

PARTIE I	Concepts utiles en biochimie	
Fiche 1	Liaisons physico-chimiques	8
Fiche 2	Stéréoisomérisation	11
Fiche 3	L'eau	16
Fiche 4	Équilibre acido-basique	19
Fiche 5	Énergie et milieu biologique	23
Fiche 6	Oxydo-réduction	26
PARTIE II	Principaux composés biochimiques	
Fiche 7	Les protéines (1) Généralités	30
Fiche 8	Les protéines (2) Structure	34
Fiche 9	Les protéines (3) Méthodes d'analyse	40
Fiche 10	Les enzymes (1) Rôle catalytique	44
Fiche 11	Les enzymes (2) Activité	49
Fiche 12	Les anticorps. Généralités	55
Fiche 13	Les glucides (1) Les oses	58
Fiche 14	Les glucides (2) Les osides	64
Fiche 15	Les acides nucléiques (1) Éléments constitutifs	68
Fiche 16	Les acides nucléiques (2) ADN et ARN	72
Fiche 17	Les lipides (1) Acides gras et lipides simples	79
Fiche 18	Les lipides (2) Lipides complexes et composés apparentés	84
PARTIE III	Processus énergétiques dans la cellule	
Fiche 19	La glycolyse	90
Fiche 20	La respiration	93
Fiche 21	La photosynthèse	100
ANNEXES		
Annexe 1	Abréviations et symboles	107
Annexe 2	Quelques aminoacides	108
Index		109



Cet ouvrage comporte des éléments fondamentaux nécessaires à la compréhension du fonctionnement des êtres vivants. Il expose les notions de biochimie qui figurent aux programmes des premières années des études universitaires et des classes préparatoires scientifiques des lycées. Ainsi, nous espérons qu'il sera utile aux étudiants en biologie, en médecine, en pharmacie... Il s'adresse aussi à tous ceux qui s'intéressent aux processus chimiques permettant le fonctionnement de la cellule et des organismes vivants.

La biochimie est un domaine scientifique qui est actuellement en évolution rapide ; elle comporte plusieurs branches qui tendent à se développer de manière autonome. Ceci nous a conduit, dans le cadre restreint de cet ouvrage, à effectuer des choix quant aux sujets développés que nous avons regroupés en trois parties.

La première partie (fiches 1 à 6) expose **les notions de chimie** nécessaires à l'étude de la biochimie.

La seconde partie (fiches 7 à 18) décrit les **structures** des constituants biochimiques les plus importants de la cellule.

La troisième partie (fiches 19 à 21) développe les principaux **processus énergétiques** liés au fonctionnement de la cellule.

Un index détaillé complète cet ouvrage.

Dans l'esprit de cette collection, nous avons essayé d'être aussi précis, rigoureux et concis que possible afin que les étudiants disposent d'un outil facile à consulter, qui leur serve de support pour l'étude du cours magistral et d'aide-mémoire pendant leurs études et leur activité professionnelle.

Nous espérons avoir atteint notre objectif et nous accueillerons avec intérêt toutes les remarques et suggestions qui nous seront adressées par courrier électronique à l'adresse suivante : editorial@editions-breal.fr

Les auteurs

Les liaisons physico-chimiques intervenant dans les systèmes biochimiques peuvent être classées en **liaisons fortes** s'exerçant à courte distance ($\leq 1,6 \text{ \AA}$) entre atomes voisins et **liaisons faibles** intervenant à plus grande distance.

1. Les liaisons fortes

Elles correspondent à une énergie comprise entre 150 et $850 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. On distingue les liaisons covalentes et les liaisons ioniques.

1.1. La liaison covalente

– Liaison simple

La liaison covalente **simple**, appelée **liaison σ** , s'établit entre deux atomes par mise en commun d'**un seul doublet** ou paire d'électrons. Elle se caractérise par une grande probabilité de présence des électrons du doublet entre les atomes liés et par une libre rotation des atomes autour de l'axe de la liaison. Notons que le doublet peut résulter de l'apport par chaque atome d'un électron ou de la mise en commun d'une paire d'électrons libre appartenant à l'un des deux atomes. En raison de la nature des atomes rencontrés dans le milieu biologique, l'énergie des liaisons covalentes est comprise entre 350 et $850 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

– Liaisons multiples

Les liaisons multiples s'établissent lorsque plusieurs paires d'électrons sont mises en commun entre deux atomes. Une **liaison double** se compose d'une liaison σ et d'une liaison π (figure 1), une **liaison triple** d'une liaison σ et de deux liaisons π . Le caractère multiple de la liaison covalente implique la perte de la libre rotation autour de l'axe de liaison et donc un caractère rigide. De plus, les liaisons multiples sont plus courtes ($\text{C}=\text{C}$: $1,34 \text{ \AA}$ alors que $\text{C}-\text{C}$: $1,54 \text{ \AA}$) et impliquent des énergies de rupture plus importantes que les liaisons simples.

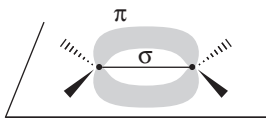


Fig. 1 – Schéma d'une double liaison.

– Liaisons du squelette carboné

L'atome de carbone, élément de base des molécules biochimiques, peut établir quatre liaisons covalentes, permettant ainsi la formation de longs squelettes

carbonés. Lorsqu'il s'agit de quatre liaisons simples, l'atome de carbone est au centre d'un tétraèdre ; les angles de liaisons sont voisins de $109,5^\circ$ (figure 2A). La présence d'une double liaison implique la planéité de la molécule et des angles de liaisons voisins de 120° (figure 2B).

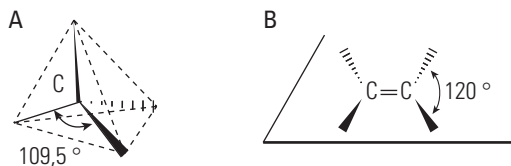


Fig. 2 – Liaisons covalentes de l'atome de carbone.
 (A) Structure tétraédrique de l'atome de carbone C.
 (B) La présence d'une double liaison entre 2 atomes de carbone implique la planéité de la molécule.

1.2. La liaison ionique

La liaison ionique résulte de l'interaction entre ions de charges électriques opposées. L'interaction, de nature électrostatique, est très forte et conduit généralement à des solides cristallins. Les halogénures alcalins, tels le chlorure de sodium NaCl, constituent les meilleurs exemples de ce type de liaison.

1.3. Le caractère ionique partiel de la liaison covalente

Les liaisons covalentes entre atomes d'électronégativité différente ont un caractère dissymétrique : la paire d'électrons de liaison est « déplacée » vers l'atome de plus grande électronégativité. Il en résulte une polarisation de la liaison ; chaque atome acquiert une charge partielle δ ($|\delta| < |e|$).

Cette polarisation est caractérisée par un moment dipolaire $\vec{\mu}$ égal au produit de la charge partielle par la longueur de la liaison.

2. Les liaisons faibles

Elles correspondent à des interactions inter- ou intramoléculaires mettant en jeu des énergies inférieures à $40 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2.1. La liaison hydrogène

L'énergie d'une telle liaison est comprise entre 15 et $40 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Une interaction s'établit entre un atome d'hydrogène lié par liaison covalente à un atome fortement électronégatif (F, O, N) et attiré par un autre atome fortement électronégatif possédant un doublet d'électrons libre (figure 3). La liaison hydrogène ($\text{N} \cdots \text{H} : 2,0 \text{ \AA}$) est plus longue que la liaison covalente : la

liaison hydrogène $N \cdots H$ mesure $2,0 \text{ \AA}$, alors que la liaison covalente $N-H$ mesure $1,04 \text{ \AA}$.

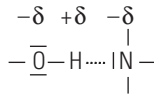


Fig. 3 – Liaison hydrogène.

La liaison hydrogène la plus forte correspond à un arrangement linéaire des trois atomes impliqués.

2.2. Les interactions de van der Waals

Ces interactions entre dipôles électriques sont de nature électrostatique et ont une énergie comprise entre 0 et $20 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Ce sont essentiellement des **interactions d'induction** ; elles tendent à établir une liaison entre les entités concernées. Lorsque la distance devient trop faible, les forces de répulsion entrent en jeu. On distingue les interactions de **Keesom** (dipôle permanent-dipôle permanent), les interactions de **Debye** (dipôle permanent-dipôle induit) et les interactions de **London** (dipôle instantané-dipôle induit).

Le rayon de van der Waals (r_w) est la demi-distance internucléaire d'équilibre entre atomes appartenant à des molécules homonucléaires distinctes ; c'est la distance minimale d'approche entre les deux atomes (figure 4).

r_w est donné par :

$$r_w = r + 0,8 \text{ \AA}$$

où r représente le rayon covalent.

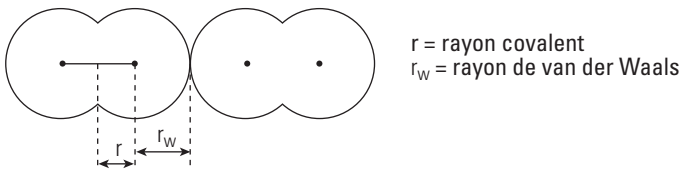


Fig. 4 – Interactions de van der Waals.