

 **ACQUIS INDISPENSABLES**

1- En chimie organique, les familles de composés sont définies par la présence d'un **groupe caractéristique** d'atomes. Ce groupe caractéristique peut être identifié par **spectroscopie infrarouge**.

2- L'**équation de dissolution** d'un solide ionique de formule  $A_aB_{b(s)}$  constitué de cation  $A^{b+}$  et d'anion  $B^{a-}$ , s'écrit  $A_aB_{b(s)} \rightarrow a A^{b+}_{(aq)} + b B^{a-}_{(aq)}$

*Exemple* : l'équation de dissolution du fluorure de calcium  $CaF_2$  composé d'ions calcium  $Ca^{2+}$  et d'ions fluorure  $F^-$ .

3- Le **spectre UV-visible** d'une solution explique sa couleur.

4- La **concentration c** (en  $mol.L^{-1}$ ) en quantité de matière de soluté est égale au rapport de la **quantité de matière n** (en mol.) de soluté dissous et du **volume V** (en L) total de solution :

$$c = \frac{n}{V}$$

5- La **loi de Beer-Lambert** est utile pour un dosage par étalonnage. Elle relie l'**absorbance A** (sans unité) à la **concentration c** (en  $mol.L^{-1}$ ) par un coefficient de proportionnalité **k** (en  $L.mol^{-1}$ ) :

$$A = k c$$

Cette loi est valable pour des concentrations  $< 10^{-2} mol.L^{-1}$ .

En pratique, on trace une **droite d'étalonnage** nous permettant de déterminer la concentration en mesurant l'absorbance à l'aide d'un spectrophotomètre ou d'un colorimètre.

6- La **loi d'Ohm** établit une relation de proportionnalité entre la **tension U** (en V) aux bornes du conducteur et l'**intensité I** (en A) du courant traversant le conducteur. Le coefficient de proportionnalité est la **résistance R** (en  $\Omega$ ) :

$$U = R I$$

Les conducteurs respectant cette loi sont dits ohmiques.

 **COURS**

7- le **pH** (sans unité) se calcule directement à partir de la **concentration en quantité de matière** (en  $mol.L^{-1}$ ) d'ions oxonium ( $H_3O^+$ ) :

$$pH = -\log \left( \frac{[H_3O^+]}{c^\circ} \right)$$

$c^\circ = 1 mol.L^{-1}$  est la concentration standard.

Réciproquement, il est possible de calculer la concentration en ions oxonium connaissant le pH de la solution :

$$[H_3O^+] = c^\circ \cdot 10^{-pH}$$

*Exemples* : le pH d'une solution de concentration en ions oxonium  $[H_3O^+] = 0,010 mol.L^{-1}$  se calcule en faisant

$pH = -\log \left( \frac{[H_3O^+]}{c^\circ} \right) = -\log \left( \frac{0,010}{1} \right) = 2$ . La concentration en ions oxonium d'une solution de  $pH = 8,5$  est

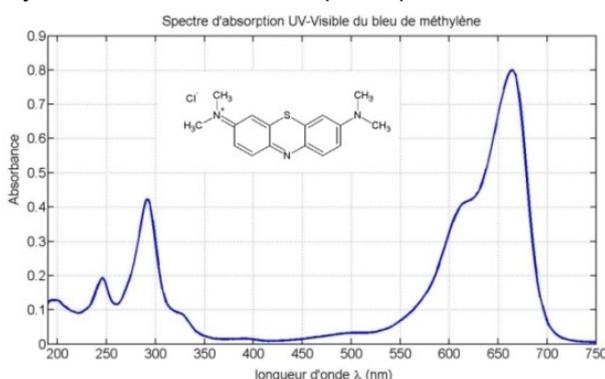
$[H_3O^+] = c^\circ \cdot 10^{-pH} = 1 \times 10^{-8,5} = 3,2 \cdot 10^{-9} mol.L^{-1}$ .

8- L'utilisation d'un **pH-mètre** permettra des mesures plus précises qu'avec un papier pH. La mesure est la plus fiable pour des pH variant entre 1 et 13, soit pour des concentrations en ions oxonium variant entre  $10^{-1}$  et  $10^{-13} mol.L^{-1}$ . L'incertitude sur la mesure est alors de **0,1 unité**.



9- La **spectroscopie** permet d'analyser les fréquences des ondes absorbées par une espèce chimique. Ceci permet d'obtenir des informations sur les niveaux d'énergie et la structure de la matière. Le **spectre d'absorption** obtenu représente l'**absorbance A** (sans unité) du matériau en fonction de la **longueur d'onde  $\lambda$**  (en m). Il est caractéristique du matériau étudié et permet ainsi d'identifier les espèces chimiques qui le compose.

*Exemple* : Spectre du bleu de méthylène tracé à l'aide d'un spectrophotomètre.



10- La **spectroscopie IR** apporte des informations sur le type de liaisons ce qui permet d'identifier les **groupes caractéristiques** présents dans la molécule étudiée. Le **spectre IR** représente la **transmittance T** (sans unité, souvent exprimée en pourcentages) en fonction du **nombre d'onde  $\tilde{\nu}$**  (ou  $\sigma$ ) (en  $m^{-1}$ ) qui est l'inverse de la **longueur d'onde  $\lambda$**  :

$$\tilde{\nu} = \frac{1}{\lambda}$$

Les pics (ou bandes) observés correspondent donc aux longueurs d'ondes absorbées.

*Exemples* : <http://chimie.ostralo.net/spectreIR>

11- La **conductance G** (en siemens S) d'une solution est l'inverse de sa **résistance R** (en  $\Omega$ ). Elle traduit sa capacité à conduire le courant électrique :

$$G = \frac{1}{R} = \frac{I}{U}$$

avec **U la tension** (en V) et **I l'intensité** du courant (en A).

12- La **conductivité  $\sigma$**  (en  $S \cdot m^{-1}$ ) est une grandeur proportionnelle à la **conductance G** (en S). Elle ne dépend que de la température et de la nature de la solution :

$$\sigma = \frac{l}{S} G$$

ou **l** est l'écart (en m) entre les électrodes, **S** la surface (en  $m^2$ ) des électrodes.

13- La **loi de Kohlrausch** permet de déterminer la **conductivité  $\sigma$**  (en  $S \cdot m^{-1}$ ) d'une solution en fonction des **conductivités molaires ioniques  $\lambda_i$**  (en  $S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$ ) et des **concentrations  $[X_i]$**  (en  $mol \cdot m^{-3}$ ) des ions présents dans la solution :

$$\sigma = \sum_{i=1}^n \lambda_i [X_i]$$

La conductivité molaire ionique dépend de la température.

*Exemple* : la conductivité  $\sigma$  d'une solution de chlorure de sodium ( $Na^+_{(aq)}$ ,  $Cl^-_{(aq)}$ ) de concentration en quantité de matière en soluté apporté c est  $\sigma = \lambda_{Na^+} [Na^+] + \lambda_{Cl^-} [Cl^-] = \lambda_{Na^+} c + \lambda_{Cl^-} c = (\lambda_{Na^+} + \lambda_{Cl^-}) c$ . La dernière égalité établit une relation de proportionnalité entre conductivité  $\sigma$  et concentration en quantité de matière de soluté apporté c.

14- Comme avec l'**absorbance A**, la détermination d'une concentration inconnue peut être obtenue à l'aide d'une **droite d'étalonnage** reliant la **conductance G** ou la **conductivité  $\sigma$**  à la **concentration c**.