

Atomes et
molécules

Chapitre 3

Forces intermoléculaires

(1^{ère} partie)

I - Présentation des forces intermoléculaires

Ce paragraphe correspond au document 15 du polycopié de cours.

On propose de noter ici un résumé des principales notions à retenir.

Schématiser deux molécules en interaction et indiquer la nature des forces (ou « interactions » qui unissent les atomes, ainsi qu'un ordre de grandeur des énergies de liaison correspondantes.

I.1 Les interactions de van der Waals

Elles sont de trois types (donner le nom, la nature « classique » de l'interaction, le(s) facteur(s) moléculaire(s) dont dépend leur intensité) :

a)

b)

c)

Polarisabilité

Définir la **polarisabilité** d'une molécule :

Quels critères simples permettent de comparer la polarisabilité de deux molécules ?..

Pour appliquer ce critère, il est utile de connaître l'évolution du rayon atomique dans la classification périodique. On peut retenir que plus un atome est électronégatif... plus son rayon est petit.

Faire un schéma du tableau périodique pour retenir cela...

Bilan :

a) - toutes les forces de van der Waals sont **attractives** et voient leur intensité décroître fortement avec la distance intermoléculaire d (énergie potentielle varie en dans les liquides).

- comme il y a répulsion à courte distance (non interpénétrabilité des nuages électroniques à courte distance et répulsions internucléaires), l'interaction entre deux molécules suit une **courbe de Morse** :

Que représentent la distance d_E et la profondeur de la « cuvette » d'énergie potentielle ?

b) le terme « forces de van der Waals » regroupe les trois types de forces. Mais dans quelles proportions ces forces interviennent-elles ?
Commenter le tableau des proportions comparées :

I.2 La liaison hydrogène

Reproduire le schéma du document 15, partie B :

Bien retenir : dans quels cas **seulement** peut-il se former des liaisons hydrogène ?

Pourquoi la liaison hydrogène est-elle aussi intense ?

II - Températures de changement d'état des corps purs

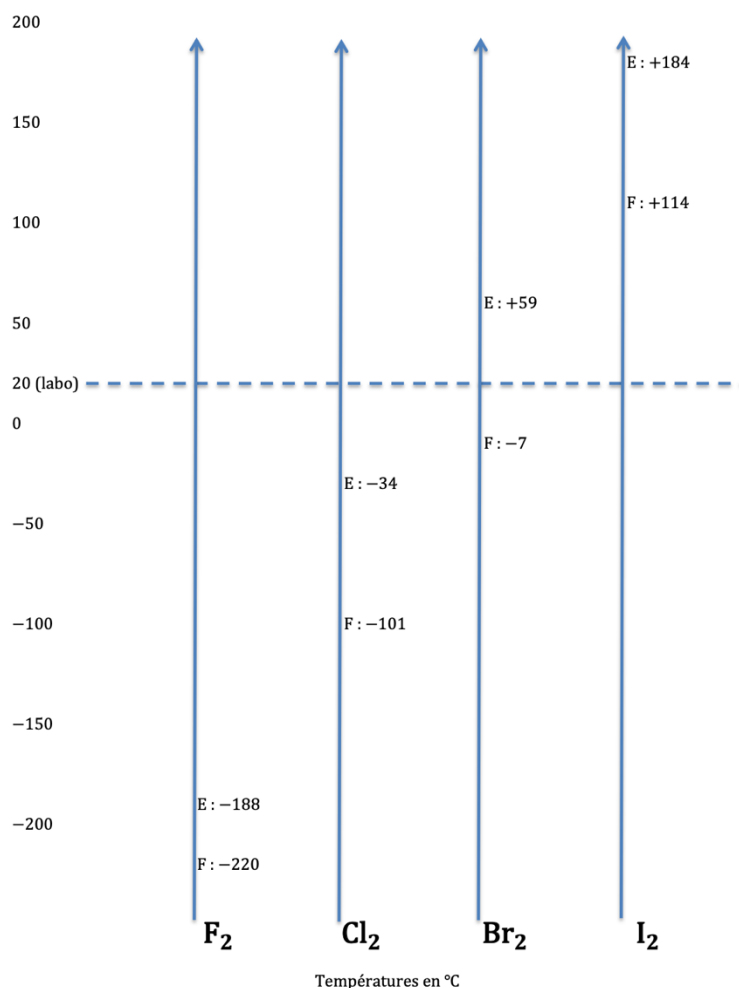
Dans ce paragraphe, on se demande comment on peut **relier** une **propriété macroscopique** mesurable telle la température de changement d'état (fusion ou d'ébullition) d'un corps pur moléculaire (à pression standard $p^\circ = 1 \text{ bar}$ par exemple) aux **propriétés microscopiques** des molécules constituant ce corps pur (polarité et polarisabilité, faculté ou non à réaliser des liaisons hydrogène).

Exercice-type :

« Interpréter l'évolution de la température d'ébullition des dihalogènes X_2 lorsqu'on parcourt les éléments halogènes par Z croissant » (quand on « descend » dans la colonne des halogènes)

Les valeurs sont rassemblées dans le document 16 :

Comment interpréter l'évolution observée ?



L'idée générale est la suivante :

« Plus les forces intermoléculaires sont intenses, plus il est difficile de séparer les molécules les unes des autres... et plus les températures de changement d'état sont élevées. »

La première étape est de donc de recenser les forces intermoléculaires qui peuvent s'établir, puis de discuter de leur intensité.

Réponse :

Autres exemples : correction de l'exercice 16, partie 1

N.B. Dans le cas e), on retiendra la possibilité d'établissement de liaisons hydrogène **intramoléculaires**.