

Solvants et solutions

[https://fr.wikipedia.org/wiki/Dissolution_\(chimie\)](https://fr.wikipedia.org/wiki/Dissolution_(chimie))

La **dissolution** est le processus physico-chimique par lequel un soluté incorporé dans un solvant (on dit que le soluté est dissous) forme un mélange homogène appelé solution.

Inversement, une solution est obtenue par dissolution d'une espèce chimique dans un solvant.

Formellement, la dissolution est définie comme le mélange de deux phases avec formation d'une nouvelle phase homogène.

Le soluté peut être à l'état solide, liquide ou gazeux. La solution obtenue peut être solide ou liquide. En pratique on ne parle pas de solution pour un mélange homogène de gaz.

Lors de la dissolution, les atomes, ions ou molécules du soluté se dissolvent en trois étapes :

- dissociation du soluté ;
- solvatation du soluté par les molécules du solvant qui l'entourent. Suivant la nature du soluté et du solvant, la solvatation peut faire intervenir des interactions ion-dipôle, des liaisons hydrogène ou des liaisons de van der Waals ;
- dispersion du soluté au sein du solvant.

<https://fr.wikipedia.org/wiki/Solvant>

Classification des solvants

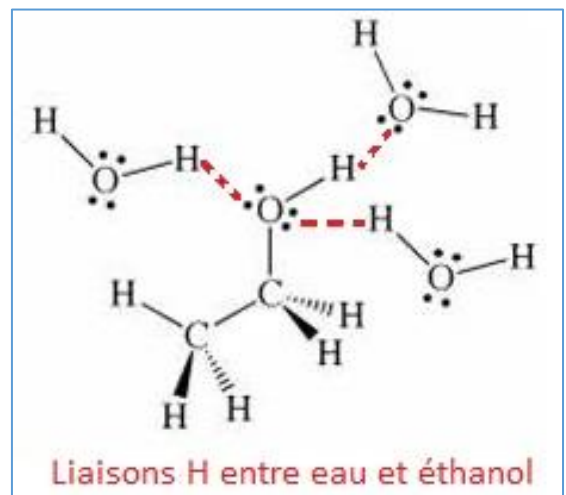
- Les solvants polaires :
 - Les solvants *protiques polaires* (appelés aussi solvants *protogènes*) possèdent un ou plusieurs atomes d'hydrogène susceptibles de former des liaisons hydrogène.
Exemples : eau, méthanol, éthanol.
 - Les solvants *polaires aprotiques* possèdent un moment dipolaire non nul et sont dénués d'atomes d'hydrogène susceptibles de former des liaisons hydrogène.
Exemples : acétonitrile (CH_3CN), diméthylsulfoxyde ($\text{CH}_3)_2\text{SO}$), tétrahydrofurane ($\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$).
- Les solvants *apolaires aprotiques* possèdent un moment dipolaire permanent nul. Par exemple, les hydrocarbures : benzène, alcanes linéaires, ramifiés ou cycliques, alcènes.

https://fr.wikipedia.org/wiki/Liaison_hydrog%C3%A8ne

La **liaison hydrogène** ou **pont hydrogène** est une force intermoléculaire ou intramoléculaire impliquant un atome d'hydrogène et un atome électronégatif comme l'oxygène, l'azote et le fluor. L'intensité d'une liaison hydrogène est intermédiaire entre celle d'une liaison covalente et celle des forces de van der Waals. En général les liaisons hydrogènes sont plus fortes que les interactions de van der Waals.

On pensait à l'origine que l'électron de l'atome d'hydrogène était partagé entre les molécules liées, et donc que cette liaison hydrogène était quasi-covalente. On sait aujourd'hui qu'elle est à 90 % électrostatique. Pour que cette liaison s'établisse, il faut être en présence d'un donneur de liaison hydrogène et d'un accepteur :

- le donneur possédant une case quantique vide est composé d'un composé à H acide, c'est-à-dire un atome d'hydrogène lié à un hétéroatome (comme dans les amines, alcools, thiols) ;
- l'accepteur est composé d'un hétéroatome (uniquement azote, oxygène ou fluor) porteur d'un doublet non liant.



<http://culturesciences.chimie.ens.fr/content/les-forces-de-van-der-waals-et-le-gecko>

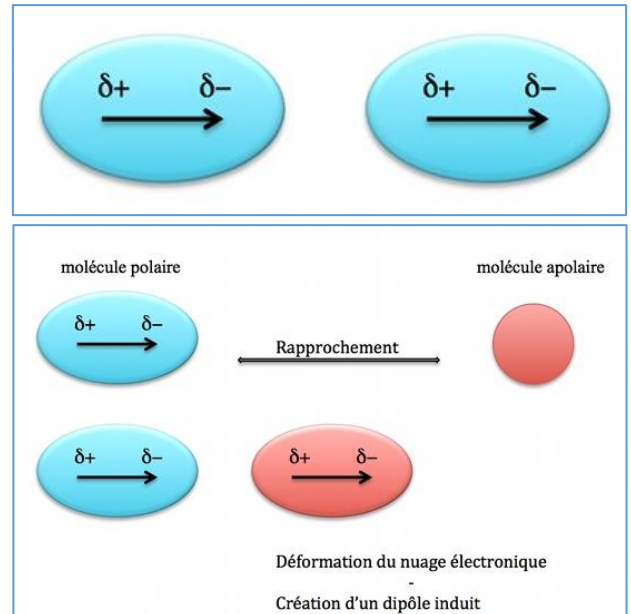
Les **forces de van der Waals** correspondent à une interaction électrique d'intensité faible ayant lieu à courtes distances entre atomes et/ou molécules.

[...] les forces de Van der Waals sont proportionnelles à $1/r^7$ ce qui montre bien qu'elles correspondent à des **interactions à courtes distances**. [...]

Le premier type d'interactions de Van der Waals que l'on considère est la force dite de **Keesom**. Elle résulte de l'interaction entre dipôles électriques permanents et n'a donc lieu qu'entre molécules polaires.

La seconde contribution aux forces de Van der Waals est la force de **Debye** qui provient de l'interaction entre un dipôle permanent et un dipôle induit. Cette interaction peut avoir lieu entre une molécule polaire et une autre qui peut être polaire ou apolaire. Tout atome ou molécule est polarisable c'est-à-dire que son nuage électronique se déforme suite à la présence d'un champ électrique. Ce champ électrique est créé par le dipôle permanent de la molécule polaire qui induit un dipôle au niveau de l'autre molécule.

La dernière contribution à prendre en compte dans les forces de Van der Waals est la force de **London** qui traduit l'interaction entre deux dipôles induits. Une légère répartition inhomogène du nuage électronique dans une molécule va créer un dipôle induit qui va lui-même entraîner la création d'un dipôle induit sur la molécule voisine.



https://www.researchgate.net/publication/233380892_Theoretical_Models_for_Surface_Forces_and_Adhesion_and_Their_Measurement_Using_Atomic_Force_Microscopy

