

CHAPITRE 2 : Vers les entités stables

A la fin du chapitre je dois savoir :

Intitulé des objectifs	Où ?
Mots clef: couche de valence, électrons de valence, gaz nobles, doublet liant, doublet non liant, règle de l'octet /duet, formule brute, formule développée , représentation de Lewis, tableau périodique, gaz noble	Activité + exercices
Compétences du chapitre	Où ?
Utiliser le terme adapté parmi molécule, atome, anion, cation pour qualifier une entité chimique à partir d'une formule chimique donnée	Cours + chapitre précédent
Retrouver le nombre d'électrons d'un atome à partir de la structure électronique ou du numéro atomique	Cours + chapitre précédent
Déterminer la position d'un élément dans le tableau périodique à partir de la donnée de la configuration électronique de l'atome correspondant	TP Classification périodique + Exercices
Déterminer les électrons de valence d'un atome ($Z \leq 18$) à partir de sa configuration électronique ou de sa position dans le tableau périodique	TP Classification périodique
Savoir comment sont rangés les éléments dans la classification périodique (colonne et ligne)	TP Classification périodique
Associer la notion de famille chimique à l'existence de propriétés communes (nombre d'électron de valence, représentation de Lewis, forme de l'ion stable formé)	TP Classification périodique
Identifier la famille des gaz nobles	TP Classification périodique
Etablir le lien entre stabilité chimique et configuration électronique de valence d'un gaz noble.	Activité Charge d'un ion
Utiliser la règle de l'octet ou du duet pour prévoir l'ion stable formé à partir d'un atome	Activité Charge d'un ion
Déterminer la charge électrique d'ions monoatomiques courants à partir du tableau périodique	Activité Charge d'un ion
Nommer les ions H^+ , Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , Cl^- , F^- ; écrire leur formule à partir de leur nom	Activité Charge d'un ion
Ecrire une formule brute à partir d'une formule développée	Activité représentation de Lewis
Identifier les doublets liants et les doublets non liants dans la représentation de Lewis	Activité représentation de Lewis
Décrire et exploiter le schéma de Lewis d'une molécule pour justifier la stabilisation de cette entité, en référence aux gaz nobles, par rapport aux atomes isolés ($Z \leq 18$)	Activité représentation de Lewis
Exploiter la règle du duet et de l'octet pour choisir ou compléter une représentation de Lewis	Activité représentation de Lewis
Associer qualitativement l'énergie d'une liaison entre deux atomes à l'énergie nécessaire pour rompre cette liaison	Activité représentation de Lewis

Anion et Cation



Pour réviser : -Livres p65 - 84

- Exercices résolus p 76 - 77
- Vidéo de cours + exercices corrigés sur le site
- Fiche exercice
- Les exercices corrigés à la fin du livre pour s'entraîner

A flasher avec un téléphone



I. Répartition des électrons du cortège électronique : configuration électronique

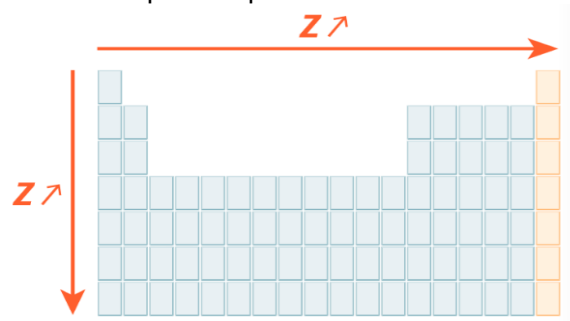
- Les électrons d'un atome se répartissent en couches électroniques
 - Chaque couche électronique comporte des sous-couches notées s et p : la sous-couche s contient au maximum 2 électrons et la sous-couche p au maximum 6.
 - La configuration électronique indique la répartition des électrons dans les couches et sous-couches. Les électrons se répartissent dans les sous-couches selon l'ordre suivant : 1s ; 2s ; 2p ; 3s ; 3p ... :
- Ex : $^{14}_7\text{N}$, l'azote à 7 protons donc 7 électrons, voici la structure électronique de l'azote
 $\text{N} \rightarrow (1s)^2 (2s)^2 (2p)^3$.

- La dernière couche occupée par des électrons est appelée **couche de valence**. Les électrons de cette couche sont appelés **électrons de valence**

Ex : voici la structure électronique de l'azote $\text{N} \rightarrow (1s)^2 (2s)^2 (2p)^3$. Possède 5 électrons de Valence (dans la couche 2)

II. Tableau périodique des éléments chimiques

Les 118 éléments chimiques connus sont répartis par numéro atomique Z croissant, selon 7 périodes (ou lignes) et 18 colonnes dans le tableau périodique :



1. Configuration électronique et tableau périodique

- Chaque période (ligne) correspond au remplissage progressif d'une même couche électronique
- Les atomes des éléments d'une même colonne contiennent le même nombre d'électrons de valences, ils appartiennent à une même famille d'éléments chimiques car ils ont des propriétés communes (ils ont le même nombre d'électrons de valences, forment le même type d'ions, font le même nombre de doublet liant et de doublets non-liants)

2. Famille chimique

- Les propriétés des éléments chimiques sont liés au nombre d'électrons de valences de leur atome
- Les éléments d'une même colonne possèdent des propriétés chimiques analogues : on parlera de famille chimique
- Les éléments chimiques de la 18^{ème} colonne constituent la famille des gaz nobles : la couche de valence est saturée.

Configuration électronique
Répartition des électrons dans des couches et sous-couches

P : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
3 couches → 3^e période
 $2 + 3 = 5$ électrons de valence → 15^e colonne

	Colonne 1	Colonne 2	Colonne 3-12	Colonne 13	Colonne 14	Colonne 15	Colonne 16	Colonne 17	Colonne 18
1	H $1s^1$								He $1s^2$
2	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 $1s^2 2s^2 2p^6$
3	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 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
	1	2	3-12	3	4	5	6	7	8 (2 pour He)

Nombre d'électrons de valence
Électrons de la dernière couche occupée

Bloc s (Colonnes 1 et 2)
Bloc p (Colonnes 13 à 18)

Famille des gaz nobles (Colonne 18)
Une famille chimique = mêmes propriétés chimiques

III. Les entités stables chimiquement : Ion et molécule

1. Stabilité chimique des gaz nobles

Les atomes de la famille des gaz nobles ont une grande stabilité chimique en raison de leur couche de valence saturée à 2 électrons pour l'hélium et à 8 électrons pour le néon et l'argon. Pour obtenir la même configuration électronique que celle du gaz noble le plus proche et devenir stables, les atomes **forment des ions** (en perdant ou gagnant des électrons) ou **des molécules** (mise en commun d'électrons en formant des liaisons avec d'autres atomes)

2. Formation d'ions monoatomiques

Pour obtenir la même configuration électronique que celle du gaz noble le plus proche, les atomes perdent (ou gagnent) un (ou plusieurs) électrons pour former des ions monoatomiques stables.

Il existe deux sortes d'ions :

Cation monoatomique	Anion monoatomique
atome qui a perdu au moins un électron	atome qui a gagné au moins un électron
Charge positive $\text{Li} \rightarrow (1s)^2 (2s)^1$ Le Lithium va perdre 1 électron pour copier la structure électronique de l'Helium et avoir seulement sa couche 1 saturée <u>Exemple</u> :	Charge négative $\text{O} \rightarrow (1s)^2 (2s)^2 (2p)^4$ L'Oxygène va gagner 2 électrons pour copier la structure électronique du Néon et avoir sa couche 2 saturée <u>Exemple</u> :
$\text{Li}^+ \leftarrow$ Li a perdu 1 électron	$\text{O}^{2-} \leftarrow$ O a gagné 2 électrons

Ions à connaître :

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

On remarque que dans une même colonne on forme le même type d'ion

3. Formation des molécules

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

Une **liaison covalente** est obtenue par **la mise en commun d'électrons de valence par deux atomes, chaque atome apportant un électron.**

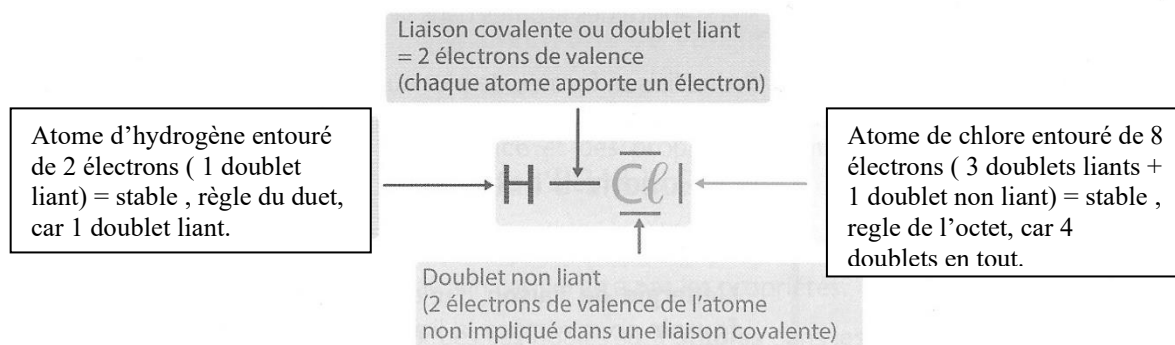
Cette liaison est aussi appelée **doublet liant** (appartenant aux deux atomes liés) et est représenté par un tiret.

On distingue trois types de liaison :

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

Pour chacun des atomes liés, les électrons de valence qui ne sont pas engagés dans des liaisons se regroupent par paire et forment des **doublets non liants**. Ils sont représentés par des tirets localisés sur l'atome et appartiennent uniquement à l'atome sur lequel ils sont situés.

Le schéma de Lewis est une modélisation de l'enchaînement des atomes dans la molécule. Chaque atome est représenté par son symbole et les électrons de valence sont regroupés en doublets liants et non liants.



Chaque doublet liant (ou liaison de valence) a une énergie appelée énergie de liaison et dont la valeur est égale à l'énergie nécessaire pour rompre la liaison. Plus l'énergie de liaison est grande, plus la liaison est stable.

Règle du duet et de l'octet : Pour **être stable** un atome doit satisfaire la **règle de l'octet**, c'est-à-dire qu'il doit être entouré de **8 électrons soit 4 doublets (liant + non liant)** Il existe une exception à cette règle de l'octet, c'est la **règle du duet**, c'est le cas de **l'hydrogène** qui n'a besoin que de **2 électrons pour être stable, soit 1 doublet liant**.