



LE CHOIX
D'UNE AUTRE
SCOLARITÉ

Spécialité

Physique-Chimie

Classe de Terminale

- Première Partie -

PROGRAMME DE SPECIALITE

PHYSIQUE-CHIMIE

Classe de Terminale

Cours rédigé par M. Frédéric Perrault

ORGANISATION DU PREMIER TRIMESTRE

Séquences	Leçons	Devoirs à soumettre
1	Transformations acide-base : Transfert de protons, couples acide /base , espèce amphotère, formule du pH	
2	Méthodes physiques d'analyse d'un système chimique : Formule topologique, groupes caractéristiques, conductivité, absorbance et spectroscopie	Devoir n° 1
3	Méthodes chimiques d'analyse : Titre massique et densité, titrage pH -métrique et titrage conductimétrique	
4	Evolution temporelle d'une réaction chimique : Facteurs cinétiques, vitesse volumique, temps de demi-réaction , loi de vitesse d'ordre 1 , mécanisme réactionnel.	Devoir n° 2
5	Transformations nucléaires : Diagramme de stabilité, différents types de radioactivité, applications.	
6	Descriptions de mouvements : Forces, poussée d'Archimède. Vecteurs position, vitesse et accélération. Repère de Frenet.	
7	Deuxième loi de Newton : Référentiel galiléen, mouvements dans un champ uniforme .	Devoir n° 3
8	Mouvements dans un champ de gravitation : Lois de Kepler	
9	Écoulement des fluides : Régime permanent, relation de Bernoulli, effet Venturi.	Devoir n° 4
10	Dynamique d'un système électrique : Condensateur, circuit RC, temps caractéristique.	

En fin de fascicule :

- Les corrigés des exercices non à soumettre
- Puis les énoncés des devoirs à soumettre

SEQUENCE 2

METHODES PHYSIQUES D'ANALYSE D'UN SYSTEME CHIMIQUE

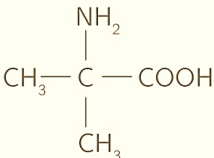
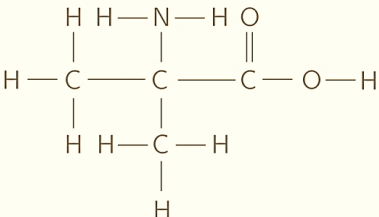
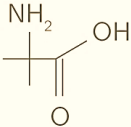
Prérequis : absorbance, spectre d'absorption, couleur d'une espèce en solution, loi de Beer -Lambert, concentration en quantité de matière, identification des groupes caractéristiques par spectroscopie infrarouge.

Un système chimique est un ensemble d'espèces chimiques susceptibles de réagir entre elles. L'objet de ce chapitre est de pouvoir calculer la composition d'un système chimique à partir de grandeurs physiques connue : pH, absorbance, conductance ou conductivité.

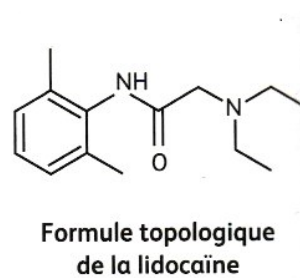
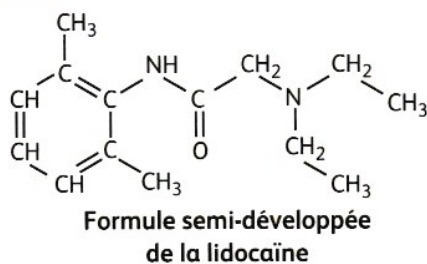
Formule topologique d'une molécule

Dans la formule topologique d'une molécule organique :

- La chaîne carbonée est représentée par une ligne brisée ;
- Seuls les atomes autres que ceux de carbone et d'hydrogène sont écrits, ainsi que les atomes d'hydrogène liés à ces autres atomes.

Formule brute	Formule semi-développée	Formule développée	Représentation topologique
$C_4H_9O_2N$			

Exemples de molécules en représentation topologique :



Groupes caractéristiques et nomenclature (Rappels)

La chaîne principale est la chaîne carbonée qui possède le groupe principal et la longueur maximale. Le nombre d'atomes de carbone que comporte la chaîne principale donne la racine du nom :

Nombre d'atomes de carbone	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Préfixe	méth -	éth -	prop -	but -	pent -	hex -	hept -	oct -	non -	déc -

Il faut savoir repérer les principaux groupes caractéristiques dans les formules des molécules :

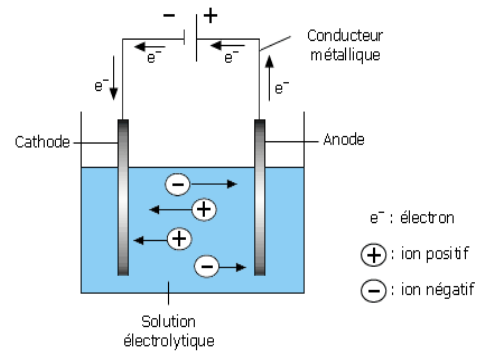
Famille	Alcane	Alcène	Alcool	Aldéhyde	Cétone
Nom du groupe caractéristique			Hydroxyle	Carbonyle	Carbonyle
Formule		$\begin{array}{c} R_1 \quad R_2 \\ \diagdown \quad / \\ C=C \\ / \quad \diagdown \\ R_3 \quad R_4 \end{array}$	R-OH	$R-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-H$	$R-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-R'$
Nomenclature	-ane	-n-ène	-ane -n-ol	-anal	-an-n-one

Famille	Acide Carboxylique	Ester	Amine primaire	Amide	Halogénoalcane
Nom du groupe caractéristique	Carboxyle	Ester	Amine	Amide	Halogénure
Formule	$R-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-OH$	$R_1-\overset{\text{O}}{\parallel}{C}-O-R$	$R_1-\underset{\text{H}}{\text{N}}-H$	$\begin{array}{c} O \quad H \\ \diagdown \quad / \\ C-N \\ / \quad \diagdown \\ R_1 \quad H \end{array}$	R-X
Nomenclature	(acide) -anoïque	-anoate d'alkyle	-an-n-amine	-anamide	(n-halogéno -)

Fonction	→	Acide carboxylique	Ester	Amide	Aldéhyde	Cétone	Alcool	Amine
Groupe caractéristique	→	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ -C \\ \\ O-H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ -C \\ \\ O-C \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ -C \\ \\ N \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ -C \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} O \\ \parallel \\ C \\ \\ C \end{array}$	$\begin{array}{c} C-OH \\ \\ C \end{array}$	$\begin{array}{c} C \\ \\ N \end{array}$
Suffixe	→	Acide ...oïque Acide ...carboxylique	...ate de ...yle	...amide	...al	...one	...ol	...amine
Préfixe	→				formyl...	oxo...	hydroxy...	amino...

Conductivité d'une solution ionique

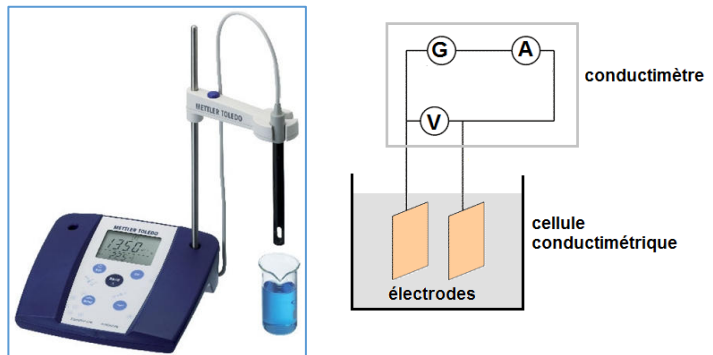
Une solution ionique, également appelée **solution électrolytique**, est une solution qui conduit le courant électrique. Le passage du courant électrique dans une solution est dû au déplacement des ions.



La **conductivité σ** d'une solution est une grandeur qui caractérise la capacité d'une solution à conduire le courant électrique. Elle s'exprime en **siemens par mètre ($S \cdot m^{-1}$)**.

Plus la conductivité d'une solution ionique est grande, plus cette solution conduit facilement le courant électrique.

La conductivité σ est mesurée à l'aide d'un conductimètre relié à une cellule de conductimétrie.



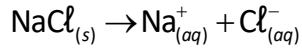
La conductivité σ d'une solution dépend de la nature et de la concentration des ions X_i présents dans cette solution. Cette grandeur se calcule par la relation suivante, appelée **loi de Kohlrausch** :

Loi de Kohlrausch	
$\sigma = \sum \lambda_i \times [X_i]$	<p>Avec :</p> <ul style="list-style-type: none"> - λ_i : conductivité molaire ionique ($S \cdot m^2 \cdot mol^{-1}$) - $[X_i]$: concentration en mol de l'espèce X_i ($mol \cdot m^{-3}$) - σ : conductivité de la solution ($S \cdot m^{-1}$)

Exemple : Conductivité d'une solution de chlorure de sodium ($\text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$) en fonction de la concentration c de la solution ?

La conductivité de la solution s'écrira : $\sigma = \lambda_{\text{Na}^+} \times [\text{Na}^+] + \lambda_{\text{Cl}^-} \times [\text{Cl}^-]$

L'équation de la réaction de dissolution du chlorure de sodium dans l'eau s'écrit :



$\Rightarrow \sigma = (\lambda_{\text{Na}^+} + \lambda_{\text{Cl}^-}) \times c$ ($[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = c$ d'après l'équation de la réaction de dissolution)

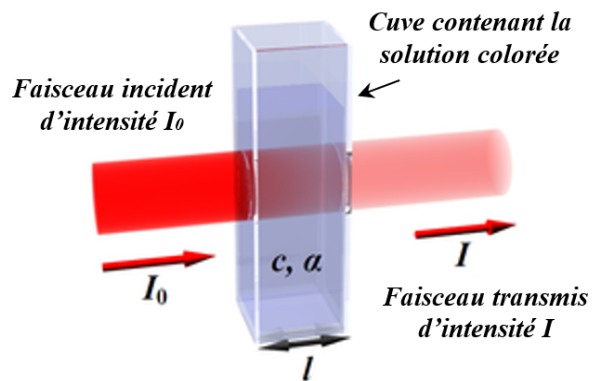
Absorbance

L'absorbance se mesure dans un appareil appelé **spectrophotomètre**. On place un échantillon de l'espèce colorée à analyser dans une cuve aux parois transparentes.

Un faisceau de lumière polychromatique traverse une espèce colorée dissoute dans un solvant. L'intensité du faisceau transmis I est comparée à l'intensité I_0 .

Pour chaque longueur d'onde, on définit **l'absorbance** (sans unité) :

$$A = -\log I/I_0$$



Loi de Beer Lambert (RAPPEL) :

$A = \varepsilon \cdot \ell \cdot C$	Avec :
	<ul style="list-style-type: none"> - A : l'absorbance de la solution (sans unité) - ℓ : longueur de la cuve (cm) - C : concentration en mol en espèce colorée ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$) - ε : coefficient d'absorption molaire de l'espèce colorée

Remarques :

Le coefficient d'absorption molaire ϵ caractérise la capacité qu'a une espèce donnée à absorber la lumière d'une longueur d'onde donnée ($L \cdot mol^{-1} \cdot cm^{-1}$)

ϵ et ℓ sont des constantes, la loi de Beer Lambert est souvent donnée sous la forme : $A = k \cdot C$ avec $k = \epsilon \cdot \ell$

Conditions de validité de la loi de Beer-Lambert :

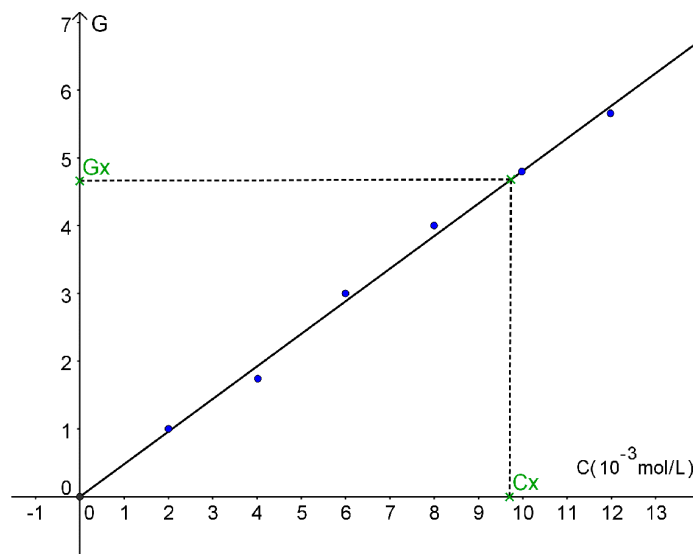
- La lumière doit être monochromatique ;
- La concentration en espèce colorée dans la solution doit être faible ;
- Le soluté ne doit pas donner lieu à des réactions sous l'effet de la lumière incidente ;
- La longueur d'onde utilisée doit être celle pour laquelle il y a un maximum d'absorption.

Application : dosage par comparaison

Principe :

- On veut connaître la concentration C_x en espèce E dans une solution S_x .
- On mesure une grandeur physique G pour différentes solutions de concentrations en E connues, appelées solutions étalons.
- Ces mesures permettent de tracer la courbe d'étalonnage $G = f(C)$.

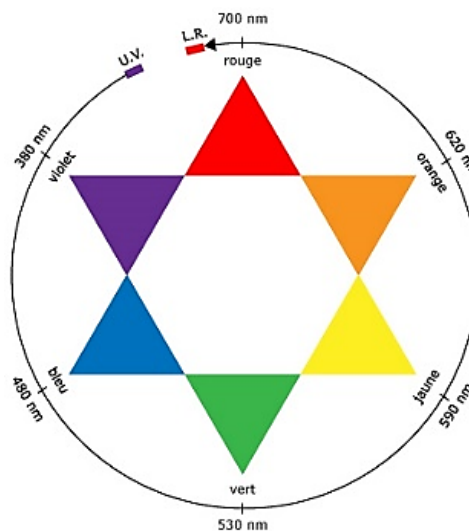
Si les points d'étalonnage sont alignés, on trace la droite moyenne.



- Ensuite il suffit de mesurer la valeur de G_x pour la solution S_x .

EXERCICES NON A SOUMETTRE

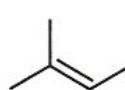
Donnée : Cercle chromatique



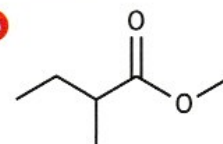
Exercice 6 : Utiliser la représentation topologique

1. Ecrire les formules brutes des molécules suivantes.
2. Entourer les groupes caractéristiques et préciser la classe fonctionnelle de chacune des molécules .

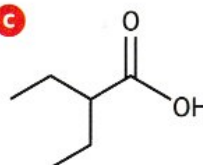
a



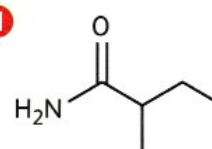
b



c



d



Exercice 7 : Loi de Beer-Lambert

Le diiode I_2 (aq) est une espèce chimique peu soluble dans l'eau. On procède au dosage par étalonnage d'une solution de diiode par spectrophotométrie.

Concentration c ($\mu\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$)	50	250	750	1000
Absorbance A	0,041	0,220	0,703	0,872

1. Les mesures ont été obtenues à $\lambda = 470$ nm, longueur d'onde pour laquelle la molécule de diiode présente un maximum d'absorption. En déduire la couleur de la solution de diiode.

2. A l'aide d'un tableur ou de la calculatrice, déterminer l'équation de la droite représentative de $A = f(c)$, modélisant la série de données.
3. La solution de diode analysée présente une absorbance $A = 0,514$. Déterminer sa concentration en quantité de matière.

Exercice 8 : Solubilité du sulfate de plomb

Le sulfate de plomb est le principal composant de l'anglésite, un minéral issu de l'oxydation de la galène. On trouve l'anglésite dans plusieurs gisements remarquables comme celui d'Anglesey (pays de galles), d'où elle tire son nom. Des traces de baryum ou de cuivre peuvent lui donner une couleur jaune.

Le sulfate de plomb, de formule $PbSO_4$, est faiblement soluble dans l'eau. On élabore une solution saturée en sulfate de plomb, que l'on filtre. On mesure ensuite la conductivité du filtrat $\sigma = 4,20 \text{ mS}\cdot\text{m}^{-1}$.

1. Ecrire l'équation de dissolution du sulfate de plomb $PbSO_4(s)$.
2. En utilisant la loi de Kohlrausch, déterminer la concentration en quantité de matière c de la solution en sulfate de plomb apporté.

Données :

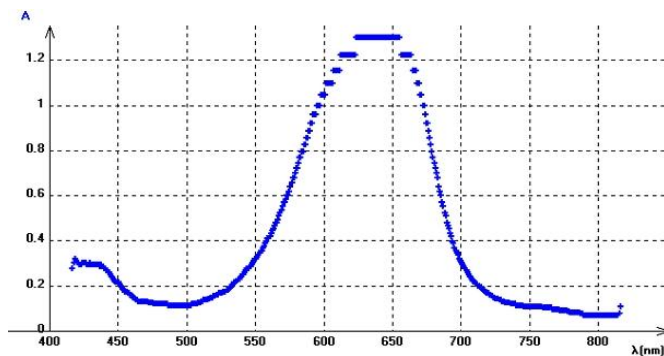
Conductivités molaires ioniques à 25°C prenant en compte le nombre de charges :

$$\lambda(Pb^{2+}) = 13,9 \times 10^{-3} \text{ S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1} \quad \text{et} \quad \lambda(SO_4^{2-}) = 16,0 \times 10^{-3} \text{ S}\cdot\text{m}^2\cdot\text{mol}^{-1}$$

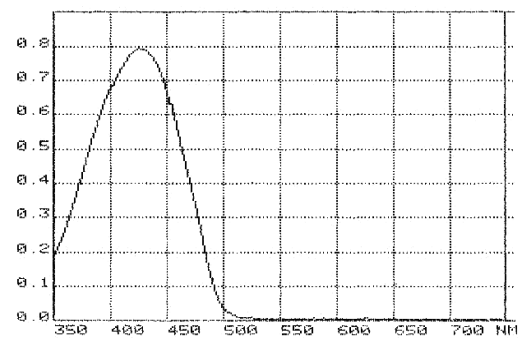
Exercice 9 : Le sirop de menthe

L'étiquette d'un sirop de menthe indique la présence de **colorants et d'arômes**. On suspecte la présence des colorants tartrazine et bleu patenté dans le sirop. Ainsi, à l'aide d'un spectrophotomètre, on réalise les courbes représentant la variation de l'absorbance de chacun de ces colorants en fonction de la longueur d'onde de la radiation qui la traverse.

Solution 1 :

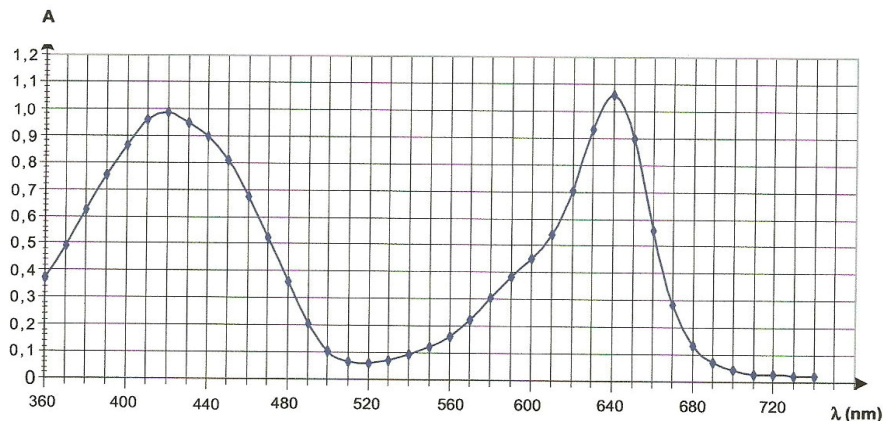


Solution 2 :



1. Préciser la longueur d'onde de la radiation la plus absorbée par chaque solution 1 et 2 et indiquer à quelle couleur correspond chaque radiation.
2. Associer à chaque graphe le colorant analysé. Expliquer.

On étudie ensuite l'absorbance A du sirop de menthe dilué 10 fois en fonction de la longueur d'onde λ des radiations envoyées. On obtient le graphe ci-dessous.

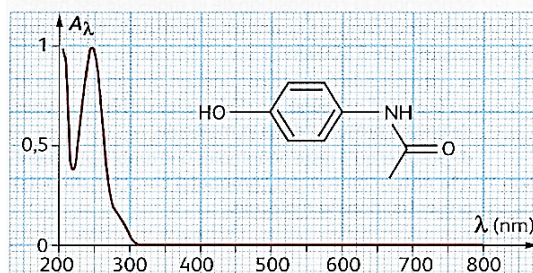


3. D'après le spectre d'absorption du sirop de menthe, renferme-t-il les colorants cités ?

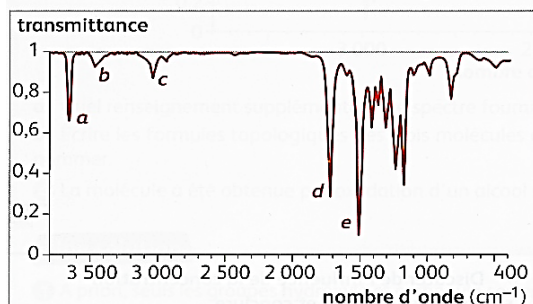
Exercice 10 : Caractérisation du paracétamol

Le paracétamol est le médicament le plus prescrit en France. Sa formule topologique et ses spectres UV-visible et infrarouge sont représentés ci-contre

DOC 1. Spectre UV-visible du paracétamol en solution aqueuse



DOC 2. Spectre IR du paracétamol en phase gazeuse



1. Recopier la formule topologique de la molécule et entourer ses groupes caractéristiques.
2. Citer le nom du groupe caractéristique -OH
3. A quelle classe fonctionnelle cette molécule appartient -elle du fait du groupe caractéristique contenant l'atome d'azote ?
4. Attribuer les bandes caractéristiques *a*, *b*, *c*, *d* et *e* du spectre IR aux liaisons correspondantes de la molécule.

