

Chapitre 7 : Vers des entités plus stables

Cours

1. Structure et propriétés des atomes

a. Configuration électronique d'un atome

Comme les électrons sont beaucoup plus légers que les noyaux, la rencontre entre atomes se fera par échange d'électrons. Il est donc naturel de se poser la question : **Comment sont répartis les électrons autour de leur noyau ?**

-Les électrons sont répartis en couches notées $n = 1, 2, 3 \dots$, ces dernières sont divisées en sous couches notées s, p, d etc. Pour les trois premières couches, les sous couches autorisées sont :

Couche N°	Sous couches
1	s
2	s - p
3	s- p-d

-Les sous couches s et p peuvent accueillir respectivement 2 et 6 électrons. La sous couche d ne sera pas utilisée car les atomes au programme ont un numéro atomique inférieur à 20.

Sous couche	s	p
Nombre maximum d'électrons	2	6

-La répartition des électrons se fait en remplissant les couches et sous couches inférieures en premier. L'ordre de remplissage des couches est $1 \rightarrow 2 \rightarrow 3 \dots$ l'ordre de remplissage des sous couches est $s \rightarrow p \rightarrow d \dots$

Donnons la répartition des électrons pour les 20 premiers éléments du tableau périodique.

Atome	Z	Configuration électronique
H	1	$1s^1$
He	2	$1s^2$
Li	3	$1s^2 2s^1$
Be	4	$1s^2 2s^2$
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
Si	14	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
P	15	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
S	16	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Cl	17	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Ar	18	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
K	19	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
Ca	20	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

-Chaque électron possède une énergie associée à la sous couche ou il se trouve. Pour se faire une image de la réalité, on peut considérer les couches et sous couches comme étant des trajectoires circulaires autour du noyau (voir figure 1). Le rayon du cercle augmente avec l'énergie.

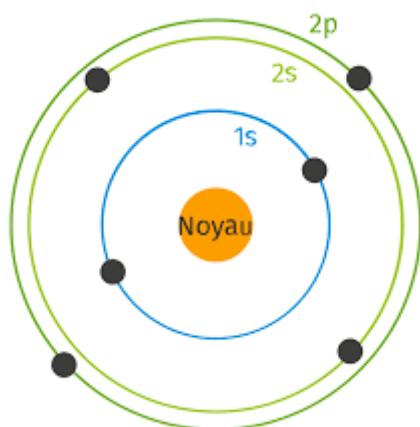


Figure 1

Information

Savoir établir la configuration électronique d'un atome de numéro atomique Z supérieur à 20 n'est pas au programme du lycée !

b. Classification et configuration électronique

-Dans la classification périodique actuelle, les éléments sont répartis par numéro atomique Z croissant de gauche à droite et de haut en bas. On s'arrange pour que les éléments qui ont mêmes propriétés chimiques soient dans la même colonne. La numérotation des colonnes est celle du tableau entier (voir fin du livre).

	1	2	13	14	15	16	17	18
1° période	H 1s ¹							He 1s ²
2° période	Li [He]2s ¹	Be [He]2s ²	B [He]2s ² 2p ¹	C [He]2s ² 2p ²	N [He]2s ² 2p ³	O [He]2s ² 2p ⁴	F [He]2s ² 2p ⁵	Ne [He]2s ² 2p ⁶
3° période	Na [Ne]3s ¹	Mg [Ne]3s ²	Al [Ne]3s ² 3p ¹	Si [Ne]3s ² 3p ²	P [Ne]3s ² 3p ³	S [Ne]3s ² 3p ⁴	Cl [Ne]3s ² 3p ⁵	Ar [Ne]3s ² 3p ⁶



-Les différentes lignes du tableau sont appelées périodes ; Elles correspondent à la dernière couche électronique occupée :

1° période : $n_{\text{maximal}} = 1$;

2° période : $n_{\text{maximal}} = 2$;

3° période : $n_{\text{maximal}} = 3$.

etc.

-Les électrons de la dernière couche (correspondant à n_{maximal}) sont appelés électrons de valence. Ces électrons sont les seuls concernés par les transformations chimiques.

-Les éléments des trois premières lignes sont classés en **bloc s** ou **bloc p**. Le tableau suivant parle de lui-même ; Dans le bloc s la dernière sous couche occupée est du type s alors que dans le bloc p la dernière sous couche occupée est du type p. L'hélium est cas particulier : Il devrait être dans le bloc s mais on le classe dans le bloc p car il a les mêmes propriétés que les gaz rares qui sont dans la dernière colonne.

H 1s ¹							He 1s ²
Li [He]2s ¹	Be [He]2s ²	B [He]2s ² 2p ¹	C [He]2s ² 2p ²	N [He]2s ² 2p ³	O [He]2s ² 2p ⁴	F [He]2s ² 2p ⁵	Ne [He]2s ² 2p ⁶
Na [Ne]3s ¹	Mg [Ne]3s ²	Al [Ne]3s ² 3p ¹	Si [Ne]3s ² 3p ²	P [Ne]3s ² 3p ³	S [Ne]3s ² 3p ⁴	Cl [Ne]3s ² 3p ⁵	Ar [Ne]3s ² 3p ⁶

Application

Déterminer la position de l'élément chimique (dans la classification périodique) dont les atomes ont pour configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

1° version

Le n_{maximal} de la configuration est égal à 3 donc l'élément est situé sur la troisième période (ligne).

Le nombre d'électrons de valence est égal à 5 ($2+3$ sont les nombres d'électrons présents sur les sous couches de $n=3$) donc l'élément se situe sur la 15° colonne ($5+10=15$).

La consultation du tableau périodique montre qu'il s'agit du phosphore P.

2° version

Le nombre d'électrons est égal à $2+2+6+2+3 = 15$. L'atome étant neutre, il possède autant de protons, soit $Z = 15$. La consultation du tableau périodique montre qu'il s'agit du phosphore P.

c. Electrons de valence et familles d'éléments

- Une famille chimique est constituée d'éléments qui ont des propriétés chimiques similaires. Par constitution même du tableau, les colonnes correspondent aux familles chimiques qui sont donc au nombre de 18.
- Le lien famille $\leftrightarrow$ colonne possède une exception notoire : l'hydrogène ne fait partie d'aucune famille. Une des raisons est qu'il forme aussi bien l'ion hydrogène H^+ que l'ion hydruure H^- .
- Quatre familles ont reçu un nom particulier :
 - Alcalins : Li, Na, K, Rb, Cs et Fr (1° colonne hormis l'hydrogène)
 - Alcalino-terreux : Be, Mg, Ca, Sr, Ba et Ra (2° colonne)
 - Halogènes : F, Cl, Br, I et At (17° colonne)
 - Gaz rares : He, Ne, Ar, Kr, Xe et Rn (18° colonne)

La réaction entre les alcalins et l'eau est violente, en témoigne la vidéo suivante :

<https://youtu.be/mxd1KQjwcWQ>

- Les éléments d'une colonne ont des propriétés chimiques similaires car ils ont même nombre d'électrons de valence.
- Pour la famille des gaz rares il faut dire que la couche périphérique (n_{maximal}) est saturée (2 électrons pour l'hélium et 8 électrons pour les autres).

d. Règle de stabilité

Les gaz rares ou nobles (He, Ne, Ar, Kr, Xe et Rn) sont les éléments de la 18° colonne du tableau périodique. Ils ne figuraient pas dans le tableau primitif de Mendeleïev (1869) car ils ont été découverts vers la fin du 19° siècle. Ils sont incolores, inodores et ne réagissent pas.

Par conséquent :

- Ils ne forment pas d'ions ;
- Ils ne forment pas de molécules.

La stabilité des gaz rares s'explique par la saturation de leur dernière couche :

-2 électrons (duet) sur la couche $n = 1$ pour l'hélium He ;

-8 électrons (octet) sur les couches $n = 2$ et 3 pour Ne et Ar (C'est encore 8 pour les autres gaz rares).

Enoncé de la règle de stabilité

Au cours des transformations chimiques, les atomes tendent à obtenir la même configuration électronique que celle d'un gaz noble, c'est-à-dire une configuration électronique de valence en duet ou en octet.

Pour être plus stables les atomes feront des ions ou des molécules.

e. Charge des ions monoatomiques

Un atome n'est pas toujours stable. Pour le devenir, il peut gagner ou perdre un ou plusieurs électrons afin d'acquérir la configuration électronique du gaz noble le plus proche dans le tableau périodique. L'atome forme alors un ion monoatomique.

Application

Quels sont les ions formés par le fluor et le magnésium ?

La configuration électronique du fluor est $1s^2 2s^2 2p^5$. Pour compléter sa couche de valence et avoir la même configuration électronique que le néon, le fluor doit gagner un électron. Il formera donc l'ion fluorure de formule F^- .

Quant au magnésium dont la configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$. Il doit perdre deux électrons. Il formera donc l'ion magnésium de formule Mg^{2+} .

Ci-dessous les ions formés par les éléments des trois premières lignes du tableau.

H^+						
Li^+	Be^{2+}	B^{3+}		N^{3-}	O^{2-}	F^-
Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}		P^{3-}	S^{2-}	Cl^-

2. Molécules

a. Modèle de Lewis de la liaison chimique

Considérons le chlorure d'hydrogène HCl. Il s'agit d'un composé moléculaire représenté ci-dessous (voir figure 2).

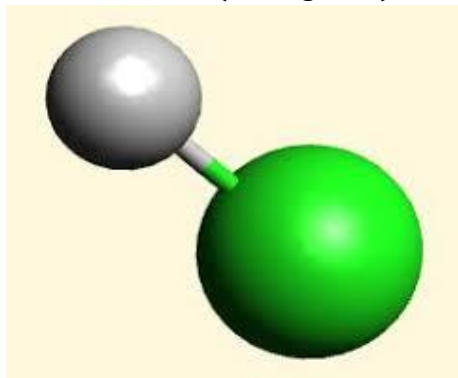


Figure 2

Rappelons la configuration électronique de ces deux atomes ainsi que la configuration électronique des atomes de gaz rare le plus proche :

H : $1s^1$ He : $1s^2$,

Cl : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Ar : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Pour que les atomes d'hydrogène H et de Chlore Cl deviennent stables ils doivent gagner chacun un électron ($1s^1 \rightarrow 1s^2$ pour H et $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 \rightarrow 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ pour Cl). La liaison chimique entre les deux atomes sera faite de 2 électrons de valence (1 provenant de H et 1 provenant de Cl) ; Ces deux électrons vont pouvoir tourner autour des 2 atomes (voir la figure 3).

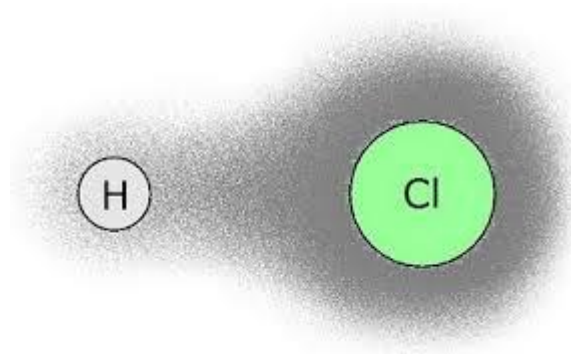


Figure 3

Pour représenter la molécule simplement on met le symbole des deux atomes séparés par un trait représentant la liaison (voir la figure 4). Le tiret représente les 2 électrons participant à la liaison : On parle de doublet liant.



Figure 4

Remarques

-La liaison chimique est aussi appelée liaison covalente. Cette appellation se comprend car il y a mise en commun d'électrons de valence.

-Les électrons de valence qui ne participent pas à la liaison tournent autour de leur atome d'origine.

Application

Quelle molécule va former le fluorure d'hydrogène HF ?

Comme le chlore, le fluor fait partie de la famille des halogènes (17^e colonne). Il suffit de remplacer Cl par F sur la figure 6 : On obtient H — F.

b. Schéma de Lewis d'une molécule

Sur la figure 5 ci-dessous le schéma de Lewis de la molécule de chlorure d'hydrogène HCl.



Figure 5

On reconnaît la représentation habituelle avec les symboles H et Cl ainsi que le doublet liant. On voit aussi 3 tirets autour du symbole du chlore ; Ces derniers correspondent à des doublets non-liants.

Les électrons de valence du chlore qui ne participent pas aux liaisons, soit $(7-1) = 6$ électrons se regroupent par 2 pour former des doublets non-liants. Les 3 doublets non-liants du chlore tournent seulement autour de l'atome de chlore.

Remarque

L'intérêt de mettre les doublets non-liants est double :

- Il permet de compter les électrons de valence de la molécule,
- Vérifier que l'atome possède une structure électronique de gaz rare.

Ci-dessous un tableau vous donnant le nombre de liaisons et le nombre de doublets non-liants faits par quelques atomes.

Symbole	H	C	N	O	F
Nombre de liaisons	1	4	3	2	1
Nombre de doublets non-liants	0	0	1	2	3

Voici un tableau montrant l'environnement de l'atome suivant le nombre de ses voisins :

Élément	Schéma de Lewis possible suivant le nombre de voisins
H	— H
C	$\begin{array}{c} \\ \text{— C —} \\ \end{array}$ $\quad$ $\begin{array}{c} \diagup \\ = \text{C} \\ \diagdown \end{array}$ $\quad$ $\begin{array}{c} = \text{C} = \\ \text{— C} \equiv \end{array}$
O	$\begin{array}{c} \text{— } \overline{\text{O}} \text{ —} \\ \text{—} \end{array}$ $\quad$ $\begin{array}{c} \diagup \\ = \text{O} \\ \diagdown \end{array}$
N	$\begin{array}{c} \text{— } \overline{\text{N}} \text{ —} \\ \end{array}$ $\quad$ $\begin{array}{c} \diagup \\ = \text{N} \\ \diagdown \end{array}$ $\quad$ $\begin{array}{c} \\ \text{N} \equiv \end{array}$
F	$\begin{array}{c} \text{— } \overline{\text{F}} \\ \text{—} \end{array}$

Figure 6

Application

Quel est le schéma de Lewis de la molécule de difluor F_2 ?

La molécule contient deux atomes de fluor F dont la configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^5$.

Pour acquérir la configuration électronique stable du néon Ne, à savoir $1s^2 2s^2 2p^6$, l'atome F doit gagner un électron en faisant une liaison covalente. Parmi ses 7 électrons de valence ($2+5$), il va en engager 1 dans la liaison et les 6 restants vont se regrouper par 2 pour faire des doublets non-liants. Le résultat est donné sur la figure 7.

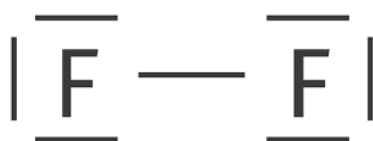


Figure 7

c. Solidité d'une liaison covalente

Une molécule A — B est plus stable que les atomes A et B pris isolément.

L'énergie de liaison d'une molécule A — B est l'énergie qu'il faut lui fournir pour rompre la liaison covalente et obtenir ses atomes à l'état gazeux : $A_{(g)}$ et $B_{(g)}$.

Par exemple il faut fournir $7,0 \cdot 10^{-19}$ J pour rompre la liaison entre H et Cl de la molécule de chlorure d'hydrogène HCl.

Exercices

N°	5	page	78
N°	11	page	79
N°	15	page	79
N°	19	page	80
N°	21	page	80
N°	23	page	80
N°	25	page	80
N°	28	page	81
N°	30	page	81
N°	34	page	82
N°	35	page	83