

Les forces de Van Der Walls

Il y a trois types de forces intermoléculaires dites de Van Der Walls:

Les forces liées à l'interaction entre deux dipôles permanents, ce sont les forces dites de **Keesom**.

Les forces liées à l'interaction entre un dipôle permanent et un dipôle induit, ce sont les forces dites de **Debye**.

Les forces liées à l'interaction entre un dipôle instantané et un dipôle induit par ce dipôle instantané. Ce sont les forces dites de **London**.

Forces de Keesom

Si deux molécules possèdent des moments dipolaires (μ_1 et μ_2) l'énergie potentielle d'interaction est de la forme :

$$E_p = - (2\mu_1^2\mu_2^2)/(3r^6kT(4\pi\epsilon_0)^2)$$

Pour une population de molécules identiques elle dépend du module du moment dipolaire à la puissance 4.

Forces de Debye

Si une molécule possède un moment dipolaire μ , elle va créer un champ électrique E dans l'espace. Soumise à E , une autre molécule va développer un dipôle induit μ' , tel que $\mu' = \alpha E$. α est la polarisabilité de la molécule. α/ϵ_0 se mesure en m^3 . α dépend linéairement du nombre d'électrons de la molécule. Cela explique la croissance des points de changement d'état lorsque le nombre d'électrons croît.

L'énergie potentielle d'interaction est de la forme :

$$E_p = -(\alpha\mu^2)/(r^6(4\pi\epsilon_0)^2)$$

Forces de London

Dans une molécule qui ne possède pas de moment dipolaire $\langle\mu\rangle$ est nul. Mais à chaque instant, μ est différent de zéro. (remarquez que le raisonnement reste valable si $\langle\mu\rangle \neq 0$). Ce dipôle instantané induit un dipôle sur une molécule voisine (force de Debye). La valeur moyenne de l'interaction n'est pas nulle. L'énergie potentielle est de la forme:

$$E_p = -(3 Cte \alpha_1 \alpha_2)/(4r^6(4\pi\epsilon_0)^2)$$

En conclusion:

Soit un corps pur. Si il possède un moment dipolaire, il donne lieu aux trois types de forces de Van Der Walls. Si il n'en possède pas, il ne donne lieu qu'au troisième type. Lors d'un mélange de deux corps purs, Si au moins un possède un dipôle permanent, il y aura des forces de Debye.

Remarquez que les énergies d'interaction de Debye et de London croissent avec le nombre d'électrons des corps en cause, car la polarisabilité en dépend.

A très courte distance, il existe des interactions répulsives (en $1/r^{12}$) qui interdisent l'interpénétration des molécules. On appelle **rayon de Van Der Walls** le rayon de la sphère de protection des atomes. Il est supérieur au **rayon de covalence** de l'élément (demie distance entre deux noyaux identiques liés chimiquement). Les modèles moléculaires compacts sont faits de sphères, aplanies à l'emplacement des liaisons, dont les rayons représentent les rayons de Van der Walls des différents éléments.