

# UAA 5 LIAISONS CHIMIQUES ET CONFIGURATION SPATIALE DE LA MATIÈRE.

## CHAPITRE 1 : $p^+$ $n^0$ $e^-$ - DÉFINITION D'ATOME, ÉLÉMENT, ISOTOPE

Nom (symbole) de la « particule » de l'atome		Place dans l'atome	Masse relative	Charge relative	Combien dans l'atome	
nucléons	proton ( $p^+$ )	dans le noyau	1	+1	Z	A
	neutron ( $n^0$ )	dans le noyau	1	0	A - Z	
électron ( $e^-$ )		dans un grand espace vide autour du noyau	0,00056 2000 x plus léger que $p^+$ ou $n^0$	-1	Z si neutre Z - charge(s) + Z + charge(s) -	

Z = nombre atomique de l'atome, élément, place dans le tableau périodique, chiffre en haut à gauche de la case

A = nombre de masse d'un isotope précis de l'élément.

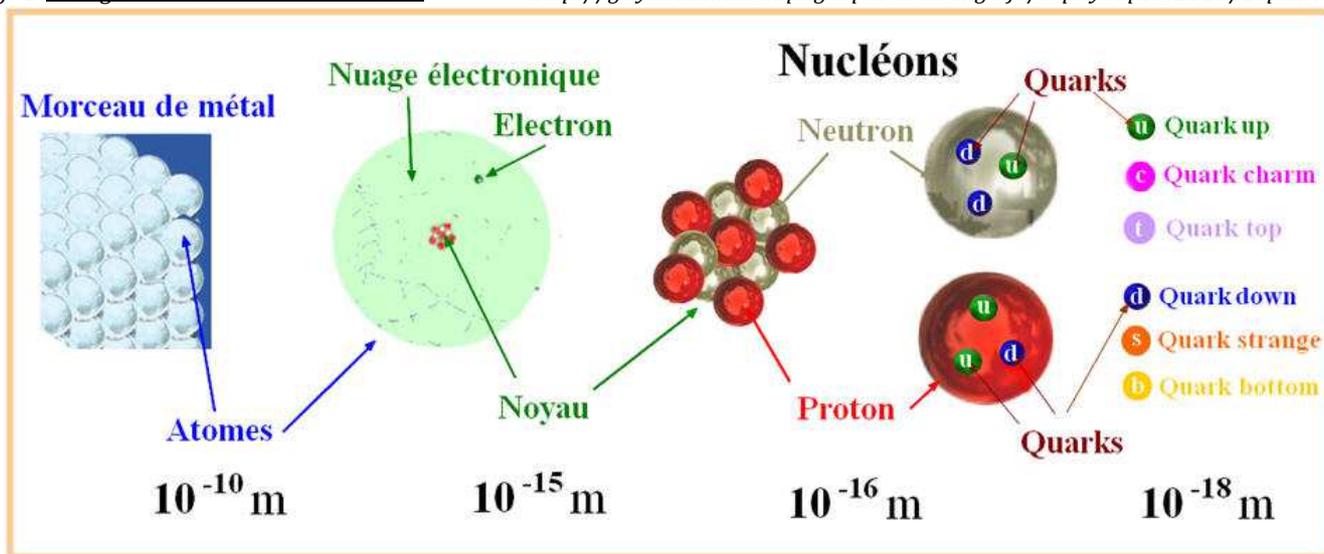
soit indiqué en haut à gauche du symbole de l'atome si on considère un isotope particulier précis ( $^{14}\text{C}$ ,  $^2\text{H}$ ...)

soit non précisé et on considère alors l'isotope le plus abondant de l'élément dont le nombre de masse est normalement obtenu en arrondissant à l'unité la masse atomique relative de l'élément ( $A_r$  en bas de la case).

*Info+ : les  $p^+$  et les  $n^0$  sont eux-mêmes constitués de particules + petites : les particules élémentaires : les quarks*

*Fig. 1 Plongée au cœur de la matière.*

*<http://guy.chaumeton.pagesperso-orange.fr/scphysiques2010/1sph04.htm>*



atome : du grec a (privatif) tomos, qu'on ne peut diviser (contredit par la suite), particule constitutive de la matière qui existe parfois seule, atomes stables seuls, gaz rares (He, Ne...) ou beaucoup plus souvent liée à un ou +ieurs autres atomes soit dans un ensemble de métaux (Fe, Al, Cu...) ou non métaux (C, Si...), soit dans des composés ioniques ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KHCO}_3$ ,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ...), soit dans des molécules covalentes ( $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ...).

Les réactions chimiques sont des modifications des liaisons entre atomes dans les molécules/composés.

élément : ensemble d'atomes aux propriétés chimiques strictement identiques regroupés dans une case du tableau périodique des éléments mais pouvant avoir différentes masses. La masse est une propriété physique.

isotope : un élément regroupe plusieurs isotopes : des atomes qui diffèrent uniquement par leur nombre de neutron. Seule leur masse (propriété physique) change. Leurs propriétés chimiques sont strictement identiques. Des isotopes partagent le nom/symbole de l'atome, le Z, le nombre de  $p^+$ ,  $e^-$ . Ils diffèrent par le A, le nombre de  $n^0$ , de nucléons.

Le symbole d'un isotope s'écrit avec son nombre de masse (A) en haut à gauche du symbole (X) de l'atome :  $^A\text{X}$ ,  $^{14}\text{C}$ . Parfois on ajoute le Z en bas à gauche du symbole de l'atome mais cela n'est pas nécessaire car Z est connu par le symbole de l'atome.  $^A_Z\text{X}$ ,  $^{14}_6\text{C}$ .

info+ : les isotopes les + abondants dans la nature sont souvent stables mais il y existe aussi des isotopes instables appelés radioactifs. Certains sont générés en haute atmosphère. On peut aussi en synthétiser artificiellement dans un cyclotron pour être utilisés en imagerie médicale notamment. Le noyau de ces isotopes radioactifs déstabilisé par un nombre particulier de neutrons se désintègre au fil du temps. On décrit leur instabilité par la **demi-vie** : temps nécessaire à la disparition de la moitié des atomes radioactifs présents dans un échantillon. Demi-vie du <sup>14</sup>C = 5730 ans. Lors de leur désintégration ces atomes émettent un rayonnement radioactif plus ou moins dangereux : rayons α, β, γ

Fig. 2 Radioactivité a) Symbole b) Type de rayonnement c) Désintégration du <sup>14</sup>C  
 b) <https://www.matierevolution.fr/spip.php?article3740> c) document DIDAC.



## CHAP 2 : TABLEAU PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS : INFOS ET CLASSEMENT

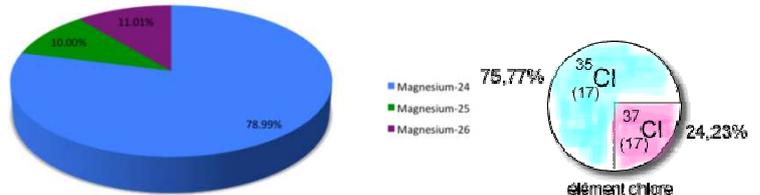


**Z = nombre atomique** = chiffre en haut à gauche de la case  
 = place dans le tableau  
 = nombre de protons d'un atome/élément  
 = nombre d'électrons de l'atome neutre

**A<sub>r</sub> = masse atomique relative** = chiffre en bas de la case sans unité car c'est un rapport de masse.  
 = masse de l'élément = moyenne pondérée selon leur abondance dans la nature des masses de tous les isotopes de l'élément, donc rarement un nombre entier.

Fig. 3 Abondance naturelle des isotopes a) du Mg b) du Cl

a) [https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes\\_of\\_magnesium](https://en.wikipedia.org/wiki/Isotopes_of_magnesium)  
 b) <http://www.unamur.be/sciences/enligne/transition/chimie/fichesderevision/revision1/exemple1.htm>



La masse de référence est la masse d'un douzième de l'atome de carbone 12 = ± masse d'un atome d'hydrogène. L'unité de masse atomique est rarement le kg mais simplement l'u.m.a. : unité de masse atomique (1/12<sup>ème</sup> du <sup>12</sup>C) nommée aussi dalton (Da) surtout par les biologistes.

**Attention** A<sub>r</sub> ≠ A = nombre de masse = toujours un nombre entier  
 = nombre de particules de 1 uma dans l'isotope précis  
 = nombre de nucléons  
 = somme du nombre de p<sup>+</sup> et du nombre de n<sup>0</sup> de l'isotope  
 = masse atomique relative (A<sub>r</sub>) arrondie à l'unité, si on considère l'isotope le plus abondant de l'élément.

χ (hki) ou ε (épsilon) ou EN = électronégativité : capacité d'un atome à attirer les électrons lors de la formation d'une liaison.

Le type de liaison entre 2 atomes dépendra de la différence d'électronégativité entre les 2 : Δχ, Δε ou ΔEN

Fig. 4 : Trois types de liaisons chimiques selon la différence d'électronégativité entre les 2 atomes liés : liaisons covalente parfaite, covalente polarisée ou ionique.

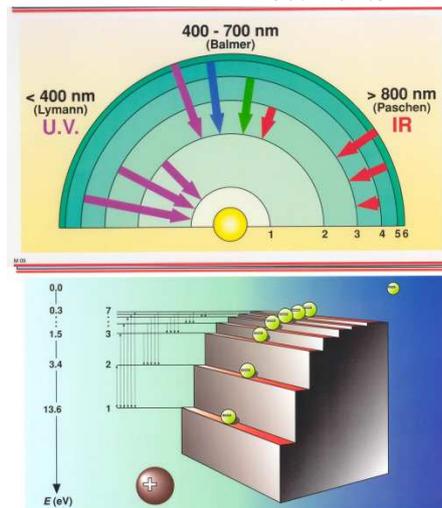
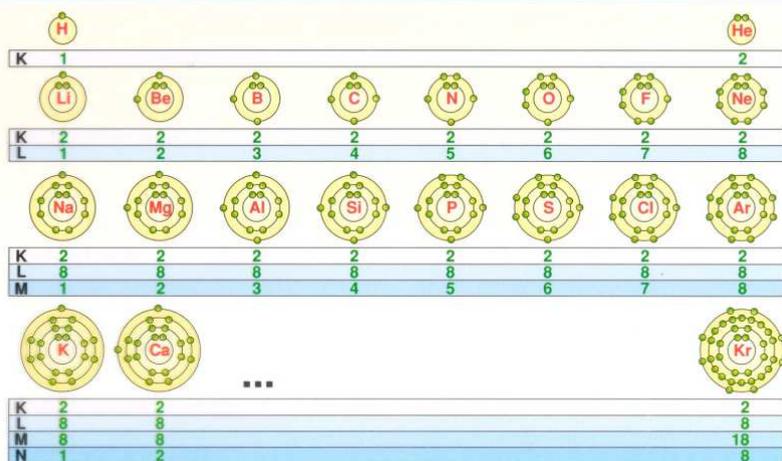
doc DIDAC

A — A	A — B	A <sup>+</sup> — C <sup>-</sup>
A — A	δ <sup>+</sup> A — δ <sup>-</sup> B	A <sup>+</sup> C <sup>-</sup>
ΔEN = 0	0 < ΔEN < ~ 1.7	ΔEN > ~ 1.7
0	1.6 - 1.7	> 3.3
ΔEN	ΔEN / 10 <sup>30</sup> C.m	ΔEN
F <sub>2</sub> 0	H <sub>2</sub> O 1.4 6.1	CsCl 2.3
N <sub>2</sub> 0	CO <sub>2</sub> 1.0 0.0	NaCl 2.1
S <sub>8</sub> 0	NH <sub>3</sub> 0.9 4.9	CaCl <sub>2</sub> 2.0
H <sub>2</sub> 0	CH <sub>4</sub> 0.4 0.0	MgF <sub>2</sub> 2.8

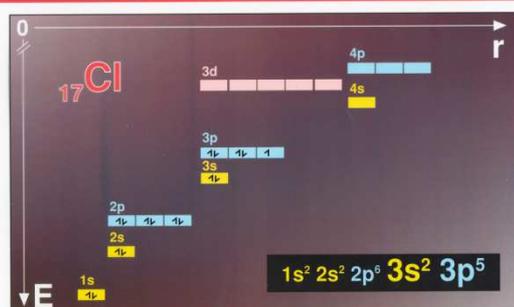
K, L, M, ... = nombre d'électrons dans chaque couche électronique d'énergie successive autour du noyau  
 = structure électronique selon le modèle de Bohr, s'écrit lettres des couches + nombre d'e<sup>-</sup> en exposant  
 Exemple de la structure électronique du Krypton selon le modèle de Bohr : K<sup>2</sup>L<sup>8</sup>M<sup>18</sup>N<sup>8</sup>  
 Le modèle de Bohr permet de décrire déjà assez bien le type de réactivité chimique des atomes.

Fig. 5 a) Structure électronique selon Bohr des 3 premières périodes. b) et c) Spectre d'émission et structure électronique

Documents DIDAC



info+ : le modèle des orbitales décrit juste sous le Z dans la case du tableau périodique est un modèle plus précis que Bohr concernant la répartition des  $e^-$  dans l'espace autour du noyau. Chaque paire d' $e^-$  se voit attribuer une zone permise dans le nuage électronique.

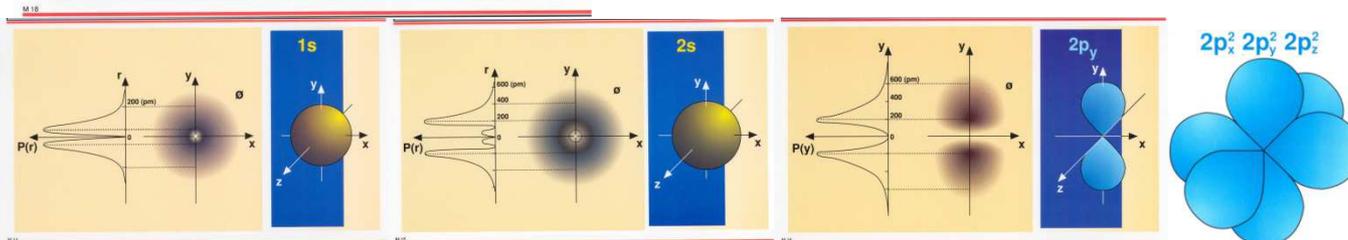
Fig. 6 d) Energies des orbitales de  $^{17}\text{Cl}$ . e) Allure tridimensionnelle des orbitales s et p.

La description du nuage électronique en couches électroniques de Bohr :  $K^2L^8M^7$  est une présentation simplifiée de la description du nuage électronique en orbitales :  $1s^2 2s^2 3s^2 2p^6 3p^5$

Orbitale  $1s^2$  contient les 2 électrons de K

Orbitales  $2s^2 2p^6$  contiennent les 8 électrons de L

Orbitale  $3s^2 3p^5$  contiennent les 7 électrons de M



## A) ORGANISATION DU TABLEAU PÉRIODIQUE EN LIGNES, LES PÉRIODES ET EN COLONNES, LES FAMILLES SELON LE REMPLISSAGE DES COUCHES DU MODÈLE DE BOHR.

### ● Les lignes appelées périodes regroupent des atomes ayant le même nombre de couches électroniques.

1<sup>ère</sup> période : 2 atomes : 1 couche entamée :  $K^1$  à  $2$

la couche K est remplie avec 2  $e^-$  : He :  $K^2$  : en duet : 2  $e^-$  sur sa dernière couche.

2<sup>ème</sup> période : 8 atomes : 2 couches entamées :  $K^2L^1$  à  $8$

la couche L est remplie avec 8  $e^-$  : Ne :  $K^2L^8$  : en octet : 8  $e^-$  sur sa dernière couche.

3<sup>ème</sup> période : 8 atomes : 3 couches entamées :  $K^2L^8M^1$  à  $8$  :

jusqu'à l'Ar :  $K^2L^8M^8$  : en octet : 8  $e^-$  sur sa dernière couche : état stable.

puis on entame déjà la 4<sup>ème</sup> couche dans la 4<sup>ème</sup> période même si la 3<sup>ème</sup> couche M peut contenir jusqu'à 18  $e^-$ .

4<sup>ème</sup> période : 18 atomes : 4 couches entamées :  $K^2L^8M^8$  à  $18N^1$  à  $8$

jusqu'au Kr :  $K^2L^8M^{18}N^8$  : en octet : 8  $e^-$  sur sa dernière couche : état stable

1°) on entame la 4<sup>ème</sup> couche N<sup>1</sup> à 2, 2°) on complète la 3<sup>ème</sup> couche M jusqu'à 18  $e^-$  : métaux de transition, familles b,

3°) on reprend la 4<sup>ème</sup> couche N dans les familles a jusqu'à l'octet du Kr 4°) on entame la 5<sup>ème</sup> couche

5<sup>ème</sup> période : 18 atomes : 5 couches entamées :  $K^2L^8M^{18}N^8$  à  $18O^1$  à  $8$

jusqu'au Xe :  $K^2L^8M^{18}N^{18}O^8$  : en octet : 8  $e^-$  sur sa dernière couche : état stable.

Même type de remplissage que la période 4.

6<sup>ème</sup> période : 32 atomes : 6 couches entamées :  $K^2L^8M^{18}N^{18}$  à  $32O^8$  à  $18P^1$  à  $8$ ,

jusqu'au Rn :  $K^2L^8M^{18}N^{32}O^{18}P^8$  : en octet : état stable électronique mais instable au niveau nucléaire, gaz radioactif. ...

1°) on entame la 6<sup>ème</sup> couche P (Cs, Ba, La),

2°) on complète la 4<sup>ème</sup> couche N jusqu'à 32  $e^-$  : lanthanides, familles c,

3°) on complète la 5<sup>ème</sup> couche O jusqu'à 18  $e^-$  (métaux de transition familles b) 4°) on reprend la 6<sup>ème</sup> couche P jusqu'à l'octet dans les familles a ... La 7<sup>ème</sup> période est juste entamée et remplie comme la période 6.

Le nombre maximal d'électrons par couche obéit à la formule  $2n^2$  où n est le numéro de la couche.

- Les **colonnes** appelées **familles** regroupent des atomes ayant le même nombre d'électrons dans la dernière couche entamée (pour les familles a).

La structure de cette couche externe, appelée aussi couche de valence détermine la réactivité chimique de l'atome, ses propriétés chimiques. Les atomes d'une même famille ont la même valence, même charge de l'ion stable, la même réactivité vis-à-vis de l'eau, des acides, du dioxygène, une bonne ou mauvaise conductivité de l'électricité, de la chaleur... On parle d'analogies de propriétés chimiques des éléments d'une même famille.

Rem : en dehors de la couche externe, les électrons des autres couches sont les électrons internes, électrons de cœur.

Tout en haut des colonnes des familles a, les électrons externes (électrons de valence) sont représentés selon Lewis dans une croix : des points et des barres en haut, en bas, à gauche, à droite où un ● représente un électron célibataire et une — représente une paire d'électrons, un doublet non liant.

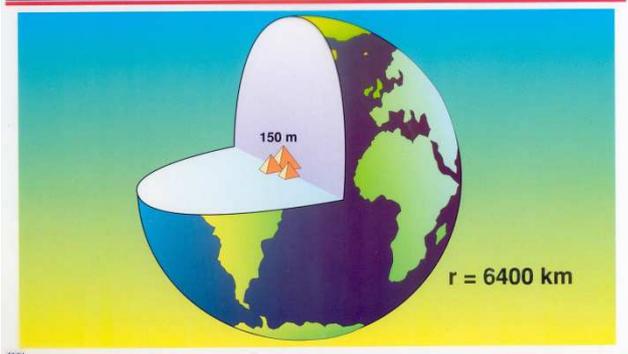
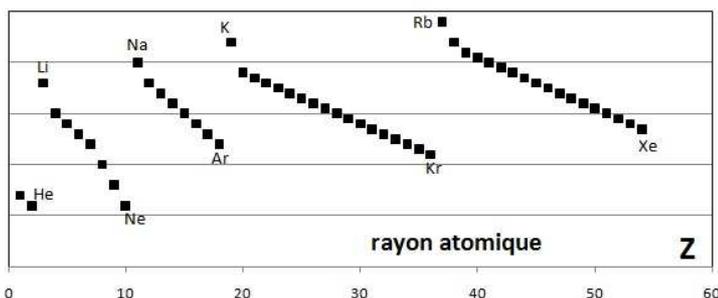
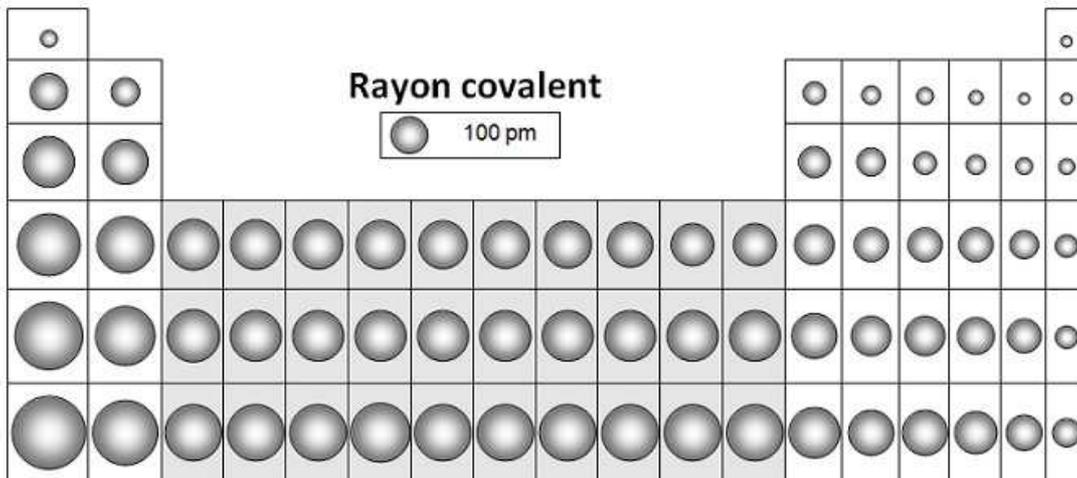
nombre d'e <sup>-</sup> sur la dernière couche	1 e <sup>-</sup>	2 e <sup>-</sup>	3 e <sup>-</sup>	4 e <sup>-</sup>	5 e <sup>-</sup>	6 e <sup>-</sup>	7 e <sup>-</sup>	8 e <sup>-</sup>
n° famille	Ia	IIa	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa ou 0
nom famille	alcalins	alcalino-terreux	terreux	carbonides	azotides	sulfurides	halogènes	gaz nobles
symbole d'atome selon Lewis	Na●	●Ca●	●Al●	●C●	●N●	S●	Cl●	Ar

### B) EVOLUTION DE LA DIMENSION DES ATOMES

La dimension du rayon atomique augmente fortement lorsqu'on change de période (ligne horizontale), on rajoute une nouvelle couche électronique.

La dimension du rayon atomique diminue dans une même période au fur et à mesure que l'on complète une même couche entamée. Lorsqu'un atome a un électron supplémentaire il a aussi un proton supplémentaire et son noyau devient plus attractif pour les électrons présents dans une couche électronique. Cette couche se resserre au fur et à mesure de son remplissage.

Fig. 7 a) Evolution du rayon atomique dans les périodes et familles du tableau périodique b) Evolution du rayon atomique en fonction du nombre atomique c) Dimension relative du noyau de p<sup>+</sup> et n<sup>0</sup> par rapport au nuage électronique a)-b) [http://public.iutenligne.net/chimie/valls/chimie-11cg2/construction\\_memoriser.htm](http://public.iutenligne.net/chimie/valls/chimie-11cg2/construction_memoriser.htm) c) doc DIDAC



## CHAPITRE 3 : LES IONS

### A) DÉFINITIONS

Ion = atome ou groupe d'atomes ayant perdu ou gagné un ou des  $e^-$  et donc porteur d'une charge non nulle.

Cation = ion positif : les ions de métaux  $M^{(x+)}$  et le groupement ammonium  $NH_4^+$

Anion = ion négatif : les ions de non-métaux et de nombreux groupements (hydrogène)(oxygénés)  $(H)X(O)^{(x-)}$ .

### B) TYPE DE MATIÈRES, ASPECTS, ÉTATS POSSIBLES DES IONS

Dans la nature, on trouve les ions

- soit sous forme aqueuse dissous dans l'eau, invisibles (parfois colorés :  $Cu^{++}$  bleus,  $Fe^{++}$  vert d'eau), dans l'eau de mer, de rivière, de lac, minérale, du robinet, le sang, la sève, les larmes, des solutions commerciales...
- soit secs, dans des composés ioniques solides, des sels ou des hydroxydes, liés entre eux par des liaisons ioniques : ion(s) positif(s) associé(s) avec ion(s) négatif(s) :  $M^{(x+)}$  et  $(H)X(O)^{(x-)}$  dans  $M(OH)_x$ ,  $M_xX_y$ ,  $M_x(XO)_y$ ,  $M_x(HXO)_y$ .

### C) MODÈLE DE L'OCTET - LIAISONS IONIQUES - MÉTALLIQUES - COVALENTES

Pour expliquer la charge des ions stables des atomes des familles a, on utilise le modèle de l'octet.

Modèle de l'octet : avoir 8  $e^-$  dans sa dernière couche comme les gaz rares est un état stable pour les atomes de  $Z \geq 5$ .

Pour les atomes de  $Z \leq 5$  l'état stable est le duet : 2 électrons dans la dernière couche comme l'hélium

Pour acquérir cette stabilité, pour avoir une structure électronique en octet,

- les **atomes métalliques (M)** vont
  - vider leur dernière couche électronique car ainsi la couche précédente devient leur dernière couche et elle est en octet
  - toujours former des **ions positifs**
    - soit en donnant leurs  $e^-$  à un ou +ieurs non-métaux : liaison ionique dans un sel ou un hydroxyde
    - soit en libérant leurs électrons autour d'eux : électrons libres de la liaison métallique dans les métaux.
- les **atomes non-métalliques (X)** vont
  - compléter leur dernière couche électronique jusqu'à 8  $e^-$  et atteindre l'octet
    - soit en formant des **ions négatifs** en prenant des électrons à un ou +ieurs atomes M : liaison ionique des sels...
    - soit en formant des molécules covalentes en mettant en commun leurs  $e^-$  célibataires ( $\bullet$ ) avec un atome X

Fig. 8 a) La mode de l'octet. b) Types de liaisons Science&Vie Junior Hors-série a) n°60 04/05 p33 b) n°71 12/07

### LA MODE DE L'OCTET

De vrais copieurs, ces atomes. Leur but dans la vie, c'est d'essayer d'avoir le même nombre d'électrons que les gaz nobles (hélium, néon, krypton, xénon, argon ou radon) qui ont le numéro atomique le plus proche du leur. Le fluor (Z=9) veut ressembler au néon (Z=10), le potassium (Z=19) à l'argon (Z=18)... En gros, ils veulent huit électrons sur leur couche externe. Cette mode, nommée règle de l'octet, pousse le calcium (Z=20), qui n'a que deux électrons sur sa couche externe, à les abandonner pour se transformer en cation  $Ca^{2+}$ . Cation dont la « nouvelle » dernière couche compte alors 8 électrons. Même objectif mais autre tactique pour le chlore : piquer un électron pour devenir un anion  $Cl^-$  et passer de 7 à 8 électrons externes. Pour les voisins de l'hélium, c'est la mode à deux électrons qui est prisée. En tout cas, c'est pour avoir autant d'électrons que leurs idoles que les atomes choisissent de vivre en communauté.

Atome de chlore : 17 électrons  
Couche 1 : 2 électrons  
Couche 2 : 8 électrons  
Couche 3 : 7 électrons

Électron qui déménage

Atome de sodium : 11 électrons  
Couche 1 : 2 électrons  
Couche 2 : 8 électrons  
Couche 3 : 1 électron

Le sodium se débarrasse de l'unique électron de sa couche 3. Sa couche 2, remplie, devient alors sa dernière couche. Le chlore, qui a 7 électrons sur sa couche 3, récupère celui du sodium.  $7+1 = 8$  : couche 3 remplie !

## Les atomes ont plusieurs façons de se lier

Se lier, la plupart des atomes ne pensent qu'à ça. Mais ils ont plusieurs méthodes pour tisser des liens entre eux. Petit éventail des liaisons possibles. SYLVIE REDON-CLAUZARD

### La liaison de covalence

Un « PACS » à deux électrons  
L'hydrogène et les atomes dits « non-métaux » (voir p. 50) en sont de grands adeptes. Le principe : deux atomes mettent en commun deux électrons. Que chaque partenaire ait amené le sien, ou que les deux électrons viennent du même atome, peu importe ! Une fois dans la liaison, ils sont leur propriété commune. C'est par ce type d'union que les atomes forment des molécules : celle de l'eau,  $H_2O$ , lie ainsi un oxygène et deux hydrogènes. Une molécule qui a ses propriétés. La preuve : elle est bien plus désaltérante qu'une bouffée de dioxygène ( $O_2$ ) suivie d'une autre de dihydrogène ( $H_2$ ) !

### La liaison ionique

L'attraction qui naît de l'offrande  
Elle unit les atomes des sels comme  $NaCl$  (chlorure de sodium), le sel de cuisine. Ses atomes sont nés pour s'entendre. Le sodium ( $Na$ ) ne demande qu'à se séparer d'un électron, et le chlore ( $Cl$ ) ne cherche qu'à le récupérer. Résultat : le sodium avec un électron en moins devient un ion positif ( $Na^+$ ) ; tandis que le chlore qui en hérite se retrouve ion négatif ( $Cl^-$ ). Des charges opposées. Vous devinez la suite : attraction ! Mais attention, un  $Na^+$  ne s'entend pas d'un  $Cl^-$  pour créer un petit couple  $Na^+Cl^-$  comme chez les molécules. Chez les « ioniques », on est plutôt grande famille : toute une tripotée de  $Na^+$  et de  $Cl^-$  se collent les uns aux autres, pour former un gros cristal de sel.

### La liaison métallique

« Mer » d'électrons  
« Un pour tous ! »  
Les atomes de la catégorie métaux (voir tableau p. 38) pratiquent la liaison collective. Comme ils ne sont pas trop attachés à leurs électrons externes, ils les cèdent à la communauté. Ainsi, un métal est un ensemble d'ions positifs qui baignent dans une mer collante d'électrons. Vu que ces électrons sont mobiles, les métaux sont bons conducteurs électriques (voir p. 38). On peut aussi les aplatir comme des crêpes en leur tapant dessus. Les liens n'étant pas localisés, quand on cogne, on déplace les ions et la « mer » s'adapte sans faire de casse.



## D) FORMATION D'IONS POSITIFS DES ATOMES MÉTALLIQUES

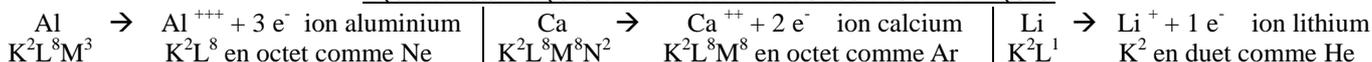
	Ia	IIa	...					IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	0
			...										
1			...										
2	Li <sup>+</sup>	Be <sup>++</sup>	...										
3	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>++</sup>	IIIb-IVb-Vb-VIb-VIIb	VIIIb			Ib	IIB	Al <sup>+++</sup>				
4	K <sup>+</sup>	Ca <sup>++</sup>	... .. Cr <sup>x+</sup> Mn <sup>x+</sup>	Fe <sup>+</sup> Fe <sup>+++</sup>	Co <sup>x+</sup>	Ni <sup>++</sup>	Cu <sup>+</sup> Cu <sup>++</sup>	Zn <sup>++</sup>	...	...			
5	...	...	... ..	...	...	...	Ag <sup>+</sup>	...	...	Sn <sup>x+</sup>			
6	...	...	... ..	...	...	Pt <sup>x+</sup>	Au <sup>x+</sup>	Hg <sup>x+</sup>	...	Pb <sup>x+</sup>			

Valence(s) d'un atome = le nombre maximal de liaisons (ionique ou covalente) que l'atome peut former  
 = le nombre de charge de son ion ou de ses ions (10 atomes métalliques ont 2 valences)  
 = au nombre d'électrons célibataires • dans la représentation de Lewis pour les familles (a)

Les atomes métalliques perdent 1, 2 ou 3 e<sup>-</sup> selon leur famille (leur valence) pour vider leur dernière couche. La couche précédente qui est en octet ou duet devient leur dernière couche. Ils sont alors stables.

Remarque : dans les équations chimiques de formation des ions, les électrons enlevés à l'atome sont écrits à côté de l'ion car il ne peut y avoir que des + dans une équation chimique.

## EQUATIONS CHIMIQUES DE FORMATION D'IONS POSITIFS MÉTALLIQUES.



La valence des métaux des familles a correspond à leur nombre d'électrons célibataires : nombre de •

La valence des métaux des familles b qui n'en n'ont qu'une se retrouve par leur numéro de colonne Ag<sup>+</sup> car Ib Zn<sup>++</sup> car IIB.

La valence du nickel doit être retenue par cœur : valence II qui ne correspond pas à son numéro de colonne/famille (b).

Pour les dix atomes métalliques qui ont plusieurs valences possibles (Pt Cr Co Pb Au Fe Sn Mn Mn Cu Hg), on précise leur valence en chiffre romain dans leur nom. Exemple : ion fer (II) ou ion ferreux : Fe<sup>++</sup> ; ion fer (III) ou ion ferrique : Fe<sup>+++</sup> .

Truc/astuce : La phrase mnémotechnique : petit croco pas beau fait son mini QG contient les 10 : Pti CroCo PabAu Fe Son Mini CuHg

## E) FORMATION D'IONS NÉGATIFS A PARTIR D'ATOMES NON-MÉTALLIQUES

	Ia	IIa	...					IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	0
			...										
1	H <sup>-</sup>		...										
2			...					(B)	(C)	N <sup>---</sup>	O <sup>--</sup>	F <sup>-</sup>	
3			IIIb-IVb-Vb-VIb-VIIb	VIIIb			Ib	IIB		(Si)	P <sup>---</sup>	S <sup>--</sup>	Cl <sup>-</sup>
4										...	...	Br <sup>-</sup>	
5											...	I <sup>-</sup>	
6												...	

Les atomes métalliques gagnent 1, 2 ou 3 e<sup>-</sup> selon leur famille (leur valence), leur nombre d'e<sup>-</sup> célibataire (•) dans la dernière couche pour la compléter jusqu'à l'octet (ou le duet pour l'ion hydruure de l'atome d'hydrogène non-métallique).

## EQUATIONS CHIMIQUES DE FORMATION D'IONS NÉGATIFS NON-MÉTALLIQUES.



## CAS PARTICULIER DE L'ATOME D'HYDROGÈNE.

**Remarque importante** : l'hydrogène est un atome non-métallique, il complète sa couche jusqu'au duet et forme un ion négatif : l'ion hydruure H<sup>-</sup> que l'on peut retrouver dans des sels d'hydruures métalliques NaH ; MgH<sub>2</sub>...

Comme les autres non-métaux, il forme aussi des molécules covalentes, par exemple les molécules H<sub>2</sub>, HCl, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>...

L'ion positif H<sup>+</sup> existe aussi. H<sup>+</sup> est en fait juste un proton car l'atome H qui a Z=1 et A<sub>r</sub> = 1,01 ; A = 1 possède 1 p<sup>+</sup> (Z=1), 1 e<sup>-</sup> (Z=1) et 0 n<sup>0</sup> (A-Z=0). Lorsque l'atome H se comporte comme un métal en vidant sa couche il donne l'ion hydrogène H<sup>+</sup> (≠ ion hydruure H<sup>-</sup>).

H → H<sup>+</sup> + 1 e<sup>-</sup> dont toutes les couches vides, plus aucun électron : juste un noyau d'atome d'hydrogène : un proton  
 K<sup>1</sup> K<sup>0</sup> L'ion hydrogène H<sup>+</sup> ou proton est responsable de l'acidité des solutions aqueuses.

## CHAPITRE 4 LIAISON IONIQUE

### A) FORMATION - COHÉSION

Un atome métallique (ou +ieurs) M donne tous ses électrons célibataires • pour vider sa dernière couche et atteindre l'octet à un atome non-métallique (ou +ieurs) X qui complète sa dernière couche jusqu'à l'octet.

L'atome M devient un ion positif  $M^+$  et l'atome X un ion négatif  $X^-$  très attirés l'un par l'autre : attraction électrostatique.

### B) REPRÉSENTATION SELON LEWIS DE LA FORMATION DE LA LIAISON ET DU COMPOSÉ FINAL

Légende :  = don d' $e^-$  célibataire de l'atome M vers un  $e^-$  célibataire de l'atome X pour former un nouveau doublet, non-liant appartenant uniquement à l'ion X. L'atome M perd l' $e^-$  et devient un cation  $M^+$ , l'atome X gagne l' $e^-$  et devient un anion  $X^-$ , chacun jusqu'à l'octet de la couche inférieure ( $M^+$ ) ou de la dernière couche ( $X^-$ )

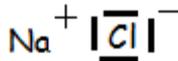
#### Formation de la liaison selon Lewis :

l'atome M : Na vide sa couche, donne 1  $e^-$ ,  
l'atome X : Cl complète sa couche, prend 1  $e^-$ .



#### Composé final selon Lewis :

l'ion sodium  $K^2L^8M^{vide}$  est en octet mais on ne représente pas les 4 barres de la couche précédente et l'ion chlorure  $K^2M^8L^8$  est aussi en octet, on représente sa couche complète par 4 barres, 4 doublets non-liants avec les charges des ions.

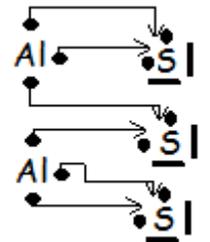
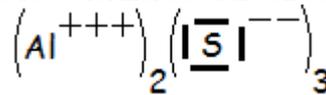


#### Formation de la liaison selon Lewis :

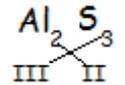
l'atome M : Al vide sa couche, donne 3  $e^-$ ,  
l'atome X : S complète sa couche, prend 2  $e^-$ , il reste des électrons célibataires.  
D'après la formule brute, on voit qu'il faut 2 Al de valence III pour satisfaire 3 S de valence II.

#### Composé final selon Lewis :

L'ion  $Al^{+++} K^2L^8$  est en octet, sa dernière couche de départ (M) est vide, on ne la représente pas. L'ion  $S^{--} K^2M^8L^8$  est en octet, on représente les 4 barres de cette dernière couche en octet.



Formule brute :



### C) TYPE DE MATIÈRES, ASPECTS, ÉTATS POSSIBLES DES COMPOSÉS IONIQUES

Une liaison ionique se fait entre un atome métallique M qui donne ses  $e^-$  célibataires et un atome non-métallique X qui les prend.

C'est la liaison responsable de la cohésion dans un sel binaire, MX, ternaire MXO ou quaternaire MHXO ou dans un hydroxyde MOH ou dans un oxyde métallique MO

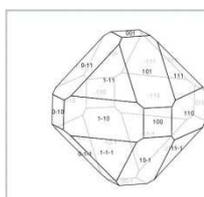
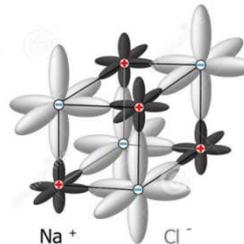
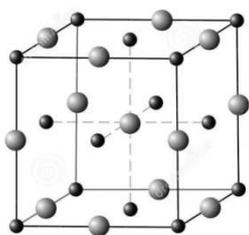
La formule brute MX est juste un rapport montrant le nombre relatif de chaque type d'atomes.

NaCl, par exemple du sel ne signifie pas que un ion particulier  $Na^+$  est lié à un seul  $Cl^-$  bien précis. C'est juste un rapport : il y a autant de  $Na^+$  que de  $Cl^-$  dans le NaCl mais chaque  $Na^+$  à l'intérieur du cristal interagit de la même façon tout autour de lui avec les 4  $Cl^-$ . Idem pour les  $Cl^-$ . Dans le  $CaCl_2$ , il y a 2 fois plus d'ions  $Cl^-$  que de  $Ca^{++}$ , pour respecter la neutralité du sel, les valences des atomes M/atomes X mais ce n'est pas un  $Ca^{++}$  particulier qui est lié à 2  $Cl^-$  particuliers, de nouveaux ils sont tous entourés de plusieurs ions de charge opposée tout autour d'eux et interagissent avec chacun de la même façon.

Ces composés sont tous des solides et forment parfois de beaux cristaux tridimensionnels (7 formes différentes possibles).

Fig. 9 : a) Structure cubique d'un monocristal de NaCl b) géométrie rhomboédrique (alun) c) maille triclinique (sulfate de cuivre (II))

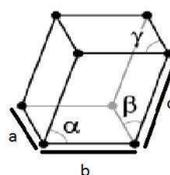
a) <https://fr.dreamstime.com/illustration-stock-cristaux-ioniques-la-structure-du-nacl-de-chlorure-de-sodium-image80736284> b) <http://www.osi-mineo.org/Synthese-des-cristaux-d-Alun-de.html> c) <http://www.lyceedesandaines.fr/index.php/disciplines/sciences/311-croissance-cristalline>



Forms: [0 1 1] [1 0 0] [1 1 1]



$\alpha, \beta, \gamma \neq 90^\circ$



Les composés ioniques sont des solides non malléables et cassants. Ils se fragmentent assez facilement. Les morceaux ont des arêtes nettes. Ils se clivent dès qu'on exerce une force qui déplace une charge par rapport à sa position d'équilibre dans le cristal.

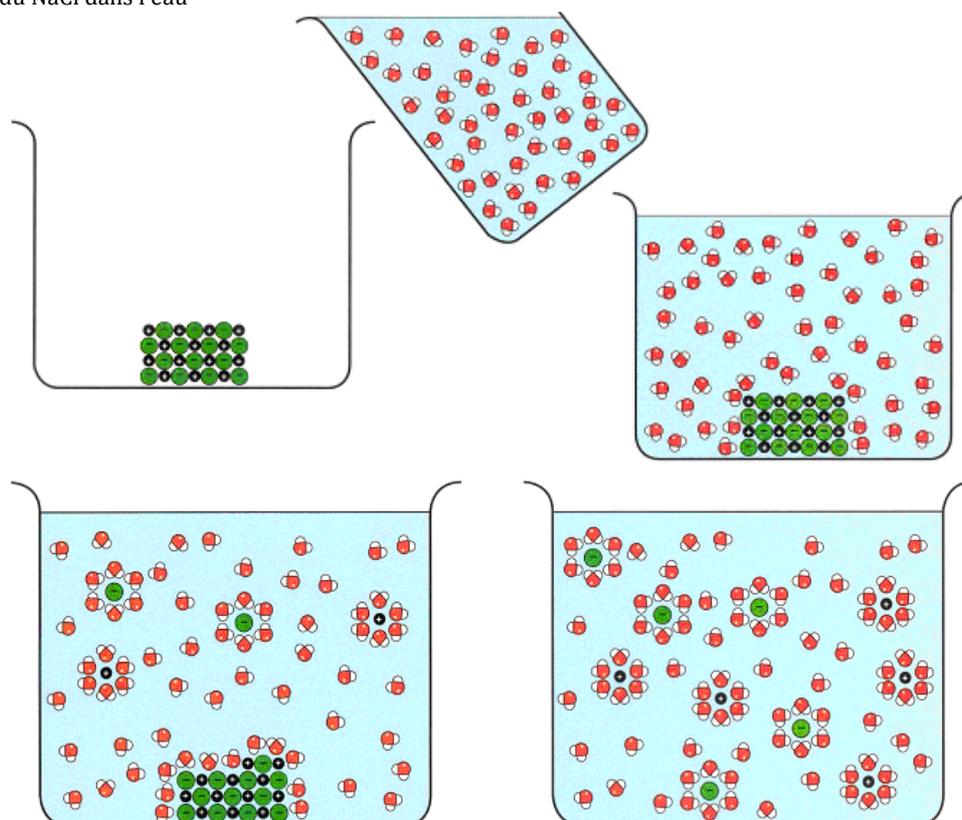
Ils ont un point de fusion très élevé. Il faut les chauffer considérablement pour les rendre liquides, pour provoquer un mouvement des charges les uns par rapport aux autres. Le NaCl a un point de fusion de 650°C

A l'état solide, secs, ils ne conduisent pas l'électricité car les différentes charges ne peuvent pas se déplacer.

Certains se dissolvent facilement dans l'eau, chaque charge se disperse l'une après l'autre entourée d'une couronne d'hydratation dans tout le volume de solution disponible. Un sel dissous, de l'eau salée conduit parfaitement l'électricité car dans ce cas, les charges sont mobiles et peuvent conduire le courant dans la solution.

Fig. 10 : Dissolution du NaCl dans l'eau

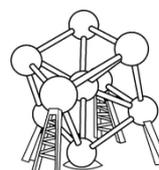
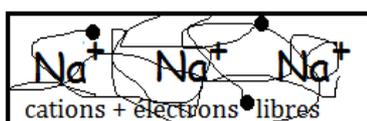
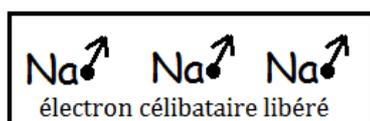
Documents Didac



## CHAPITRE 5 : LIAISON MÉTALLIQUE

### FORMATION – COHÉSION – TYPE DE MATIÈRE - PROPRIÉTÉS

Les atomes métalliques d'un métal pur ou d'un alliage de métaux vident leur dernière couche d'e<sup>-</sup> pour atteindre l'octet (ou le duet), la stabilité des gaz rares. Ils libèrent leurs électrons célibataires dans leur environnement proche.



l'atome montre la position respective des atomes de fer dans une maille de fer

Les atomes métalliques deviennent des ions métalliques positifs, des cations. Leurs électrons sont libres dans la matière. Il y a autant d'électrons libres que de charge positive sur les cations métalliques. Le métal dans son ensemble est neutre et le mouvement aléatoire des électrons entre tous les cations est responsable de la cohésion du matériau.

La matière métallique est solide, les cations ne se déplacent pas les uns par rapport aux autres.

malléable, les cations peuvent prendre la place les uns des autres sans casser.

conduit bien l'électricité, car les e<sup>-</sup> libres négatifs peuvent circuler sous l'action d'un champ électrique

conduit bien la chaleur, car les e<sup>-</sup> libres sont facilement mis en mouvement de proche en proche.

présente une structure cristalline : un motif qui se répète dans la structure. Une maille cubique centrée pour le fer présentée sur la pointe à l'exposition universelle de 1958 à Bruxelles : l'atome

D) SUITE CHAP 4 : NOMENCLATURE DES COMPOSÉS IONIQUES

Valences à croiser pour les indices de la formule TRUCS	Table de nomenclature valable pour un sel binaire ou oxyde métallique hydroxyde	valences	I	I	I	II	II	II	III	I	II	II	III	II	II	I	II	IV	II	IV	II	
Antions classés selon nombre d'Oxygène+TRUCS pour suffixes		anion	ammonium	de sodium	de potassium	de calcium	de magnésium	de baryum	d'aluminium	de cuivre (I)	de cuivre (II)	de fer (II)	de fer (III)	de nickel	de zinc	de mercure (II)	d'argent	d'étain (II)	d'étain (IV)	de plomb (II)	de plomb (IV)	de manganèse (II)
I	fluorure	F <sup>-</sup>																				
I	chlorure	Cl <sup>-</sup>																				
I	bromure	Br <sup>-</sup>																				
I	iodure	I <sup>-</sup>																				
II	oxyde	O <sup>2-</sup>																				
II	sulfure	S <sup>2-</sup>																				
I	cyanure	CN <sup>-</sup>																				
II	dichromate	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>																				
III	phosphate	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>																				
II	sulfate	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>																				
II	chromate	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>																				
I	permanganate	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>																				
I	perchlorate	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>																				
I	perbromate	BrO <sub>4</sub> <sup>-</sup>																				
I	periodate	IO <sub>4</sub> <sup>-</sup>																				
I	nitrate	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>																				
II	carbonate	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>																				
I	chlorate	ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>																				
I	bromate	BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>																				
I	iodate	IO <sub>3</sub> <sup>-</sup>																				
III	phosphite	PO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>																				
II	sulfite	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>																				
I	nitrite	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>																				
I	chlorite	ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>																				
I	bromite	BrO <sub>2</sub> <sup>-</sup>																				
I	iodite	IO <sub>2</sub> <sup>-</sup>																				
I	hypochlorite	ClO <sup>-</sup>																				
I	hypobromite	BrO <sup>-</sup>																				
I	hyposulfite	IO <sup>-</sup>																				
I	hydroxyde	OH <sup>-</sup>																				
I	hydrogencarbonate ou bicarbonate	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>																				

Remarque : certains composés théoriques proposés dans ce tableau n'existent pas car ils sont trop instables.

## CHAPITRE 6 : LIAISONS COVALENTES PARFAITES ET POLARISÉES

### A) FORMATION - COHÉSION

Un atome non-métallique (X) met en commun un électron célibataire avec un électron célibataire d'un autre atome X. Les 2 électrons célibataires mis en commun forment un nouveau doublet, un doublet liant représenté selon Lewis par une barre entre les atomes. Ce doublet appartient aux 2 atomes, les 2 électrons de ce doublet occupent un espace électronique commun autour des 2 atomes. C'est cette occupation commune qui lie les 2 atomes de manière très solide.

### B) TYPES DE MATIÈRE, ASPECTS, ÉTATS POSSIBLES DES MOLÉCULES COVALENTES

Les non-métaux entre eux forment diverses molécules covalentes gazeuses, liquides ou solides à température ambiante, des corps purs simples non-métalliques :  $X_x$ , oxydes non métalliques :  $X_xO_y$ , acides binaires :  $H_xX_y$  ou ternaires :  $H_x(XO)_y, \dots$

Etats des **corps purs simples  $X_x$** , les molécules élémentaires à un seul type d'atome non-métallique

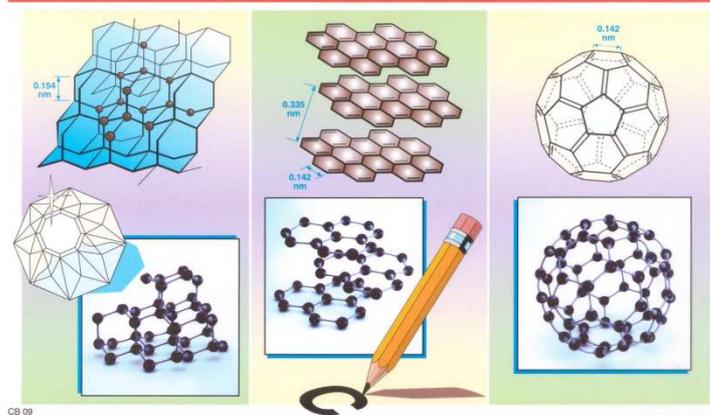
- les plus légers sont des **gaz** : dihydrogène :  $H_2$ , diazote :  $N_2$ , dioxygène :  $O_2$ , ozone  $O_3$ , difluor :  $F_2$ , dichlore :  $Cl_2$  (gaz vert).
- un seul est un **liquide** : le dibrome :  $Br_2$  (liquide orange) (les  $t^\circ$  de fusion et d'ébullition des éléments sont au verso du tab. périodique)
- d'autres plus lourds sont des **solides** : le diiode :  $I_2$  (paillettes noires brillantes), l'octosoufre  $S_8$  (cristal jaune),

le carbone C solide pur peut former différents types de structures contenant un grand nombre d'atomes de C liés par des liaisons covalentes notamment selon la température et la pression lors de sa formation :

- le diamant : solide transparent incolore non conducteur où le C forme un réseau 3D de structures tétraédriques imbriquées. C'est la matière la plus dure connue. Il raye tout.
- le graphite : solide noir gras conducteur par les électrons des doubles liaisons qui sautent d'une liaison à l'autre où le C forme des liaisons covalentes en tapis d'hexagones insaturés. Dans la mine de crayon...
- des fullerènes, en forme de ballon de foot, des fibres de carbone, même genre de structure mais tubulaire

Fig. 11 Différentes structures du carbone pur : diamant, graphite, fullerène.

Document Didac



Etats des **oxydes non-métalliques  $X_xO_y$**  sont le plus souvent des gaz à température ambiante comme

**Gaz** : oxydes du carbone :  $CO_2$  : dioxyde de carbone,  $CO$  : monoxyde de carbone,

oxydes de l'azote :  $N_2O$  : hémioxyde d'azote,  $NO$  : monoxyde d'azote :  $N_2O_3$  : hémitrioxyde d'azote,

$NO_2$  : dioxyde d'azote,  $N_2O_5$  : hémipentaoxyde d'azote

oxydes du soufre :  $SO_2$  : dioxyde de soufre,  $SO_3$  : trioxyde de soufre, ...

oxydes du chlore :  $Cl_2O$  : hémioxyde de chlore,  $ClO$  : monoxyde de chlore :  $Cl_2O_3$  : hémitrioxyde de chlore,

$ClO_2$  : dioxyde de chlore,  $Cl_2O_5$  : hémipentaoxyde de chlore,  $ClO_3$  : trioxyde de chlore,  $Cl_2O_7$  : hémihéptaoxyde de chlore

Exception : **Solide** : dioxyde de silicium  $SiO_2$  : silice : poudre blanche entrant dans la composition du verre, du ciment

Etats des acides

- les **acides binaires  $H_xX_y$**  sont le plus souvent des **gaz** à température ambiante sous forme anhydre très solubles dans l'eau

$HCl$  : chlorure d'hydrogène ou acide chlorhydrique,

$HBr$  : bromure d'hydrogène ou acide bromhydrique,

$HI$  : iodure d'hydrogène ou acide iodhydrique

$H_2S$  : sulfure d'hydrogène ou acide sulfhydrique (odeur des boules puantes, œufs pourris)

- les **acides ternaires  $HXO$**  sont le plus souvent des **liquides** à température ambiante, les plus courants au labo sont

$HNO_3$  : nitrate d'hydrogène ou acide nitrique

$H_2SO_4$  : sulfate d'hydrogène ou acide sulfurique

ou des **solides** très solubles dans l'eau :  $H_3PO_4$  : phosphate d'hydrogène ou acide phosphorique

Etats d'autres molécules covalentes difficiles à classer :

-  $H_2O$  : eau : liquide à température ambiante grâce à des ponts Hydrogène entre molécules.

-  $NH_3$  : ammoniac : gazeux à température ambiante, molécule basique, rend le papier tournesol bleu comme les hydroxydes

SOLIDES	LIQUIDES	GAZ
Corps purs simples métalliques M Oxydes métalliques MO = oxydes basiques : $MO + H_2O \rightarrow M(OH)_2$ Hydroxydes métalliques basiques MOH Sels ioniques MX, MXO, MHXO Certains corps purs simples non-métalliques : I <sub>2</sub> , S <sub>8</sub> , C, Si, ... Certains oxydes non-métalliques : SiO <sub>2</sub>	Un corps pur simple métallique : Hg Un corps pur simple non-métallique X : Br <sub>2</sub> Beaucoup d'acides ternaires HXO : = oxacides : HNO <sub>3</sub> , H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> Eau : H <sub>2</sub> O Des molécules organiques : alcools, acétone, acide acétique...	Gaz nobles Beaucoup de corps purs simples non-métalliques : H <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> , F <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> Beaucoup d'oxydes non métalliques XO : CO <sub>2</sub> , CO, SO <sub>2</sub> ... = oxydes acides : $XO + H_2O \rightarrow HXO$ Beaucoup d'acides binaires HX = hydracides : HF, HCl, HBr, HI, H <sub>2</sub> S Ammoniac NH <sub>3</sub>

Fig. 12 Différents états de la matière en fonction de la température et de la pression  
 Science&Vie Junior Hors-série n°71 12/07 p52

# Il y a plus de trois états de la matière

**ZOOM**  
Les molécules sont des petits groupes d'atomes (de 2 à des milliers) liés entre eux par les liaisons chimiques. Ils ont du mal à casser (voir pp. 54-55).

**Solide: le pays de l'ordre**  
Ici, c'est chacun sa place ! Chaque atome ou molécule est lié à ses voisins par des liaisons, qui peuvent être supercosteuses — comme toutes rigides ! Comme dans le mercure solide, qui n'existe qu'en dessous de -39 °C. Ces liens structurent le matériau, et lui permettent de résister aux déformations. Dans les solides les atomes sont très proches les uns des autres, et même tenus d'être au juste bien rangés que des petits soldats à la parade ! Mais attention, tous les solides ne sont pas cristallins : le verre et les matériaux dits amorphes ont leurs atomes rigés en désordre.

**Liquide: la vie « cool »**  
Les habitants du pays liquide ont la liberté de se déplacer. Comme chez les poissons, il y a des liens qui assurent la cohésion, mais ils sont assez faibles, ce qui permet de glisser les uns sur les autres. Les Cools ne sont donc assez désordonnés. Notez qu'un liquide se balade souvent accompagné de son homologue gazeux, car à sa surface, il y a toujours quelques individus avec assez d'énergie pour lâcher le groupe et s'évaporer. Surtout, si les liaisons qui les maintiennent sont faibles.

**État supercritique: accès sans frais de douane**  
Un état qui n'est ni solide ni liquide ni gaz. La pression rapproche les molécules et le gaz. La température agite au point qu'elles ne reussent pas à se lier assez pour se liquéfier. C'est aussi un état avec des frontières sans douane. Jusqu'à présent, pour passer de l'état solide à l'état supercritique, une matière devait abandonner le monde solide, puis aller se rendre à l'état critique, rien à payer, rien à encasser ; on se transforme immédiatement !

**ÉTAT SOLIDE** (hautes pressions)

**ÉTAT LIQUIDE**

**ÉTAT GAZEUX**

**ÉTAT SUPERCRITIQUE**

**Aux grands froids**  
Quand ça gèle vraiment (pas loin de -273,15 °C), la matière se discipline encore plus. Beaucoup de solides métalliques voient leurs électrons devenir adeptes du voyage en groupe organisé. La matière devient supraconductrice (voir pp. 38-39). Les liquides, eux, s'ils n'ont pas gelé avant, passent dans un état supercritique. Ce sont leurs atomes qui se débarrassent rapidement de leur désordre, et ils ne laissent aucune trace sur leur passage, et se fauflent partout. Quant aux gaz, ces rois du désordre, ils s'organisent en condensats de Bose-Einstein. En gros, leurs atomes perdent leur individualité pour former une sorte de vague.

**Aux grandes chaleurs: le plasma**  
À ses températures, les atomes et les molécules de gaz reçoivent tellement d'énergie qu'ils exploitent quelques électrons. Alors le gaz devient une soupe inerte de ions positifs et d'électrons libres, les plasmas. Sur terre, cette soupe superchaude se trouve dans les tubes à gaz fluorescents, les tubes à rayons X, les tubes à plasma, à la foudre et aux écoulements aux températures élevées. Mais elle abonde dans les étoiles et les galaxies qui composent 99 % de la matière visible de l'univers.

Dans cette lampe à plasma, objet de curiosité scientifique depuis 1980, le plasma est un gaz noble (voir pp. 50-51), ionisé par de hautes tensions électriques.

**État ferromagnétique**  
Certains métaux sont incapables de discipliner leurs électrons pour jouer les supraconducteurs. Mais, en contrepartie, ils ont des électrons qui se comportent comme de petits aimants. Ils sont tous salement orientés dans la même direction, ce qui fait du solide lui-même un aimant. Sauf si la température grimpe un peu trop. L'agitation revient alors dans les boussoles internes et l'aimantation disparaît.

**TERRE des HAUTES TEMPÉRATURES**

**Quelques millions de degrés C**

**Gaz: totale anarchie**  
Liberté totale et grand bastingage ! Les habitants des contrées gazeuses ne sont plus liés entre eux. Ils flânent à toute berzénique jusqu'à tamponner l'un de ses amis avec un mur. Et ils repartent en direction de l'ouest. Résultat ? Ils occupent tout l'espace disponible. Et si on diminue la taille de leur terrain de jeu en les comprimant, ils continuent leur cirque. Mais gare à ne pas franchir la limite : s'ils se rapprochent trop, des liaisons se reforment... et ils retournent à la semi-liberté de l'état liquide ou même à leur prison solide.

## C) REPRÉSENTATION SELON LEWIS DE LA FORMATION DE LA LIAISON ET DU COMPOSÉ FINAL

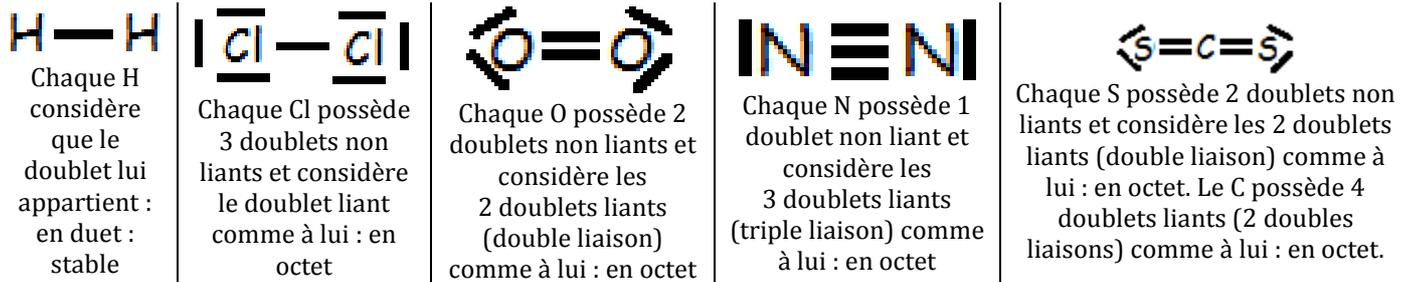
Légende :  = mise en commun d'un e<sup>-</sup> célibataire de chaque atome X lié pour former un doublet liant, une liaison covalente entre eux, représentant 2 électrons appartenant à chacun des 2 atomes X et responsables de la cohésion.

### 1°) ENTRE ATOMES IDENTIQUES OU ENTRE ATOMES D'ÉLECTRONÉGATIVITÉ IDENTIQUE : LIAISON COVALENTE PARFAITE

Formation selon Lewis de liaisons covalentes parfaites, simples, doubles ou triples



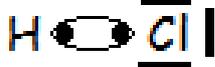
Molécule/composé final selon Lewis :



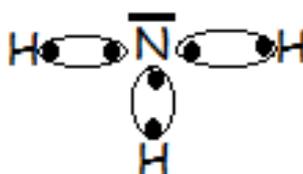
### 2°) ENTRE ATOMES D'ÉLECTRONÉGATIVITÉ DIFFÉRENTE : LIAISON COVALENTE POLARISÉE

Formation selon Lewis de liaisons covalentes polarisées : mise en commun d'électrons célibataires 2 à 2 en doublets liants.

HCl : chlorure d'hydrogène ou acide chlorhydrique



NH<sub>3</sub> : ammoniac



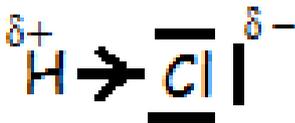
CO<sub>2</sub> : dioxyde de carbone



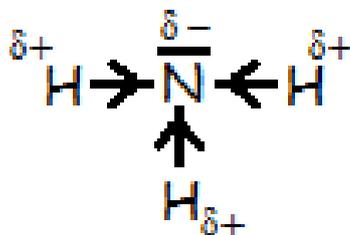
Molécule/composé final selon Lewis :

Lorsque l'électronégativité des atomes liés est différente, les électrons du doublet liant, de la liaison covalente sont davantage attirés par un des 2 atomes : le plus électronégatif, cette répartition déséquilibrée des électrons mis en commun est représentée par une flèche au centre de la barre du doublet liant et crée une polarisation de la liaison : un côté plutôt positif et un côté plutôt négatif. La présence de liaisons covalentes polarisées peut rendre la molécule polaire.

- l'atome le moins électronégatif attire moins les e<sup>-</sup> de liaison et voit son e<sup>-</sup> mis en commun s'éloigner un peu de lui, cela crée une charge partielle positive indiquée par un delta minuscule + ( $\delta^+$ ), placé sur l'extérieur de la molécule.
- l'atome le plus électronégatif qui attire davantage les e<sup>-</sup> de liaison et voit les e<sup>-</sup> mis en commun se rapprocher un peu de lui, cela crée une charge partielle négative indiquée par un delta minuscule - ( $\delta^-$ ), placé sur l'extérieur de la molécule.



Le H et le Cl considèrent que le doublet liant leur appartient : ils sont en duet ou en octet : stables. Le Cl est + électronégatif que l'H et attire davantage les électrons, de liaison (côté  $\delta^-$ ) et flèche vers le Cl ajoutée sur la barre du doublet liant selon Lewis.



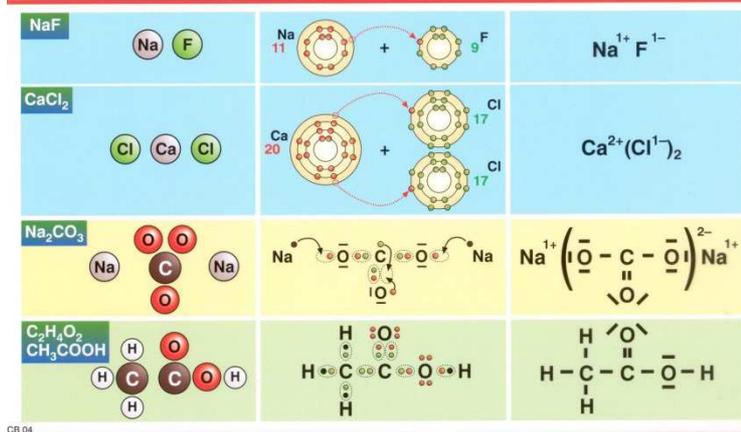
Les H considèrent que le doublet liant leur appartient : ils sont en duet : stables. Le N possède 1 doublet non liant et considère que les 3 doublets liants lui appartiennent : il est en octet, stable. Le N est + électronégatif qu'un H et attire davantage les électrons de liaisons (côté  $\delta^-$ ) et flèche vers le N ajoutée sur la barre de chaque doublet liant selon Lewis..



Chaque O possède 2 doublets non liants et considère les 2 doublets liants (double liaison) comme à lui : en octet. Le C possède considère que les 4 doublets liants lui appartiennent : il est en octet, stable. Un O est + électronégatif qu'un C et attire davantage les électrons de liaisons (côté  $\delta^-$ ) et flèche vers le O sur la double liaison : double barre selon Lewis.

Fig. 13 Formation de liaisons/Molécules finales ioniques et covalentes représentées selon Lewis sans flèches sur liaisons covalentes polarisées

Doc Didac



## D) REPRÉSENTATION DES MOLÉCULES DANS L'ESPACE : EN 3D : RÈGLES DE CRAM

Représentation de Cram = la géométrie tridimensionnelle de la molécule autour de chaque atome central

- On représente toutes les liaisons covalentes par un trait (sans flèche même pour les liaisons covalentes polarisées)
- on place un maximum d'atomes de la molécule dans le plan de la feuille, juste le symbole sans doublet non liant

Pour les atomes qui sont hors du plan de la feuille,

si l'atome pointe au-dessus de la feuille sa liaison est représentée par un triangle plein : extrémité atome central

si l'atome pointe en-dessous de la feuille sa liaison est représentée par un triangle hachuré : extrémité atome central

Attention de bien reproduire les angles réels et la distance relative réelle entre les atomes

- Lorsque tous les atomes et toutes les liaisons sont représentés en 3 dimensions, si la molécule contient des liaisons covalentes polarisées, on ajoute un seul signe  $\oplus$  au niveau du pôle positif de la molécule entière (moyenne dans l'espace des  $\delta +$  de toutes les liaisons covalentes polarisées) et un seul signe  $\ominus$  au niveau du pôle négatif de la molécule entière (moyenne dans l'espace des  $\delta -$  de toutes les liaisons covalentes polarisées)

## E) THÉORIE DE GILLESPIE : EXPLICATION SIMPLIFIÉE DES GÉOMÉTRIES 3D

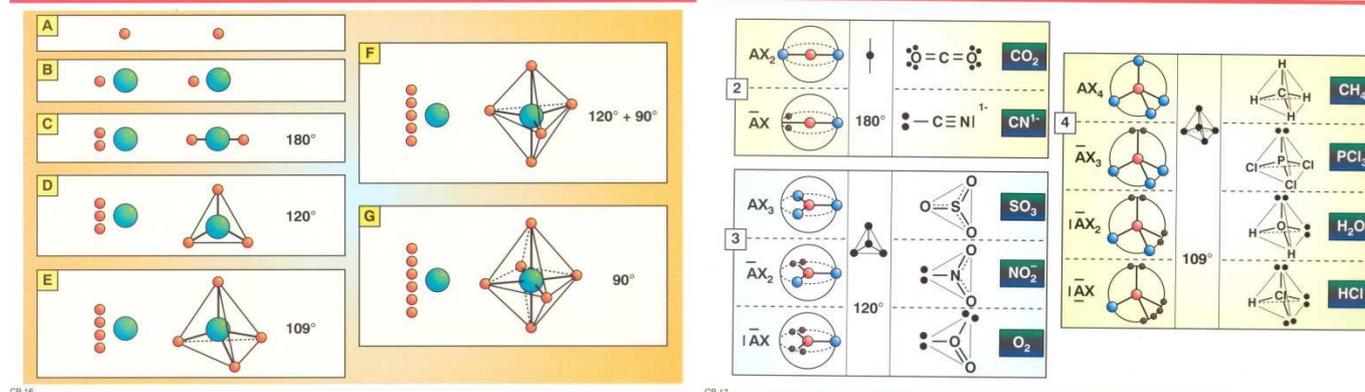
L'atome central d'une molécule stable est très souvent en octet : il présente donc 4 doublets dans sa dernière couche, des doublets liants ou non liants selon la famille de l'atome central.

Un doublet, une barre selon Lewis représente 2 électrons. Les 4 doublets de l'atome central sont de charge négative. Ils se repoussent car ils sont de même charge. Toutefois, ils appartiennent au même atome et sont donc bloqués autour de celui-ci. Ils vont s'écarter au maximum dans l'espace tridimensionnel autour de l'atome.

Info+ Fig. 14 a) Représentation simplifiée de la position des nuages de charges autour d'un atome central

b) Détermination de la structure 3D d'une molécule à partir du nombre stérique.

Document DIDAC



Si 4 doublets indépendants (simples liaisons ou doublets non liants) se repoussent autour de l'atome, l'angle maximal entre eux est de  $109^\circ$  : vers les 4 sommets d'un tétraèdre à 4 faces triangulaires identiques.

Bien visible dans le  $\text{CH}_4$  où chaque H occupe un sommet du tétraèdre.

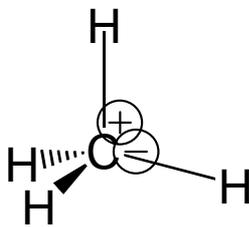
Tronqué au niveau d'un sommet dans le  $\text{NH}_3$ . Le sommet tronqué est occupé par le doublet non-liant du N (P...).  
Tronqué au niveau de 2 sommets dans l' $\text{H}_2\text{O}$ . Ils sont occupés par les 2 doublets non-liant de l'O (ou d'un S...)

Si l'atome central fait une double liaison et force 2 doublets liants à cohabiter entre les 2 mêmes atomes et donc dans la même direction, les doublets ne se repousseront plus que dans 3 directions : ils pourront s'écarter avec un angle plus grand :  $120^\circ$ . Ces 3 directions sont dans un même plan horizontal à 2D : géométrie triangulaire.

Si l'atome central fait deux doubles liaisons ou une simple liaison et une triple liaison, les doublets liants vont devoir à nouveau cohabiter entre les mêmes atomes et ils ne s'écarteront plus que dans 2 directions avec un angle de  $180^\circ$  dans une géométrie linéaire à 1 dimension.

## F) REPRÉSENTATION TYPE DES 5 GÉOMÉTRIES POSSIBLES : MOLÉCULES À 1 ATOME CENTRAL

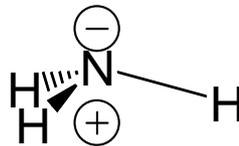
$\text{CH}_4$  : méthane



Molécule apolaire : les pôles se neutralisent car au même endroit

Géométrie TÉTRAÉDRIQUE  
comme toutes les molécules à atome central sans doublet non liant (C ou Si) faisant 4 simples liaisons

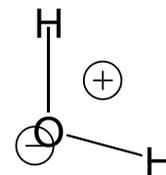
$\text{NH}_3$  : ammoniac



Molécule polaire car pôles séparés

Géométrie PYRAMIDALE  
comme toutes les molécules ayant un atome central à 1 doublet non liant (N, P) faisant 3 simples liaisons

$\text{H}_2\text{O}$  : eau

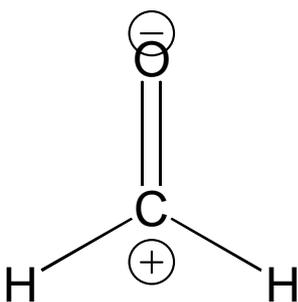


Molécule polaire car pôles séparés

Géométrie COUDÉE  
comme toutes les molécules ayant un atome central à 2 doublets non liants (O, S) faisant 2 simples liaisons

Ces 3 modèles peuvent parfaitement se superposer car l'angle entre chaque liaison est identique :  $109^\circ$  : C, N et O sont chacun au centre d'un tétraèdre dont chacun des 4 sommets est occupé soit par un atome, soit par un doublet non liant.

$\text{COH}$  : formaldéhyde ou méthanal



Molécule polaire car pôles séparés

Géométrie TRIANGULAIRE  
comme toutes les molécules à atome central sans doublet non liant (C, Si) faisant 1 double et 2 simples liaisons

$\text{CS}_2$  : disulfure de carbone



Molécule apolaire car pas de pôles (C et S font une liaison covalente parfaite : même électronégativité)

Géométrie LINÉAIRE  
comme toutes les molécules à atome central sans doublet non liant (C, Si) faisant 2 doubles liaisons

$\text{HCN}$  : cyanure d'hydrogène ou acide cyanhydrique

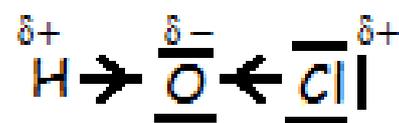
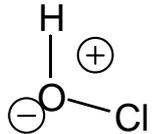


Molécule polaire car pôles séparés

Géométrie LINÉAIRE  
comme toutes les molécules à atome central sans doublet non liant (C, Si) faisant 1 triple liaison et 1 simple liaison

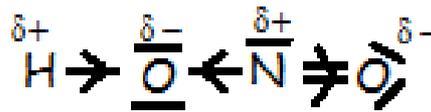
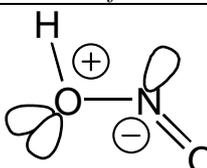
## G) REPRÉSENTATION DE MOLÉCULES À PLUS D'UN ATOME CENTRAL

Selon Lewis, on place face à face les atomes qui se lient de manière covalente, un atome de valence I sera toujours en extrémité de molécule, jamais en atome central : l'hydrogène et les halogènes F, Cl, Br, I.  
 Dans HClO : acide hypochloreux, c'est l'atome d'oxygène qui se place au centre car on doit lier les 3 atomes.

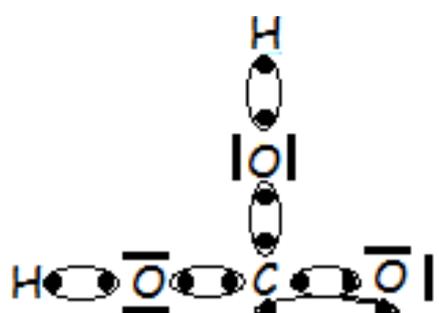
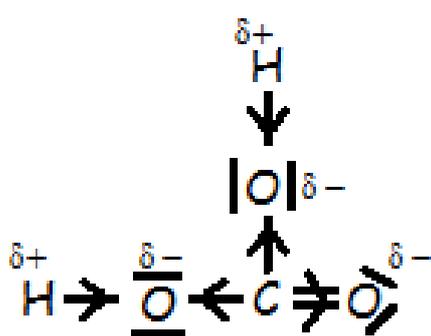
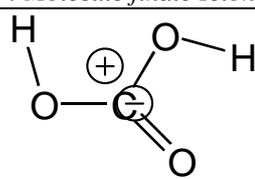
Formation de la molécule selon Lewis	Molécule finale selon Lewis	Molécule finale selon Cram
 <p>Mise en commun d'e<sup>-</sup> célibataires</p>	 <p>Liaisons covalentes polarisées, O est + électronégatif que H et que Cl</p>	 <p>Géométrie coudée Molécule polaire car pôles séparés</p>

Règle de construction pour tous les acides ternaires :  
 on place les H toujours liés à un O, le H-O lié par le O à l'atome principal, le reste des O sur l'atome principal.

Application de la règle à l'acide nitreux : HNO<sub>2</sub>

Formation de la molécule selon Lewis	Molécule finale selon Lewis	Info + : Molécule finale selon Cram
 <p>Mise en commun d'e<sup>-</sup> célibataires</p>	 <p>Liaisons covalentes polarisées, O est + électronégatif que N et que H</p>	 <p>Géométrie coudée entre HON car O a 2 doublets non liants (boules) et fait 2 simples liaisons : 4 directions : 109°        Géométrie coudée différente entre ONO car N a 1 doublet non liant (boule) et 1 double liaison : 3 directions occupées : angle de 120°        Molécule polaire car pôles séparés        ⊕ entre H et N et ⊖ entre les O mais rotation permanente sur O-N</p>

Application de la règle à l'acide carbonique : HNO<sub>2</sub>

Formation de la molécule selon Lewis	Molécule finale selon Lewis	Info+ : Molécule finale selon Cram
 <p>Mise en commun d'e<sup>-</sup> célibataires</p>	 <p>Liaisons covalentes polarisées, O est + électronégatif que N et que H</p>	 <p>Géométrie coudée entre HOC car O a 2 doublets non liants et fait 2 simples liaisons : 4 directions : 109°        Géométrie coudée triangulaire autour du C fait 2 simples liaisons et 1 double liaison : 3 directions occupées : 120°        Molécule polaire car pôles séparés        ⊕ entre les H en rotation et le C et ⊖ situé sur le C au centre des 3 O</p>

Info+ : Certaines molécules font encore un autre type de liaison covalente : liaison covalente de coordination où les 2 e<sup>-</sup> mis en commun viennent du même atome, doublet non liant mis en commun entre les 2 atomes liés.

SO<sub>2</sub> : dioxyde de soufre : formation :

Molécule finale selon Lewis :

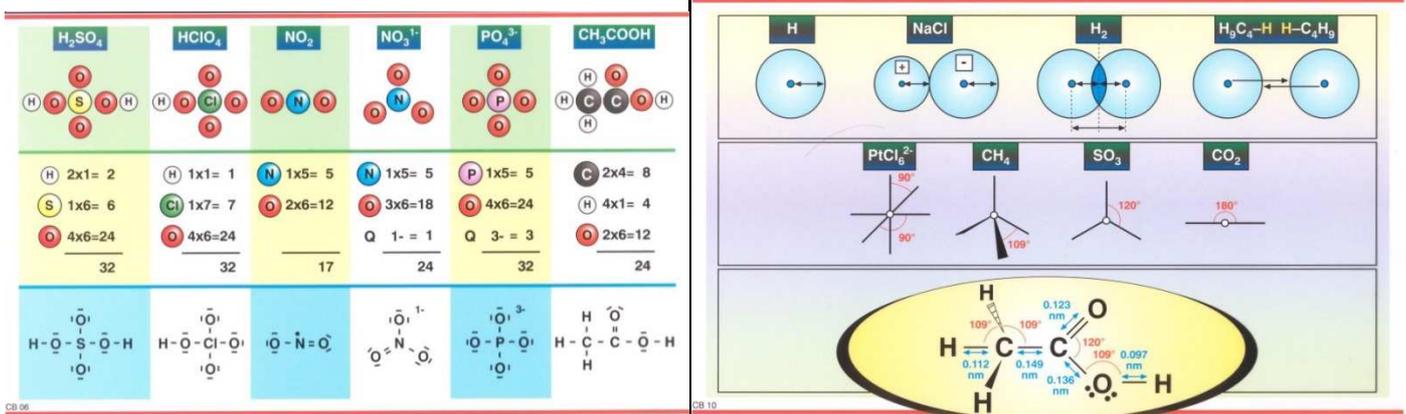


en équilibre entre ces 2 formes.

Info+ : Certaines molécules ne respectent pas l'octet : l'hexafluorure de soufre : SF<sub>6</sub> ou le pentachlorure de phosphore : PCl<sub>5</sub>...

Info+ : Fig. 15 a) Technique d'écriture des représentations de Lewis b) distances et angles de liaisons

Documents DIDAC



## H) NOMENCLATURE DES MOLÉCULES COVALENTES :

### OXYDES NON MÉTALLIQUES ET COMBINAISONS DE NON-MÉTAUX

L'atome non-métallique (X) le plus électronégatif va devant dans le nom avec son suffixe -ure (sauf si oxygène : oxyde) et derrière dans la formule. L'atome non-métallique (X) le moins électronégatif va derrière dans le nom sans suffixe et derrière dans la formule.

Le nombre de chacun des atomes dans la formule est décrit par un indice en bas à droite de l'atome et dans le nom par un préfixe devant le nom de l'atome

1 : mono (précisé juste pour l'atome le + électronégatif) 2 : di ; 3 : tri ; 4 : tétra ; 5 : pent ; 6 : hexa ; 7 : hept

Avec le fluor (atome le + électronégatif du tableau périodique)

- BF<sub>3</sub> : trifluorure de bore ;
- BF : monofluorure de bore
- OF<sub>2</sub> : difluorure d'oxygène ;
- SF<sub>6</sub> : hexafluorure de soufre

Avec l'oxygène (2<sup>ème</sup> atome le + électronégatif du tableau périodique)

- CO : monoxyde de carbone ;
- NO<sub>2</sub> : dioxyde d'azote ;
- N<sub>2</sub>O<sub>4</sub> : tétraoxyde de diazote ;
- Cl<sub>2</sub>O<sub>7</sub> : heptoxyde de dichlore

### ACIDES

L'atome non-métallique le moins électronégatif est l'hydrogène. Les molécules covalentes qui en contiennent sont les acides : binaires HX et ternaires HXO. L'acidité est une propriété chimique. Les acides ont plus ou moins tendance à libérer leur H sous forme H<sup>+</sup> face à une base comme l'eau par exemple, ce qui forme une certaine quantité d'ion hydronium H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> responsable de l'acidité des solutions.

La nomenclature des acides est double :

- un nom précisant leur caractère d'acide avec un suffixe décrivant le nombre d'oxygène de la molécule et
  - acide ... hydrique si pas d'oxygène
  - acide (per)....ique si (vraiment) bcp d'oxygène
  - acide. (hypo)... eux si (très) peu d'oxygène
- un nom se calquant sur le nom des autres molécules en 2 parties : nom du reste de la molécule (= anion résiduel lorsque l'acide covalent a libéré son H<sup>+</sup>) + d'hydrogène.
  - ...ure d'hydrogène si pas d'oxygène
  - (per)....ate d'hydrogène si (vraiment) bcp d'oxygène
  - (hypo)... eux d'hydrogène si (très) peu d'oxygène



## CHAPITRE 6 : L'EAU

### A) MOLÉCULES COVALENTES TRÈS POLAIRES : INTERACTION : PONT HYDROGÈNE

Les liaisons covalentes H-O de la molécule d'eau sont très fortement polarisées car la différence d'électronégativité entre chaque atome d'H lié à l'atome d'O est de 1,4. (O est un des atomes le + électronégatif et H est l'atome non-métallique le - électronégatif).

Sa géométrie coudée crée une zone + bien localisée du côté des H et une zone - bien localisée du côté des O. L'eau est une molécule fortement polaire.

C'est une molécule légère qui peut exister sous forme de gaz dans l'atmosphère : l'humidité de l'air jusqu'à des concentrations importantes qui vont dépendre de la température.

Un air froid sera souvent beaucoup plus sec qu'un air chaud qui peut être vraiment très humide.

Dès que la vitesse des molécules d'eau sous forme gazeuse (humidité) diminue ou dès qu'elles deviennent trop nombreuses, les molécules ne sont plus isolées, elles interagissent entre elles : forment des groupes de molécules d'eau.

Cela arrive lorsque la température diminue, lorsque l'humidité gagne de l'altitude ou lorsque le soir tombe ou lorsqu'elles rencontrent une surface froide. L'humidité se condense et forme des microgouttelettes d'eau (nuage) ou de vraies gouttes d'eau : rosée, buée, pluie.

L'interaction que font les molécules d'eau entre elles s'appelle le **pont hydrogène**. C'est une interaction électrostatique entre leurs pôles  $\oplus$  et  $\ominus$ , entre leurs  $\delta+$  des atomes d'H et les  $\delta-$  d'un atome d'O d'une autre molécule. Ces interactions se font et se défont en permanence dans l'eau liquide, les molécules sont toujours en mouvement mais toujours en groupe de plusieurs dizaines de molécules d'eau mais pas toujours les mêmes.

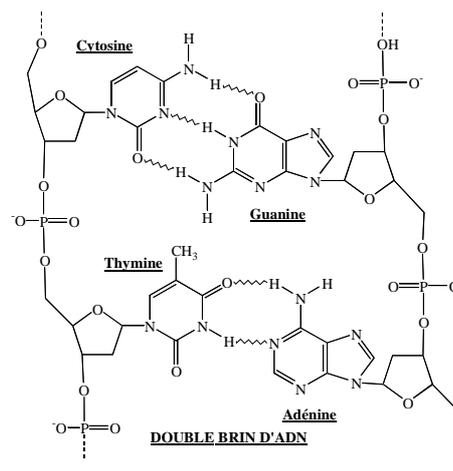
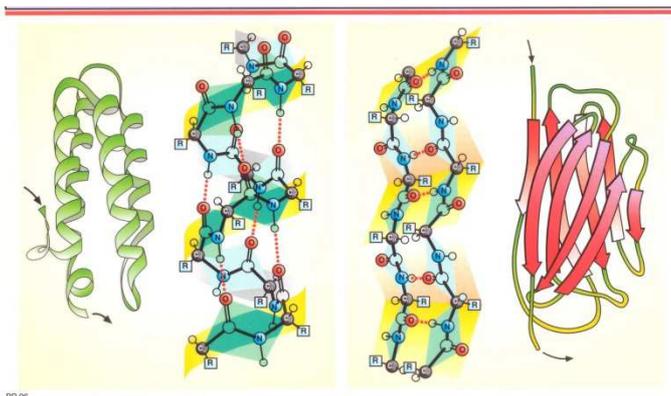
Fig. 16  
Pont Hydrogène entre 2 molécules d'eau  
Science&Vie Junior Hors-série  
n°71 12/07 p53



Le pont Hydrogène existe entre d'autres molécules. Il faut qu'elles soient polaires et présentent une/des liaison covalente très polarisée : au moins un H lié à un O ou un N, porteur d'au moins un doublet non liant.

Font donc des ponts hydrogènes entre eux et avec l'eau : NH<sub>3</sub>, les amines, les alcools, les acides organiques...

Fig. 17 Ponts H entre N et H et O et H a) d'acides aminés dans une hélice alpha de protéines b) de nucléotides dans l'ADN a) Doc Didac b) dessin maison



## B) CHANGEMENT D'ÉTAT DE L'EAU : LIQUIDE-GAZ : ÉVAPORATION – ÉBULLITION

En surface du liquide, lorsque les ponts Hydrogène se font et défont entre les différentes molécules, parfois une molécule d'eau se retrouve isolée, hors des groupes et redevient un gaz : c'est l'évaporation.

Lorsque de l'eau liquide est chauffée, il faut beaucoup d'énergie thermique pour la faire monter en température c'est-à-dire pour augmenter son agitation interne. La chaleur nécessaire pour chauffer de 1°C 1kg de matière s'appelle la capacité thermique massique et elle est très élevée pour l'eau par rapport à d'autres matières.

Substance	Phase	Capacité thermique massique (J·kg <sup>-1</sup> ·K <sup>-1</sup> )
Air (sec)	gaz	1 005
Air (saturé en vapeur d'eau)	gaz	≈ 1 030
Aluminium	solide	897
Diazote	gaz	1 042
Cuivre	solide	385
Diamant	solide	502
Eau	gaz	1 850
	liquide	4 185
	solide (0 °C)	2 060
Éthanol	liquide	2 460
Fer	solide	444
Graphite	solide	720

Fig. 18 Capacités thermiques de différentes substances à la pression atmosphérique et à 25°C (sauf glace) Wikipedia

On dit que l'eau a une bonne inertie thermique. Il lui faut fournir une grande quantité d'énergie pour qu'elle monte en température et lorsqu'elle refroidit elle refournit une quantité importante d'énergie thermique. Au bord de la mer, les écarts de température entre le jour et la nuit sont réduits grâce à ce « tampon » thermique.

La présence de pont H ralentit l'élévation de température du liquide, l'agitation demandée se fait difficilement.

Si on veut porter à ébullition l'eau, transformer l'eau liquide en gaz, humidité de l'air, il faut la chauffer à 100°C là aussi c'est une valeur exceptionnelle par rapport à des molécules de poids moléculaire comparable.

La présence de pont H à briser demande plus d'énergie pour le changement d'état du liquide vers le gaz.

CH <sub>4</sub> M=16 g/mol	H <sub>2</sub> S M=34 g/mol	NH <sub>3</sub> M=17 g/mol	H <sub>2</sub> O M=18 g/mol
molécule tétraédrique liaisons covalentes peu polarisées ΔEN = 0,4 apolaire car pôles se neutralisent car situés au même endroit	molécule coudée liaisons covalentes peu polarisées ΔEN = 0,4 peu polaire	molécule pyramidale liaisons covalentes polarisées ΔEN = 0,9 polaire à pôles proches	molécule coudée liaisons covalentes très polarisées ΔEN = 1,4 très polaire
gaz à t° ambiante t° ébullition = -161,5°C énergie de vaporisation = 8 kJ/mol	gaz à t° ambiante t° ébullition = -60,7°C énergie de vaporisation = 14 kJ/mol	gaz à t° ambiante t° ébullition = -33,5°C énergie de vaporisation = 20 kJ/mol	liquide à t° ambiante t° ébullition = 100°C énergie de vaporisation = 41 kJ/mol

## C) CHANGEMENT D'ÉTAT : LIQUIDE – SOLIDE : SOLIDIFICATION - FUSION

les molécules d'eau restent mobiles, les ponts H se font et défont dans et entre les groupes.

Dans leur mouvement, chaque molécule bouge et parfois s'approche trop près et/ou dans un mauvais sens  $\delta^+/\delta^+$ ...

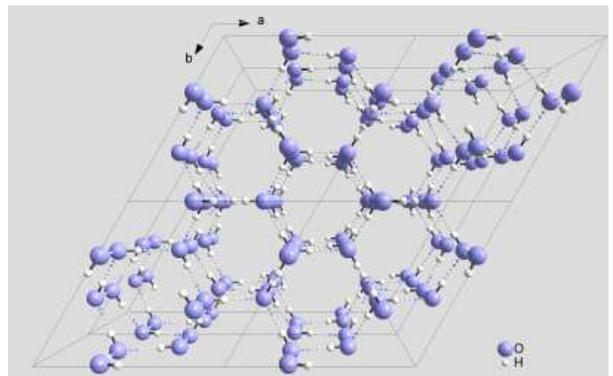
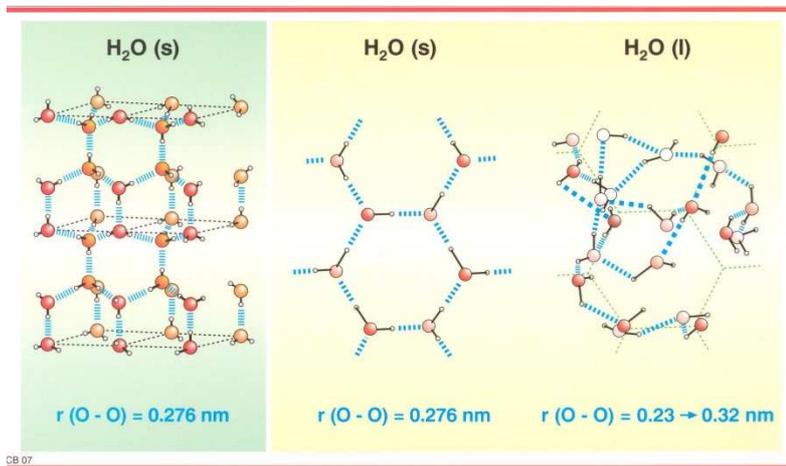
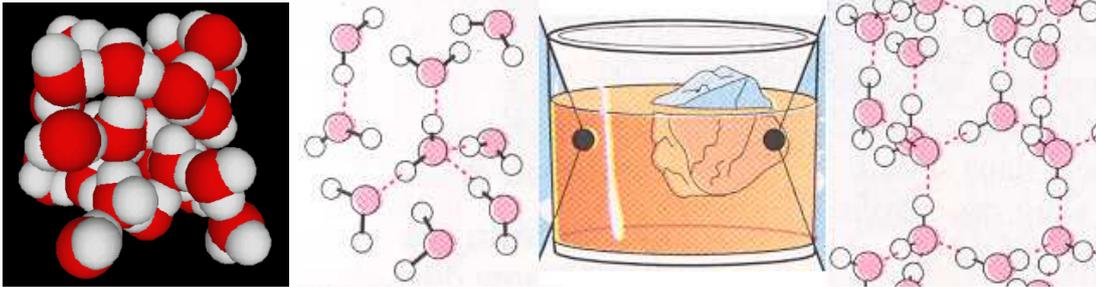
Lorsque le liquide refroidit, les mouvements ralentissent, les molécules s'orientent de mieux en mieux  $\delta^+ \leftrightarrow \delta^-$ ,

Elles forment un réseau en 3D qui finit par ne plus bouger : la glace. Chaque molécule d'eau interagit avec 4 autres et se trouve au centre d'un tétraèdre. Bien superposés, on entrevoit une structure à 6 branches, reproduite au niveau macroscopique dans les cristaux de neige.

Fig. 19 a)-b) Pont Hydrogène en 3D dans la glace et l'eau

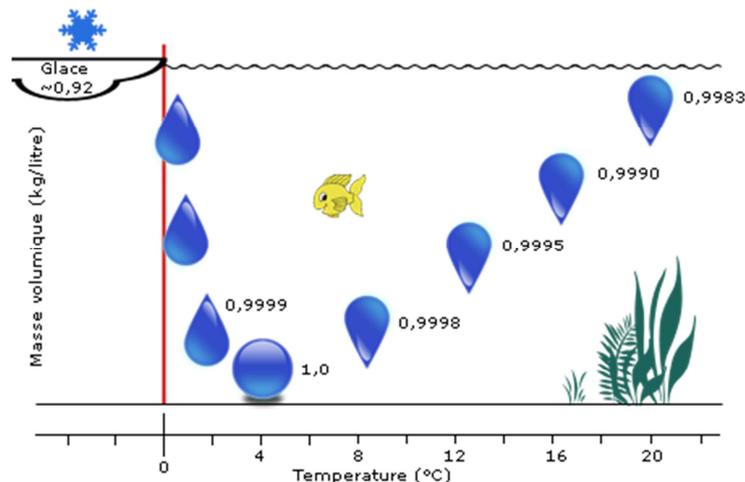
a) atlas de poche de biochimie J. Koolman K-H Rohm

b) Document DIDAC c) Wikimedia Commons d) <https://www.gamekult.com>



Dans la glace les molécules toutes bien orientées occupent plus de place que celles en mouvement qui s'enchevêtrent davantage, « rentrent dans l'espace les unes des autres ». On met moins de molécules d'eau dans un cube de glace que dans le même cube d'eau liquide, ce cube de glace est donc plus léger et flotte sur l'eau.

Comme la glace flotte et s'épaissit lentement, une mare, un lac,... assez profond contiendra de l'eau liquide sous la surface de glace, ce qui permet aux vivants et à leurs cellules de ne pas geler dans l'eau sous la couche de glace. L'eau la plus dense, qui se retrouvera au plus profond sous la surface sera à 4°C.



## D) L'EAU, UN SOLVANT POLAIRE

Comme l'eau est une molécule polaire, elle peut jouer le rôle de solvant : dissoudre, disperser, mettre en mouvement certaines molécules : les ions ou d'autres molécules polaires.

Elle peut dissoudre des composés ioniques, des solides qui disparaissent dans l'eau : certains sels, hydroxydes, oxydes métalliques. La dissolution des composés ioniques est une dissociation. Chaque ion est progressivement dissocié par des molécules d'eau qui l'entourent d'une couronne d'hydratation où les molécules d'eau sont bien orientées selon la charge de l'ion solvaté. Un ion dissous est à l'état aqueux (aq).

Equation de la dissolution (dissociation) du chlorure de sodium très soluble :

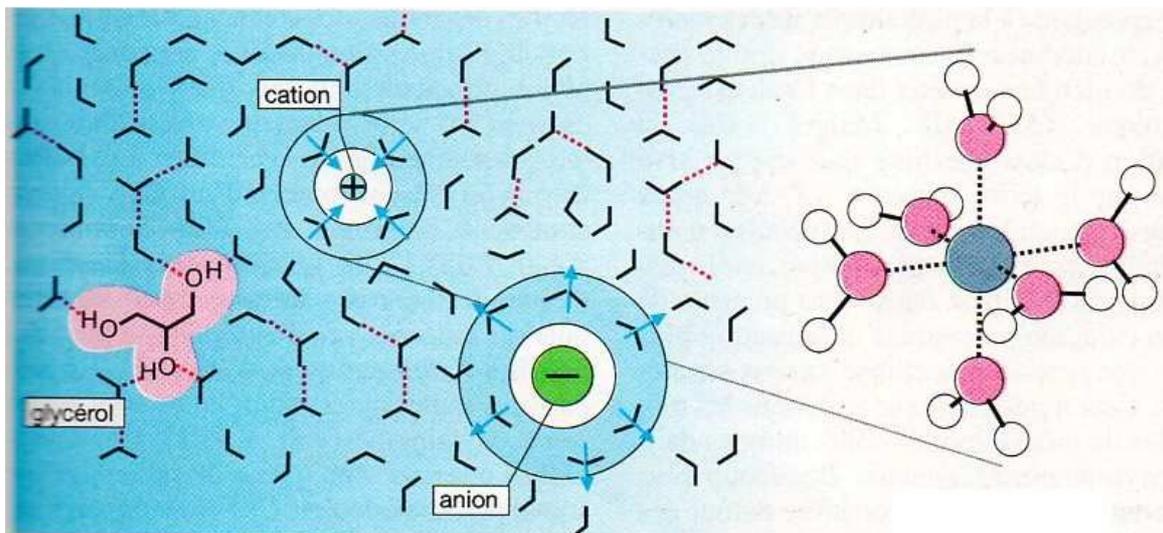
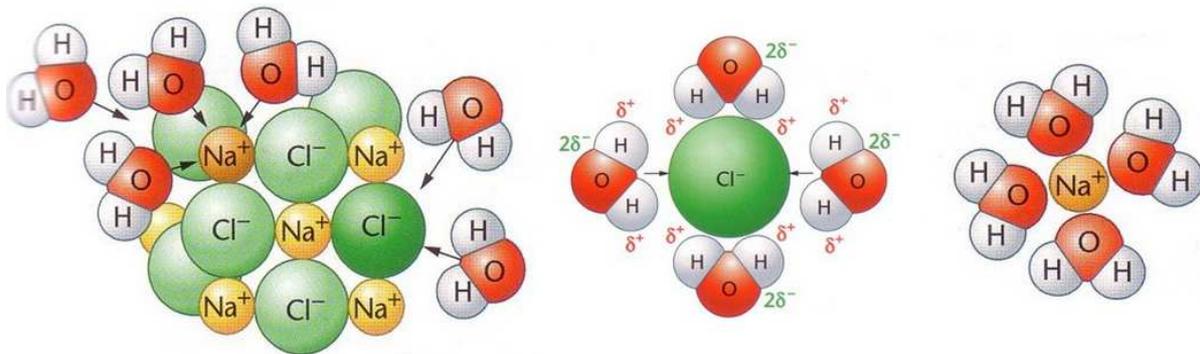


La réaction chimique de la dissociation d'un sel sera complète si la solubilité du composé n'est pas atteinte. Si la solubilité est atteinte et qu'il reste un excès de solide non dissous dans la solution, la réaction chimique est incomplète. Elle présente un équilibre entre 2 réactions en sens inverse à la même vitesse.

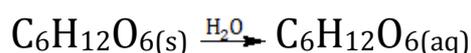
Equation de la dissolution (dissociation) du carbonate de lithium peu soluble :



Fig. 20 a) Dissociation d'un cristal de NaCl et solvation des ions chlorure et sodium b) Hydratation de molécules polaires et d'ions dissous a) <http://slideplayer.fr/slide/1387731/> b) atlas de poche de biochimie J. Koolman K-H Rohm



Les molécules polaires comme le sucre, le glycérol sont aussi très solubles dans l'eau. Comme l'eau elles présentent des zones  $\oplus$  et  $\ominus$  et font des ponts hydrogène entre elles lorsqu'elles sont pures. Dissoutes dans l'eau, forment des ponts hydrogène avec les molécules d'eau et se dispersent dans la solution mais cette fois en restant intactes, neutres dans l'ensemble. Une solution qui ne conduit pas le courant.



## TABLE DES MATIERES

Chapitre 1 : p <sup>+</sup> n <sup>0</sup> e <sup>-</sup> – définition d’atome, élément, Isotope .....	1
Chap 2 : Tableau périodique des éléments : Infos et classement.....	2
A) Organisation du tableau périodique en lignes, les périodes et en colonnes, les familles selon le remplissage des couches du modèle de Bohr.....	3
B) Evolution de la dimension des atomes.....	4
Chapitre 3 : Les ions .....	5
A) Définitions.....	5
B) Type de matières, aspects, états possibles des ions .....	5
C) modèle de l’octet – liaisons ioniques – métalliques - covalentes .....	5
D) Formation d’ions positifs des atomes métalliques.....	7
E) Formation d’ions Négatifs A partir d’atomes non-métalliques.....	7
Chapitre 4 Liaison ionique.....	8
A) Formation - Cohésion .....	8
B) Représentation selon Lewis de la formation de la liaison et du composé final .....	8
C) Type de matières, aspects, états possibles des Composés ioniques .....	8
Chapitre 5 : Liaison métallique.....	9
Formation – Cohésion – type de matière - propriétés.....	9
D) suite chap 4 : Nomenclature des composés ioniques.....	10
Chapitre 6 : Liaisons covalentes parfaites et polarisées .....	11
A) Formation - Cohésion .....	11
B) Types de matière, aspects, états possibles des Molécules covalentes .....	11
C) Représentation selon Lewis de la formation de la liaison et du composé final .....	13
D) Représentation des molécules dans l’espace : en 3D : Règles de Cram .....	14
E) Théorie de Gillespie : Explication simplifiée des géométries 3D .....	14
F) Représentation type des 5 géométries possibles : molécules à 1 atome central.....	15
G) Représentation de molécules à plus d’un atome central.....	16
H) Nomenclature des molécules covalentes : .....	17
Chapitre 6 : L’eau.....	19
A) MoléculeS covalentes très polaires : interaction : pont hydrogène.....	19
B) changement d’état de l’eau : liquide-gaz : évaporation – ébullition .....	20
C) changement d’état : liquide – solide : solidification - fusion .....	21
D) L’eau, un solvant polaire .....	22