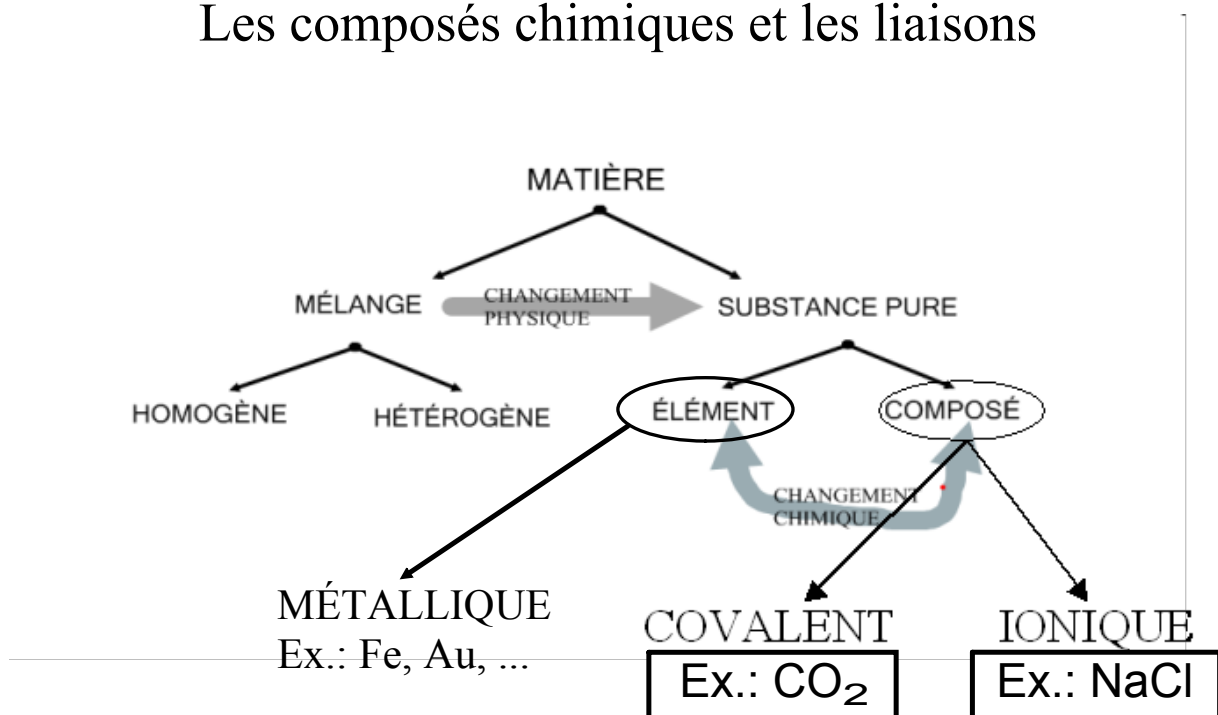


Chapitre 3

Les composés chimiques et les liaisons



Les propriétés des composés

Propriétés	Composé ionique	Composé covalent
État à la t° ambiante	Solide cristallin	Liquide, gazeux ou solide
Point de fusion	Élevé	Peu élevé
Conductivité électrique à l'état liquide	Oui	Non
Solubilité dans l'eau	La plupart sont très solubles	La plupart sont peu solubles
Conductivité électrique en solution dans l'eau	Oui	Généralement : non

Composés et liaisons

Liaison chimique:

→ force ^{attraction} qui maintient les atomes ensemble dans un composé

Lorsque dans une liaison (habituellement entre un métal et un non-métal) il y a transfert d'électrons, on la nomme une liaison ^{ionique}

Lorsque dans une liaison (habituellement entre deux non-métaux) il y a un partage d'électrons, on la nomme une liaison ^{covalente}

L'électronégativité (ÉN)

Définition :

■ C'est la tendance qu'a un atome à attirer vers lui les électrons dans une liaison chimique

l'électronégativité est une valeur relative, et donc sans unité; plus l'électronégativité d'un élément est élevée, plus cet élément a tendance à attirer des électrons

Pauling a établi une méthode pour calculer l'électronégativité de la plupart des éléments

l'électronégativité est une propriété périodique

en général, l'électronégativité  *augmente* de gauche à droite dans une période.

en général, l'électronégativité  *diminue* de haut en bas dans un groupe.

les métaux de transition ne suivent pas très bien ces tendances

Les électrons vont être plus attirés par les plus petits atomes car le noyau est plus près donc plus «attirant»

Donc, la tendance de l'électronégativité est Similaire
de la tendance du rayon atomique.

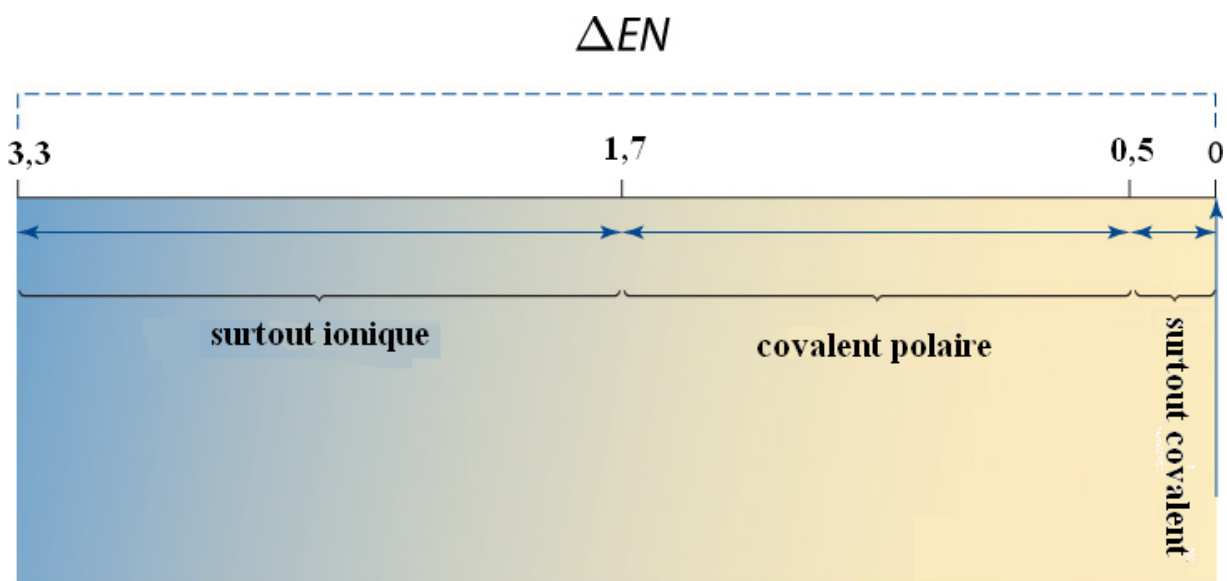
les éléments les plus électronégatifs se trouvent
en haut à droite du tableau périodique

les éléments les moins électronégatifs se trouvent
en bas à gauche du tableau périodique

Différence d'électronégativité ($\Delta\text{ÉN}$)

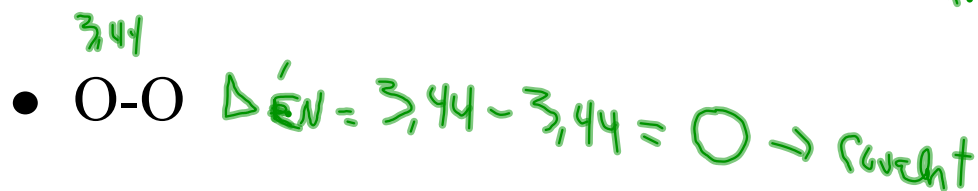
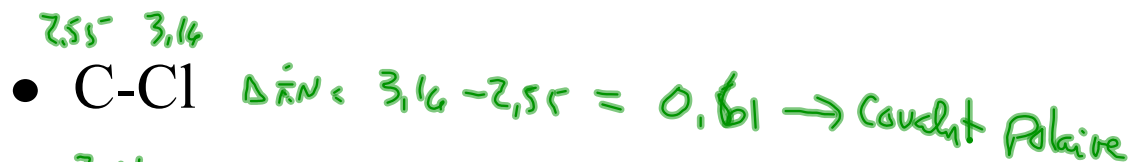
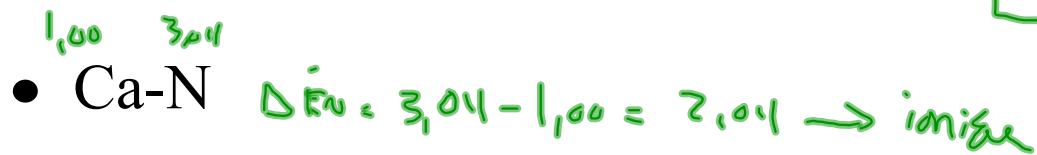
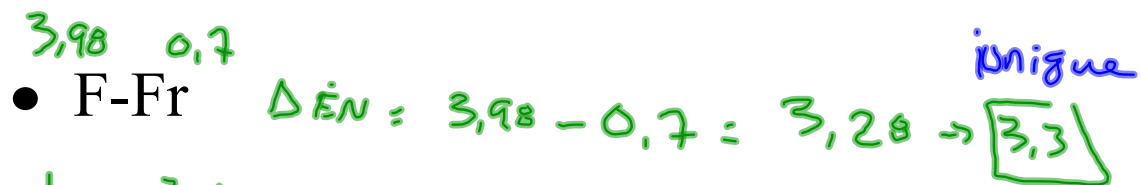
Pour déterminer la nature d'une liaison on peut utiliser la $\Delta\text{ÉN}$.

$\Delta\text{ÉN} < 0,5 \rightarrow$ surtout *covalente*
 $0,5 < \Delta\text{ÉN} < 1,7(1,67) \rightarrow$ *covalent Polaire*
 $\Delta\text{ÉN} > 1,7(1,67) \rightarrow$ surtout *ionique*



voir p. 73

Détermine pour chacune des paires la nature de leur liaison. (covalente, polaire ou ionique)



P. 44
n° 1

La différence d'électronégativité nous aide à prédire la nature de la liaisons mais il y a des exceptions...

Ex. PbCl_2 : $\Delta\text{ÉN} \approx 1$, mais ionique

BF_3 : $\Delta\text{ÉN} \approx 2$, mais covalent

C'est les propriétés du composés qui confirment si il est ionique ou covalent...

Quelles seraient les propriétés du PbCl_2 ?

Quelles seraient les propriétés du BF_3 ?

Règle de l'octet et liaisons chimiques

Lewis a proposé que tout atome, sauf l'hydrogène, a tendance à former des liaisons jusqu'à ce qu'il soit entouré de huit électrons de valence, ceci est la règle de l'octet (l'hydrogène doit posséder deux électrons ou aucun)

Les atomes font des liaisons chimiques pour devenir Stables
comme les

Gas Nobles
Rares

Les gaz rares ont la couche de valence

R emplit
S aturée
P lein

Les atomes vont donc compléter leur couche de valence en formant des liaisons chimiques

Ils auront ainsi une configuration électronique semblable à celle des gaz rares.

Notation de Lewis

Diagramme montrant toutes les paires d'électrons d'un atome, ion, molécules, ... provenant de la couche de valence

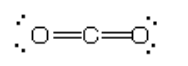
Notation de Lewis des atomes
des éléments représentatifs

1 1A	2 2A											13 3A	14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A
·H·	·Be·											·B·	·C·	·N·	·O·	·F·	·Ne·
·Li·	·Mg·	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	·Al·	·Si·	·P·	·S·	·Cl·	·Ar·
·K·	·Ca·											·Ga·	·Ge·	·As·	·Se·	·Br·	·Kr·
·Rb·	·Sr·											·In·	·Sn·	·Sb·	·Te·	·I·	·Xe·
·Cs·	·Ba·											·Tl·	·Pb·	·Bi·	·Po·	·At·	·Rn·
·Fr·	·Ra·																

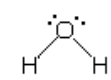
Atome de chlore



Dioxyde de carbone




Molécule d'eau





La liaison ionique

La liaison ionique est un type de liaison chimique qui est le résultat d'une forte attraction électrostatique entre des ions de charges opposées (cations et anions).

Généralement elle se produit entre des métaux et des non-métaux.

ion :  Espèce chimique ayant une charge suite au gain ou à la perte d'un ou plusieurs électrons

 cation : ion +

 anion : ion -

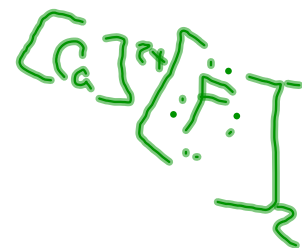
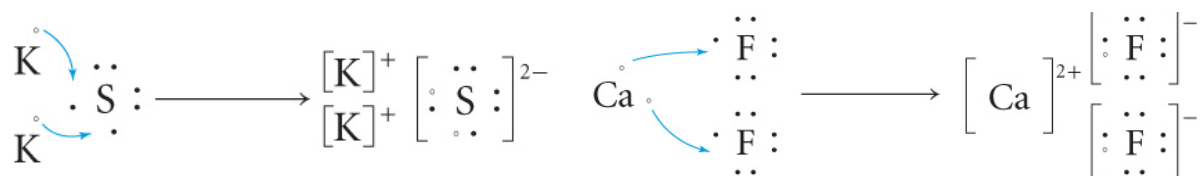
Transfert d'un électron



Transfert de 2 électrons



Transfert d'électrons avec plus de 2 ions



Composés ioniques

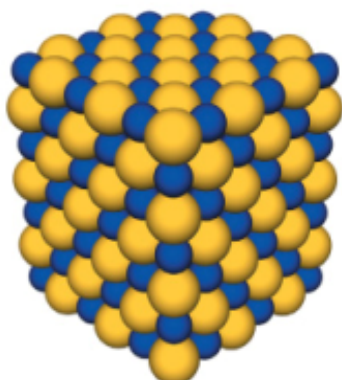
À quoi ressemble la structure d'un composé ionique ?

NaCl solide

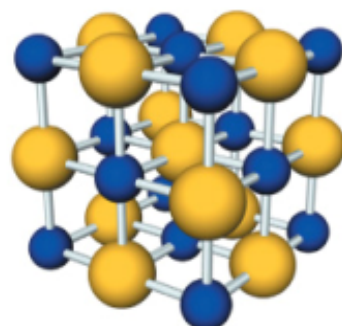
A



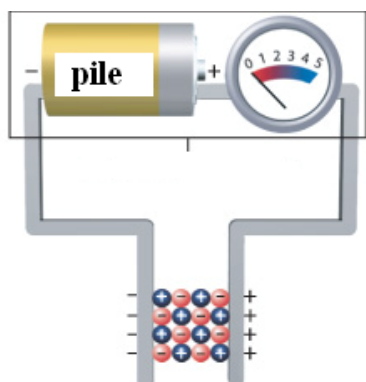
B



C

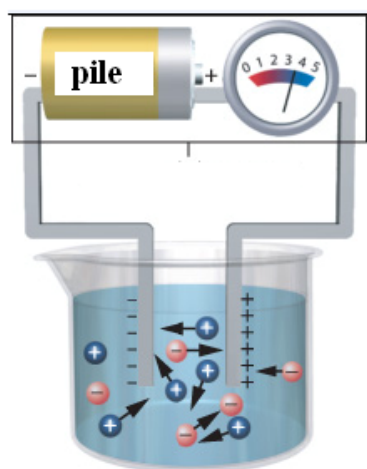


Conductivité électrique



composé ionique solide

P. 76-78
n° 2 à 5

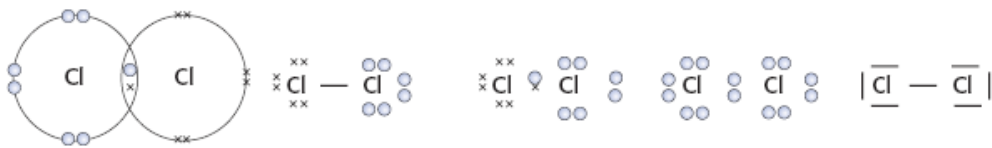


composé ionique liquide
ou en solution

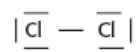
Liaison covalente

Liaison covalente :

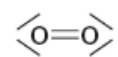
- résultat de l'attraction électrostatique entre une paire(ou plus) d'électrons partagés et des noyaux de charges positives.



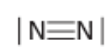
Liaison simple



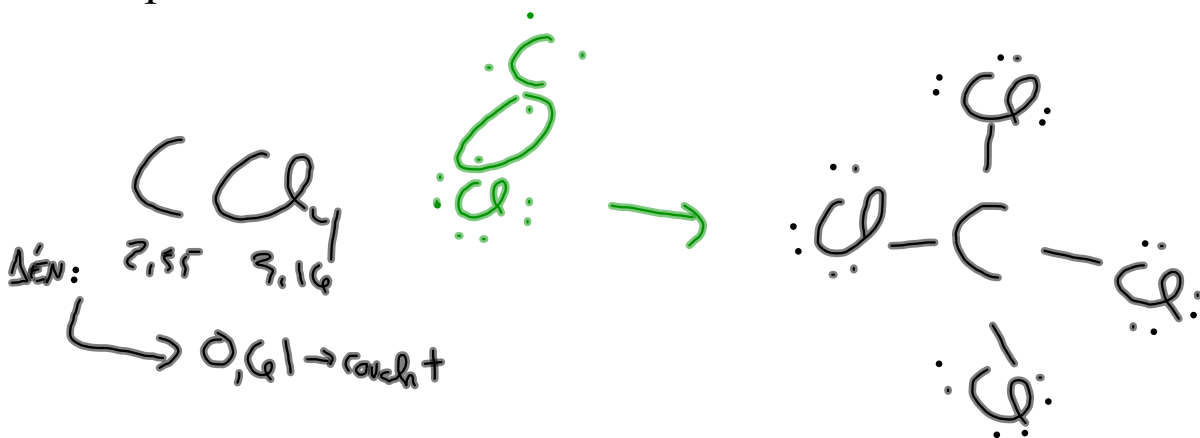
double



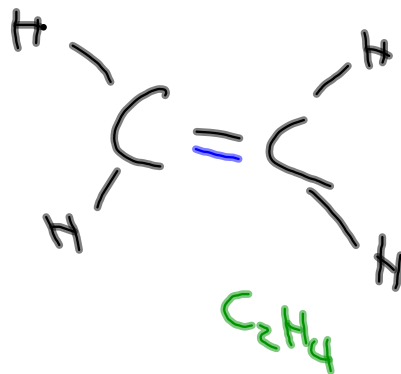
triple



Exemple : Vérifie la $\Delta\text{ÉN}$ de la liaison $\overset{\text{C-L}}{\text{C-H}}$ dans $\overset{\text{C-L}}{\text{CH}_4}$ pour vérifier si c'est covalent, dessine ensuite le diagramme de Lewis correspondant



Ex.2 Dessine la structure de Lewis correspondant à la molécule contenant deux atomes de carbone liés ensemble et dont chacun de ceux-ci sont liés à 2 atomes d'hydrogène.



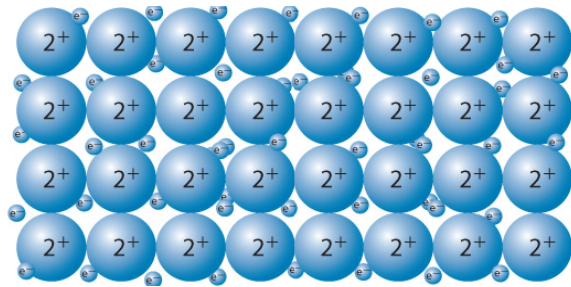
Liaison métallique

non métaux avec non métaux : liaison covalente

non métaux avec métaux : liaison ionique

métaux avec métaux : ??

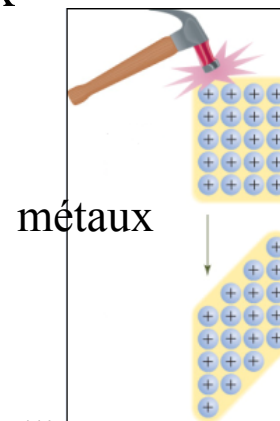
La liaison métallique consiste en des ions métalliques organisés en réseau entourés de leurs électrons de valence délocalisés (libres).



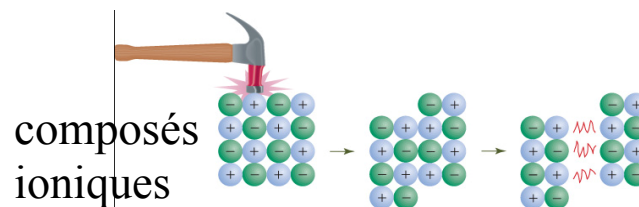
Propriétés des métaux

malléable et **ductile**

Avec de la pression, ils peuvent prendre et reprendre n'importe quelle forme et aussi se faire tirer en fil



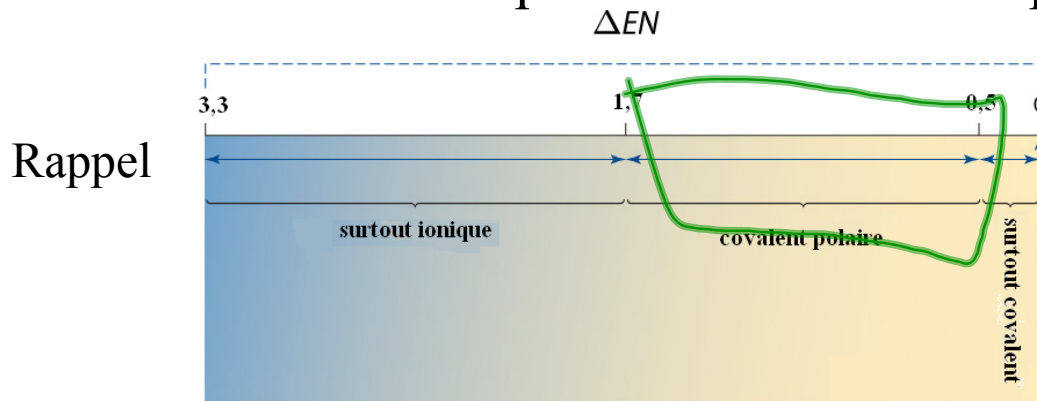
Parce que lorsqu'on exerce de la pression les ions métalliques peuvent «glisser» les uns sur les autres sans briser plus de liaisons qu'ils en font. (contrairement aux composés ioniques)



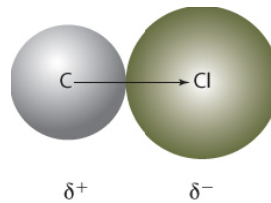
Propriétés

Propriétés	Composé ionique	Composé covalent	métaux
État à la t° ambiante	Solide cristallin	Liquide, gazeux ou solide	solide sauf Hg
Point de fusion	Élevé	Peu élevé	varie, assez élevé
Conductivité électrique à l'état liquide	Oui	Non	oui et à l'état solide
Solubilité dans l'eau	La plupart sont très solubles	La plupart sont peu solubles	non, soluble dans autres métaux (alliages)
Conductivité électrique en solution dans l'eau	Oui	Généralement : non	non soluble dans l'eau oui pour les alliages

3.3 liaisons covalentes polaires et molécules polaires



Ce que ça veut dire : une liaison polaire veut dire qu'il y a des charges partielles (δ) à chaque extrémité de la liaison.



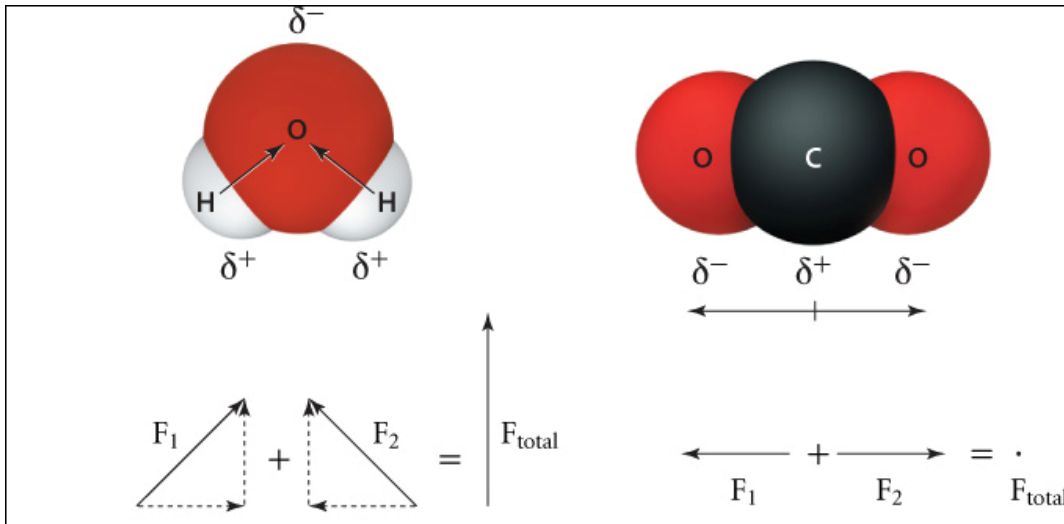
Ex₁ Détermine si la liaison O-H est polaire. Si oui, indique les charges partielles.



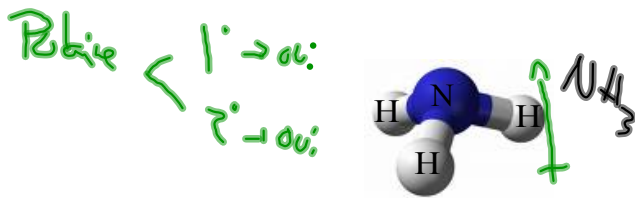
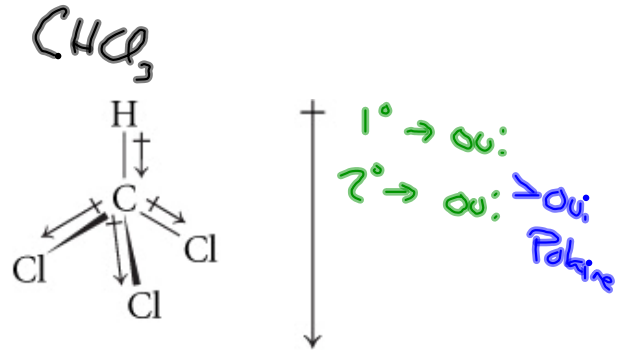
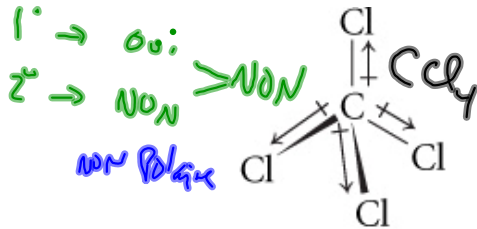
Molécules polaires

Pour qu'une molécule soit polaire, elle doit remplir 2 conditions :

- elle doit contenir au moins une liaison polaire
- la forme doit permettre l'asymétrie de la répartition des charges partielles



Polaire ou non polaire?

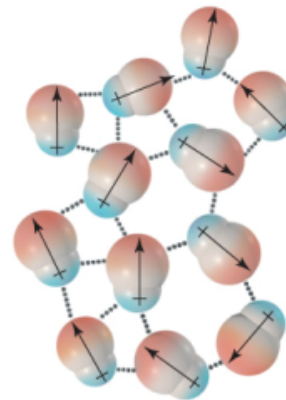
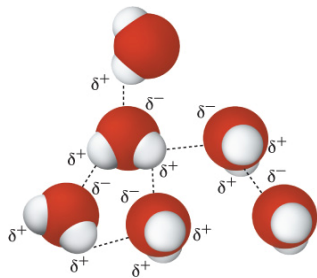


- 3 formes Symétriques
- linéaire (180°)
 - triangulaire Plan (120°)
 - tétraédrique ($109,5^\circ$)

Propriétés des molécules polaires

Les molécules polaires, ayant des charges partielles, vont s'attirer les une avec les autres, ayant donc une tendance à «se tenir» plus que les molécules non polaires. Donc, les points d'ébullition et de fusion des molécules polaires sont généralement plus haut que ceux des molécules non polaires.

Par exemple, CO₂, non polaire, est un gaz à température ambiante. H₂O, polaire, est un liquide à température ambiante.



Les forces intermoléculaires

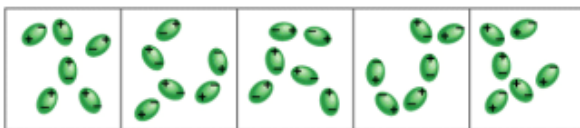
- les forces ^{covalente dans molécules} intramoléculaires sont les forces attractives qui maintiennent les atomes ensemble dans une molécule telles que les liaisons chimiques
- les forces intermoléculaires sont les forces attractives qui s'exercent entre les molécules
- les forces intermoléculaires sont typiquement moins fortes que les forces intramoléculaires
- sans les forces intermoléculaires, toutes les substances seraient des gaz parfaits
- à une assez basse température, les molécules d'un gaz ralentissent à un tel point qu'elles ne peuvent pas échapper les forces intermoléculaires, et il y aura condensation du gaz

Les forces intermoléculaires

- les forces de dispersion de London (van der Waals)
 - les forces dipôle-dipôle (moléculaire Polaire)
 - les liaisons hydrogène
-
- toutes ces forces/interactions peuvent agir en même temps dans un système
 - il existe aussi des forces répulsives entre deux molécules (répulsions entre les électrons et entre les noyaux) qui augmentent très rapidement si la distance qui sépare les molécules dans un état condensé diminue
 - les solides et liquides sont donc très peu compressibles

Les forces de dispersion

Dipôles temporaires et induits interagissant entre les uns avec les autres



- dû aux positions instantanées des électrons, un atome ou molécule non-polaire peut toujours avoir un dipôle instantané (ou temporaire)
- ce dipôle instantané peut induire un dipôle dans les autres atomes ou molécules
- N.B. moyenné sur le temps, un atome ou molécule non-polaire n'a aucun moment dipolaire
- les forces de dispersion expliquent pourquoi des gaz non-polaires tels qu'un gaz noble, ou H_2 , N_2 , O_2 , etc. condense éventuellement

- ces interactions deviennent plus importantes si la polarisabilité de la molécule est élevée
- la polarisabilité indique la facilité avec laquelle le nuage électronique dans un atome ou une molécule peut être déformée
- la polarisabilité devient plus importante lorsque le volume de l'atome ou de la molécule augmente car les électrons sont plus loin des noyaux et plus faiblement retenus

Les forces de dispersion

- les forces de dispersion augmentent généralement avec la masse molaire car la polarisabilité augmente généralement avec la masse molaire

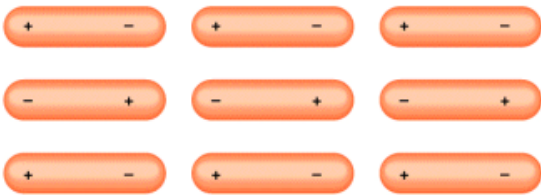
<u>substance</u>	<u>point de fusion (°C)</u>
CH ₄	-182
CF ₄	-150
CCl ₄	-23
CBr ₄	90
CI ₄	171

- N.B. les points de fusion et d'ébullition augmentent si les forces intermoléculaires deviennent plus importantes
- les forces de dispersion peuvent devenir plus importantes que les forces dipôle-dipôle
- eg.; CBr₄ et CI₄ ont des plus hauts points de fusion que le H₂O

Les forces dipôle-dipôle

Molécules Polaires

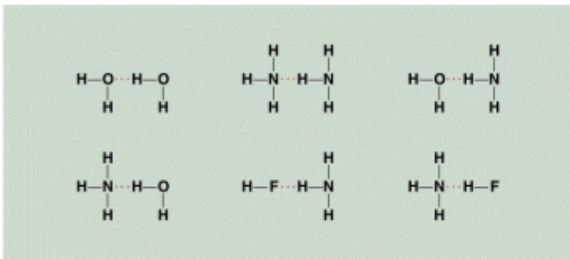
orientation de molécules polaires dans un solide



- les forces dipôle-dipôle sont celles qui agissent entre les molécules polaires
- dans un solide, les molécules s'alignent afin de permettre une attraction mutuelle maximale
- dans un liquide, les molécules essaient de s'aligner autant que possible pour maximiser l'interaction attractive dipôle-dipôle

La liaison-hydrogène

Liaisons-H dans
H₂O, NH₃ et HF



- la liaison hydrogène est un type d'interaction dipôle-dipôle entre un atome H participant déjà à une liaison polaire (N-H, O-H, ou F-H) et un atome O, N, ou F électronégatif



- la liaison hydrogène a une énergie qui peut être aussi grande que 40 kJ/mol ($\approx 10\%$ d'une liaison covalente)

La liaison hydrogène

- les liaisons hydrogène constituent une force importante dans le maintien de la structure et dans les propriétés de nombreux composés
- l'importance des liaisons hydrogène se voit dans les points d'ébullition des hydrures des groupes 5A, 6A, et 7A
- dans chaque groupe, le composé le plus léger a le plus haut point d'ébullition car les liaisons hydrogène doivent être cassées avant que les molécules puissent rentrer dans la phase gazeuse (après ceci, le point d'ébullition augmente avec la masse)

La liaison hydrogène

- la force des liaisons hydrogène augmente lorsque l'électronégativité de l'élément attaché à H augmente, donc HF a les plus fortes liaisons hydrogène
- cependant, H₂O a le plus haut point d'ébullition car les liaisons hydrogène stabilise ce composé le plus
- H₂O est “unique” car il a deux doublets libres sur le O et deux H et chaque molécule peut donc participer dans quatre liaisons hydrogène
- NH₃ (un seul doublet libre sur N) et HF (un seul hydrogène) peuvent juste participer dans deux liaisons hydrogène

Les forces intermoléculaires

- Exemple: Dites quel(s) type(s) de forces intermoléculaires s'exerce(nt) entre les molécules (ou les unités de base) de chacune des espèces suivantes: (a) SO_2 , (b) CH_4 , (c) H_2O

(a) SO_2 est une molécule polaire, donc on a les forces de van der Waals (dispersion de London) et dipôle-dipôle

(b) CH_4 est une molécule non-polaire donc on a seulement les forces de dispersion de London.

(c) H_2O est une molécule polaire avec une liaison O-H, donc on a les forces de van der Waals (dispersion de London), dipôle-dipôle et des liaisons hydrogène

Types de forces intermoléculaires

Forces de dispersion

- Produites par le mouvement aléatoire des électrons menant à la formation de dipôles instantanés temporaires qui en induisent chez les molécules voisines.
- Leur force dépend de la masse molaire de la molécule.
- Ces forces ne sont «efficaces» que sur une courte distance
- Elles sont dépendantes de l'aire de la surface de la molécule.

Forces dipôle-dipôle

- Produites par l'attraction électrostatique entre molécules ayant un dipôle permanent (polaire)
- Elles sont plus fortes que les forces de dispersion dans les molécules de même taille.
- Ces molécules ont donc des FD et FD-D

Liaisons hydrogène

- Se produit lorsque des molécules contenant un H sont liés à N, O ou F
- Les DNL des atomes de N, O ou F interagissent avec l'atome d'H qui porte une haute δ^+ il est lié à un de ces petits atomes très électro-négatifs
- C'est la plus forte de toutes les forces. Intermoléculaires.
- Ces molécules ont donc des FD, FD-D et liaisons-H

Exemples de l'effet des liaisons-H

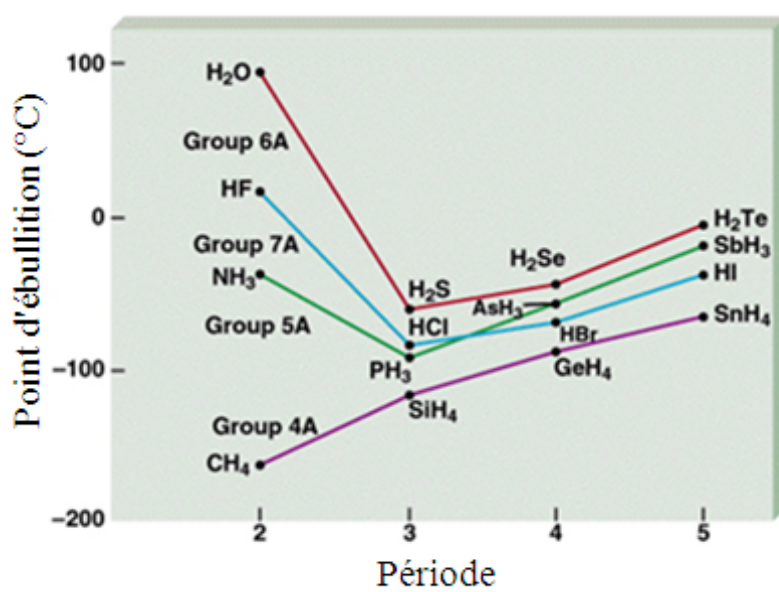
Comparaison PÉ de peroxyde d'hydrogène, fluor et chlorure d'hydrogène ($M_r \sim 34-36$)

- Peroxyde d'hydrogène 43 I K (FD, FD-D et liaisons-H)
- Chlorure d'hydrogène 188 K (FD et FD-D)
- Fluor 85 K (FD)

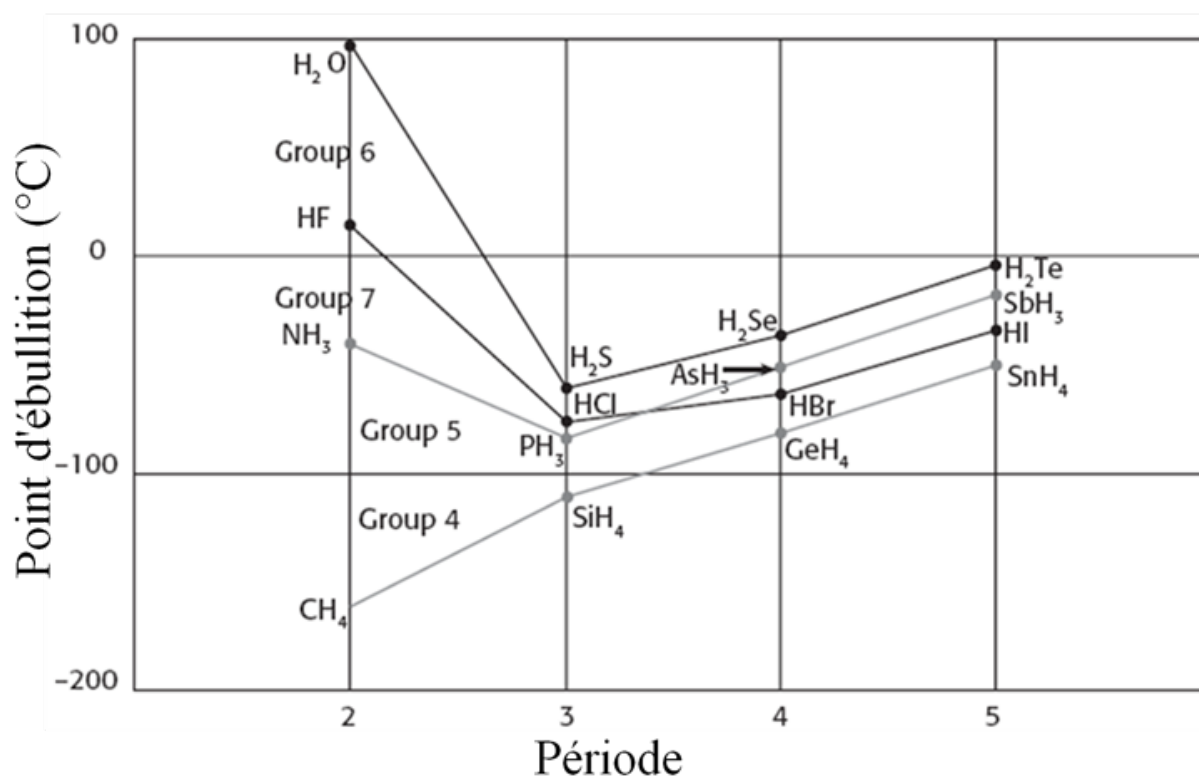
Comparaison PÉ de propane, éthanal et éthanol ($M_r \sim 44-46$)

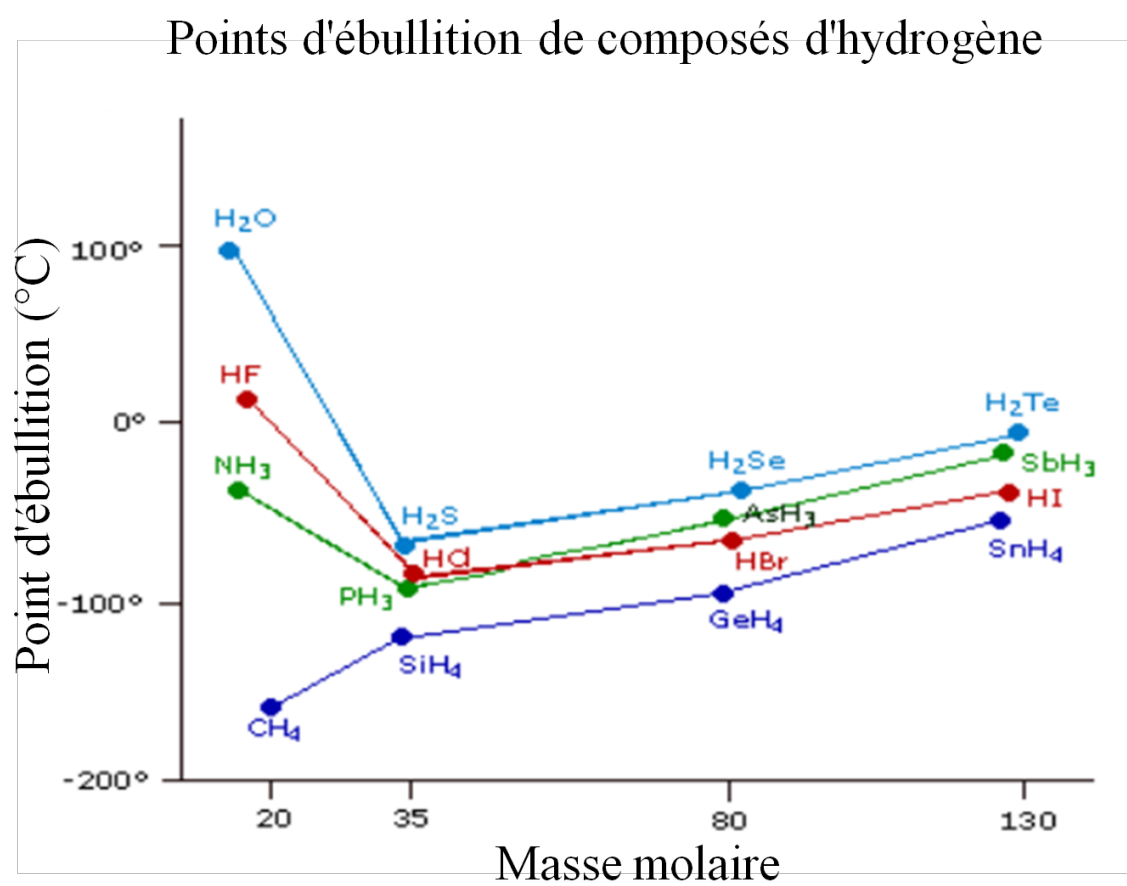
- | | | |
|------------------------|------------------------|--------------|
| • Propane C_3H_8 | FD | PÉ est 231 K |
| • Éthanal CH_3CO-H | FD, FD-D | PÉ est 294 K |
| • Éthanol CH_3CH_2OH | FD, FD-D et liaisons-H | PÉ est 352 K |

Points d'ébullition de composés d'hydrogène

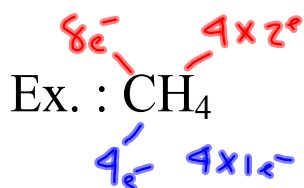


Points d'ébullition de composés d'hydrogène

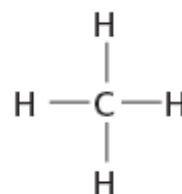




DÉTERMINATION DE STRUCTURE DE LEWIS ET FORME MOLÉCULAIRE



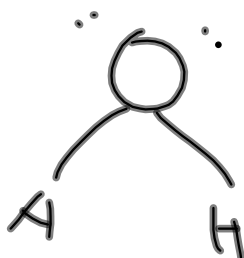
e^- pour valences pleines : 16
 total e^- de valence : 8
 e^- à partager : 8
 nombre de liaisons : 4 $\div 2$



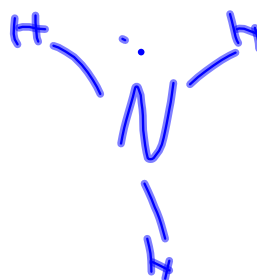
Exemples



12 e^- nécessaires
 - 8 e^- présents
 $4e^- \Rightarrow 2$ liaisons

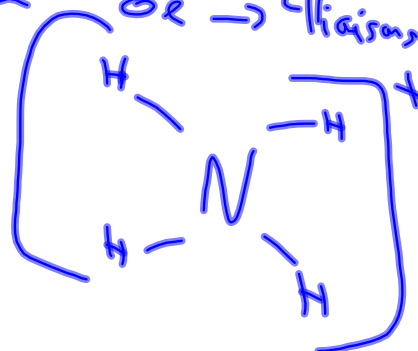


14
 $- 8$
 $6e^- \rightarrow 3$ liaisons

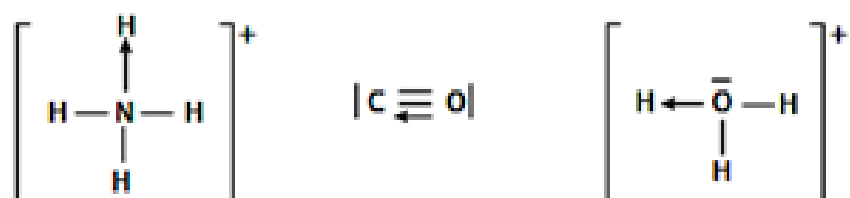
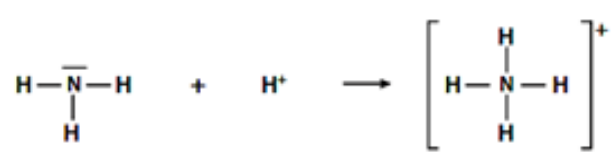


(coordination ou dative)

16
 $- 8$
 $8e^- \rightarrow 4$ liaisons



Liaison dative ou de coordination

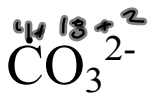
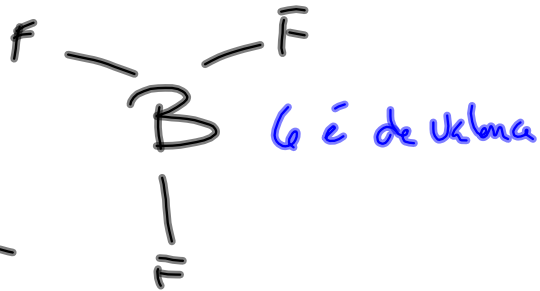


Exceptions...



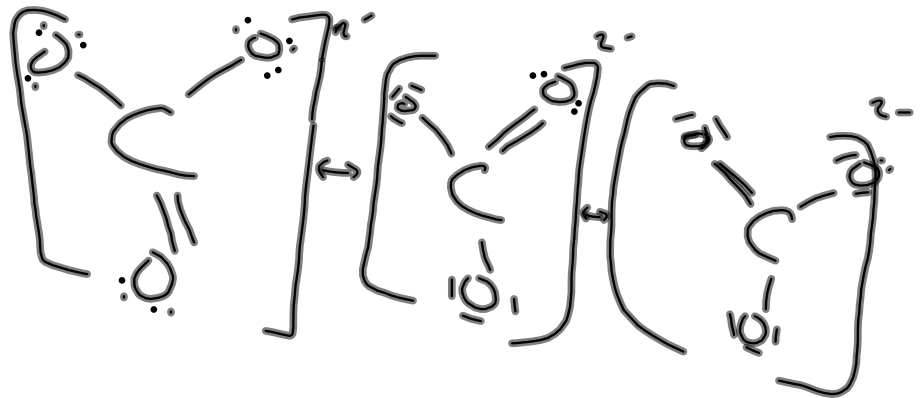
(valence moindre)

$$\begin{array}{r} 32 \\ - 24 \\ \hline 8e^- \rightarrow 4 \text{ liaisons} \end{array}$$

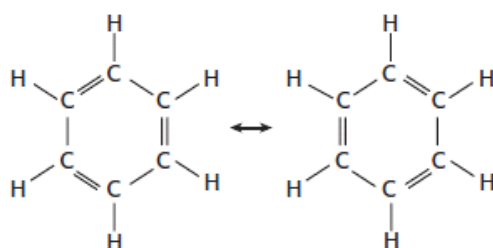
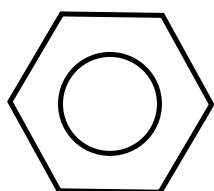
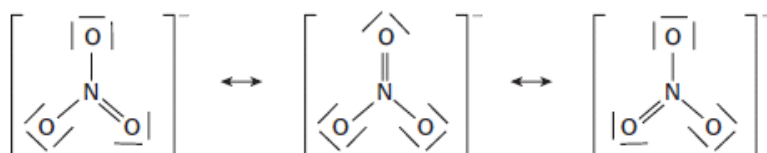
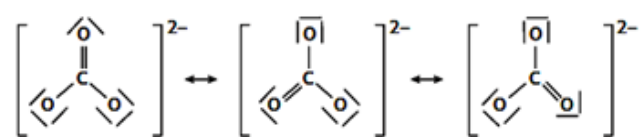


(structure de résonance)

$$\begin{array}{r} 32e^- \\ - 24 \\ \hline 8e^- \rightarrow 4 \text{ liaisons} \end{array}$$



Structure de résonance



VSEPR (RPE(C)V)
 Valence Shell Electron Pair Repulsion ou en français
 Répulsion des Paires d'Électrons (de la Couche) de Valence

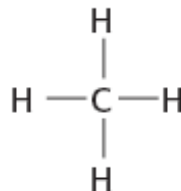


En utilisant la structure de Lewis (DL + DNL) et la théorie VSEPR(RPE(C)V) on peut prédire la forme d'une molécule ou d'un ion polyatomique.

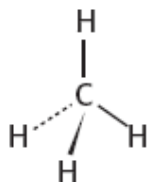
TABLEAU DES FORMES MOLÉCULAIRES

Ex. : CH₄

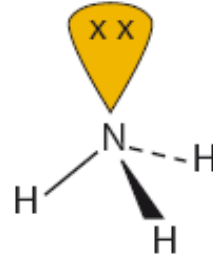
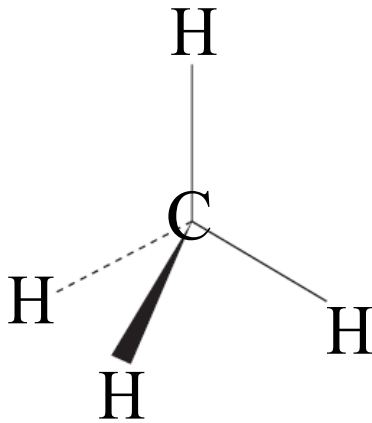
e⁻ pour valences pleine : 16
 total e⁻ de valence : 8
 e⁻ à partager : 8
 nombre de liaisons : 4



4 CdeCN : 4DL --> Tetraédrique ; 109,5°

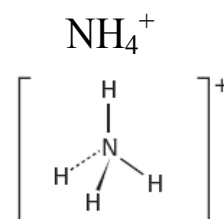
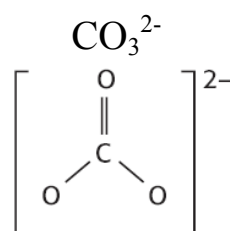
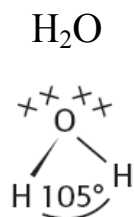
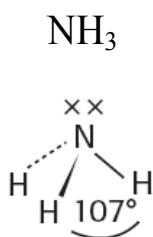
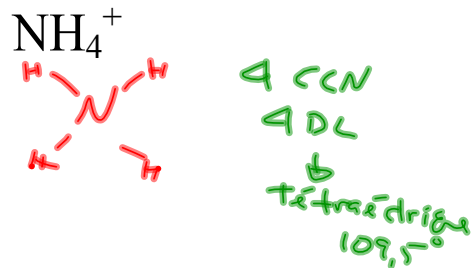
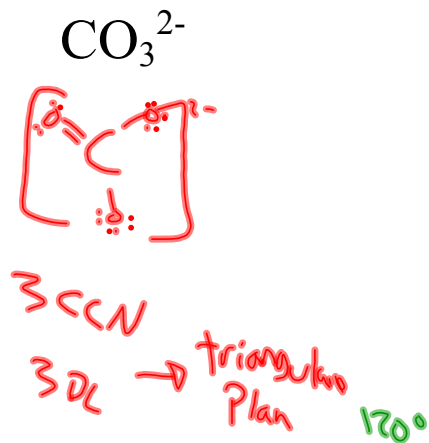
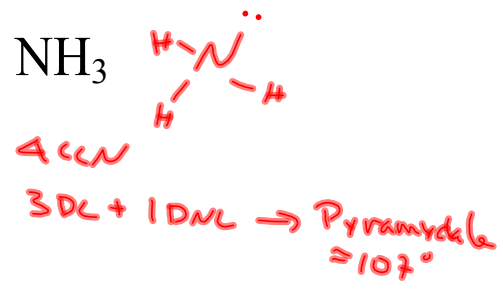
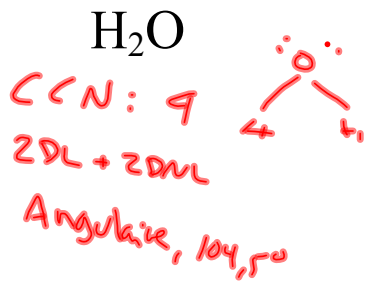


Représentation 3D



Exemples :

Trouve la forme moléculaire de chaque molécule et dessine-la en 3D.



Longueur et force des liaisons

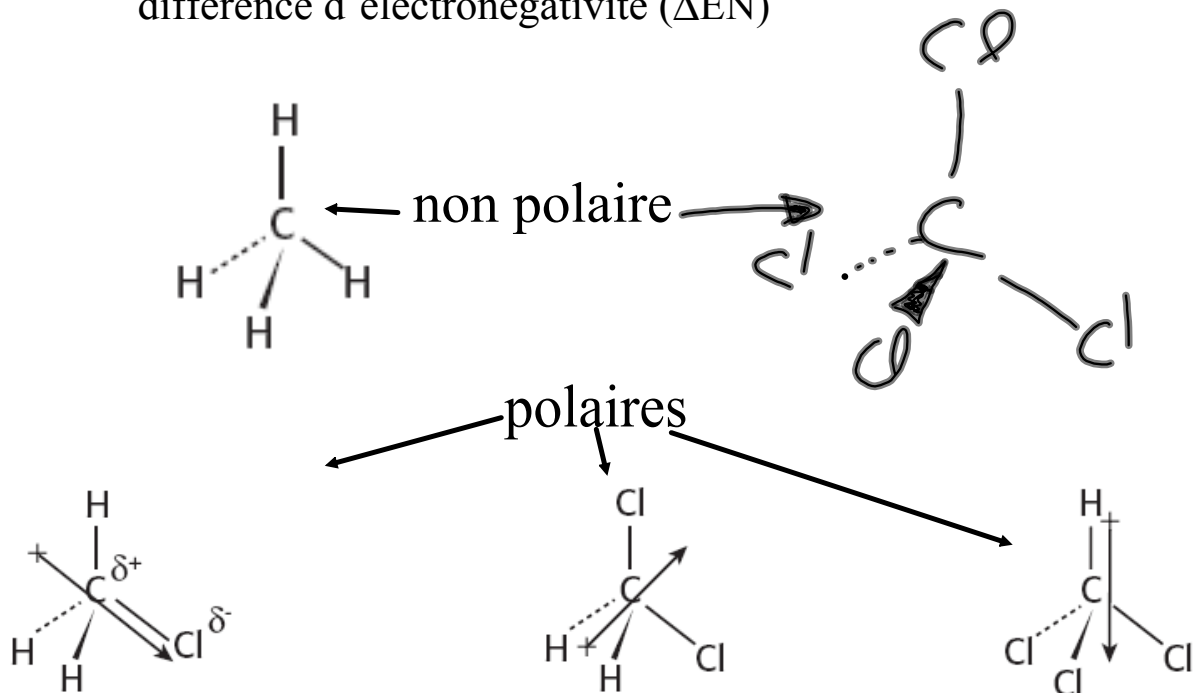
		Liaisons /nm	Force / kJ mol ⁻¹
Liaison simple	O-O	0,148	146
	Cl-Cl	0,199	242
	N-N	0,146	163
	C-C	0,154	348
	H-H	0,074	436
Liaison double	O=O	0,121	496
	N=N	0,120	409
	C=C	0,134	612
Liaison triple	C≡C	0,120	837
	N≡N	0,110	944

Simulation 3D

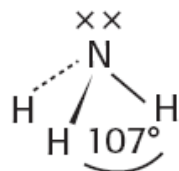
POLARITÉ ET FORMES MOLÉCULAIRES

Molécule polaire : molécule contenant deux extrémités à charges opposées

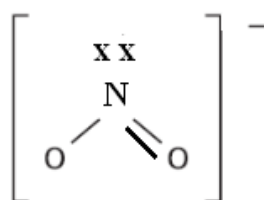
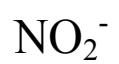
Polarité dépend de 2 facteurs :
forme de la molécule
différence d'électronégativité ($\Delta\text{ÉN}$)



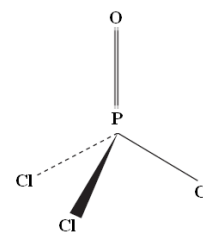
Exemples :
Polaire ou non?



Polaire



Polaire



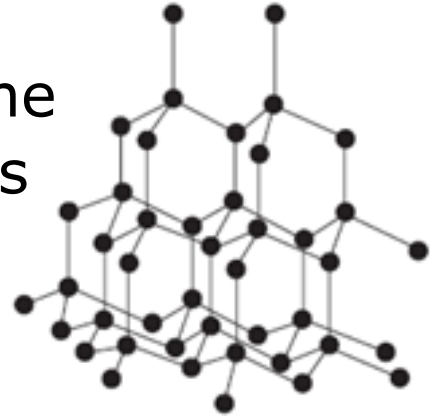
Polaire

Allotropes

Les allotropes sont différentes formes cristallines ou moléculaires du même élément possédant des propriétés physiques et chimiques différentes. On retrouve le carbone sous 3 formes principales : le diamant, le graphite et les fullerènes Buckminster (Buckyballs) et nanotubes.

Diamant

- chaque atome de carbone forme quatre fortes liaisons covalentes avec quatre autres atomes de carbone.



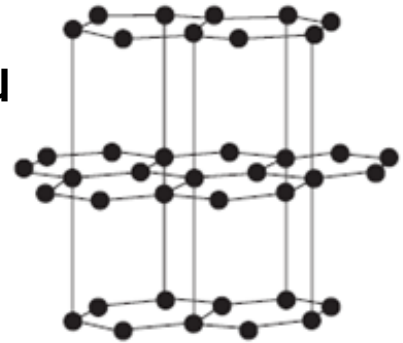
- c'est donc une structure en réseau covalent (macromoléculaire, covalent géant) formant un réseau 3D tétraédrique avec des angles de liaisons de $109,5^\circ$

propriétés du diamant

- point de fusion **élevé** ($\approx 3550^\circ\text{C}$)
- substance d'origine naturelle la plus **dure**
- **Ne conduit pas l'électricité** car tous les e^- sont localisés
- **Insoluble** dans les solvants polaires et non-polaires

Graphite

- solide covalent à réseau (covalent géant, ...) à deux dimensions



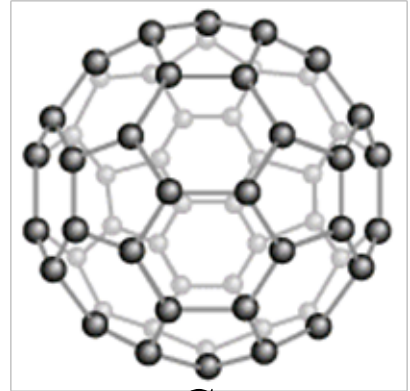
- chaque carbone forme trois fortes liaisons covalentes avec trois autres C formant différentes «couches» d'hexagones dans une géométrie triangulaire plane (angles de 120°); les couches sont liées ensemble par de faibles forces de Van der Waals

propriétés du graphite

- point de fusion **élevé** ($\approx 3650^\circ\text{C}$)
- **Insoluble** dans les solvants polaires et non-polaires
- **conduit l'électricité** car il y a des e^- délocalisés
- **mou** car les couches d'atomes peuvent glisser les unes sur les autres ce qui fait qu'il peut agir comme lubrifiant et laisse des «marques»

Fullerènes

- le fullerène de base, C_{60} , est une grosse molécule covalente distincte en forme de ballon de soccer



C_{60}

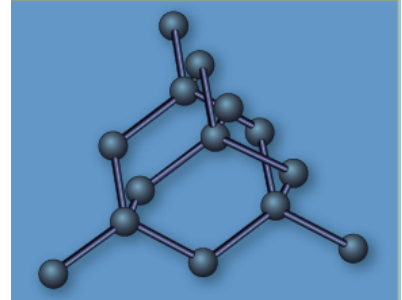
- chaque carbone forme trois fortes liaisons covalentes avec trois autres C formant un genre de sphère (ballon de soccer) composée d'une alternance de 12 pentagones et 20 hexagones

propriétés des fullerènes

- point de fusion **élevé**
- **Soluble** dans le benzène
- **conduit l'électricité** car il y a des e^- délocalisés
- on peut en faire des tubes, qu'on appelle **nanotubes** de carbone

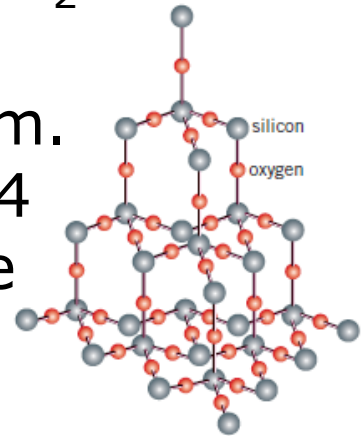
Silicium

- le silicium a le même nombre d'électrons de valence que le carbone et a une structure tétraédrique comme le diamant.



Ces liaisons sont moins fortes et le silicium est donc moins dure et plus réactif que le diamant.

- Le SiO_2 , contrairement au CO_2 a une structure tétraédrique comme le diamant et le silicium. Chaque atome de Si est lié à 4 atomes de O et chaque atome de O est lié à 2 atomes de Si.



Le dioxyde de silicium, ou silice, se trouve sous forme de quartz et est le constituant principal du sable et donc du verre.

Propriétés physiques d'après le type de structure

	Ionique	Métallique	Covalente moléculaire	Covalente géante
Point de fusion	Très élevé	Moyen à élevé	Bas	Très élevé
Explication	Organisés en ions de charges opposées qui s'attirent fortement	Cations en réseau attirés aux e ⁻ libres. Charge et taille du cation influence le PdeF	Molécules liées ensemble par de faibles forces intermoléculaires	Liaison covalente forte dans toute la structure en réseau
Volatilité	Faible	Faible (sauf Hg)	Elevé	Faible
Explication	Solide à T° ambiante avec haut pt d'ébullition	Solide à T° ambiante avec haut pt d'ébullition sauf métaux liquide, comme Hg qui est volatile	La plupart sont des liquides(ou déjà des gaz) à T° ambiante et les forces intermoléculaires sont faciles à briser pour devenir un gaz	Solide à T° ambiante avec haut pt d'ébullition
Conductibilité électrique	état liquide et en solution aqueuse	Solide et liquide	Molécules polaires qui s'ionisent dans l'eau, oui dans l'eau; pas les autres	Graphite : oui Autres : non
Explication	Ions toujours présents mais libres de circuler seulement si liquide ou (aq)	Electrons délocalisés sont toujours libres de circuler	Les ions des molécules polaires dans l'eau sont libres de circuler	Les électrons délocalisés du graphite sont libres de circuler
solubilité	La plupart soluble dans solvants polaires.	Métaux ne sont «solubles» qu'avec d'autres métaux (alliages)	Molécules polaires solubles dans solvants polaires et molécules non-polaires soluble dans solvant non-polaires. Certaines petites molécules non-polaires sont un peu soluble dans solvants polaires)	insoluble
explication	Dissolution se passe quand l'attraction avec l'eau est plus grande que l'attraction entre les ions de la substance	Pas d'ions négatifs pour être attiré par l'ion H ⁺ de l'eau	Polaire ionisée par l'eau comme ionique. Non-polaire dissous dans solvant non-polaires à cause de l'attraction des forces de Van der Waals	Liaisons trop fortes pour être influencées par solvant

détermination de structure Lewis et forme moléculaire.pdf

formes moléculaires.pdf

formemolecupolarité.pdf

liaisons.sk2