

6

Stabilité des entités chimiques

1. Les gaz nobles

Pourquoi les gaz nobles sont-ils devenus nobles (activité page 108)

Les gaz nobles sont situés dans la dernière colonne (18^e) du tableau périodique. Ce sont des gaz **monoatomiques** chimiquement **inertes** : ils ne présentent aucune réactivité avec d'autres atomes ou molécules.

Ces propriétés des gaz nobles sont dues à leur configuration électronique. Les couches de valences des gaz nobles sont **saturées**, avec deux électrons pour l'hélium (${}_2\text{He}$) et huit électrons pour le néon (${}_{10}\text{Ne}$) et pour l'argon (${}_{18}\text{Ar}$).

Élément chimique	Z	Configuration électronique	Nombre d'électrons sur la couche de valence
He			
Ne			
Ar			

2. Les ions

Déterminer la charge de ions monoatomiques (activité page 109)

Un atome n'est pas toujours stable. Pour le devenir, il peut perdre ou gagner un ou plusieurs électrons afin d'acquérir la **configuration électronique** du **gaz noble** le plus proche dans le tableau périodique.

L'atome forme alors un ion **monoatomique** avec une couche externe saturée. On dit que cet ion respecte la **règle du duet** (deux électrons de valence) ou de **l'octet** (huit électrons de valence).

Un **ion négatif** est un atome qui a **gagné** un ou plusieurs électrons, on l'appelle **anion**.

Un **ion positif** est un atome qui a **perdu** un ou plusieurs électrons, on l'appelle **cation**.

Exemple : le fluor (${}_9\text{F}$) a pour structure électronique $1s^2 2s^2 2p^5$. Sa couche électronique externe n'est pas saturée. Il gagne un électron pour former l'anion F^- , qui possède alors la structure électronique externe du gaz noble le plus proche (le néon ${}_{10}\text{Ne}$) de structure $1s^2 2s^2 2p^6$.

La **position** de l'élément dans le tableau périodique est liée au **nombre d'électrons de valence** de l'atome associé. On peut alors en déduire la formule de l'**ion monoatomique stable formé**.

Exercices 11 et 12 page 115.

Solides ioniques

En solutions les ions peuvent être mis en évidence lors de tests chimiques (chap 1) grâce à la formation de précipités, qui sont des solides ioniques.

Un solide ionique est une espèce chimique stable électriquement neutre composée d'anions et de cations.

Exercice d'application

1. Donner la formule de l'ion magnésium (${}_{12}\text{Mg}$).
2. Donner le nom de l'ion Cl^-
3. Ces deux ions s'associent pour former un solide ionique utilisé comme additif alimentaire. Donner la formule et le nom de cet additif alimentaire.

3. Les molécules

Le modèle de Lewis pour ausculter les molécules (activité page 110)

Une molécule est une entité chimique stable et électriquement neutre, formée d'atomes liés par des liaisons de valence.

Modèle de Lewis de la liaison de valence

Une liaison de valence est la mise en commun d'électrons de valence par deux atomes.

Les électrons mis en commun sont issus de chaque atome. Les couches de valence de chaque atome respectent alors les **règles du duet ou de l'octet**.

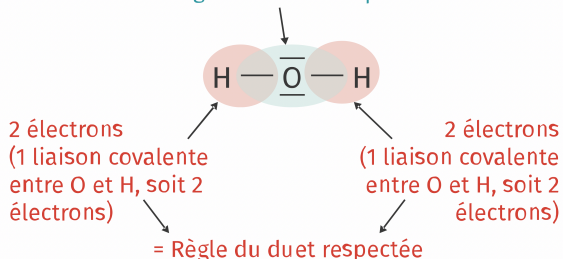
Liaison	Simple	Double	Triple
Symbole	—	=	≡
Nombre d'électrons en commun	2	4	6

Schéma de Lewis

Le schéma de Lewis indique l'organisation des électrons de valence de chaque atome. Ces électrons sont associés :

- en doublets liants, formant la liaison de valence et appartenant aux deux atomes liés ; les doublets liants sont représentés par des tirets entre les deux atomes concernés.
- en doublet non liants, formés par les électrons ne participant pas à la liaison, appartenant à un seul atome. Chaque doublet non liant est représenté par un tiret placé sur l'atome concerné

8 électrons (2 doublets non liants, soit 4 électrons, et 2 liaisons covalentes, soit 4 électrons)
= Règle de l'octet respectée



Exercice d'application

Donner le schéma de Lewis du chlorure d'hydrogène HCl ; du dihydrogène H_2 ; du diazote N_2 et du dioxyde de carbone CO_2 .

Exercices 14 page 116, 20 et 21 page 118

L'énergie de liaison

L'énergie E_{AB} entre deux atomes A et B liés dans une molécule est l'énergie que doit recevoir cette molécule pour rompre la liaison A-B. Chaque entité A et B formée garde avec elle la moitié des électrons des doublets liants rompus.

Selon la nature des atomes concernés, la liaison de valence entre deux atomes est plus ou moins facile à rompre : la molécule doit donc recevoir plus ou moins d'énergie. Par exemple :

Liaison	C-H	C-C	C=C	C-O	C=O	O-H
Énergie de liaison (J)	$6,84 \times 10^{-19}$	$5,74 \times 10^{-19}$	$1,02 \times 10^{-18}$	$5,94 \times 10^{-19}$	$1,33 \times 10^{-18}$	$7,62 \times 10^{-19}$

Exercice 24 page 119