

CH 8 DE LA STRUCTURE À LA POLARITÉ D'UNE ENTITÉ CHIMIQUE (THÈME 1 : CONSTITUTION ET TRANSFORMATIONS DE LA MATIÈRE) (Chapitre 5 du livre p 79)

A – RAPPELS DE LA CLASSE DE SECONDE

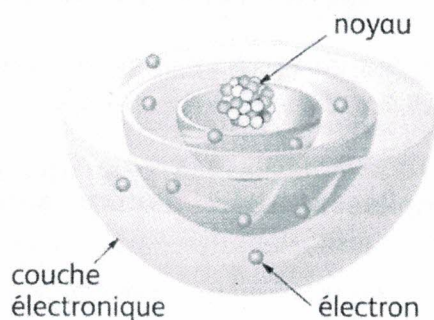
I - REPARTITION DES ELECTRONS D'UN ATOME

Il est possible d'arracher un ou plusieurs électrons à un atome. Les électrons qui sont proches du noyau sont fortement liés à lui, donc difficiles à arracher. Ceux qui sont éloignés du noyau sont moins liés à lui donc plus faciles à arracher.

1/ Les couches et sous-couches électroniques

On classe donc les électrons autour du noyau en couches électroniques et sous-couches électroniques (ou orbitales atomiques) selon leur « distance moyenne » au noyau et selon la manière dont ils sont liés au noyau.

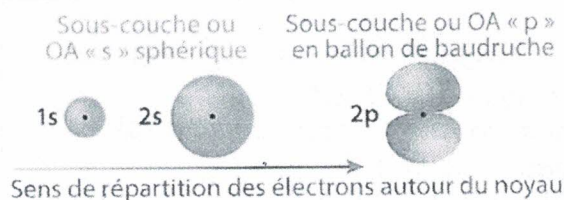
Chaque couche est caractérisée par un nombre entier n tel que $n > 0$.
Les couches, notées 1, 2, 3..., sont de plus en plus éloignées du noyau.



Chaque sous-couche (orbitale atomique) est caractérisée par un nombre entier l tel que : $0 \leq l < n$.

Doc. 1 Orbitales atomiques « s » et « p »

Une orbitale atomique (OA) est un volume dans lequel l'électron à 95 % de chance de se trouver.



2/ Règles de remplissage des électrons dans les couches et sous-couches

Les électrons se répartissent sur les différentes couches et sous-couches suivant des règles précises et chaque sous-couche peut contenir un nombre d'électrons maximum qui lui est propre.

Les électrons se placent d'abord dans la couche 1, puis dans la couche 2 lorsque la couche 1 est « pleine » (ou *saturée*), et ainsi de suite.

Chaque couche peut contenir un certain nombre d'électrons.

Une couche n peut contenir $2n^2$ électrons.

Couche	Nombre maximal d'électrons
1	2
2	8
3	18

Une sous-couche (ou orbitale atomique OA) de type s ($l=0$) peut contenir deux électrons et une sous-couche de type p ($l=1$) peut contenir jusqu'à six électrons.

Doc. 2 Répartition des électrons dans des OA (pour $Z \leq 18$)

Numéro de la couche	Nom de la sous-couche s (OA)	Nombre maximum d'électrons	Nom de la sous-couche p (OA)	Nombre maximum d'électrons
1	1s	2		
2	2s	2	2p	6
3	3s	2	3p	6

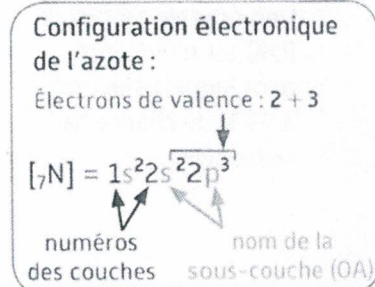
Jusqu'à 18 électrons, les sous-couches se remplissent selon l'ordre suivant : $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p$.

3/ Répartition électronique

La répartition des électrons en couches et sous-couches se nomme **la configuration (ou structure) électronique de l'atome**.

La dernière couche remplie est appelée **couche externe ou périphérique ou de valence** et les autres sont des couches internes. Elle contient les électrons **de valence** de l'atome.

Exemple : L'atome d'azote possède 7 protons donc 7 électrons. Il a pour configuration électronique : $1s^2 2s^2 2p^3$. Il possède 2 électrons internes (couche 1 - sous-couche 1s) et 5 électrons de valence dans sa couche 2 (2 en sous-couche 2s et 3 en sous-couche 2p).



Animation http://labosims.org/animations/couche_electronique_spd/couches_electroniques.html

II - STABILITE DES ATOMES ET DES IONS MONOATOMIQUES

1/ Les gaz rares

La plupart des éléments chimiques n'existent pas sous forme d'atomes isolés car sous cette forme ils ne sont pas stables. Ils cherchent donc à s'associer à d'autres atomes pour former des molécules ou à devenir des ions et s'associer en solides ioniques, lors de réactions chimiques.

Ex : on ne peut rencontrer un atome d'hydrogène isolé H. Il est toujours associé à d'autres atomes dans des molécules comme H_2O ou CH_4 .

Cependant, certains éléments sont chimiquement inertes et restent à l'état d'atomes : ce sont les gaz rares ou gaz nobles, l'hélium, le néon, l'argon qui ne se combinent avec aucun atome.

Leur inertie chimique vient de leur structure électronique. On constate que tous ont leur couche externe saturée, à 2 électrons (c'est-à-dire un duet) pour He et à 8 électrons (c'est-à-dire un octet) pour les autres.

2/ Règles du duet et de l'octet

Lors des réactions chimiques, les atomes réagissent afin d'acquérir une plus grande stabilité en saturant leur couche externe à 8 électrons, un octet d'électrons.

Les atomes de numéro atomique proche de l'hélium eux auront un duet d'électrons. Ainsi ils ont la même structure électronique stable que les gaz rares.

Pour suivre cette règle les atomes peuvent :

- Effectuer un transfert d'électrons d'un atome à un autre atome d'un élément différent pour donner des ions monoatomiques.

Ex : l'atome de sodium Na est très instable se transforme facilement en ion stable Na^+ .

Na ($Z=11$) : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ La couche externe n'est pas saturée. Na est donc instable.
 Na^+ : $1s^2 2s^2 2p^6$ La couche externe est saturée à un octet d'électrons. Na^+ est stable.

- Mettre en commun des électrons d'atomes d'un même élément ou de plusieurs éléments différents et former des molécules).

III - LE PRINCIPE DE LA CLASSIFICATION

1/ Historique

En 1869, le chimiste russe Dimitri Mendeleïev proposait une classification des 63 éléments connus à l'époque, où il tenait compte des masses et des propriétés des espèces chimiques correspondantes. Il avait prévu de laisser des cases vides pour les éléments encore à découvrir.

2/ Principe

La classification actuelle comporte plus de 100 éléments.

Ils sont classés par ordre de numéro atomique Z croissant.

Une ligne ou période correspond au remplissage d'une couche électronique.

Une nouvelle ligne commence lorsque commence le remplissage d'une nouvelle couche. Une même colonne ou famille contient des atomes ayant le même nombre d'électrons sur leur couche externe.

3/ Applications

Connaissant la position d'un élément dans le tableau, on peut en déduire des informations sur sa répartition électronique.

Ex : l'atome de magnésium Mg est situé dans la deuxième colonne, donc il possède 2 électrons dans sa couche externe. Il est situé, par ailleurs, sur la troisième ligne, donc cette couche externe est la couche 3, les deux couches précédentes sont évidemment saturées. Donc sa configuration électronique est : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$.

On sait aussi qu'il formera un ion stable en perdant ces deux électrons externes pour avoir la structure électronique stable du gaz noble le plus proche (de numéro atomique Z le plus proche), le néon. Celui-ci sera donc l'ion Mg^{2+} .

IV - LES FAMILLES D'ÉLÉMENTS

Une famille est constituée par les éléments d'une même colonne, car les atomes correspondants possèdent le même nombre d'électrons sur leur couche externe, ce qui leur donne beaucoup de propriétés chimiques semblables.

1/ Quelques familles

a. Alcalins

La première colonne correspond à la famille des métaux *alcalins*, (excepté H).

Les atomes, peu stables, ont tous 1 électron sur leur couche externe et réagissent tous avec le dioxygène et violemment avec l'eau. On rencontre ces éléments dans la nature surtout sous forme de cations stables (eau de mer ou eaux minérales).

b. Alcalino-terreux

La seconde colonne est la famille des *alcalino-terreux*.

Tous les atomes ont deux électrons sur leur couche externe.

Ils se transforment facilement en cations monoatomiques stables en perdant ces 2 électrons.

c. Halogènes

La colonne 17 est la famille des *halogènes* qui sont tous très réactifs.

Dans la nature on ne les rencontre donc pas sous forme d'atomes isolés mais sous forme d'anions stables (avec 1 électron en excès), ou dans les molécules.

d. Gaz nobles

La 18^{ème} colonne est celle des *gaz nobles*, inertes chimiquement.

Les atomes sont très stables et, ainsi, ne forment ni ions ni molécules.

V – CHARGE DES IONS AYANT $Z > 18$

l'atome de potassium K ($Z=19$), placé dans la même colonne que l'hydrogène H, a 1 électron sur sa couche externe. Il le perdra tout comme l'hydrogène et les autres atomes de cette colonne et deviendra un cation avec 1 charge $+e$: K^+ .
De même on aura les ions Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ et Cs^+ .

VI - LES MOLÉCULES

1/ RÈGLES DU DUET ET DE L'OCTET

Lors des réactions chimiques, les atomes réagissent afin d'acquérir une plus grande stabilité en saturant leur couche externe à 8 électrons, un octet d'électrons.
Les atomes de numéro atomique proche de l'hélium eux auront un duet d'électrons.
Ainsi ils ont la même structure électronique stable que les gaz rares.
Pour suivre cette règle les atomes peuvent mettre en commun des électrons d'atomes d'un même élément ou de plusieurs et former des molécules.

2/ FORMATION DES MOLECULES

a. Exemple de la molécule de dihydrogène (H_2)

Elle est formée par deux atomes d'hydrogène H ($Z=1$) : $1s^1$.
Pour saturer leur couche externe à 2 électrons, un duet d'électrons, les deux atomes vont mettre leur électron en commun en s'associant.
Les deux électrons sont alors le plus souvent localisés entre les 2 noyaux d'hydrogène.
Ainsi, ils appartiennent aux deux atomes en même temps.
Les 2 électrons mis en commun forment une **liaison (covalente) simple**.
On la représente par un tiret - entre les symboles des deux atomes: H - H,

b. La molécule de fluorure d'hydrogène (HF)

Elle est formée d'un atome d'hydrogène H de configuration électronique $1s^1$ et d'un atome de fluor F de configuration électronique $1s^2 2s^2 2p^5$, possédant 7 électrons sur sa couche de valence. Pour saturer leur couche externe à 2 électrons pour l'atome d'hydrogène et à 8 électrons pour l'atome de fluor, les deux atomes vont chacun mettre en commun 1 électron externe en s'associant. Une liaison simple est alors formée.
Les deux électrons « mis en commun » sont alors le plus souvent localisés entre les 2 noyaux d'hydrogène et de fluor. Ainsi, ils appartiennent aux deux atomes en même temps.
Les autres électrons périphériques gravitent autour de leurs noyaux respectifs.

c. La liaison chimique covalente

La liaison qui unit les deux atomes d'H dans la molécule H_2 , celle qui unit l'atome d'H et l'atome de F dans la molécule HF sont appelées **liaisons (covalentes) simples**.
Une *liaison simple* est la mise en commun par chacun des 2 atomes liés d'un électron.
Les deux électrons mis en commun forment une liaison simple.
Pour former une molécule diatomique, deux atomes peuvent mettre en commun chacun 2 électrons périphériques afin de saturer leur couche électronique externe.
La liaison qui unit les 2 atomes est alors appelée **liaison (covalente) double**.
(Exemple : molécule de dioxygène O_2)
Pour former une molécule diatomique, deux atomes peuvent mettre en commun chacun 3 électrons périphériques afin de saturer leur couche électronique externe.
La liaison qui unit les 2 atomes est alors appelée **liaison (covalents) triple**.
(Exemple : molécule de diazote N_2)

Remarque : Dans les molécules contenant plus de 2 atomes, ceux-ci s'associent afin de saturer leur couche électronique externe. Les règles du duet et de l'octet sont alors vérifiées pour chacun d'eux. Ils sont liés par des liaisons qui peuvent être simples, doubles ou triples.

3/ FORMULE BRUTE ET SCHÉMA DE LEWIS D'UNE MOLÉCULE

a. Formule brute d'une molécule

La formule brute d'une molécule est une écriture qui traduit la composition de la molécule. Ainsi, la formule brute de la molécule d'eau est H_2O et celle de la molécule de saccharose (« sucre ») $C_{12}H_{22}O_{11}$.

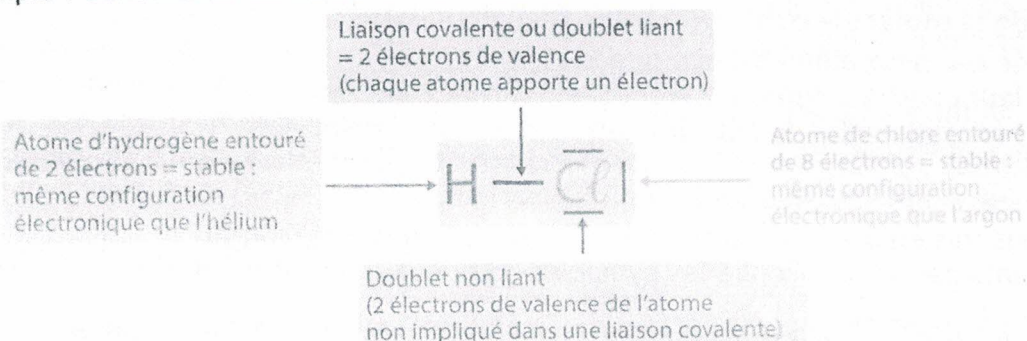
b. Schéma de Lewis d'une molécule

Le schéma de Lewis d'une molécule donne les symboles des atomes et les liaisons de la molécule ainsi que l'ordre dans lequel les atomes sont liés.

Les liaisons simples sont représentées par un unique tiret, les liaisons doubles par 2 tirets superposés et les liaisons triples par 3 tirets superposés.

Le schéma de Lewis indique aussi les doublets non liants (doublets d'électrons non impliqués dans une liaison covalente).

Exemple : Schéma de Lewis de la molécule de HCl



4/ ÉNERGIE DE LIAISON

L'énergie de liaison $\mathcal{E}_{AB}$ entre deux atomes A et B liés dans une molécule est l'énergie que doit recevoir cette molécule pour rompre la liaison AB, chaque entité A et B formée gardant avec elle la moitié des électrons des doublets liants rompus (DOC. 3). [→ Activité 4]

Selon la nature des atomes concernés, la liaison de valence entre deux atomes est plus ou moins facile à rompre : la molécule doit donc recevoir plus ou moins d'énergie (voir tableau ci-dessous).

Liaison	C-H	C-C	C=C	C-O	C=O	O-H
Énergie de liaison (J)	$6,84 \times 10^{-19}$	$5,74 \times 10^{-19}$	$1,02 \times 10^{-18}$	$5,94 \times 10^{-19}$	$1,33 \times 10^{-18}$	$7,62 \times 10^{-19}$

