

La lessive qui lave plus blanc que blanc

Antoine ÉLOI, antoine.eloi@ens.fr

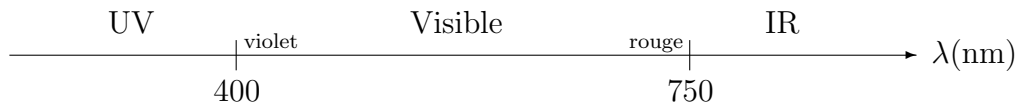
Vendredi 5 Mars

1 Intéraction Matière Rayonnement

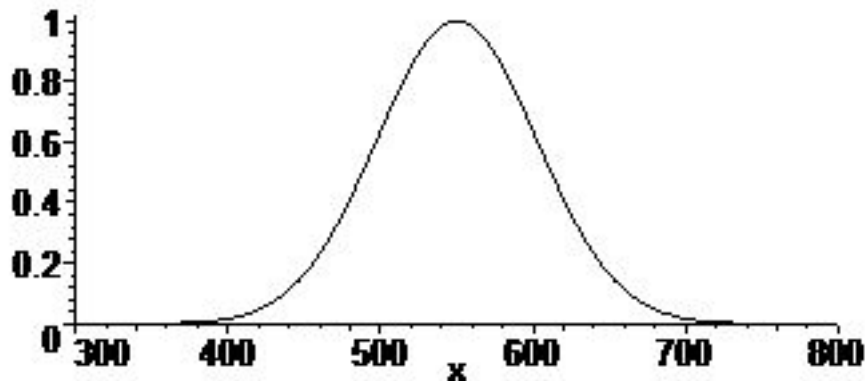
- Le Rayonnement visible : Chaque couleur est caractérisée par une *longueur d'onde*.
À toute substance colorée, on associe une longueur d'onde. On la note λ et s'exprime en mètres.
On appelle *domaine du visible* le rayonnement pour lequel :

$$\lambda \in [400nm; 750nm]$$

- Spectre du rayonnement :



- Spectre de la lumière visible en fonction de λ



On remarque que toutes les longueurs d'onde sont présentes : le spectre est continu en longueur d'onde. On observe de plus que toutes les longueurs d'onde ne sont pas présentes avec le même "poids" : le jaune est beaucoup important que les autres couleurs.

- Négatif Photo : les couleurs sont "inversées". À chaque couleur, on peut donc associer une couleur *complémentaire*.

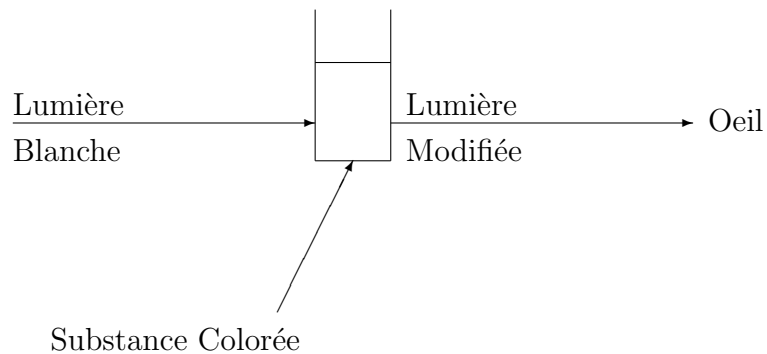
Exemple :

Bleu — Orange

Blanc — Noir

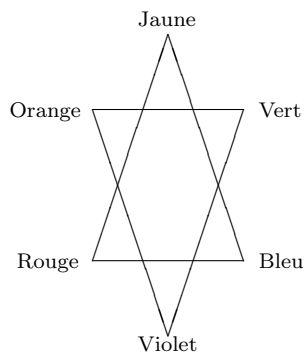
- Absorption

Définition 1 (Absorption dans le visible) *Quand une substance pure est colorée, on dit qu'elle absorbe dans le visible.*



La substance colorée peut être :

- Du KMnO_4 Violet (solution aqueuse)
 - Du CuSO_4 Bleu (solution aqueuse)
 - Particularité de l'absorption : Si une substance absorbe dans le visible, elle "confisque" une certaine longueur d'onde c'est à dire qu'une certaine couleur est "enlevée" de la lumière blanche. On voit donc ce qui "reste", c'est à dire la couleur complémentaire de celle qui a été "confisquée".
- Exemple :** Une solution de CuSO_4 colorée bleue absorbe la couleur complémentaire, c'est à dire l'orange
- Triangle des couleur :



- Structure des atomes : 1 atome est constitué d'un noyau chargé positivement et d'un cortège

d'*électrons*. Pour une molécule, on atteint vite un grand nombre d'électrons!!

- Représentation : Soit X un élément chimique : on le note



Avec Z le nombre de protons, A le nombre de masse, égal à Z+le nombre de neutrons.

Exemple : Pour le Carbone C : $Z = 6$. Comme un atome est neutre, on a donc 6 électrons.



Le méthane : CH_4 possède 10 électrons.

- Intervention de la chimie quantique : On dit des électrons qu'ils ne sont pas classiques car on ne peut pas déterminer leur trajectoire (c'est à dire que l'on ne peut pas connaître leur position et leur vitesse à tout instant : on appelle cela le principe d'incertitude d'Heinseberg).

Cependant, on a accès à une grandeur caractéristique des électrons : leur *Énergie*.

- Opposition mécanique classique, mécanique quantique : Considérons l'énergie cinétique classique :

$$E_c = \frac{1}{2}mv^2$$

L'énergie cinétique est positive, et pour toute valeur de l'énergie, on peut toujours trouver au moins une valeur pour la vitesse pour laquelle on obtient l'énergie donnée.

A contrario, dans un édifice atomique, les électrons ne peuvent pas prendre "n'importe quelles" valeurs pour leur énergie. Il existe des énergies permises, on dit que les électrons ne peuvent prendre que des valeurs discrètes de l'énergie, c'est à dire des quantités bien définies : on a *quantifié* l'énergie!

Cette quantification se traduit par l'existence de niveaux d'énergie distincts.

Exemple : L'atome d'hydrogène. On peut démontrer que l'énergie de l'atome d'hydrogène est donnée par la formule :

$$E_n = -\frac{13.6}{n^2}$$

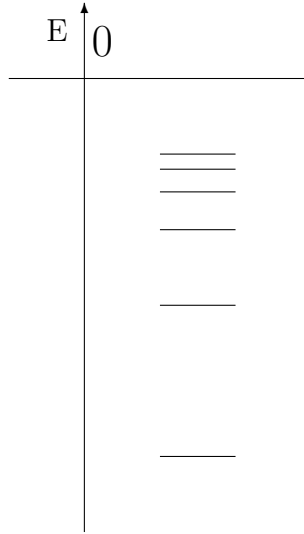
$$1eV \equiv 1.6 \times 10^{-19} J$$

Remarque : le passage aux "électrons volt" permet de s'affranchir de puissances de 10 dans les calculs.

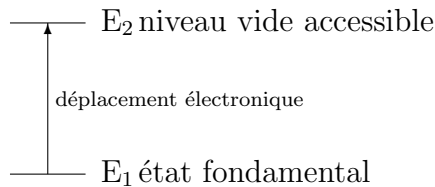
$$E_1 = -13.6 eV$$

$$E_2 = -3.4 eV$$

$$\lim_{n \rightarrow \infty} E_n = 0$$



- État Fondamental : L'énergie électronique est quantifiée pour l'atome d'hydrogène. À l'équilibre, les électrons tendent à minimiser leur énergie : c'est l'état le plus probable. On l'appelle *état fondamental* de l'atome. Il en est de même pour toute molécule : son énergie est quantifiée, et les électrons tendent à minimiser leur énergie : Ils adoptent donc les valeurs de l'énergie les plus profondes. Comme le nombre d'électrons d'une molécule n'est pas infini, et qu'il existe une infinité de valeurs de l'énergie, on a donc un moment ou un niveau plein en électron précède un niveau vide :



- Transition électronique :
On appelle ce passage (de l'état fondamental à un niveau accessible supérieur) *Transition-Électronique*. Elle se fait par l'action de la lumière.
On a fournit $\Delta E = E_2 - E_1$ à la molécule sous forme d'énergie lumineuse :

$$\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$$

Lors de la transition électronique $E_1 \rightarrow E_2$, l'édifice moléculaire absorbe une énergie

$$\Delta E = E_2 - E_1$$

Cette énergie correspond à 1 longueur d'onde λ .

On dit que cette énergie est absorbée : Si $\lambda \in [400nm; 750nm]$, alors la substance est colorée.

Exemple :

- $[Ti(H_2O)_6]^{3+}$
On donne $\frac{1}{\lambda} = 20000 \text{ cm}^{-1}$. Cela correspond à $\lambda = 500 \text{ nm}$ donc à une absorption dans le jaune : la solution est donc *Violette*.

- Cuivre en solution :

Le cuivre en solution est sous forme : $Cu_{(aq)}^{2+}$ et la solution est colorée bleue. Elle absorbe donc dans l'orange (couleur complémentaire du bleu) pour $\lambda \approx 580nm$. L'énergie absorbée est donc :

$$\Delta E = \frac{hc}{\lambda} = 3.42 \times 10^{-19} J$$

2 Application à la lessive

- On constate que les vieux papiers et les vieux tissus blancs jaunissent : Ils absorbent donc dans le bleu - violet.
- Une solution pour y remédier est "d'injecter" une substance bleue pour compléter le spectre de la lumière que le tissu émet (car il est appauvri en bleu).
- Aujourd'hui, on préfère utiliser des *agents azurants*. Ces molécules absorbent dans l'UV, et émettent dans le bleu. Ainsi on complète le spectre de la lumière émise. Cela explique que les tissus ont une couleur brillante (en boîte, la lumière noire est produite par des lampes UV, et alors le bleu des agents azurants ressort d'autant mieux).
- Les agents azurants sont produits à hauteur de 100000 tonnes par an, ce qui est considérable.

Exemple de molécules utilisées