

Chapitre 7 : stabilité des entités (atomes, ions, molécules)

I) Configuration électronique d'un atome

I-1 définition

Les électrons qui gravitent autour du noyau d'un atome, se répartissent en couches électroniques notées $n = 1, n = 2, n = 3$ etc. À chaque couche n , correspond des sous-couches appelées s, p, d etc.

La configuration électronique d'un atome décrit la répartition des électrons dans les différentes sous-couches électroniques.

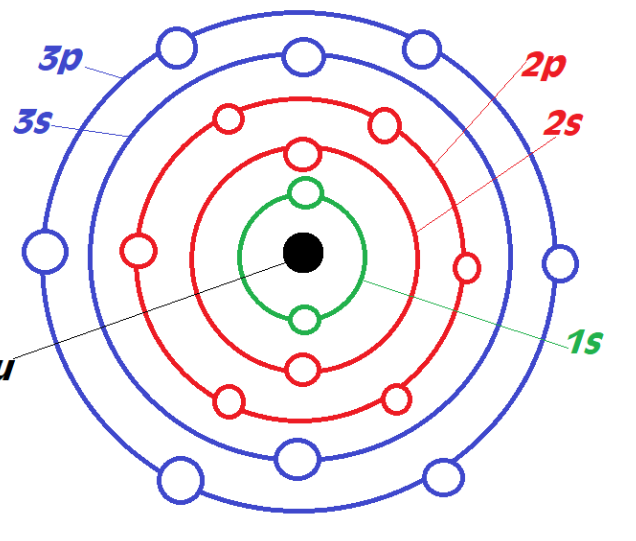
$n = 1$ ~~1s~~
 $n = 2$ ~~2s 2p~~
 $n = 3$ ~~3s 3p 3d~~
 $n = 4$ ~~4s 4p 4d 4f~~
 $n = 5$ ~~5s 5p 5d 5f ...~~
 $n = 6$ ~~6s 6p 6d~~

Règle de remplissage : suivant le nombre d'électrons on remplit les couches et les sous couches électroniques en s'aidant du schéma suivant (**règle de Klechkowski**).

- les sous couches **s** (1s, 2s 3s...) peuvent recevoir au maximum **2 électrons**
- les sous couches **p** au maximum **6 électrons**
- les sous couches **d** au maximum **10 électrons**
- les sous couches **f** (4f, 5f) au maximum **14 électrons**

On commence à remplir la sous couche 1s. Quand elle est saturée à 2 électrons, on remplit la 2s. Quand elle est saturée à 2 électrons on commence à remplir la 3s etc.

Exemple :



Numéro de la couche	Nom de la couche	Nombre d'électrons maximum dans les sous-couches
1	K	S (2 électrons)
2	L	S (2 électrons) P (6 électrons)
3	M	S (2 électrons) P (6 électrons)

Ordre de remplissage des sous-couches électroniques :
1s 2s2p 3s3p

- l'atome de chlore possède 17 électrons quelle est sa configuration électronique ?

I-2 électrons de valence

Pour les atomes de numéro atomique $Z < 19$, les électrons appartenant à leur dernière couche électronique 'n' sont appelés **électrons de valence**.

Exemple : l'atome de chlore possède électron de valence puisque sa couche $n =$ ne comporte que.....électron. Ce sont les électrons de valence les plus éloignées du noyau qui vont se lier aux électrons de valence d'autre atome pour former des molécules.

Exercice

Atomes	Nombre d'électrons	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence
Hélium : $Z = 2$			
Magnésium $Z = 12$			
Argon $Z = 18$			

II) classification périodique des éléments chimiques

II-1 structure du tableau périodique des éléments (tableau de Mendeleïev)

Animation : [le tableau de Mendeleïev](#)

On classe actuellement les éléments chimiques dans un tableau. Le tableau périodique des éléments comporte ____ éléments chimiques connus. Il est constitué de ____ colonnes et de ____ lignes ou périodes. Les éléments sont classés par numéro atomique Z (= nombre de protons) croissant.

TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS

MASSA ATOMIQUE RELATIVE (1)
GROUPE CAS
SYMBÔLE
NOM DE L'ÉLÉMENT
ÉTAT PHYSIQUE (25 °C, 101 kPa)
Ne - gaz
Hg - liquide
Tl - synthétique

(1) Pure Appl. Chem., 38, 205-207 (2016)

II-2 Classification simplifiée des 18 premiers éléments

Ecrire la configuration électronique en dessous de chaque élément chimique.

Numéro de colonne	1	2	13	14	15	16	17	18
Période 1 Couche $n = 1$	H Hydrogène $Z = 1$							He Hélium $Z = 2$
Période 2 Couche $n = 2$	Li Lithium $Z = 3$	Be Béryllium $Z = 4$	B Bore $Z = 5$	C Carbone $Z = 6$	N Azote $Z = 7$	O Oxygène $Z = 8$	F fluor $Z = 9$	Ne Néon $Z = 10$
Période 3 Couche $n = 3$	Na sodium $Z = 11$	Mg Magnésium $Z = 12$	Al Aluminium $Z = 13$	Si Silicium $Z = 14$	P Phosphore $Z = 15$	S Soufre $Z = 16$	Cl Chlore $Z = 17$	Ar Argon $Z = 18$
Nombre d'électrons de valence								

La première période (ou première ligne) correspond à la couche $n = \underline{\hspace{1cm}}$. Elle correspond aux éléments ne possédant qu'une sous-couche _____. La seconde période correspond à la couche $n = \underline{\hspace{1cm}}$ soit les sous-couches _____ et _____.

On distingue les blocs 's' : 1s, 2s, 3s et les blocs p : 2p, 3p. Entourer les dans la classification.

1s Block
p Block
d Block
f Block

Dans une même colonne, les atomes des éléments ont le même nombre d'électrons de valence : un électron de valence pour les atomes des éléments de la première colonne, 2 pour ceux de la seconde colonne, 3 pour ceux de la 13^{ème} etc. Ils ont des propriétés chimiques voisines et constituent une famille chimique. Les éléments de la 18^{ème} colonne du tableau de Mendeleïev appartiennent à la famille des **gaz nobles**.

Quelles sont les éléments correspondant à la famille des gaz noble (nom + formule) :

Voici le nom des familles d'éléments chimiques

Le tableau périodique est coloré et étiqueté pour identifier les familles d'éléments :

- Alcalins** : Groupe 1 (sauf H)
- Alcalino-terreux** : Groupe 2
- Métaux de transition** : Groupes 3 à 10
- Terreux** : Groupes 11 et 12
- Carbonides** : Groupe 13
- Azotides** : Groupe 14
- Sulfurides** : Groupe 15
- Halogènes** : Groupe 17
- Gaz rares** : Groupe 18
- Lanthanides** : Série des lanthanides (Groupe 3)
- Actinides** : Série des actinides (Groupe 3)

Exercice : à partir de la configuration électronique (et sans regarder le tableau simplifié !) retrouver la place de l'éléments dans le tableau périodique :

Configuration électronique	Numéro de période	Numéro de colonne	Nom de l'élément
$1s^2 2s^2 2p^5$			
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$			
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$			
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$			

A retenir :

Configuration électronique
Répartition des électrons dans des couches et sous-couches

P : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
3 couches → 3^e période
2 + 3 = 5 électrons de valence → 15^e colonne

Période	Colonne 1	Colonne 2	Colonne 3-12	Colonne 13	Colonne 14	Colonne 15	Colonne 16	Colonne 17	Colonne 18
1	H $1s^1$								He $1s^2$
2	Li $1s^2 2s^1$	Be $1s^2 2s^2$		B $1s^2 2s^2 2p^1$	C $1s^2 2s^2 2p^2$	N $1s^2 2s^2 2p^3$	O $1s^2 2s^2 2p^4$	F $1s^2 2s^2 2p^5$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$
3	Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Mg $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$		Al $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Si $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Cl $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	Ar $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Nombre d'électrons de valence
Électrons de la dernière couche occupée

Bloc s : Colonnes 1 et 2
Bloc p : Colonnes 13 à 18

Famille des gaz nobles : Colonne 18 (2 pour He)

Les éléments d'une **même famille chimique** :

- appartiennent à la **même colonne** du tableau périodique ;
- ont le **même nombre d'électrons de valence** et ont donc des **propriétés chimiques communes**.

III) stabilité des éléments chimiques

III-1 règle de stabilité

Les gaz nobles sont peu présents dans l'atmosphère terrestre. Ce sont les éléments chimiques les plus stables. Ils sont inertes chimiquement c'est-à-dire qu'ils ne participent à aucune réaction chimique. Ils ne forment ni ions ni molécules.

Au cours des transformations chimiques, les atomes cherchent à gagner en stabilité. Pour cela, ils cherchent à obtenir la même configuration électronique que les gaz nobles c'est-à-dire soit 2 électrons sur leur dernière couche (règle du duet) soit 8 électrons sur leur dernière couche (règle de l'octet). Ils se transforment alors en ions ou en molécules.

III-2 formation des ions monoatomiques

Au cours des réactions chimiques certains atomes vont perdre ou gagner des électrons pour obtenir la configuration électronique des gaz nobles.

Exemple :

1) un atome de chlore possède 17 électrons. Sa configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Pour obtenir une structure électronique stable de l'octet il va gagner un électron et se transformer en l'anion chlorure de formule Cl^- . L'anion Cl^- possède 18 électrons. Sa configuration électronique est alors identique à l'Argon : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

2) l'atome de lithium Li possède 3 électrons. Sa configuration électronique est $1s^2 2s^1$. Pour obtenir une configuration électronique stable il va perdre un électron et se transformer en cation lithium de formule Li^+ . Le cation Li^+ possède 2 électrons. La configuration électronique est alors identique à celle de l'Hélium : $1s^2$.

Exercice 1

atome	Configuration électronique de l'atome	nombre d'électron à gagner /perdre ?	Configuration électronique de l'ion	Formule de l'ion
Fluor	$1s^2 2s^2 2p^5$			
Magnésium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$			
Argon	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$			
Aluminium	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$			
Soufre	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$			
Oxygène	$1s^2 2s^2 2p^4$			

Exercice 2: à partir du tableau, déterminer quel type d'ion (X^+ , X^{2+} , X^{3+} , X^- , X^{2-}) vont former les atomes des éléments des colonnes suivantes : 1, 2, 3, 16 et 17.

colonne	Type d'ion	Exemple de formule d'ion	Cation ou anion ?
1			
2			
13			
16			
17			

Les atomes des éléments d'une même colonne forment des ions monoatomiques de même charge.

Noms et formules d'ions monoatomiques à connaître par cœur :

nom							
formule	H^+	K^+	Na^+	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Cl^-	F^-

III-3 formation des molécules

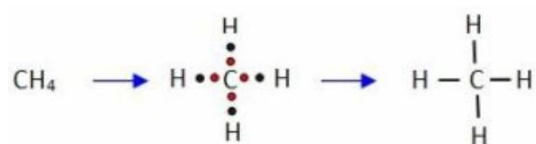
Rappel : Une molécule est constituée d'un assemblage d'atomes. Elle est électriquement neutre. Chaque molécule est représentée par une formule brute qui traduit sa composition. Pour écrire la formule brute d'une molécule, on écrit côte à côte les symboles des atomes qui la constituent, en précisant en indice, à droite du symbole, le nombre d'atomes.

Exemples :

- la molécule d'eau de formule brute H_2O est constitué de 2 atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène
- la molécule de méthane de formule brute CH_4 est constitué d'un atome de carbone et 4 atomes d'hydrogène

Comment se lient les atomes au sein de la molécule ? Au sein de la molécule, les atomes se lient grâce à des liaisons

covalentes. Une liaison covalente entre deux atomes correspond à une mise en commun de deux de leurs électrons de valence. Ces 2 électrons forment un doublet d'électrons appelé **doublet liant**. Les deux électrons mis en commun sont localisés entre les deux atomes. La liaison covalente se représente par un tiret entre les symboles des deux atomes. Une liaison



covalente peut être simple (2 électrons), double (4 électrons) voir triple (6 électrons).

Exemple : la molécule de méthane possède 4 liaisons covalentes simples représentées par 4 tirets entre le carbone et les 4 atomes d'hydrogène.

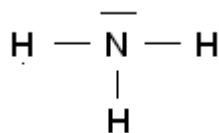
Pourquoi les atomes se lient-ils les uns aux autres ? Les atomes qui ne sont pas stables chimiquement vont, grâce aux liaisons covalentes, acquérir une structure stable identique à celle des gaz nobles avec soit 2 électrons sur leur couche externe (cas de l'hydrogène, règle du duet) soit 8 électrons sur leur couche externe (règle de l'octet). Les électrons des doublets liants appartiennent aux 2 atomes.

Exercice : dans le cas de la molécule de méthane, compter combien d'électrons compte l'atome de carbone sur sa dernière couche (ou couche externe). Même question pour les atomes d'hydrogène.

Les doublets de la couche externe qui ne sont pas liés aux autres atomes sont appelés des **doublets non liants**. Ils appartiennent uniquement à l'atome sur lequel ils sont situés. On les représente par un tiret.

La représentation de Lewis d'une molécule permet de représenter les doublets liants et non liants d'une molécule. Les doublets liants se représentent par un trait entre les symboles des atomes et les doublets non liants se représentent par un trait à côté du symbole de cet atome.

Exemple : la molécule d'ammoniaque de formule brute NH_3 à pour représentation de Lewis :



Elle comporte 3 liaisons covalentes simples, donc 3 doublets liants, et un doublet non liant sur l'atome d'azote.

Chaque atome d'hydrogène possède 2 électrons ; la règle du duet est respectée

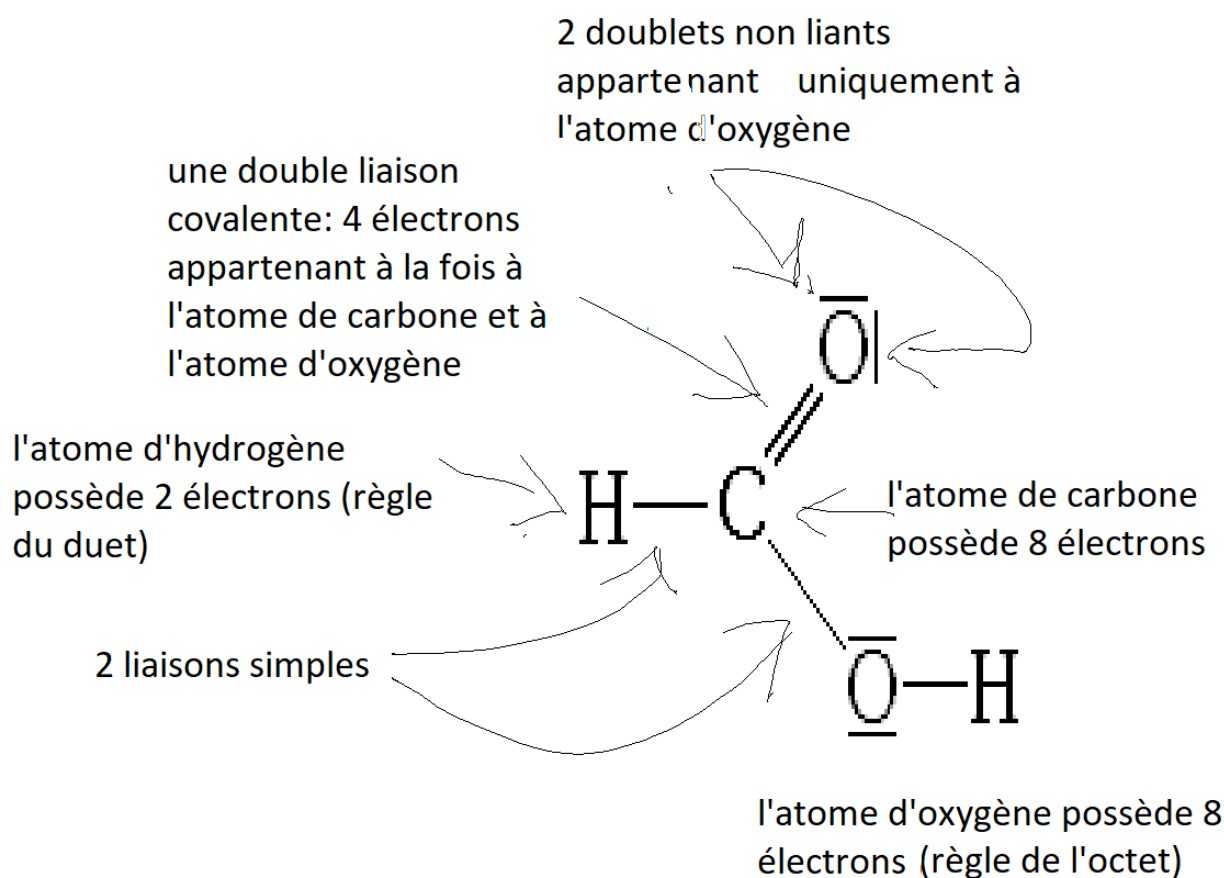
L'atome d'azote possède 3 doublets liants et un doublet non liant, il possède donc 8 électrons ; la règle de l'octet est respectée.

Hors programme : comment dessiner la représentation de Lewis des atomes ? Compter le nombre d'électrons manquants. Les représenter par des points autour de l'atome (électrons célibataires). Lier 2 par 2 les autres électrons de la couche externe et les représenter par un tiret (doublets non liants).

Atome	Configuration électronique de l'atome	Représentation de Lewis de l'atome
Fluor	$1s^2 2s^2 2p^5$	
Soufre	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	
Oxygène	$1s^2 2s^2 2p^4$	
Hydrogène	$1s^1$	
Carbone	$1s^2 2s^2 2p^2$	

On résume !

représentation de lewis de l'acide méthanoïque



Exercice : remplir le tableau suivant

molécule	Représentation de Lewis	Nombre de liaisons covalentes (distinguer les liaisons simples, doubles ou triples)	Nombre de doublets non liants	Nombre d'électrons par atome
éthanol	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} - \text{O} - \text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $			H : O : C :
dioxygène	$ \begin{array}{c} \text{O} = \text{O} \end{array} $			
dichlore	$ \begin{array}{c} \text{Cl} - \text{Cl} \end{array} $			
Acide éthanoïque	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{C} = \text{O} \\ \quad \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \text{O} \quad \text{O} - \text{H} \end{array} $			

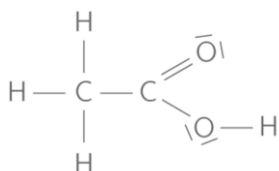
III-4 Energie de liaison

L'énergie de liaison E_{AB} entre 2 atomes A et B liés dans une molécule, est l'énergie de dissociation que doit recevoir cette la molécule pour rompre cette liaison (chaque entité A et B gardant avec elle la moitié des électrons des doublets liants rompus). L'unité légale d'énergie est le joule, symbole J.

Remarque : plus E_{AB} est grande plus la liaison est difficile à rompre !

Exemple :

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



Exercice : exprimer puis calculer l'énergie que la molécule d'acide éthanöique doit recevoir pour être complètement dissociée en atomes d'hydrogène, d'oxygène et carbone.