



STABILITÉ DES ENTITÉS CHIMIQUES

1. STABILITÉ DES ATOMES ET DES IONS

1.1 LES GAZ NOBLES

- Les éléments de la colonne 18 (hélium He (g), néon Ne (g), etc.) sont chimiquement stables, ils constituent la famille des gaz nobles.
- Configurations électroniques de quelques gaz nobles :

He (Z = 2)		$1s^2$
Ne (Z = 10)		$1s^2 2s^2 2p^6$
Ar (Z = 18)		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Les gaz nobles ont leur couche externe saturée, elle comporte 2 électrons (He) ou 8 électrons (cas général).

La grande stabilité des gaz rares est liée à la saturation de leur couche externe :

- Deux électrons pour l'hélium, un duet.
- Huit électrons pour les autres gaz nobles, un octet.

1.2 RÈGLES DE STABILITÉ

- Dans les entités chimiques qu'ils forment (ions, molécules), les atomes ont tendance à adopter la configuration électronique externe du gaz noble le plus proche.

Règle du duet : Les atomes dont le numéro atomique est proche de celui de l'hélium (ceux pour qui $Z \leq 5$) ont tendance à former des entités chimiques adoptant sa configuration électronique ($1s^2$).

Règle de l'octet : Les autres atomes ont tendance à former des entités chimiques adoptant la configuration électronique externe des autres gaz nobles avec huit électrons sur leur couche externe ($\dots s^2 \dots p^6$).

1.3 LES IONS MONOATOMIQUES

En perdant ou en gagnant un ou plusieurs électrons, un atome forme un ion monoatomique stable.

L'ion monoatomique a la configuration électronique de l'atome du gaz noble le plus proche dans le tableau périodique.

Exemple :

Élément	Configuration électronique	Nombre d'électrons à gagner ou à perdre pour atteindre l'octet ou le duet	Formule de l'ion monoatomique
Be ($Z = 4$)	$1s^2 2s^2$	Perte de 2 électrons pour atteindre le duet ($1s^2$) ou Gain de 4 électrons pour atteindre l'octet ($2s^2 2p^6$)	Be^{2+}
N ($Z = 7$)	$1s^2 2s^2 2p^3$	Gain de 3 électrons pour atteindre l'octet ($2s^2 2p^6$) ou Perte de 5 électrons pour atteindre le duet ($1s^2$).	N^{3-}

On choisit toujours la solution qui implique le moins d'électrons, c'est la plus stable.

EXERCICE 1

- Compléter le tableau suivant :

Élément	Configuration électronique	Nombre d'électrons à gagner ou à perdre pour atteindre l'octet ou le duet	Formule de l'ion monoatomique
Li ($Z = 3$)			
O ($Z = 8$)			
Mg ($Z = 12$)			
Al ($Z = 13$)			
Cl ($Z = 17$)			

IONS MONOATOMIQUES ET FAMILLES CHIMIQUES

Les atomes des éléments d'une même colonne du tableau périodique forment des **ions monoatomiques de même charge**.

1						
H ⁺	2	13	...	15	16	17
Li ⁺	Be ²⁺	B ³⁺	...	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻
Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	...	P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻

QUELQUES IONS À CONNAÎTRE

Formule	Nom
H^{+}	Ion hydrogène
Na^{+}	Ion sodium
K^{+}	Ion potassium
Ca^{2+}	Ion calcium
Mg^{2+}	Ion magnésium
F^{-}	Ion fluorure
Cl^{-}	Ion chlorure

2. FORMATION DE MOLÉCULES

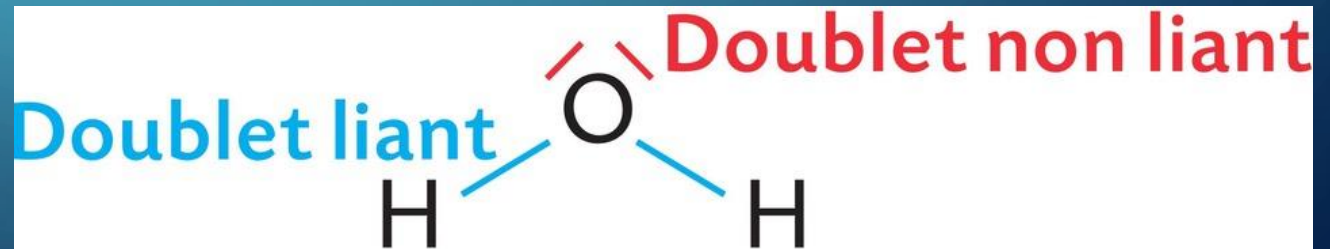
2.1 SCHÉMA DE LEWIS

- Dans les molécules, les atomes mettent en commun des électrons afin de gagner en stabilité.

Le **schéma de Lewis** d'une molécule est une représentation 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 : la molécule d'eau



2.2 FORMULE DE LEWIS DES MOLÉCULES

Dans une molécule, les atomes sont liés 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 de l'atome du gaz noble le plus proche.

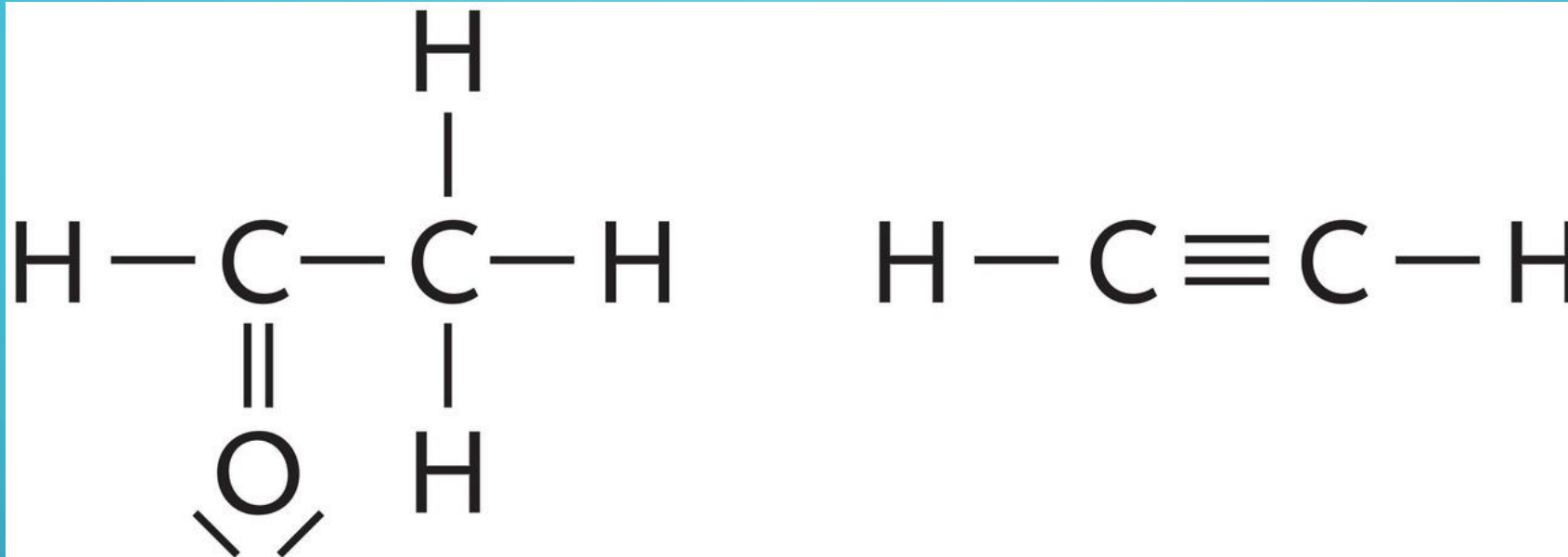
- Exemple : schéma de Lewis de la molécule de méthanol.



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

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

EXERCICE 2 : LIAISONS MULTIPLES



Les liaisons covalentes peuvent être simple, double (4 électrons mis en commun) ou triple (6 électrons mis en commun).

1. Dans les schémas ci-dessus :

- Entourer en rouge les doublets non liants.
- Entourer les liaisons simples en vert, les liaisons doubles en bleu et les liaisons triples en noir.

2. Compter le nombre de doublets électroniques (doublets liants et non liants) présents autour de chaque atome et en déduire si les règles de l'octet et du duet sont vérifiées ?

2.3 ENERGIE DE LIAISON

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.