

Interactions intermoléculaires

Exercices

Exercice 1 : Molécules polaires

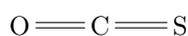
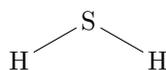
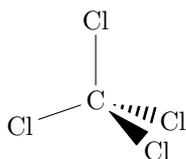
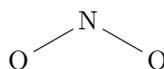
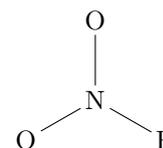
[◆◆◆]

Préciser la direction et le sens du moment dipolaire de chacun des édifices chimiques suivants. Pour schématiser la géométrie de la molécule, seuls les doublets liants ont été représentés (représentation de Cram), en omettant les éventuels doublets non liants et lacunes électroniques.

Données : électronégativités dans l'échelle de Pauling.

Élément	H	C	N	O	F	S	Cl
χ	2,2	2,6	3,0	3,4	4,0	2,6	3,2

1 - OCS

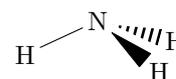
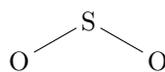
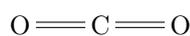
2 - H₂S3 - NO₂⁺4 - CCl₄5 - NO₂⁻6 - NO₂F

Exercice 2 : Solubilité et miscibilité

[◆◆◆]

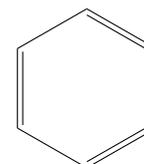
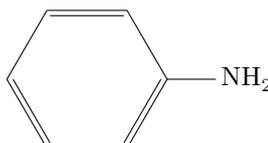
1 - Interpréter la différence de solubilité dans l'eau à température ambiante des trois composés gazeux.

Gaz	CO ₂	SO ₂	NH ₃
s, en mol · L ⁻¹	3,8 · 10 ⁻²	1,77	31,1



2 - Interpréter la différence de miscibilité à l'eau à température ambiante des trois liquides.

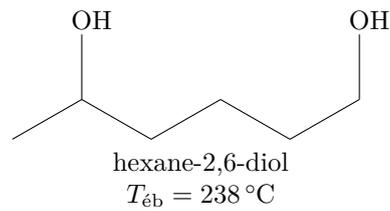
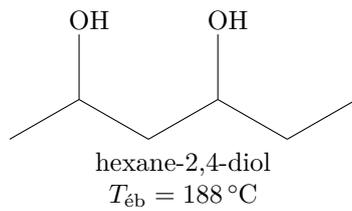
Liquide	Éthanol	Anniline	Benzène
Miscibilité	Totale	36 g · L ⁻¹	Nulle



Exercice 3 : Isomères de position

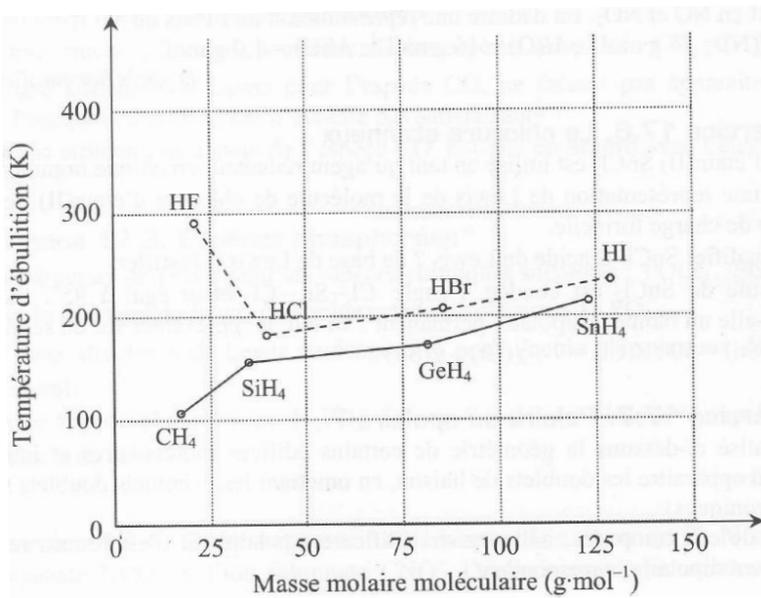
[◆◆◆]

Expliquer la différence de température d'ébullition sous 1 bar des deux isomères de position que sont l'hexane-2,4-diol et l'hexane-2,6-diol.

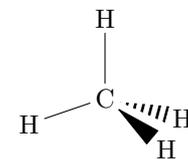
**Annale de concours****Exercice 4 : Températures d'ébullition**

[écrit Centrale TSI, ◆◆◆]

Les températures d'ébullition sous 1 bar des composés hydrogénés des éléments des colonnes 14 et 17 de la classification périodique sont données dans le tableau ci-dessous.



1 - La représentation de Cram de la molécule de méthane est représentée ci-dessous.



1.a - En déduire le moment dipolaire de la molécule de méthane.

1.b - En déduire la géométrie et le moment dipolaire des autres composés hydrogénés de la colonne.

2 - Pourquoi les composés hydrogénés des éléments de la colonne 14 ont-ils des températures d'ébullition plus basses que celles des composés hydrogénés des éléments de la colonne 17?

3 - Expliquer l'augmentation observée entre HCl à HI.

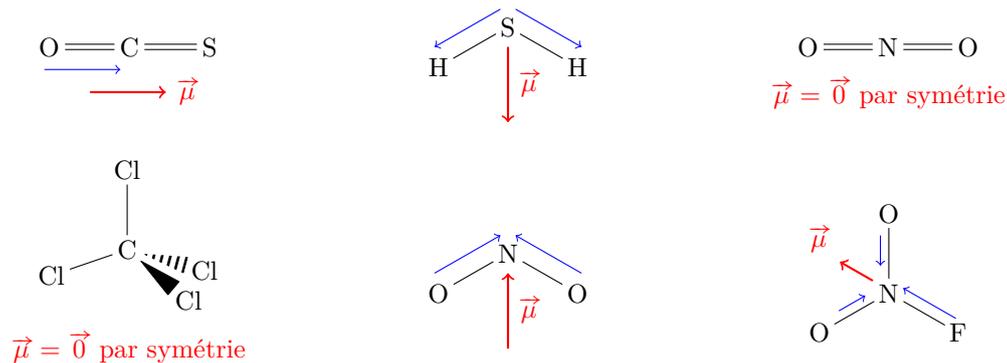
4 - Proposer une explication à l'anomalie observée pour HF.

Interactions intermoléculaires

Exercices

Exercice 1 : Molécules polaires

Les moments dipolaires des liaisons sont représentés en bleu, le moment dipolaire de la molécule est représenté en rouge. Version couleur sur le site de la classe.



Exercice 2 : Solubilité et miscibilité

1 L'eau est un solvant polaire et protique, qui dissout donc efficacement les composés ioniques, polaires, et capables de former des liaisons hydrogène.

- ▷ La molécule de dioxyde de carbone est symétrique, et n'a donc pas de moment dipolaire permanent : elle est apolaire. Elle est donc peu soluble dans l'eau.
- ▷ La molécule de dioxyde de soufre n'est pas symétrique, et possède un moment dipolaire permanent. En tant que molécule polaire, elle est bien soluble dans l'eau.
- ▷ La molécule d'ammoniac NH_3 est également une molécule polaire, mais en plus l'atome d'azote peut former des liaisons hydrogène (il fait partie de la deuxième période et est très électronégatif). L'ammoniac est donc extrêmement soluble dans l'eau.

2 L'eau est un solvant polaire et protique, à même de dissoudre les espèces chimiques qui présentent les mêmes caractéristiques.

- ▷ L'éthanol possède un moment dipolaire permanent (liaison C–O), et son groupement alcool lui permet de former des liaisons hydrogène, ce qui explique sa totale miscibilité à l'eau.
- ▷ Comme l'éthanol, l'anniline possède un moment dipolaire permanent (liaison C–N) et le groupement amine lui permet de former des liaisons hydrogène. Cependant, le cycle aromatique est très peu polaire et constitue un groupe hydrophobe. La miscibilité de l'anniline à l'eau n'est donc que partielle.
- ▷ Le benzène est une molécule symétrique et donc apolaire. Il est donc logique qu'elle ne soit pas soluble à l'eau.

Exercice 3 : Isomères de position

Dans l'hexan-2,4-diol, les deux groupements alcool sont suffisamment proches l'un de l'autre pour former des liaisons hydrogène intra-moléculaires (à l'intérieur de la molécule). Ce n'est pas le cas dans l'hexan-2,6-diol. Ces groupements sont alors moins disponibles pour former des liaisons hydrogène inter-moléculaires (entre molécules), les molécules sont donc moins liées entre elles, l'énergie à fournir pour les séparer est plus faible, et finalement la température d'ébullition de l'hexane-2,4-diol est plus faible que celle de l'hexane-2,6-diol.

Pour savoir quels groupements peuvent interagir dans une molécule, il faut se rappeler qu'une liaison hydrogène est environ deux fois plus longue qu'une liaison covalente. Des groupements séparés de plus de deux ou trois atomes dans la chaîne carbonée ne peuvent donc pas interagir entre eux.

Annale de concours

Exercice 4 : Températures d'ébullition**[écrit Centrale TSI]**

- 1.a** Par symétrie, la molécule de méthane ne possède pas de moment dipolaire permanent.
- 1.b** Tous les éléments d'une même colonne ont le même nombre d'électrons de valence. Par conséquent, leurs composés hydrogénés ont tous la même structure, et en particulier **leur géométrie est la même que celle de la molécule de méthane** en ne changeant que l'atome central. De même, **tous les composés hydrogénés de la colonne du carbone n'ont pas de moment dipolaire permanent.**
- 2** Des interactions de London (dipôle induit–dipôle induit) existent dans les deux familles. Les éléments de la famille des halogènes sont bien plus électronégatifs que l'hydrogène et les molécules ne sont pas symétriques. Tous les composés de type H–X où X est un halogène ont donc un moment dipolaire permanent. Ainsi, des interactions de Keesom (dipôle permanent–dipôle permanent) et de Debye (dipôle permanent–dipôle induit) existent entre les composés hydrogénés de la colonne 17 alors qu'elles n'existent pas entre les composés hydrogénés de la colonne 14. Ces interactions supplémentaires expliquent les différences de température d'ébullition.
- 3** La masse molaire de HI est plus élevée que celle de HCl, ce qui indique que la molécule est davantage polarisable. Les interactions de London (dipôle induit–dipôle induit) entre molécules sont donc plus fortes dans le cas de l'iode que dans le cas du chlore, ce qui explique la croissance observée.
- 4** L'atome de fluor appartient à la deuxième période et il est fortement électronégatif. Des liaisons hydrogène peuvent donc se former entre molécules de HF, ce qui n'est pas possible dans les autres espèces chimiques. Comme ces liaisons sont beaucoup plus fortes que les autres interactions faibles, elles expliquent la forte anomalie de température d'ébullition observée pour HF.