

Séance du 22 mai 2023

La chimie et la vie

Philippe VIALLEFONT

Académie des Sciences et Lettres de Montpellier

MOTS-CLÉS

Interactions moléculaires, hydrogène et protéines, liaisons à faible énergie, structures en cage

RÉSUMÉ

Après avoir présenté les liaisons chimiques de faible énergie, l'auteur en tire les conséquences sur de nombreux exemples de molécules biologiques, en particulier les structures lamellaires ou en cage telles que les protéines qui participent à la vie. Les phénomènes de capillarité et de viscosité s'ajoutent aux interactions faibles et leurs conséquences sont prises en compte.

1. Introduction

Certains vont trouver que j'enfonce des portes ouvertes depuis bien longtemps et que mon intervention sent la naphthaline. Ces liaisons, ces interactions pour certaines sont connues depuis plus d'un siècle, et il a été montré que l'on rencontre ce type d'interaction dans de très nombreux domaines. Ils expliquent trois des quatre états de la matière, interviennent dans les domaines de la biochimie aussi bien que de la chimie, celle des matériaux en particulier dans les polymères. Mais, en fait, ce qui justifie aujourd'hui cette intervention est que des travaux sont réalisés régulièrement sur ce sujet, le dernier porté à ma connaissance est une évolution qui date de deux ou trois ans. En fait, c'est une publication de mars 2022 qui montre une application non classique dans le domaine des protéines qui a particulièrement attiré mon attention et m'a alerté.

Évidemment, dans le cadre de cet exposé, je resterai sur le plan qualitatif, ne rentrerai pas dans ce qui peut être considéré comme des points d'approfondissement par rapport aux concepts eux-mêmes, tout en sachant que, depuis quelques années, des avancées importantes sont réalisées grâce à la mécanique quantique et aux programmes informatiques, mais il est parfois bon de se rappeler les fondements.

D'une façon générale, les interactions dont nous parlons sont dites de faible énergie car elles ne sont pas de nature covalente, c'est-à-dire qu'il n'y a pas de mise en commun d'électrons entre deux atomes mais uniquement des forces beaucoup plus faibles de nature électrostatique ou électromagnétique et, selon une interprétation plus récente, une orbitale liante d'une molécule interagit avec une orbitale anti-liante d'une autre molécule ou d'une autre partie de la même molécule, interaction dite σ / σ^* . Ces interactions mettent en jeu une énergie comprise entre 1 et 10 Kcal, alors qu'une liaison classique est de plusieurs dizaines de Kcal (80 à 110 Kcal).

2. Les liaisons à faible énergie

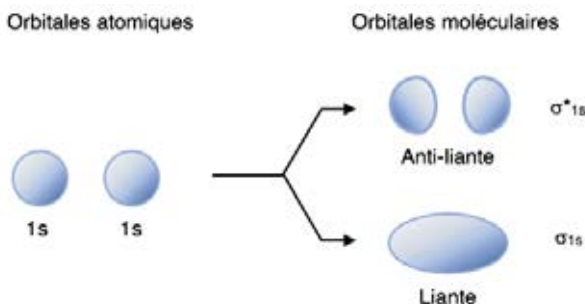


Figure 1 : liaison covalente de deux atomes d'hydrogène

Le schéma de la figure 1 représente la formation de la liaison covalente entre deux atomes d'hydrogène et la zone de probabilité de présence de l'électron, zone sphérique centrée sur le noyau appelé 1s. Lors du rapprochement des deux atomes, les deux zones de probabilité de présence vont fusionner pour donner naissance à deux nouvelles zones englobant les deux atomes sigma et sigma étoile, sigma étant d'énergie inférieure à celle des deux atomes individuels initiaux, tandis que le domaine sigma étoile est d'énergie supérieure. Selon le principe général qui veut que tout système évolue vers l'état le plus stable, les deux électrons vont occuper le domaine sigma tandis que le domaine sigma étoile demeure vide.

Ce schéma est valable pour la formation de liaisons covalentes entre différents groupes d'atomes.

Notons au passage qu'on appelle évidemment énergie de liaison l'énergie nécessaire pour couper une liaison (figure 2).

liaison	D_{X-X}	liaison	D_{X-X}
H—H	432	C—H	410
F—F	155	C—C	348
Cl—Cl	240	C=C	612
Br—Br	190	C—O	356
I—I	150	C=O	795 *
H—F	565	C=O	708 **
H—Cl	428	C—Cl	327
H—I	295	N=N	940
H—O	460	N=O	628
H—N	388	O=O	494

Figure 2 : Énergies de liaison (en kJ.mol^{-1}) de quelques molécules

Regardons maintenant ce qui se passe quand la liaison se crée entre atomes différents : par exemple, dans la molécule d'eau, la création de la liaison entre l'oxygène et l'hydrogène est tout à fait conforme au modèle précédent avec formation d'un domaine de probabilité de présence moléculaire englobant oxygène et hydrogène. Cependant une question se pose immédiatement : la probabilité de présence des électrons est-elle identique au voisinage de l'oxygène et de l'hydrogène ? En fait, cette probabilité est plus importante au niveau de l'oxygène et, en conséquence, plus faible au niveau de l'hydrogène, il en résulte que l'oxygène présente un excès de densité de

charge partielle des électrons donc négative, charge partielle notée delta – et en conséquence l'hydrogène présente un déficit correspondant de charge négative correspondant à un déficit noté delta +. Cette capacité d'un élément d'attirer vers lui le doublet d'une liaison chimique est ce que l'on appelle l'électronégativité. Cette électronégativité est une propriété de l'élément et une échelle a pu être réalisée par différents auteurs, la plus utilisée étant l'échelle de Pauling (figure 3).

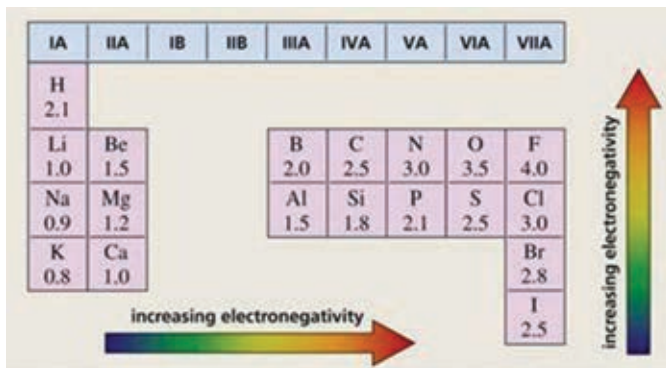


Figure 3 : Électronégativité de quelques éléments (échelle de Pauling)

Avec cet extrait, on constate d'une façon générale que, dans la classification périodique des éléments, elle croît de gauche à droite et de bas en haut, l'élément le plus électro-négatif étant le fluor avec un indice de 4 et le plus électropositif est ici le potassium avec un indice de 0,8 (et dans la classification globale le francium avec un indice de 0,7).

Il est clair que cette répartition des excès de charges négatives et positives dans une molécule crée un dipôle. La figure 4 illustre le cas de l'eau : deux dipôles sont issus des deux liaisons OH, ils se combinent pour donner le dipôle moléculaire représenté vectoriellement par la figure à droite.

Rappelons au passage que Linus Karl Pauling a reçu deux prix Nobel, l'un en chimie pour ses travaux sur la nature de la liaison chimique, l'autre au titre de Nobel de la Paix pour ses positions concernant l'énergie nucléaire.

EN (O) > EN (H)

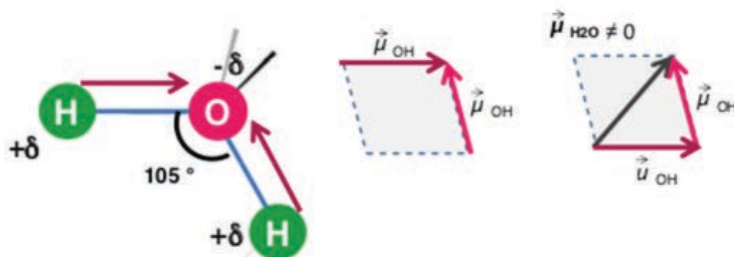


Figure 4 : Moment dipolaire de l'eau : la somme des moments dipolaires des deux liaisons O–H est le moment dipolaire de la molécule d'eau H₂O

J'ajoute à la notion d'électronégativité celle de polarisabilité qui est la capacité d'un élément ou d'une molécule à se polariser sous l'influence d'une perturbation extérieure, en particulier d'un champ électrique ou magnétique, cette modification

mettant en jeu essentiellement les électrons de valence, c'est-à-dire les plus éloignés du noyau, cette polarisabilité varie selon la taille de l'atome ou de la molécule en sens inverse de l'électronégativité.

Si nous nous rappelons que les charges positives attirent les charges négatives, nous avons en main ce qui est nécessaire pour appréhender les liaisons de faibles énergies selon la théorie classique et parfois simpliste.

La molécule d'eau H_2O comporte deux atomes d'hydrogène, liés à un atome d'oxygène. On pourrait s'attendre à ce que cette molécule, qu'on peut représenter par $\text{H}-\text{O}-\text{H}$ où les barres représentent les liaisons atomiques, soit linéaire. Or il n'en est rien, les deux liaisons $\text{O}-\text{H}$ forment entre elles un angle de 105 degrés, pourquoi ?

Les électrons d'un atome se répartissent en couches, chaque couche correspond à une énergie donnée. Les atomes se lient entre eux pour former des molécules. Ces liaisons font intervenir seulement les électrons de la couche externe de chaque atome, ce sont les électrons dits de valence. Par exemple, l'atome d'hydrogène comporte un seul électron de valence, l'azote comporte 5 électrons de valence, l'oxygène 6 électrons de valence.

Une molécule est stable lorsque les couches externes des atomes qui la composent comportent 2 électrons pour l'atome d'hydrogène, 8 électrons pour les autres atomes, ces électrons étant appariés par paires. Les atomes d'une molécule s'associent en échangeant (en se « prêtant ») leurs électrons de façon que leur couche externe soit saturée (à 2 électrons pour l'hydrogène, à 8 électrons pour les autres atomes).

Ainsi, (figure 5a et b) pour constituer une molécule d'eau H_2O , chacun des deux atomes d'hydrogène (en couleur rouge sur la figure 5a) met son électron en commun avec un électron de l'atome d'oxygène (en bleu sur la figure 5a), de façon à constituer les deux liaisons $\text{O}-\text{H}$: ainsi chacun des deux atomes d'hydrogène possède deux électrons sur sa couche externe (le sien plus celui de l'atome d'oxygène auquel il s'est apparié), et l'atome d'oxygène en possède 8 (les 6 siens plus les électrons « prêtés » par les deux atomes d'hydrogène). Les 4 électrons de la couche supérieure de l'atome d'oxygène, non appariés avec ceux de l'hydrogène, constituent deux paires qui ne participent pas à la liaison $\text{O}-\text{H}$, ce sont deux doublets non liants. Ces systèmes se réorganisent dans l'espace (et non dans le plan comme figuré ici), les paires liantes et non liantes se repoussant car constituées d'électrons de charge négative, ce qui donne un état final d'équilibre où les deux liaisons $\text{O}-\text{H}$ ne sont pas alignées, mais forment entre elles un angle de 105°.

De même (figure 5c), un atome d'azote N possédant 5 électrons sur sa couche externe se lie à 3 atomes d'hydrogène pour constituer une molécule d'ammoniac NH_3 , comportant trois liaisons $\text{N}-\text{H}$ et un doublet non liant, dont les forces électrostatiques s'équilibrent dans l'espace avec des angles de 107° entre les liaisons $\text{N}-\text{H}$. Ainsi les doublets non liants agissent sur les liaisons pour déterminer la configuration spatiale des molécules.

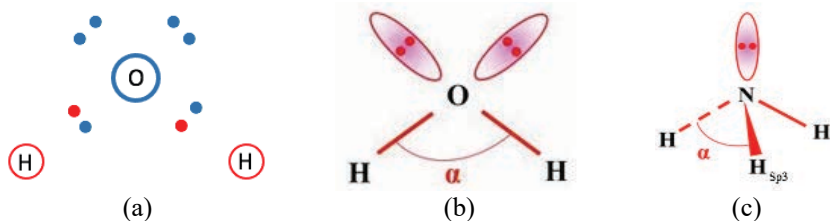


Figure 5 : doublets non liants de l'eau (a) et (b) et de l'ammoniac (c)

Rentrant dans le vif du sujet, il est clair qu'un dipôle va créer un champ électrique et avoir tendance à interagir avec un autre dipôle (figure 6), les charges opposées s'attirant.

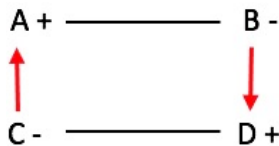


Figure 6 : interaction dipôle – dipôle

En fait sont réunies sous la rubrique forces de Wan der Waals trois forces de même nature mais d'origines un peu différentes : les interactions dipôles permanents-dipôles permanents, dipôles permanent-dipôles induits par le champ électrique de la molécule polaire voisine et dipôle instantané-dipôle induit ou instantané ; en effet, dans une molécule, la répartition des électrons n'est pas statique mais évolue constamment, entraînant à chaque instant une répartition différente des électrons créant ainsi un dipôle instantané.

De toute façon, les énergies de ces interactions sont faibles entre 0 et 3 kcal par mole comparé aux 80 à 100kcal par mole d'une liaison covalente. Ceci explique que ces interactions ne soient pas permanentes, mais soient constamment en train de se former et de se défaire sous l'effet de la température ambiante qui apporte l'énergie nécessaire.

Les interactions dipôle permanent-dipôle permanent sont appelées forces de Keesom, celle entre dipôle permanent et dipôle induit forces de Debye et forces de London entre dipôles induits. Toutes ces forces sont dépendantes de la distance qui sépare les molécules en interaction, elles varient inversement avec cette distance à la puissance 6, de telle sorte que la force de Van der Waals peut être décrite par une équation de ce type, dans laquelle interviennent les moments dipolaires et les polarisabilités des molécules ainsi que la température :

$$E = (E_{\text{Keesom}} + E_{\text{Debye}} + E_{\text{London}}) = 1/R^6$$

Les distances mises en jeu entre molécules sont évidemment très faibles, de l'ordre du nanomètre.

D'une façon générale, les forces augmentent logiquement avec la taille des molécules mises en jeu et la dispersion du nuage électronique, donc avec la taille des dipôles induits. Ainsi, pour les molécules d'halogène en principe non polaire, où seules les forces de London interviennent, le fluor et le chlore, atomes de petites dimensions, sont gazeux tandis que le brome plus volumineux est liquide et l'iode est solide. Un raisonnement de ce type peut être fait pour les gaz rares ou pour des molécules non polaires telles que les hydrocarbures saturés.

3. Exemples d'interactions faibles

Quelques exemples montrent du fait du très grand nombre d'interactions, n'oublions pas que nous travaillons à l'échelle de la mole, une intensité importante.

3.1. Le graphite

Dans le graphite qui a une structure lamellaire (figure 7), les différentes couches sont unies uniquement par les forces de Van der Waals.

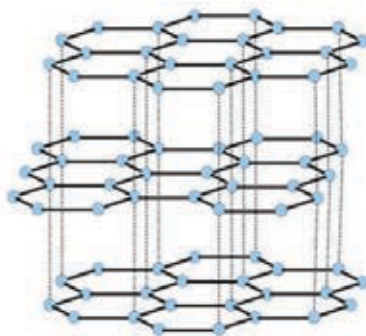


Figure 7 : Structure du graphite

3.2. Les cryptates

Je citerai également à titre d'exemple les molécules de cryptant dans lesquelles les éléments porteurs de charge négative sont des atomes possédant des doublets libres et les accepteurs porteurs de charges positives sont des ions (figure 8).

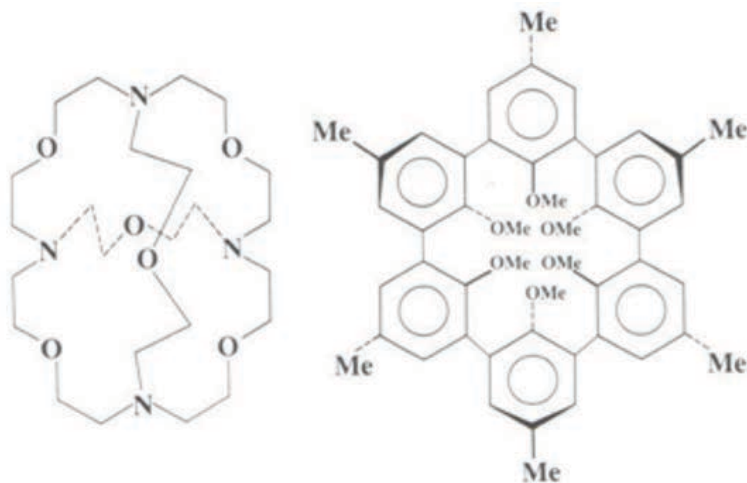


Figure 8 : Cryptates

Dans les exemples présentés, la molécule donneuse forme une cage et un ion de dimension compatible avec celle de la cage y est enfermé, ceci peut permettre de trier différents ions, ici le sodium est compatible alors que le calcium plus volumineux ne l'est pas. Dans ce cas, ce complexe est dû aux interactions entre les hétéroatomes (O et N) et l'ion chargé positivement.

3.3. L'urée

À titre d'exemple également, on peut citer des complexes urée-octane et, d'une façon générale, n-alcane, ces dernières molécules devant avoir les dimensions correctes pour pénétrer dans le canal de diamètre de 5 Å formé par les cristaux d'urée qui dans



Figure 9 : Complexe avec l'urée

ce cas cristallisent dans un réseau de type hexagonal (figure 9) au lieu du réseau quadratique habituel pour l'urée pure ; ce résultat montre l'impact des forces de Van der Waals capable d'induire un changement de système cristallin.

3.4. Les clathrates

À côté de ce type de complexe, on peut distinguer les composés d'inclusion : un réseau cristallin appelé molécule hôte forme une cavité dans laquelle se loge une autre entité moléculaire appelée en français entité incluse. Si le composé inclus est totalement enfermé, on parlera de clathrate (figure 10). Les forces de liaison mises en jeu sont ici aussi des forces de Van der Waals.

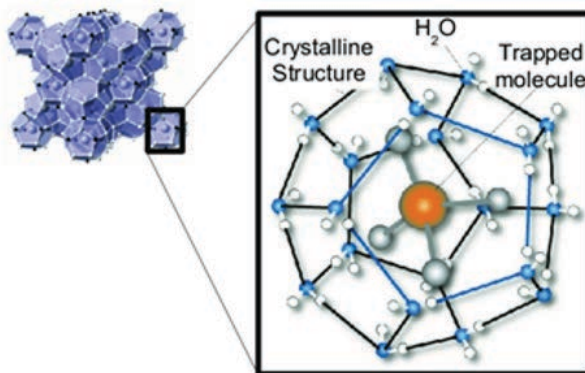


Figure 10 : Clathrate structure

3.5. Les cyclodextrines

Un exemple en biologie où ce type de composé cage est bien connu, les cyclodextrines (figure 11), composés cycliques de plusieurs unités de glucopyranoses, qui permettent en effet de solubiliser des composés insolubles ou incompatibles avec les phases aqueuses ; du fait de leur hydrophobicité, elles permettent aussi les traitements retards ou sublinguaux.

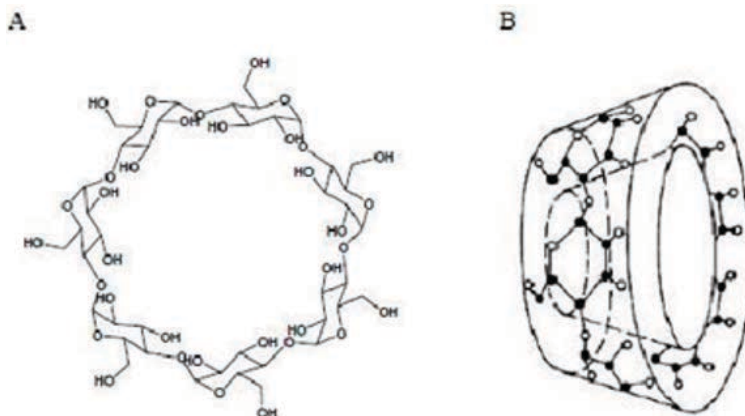


Figure 11 : Cyclodextrine

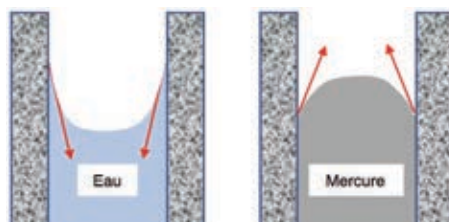
En dehors de la biologie, une application bien connue par ses résultats est également l'utilisation de cyclodextrine dans un complexe avec des parfums. Ces ensembles sont connus pour imbiber les tissus et leur permettre de conserver l'odeur des parfums du fait de leurs mises en cage : les parfums ont ainsi une tension de vapeur réduite et sont à l'abri des influences extérieures, de la lumière et du soleil en particulier. Dans les mêmes idées, on les rencontre dans l'industrie agroalimentaire en apportant des exhausteurs de goût et dans l'industrie aurifère en permettant l'isolation de l'or se substituant à la méthode mettant en jeu le cyanure. On peut citer comme autre exemple les hydrates de méthane : une fine couche d'eau glacée enfermant la molécule de méthane.

4. Cas des forces multiples et conséquences

4.1. Tension superficielle

Parlant de liaisons de faible énergie, on doit dire quelques mots d'une propriété bien connue : la tension superficielle (figure 12).

Figure 12 : Interfaces triples : les molécules d'eau dans un verre sont attirées plus fortement par le verre que par elles-mêmes. Pour le mercure, c'est le contraire.



Si vous mettez un liquide dans un tube type tube à essai ou une éprouvette, la surface du liquide n'est pas horizontale ; si vous observez la rosée du matin, elle apparaît sous forme de gouttes bien isolées les unes des autres, on peut alors se poser la question : pourquoi ? La réponse qualitative est relativement simple.

Dans l'air les molécules sont quasi-indépendantes et suffisamment éloignées les unes des autres, il n'y a pas d'interactions entre elles au moins dans les gaz parfaits, il n'en est pas de même dans la phase aqueuse. À l'intérieur même du liquide, les interactions type Van der Waals entre molécules se font dans toutes les directions avec des intensités statistiquement identiques, donc elles vont s'annihiler ; à la surface liquide-air, les interactions avec l'air sont négligeables mais elles interviennent avec les parois du récipient et, comme tout système, celui-ci évolue vers son état le plus stable à savoir selon le cas, après composition des forces en présence, vers une surface convexe ou concave. On trouve là l'une des difficultés que j'ai ressentie dans la chimie analytique utilisant les burettes, la lecture de la base du ménisque étant parfois délicate ; on comprend aussi pourquoi la rosée (figure 13) apparaît en goutte à la surface des feuilles, le système évoluant comme toujours vers l'état le plus stable c'est-à-dire vers le minimum de contact avec l'extérieur. On comprend aussi les phénomènes de capillarité du fait des interactions entre parois d'un tube fin et le liquide.



Figure 13 : Image de rosée

4.2. Cas de l'eau

Normalement, d'après ce que nous venons de dire, une goutte d'eau devrait avoir un volume sphérique mais il faut ajouter aux forces évoquées ci-dessus la force de pesanteur qui déforme cette goutte (figure 14).



Figure 14
Goutte d'eau

Une application est faite en métallurgie : avant soudure les aciers doivent être dégraissés, on vérifie la qualité de ce dégraissage en observant la forme d'une goutte d'eau déposée sur l'acier.

Il est bien connu qu'une pièce légère en aluminium peut flotter à la surface de l'eau, malgré sa densité supérieure, et que certains insectes marchent sur l'eau du fait de la surface de leurs pattes.

Un autre aspect où les forces de Vander Waals apparaissent jouer un rôle important est celui de la viscosité qui concerne les liquides aussi bien que les gaz. Il s'agit de caractériser l'écoulement uniforme et sans turbulence du fluide correspondant. Cette viscosité qui met en jeu le déplacement d'un ensemble de molécules est évidemment dépendant des forces qui s'exercent entre les parois et les associations moléculaires c'est dire que cette viscosité dépend essentiellement de la nature des parois et de la température, d'où à titre d'exemple le problème de la constance des qualités des huiles moteur ou de la dimension des pipelines en fonction des pays traversés et de leurs climats. La figure 15 présente montre nettement l'effet des parois.

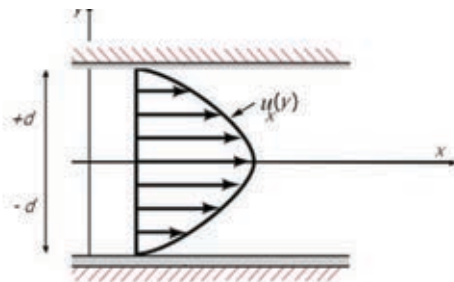


Figure 15 : Écoulement de Poiseuille

5. Cas de la liaison hydrogène et conséquences

Revenons sur ce que j'ai dit en introduction et sur la notion d'électronégativité ou de doublet libre sur un atome, dans les deux cas autour de l'atome le plus électronégatif d'une molécule ou autour du doublet libre (oxygène, azote, fluor et éléments de configuration électronique semblable ...) il y a un excès de charge négative ; selon la théorie classique et un peu simpliste, s'il y a dans les environs un atome présentant un défaut de charge négative, donc un excès de charge positive, il y aura une interaction électrostatique entre les charges positives et négatives. Cette interaction peut être intermoléculaire ou intramoléculaire. C'est en particulier le cas de l'interaction entre un hydrogène chargé $\delta +$ porté par un oxygène électronégatif et d'un autre atome électronégatif (figure 16).

L'exemple de l'eau qui se présente sous forme de réseau est plus que classique, ou encore celui de l'acide acétique qui sauf très grande dilution se présente sous forme de dimère.

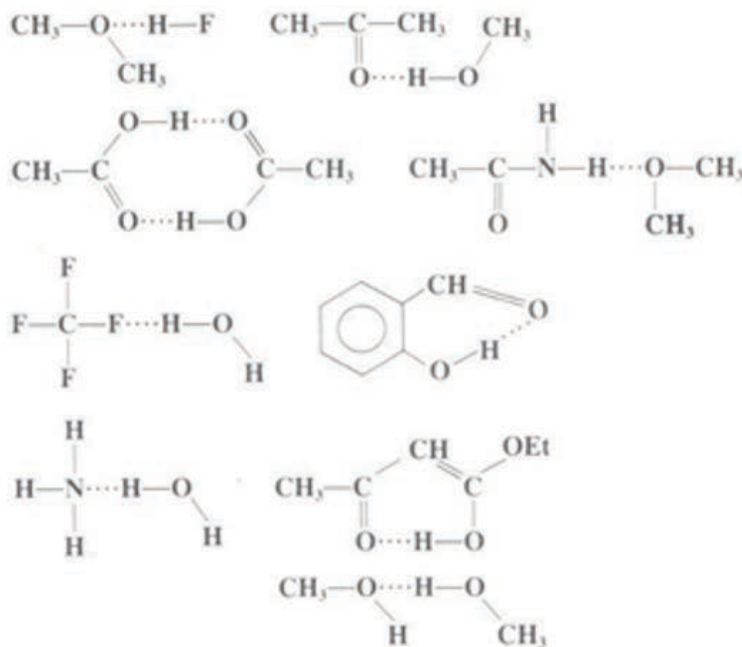


Figure 16 : Exemples de liaisons hydrogène. Ces liaisons ne sont pas de nature covalente, mais électrostatique, elles sont figurées en pointillés.

Ces interactions interviennent aussi bien à l'état solide que liquide ou gazeux. Les énergies mises en jeu sont de l'ordre de 5 à 12 kcal par mole donc supérieure aux forces de Van der Waals sauf dans certains cas, par exemple la liaison F-H : F, le fluor, étant l'élément le plus électronégatif, avoisine les 50 kcal par mole ; c'est dire que, d'une façon générale, l'énergie ambiante est plus que suffisante pour couper ces liaisons, en fait ces interactions sont dynamiques, elles se créent et se défont très rapidement, leur temps de vie est de l'ordre de 10-12 seconde.

Je vous ai rappelé qu'un système évoluait spontanément vers l'état le plus stable c'est-à-dire d'énergie la plus basse. On peut se poser la même question à propos des liaisons hydrogène : entraînent-elles des modifications de structures ? La réponse est évidemment qu'une liaison hydrogène entraîne, pour cette raison d'évolution vers l'état le plus stable, un alignement des trois atomes OH---O dans le cas de l'eau, avec un écart possible d'une dizaine de degrés, tandis que les distances des atomes les uns par rapport aux autres sont inégales, l'atome d'hydrogène étant plus proche de l'atome électronégatif auquel il était lié initialement. Par exemple, les distances dans l'eau sont, pour la liaison covalente unissant l'atome d'oxygène et l'hydrogène, d'environ 1 Angström tandis que la liaison hydrogène est de plus de deux Angström.

Au total, les liaisons hydrogène ont

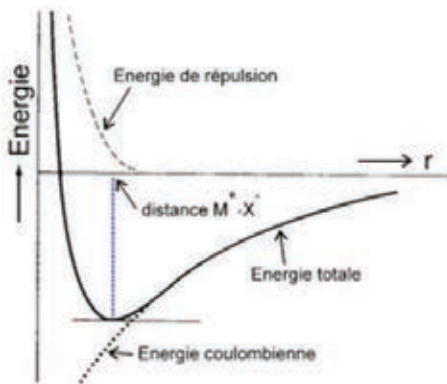


Figure 17 : Énergie de liaison

un fort impact sur les propriétés des molécules car elles modifient leur énergie, comme le montre le schéma de la figure 17 par composition des forces de répulsion et des forces coulombiennes : la distance interatomique va évoluer vers la distance r des atomes correspondant au minimum d'énergie. Elles modifient les caractéristiques des molécules, tels les points de fusion, d'ébullition : l'eau bout à 100° alors que le SH₂, qui devrait bouillir plus haut puisque plus lourd, est gazeux à température ambiante. L'impact sur les caractéristiques spectrales est également important mais parfois difficile à déterminer, car, dans un solvant donné, une trace d'eau suffit pour avoir des liaisons hydrogènes. J'ai déjà fait allusion à la perte d'idéalité dans les gaz, enfin et peut être surtout elles provoquent des changements de conformation essentiels pour l'activité biologique.

Au labo, nous avons pu montrer que, dans un solvant non aqueux, 2 pour cent d'eau étaient nécessaires pour qu'une enzyme conserve ses propriétés.

Dans les structures peptidiques, les liaisons hydrogène stabilisent les structures secondaires et tertiaires, c'est-à-dire les conformations nécessaires à leurs activités.

La conséquence des liaisons hydrogène et de ces coudes (figure 18) est bien connue dans la structure des protéines avec formation des hélices simples ou doubles ou des structures en feuillet. À titre d'exemple, la figure 19 montre la structure d'une protéine G. Je ne m'avancerai pas davantage sur les conséquences en biochimie qui ne sont pas de mon ressort et où je suis incompetent, laissant aux biochimistes le soin de le faire.

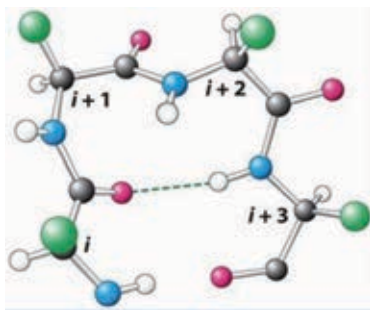


Figure 18 : Coude β créé par une liaison hydrogène

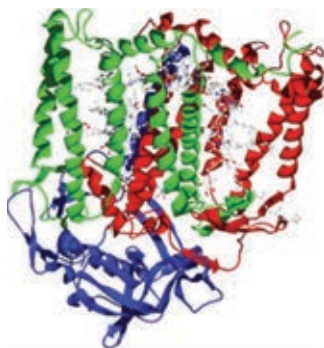


Figure 19 : Structure d'une protéine G membranaire

Jusqu'à maintenant, je vous ai parlé de liaisons hydrogène classiques où l'atome d'hydrogène est porté par un hétéroatome électronégatif, mais depuis peu il a été montré qu'il existe des liaisons non conventionnelles où l'atome d'hydrogène est porté par un atome de carbone et où l'accepteur est lui-même un atome, ce carbone tétravalent qui est lié de façon covalente à un élément électropositif tel que l'arsenic. L'image de la figure 20 en donne un exemple. Il a pu être montré que cette interaction devait correspondre à un alignement des atomes mis en jeu et que, malgré leur faiblesse énergétique individuelle, elles étaient, du fait de leur nombre, susceptibles d'intervenir dans les catalyses ou dans la structure des protéines.

Dans la figure 20 on trouve à gauche une molécule d'histidine (notée HIS380) et, en évidence, un atome d'hydrogène porté par un atome de carbone (en gris) entre deux atomes d'azote (en bleu), sur la partie de droite une molécule de cacodylate (notée CAC) présentant en son centre un atome d'arsenic portant vers la gauche un groupe méthyle, le pointillé indique l'interaction de type liaison hydrogène entre l'hydrogène de l'histidine et le groupe méthyle du cacodylate. Il faut noter que la longueur de cette liaison est du même ordre de grandeur que pour les liaisons hydrogène classiques.

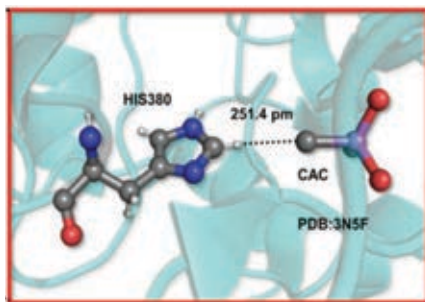


Figure 20 : Liaison hydrogène entre histidine et cacodylate

En février 2022, une équipe indienne a démontré, à partir d'études aux rayons X, l'existence de telles interactions dans plus de 900 cristaux de protéines, ce qui, selon les auteurs, peut impliquer la révision de mécanismes de réaction et de processus biologiques. De plus, d'aucuns suggèrent que ce type d'interaction est fréquent dans l'espace et a joué un rôle dans l'apparition de la vie. C'est donc une recherche à suivre.

6. Conclusion

En conclusion et pour finir de vous convaincre de l'importance de ces interactions je citerai une phrase de Jean-Marie Lehn, prix Nobel de chimie : « c'est dans le domaine biologique que le rôle de ces interactions moléculaires est le plus frappant : des unités protéiques s'assemblent pour former l'hémoglobine ; les globules blancs reconnaissent et détruisent les corps étrangers ; le virus du sida trouve sa cible pour l'investir [...]. Prenons l'exemple très parlant de l'auto-organisation de la mosaïque du tabac, pas moins de 2130 protéines simples s'assemblent pour former une tour hélicoïdale ».

Au-delà il faut aussi se souvenir que l'ensemble de ces forces peuvent intervenir simultanément avec beaucoup d'autres forces : l'exemple de la montée de sève dans les arbres avec la théorie de la cohésion-tension en est un exemple.

On peut également tirer un autre type de conclusion : le progrès dans un domaine en principe bien connu est toujours possible, ici la simple réflexion basée sur le bon sens, la généralisation d'une idée plus que deux fois centenaire, celle de l'attraction des charges électriques opposées, aidée il est vrai par les techniques, peut amener des changements qui remettent en cause des concepts acquis et ouvrir des horizons.

Pour l'instant attendons ceux ouverts par le Muscat en n'oubliant pas, comme le montre l'évolution depuis plus d'un siècle de la notion de liaison hydrogène, que, avec Plinie l'Ancien, « la seule certitude c'est que rien n'est certain ».