomique croissant dans 7 périodes ou lignes et 18 colonnes. Ces lignes correspondent au remplissage progressif des couches électroniques.

1 ^{ère} couche	K	H						He
2 ^{ème} couche	L	Li	Be	B	C	N	O	F
3 ^{ème} couche	M	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl

b) Analogies de propriétés dans les colonnes

- Colonne 1 : métaux alcalins : Li, Na, K, Rb, Cs

Ce sont des métaux réducteurs très réactifs.

Réaction avec l'eau : $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- + \frac{1}{2}\text{H}_2$

	Li	Na	K
Structure électronique	K^2L^1	$K^2L^8M^1$	$K^2L^8M^8N^1$

La couche externe ou couche périphérique ne comporte qu'un électron (qui sera facilement arraché). Ces métaux forment donc facilement des cations monovalents.