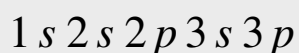


Les atomes et les ions monoatomiques ont la même structure interne : un **noyau** autour duquel gravitent un ou plusieurs **électrons** (aucun électron pour certains ions tels que les ions H^+).

Les électrons qui gravitent autour du noyau sont répartis en **couches électroniques** numérotées, elles-mêmes composées de **sous-couches** identifiées par une lettre :

- « s » pour la 1ère sous-couche qui peut contenir au maximum 2 électrons
- « p » pour la 2ème sous-couche qui peut contenir au maximum 6 électrons
- « d » pour la 3ème sous-couche qui peut contenir au maximum 10 électrons

Chaque couche est composée d'un nombre de sous-couches égal à son numéro ; les premières couches et sous-couches sont donc :



- Une couche ne peut commencer à être remplie seulement si la couche inférieure est **saturée** (pleine).

Le nombre d'électrons de chaque sous-couche est **indiqué en exposant**.
On appelle « **électrons de valence** » ceux qui occupent la **couche électronique externe** (appelée « couche de valence »).

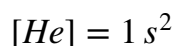
Configurations électroniques de quelques atomes :

<i>O (Z = 8) :</i>	$1s^2 2s^2 2p^4$	<i>6 électrons de valence (sur la couche n°2)</i>
<i>Mg (Z = 12) :</i>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	<i>2 électrons de valence (sur la couche n°3)</i>
<i>Cl (Z = 17) :</i>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	<i>7 électrons de valence (sur la couche n°3)</i>

• Règles de stabilité

Au cours d'une transformation chimique, les atomes tendent à **obtenir la configuration électronique du gaz noble le plus proche** car cette configuration leur confère une plus grande stabilité.

- **Règle du duet** : les éléments de faible numéro atomique vont tendre vers la configuration électronique de l'Hélium, avec deux électrons de valence.



- **Règle de l'octet** : les éléments de numéro atomique plus élevé vont tendre vers la configuration électronique du Néon ou vers celle de l'Argon, avec huit électrons de valence.



• Formation des ions

Le nombre d'électrons que va gagner ou perdre un atome afin de former un ion est conditionné par les **règles de stabilité**. Autrement dit, un atome se transforme en ion pour gagner en stabilité.

L'atome de lithium ($Z = 3$) va perdre un électron pour former l'ion Li^+ et suivre ainsi la règle du duet :



L'atome de chlore ($Z = 17$) va gagner un électron pour former l'ion Cl^- et suivre ainsi la règle de l'octet :



L'atome de magnésium ($Z = 12$) va perdre deux électrons pour former l'ion Mg^{2+} et suivre également la règle de l'octet :



• Liaisons covalentes et schémas de Lewis

Une autre façon de gagner en stabilité consiste à former des liaisons covalentes par la **mise en commun** d'électrons de valence. Chaque atome impliqué dans une liaison covalente se retrouve donc avec un électron supplémentaire dans son cortège électronique.

Les schémas de Lewis sont des représentations des entités chimiques (atomes, ions et molécules) qui permettent de décrire la répartition des électrons de valence.

- les électrons susceptibles de former des liaisons covalentes, appelés « **électrons célibataires** » sont représentés par des **points**.
- les autres sont regroupés par deux et forment des **doublets non-liants** et on les représente par des **tirets**.

L'atome d'oxygène possède 6 électrons de valence : il est donc susceptible de former deux liaisons covalentes afin de suivre ainsi la règle de l'octet. On le représente donc avec deux électrons célibataires. Les 4 électrons de valence restant forment deux doublets non-liants.



L'atome d'hydrogène possède un seul électron de valence : il est donc susceptible de former une seule liaison covalente afin de suivre la règle du duet. On le représente donc avec un seul électron célibataire.



- Les liaisons covalentes formées entre les atomes sont également représentées par des tirets, que l'on appelle également « **doublets liants** » (par opposition aux non-liants qui ne sont pas impliqués dans les liaisons covalentes).

Au cours de la formation de la molécule d'eau, deux atomes d'hydrogène se lient à l'atome d'oxygène :

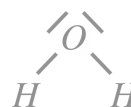
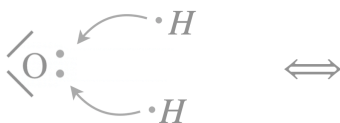
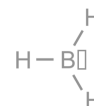


Schéma de Lewis de la molécule d'eau.

Certaines entités chimiques stables ne respectent aucune des deux règles de stabilité car elles présentent un déficit de deux électrons. Ce déficit est appelé « **lacune électronique** » et on le représente par une case rectangulaire.

C'est le cas pour la molécule de BH_3 car l'atome de Bore dont la configuration électronique est $1s^2 2s^2 2p^1$ possède 3 électrons de valence et devrait donc former 5 liaisons covalentes.

Or il n'en forme que trois, donc il « manque » deux électrons pour respecter la règle de l'octet.



• Electronégativité et polarité des liaisons

Lorsque le doublet d'électrons impliqué dans une liaison covalente entre deux atomes est plus proche d'un des deux atomes, on dit que ce dernier est « plus électronégatif » que l'autre ou que son **électronégativité** est plus élevée. Cette dernière a pour symbole « χ » (lettre grecque « chi ») et s'exprime sans unité ; sa valeur est indiquée dans **l'échelle de Pauling** :

H 2,20					
Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44
Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58
				Cl 3,16	F 3,98

- **La liaison** qui implique deux atomes d'électronégativité différente est dite « **polarisée** » lorsque la différence d'électronégativité est **supérieure à 0,4**.

Cette polarisation de la liaison fait apparaître une **charge partielle** négative sur l'atome le plus électronégatif, et positive sur l'atome le moins électronégatif.

Ces charges partielles sont notées « $+q$ » et « $-q$ » ou « $\delta+$ » et « $\delta-$ » (symbole δ : lettre grecque « delta » minuscule).

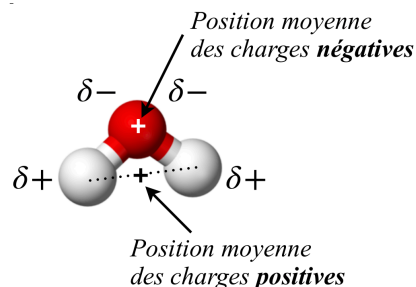
La liaison covalente entre l'atome d'hydrogène ($\chi = 2,20$) et l'atome de chlore ($\chi = 3,16$) est polarisée : les électrons se rapprochent de ce dernier qui porte donc une charge partielle négative.



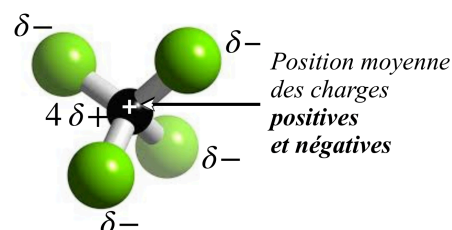
• Polarité des molécules

Une molécule est **polaire** si les positions moyennes des charges positives et négatives ne sont pas confondues, et **apolaire** dans le cas contraire. Pour le déterminer, on doit tenir compte de la **géométrie** de la molécule.

La molécule d'eau H_2O est polaire car les deux liaisons H-O sont polarisées mais la position moyenne des charges partielles négatives n'est pas confondue avec celle des charges partielles positives.



La molécule de tétrachlorure de carbone CCl_4 est apolaire car malgré la polarisation des liaisons C – Cl les positions moyennes des charges partielles positives et négatives sont confondues.



- Exemples de molécules **polaires** : eau, méthanol, éthanol, acétone, isopropanol, dichlorométhane. Exemples de molécules **apolaires** : tétrachlorure de carbone, pentane, hexane, cyclopentane et cyclohexane.

• Solubilité et miscibilité

La dissolution des solides ioniques et moléculaires dans un solvant sera facilitée lorsque les interactions électrostatiques entre les entités (ions ou molécules) les constituant seront fortes, et donc suivant la nature polaire ou apolaire du solvant :

	Solides ioniques	Solides moléculaires	
		Molécules polaires	Molécules apolaires
Solvant polaire	Solubilité FORTE	Solubilité FORTE	Solubilité faible
Solvant apolaire	Solubilité faible	Solubilité faible	Solubilité FORTE

Le chlorure de sodium (solide ionique constitué d'ion chlorure Cl^- et sodium Na^+) et le glucose (molécule polaire de formule $CH_2 - OH$) sont très solubles dans l'eau car c'est un solvant polaire. A l'inverse, ces deux solutés sont très peu solubles dans le cyclohexane.

La solubilité concerne également les liquides, bien qu'il soit difficile de définir lequel des deux liquides est le solvant et lequel est le soluté : on dit alors que les deux liquides sont « **miscibles** ».

		Liquide 1	
		Molécules polaires	Molécules apolaires
Liquide 2	Molécules polaires	Miscibilité élevée	Miscibilité faible voire nulle
	Molécules apolaires	Miscibilité faible voire nulle	Miscibilité élevée

L'éthanol (polaire) et l'eau (polaire) sont deux liquides qui ont une miscibilité élevée, ce qui n'est pas le cas du cyclohexane (apolaire) et de l'eau (polaire).