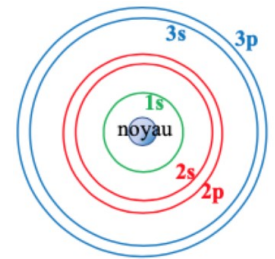


I. Configuration électronique d'un atome

Les Z électrons d'un atome se répartissent en **couches électroniques** ($n = 1, 2, 3, \dots$), elles-mêmes composées d'une ou plusieurs **sous-couches** (s, p, d...).

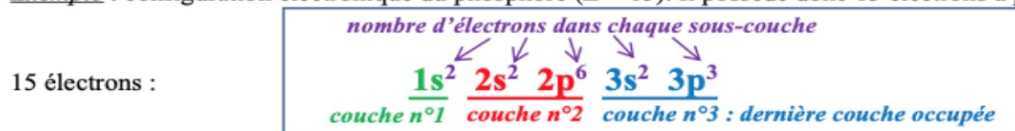
Chaque sous-couche contient un nombre limité d'électrons : 2 pour une sous-couche de type s et 6 pour une sous-couche de type p.



La **configuration électronique** d'un atome indique la répartition des électrons de l'atome dans les différentes couches et sous-couches.

Jusqu'à 18 électrons, les sous-couches se remplissent dans l'ordre suivant : $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p$. Quand une sous-couche est **saturée (pleine)**, on remplit la suivante.

Exemple : configuration électronique du phosphore ($Z = 15$). Il possède donc 15 électrons à placer.



La **couche externe (ou couche de valence)** est la dernière couche de la configuration électronique qui contient des électrons. Les électrons de cette couche externe sont appelés **électrons de valence** et sont responsable des propriétés chimiques de l'atome.

Exemple : Pour le phosphore, la dernière couche contenant des électrons est la couche n°3 : « $3s^2 3p^3$ ». Cette couche contient $2 + 3 = 5$ électrons de valence.

II. Tableau périodique et configuration électronique

a) Structure du tableau

Dans le tableau périodique actuel est constitué de 7 lignes, appelées **périodes**, et de 18 colonnes, nommées familles. Les éléments sont rangés par **numéro atomique Z croissant**.

On change de période à chaque fois que l'on commence à remplir une nouvelle couche électronique.

Les éléments d'une même colonne possèdent le même nombre d'électrons de valence. Ils possèdent donc les mêmes propriétés chimiques et constituent une **famille chimique**. Les éléments de la **18ème colonne** constituent la famille **des gaz nobles**.

Dans le tableau périodique, deux blocs se distinguent : le **bloc s** qui regroupe les éléments dont la configuration électronique se termine par une sous-couche s (colonnes 1 et 2 + hélium) et le **bloc p** qui regroupe les éléments dont la configuration électronique se termine par une sous-couche p (colonnes 13 à 18 sauf l'hélium).

b) Position dans le tableau

Pour déterminer la période et la colonne (famille) auxquelles un élément appartient, il faut analyser sa **couche de valence**.

Exemple : phosphore $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

→ Numéro de la couche de valence : 3, $n = 3$ donc 3ème période.

→ Il se trouve dans la 3ème colonne du bloc p qui commence à la colonne 13 donc 15ème colonne.

III] Les entités stables chimiquement

a) Vers la stabilité

Les éléments de la 18^e colonne (hélium, néon, etc.) possèdent une stabilité remarquable et constituent la famille des gaz nobles.

Cette stabilité est due à leur **couche externe saturée** contenant deux électrons pour l'hélium et huit électrons pour le néon et l'argon.

Contrairement aux gaz nobles, tous les autres atomes sont instables. **Pour se stabiliser, les atomes cherchent à obtenir la configuration électronique des gaz nobles** en formant des ions ou des molécules

b) Formation d'ions monoatomiques

En **perdant ou gagnant** un ou plusieurs **électrons**, un atome forme un **ion monoatomique stable**. L'ion formé a la configuration électronique de l'atome du gaz noble le plus proche dans le tableau périodique. Les atomes des éléments d'une même colonne du tableau périodique forme des ions monoatomiques de même charge.

Atome	Symbole	Configuration électronique et nombre d'électrons sur la couche de valence
Hélium	He	1s ²
Néon	Ne	1s ² 2s ² 2p ⁶
Argon	Ar	1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶

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

Exemple : Un atome de soufre **gagne 2 électrons**. L'ion formé S²⁻ a la configuration électronique d'un atome d'argon Ar. L'argon est le gaz noble le plus proche.

Quelques ions monoatomiques stables à connaître :

Anion	
Nom	Formule
Ion fluorure	F ⁻
Ion chlorure	Cl ⁻

Cation	
Nom	Formule
Ion hydrogène	H ⁺
Ion sodium	Na ⁺
Ion potassium	K ⁺
Ion magnésium	Mg ²⁺
Ion calcium	Ca ²⁺

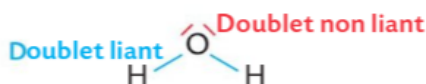
c) Formation des molécules

Pour se stabiliser, les atomes peuvent chercher à mettre en commun des électrons et ainsi établir des **liaisons** avec d'autres atomes. Ils forment alors des **molécules**.

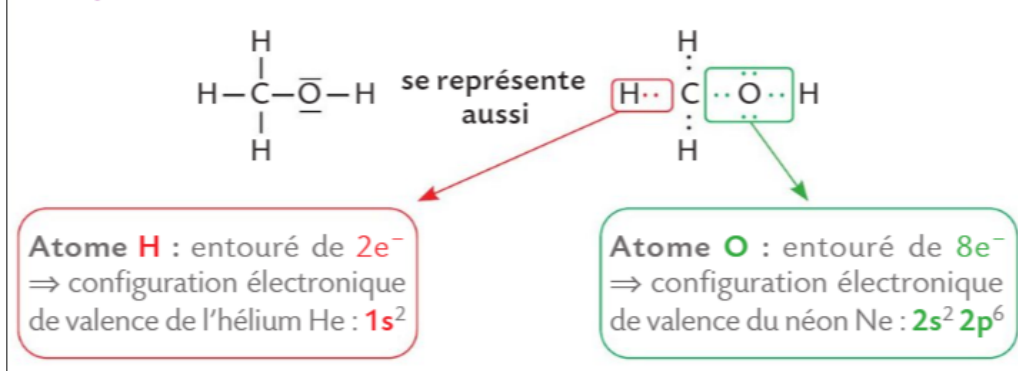
Le **schéma de Lewis** d'une molécule est une modélisation de l'enchaînement des atomes dans la molécule :

- chaque atome est représenté par son symbole ;
- les électrons de valence sont regroupés en **doublet(s) liant(s)** ou **doublet(s) non-liant(s)** représentés par des tirets (un doublet correspond à 2 électrons).

Exemple : Schéma de Lewis d'une molécule d'eau.



Exemple : Schéma de Lewis de la molécule de méthanol.



Les électrons des liaisons appartiennent aux deux atomes tandis que les électrons des doublets non-liants appartiennent uniquement à l'atome sur lequel ils sont situés.

Dans une molécule, les atomes se lient par des **liaisons covalentes** obtenues par la mise en commun de 2 électrons (doublet liant). Une liaison covalente peut-être simple ou multiple.

En exploitant le schéma de Lewis d'une molécule, il est possible de **justifier sa stabilité** : un atome d'hydrogène doit être entouré d'un seul doublet d'électrons (soit 2 électrons) et les autres atomes doivent être entourés de 4 doublets d'électrons (soit $4 \times 2 = 8$ électrons) pour avoir **la même configuration que celle des gaz nobles**.

d) Solidité des liaisons covalentes

Une molécule est plus stable que les atomes qui la forment pris séparément. Il faut donc fournir de l'énergie pour la rompre.

L'énergie de liaison entre deux atomes est l'énergie pour rompre cette liaison.

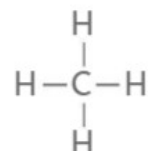
Ainsi, plus l'énergie de liaison est élevée, plus il faut fournir de l'énergie pour la rompre et plus elle est stable .

Quelques valeurs d'énergies de liaisons :

	C-H	C-C	C=C
Énergie de liaison (USI*)	413	348	614

* USI : unité du système international.

Exemple : Une double liaison C=C a une énergie de liaison plus grande qu'une liaison C-C, elle est donc plus stable.
 Pour rompre toutes les liaisons de la molécule CH_4 , il faut fournir l'énergie $E = 4E_{CH}$, soit $E = 1\,652$ USI.



En résumé :

1 La configuration électronique d'un atome

Les Z électrons de l'atome se répartissent dans des couches électroniques composées de sous-couches.

Couches et sous-couches

$n = 1$ 1s
 $n = 2$ 2s 2p
 $n = 3$ 3s 3p 3d
 Couche Sous-couche

Ordre de remplissage

1s → 2s → 2p → 3s → 3p

Exemple : Soufre S ($Z = 16^*$)

Configuration électronique



$$*16 = 2 + 2 + 6 + 2 + 4$$

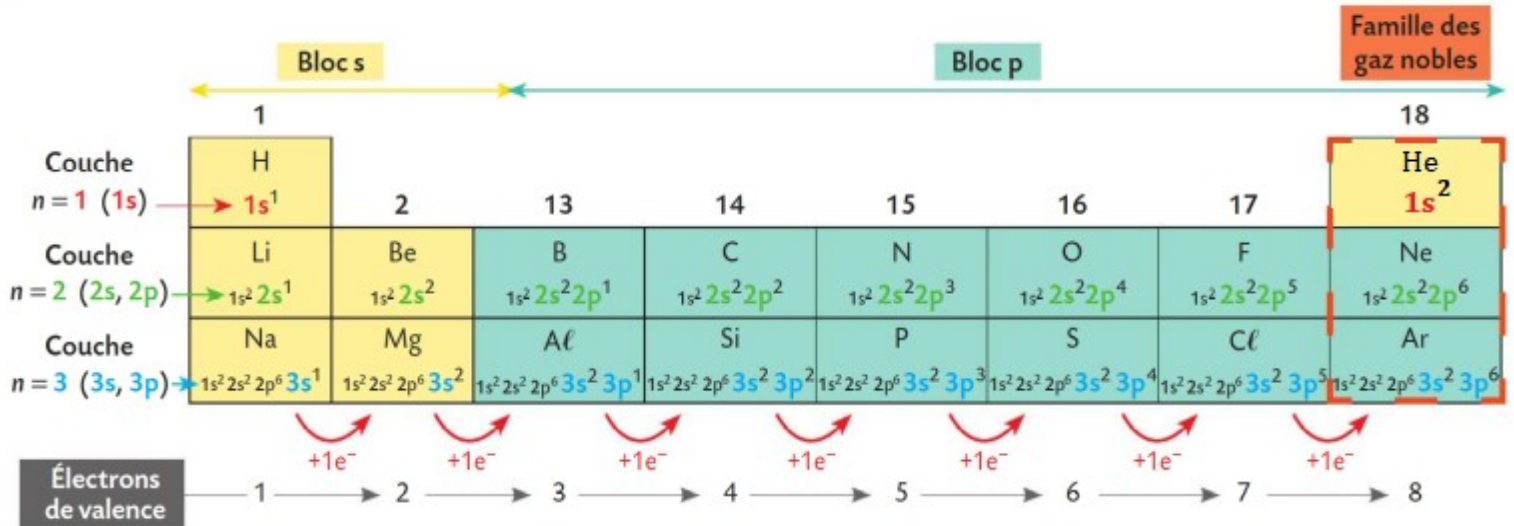
Capacité maximale

Sous-couche s : 2 e⁻
 Sous-couche p : 6 e⁻

Électrons de valence

Électrons occupant la couche de nombre n le plus élevé

2 Le tableau périodique des éléments



Famille chimique 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.

3 Les entités stables chimiquement

Colonnes 1 à 17

Les atomes acquièrent une couche électronique de valence identique à celle d'un atome d'un gaz noble.

Colonne 18 : gaz nobles

Couche de valence : 2 ou 8 électrons ⇒ entité stable

Formation d'ions

1	2	13	14	15	16	17	18
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

$-1e^-$ $-1e^-$ $-1e^-$ $+1e^-$ $+1e^-$
 • Atome Al : perte de 3e⁻ et formation de l'ion Al³⁺.
 • Atome S : gain de 2e⁻ et formation de l'ion S²⁻.

Formation de molécules

Dans une molécule, les atomes sont liés par une liaison covalente résultant de la mise en commun de 2 électrons. Chaque atome a une configuration électronique de valence en duet ou en octet.

Exemple : O est entouré de quatre doublets d'électrons, soit 8 électrons.

