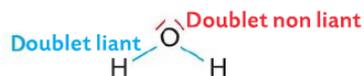


c. Formation des molécules

- 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.



Dans une molécule, les atomes se lient par des **liaisons covalentes** obtenues par la mise en commun de 2 électrons (doublet liant). Chacun des atomes possède une configuration électronique semblable à celle du gaz noble le plus proche.

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

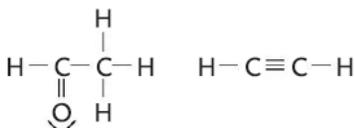
Exemple : Schéma de Lewis de la molécule de méthanol.



Atome H : entouré de $2e^-$
 ⇒ configuration électronique de valence de l'hélium He : $1s^2$

Atome O : entouré de $8e^-$
 ⇒ configuration électronique de valence du néon Ne : $2s^2 2p^6$

G Des liaisons multiples

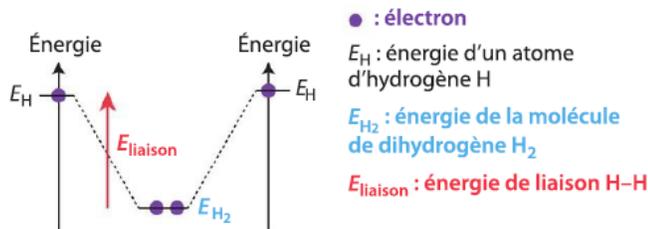


➤ Dans une double liaison, les deux atomes partagent 4 électrons.
 Dans une triple liaison, les deux atomes partagent 6 électrons.

- Une liaison covalente peut être simple ou multiple (double, triple). Dans une **liaison double**, quatre électrons sont mis en commun (doc. G).

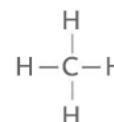
L'**énergie de liaison** d'une liaison covalente A–B correspond à l'énergie nécessaire **pour rompre** la liaison et reformer les atomes isolés A et B.

- En se liant par une liaison covalente, deux atomes gagnent en stabilité énergétique. Par exemple, la molécule de dihydrogène H_2 est plus stable énergétiquement que les deux atomes isolés H.



Plus l'énergie de liaison est grande, plus la liaison est stable.

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



H Table d'énergies de liaison

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

* USI : unité du système international.

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

Capacité maximale

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

Exemple : Soufre S (Z = 16*)

Configuration électronique

1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴

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

Électrons de valence

Électrons occupant la couche de nombre n le plus élevé

Ordre de remplissage

1s → 2s → 2p → 3s → 3p

2 Le tableau périodique des éléments

	Bloc s		Bloc p										Famille des gaz nobles		
	1	2	13	14	15	16	17	18							
Couche n = 1 (1s)	H 1s ¹								He 1s ²						
Couche n = 2 (2s, 2p)	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							
Couche n = 3 (3s, 3p)	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							
Électrons de valence	1	2	3	4	5	6	7	8							

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

Couche de valence non saturée ⇒ les atomes tendent à obtenir une couche électronique de valence identique à celle d'un gaz noble.

Colonne 18 : gaz nobles

Couche de valence saturée ⇒ stabilité

Formation d'ions

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

Pour obtenir une configuration électronique de valence en duet ou en octet, les atomes peuvent mettre en commun des électrons et former des liaisons covalentes.

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

2 doublets non liants 2 doublets liants

H - C - H