

Molécules et ions – Fiche de cours

1. En quête de stabilité

a. Les gaz rares, des espèces chimiques stables

Les gaz rares (éléments de la 18^{ième} colonne de la classification périodique) sont stables : ils ne s'associent pas spontanément à d'autres atomes pour donner des molécules ou des ions

Leur configuration électronique est :

- pour l'hélium $1s^2$
- pour les autres gaz rares ns^2np^6

b. Les règles de stabilité

Les atomes ont tendance à chercher à gagner en stabilité en adoptant la configuration électronique du gaz rare le plus proche

On définit 2 règles :

- règle du duet : un atome adopte sur la couche externe la configuration s^2
- règle de l'octet : un atome adopte sur la couche externe la configuration s^2p^6

c. Ions monoatomiques

Pour gagner en stabilité, les atomes peuvent perdre ou gagner des électrons ; ils donnent un ion monoatomique

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 ⁻

2. Le modèle de Lewis

a. Liaison covalente et doublets non liants

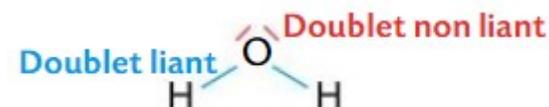
Pour gagner en stabilité, les atomes peuvent mettre en commun des électrons avec d'autres atomes en créant des liaisons covalentes ; ils donnent des molécules

Les électrons de valence qui ne participent pas aux liaisons covalentes sont répartis en doublets non liants

b. Formule de Lewis et stabilité des molécules

Le schéma de Lewis est une modélisation de l'enchaînement des atomes :

- chaque atome est représenté par son symbole
- chaque atome adopte les règles de stabilité
- les électrons de valence sont regroupés en doublets liants et non liants



3. Energie de liaison

L'énergie de liaison est la force d'une liaison covalente ; elle représente l'énergie nécessaire pour rompre la liaison

Liaison	Énergie de liaison (kJ.mol ⁻¹)
C - H	413
C - C	348
C - O	360
O = O	496
O - H	463
C = O	804
C = O dans CO ₂	796