

	Seconde	Thème : Constitution de la matière	Cours
	Chapitre 7 : <b>La stabilité des éléments chimiques</b>		

Seconde	Thème : Constitution de la matière	Cours
Chapitre 7 : <b>La stabilité des éléments chimiques</b>		

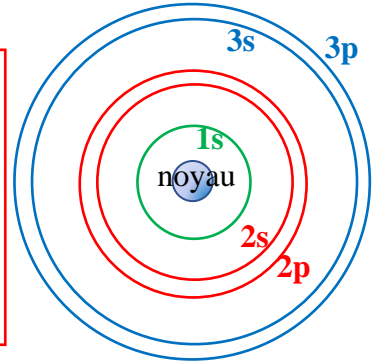


## I Le cortège électronique de l'atome

### 1) Les couches et les sous-couches électroniques

Les électrons sont en mouvement autour du noyau. Ils n'ont pas de trajectoire particulière, mais ils ne peuvent pas pour autant occuper l'espace n'importe comment.

- Les électrons d'un atome se répartissent dans des ..... , repérées par un ..... (n = 1, 2, 3, ...). La couche électronique est .....
- Chaque couche se découpe en ..... Elles sont repérées par une lettre : « ..... » ou « ..... ».



Ces couches et sous-couches correspondent à différents niveaux dont l'énergie augmente en s'éloignant du centre de l'atome.

### 2) La configuration électronique d'un atome

La ..... d'un atome indique la répartition des électrons sur les différentes sous-couches électroniques.

- Règles de remplissage des différentes sous-couches électroniques**
- Les sous-couches ..... peuvent contenir ..... au maximum.
  - Les sous-couches ..... peuvent contenir ..... au maximum.
  - Jusqu'à 18 électrons, les sous-couches se remplissent dans l'ordre suivant :  
.....  
Quand une sous-couche est ..... (ou saturée), on remplit la .....

Pour ne pas confondre le nombre d'électrons avec le numéro de la couche, on écrit le ..... dans une sous-couche ....., comme une puissance.

Exemple : La sous-couche  $3p^5$  contient .....

Configuration électronique du phosphore (Z = 15). Il possède donc 15 électrons à placer.

15 électrons :



- Jusqu'à 18 électrons, .....**
- Les électrons contenus dans cette couche externe sont les .....**
- Ce sont les électrons de valence d'un élément qui définissent .....**

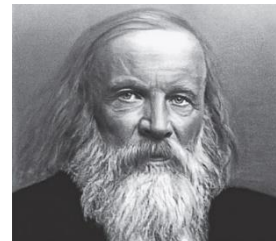
Exemple : Pour le phosphore, la dernière couche contenant des électrons est la couche n°3 : «  $3s^2 3p^3$  ». Cette couche contient ..... électrons de valence.

Exercice : Compléter le tableau suivant :

Atome	Numéro atomique Z	Configuration électronique	Nombre d'électrons de valence
Azote	Z = 7		
Hélium	Z = 2		
Chlore	Z = 17		
Sodium	Z = 11		

## II Le tableau périodique des éléments

Le tableau périodique s'est construit par tâtonnement au XIX<sup>ème</sup> siècle jusqu'à la version actuelle, dont la base est posée par ..... en 1869.



Dmitri Mendeleïev

### 1) Structure du tableau périodique

Le tableau périodique actuel comporte ....., dont 94 sont naturels. Elle est constituée de ..... et de ....., appelées également ..... (d'où le nom de « tableau périodique »).

Dans le tableau périodique, les éléments sont .....  
 Les éléments d'une ..... ont des .....  
 Ils constituent une .....

<i>n° de colonne</i>	<i>Famille</i>
(sauf l'hydrogène)	
(dernière colonne)	

Le tableau suivant est le **tableau périodique simplifié**. Il rassemble les 18 premiers éléments, présents dans les 3 premières lignes.

Période Ligne	Colonne		3	4	5	6	7	8
	1	2						
1	<b>H</b> (Z = 1) Hydrogène 1s <sup>1</sup>							<b>He</b> (Z = 2) Hélium .....
2	<b>Li</b> (Z = 3) Lithium ..... .....	<b>Be</b> (Z = 4) Béryllium 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>	<b>B</b> (Z = 5) Bore ..... .....	<b>C</b> (Z = 6) Carbone ..... .....	<b>N</b> (Z = 7) Azote ..... .....	<b>O</b> (Z = 8) Oxygène ..... .....	<b>F</b> (Z = 9) Fluor 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	<b>Ne</b> (Z = 10) Néon ..... .....
3	<b>Na</b> (Z = 11) Sodium 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup>	<b>Mg</b> (Z = 12) Magnésium ..... ..... .....	<b>Al</b> (Z = 13) Aluminium ..... ..... .....	<b>Si</b> (Z = 14) Silicium 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	<b>P</b> (Z = 15) Phosphore ..... ..... .....	<b>S</b> (Z = 16) Soufre 1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	<b>Cl</b> (Z = 17) Chlore ..... ..... .....	<b>Ar</b> (Z = 18) Argon ..... ..... .....
Nombre d'électrons de valence								(sauf l'hélium)

Quand on change de ligne, on commence le remplissage d'une nouvelle couche électronique.

**Les éléments appartenant à une ..... ont le .....**

**Les éléments appartenant à une ..... ont le .....**

Les électrons de valence donnent aux éléments leurs propriétés chimiques, c'est la raison pour laquelle les éléments d'une ..... (avec le même nombre d'électrons de valence) possèdent des .....

Dans le tableau simplifié, deux blocs se distinguent :

**Le ..... correspond aux atomes dont la dernière sous-couche occupée est une .....**

**Le ..... correspond aux atomes dont la dernière sous-couche occupée est une .....**

L'hélium fait bien partie du bloc s car sa dernière (et seule) sous-couche occupée est la sous-couche 1s. Il doit cependant être placé dans la dernière colonne car ....., inerte chimiquement.

L'hélium est ainsi une exception dans le tableau périodique car il est « séparé » des autres éléments du bloc s.

## 2) Position d'un élément dans le tableau périodique

**Il est possible de déterminer la ..... dans le tableau simplifié à partir de ....., et inversement.**

**En effet, dans la configuration électronique d'un élément :**

- le ..... correspond au ..... à laquelle appartient l'élément.
- le ..... renseigne sur le ..... à laquelle appartient l'élément, .....

Exemple : L'atome d'azote a pour configuration électronique :  $1s^2 2s^2 2p^3$ .

- ✓ Il possède ..... couches électroniques occupées, il appartient donc à la ..... du tableau périodique.
- ✓ Il possède ..... électrons de valence, il appartient donc à la ..... **du tableau simplifié.**

Remarque : La 3<sup>ème</sup> colonne du tableau simplifié est celle portant le n°13 dans le tableau périodique complet. La 4<sup>ème</sup> colonne correspond à la colonne n°14 et ainsi de suite.

En effet les éléments présents dans les colonnes 3 à 12 n'apparaissent qu'à partir de la quatrième ligne du tableau.

Exercices :

- a) Un atome a pour configuration électronique  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ . A quelle ligne et à quelle colonne du tableau appartient-il ?

.....  
.....  
.....

- b) Un atome appartient à la 2<sup>ème</sup> ligne et à la 7<sup>ème</sup> colonne du tableau simplifié. Donner sa configuration électronique.

.....  
.....  
.....

## III La stabilité chimique des gaz nobles

Les ....., autrefois appelés « gaz rares », constituent la famille d'éléments chimiques située dans la ..... du tableau périodique. Il existe à l'état naturel six gaz nobles : l'hélium, le néon, l'argon, le krypton, le xénon et le radon.

Dans la nature, les atomes ont tendance à s'associer pour former des molécules ou à former des ions. Les gaz nobles ont, quant à eux, une .....  
 ..... : ils ne forment pas d'ions et ne participent que très rarement à des réactions chimiques.

## NOBLE GASES



Quelle est la particularité de leur configuration électronique ?

Gaz noble	Hélium	Néon	Argon	Krypton	Xénon	Radon
Couche externe				$4s^2 4p^6$	$5s^2 5p^6$	$6s^2 6p^6$
Nombre d'électrons de valence						

..... (elle ne peut pas recevoir d'autres électrons).  
**Cette couche externe contient :**

- .....
- .....

Contrairement aux gaz nobles, les autres éléments n'existent pas naturellement sous forme d'atomes isolés, car sous cette forme, ils ne sont pas stables.

.....  
 .....  
 .....

Le seul moyen d'y parvenir consiste à former de nouvelles entités : .....

Remarque : Un groupe de deux électrons est parfois appelé un ..... Un groupe de 8 électrons est appelé un ..... On parle de la **règle du duet** ou de la **règle de l'octet**.

### IV Formation des ions monoatomiques

**Pour se stabiliser, les atomes peuvent .....  
 Ils forment ainsi des ....., avec une couche externe saturée.**

Rappel : Si un atome gagne un ou plusieurs électrons, il devient un ....., appelé .....  
 S'il perd un ou plusieurs électrons, il devient un ....., appelé .....

Exemples :

- Atome de chlore ( $Z = 17$ ) : Configuration électronique : ..... Il possède ..... électrons de valence sur sa couche externe. Il va ..... pour obtenir la configuration électronique du gaz noble le plus proche. Il va former l'ion chlorure de formule .....
- Atome de magnésium ( $Z = 12$ ) : Configuration électronique : ..... L'atome de magnésium va ..... pour obtenir la configuration électronique du gaz noble le plus proche. Il va former l'ion magnésium de formule .....



**Les atomes des éléments d'une ..... du tableau périodique forment des .....**

	1						
H <sup>+</sup>	2	13		15	16	17	18
Li <sup>+</sup>	Be <sup>2+</sup>	B <sup>3+</sup>		N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>	⊗
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>		P <sup>3-</sup>	S <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>	⊗

Formules d'ions à connaître par cœur :

Cation	
Nom	Formule
Ion hydrogène	
Ion sodium	
Ion potassium	
Ion magnésium	
Ion calcium	

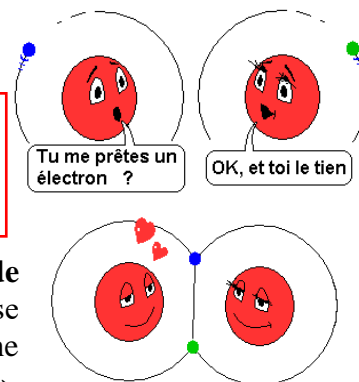
Anion	
Nom	Formule
Ion fluorure	
Ion chlorure	
Ion bromure	
Ion iodure	

## V Formation des molécules

### 1) Liaison covalente et doublet non liant

Pour se stabiliser, les atomes .....  
 ..... et ainsi .....  
 avec d'autres atomes. Ils forment alors des .....

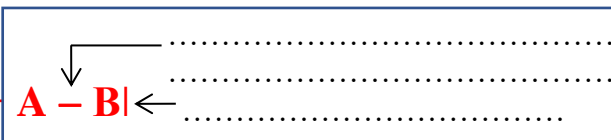
Chaque atome met en commun avec un autre atome un électron de sa **couche de valence**. Les deux atomes sont donc « obligés » de rester proches l'un de l'autre et se retrouve liés. Les deux électrons mis en commun entre les deux atomes forment une liaison appelée « ..... » ou « ..... ».



• .....  
 .....  
 .....

Elle se schématise .....

• Les électrons de valence d'un atome .....  
 sont réparties en doublet d'électrons appelés .....  
 Chaque doublet non liant est représenté .....



Chaque liaison covalente formée apporte un électron supplémentaire à l'atome.

L'atome forme donc .....  
 pour obtenir la configuration électronique du gaz noble le plus proche.

Exemples :

- Atome d'azote ( $Z = 7$ ) : Configuration électronique : ..... Il possède ..... électrons de valence sur sa couche externe. Il va ..... électrons pour obtenir la configuration électronique du gaz noble le plus proche. Il va former .....
- Atome d'hydrogène ( $Z = 1$ ) : Configuration électronique : ..... Il possède ..... électron de valence sur sa couche externe. Il va ..... électron pour obtenir la configuration électronique du gaz noble le plus proche. Il va former .....

**La ..... est le nombre de liaisons covalentes qu'il peut former avec d'autres atomes.**

Valence d'atomes courants à connaître :

Atome monovalent valence = 1	Atome divalent valence = 2	Atome trivalent valence = 3	Atome tétravalent valence = 4
• .....			
• Les halogènes : .....	.....	.....	.....
.....			

- Une liaison covalente ..... est la mise en commun de ..... entre deux atomes, chaque atome fournissant 2 électrons. Elle est représentée par 2 traits (X=X).
- Une liaison covalente ..... est la mise en commun de ..... entre deux atomes, chaque atome fournissant 3 électrons. Elle est représentée par 3 traits (X≡X).

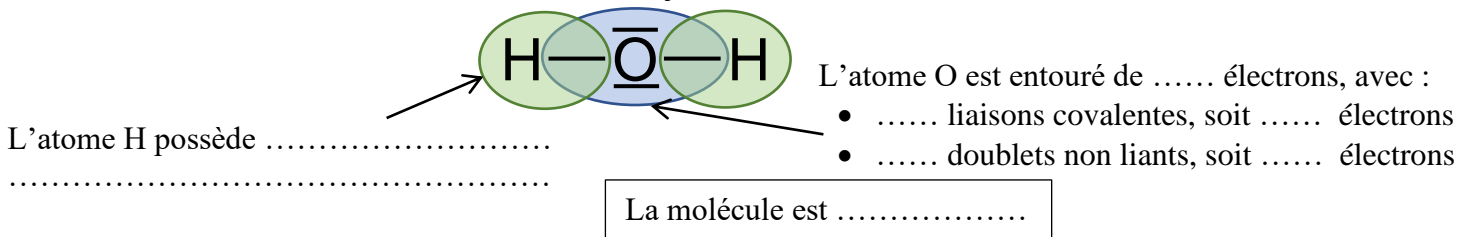
## 2) Schéma de Lewis d'une molécule

Le ..... d'une molécule indique ..... en représentant par des traits les doublets liants entre atomes et les doublets non liants sur les atomes. Il permet de ..... dans la molécule.

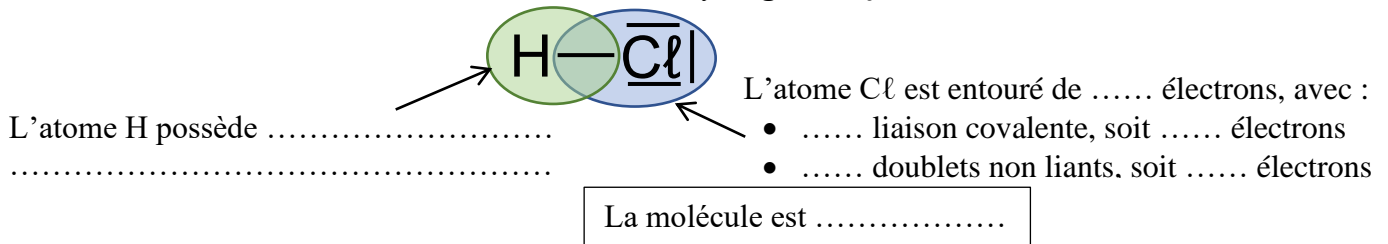
On peut rapidement vérifier que chaque atome possède la configuration électronique du gaz noble le plus proche, avec 2 ou 8 électrons de valence. Les électrons des doublets liants appartiennent aux deux atomes liés par la liaison. Les électrons des doublets non liants appartiennent uniquement à l'atome sur lequel ils sont situés.

Exemples :

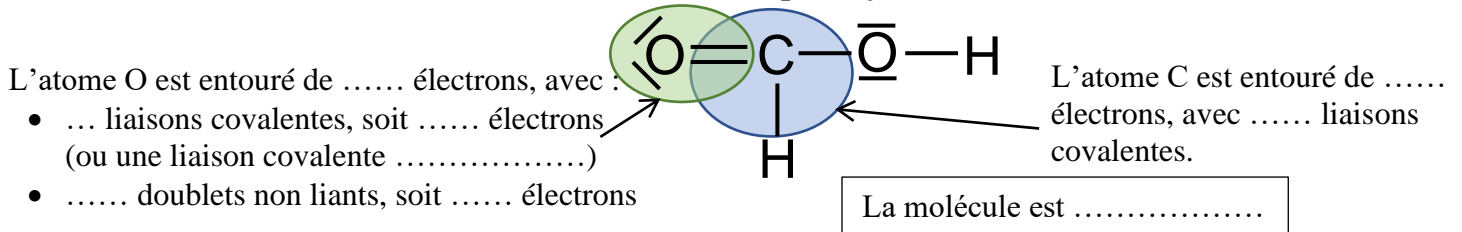
- *Schéma de Lewis de la molécule d'eau, de formule  $H_2O$  :*



- *Schéma de Lewis de la molécule de chlorure d'hydrogène de formule  $HCl$  :*



- *Schéma de Lewis de la molécule d'acide méthanoïque de formule  $CO_2H_2$  :*



## 3) Solidité d'une liaison covalente

En se liant par liaison covalente, deux atomes ..... Il faudra fournir de l'énergie pour casser la liaison. Par exemple, la molécule de dioxygène  $O_2$  est plus stable que deux atomes isolés O.

L'énergie de liaison d'une liaison covalente A-B représente .....

..... Il faudra en effet apporter davantage d'énergie pour la rompre.

Liaison	C-C	C=C	C≡C
Energie ( $\times 10^{-19}$ J)	6,0	10	14