Chapitre C3

Molécules

I Modèle de Lewis

I.1) Liaison covalente localisée

I.2) Règles de stabilité

I.3) Schéma de Lewis

I.4) Exceptions à la règle de l'octet

II Polarité des molécules

II.1) Électronégativité

II.2) Liaison polarisée

II.3) Géométrie des molécules

II.4) Molécule polaire

III Solvants moléculaires

III.1) Forces intermoléculaires

III.2) Caractéristiques des solvants moléculaires

III.3) Conséquences sur la solubilité

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.
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. Donner des exemples.
- ➢ 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.

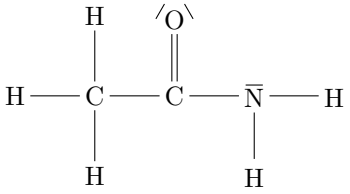
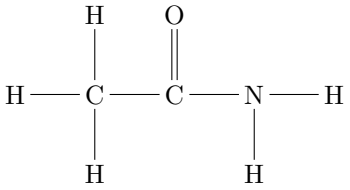
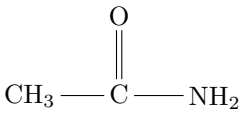
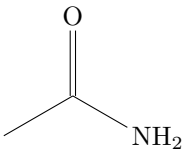
Document 1. Longueurs et énergies de liaisons covalentes

Liaison	Énergie ($kJ \cdot mol^{-1}$)	Longueur (pm)
H — H	432	75
O = O	494	121
N ≡ 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 ≡ C	835	120

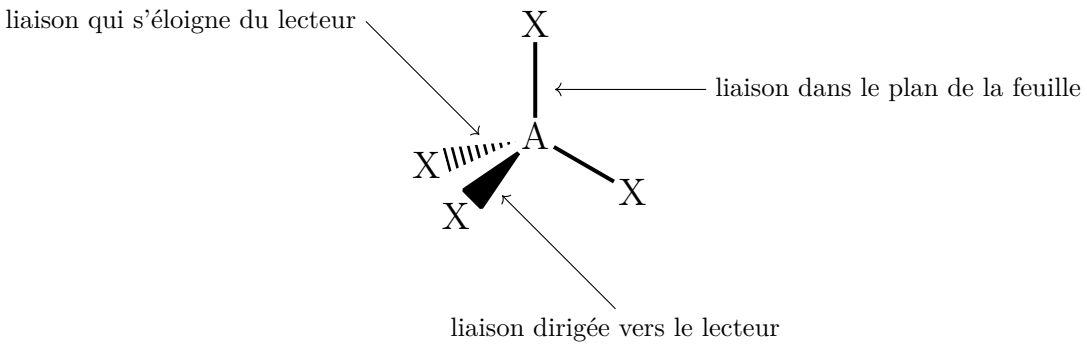
Document 2. Méthode de construction de la représentation de Lewis d'une molécule

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 en 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 (CO_2, SO_3 ...), 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 des charges formelles aux atomes qui ne présentent pas leur valence habituelle. On minimise ces charges à l'échelle de la molécule en déplaçant des doublets au besoin.

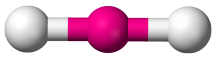
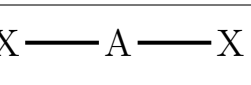
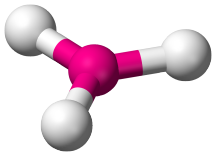
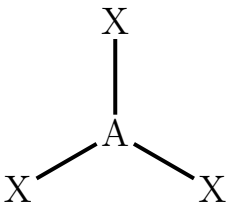
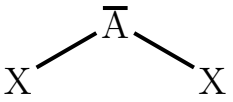
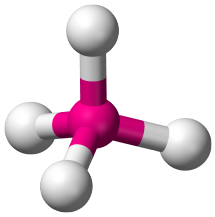
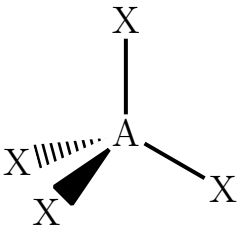
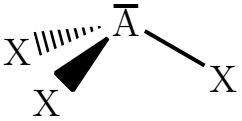
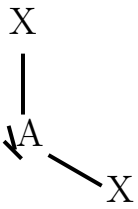
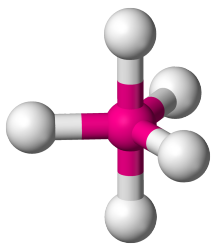
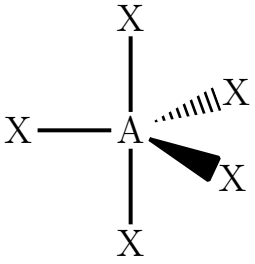
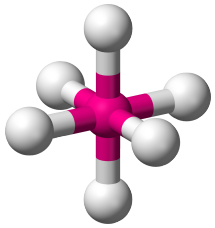
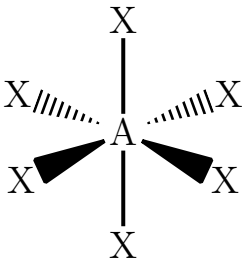
Document 3. Représentations planes d'une molécule

Nom	Principe	Exemple
Lewis	Tous les doublets de la couche de valence sont représentés	
développée	Seuls les doublets liants sont représentés	
semi-développée	Les liaisons avec des atomes d'hydrogène ne sont plus représentées, ces derniers sont accolés à l'atome auquel ils sont liés	
compacte	Aucune liaison n'est représentée, mais des groupes d'atomes les uns à la suite des autres	CH_3CONH_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	

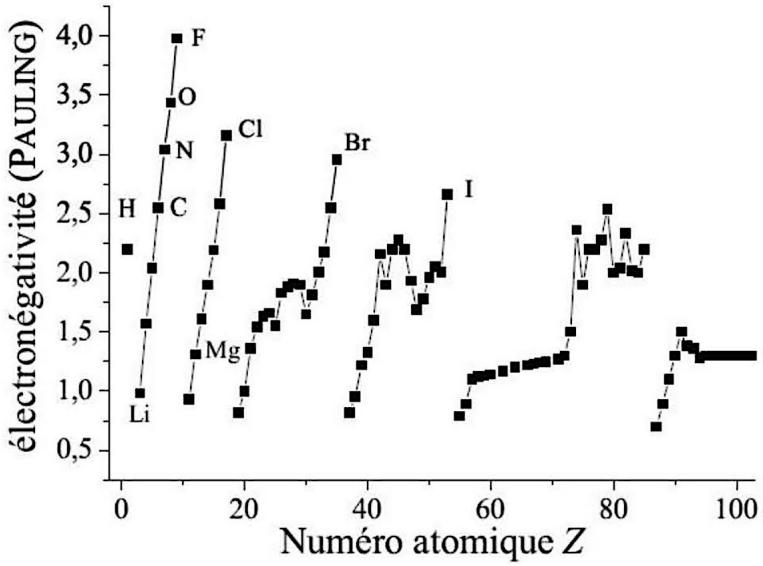
Document 4. Représentation de Cram

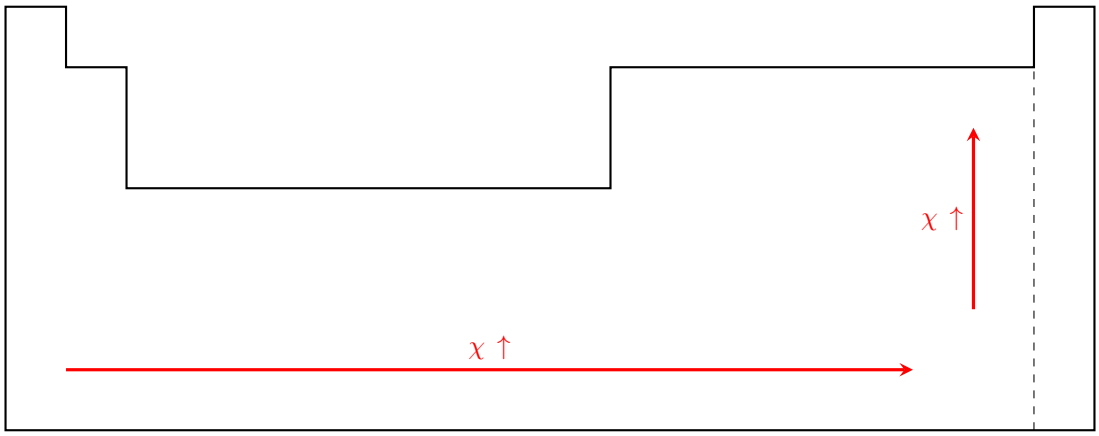


Document 5. Théorie VSEPR

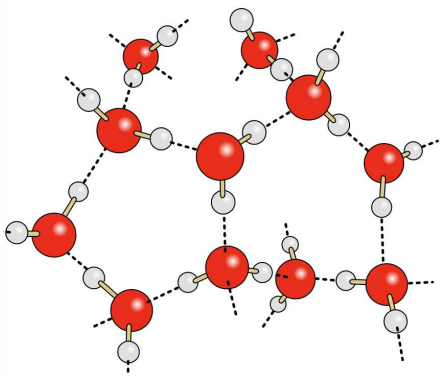
$n+m$	Forme générale	Formule	Cram	Géométrie	Angle
2		AX_2E_0		linéaire	180°
3		AX_3E_0		trigonale plane	120°
		AX_2E_1		coudée	119°
4		AX_4E_0		tétraédrique	109,5°
		AX_3E_1		pyramidale trigonale	107,3°
		AX_2E_2		coudée	104,5°
5		AX_5E_0		bipyramidale trigonale	90°,120°
6		AX_6E_0		octaédrique	90°

Document 6. Electronégativité

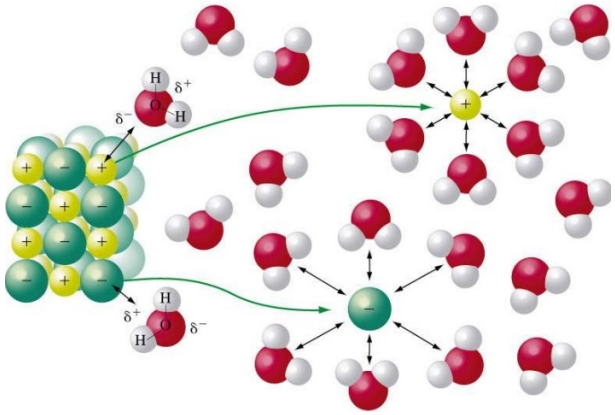




Document 7. Liaison hydrogène dans l'eau



Document 8. Dissolution de NaCl dans l'eau



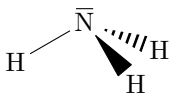
Exercice de cours A. Schémas de Lewis de molécules

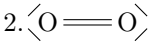
Donner la représentation de Lewis des molécules ou ions polyatomiques suivants.

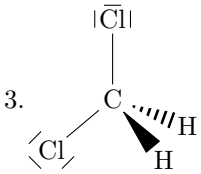
1. méthane CH_4
2. éthane C_2H_6
3. éthène C_2H_4
4. méthanol CH_4O
5. dioxyde de carbone CO_2
6. acide méthanoïque CH_2O_2
7. ion ammonium NH_4^+
8. ion cyanure CN^-
9. ion nitrosonium NO^+

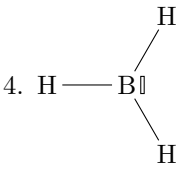
Exercice de cours B. Molécules polaires

Indiquer quelles molécules sont polaires parmi celles-ci et représenter leur moment dipolaire.
On donne l'électronégativité des éléments concernés : $\chi_H = 2{,}20$, $\chi_B = 2{,}04$, $\chi_C = 2{,}55$, $\chi_N = 3{,}04$, $\chi_O = 3{,}44$, $\chi_{Cl} = 3{,}16$.

1. 

2. 

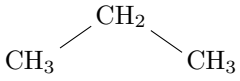
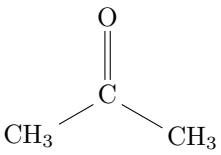
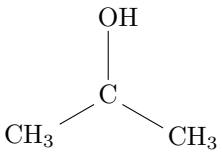
3. 

4. 

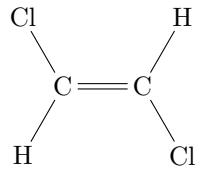
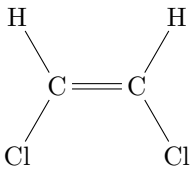
Exercice de cours C. Forces intermoléculaires et températures d'ébullition

Justifier les évolutions pour les températures d'ébullition.

1.

Espèce	Propane	Propanone	Propan-2-ol
Formule			
θ_{eb}/°C	-42	56	83

2.

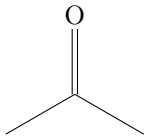
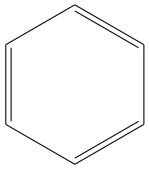
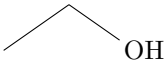
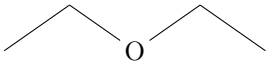
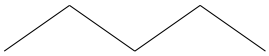
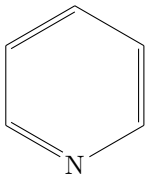
Espèce	(*E*)-1,2-dichloroéthène	(*Z*)-1,2-dichloroéthène
Formule		
θ_{eb}/°C	48	60

3.

Espèce	H_2	N_2	O_2	F_2	Cl_2	Br_2
T_{eb}/K	20	77	90	85	238	331

Exercice de cours D. Classification de solvants

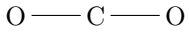
Classer ces solvants parmi : apolaire, polaire aprotique, polaire protique.

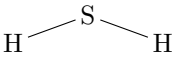
Solvant	Formule topologique	Moment dipolaire p (D)	Permittivité relative ε_r	Classification
Acétone		2,82	20,7	
Benzène		0,00	2,28	
Eau	H_2O	1,80	78,4	
Ethanol		1,74	24,5	
Ether diéthylique		1,30	4,34	
Pentane		0,00	1,84	
Pyridine		2,37	12,4	

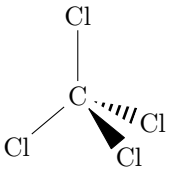
Exercice 1. Polarité de molécules (★)

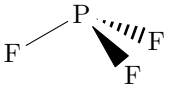
Pour les espèces suivantes, on donne leur représentation de Cram. Représenter leur schéma de Lewis en ajoutant les doublets nécessaires. Indiquer si ces molécules sont polaires ou non et représenter leur moment dipolaire eventuel.

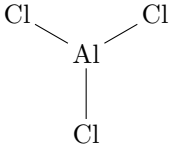
Électronégativités : $\chi_H = 2{,}20$, $\chi_C = 2{,}55$, $\chi_O = 3{,}44$, $\chi_F = 3{,}98$, $\chi_{Al} = 1{,}61$, $\chi_P = 2{,}19$, $\chi_S = 2{,}58$, $\chi_{Cl} = 3{,}16$.

1. dioxyde de carbone 

2. sulfure d'hydrogène 

3. tétrachlorométhane 

4. trifluorure de phosphore 

5. trichlorure d'aluminium 

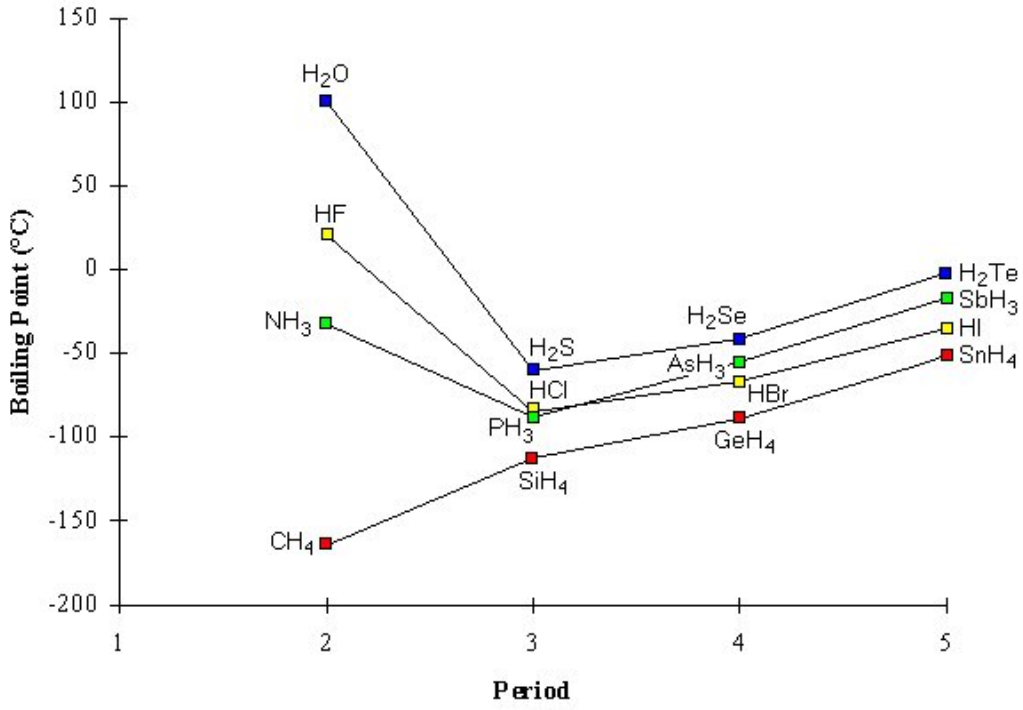
Exercice 2. Représentation de Lewis de molécules ou d'ions polyatomiques (★★)

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

1. méthanal $H_2\mathbf{C}O$
2. ion oxonium $H_3\mathbf{O}^+$
3. ion nitronium $\mathbf{N}O_2^+$
4. ion amidure $\mathbf{N}H_2^-$
5. monoxyde de carbone CO
6. protoxyde d'azote $\mathbf{N}_2O$
7. ozone O_3
8. acide sulfurique $H_2\mathbf{S}O_4$ (S lié à tous les O)
9. ion borhydrure $\mathbf{B}H_4^-$
10. trichlorure de phosphoryle $\mathbf{P}OCl_3$ (P lié à tous les autres)

Exercice 3. Température d'ébulliton des composés hydrogénés (★★)

Les composés hydrogènes 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.