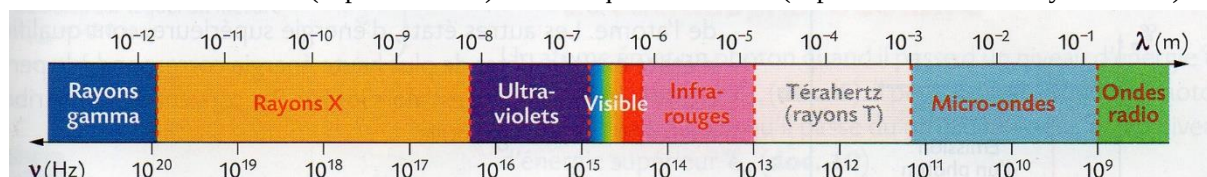


Livre p 29 à 48 – TP associés : TP 1 et 2

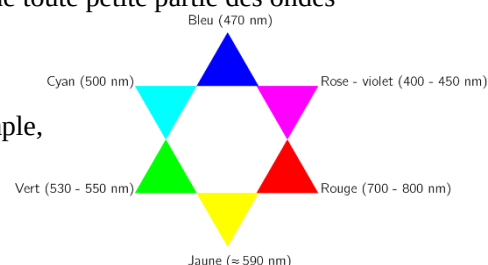
RAPPELS :

La lumière est une onde électromagnétique (OEM) : chaque radiation lumineuse est caractérisée par sa longueur d'onde notée λ « lambda » (exprimée en m) ou sa fréquence ν « nu » (exprimée en Hertz de symbole Hz).



Le domaine du visible par l'œil humain allant du violet au rouge est une toute petite partie des ondes électromagnétiques comprises entre **400 nm et 800 nm**.

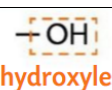
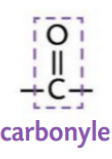
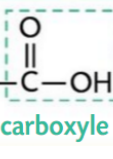
La couleur, perçue par l'œil, d'une solution colorée est la couleur complémentaire des radiations absorbées par la solution (par exemple, une solution perçue bleu absorbe dans le jaune).



Un solide ionique est constitué d'ions positifs et négatifs. Lors de sa dissolution dans l'eau, les ions se dispersent parmi les molécules d'eau.

Exemple : Equation de dissolution du chlorure de sodium dans l'eau : $\text{NaCl}_{(s)} \longrightarrow \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

Familles de molécules :

Groupe caractéristique	Famille	Formule générale
 hydroxyle	Alcool	$\text{R}-\text{OH}$
 carbonyle	Aldéhyde	$\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$ ou $\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$
	Cétone	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{R}'$
 carboxyle	Acide carboxylique	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$

R et R' sont des groupes alkyles ($-\text{CH}_3$, $-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, ...).

L'atome de carbone qui porte un groupe caractéristique est appelé **atome fonctionnel**.

Contexte :

I Spectroscopie

A) UV-Visible

La spectroscopie UV-visible est une technique d'identification d'espèces chimiques : on place la solution à analyser dans un **spectrophotomètre** ou la lumière blanche traverse la solution à analyser. Cette solution absorbe une partie de la lumière et le spectrophotomètre mesure l'**absorbance A** de la solution.

Plus la solution absorbe de lumière plus l'absorbance est grande



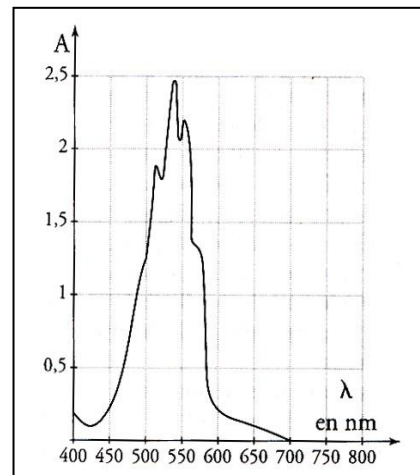
Le spectre UV-visible d'une espèce chimique représente l'absorbance de cette espèce en solution en fonction de la longueur d'onde de la radiation.
L'espèce est caractérisée par la longueur d'onde du maximum d'absorption λ_{\max} .

Pour toute étude on doit se placer à l'absorbance maximale pour que les valeurs d'absorbance mesurées soient utilisables et suffisamment précises (Dans l'exemple ci-contre, à l'absorbance maximale : $\lambda_{\max} \approx 540 \text{ nm}$).

L'absorbance et la concentration de l'espèce chimique en solution diluée ($C < 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$) sont proportionnelles selon la loi de Beer Lambert :

$$A = k \times C$$

Avec : A absorbance sans unité, C concentration molaire en espèce absorbante en mol.L^{-1} et k constante de proportionnalité en L.mol^{-1} .



Remarque : $k = \epsilon \times l$ ou ϵ est le coefficient d'absorption moléculaire de l'espèce absorbante et l l'épaisseur de la solution traversée.

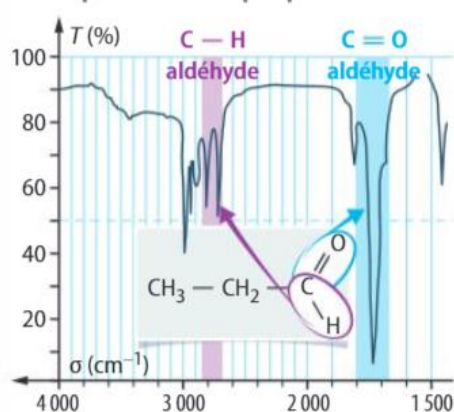
B) Infrarouge IR

Un spectre infrarouge représente la transmittance T (en %) d'une espèce chimique (rayonnement non absorbé) en fonction du nombre d'onde σ (inverse de la longueur d'onde en cm^{-1}). Il renseigne sur la nature des liaisons présentes dans une molécule et permet d'en identifier les groupes caractéristiques.

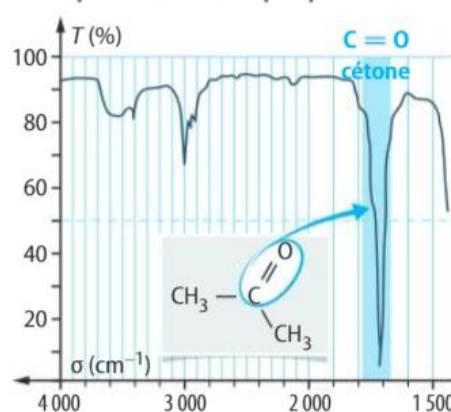
Liaisons	Nombres d'ondes (cm^{-1})
Alcool O - H	3 200 - 3 400 Bande forte et large
Cétone C = O	1 705 - 1 725 Bande forte et fine
Aldéhyde C - H	2 750 - 2 900 2 bandes moyennes et fines
C = O	1 720 - 1 740 Bande forte et fine
Acide carboxylique O - H	2 500 - 3 200 Bande forte et très large
C = O	1 680 - 1 710 Bande forte et fine
Ester C = O	1 700 - 1 740 Bande forte et fine
Alcène C = C	1 625 - 1 685 Bande moyenne
Amine N - H	3 100 - 3 500 Bande moyenne

Exemples :

Spectre IR du propanal



Spectre IR de la propanone



Les spectres IR du propanal et de la propanone présentent une bande forte et fine centrée sur 1700 cm^{-1} et caractéristique du groupe carbonyle C=O. L'analyse de cette seule bande ne permet pas de distinguer les deux molécules. En revanche, la présence de deux bandes moyennes et fines entre 2750 et 2900 cm^{-1} dans le spectre du propanal, caractéristique de la liaison C-H_{aldéhyde} et leur absence dans le spectre de la propanone, permet de les différencier.

Remarques : La largeur ou la finesse d'une bande s'apprécie horizontalement alors que son intensité, faible à forte, s'apprécie verticalement (Plus une bande est forte, plus elle descend bas dans le spectre).

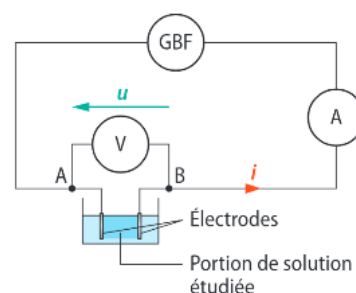
II Conductance et conductivité

A) Définition

- La conductance G, exprimée en Siemens (S), est l'inverse de la résistance R d'une portion de solution électrolytique (c'est-à-dire contenant des ions) :

$$G = \frac{1}{R} = \frac{i}{u} \quad \begin{matrix} \text{A} \\ \text{V} \end{matrix}$$

Elle dépend de la solution, mais aussi des caractéristiques géométriques de la cellule de mesure (surface S immergée des électrodes, et distance l entre les électrodes). Pour s'affranchir de ces caractéristiques, on définit la conductivité σ .



La conductivité σ traduit la capacité d'une solution ionique à conduire le courant électrique. Elle s'exprime en Siemens par mètre :

$$\sigma = G \times \frac{\ell}{S_e}$$

σ : $S.m^{-1}$ G : S ℓ : m S_e : m^2

Ex : à l'aide d'une cellule de conductimétrie composée de deux électrodes de surface $S_e = 1,0 \text{ cm}^2$ distantes de $\ell = 2,0 \text{ cm}$, on mesure une conductance $G = 1,2 \times 10^{-3} \text{ S}$ dans une solution. La conductivité de cette solution est :

$$\sigma = G \times \frac{\ell}{S_e} = 1,2 \times 10^{-3} \times \frac{2,0 \times 10^{-2}}{1,0 \times 10^{-4}} = 2,4 \times 10^{-1} \text{ S.m}^{-1}$$

B) Loi de Kohlrausch

Pour mesurer la conductivité σ d'une solution on plonge une sonde conductimétrique reliée à un conductimètre. La loi de Kohlrausch permet de calculer la conductivité d'une solution. Elle n'est valable que pour des solutions suffisamment diluées (concentration totale en ions inférieure à environ 10 mmol.L^{-1} soit $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$).

La conductivité d'une solution contenant des ions X_i est égale à la somme des produits de la concentration molaire $[X_i]$ de chaque ion par sa conductivité molaire ionique λ_{X_i}

$$\sigma = \sum_i \lambda_{X_i} \times [X_i]$$

σ Conductivité ($S.m^{-1}$)

λ_{X_i} Conductivité molaire ionique ($S.m^2.mol^{-1}$)

$[X_i]$ Concentration molaire ($mol.m^{-3}$)

Remarque très importante :

Si la solution ne contient qu'un seul soluté ionique, la conductivité de cette solution est proportionnelle à la concentration c de ce soluté : la loi de Kohlrausch devient $\sigma = k \times c$

Exercice 1 (NIVEAU 1) : Calculer la conductivité de la solution composée des ions suivants

Ion	H_3O^+	NO_3^-	SO_4^{2-}
Concentration (en $mol.L^{-1}$)	$2,00 \times 10^{-2}$	$1,00 \times 10^{-2}$	$5,00 \times 10^{-2}$
Concentration (en $mol.m^{-3}$)			
λ en $S.m^2.mol^{-1}$	$35,0 \times 10^{-3}$	$7,1 \times 10^{-3}$	$16,0 \times 10^{-3}$

Exercice 2 (NIVEAU 1) : Soit une solution de nitrate de nickel, soluté de formule $Ni(NO_3)_2$, de concentration molaire C . On mesure une conductivité $\sigma = 5,00 \times 10^{-2} \text{ S.m}^{-1}$. Calculer C .

Données : $\lambda_{Ni^{2+}} = 10,8 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.mol^{-1}$ et $\lambda_{NO_3^-} = 7,1 \times 10^{-3} \text{ S.m}^2.mol^{-1}$

1) Ecrire l'équation de dissolution du nitrate de nickel dans l'eau.

2) Exprimer alors la concentration molaire des ions nitrate $[NO_3^-]$ et nickel $[Ni^{2+}]$ en fonction de C .

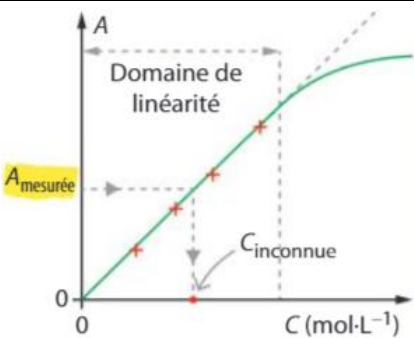
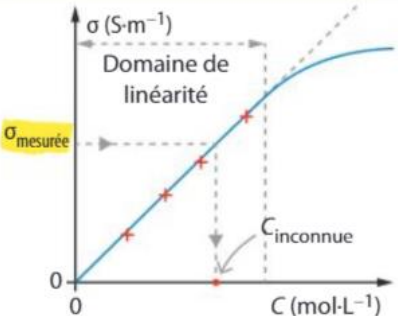
3) Utiliser la loi de Kohlrausch pour calculer la concentration molaire C .

III Dosage par étalonnage

Réaliser un dosage par étalonnage consiste à déterminer la concentration d'une espèce en solution en comparant une grandeur physique caractéristique de la solution (absorbance, conductivité) à la même grandeur physique mesurée pour des solutions étalons (solutions de concentration connue).

Principe :

- On réalise, par dilution d'une solution mère **contenant un seul soluté**, plusieurs solutions étalons de concentration connue.
- On mesure la grandeur physique souhaitée de chaque solution étalon.
- On trace l'évolution de la grandeur physique en fonction de la concentration.
- On obtient une droite passant par O, appelée droite d'étalonnage
- **Pour déterminer la concentration de la solution inconnue, il suffit de mesurer la valeur de la grandeur physique et de reporter sa valeur sur la droite pour en déduire sa concentration.**

Dosage par étalonnage spectrophotométrique Loi de Beer-Lambert (Pour $C < 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$)	Dosage par étalonnage conductimétrique Loi de Kohlrausch (Pour $C < 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$)
 <p>On déduit la concentration de la solution à partir de la mesure de son absorbance et de la droite d'étalonnage.</p>	 <p>On déduit la concentration de la solution à partir de la mesure de sa conductivité et de la droite d'étalonnage.</p>

IV Gaz parfait et quantité de matière

A) Equation d'état des gaz parfaits

Un gaz est constitué par des molécules ou des atomes en mouvement incessant et désordonné.

On parle de gaz parfait si ces entités sont suffisamment éloignées les unes des autres pour ne pas être en interaction, et si la somme de leurs volumes propres est très inférieure au volume total (Cela correspond à un gaz sous faible pression).

L'équation d'état du gaz parfait s'écrit :

$$P \times V = n \times R \times T$$

P pression en pascal (Pa)
n quantité de matière (mol)

V volume (m^3)
T température en kelvin (K)

R est la constante des gaz parfaits $R = 8,31 \text{ Pa.m}^3.\text{mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ (ou $\text{J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$)

Remarques :

- Cette équation est valable pour des gaz sous pression faible, inférieure à 5 bars.
- $1 \text{ bar} = 1 \times 10^5 \text{ Pa}$
- $T(\text{en K}) = \theta(\text{en } ^\circ\text{C}) + 273$

Exercice 3 (NIVEAU 1) :

Une éprouvette contient $V = 200 \text{ mL}$ de dichlore gazeux à une température $\theta = 25^\circ\text{C}$ et une pression $P = 1,013 \times 10^5 \text{ Pa}$. Calculer la quantité de matière de dichlore.

B) Volume molaire

Le volume molaire V_m d'un gaz parfait est le volume occupé **par une mole** de ce gaz. **V_m est le même pour tous les gaz parfaits, à température et pressions fixées.** A la pression atmosphérique ($1,013 \times 10^5$ Pa) et à 0°C $V_m = 22,4 \text{ L.mol}^{-1}$

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

$$V_m \text{ en m}^3.\text{mol}^{-1} \text{ (SI) ou L.mol}^{-1} \quad \text{Rem : d'après A) on a : } V_m = \frac{R \times T}{P}$$

A SAVOIR / SAVOIR FAIRE

- **Exploiter** la loi de Beer-Lambert, la loi de Kohlrausch ou l'équation d'état du gaz parfait pour déterminer une concentration ou une quantité de matière. **Citer** les domaines de validité de ces relations.
- **Exploiter**, à partir de données tabulées, un spectre d'absorption infrarouge ou UV-visible pour **identifier** un groupe caractéristique ou une espèce chimique.
- **Exploiter** l'équation d'état du gaz parfait pour décrire le comportement d'un gaz. **Identifier** quelques limites du modèle du gaz parfait.

ECE :

- **Mesurer** une conductance et tracer une courbe d'étalonnage pour déterminer une concentration.

VERIFIER SES CONNAISSANCES ET COMPETENCES :

QCM page 37 + exercices résolus pages 38-39

PREPARER LE CONTROLE : Refaire les exercices corrigés (NIVEAU 1 : 6, 7, 10 et 11 p 40-41 ; NIVEAU 2 : 9 et 13 p 41 ; réaction acide-métal, 14 et 16 p 42-43 ; NIVEAU 3 : 19 p 44 et exercice bac).

Pour APPRENDRE / REVISER autrement : (Paul Olivier – Youtube)

