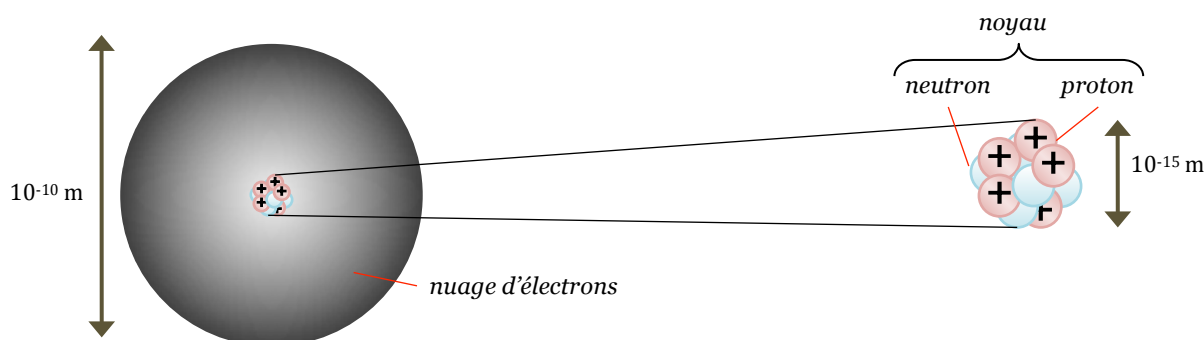


- Atomes et molécules -

Un atome est le nom donné aux constituants élémentaires ultimes de la matière. C'est une entité électriquement neutre composée d'un noyau et d'un nuage d'électrons. Le noyau contient des protons et des neutrons. Tous les atomes d'un même élément sont caractérisés par le même numéro atomique Z . Le nombre de neutrons peut varier ce qui explique l'existence des isotopes.

Les réactions chimiques font intervenir les électrons des couches périphériques des atomes. Voilà pourquoi la configuration électronique d'un élément aide à comprendre son comportement chimique.

Représentation schématique d'un atome



Les particules du noyau : les nucléons sont des protons et des neutrons. Les protons sont des particules positives de charge $+e$ et de masse $m(p) \approx 1840 m(e^-)$. Les neutrons sont des particules neutres de charge nulle et de masse $m(n) \approx m(p)$. La masse de l'atome est pratiquement égale à celle du noyau.

Charge élémentaire : e .

C'est la plus petite charge qui existe, toute charge s'exprime en nombre entier de fois cette charge.

Valeur : $e = 1,6 \cdot 10^{-19}$ C (coulomb).

Symbole du noyau



A : nombre de masse du noyau (caractérise la masse) ou nombre de nucléons.

Z : numéro atomique (place dans la classification périodique) ; nombre de protons et aussi nombre de charge (caractérise la charge) ; dans un atome, c'est aussi le nombre d'électrons.

X : symbole de l'élément

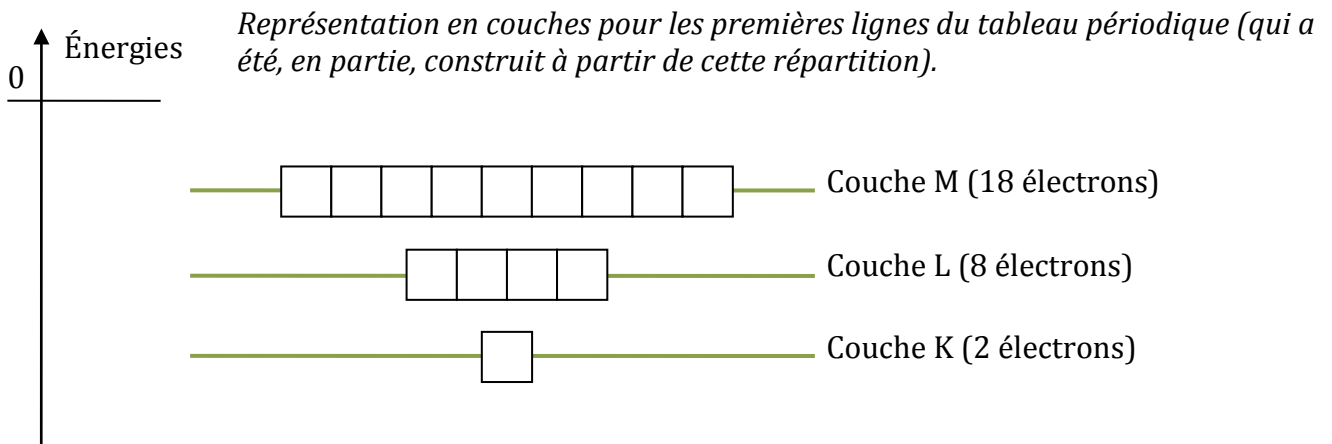
Les isotopes : noyaux de même numéro atomique donc du même élément mais avec des nombres de masse différents (nombres de neutrons différents).

Exemple : $^{12}_6\text{C}$ et $^{14}_6\text{C}$ sont des isotopes du carbone.

Le nuage électronique contient Z électrons indiscernables qui se répartissent en couches suivant des niveaux d'énergie.

Les électrons des couches profondes nécessitent plus d'énergie pour être extraits que ceux de la couche périphérique.

Les électrons de la couche périphérique participent à la formation des ions et des liaisons.

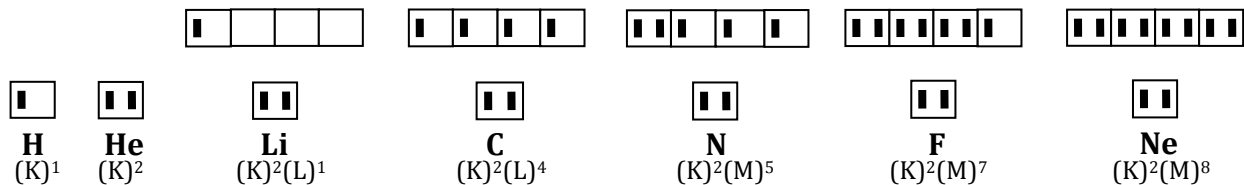


Règles :

Chaque case ne peut contenir au plus deux électrons.

Les niveaux de plus basses énergies sont remplis en premier (K, L, M ...)

Dans un niveau, les électrons sont répartis dans les cases individuellement puis ensuite ils forment des doublets jusqu'à ce que la couche soit remplie.



La dernière ligne est la configuration électronique de chaque atome

Règle de l'octet : les atomes gagnent, perdent ou partagent des électrons de façon à former un octet stable d'électrons. Ils sont alors isoélectroniques du gaz noble le plus proche dans le tableau périodique.

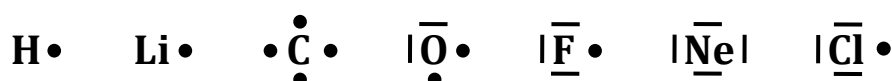
Rem : les premiers éléments obéissent à la règle du duet (un doublet).

Chaque colonne du tableau contient des atomes dont la couche périphérique est identique. Ils formeront des ions ou des liaisons de même nature.

Rem : cela n'est valable que pour les colonnes A.

Représentation de Lewis

Dans cette représentation le symbole de l'élément comprend le noyau et les électrons de cœur, les électrons périphériques figurent en points pour les électrons célibataires (seuls dans une case) en tiret pour des doublets.



L'atome de néon a quatre doublets non liants, sa couche périphérique est saturée ; il ne forme pas d'ion ni de liaison avec d'autres atomes. Il en est pratiquement de même avec tous les éléments de la colonne VIIIA (gaz nobles ou gaz rares ou gaz inertes).

Classification périodique des éléments

	IA												IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H												B	C	N	O	F	He
2	Li	Be																
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr												Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba												Pb			At	

métaux
 semi-métaux
 non-métaux
 gaz nobles

Les ions

Un ion monoatomique est un atome qui a gagné ou perdu des électrons.

L'ion est chargé positivement (*cation*) s'il est dû à une perte d'électrons : $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$.

L'ion est chargé négativement (*anion*) s'il est dû à un gain d'électrons : $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$.

Les **métaux** forment des ions positifs.

La famille des alcalins de la colonne IA, du sodium Na au césium Cs, forment des ions de charge +e ; ils deviennent isoélectroniques du gaz noble le plus proche.

De même, les alcalino-terreux de la colonne IIA, du magnésium Mg au baryum Ba, forment des ions de charge +2e.

Les métaux des éléments de transition (zone centrale du tableau) donnent des ions positifs mais il est plus difficile de justifier leur charge.

Les **non-métaux** forment des ions négatifs (sauf l'hydrogène).

La famille des halogènes de la colonne VIIA, du fluor F à l'iode I, gagnent un électron et donnent des ions de charge -e. Ils deviennent isoélectroniques du gaz noble le plus proche.

De même, la colonne précédente contient des atomes (O et S) susceptibles de former des ions de charge -2e.

	IA												IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	H ⁺																	
2	Li ⁺															O ²⁻	F ⁻	
3	Na ⁺	Mg ²⁺											Al ³⁺			S ²⁻	Cl ⁻	
4	K ⁺	Ca ²⁺				Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺					Br ⁻	
5	Rb ⁺	Sr ²⁺												Sn ²⁺			I ⁻	
6	Cs ⁺	Ba ²⁺												Pb ²⁺				

Symbole et position dans la classification périodique de quelques ions monoatomiques

Un ion polyatomique est un groupe d'atomes liés qui est chargé.

Quelques ions polyatomiques courants

Ion ammonium NH_4^+ Ion oxonium H_3O^+ Ion carbonate CO_3^{2-} (*calcaire, craie*)

Ion hydrogénocarbonate ou bicarbonate HCO_3^- (*bicarbonate de soude*)

Ion hypochlorite ClO^- (*eau de Javel*) Ion hydroxyde HO^- (*soude, hydroxyde de sodium*)

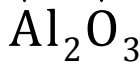
Ion nitrate NO_3^- (*acide nitrique, engrais*) Ion phosphate PO_4^{3-} (*engrais*)

Ion sulfate SO_4^{2-} (*acide sulfurique*) Ion permanganate MnO_4^- (*oxydant, bactéricide*)

Composés moléculaires et composés ioniques

Formule chimique

Les deux éléments en présence



Il ya deux atomes d'aluminium pour chaque groupe de trois atomes d'oxygène

Composé ionique

Dans ces composés, que les métaux forment avec les non-métaux, la structure est un cristal tridimensionnel d'ions positifs (métal) et d'ions négatifs (non-métal) de façon à assurer la neutralité électrique.

Exemple : le cristal de chlorure de sodium $\text{NaCl}_{(s)}$.

Rem : le nom s'obtient par l'association : « nom de l'anion » de « nom du cation ».

Composé moléculaires

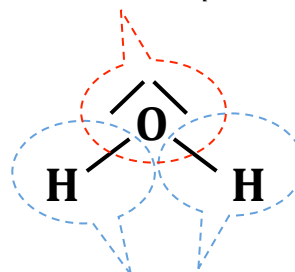
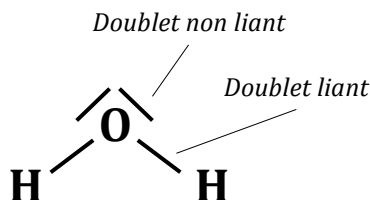
Dans les molécules, les atomes sont liés par des liaisons covalentes qui résultent de la mise en commun d'électrons par des atomes.

Les atomes peuvent former des liaisons simples (mise en commun de deux électrons) ou des liaisons multiples (mise en commun de plusieurs doublets d'électrons).

Exemple : $\text{H}\cdot + \text{H}\cdot$ forme $\text{H} - \text{H}$; c'est une molécule de dihydrogène où chaque atome a un environnement identique à celui de l'atome d'hélium (règle du duet).

Exemple : deux atomes d'hydrogène forment avec un atome d'oxygène une molécule d'eau

L'atome d'oxygène est isoélectronique à l'atome de néon



Les atomes d'hydrogène sont isoélectroniques à l'atome d'hélium

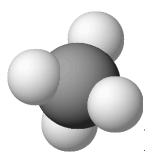
Les non-métaux forment des liaisons bien définies

Le carbone est tétravalent, il forme 4 liaisons covalentes comme dans le méthane CH_4 ou le dioxyde de carbone $\text{O} = \text{C} = \text{O}$; l'hydrogène est monovalent (forme 1 liaison), l'oxygène est bi ou divalent ($\text{O} = \text{O}$, H_2O) et l'azote trivalent ($\text{N} \equiv \text{N}$).

Les halogènes sont monovalents : $\text{H} - \text{Br}$; $\text{H} - \text{Cl}$; CH_3I .

Les liaisons covalentes et les doublets non liants se répartissent dans l'espace de façon à être le plus éloignés les uns des autres ; ils donnent ainsi une structure à la molécule.

Exemple : molécule de méthane



Le méthane CH_4 a une structure tétraédrique.

