

# Chapitre C1

## Molécules

Notions et contenus	Capacités exigibles
Liaison covalente localisée. Schéma de Lewis d'une molécule ou d'un ion monoatomique ou d'un ion polyatomique pour les éléments des blocs s et p.	Citer les ordres de grandeur de longueurs et d'énergies de liaisons covalentes. Déterminer, pour les éléments des blocs s et p, le nombre d'électrons de valence d'un atome à partir de la position de l'élément dans le tableau périodique. Établir un schéma de Lewis pertinent pour une molécule ou un ion. Identifier les écarts à la règle de l'octet.
Géométrie et polarité des entités chimiques Électronégativité : liaison polarisée, moment dipolaire, molécule polaire.	Associer qualitativement la géométrie d'une entité à une minimisation de son énergie. Comparer les électronégativités de deux atomes à partir de données ou de leurs positions dans le tableau périodique. Prévoir la polarisation d'une liaison à partir des électronégativités comparées des deux atomes mis en jeu. Relier l'existence ou non d'un moment dipolaire permanent à la structure géométrique donnée d'une molécule. Déterminer direction et sens du vecteur moment dipolaire d'une liaison ou d'une molécule de géométrie donnée.
Interactions de van der Waals. Liaison hydrogène ou interaction par pont hydrogène.	Citer les ordres de grandeur énergétiques des interactions de van der Waals et de liaisons hydrogène. Interpréter l'évolution de températures de changement d'état de corps purs moléculaires à l'aide de l'existence d'interactions de van der Waals ou par pont hydrogène.
Grandeurs caractéristiques et propriétés de solvants moléculaires : moment dipolaire, permittivité relative, caractère protogène. Mise en solution d'une espèce chimique moléculaire ou ionique.	Associer une propriété d'un solvant moléculaire à une ou des grandeurs caractéristiques. Interpréter la miscibilité ou la non-miscibilité de deux solvants. Interpréter la solubilité d'une espèce chimique moléculaire ou ionique.

### Questions de cours

- Définir la liaison covalente et citer les ordres de grandeur de sa longueur et de son énergie de liaison.
- Énoncer la règle du duet et la règle de l'octet et donner la valence d'atomes courants.
- Citer les écarts à la règle de l'octet et en donner des exemples.
- Expliquer le principe de la théorie VSEPR et donner des exemples de géométries simples.
- Expliquer l'origine de la polarisation d'une liaison covalente et définir son moment dipolaire ; justifier les conditions de polarisation d'une molécule.
- Décrire les forces intermoléculaires (interactions de van der Waals et liaison hydrogène) et donner leur ordre de grandeur énergétique.
- Citer les différentes caractéristiques d'un solvant et leurs conséquences sur la solubilité.

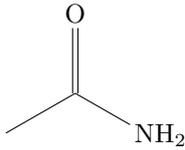
**Document 1. Longueurs et énergies de liaisons covalentes**

Liaison	Énergie ( $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ )	Longueur (pm)
H — H	432	75
O = O	494	121
N $\equiv$ N	942	110
F — F	155	142
Cl — Cl	240	199
Br — Br	192	228
H — F	565	92
H — Cl	428	127
H — Br	362	141
C — C	345	154
C = C	597	134
C $\equiv$ C	835	120

**Document 2. Méthode de construction de la représentation de Lewis d'une molécule**

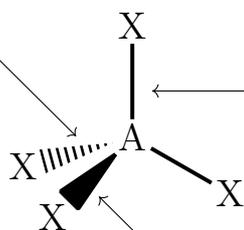
1. On compte le nombre total  $N$  d'électrons de valence présents dans la molécule, en sommant celles des atomes présents. S'il s'agit d'un ion, on rajoute ou enlève des électrons.  
On divise ce nombre par deux pour connaître le nombre de doublets d'électrons à répartir dans la molécule (si  $N$  est impair, c'est qu'il y aura un électron célibataire).
2. On dispose les atomes « avec bon sens » en tenant compte de leur valence : un atome monovalent comme H ou Cl sera toujours en périphérie de la molécule tandis que C ou N sera plutôt au centre. Pour tous les oxydes ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_3 \dots$ ), les oxygènes sont périphériques (ils sont venus oxyder l'atome central).
3. On répartit d'abord des doublets pour former des liaisons simples entre les atomes centraux et leurs voisins.
4. On complète l'octet de chaque atome périphérique en lui rajoutant le nombre de doublets nécessaires.
5. S'il en reste, on reporte les doublets restants sur les atomes centraux.
6. Si les atomes centraux ne vérifient pas l'octet, on forme des liaisons multiples grâce à des doublets que l'on prend sur les atomes périphériques, jusqu'à ce que tous les atomes vérifient l'octet (si c'est possible!).
7. On attribue, si besoin est, des charges formelles aux atomes qui ne présentent pas leur valence habituelle.

## Document 3. Représentations planes d'une molécule

Nom	Principe	Exemple
Lewis	Tous les doublets de la couche de valence sont représentés	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{O} \\    \quad // \\  \text{H}-\text{C}-\text{C}-\bar{\text{N}}-\text{H} \\    \quad   \\  \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $
développée	Seuls les doublets liants sont représentés	$  \begin{array}{c}  \text{H} \quad \text{O} \\    \quad    \\  \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{N}-\text{H} \\    \quad   \\  \text{H} \quad \text{H}  \end{array}  $
semi-développée	Les liaisons avec des atomes d'hydrogène ne sont plus représentées, ces derniers sont accolés à l'atome auquel ils sont liés	$  \begin{array}{c}  \text{O} \\     \\  \text{CH}_3-\text{C}-\text{NH}_2  \end{array}  $
compacte	Aucune liaison n'est représentée, mais des groupes d'atomes les uns à la suite des autres	$\text{CH}_3\text{CONH}_2$
topologique	On ne représente plus les atomes de carbone ni les atomes d'hydrogènes portés par ces derniers. Les liaisons carbone-carbone sont représentées par des traits obliques faisant des zigzags ; les atomes de carbone sont donc aux bouts vides de chaque segment	

## Document 4. Représentation de Cram

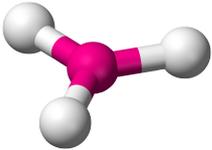
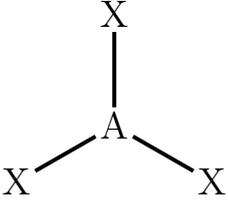
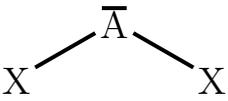
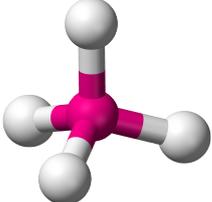
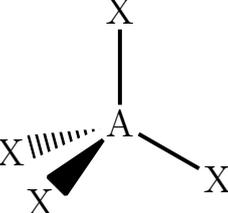
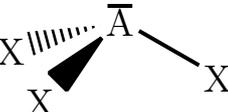
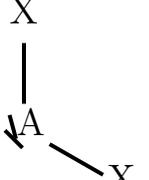
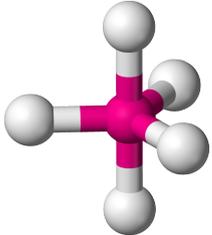
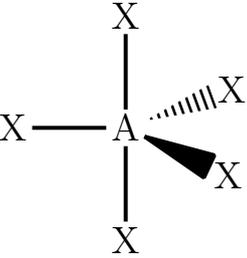
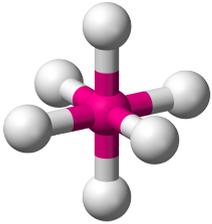
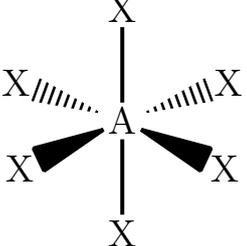
liaison qui s'éloigne du lecteur



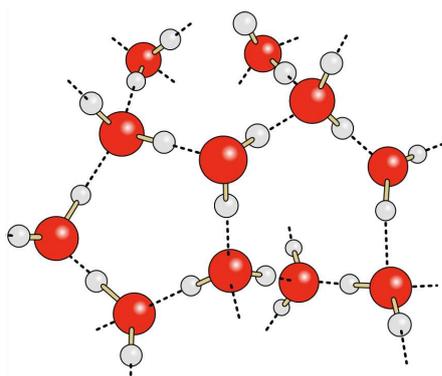
liaison dans le plan de la feuille

liaison dirigée vers le lecteur

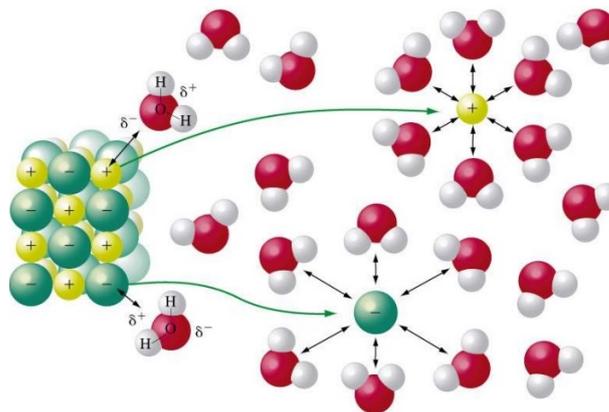
## Document 5. Théorie VSEPR

$n + m$	Forme générale	Formule	Cram	Géométrie	Angle
2		$AX_2E_0$	$X - A - X$	linéaire	$180^\circ$
3		$AX_3E_0$		trigonale plane	$120^\circ$
		$AX_2E_1$		coudée	$119^\circ$
4		$AX_4E_0$		tétraédrique	$109,5^\circ$
		$AX_3E_1$		pyramidale trigonale	$107,3^\circ$
		$AX_2E_2$		coudée	$104,5^\circ$
5		$AX_5E_0$		bipyramidale trigonale	$90^\circ, 120^\circ$
6		$AX_6E_0$		octaédrique	$90^\circ$

## Document 6. Liaison hydrogène dans l'eau



## Document 7. Dissolution de NaCl dans l'eau



## Document 8. Solvants courants

Solvant	Formule topologique	Moment dipolaire $p$ (D)	Permittivité relative $\epsilon_r$	Classification
Acétone		2,82	20,7	
Benzène		0,00	2,28	
Eau	H <sub>2</sub> O	1,80	78,4	
Ethanol		1,74	24,5	
Ether diéthylique		1,30	4,34	
Pentane		0,00	1,84	
Pyridine		2,37	12,4	

**Exercice de cours A. Représentations de Lewis de molécules**

Donner la représentation de Lewis des molécules ou ions polyatomiques suivants.

- méthane  $\text{CH}_4$
- éthane  $\text{C}_2\text{H}_6$
- éthène  $\text{C}_2\text{H}_4$
- méthanol  $\text{CH}_4\text{O}$
- dioxyde de carbone  $\text{CO}_2$
- acide méthanoïque  $\text{CH}_2\text{O}_2$
- ion ammonium  $\text{NH}_4^+$
- ion cyanure  $\text{CN}^-$
- ion nitrosonium  $\text{NO}^+$

**Exercice de cours B. Géométrie de molécules**

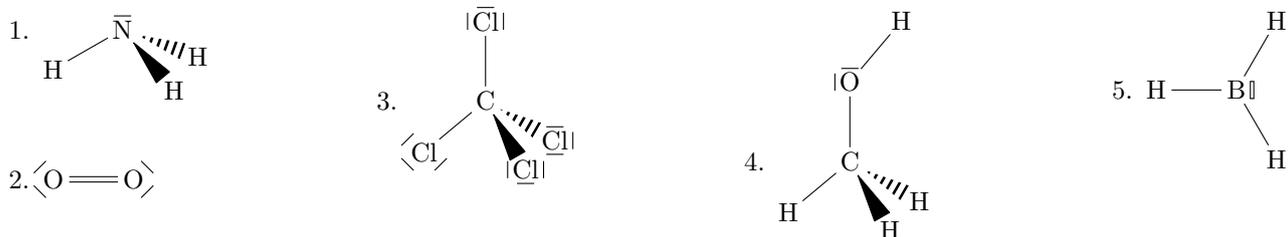
Prévoir la géométrie de ces molécules grâce à la théorie V.S.E.P.R.

- trichlorure de phosphore  $\text{PCl}_3$
- hexafluorure de soufre  $\text{SF}_6$
- cyanure d'hydrogène  $\text{HCN}$
- ion nitrite  $\text{NO}_2^-$

**Exercice de cours C. Molécules polaires**

Chercher quelles molécules sont polaires parmi celles-ci et représenter leur moment dipolaire.

On donne l'électronégativité des éléments concernés :  $\chi_{\text{H}} = 2,20$ ,  $\chi_{\text{B}} = 2,04$ ,  $\chi_{\text{C}} = 2,55$ ,  $\chi_{\text{N}} = 3,04$ ,  $\chi_{\text{O}} = 3,44$ ,  $\chi_{\text{Cl}} = 3,16$ .

**Exercice de cours D. Forces intermoléculaires et températures d'ébullition**

Justifier les évolutions pour les températures d'ébullition.

Espèce	Propane	Propanone	Propan-2-ol
1. Formule			
$\theta_{eb}/^\circ\text{C}$	-42	56	83

Espèce	(E)-1,2-dichloroéthène	(Z)-1,2-dichloroéthène
2. Formule		
$\theta_{eb}/^\circ\text{C}$	48	60

Espèce	$\text{H}_2$	$\text{N}_2$	$\text{O}_2$	$\text{F}_2$	$\text{Cl}_2$	$\text{Br}_2$
3. $T_{eb}/\text{K}$	20	77	90	85	238	331

**Exercice 1. Extraction du diiode (★)**

Du diiode  $I_2$  est dissous en faible quantité dans de l'eau. On souhaite l'extraire de l'eau. Pour ce faire on le fait passer dans un autre solvant.

1. Quelles sont les propriétés requises pour ce solvant extracteur ?
2. Parmi les solvants du document 8, proposer un solvant extracteur possible.
3. Ce solvant permet-il d'extraire le sulfate de cuivre  $CuSO_4$  hors de l'eau ?

**Exercice 2. Représentation de Lewis de molécules ou d'ions polyatomiques (★★)**

Proposer un schéma de Lewis pour les entités suivantes, ne comportant pas de cycle. L'atome central est indiqué en gras.

1. dichlorométhane  $CH_2Cl_2$
2. méthanal  $H_2CO$
3. ion oxonium  $H_3O^+$
4. ion nitronium  $NO_2^+$
5. ion amidure  $NH_2^-$
6. monoxyde de carbone  $CO$
7. protoxyde d'azote  $N_2O$
8. ozone  $O_3$
9. acide sulfurique  $H_2SO_4$
10. trichlorure d'aluminium  $AlCl_3$
11. ion borhydrure  $BH_4^-$
12. trichlorure de phosphore  $POCl_3$

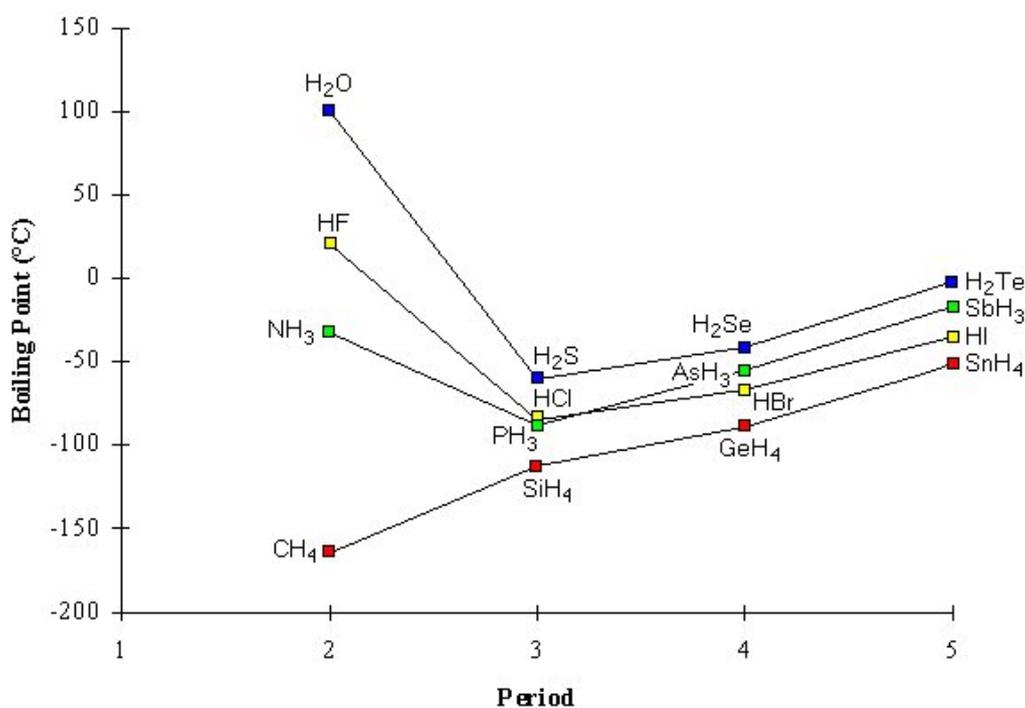
**Exercice 3. Géométrie et polarité de molécules (★★)**

1. Prévoir la géométrie des molécules précédentes en utilisant la théorie V.S.E.P.R., et les représenter en représentation de Cram.
2. En déduire leur polarité.

On donne l'électronégativité des éléments concernés :  $\chi_H = 2,20$ ,  $\chi_B = 2,04$ ,  $\chi_C = 2,55$ ,  $\chi_N = 3,04$ ,  $\chi_O = 3,44$ ,  $\chi_{Al} = 1,61$ ,  $\chi_P = 2,19$ ,  $\chi_S = 2,58$ ,  $\chi_{Cl} = 3,16$ .

**Exercice 4. Température d'ébullition des composés hydrogénés (★★)**

Les composés hydrogénés sont les composés moléculaires de formule  $AH_n$ . La température d'ébullition de ces composés évoluent de façon périodique au sein de la classification, comme le montre le schéma ci-dessous.



1. Pourquoi les composés des éléments du groupe du carbone ont-ils des températures d'ébullition inférieures à ceux des autres éléments ?
2. Interpréter l'évolution de la température d'ébullition au sein d'un même groupe, quand on passe de la troisième à la cinquième période.
3. Les composés basés sur les éléments de la deuxième période,  $NH_3$ ,  $H_2O$  et  $HF$ , font exception à ce comportement. Proposer une explication.