

## 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.

$n = 1$	<del>1s</del>
$n = 2$	<del>2s 2p</del>
$n = 3$	<del>3s 3p 3d</del>
$n = 4$	<del>4s 4p 4d 4f</del>
$n = 5$	<del>5s 5p 5d 5f ...</del>
$n = 6$	<del>6s 6p 6d ... ..</del>

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  $2p$ . Quand elle est saturée avec 6 électrons, on commence à remplir la  $3s$  etc.

Exemple :

- l'atome de chlore possède 17 électrons sa configuration électronique est :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ . Combien possède-t-il de couche ? De sous couches ?

### I-2 Electrons 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, de configuration possède 7 électrons de valence puisque sa dernière couche électronique,  $n = 3$  ( $3s^2 3p^5$ ), en comporte  $2+5 = 7$ . 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 $Z = 18$			

numéro atomique  
masse atomique  
symbole atomique

LEAU PERIODIQUE DES ELEMENTS  
TABLEAU PERIODIQUE DES ELEMENTS

élément solide    élément liquide    élément gazeux    élément artificiel    Credits

## II) Classification périodique des éléments chimiques

### II-1 Structure du tableau périodique des éléments

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 \_\_\_\_\_. Un élément chimique est défini par son \_\_\_\_\_

### 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  $n = \dots$ . Elle correspond aux éléments ne possédant qu'une sous-couche  $\dots$ . La seconde période correspond à la couche  $n = \dots$  soit les sous-couches  $\dots$  et  $\dots$ .

Dans une même colonne, les atomes des éléments ont le même nombre  $\dots$  :  
 $\dots$  électron de valence pour les atomes des éléments de la première colonne,  $\dots$  pour ceux de la seconde colonne,  $\dots$  pour ceux de la 13<sup>ième</sup> etc. Ils ont des propriétés chimiques voisines et constituent une famille chimique. Les éléments de la 18<sup>ième</sup> colonne du tableau de Mendeleïev appartiennent à la famille des  $\dots$ .

Quelles sont les éléments correspondant à la famille des gaz noble (nom + symbole de l'élément chimique) :

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

**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
$1s^2 2s^2 2p^5$			
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$			
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$			
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$			

### III) stabilité des éléments chimiques

#### III-1 règles 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, 13, 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.

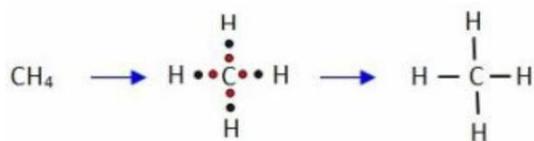
**Exemples :**

- la molécule d'eau de formule brute  $H_2O$  est constituée de 2 atomes d'hydrogène et d'un atome d'oxygène
- la molécule de méthane de formule brute  $CH_4$  est constituée 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. Les électrons de la liaison covalente appartiennent aux 2 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 les le carbone et les 4 atomes d'hydrogène.



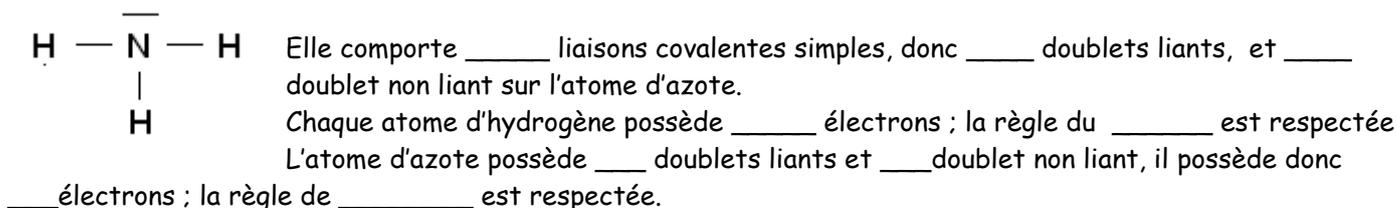
**Pourquoi les atomes se lient-ils les uns aux autres ?** Les atomes qui ne sont pas stables chimiquement vont, grâce aux liaisons covalentes, acquérir une structure stable identique à celle des gaz nobles avec soit 2 électrons sur leur couche externe (cas de l'hydrogène, règle du duet) soit 8 électrons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

**Exercice :** la molécule d'ammoniaque de formule brute  $NH_3$  à pour représentation de Lewis :



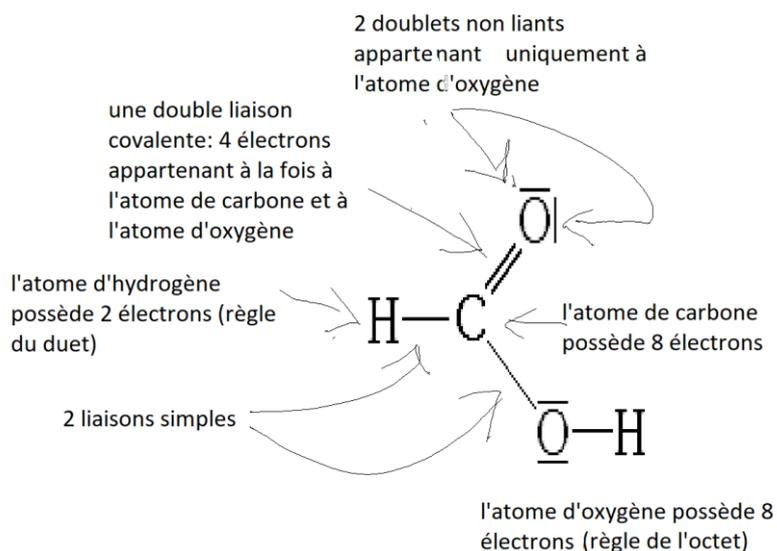
Hors programme : comment dessiner la représentation de Lewis des atomes ? Compter le nombre d'électrons manquants. Les représenter par des points autour de l'atome (électrons célibataires). Lier 2 par 2 les autres électrons de la couche externe et les représenter par un tiret (doublets non liants).

**Exercice (hors programme)**

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	$1s^2 2s^2 2p^2$	

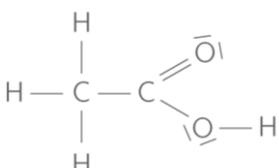
On résume !

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}{ccccccc}  & \text{H} & & \text{H} & & & \\  &   & &   & & & \\  \text{H} & - \text{C} & - & \text{C} & - & \text{O} & - \text{H} \\  &   & &   & & & \\  & \text{H} & & \text{H} & & &   \end{array}  $			H : O : C :
dioxygène	$  \begin{array}{c}  \text{O} = \text{O} \\  \diagup \quad \diagdown \\  \diagdown \quad \diagup  \end{array}  $			
dichlore	$  \begin{array}{c}  \text{Cl} - \text{Cl} \\    \quad   \\    \quad    \end{array}  $			

Acide éthanóïque				
------------------	---	--	--	--

### III-4 Energie de liaison

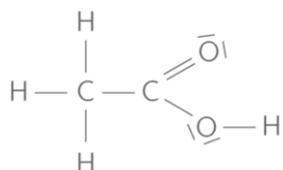
L'énergie de liaison  $E_{AB}$  entre 2 atomes A et B liés dans une molécule, est l'énergie de dissociation que doit recevoir cette la molécule pour rompre cette liaison (chaque entité A et B gardant avec elle la moitié des électrons des doublets liants rompus).

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 éthanóïque doit recevoir pour être complètement dissociée en atomes d'hydrogène, d'oxygène et carbone.