



CHAPITRE 6 : STABILITÉ DES ENTITÉS CHIMIQUES

EN QUÊTE DE STABILITÉ

1) Gaz nobles

Les gaz nobles possèdent une stabilité énergétique remarquable. Ils réagissent très rarement avec d'autres éléments. Cela est dû à leur configuration électronique qui est de la forme ns^2np^6 : leur couche externe est saturée. L'atome d'hélium possède 2 électrons de valence, un **duet** et le néon et l'argon possèdent 8 électrons de valence, un **octet**.

Gaz noble	Configuration électronique
Hélium	$1s^2$
Néon	$1s^22s^22p^6$
Argon	$1s^22s^22p^63s^23p^6$

2) Règles du duet et de l'octet

Au cours des transformations chimiques, les atomes tendent à obtenir la même configuration électronique que celle du gaz noble le plus proche, c'est-à-dire une configuration électronique de valence en duet ou en octet, une configuration stable.

Ils cherchent à respecter les règles du duet et de l'octet.

Règle du duet : les atomes dont le numéro atomique est proche de celui de l'hélium ont tendance à adopter sa configuration électronique en duet : $1s^2$.

Règle de l'octet : les autres atomes ont tendance à adopter une configuration électronique externe en octet du gaz noble le plus proche : ns^2np^6 .

→ Pour obtenir une **configuration électronique stable**, les atomes forment des **ions** ou des **molécules**.

FORMATION D'IONS MONOATOMIQUES

Pour obtenir la même configuration électronique que celle du gaz noble le plus proche, les atomes peuvent perdre ou gagner un ou plusieurs électrons pour former des **ions monoatomiques stables**.

Exemples : Un atome d'aluminium **Al** ($1s^22s^22p^63s^23p^1$) **perd 3 électrons** pour obtenir la configuration électronique du néon **Ne** ($1s^22s^22p^6$), le gaz noble le plus proche. Il forme alors l'ion Al^{3+} .

Un atome de soufre **S** **gagne 2 électrons**

pour obtenir la configuration électronique de l'argon **Ar**, le gaz noble le plus proche. Il forme alors l'ion S^{2-} .

1							18
H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

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

1					
H^+					
Li^+	Be^{2+}	B^{3+}		N^{3-}	O^{2-}
Na^+	Mg^{2+}	Al^{3+}		P^{3-}	S^{2-}
					Cl^-

Quelques exemples d'ions monoatomiques à connaître :

L'ion hydrogène H^+ , l'ion sodium Na^+ , l'ion potassium K^+ , l'ion calcium Ca^{2+} , l'ion magnésium Mg^{2+} , l'ion fluorure F^- , l'ion chlorure Cl^- .

FORMATION DE MOLÉCULES

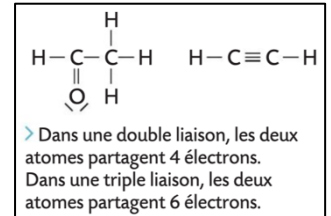
Une molécule est une **entité chimique stable** et électriquement **neutre**, formée d'au moins deux atomes liés entre eux par une **liaison covalente**.

1) La liaison covalente

Au sein d'une molécule, une liaison covalente résulte de la **mise en commun de 2 électrons de valence (doublet liant)** par deux atomes. Chaque atome apporte un électron à la liaison. En créant ce type de liaison, les atomes ont alors une couche de valence saturée à 2 ou 8 électrons.

On distingue trois types de liaison :

- La liaison simple qui implique la mise en commun de 2 électrons : —
- La liaison double qui implique la mise en commun de 4 électrons : =
- La liaison triple qui implique la mise en commun de 6 électrons : ≡

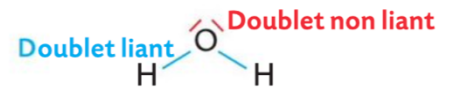


2) Le modèle de Lewis

Le modèle de Lewis d'une molécule indique l'organisation des électrons de valence de chaque atome. Ces électrons sont associés :

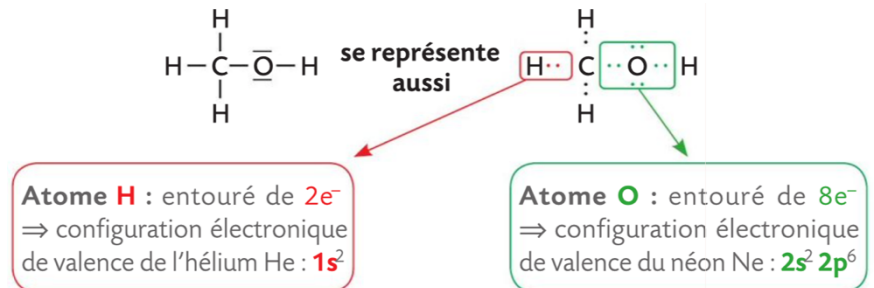
→ en **doublets liants**, formant la liaison covalente et appartenant aux deux atomes liés ;

→ en **doublets non liants**, formés par les électrons de valence n'étant pas impliqué dans une liaison et appartenant ainsi à un seul atome.



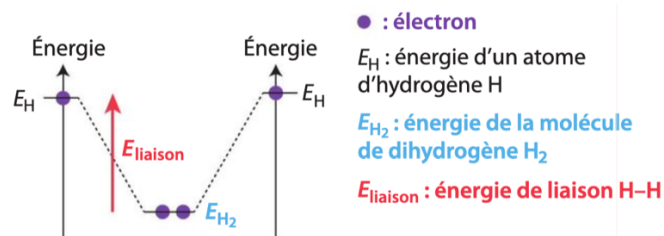
En exploitant le modèle de Lewis d'une molécule, il est possible de justifier sa stabilité

Exemple : modèle de Lewis de la molécule de méthanol



3) Énergie 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. 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.

Ex : 11, 13, 15, 21, 24, 26 p 115 → 120

Ex supplémentaires : 14, (16, 17 ou 18), 19, 25, 27 p 115 → 120