Module: Biophysique

SVI, Semestre 3

Chapitre 4

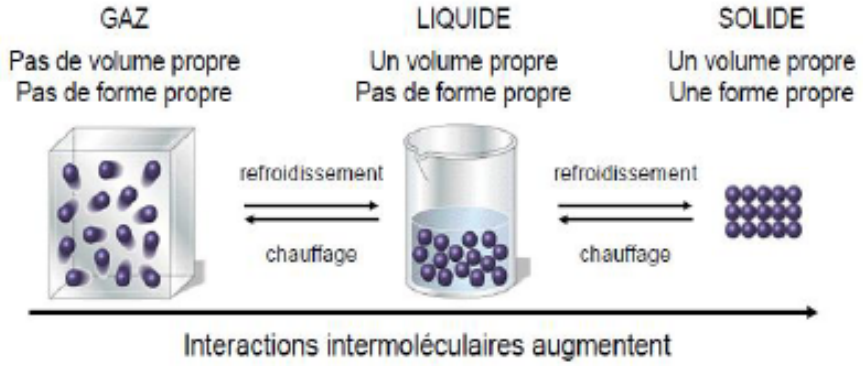
FORCES IMPLIQUÉES DANS LES INTERACTIONS DES MOLÉCULES BIOLOGIQUES

Partie 2

INTERACTIONS DES ONDES ET DES PARTICULES AVEC LA MATIÈRE BIOLOGIQUE

Module de la biophysique : Chapitre 4:
FORCES APPLIQUÉES DANS LES INTERACTIONS DES MOLÉCULES BIOLOGIQUES

- Les liens chimiques maintiennent les atomes de la molécule ensemble. Mais qu'est-ce qui maintient les molécules ensemble ? Ce sont surtout des attractions physiques (forces) intermoléculaires qui assurent la cohésion de la matière.
- Il existe des interactions entre les molécules, ce qui explique l'état physique de composés : Solide-Liquide-Gaz. Les forces responsables de la cohésion entre les molécules sont appelées forces de Van der Waals. Elles sont de trois types (interaction dipôle, forces de London, ponts hydrogènes).
- Selon les conditions physiques (température, pression……), la matière peut se trouver généralement sous 3 états : solide, liquide ou gazeux.
- Dans ces différents états, les molécules sont les mêmes: la différence dépend de la nature des interactions entre les molécules.
- Un état de la matière est la conséquence d'une compétition entre des forces d'attraction qui tendent à rapprocher les particules et des causes d'éloignement qui les dissocient.

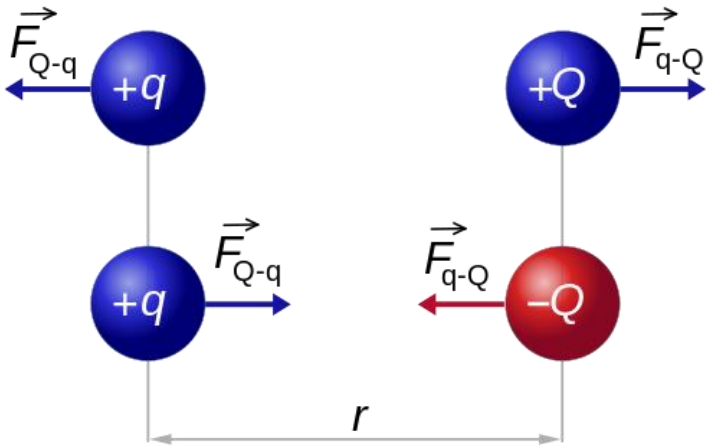


liaison Ion-Ion

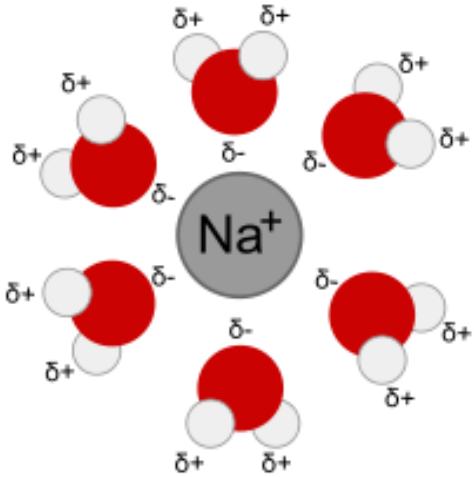
La loi de Coulomb donne l'expression de l'énergie potentielle de deux charges ponctuelles séparées d'une distance r :

$$E = \frac{z_1 z_2 q_1 q_2}{4\pi\varepsilon_0 D r}$$

où *z*1 et *z*2 représentent les signes des deux charges, *q*1 et *q*2 leurs valeurs absolues,$\boldsymbol{\varepsilon_0}$, la **permittivité absolue du vide**, *D*, la **constante diélectrique** du milieu et ***r*** la distance qui sépare les charges en question. Si ces dernières sont de nature différente (*z*1 ≠ *z*2), elles s'attirent (E < 0) alors que dans le cas inverse (*z*1 > *z*2), elles se repoussent (E > 0).



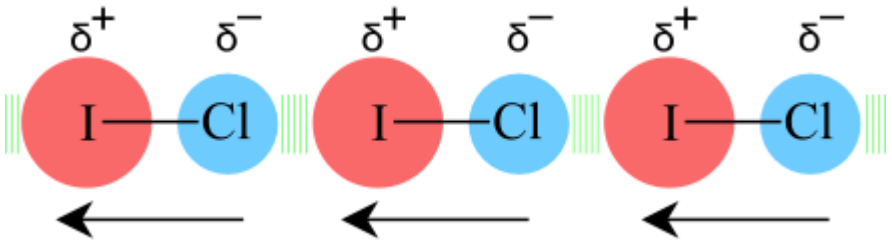
liaison Ion- dipôle permanant



interaction de van der Waals

Forces de Keesom (effets d'orientation de dipôles)

L'interaction entre deux molécules polaires (deux dipôles permanents) est une interaction attractive appelée interaction de VAN DER WAALS de type **KEESOM**.



interaction de van der Waals

Forces de Debye (induction de dipôles)

Le dipôle d'une molécule peut polariser une autre molécule et créer ainsi un dipôle induit. L'interaction entre un dipôle permanent et un dipôle induit constitue les forces de Debye.

Forces de London (effets de dispersion)

Ce sont ces forces qui s'exercent entre deux dipôles induits. Ces forces sont toujours très faibles (de **l'ordre de quelques kJ/mol**) et seront prises en compte lorsque ne se développe aucune autre interaction moléculaire.

1. Entre le méthane CH_4 et le bromométhane CH_3Br, quelle interaction de VAN DER WAALS ne se développe pas ?

A ❑ Interaction de type KEESOM

B ❑ Interaction de type DEBYE

C ❑ Interaction de type LONDON

2. Quel est l'ordre de grandeur de l'énergie d'une interaction de VAN DER WAALS ?

A ❑ quelques $kJ \cdot mol^{-1}$

B ❑ quelques 10 $kJ \cdot mol^{-1}$

C ❑ quelques 100 $kJ \cdot mol^{-1}$

3. Il peut se développer une liaison hydrogène entre le méthane CH_4 et l'eau H_2O.

A ❑ vrai

B ❑ faux

4. Il peut se développer une liaison hydrogène entre l'ammoniac NH_3 et l'eau H_2O.

A ❑ vrai

B ❑ faux

Partie 2

INTERACTIONS DES ONDES ET DES PARTICULES AVEC LA MATIÈRE BIOLOGIQUE

Rappel du spectre électromagnétique

Le domaine spectral concerné est subdivisé en trois plages appelées proche UV, visible et très proche IR (185-400 ; 400-800 ; 800-1100 nm). L'absorption des rayonnements par les molécules dans cette gamme de longueur d'onde est due au passage du niveau fondamental à un niveau excité sous l'effet du rayonnement ; plus précisément au passage d'un électron d'un niveau électronique à un autre niveau électronique d'énergie supérieure. Le document de base fourni par les spectrophotomètres, appelé spectre, correspond au tracé des variations de l'absorbance en fonction de la longueur d'onde des photons incidents.

En 1905, **Albert Einstein**, introduisit le concept de photon, *quantum* d'énergie électromagnétique

$$E = h.\nu$$

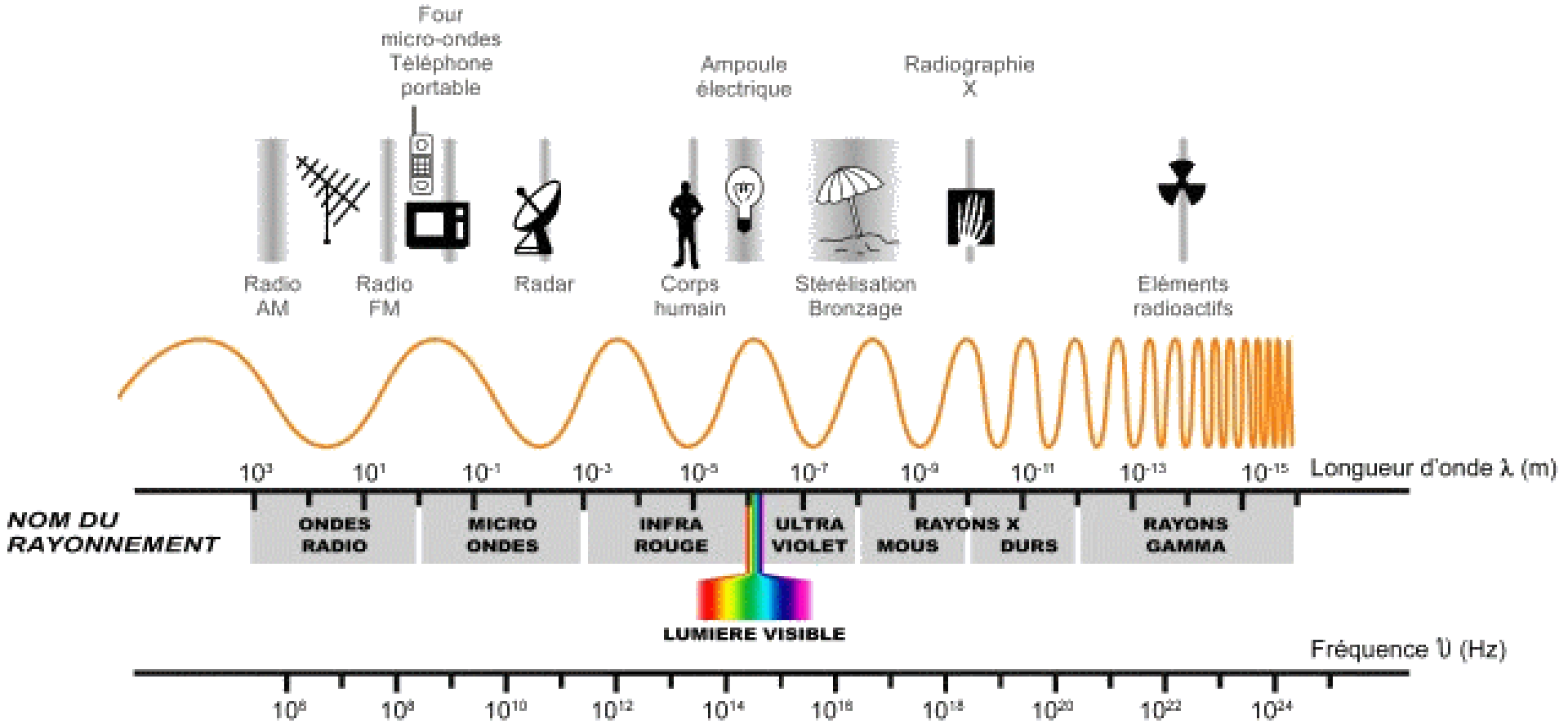
où ν est la fréquence de l'onde (exprimée en hertz Hz) et *h* est la constante de Planck. Pour la relier à la longueur d'onde, on utilise la formule

$$\nu = c/\lambda$$

où λ est la longueur d'onde (en mètre m) et *c* est la vitesse de la lumière.

constante de Planck $=6{,}62607004 \times 10^{-34}\ m^2\ kg\ /\ s$

spectre électromagnétique.



L'absorption de radiations électromagnétiques par une molécule induit :

1. **une transition vibrationnelle s'il s'agit de radiation infrarouge. Ceci est à la base de la spectroscopie infrarouge, aussi très utile aux biochimistes.**

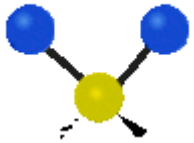
2. **une transition électronique s'il s'agit de visible ou d'ultraviolet. Ceci est à la base de la spectroscopie d'absorption UV-visible très utile aux biochimistes.**

3. **une transition d'état de spin nucléaire s'il s'agit d'une onde radio. Ceci est à la base de la spectroscopie RMN, très utile aux chimistes et biochimistes**

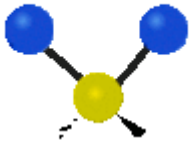
4. **La diffraction des rayons-X est, quant à elle, à la base de la cristallographie, une méthode de caractérisation aussi très utile aux biochimistes.**



Étirement symétrique



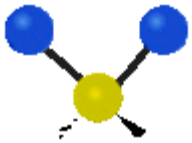
Bascule



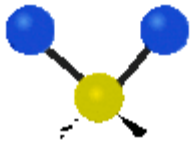
Étirement antisymétrique



Agitation



Cisaillement



Torsion

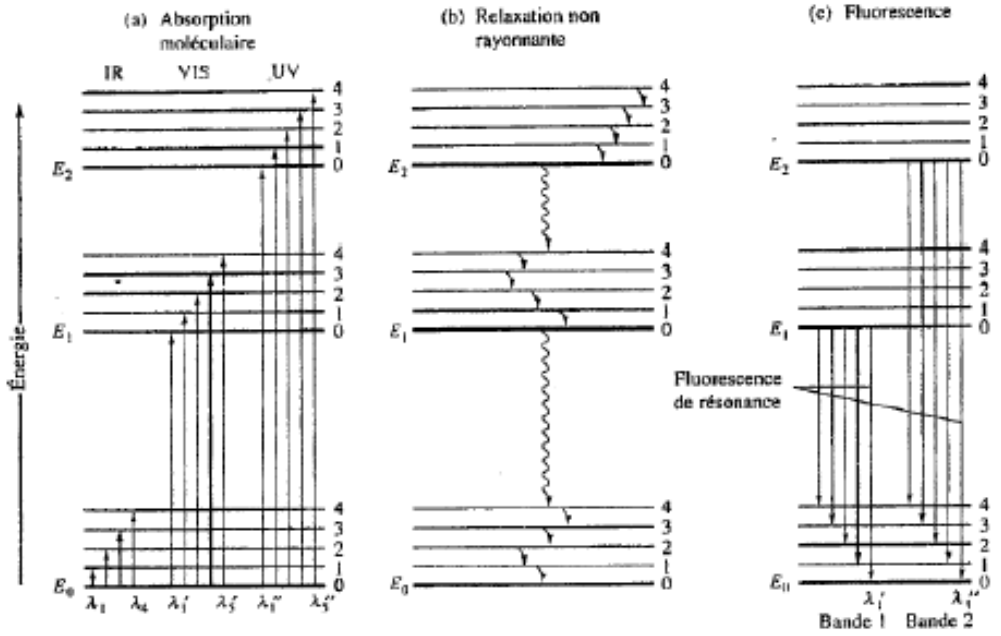
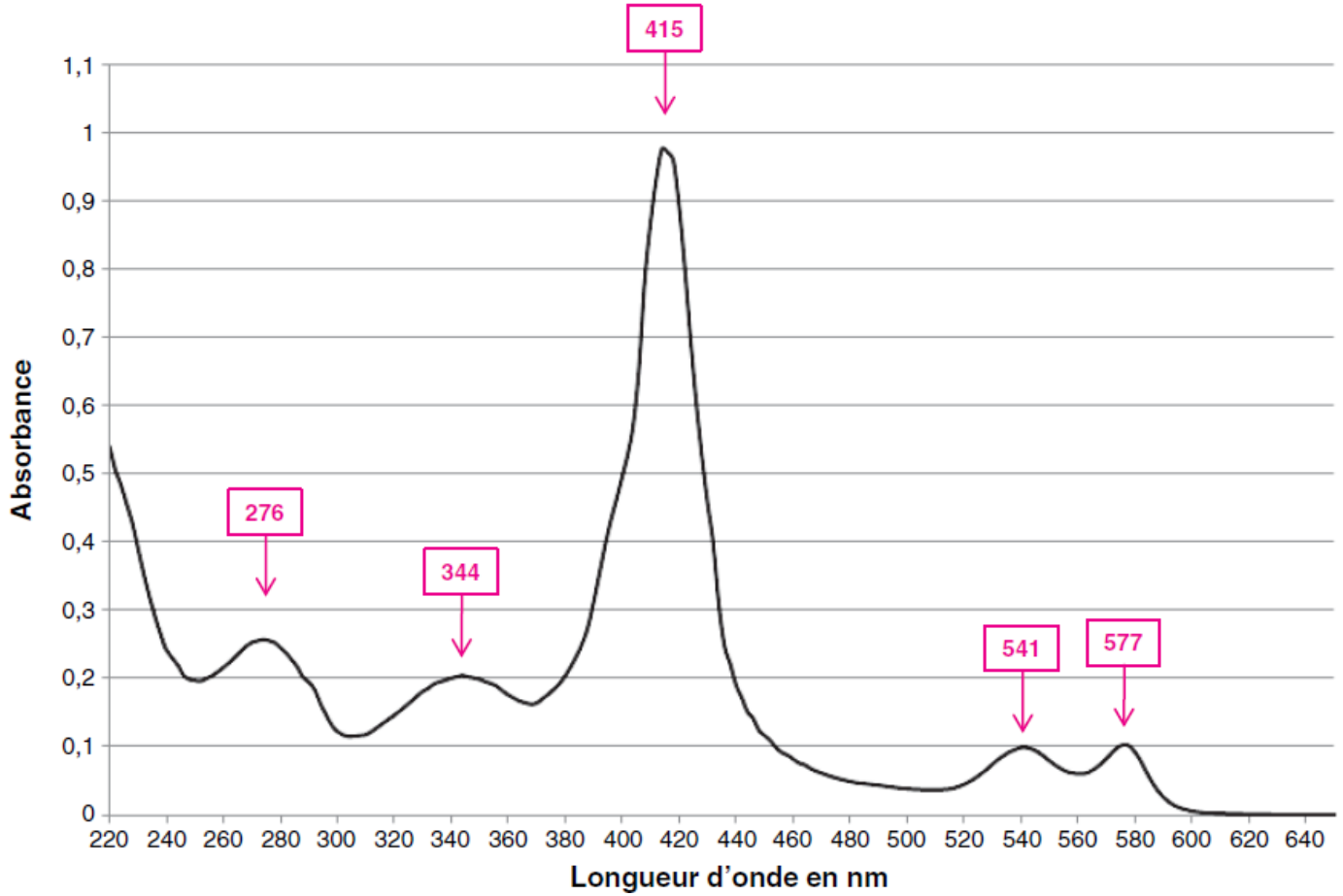


Diagramme des niveaux énergétiques montrant quelques-unes des variations d'énergie accompagnant l'absorption, la relaxation non rayonnante et fluorescence d'une espèce moléculaire

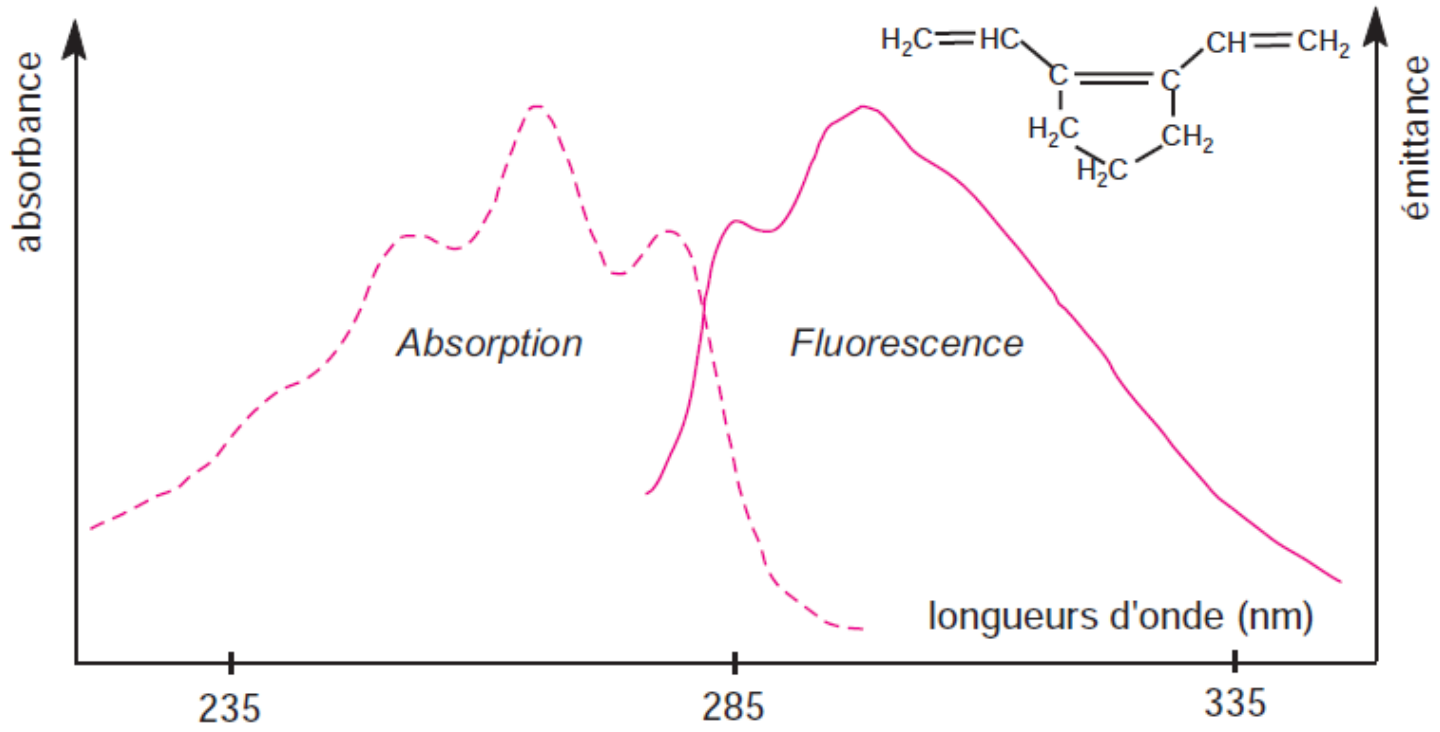
Dans le cas où un photon est absorbé par un atome ou une molécule, celui-ci est donc porté à un niveau énergétique plus élevé que le niveau de départ. Ce niveau excité est instable et l'énergie acquise doit être élimine.

Dans le cas de **l'atome**, et pour le passage au niveau énergétique immédiatement supérieur, il y a **réémission d'un photon** identique à celui qui a été absorbé, mais dans celui d'une **molécule**, l'énergie acquise peut être dissipée par un certain nombre de mécanismes: **transformation en chaleur et vibrations** des atomes constituant la molécule. Il n'y a donc pas normalement de lumière réémise.

Cependant, dans certains structures, où **la présence de cycles entrave les mouvements et donc la déperdition d'énergie**, une partie de celle-ci est émise sous forme d'une radiation lumineuse pour permettre le retour de la molécule à son niveau d'énergie initiale, C'est le phénomène de la **fluorescence**. Où l'énergie du photon émis est plus faible que l'énergie du photon absorbé.



Spectre d'absorption de l'**hémoglobine** oxygénée humaine (HbO2), obtenu par balayage continu des longueurs d'onde de 220 à 650 nm.



Représentation sur un même graphe des spectres d'absorption et de fluorescence d'un composé éthylénique.