

# Des méthodes physiques d'analyse d'un système chimique

Cours

## Sommaire

### I Les grandeurs physiques permettant d'analyser un système chimique

- A Le pH d'une solution aqueuse
- B L'absorbance d'une solution
- C La conductance et la conductivité d'une solution
- D Le volume d'un gaz

### II Les dosages par étalonnage

- A Le principe des dosages par étalonnage
- B L'exploitation d'un dosage par étalonnage

### III L'exploitation de spectres d'absorption

- A La spectroscopie infrarouge
- B La spectroscopie UV-visible

## I Les grandeurs physiques permettant d'analyser un système chimique

Le pH, l'absorbance  $A$  et la conductance  $G$  (ou la conductivité  $\sigma$ ) d'une solution ainsi que le volume  $V$  d'un gaz sont des grandeurs physiques permettant d'analyser un système chimique. Elles sont liées aux concentrations ou aux quantités de matière d'espèces chimiques que le système chimique contient, dans la limite d'un domaine de validité.

### A Le pH d'une solution aqueuse

Le pH d'une solution aqueuse est lié à la concentration en ions oxonium  $H_3O^+$  qu'elle contient. Plus la concentration en ions oxonium  $H_3O^+$  est importante, plus le pH est faible.

#### FORMULE

#### pH d'une solution aqueuse

Le pH d'une solution aqueuse est une grandeur sans unité qui se calcule à partir de la concentration en ions oxonium  $[H_3O^+]$  de la solution et de l'activité du solvant « eau »  $C_{(mol.L^{-1})}^0$  :

$$\text{pH} = -\log \left( \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{(\text{mol.L}^{-1})}}{C^0_{(\text{mol.L}^{-1})}} \right)$$

#### EXEMPLE

La concentration en ions oxonium  $\text{H}_3\text{O}^+$  d'une solution est  $2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol.L}^{-1}$ . En solution aqueuse l'activité du solvant « eau »  $C^0_{(\text{mol.L}^{-1})}$  vaut 1, son pH est donc :

$$\text{pH} = -\log \left( \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{(\text{mol.L}^{-1})}}{C^0_{(\text{mol.L}^{-1})}} \right)$$

$$\text{pH} = -\log \left( \frac{2,5 \cdot 10^{-4}}{1} \right)$$

$$\text{pH} = 3,6$$



REMARQUE

On étudiera uniquement le pH de solutions aqueuses. La grandeur  $C^0$  est liée à l'activité du solvant « eau » présent en grande quantité donc sa valeur sera toujours égale à  $1 \text{ mol.L}^{-1}$ . On privilégie donc la formule suivante :

$$\text{pH} = -\log ([\text{H}_3\text{O}^+])$$

#### FORMULE

**Concentration en ions oxonium**  $[\text{H}_3\text{O}^+]$

La concentration en ions oxonium  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  d'une solution peut être déterminée à partir de son pH :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{(\text{mol.L}^{-1})} = C^0_{(\text{mol.L}^{-1})} \times 10^{-\text{pH}}$$

#### EXEMPLE

Le pH d'une solution est 9,5. Sa concentration en ions oxonium  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  est donc :

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{(\text{mol.L}^{-1})} = C^0_{(\text{mol.L}^{-1})} \times 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-9,5}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3,2 \times 10^{-10} \text{ mol.L}^{-1}$$



REMARQUE

Comme  $C^0 = 1 \text{ mol.L}^{-1}$ , on peut réécrire la formule de la façon suivante qu'on utilisera par la suite :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

#### PROPRIÉTÉ

Le pH d'une solution aqueuse est compris entre 0 et 14 et sa valeur détermine la nature d'une solution :

- Si le  $\text{pH} < 7$ , la solution est acide ;
- Si le  $\text{pH} = 7$ , la solution est neutre ;

- Si le  $\text{pH} > 7$ , la solution est basique.

#### EXEMPLE

Une solution de  $\text{pH} = 9,5$  est basique.



Les formules ci-dessous sont vraies tant que  $[\text{H}_3\text{O}^+] < 1 \text{ mol.L}^{-1}$  :

#### REMARQUE

- $\text{pH} = -\log \left( \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{(\text{mol.L}^{-1})}}{C_{(\text{mol.L}^{-1})}^0} \right)$
- $[\text{H}_3\text{O}^+]_{(\text{mol.L}^{-1})} = C_{(\text{mol.L}^{-1})}^0 \times 10^{-\text{pH}}$

## B L'absorbance d'une solution

La loi de Beer-Lambert énonce que l'absorbance  $A$  d'une solution, mesurable avec un spectrophotomètre, est proportionnelle à la concentration de l'espèce colorée qu'elle contient.

#### LOI

#### Loi de Beer-Lambert

À une longueur d'onde donnée, l'absorbance d'une solution colorée est proportionnelle à sa concentration :

$$A = k_{(\text{L.mol}^{-1})} \times C_{(\text{mol.L}^{-1})}$$

$k$  étant une constante qui dépend du soluté coloré, de la longueur d'onde et de la largeur de la cuve contenant la solution,  $k$  s'exprime en litres par mol.

L'absorbance mesure la capacité qu'a la solution à absorber la lumière qui la traverse.

#### EXEMPLE

Une solution de concentration  $C = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  contient un soluté caractérisé par une constante  $k = 40 \text{ L.mol}^{-1}$  (à une longueur d'onde donnée).

Son absorbance est alors :

$$A = k_{(\text{L.mol}^{-1})} \times C_{(\text{mol.L}^{-1})}$$

$$A = 6,5 \cdot 10^{-3} \times 40$$

$$A = 0,26$$

Notons que l'absorbance est une grandeur sans dimensions.

#### PROPRIÉTÉ

Même si la constante de proportionnalité n'est pas connue, la loi de Beer-Lambert permet de calculer l'absorbance d'une solution à partir de sa concentration et de l'absorbance d'une solution de même nature et de concentration connue.

#### EXEMPLE

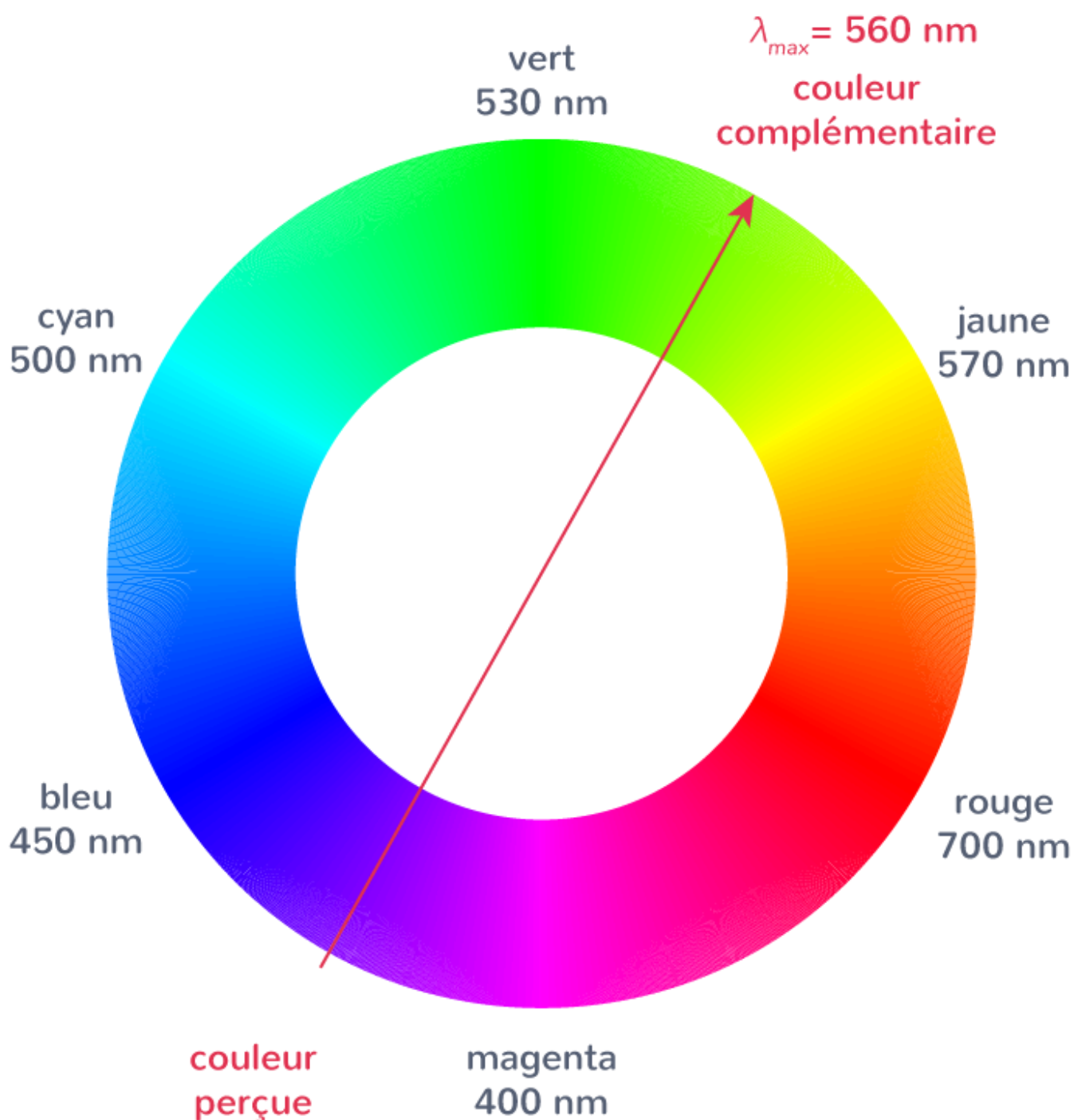
Si on dilue une solution deux fois, on divise sa concentration par deux. Ainsi, l'absorbance est également divisée par deux.

#### PROPRIÉTÉ

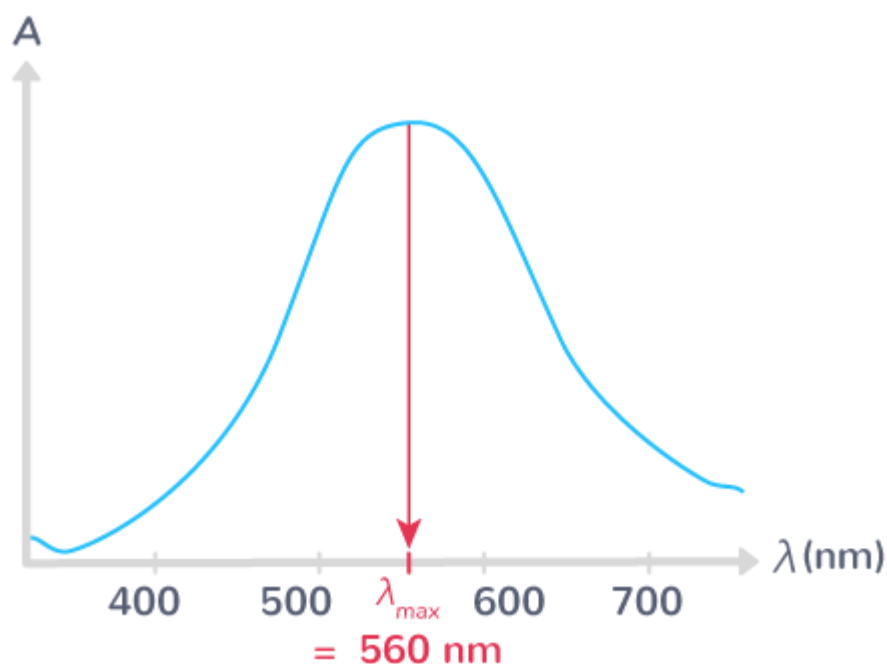
Pour minimiser l'incertitude sur la mesure de l'absorbance d'une solution, on réalise une mesure d'absorbance à la longueur d'onde correspondant au maximum d'absorption. Cette longueur d'onde peut être déterminée à partir de la couleur de la solution en prenant la couleur de la longueur d'onde diamétralement opposée sur le cercle chromatique ou de son spectre d'absorption, c'est alors la longueur d'onde qui donne la plus grande valeur d'absorption.

#### EXEMPLE

Une solution de permanganate de potassium est magenta. À l'aide du cercle chromatique, on détermine la couleur qu'elle absorbe majoritairement. C'est la couleur diamétralement opposée au magenta, elle est verte et de longueur d'onde  $\lambda_{max} = 560 \text{ nm}$ .



Cette longueur d'onde, correspondant au maximum d'absorption, peut aussi être déterminée à partir du spectre d'absorption d'une solution de permanganate de potassium :



Utilisation du spectre d'absorption



REMARQUE

La loi de Beer-Lambert est valable pour des solutions dont la concentration est inférieure à  $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

## C La conductance et la conductivité d'une solution

La loi de Kohlrausch énonce que la conductance  $G$  et la conductivité  $\sigma$  d'une solution augmentent avec les concentrations des ions qu'elle contient.

### FORMULE

#### Relation entre la conductance et la résistance d'une solution

La conductance  $G$  représente la capacité d'une solution à laisser passer un courant électrique. Elle est l'inverse de sa résistance électrique  $R$ , elle peut être mesurée avec un conductimètre et s'exprime en siemens (S) :

$$G_{(S)} = \frac{1}{R_{(\Omega)}}$$

#### EXEMPLE

Une solution de sulfate de cuivre de concentration  $[\text{Cu}^{2+}] = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  a pour résistance  $R = 58 \Omega$ . Sa conductance est :

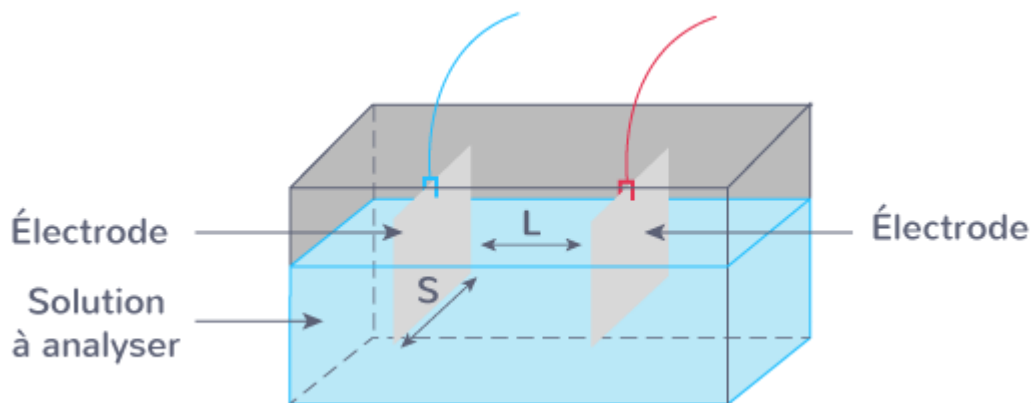
$$G = \frac{1}{R} = \frac{1}{58} = 0,017 \text{ S}$$

#### FORMULE

### Relation entre la conductance et la conductivité d'une solution aqueuse

La conductance  $G$  d'une solution est égale au produit du facteur de cellule et de la conductivité  $\sigma$  de la solution. Elle s'exprime en siemens par mètre ( $\text{S.m}^{-1}$ ). Le facteur de cellule est le quotient de surface  $S$  des électrodes et de la distance  $L$  qui les sépare. La relation permettant de calculer la conductance est la suivante :

$$G_{(S)} = \frac{S_{(m^2)}}{L_{(m)}} \times \sigma_{(S.m^{-1})}$$



#### EXEMPLE

Une électrode dont le facteur de cellule est  $\frac{S}{L} = 8,0 \text{ cm}$ , plonge dans une solution de conductivité  $\sigma = 425 \text{ mS.m}^{-1}$ . La conductance de cette solution est alors :

$$G_{(S)} = \frac{S_{(m^2)}}{L_{(m)}} \times \sigma_{(S.m^{-1})}$$

$$G = 8,0 \cdot 10^{-2} \times 425 \times 10^{-3}$$

$$G = 0,034 \text{ S}$$

#### PROPRIÉTÉ

La conductance  $G$  d'une solution dépend :

- des caractéristiques de la cellule du conductimètre qui la mesure : la surface  $S$  des électrodes et la distance  $L$  qui les sépare ;
- de la conductivité  $\sigma$  de la solution, qui dépend de la nature et de la concentration des ions qu'elle contient.

#### EXEMPLE

Les facteurs de cellule de deux électrodes sont  $\frac{S_1}{L_1} = 8,0 \text{ cm}$  et  $\frac{S_2}{L_2} = 6,0 \text{ cm}$ . Ces deux électrodes sont plongées dans une même solution de conductivité  $\sigma = 425 \text{ mS.m}^{-1}$ . Les électrodes ne vont pas mesurer la même conductance. Les conductances de cette solution sont :

- $G_1 = 0,034 \text{ S}$
- $G_2 = 0,0255 \text{ S}$



CONSEIL

Pour calculer la conductivité d'une solution, les concentrations des ions doivent être exprimées en moles par mètre cube ( $\text{mol.m}^{-3}$ ). Or elles sont souvent connues en moles par litre ( $\text{mol.L}^{-1}$ ), il est donc nécessaire de les convertir avec la règle suivante :  $C_{(\text{mol.m}^{-3})} = C_{(\text{mol.L}^{-1})} \times 10^3$ , car  $1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$ .

#### EXEMPLE

Dans une solution, la concentration de l'ion sodium, en moles par litre ( $\text{mol.L}^{-1}$ ) est  $[\text{Na}^+] = 0,100 \text{ mol.L}^{-1}$ .

La conversion de cette concentration en moles par mètre cube ( $\text{mol.m}^{-3}$ ) donne :  $[\text{Na}^+] = 0,100.10^3 \text{ mol.m}^{-3}$



REMARQUE

Certains conductimètres affichent la conductance  $G$  de la solution et d'autres affichent sa conductivité  $\sigma$ .

#### LOI

### La loi de Kohlrausch

La conductivité  $\sigma$  d'une solution est égale à la somme des contributions de chaque ion. La contribution d'un ion est égale au produit de la conductivité molaire ionique  $\lambda$  (en  $\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1}$  de l'ion considéré et de la concentration de cet ion. La concentration est exprimée en moles par mètre cube ( $\text{mol.m}^{-3}$ ) et l'on a :

$$\sigma_{(\text{S.m}^{-1})} = \lambda_{1(\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1})} \times [\text{ion 1}]_{(\text{mol.m}^{-3})} + \lambda_{2(\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1})} \times [\text{ion 2}]_{(\text{mol.m}^{-3})} + \dots$$

#### EXEMPLE

Dans une solution de chlorure de sodium de concentration  $C$ , on a des ions chlorure et sodium présents dans les mêmes proportions, c'est-à-dire :

$$[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = C$$

L'expression de la conductivité de cette solution est donc :

$$\sigma_{(\text{S.m}^{-1})} = \lambda_{\text{Na}^+(\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1})} \times [\text{Na}^+]_{(\text{mol.m}^{-3})} + \lambda_{\text{Cl}^-(\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1})} \times [\text{Cl}^-]_{(\text{mol.m}^{-3})}$$

$$\sigma_{(\text{S.m}^{-1})} = (\lambda_{\text{Na}^+(\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1})} + \lambda_{\text{Cl}^-(\text{S.m}^2.\text{mol}^{-1})}) \times C_{(\text{mol.m}^{-3})}$$

Les conductivités molaires ioniques de ces deux ions sont :

- $\lambda_{\text{Na}^+} = 5,01.10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$
- $\lambda_{\text{Cl}^-} = 7,63.10^{-3} \text{ S.m}^2.\text{mol}^{-1}$

Si la concentration de cette solution est  $C = 0,100 \text{ mol.L}^{-1} = 0,100.10^3 \text{ mol.m}^{-3}$ , la valeur de la conductivité de cette solution est :

$$\sigma = (5,01.10^{-3} + 7,63.10^{-3}) \times 0,100.10^3$$

$$\sigma = 1,26 \text{ S.m}^{-1}$$



REMARQUE

La conductivité  $\sigma$  est proportionnelle à la concentration de la solution étudiée. Donc si la concentration de la solution augmente, alors la conductivité augmente et la conductance  $G$  aussi.



REMARQUE

La loi de Kohlrausch est valable pour des solutions dont la concentration est inférieure à  $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

## D Le volume d'un gaz

L'équation d'état des gaz parfaits montre qu'à pression et température données, le volume  $V$  d'un gaz est proportionnel à sa quantité de matière  $n$ .



REMARQUE

Dans l'équation d'état des gaz parfaits, la température du gaz n'est pas exprimée en degrés Celsius ( $^{\circ}\text{C}$ ) mais en kelvin (K).

La règle de conversion entre ces deux unités est :

$$T_{(\text{K})} = T_{(^{\circ}\text{C})} + 273,15$$

### EXEMPLE

On cherche la conversion d'une température de  $20^{\circ}\text{C}$  en kelvin. D'après la relation de conversion, on a :

$$T_{(\text{K})} = T_{(^{\circ}\text{C})} + 273,15$$

$$T = 20 + 273,15$$

$$T = 293 \text{ K}$$

Une température de  $20^{\circ}\text{C}$  correspond à  $293 \text{ K}$ .

### FORMULE

## Équation d'état des gaz parfaits

L'équation d'état des gaz parfaits lie la pression  $p$ , le volume  $V$ , la quantité de matière  $n$  et la température  $T$  d'un gaz :



$$p_{(\text{Pa})} \times V_{(\text{m}^3)} = n_{(\text{mol})} \times R \times T_{(\text{K})}$$

$R$  est la constante des gaz parfaits,  $R = 8,314 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$ .

#### EXEMPLE

Pour une mole de gaz à pression et température normales (293,15 K, 1 013 hPa), le volume occupé est :

$$V = \frac{nRT}{p}$$

$$V = \frac{1 \times 8,314 \times 293,15}{1013.10^2}$$

$$V = 0,024 \text{ m}^3$$



#### REMARQUE

Pour une pression et une température données, le volume occupé par un gaz est proportionnel à sa quantité de matière :

$$V_{(\text{m}^3)} = \frac{n_{(\text{mol})} \times R \times T_{(\text{K})}}{p_{(\text{Pa})}}$$

$$V_{(\text{m}^3)} = a \times n_{(\text{mol})}$$

$a$  étant une constante dépendant de la température et de la pression,  $a = \frac{R \times T_{(\text{K})}}{p_{(\text{Pa})}}$ .

#### EXEMPLE

À pression et température normales (20 °C, 1 013 hPa), le volume occupé par une mole de gaz est  $V_1 = 0,024 \text{ m}^3$ , la constante  $a$  est donc :

$$a = \frac{V_{(\text{m}^3)}}{n_{(\text{mol})}}$$

$$a = \frac{0,024}{1}$$

$$a = 0,024 \text{ m}^3.\text{mol}^{-1}$$



#### REMARQUE

La proportionnalité entre la quantité de matière de gaz et son volume est vérifiée quelle que soit l'unité de volume.

#### EXEMPLE

Si une transformation chimique double le volume d'un gaz, elle doublera donc aussi sa quantité de matière.

## II Les dosages par étalonnage

Il est possible de déterminer la concentration ou la quantité de matière d'une espèce chimique en solution en mesurant une grandeur physique qui varie avec la concentration, c'est le principe des dosages par étalonnage. On trouvera alors notre concentration en mesurant la grandeur physique choisie dans notre solution et en la reportant sur la courbe d'étalonnage obtenue.

### A Le principe des dosages par étalonnage

Un dosage par étalonnage consiste à déterminer la concentration ou la quantité de matière d'une espèce chimique en solution.

#### DÉFINITION

#### Dosage par étalonnage

Un dosage par étalonnage consiste à déterminer la concentration ou la quantité de matière d'une espèce chimique en solution. Pour cela, on utilise des solutions étalons et on mesure une grandeur physique liée à la concentration de l'espèce chimique à doser. Les solutions étalons sont un ensemble de solutions de même composition et de concentrations connues.

#### EXEMPLE

Lors d'un dosage par étalonnage, les grandeurs physiques pouvant être mesurées sont le pH, l'absorbance  $A$ , la conductance  $G$  ou la conductivité  $\sigma$  d'une solution ainsi que le volume  $V$  d'un gaz.

### B L'exploitation d'un dosage par étalonnage

L'exploitation d'un dosage par étalonnage est la même quelle que soit la grandeur mesurée pour déterminer la concentration ou la quantité de matière de l'espèce chimique à doser. Cette exploitation fait appel à la courbe d'étalonnage obtenue à l'aide des solutions étalons.

#### DÉFINITION

#### Courbe d'étalonnage

La courbe d'étalonnage est le graphique obtenu en représentant la grandeur mesurée en fonction de la concentration de la solution. En mesurant la même grandeur physique et en la reportant sur la courbe d'étalonnage, on obtient la concentration de la solution à doser.

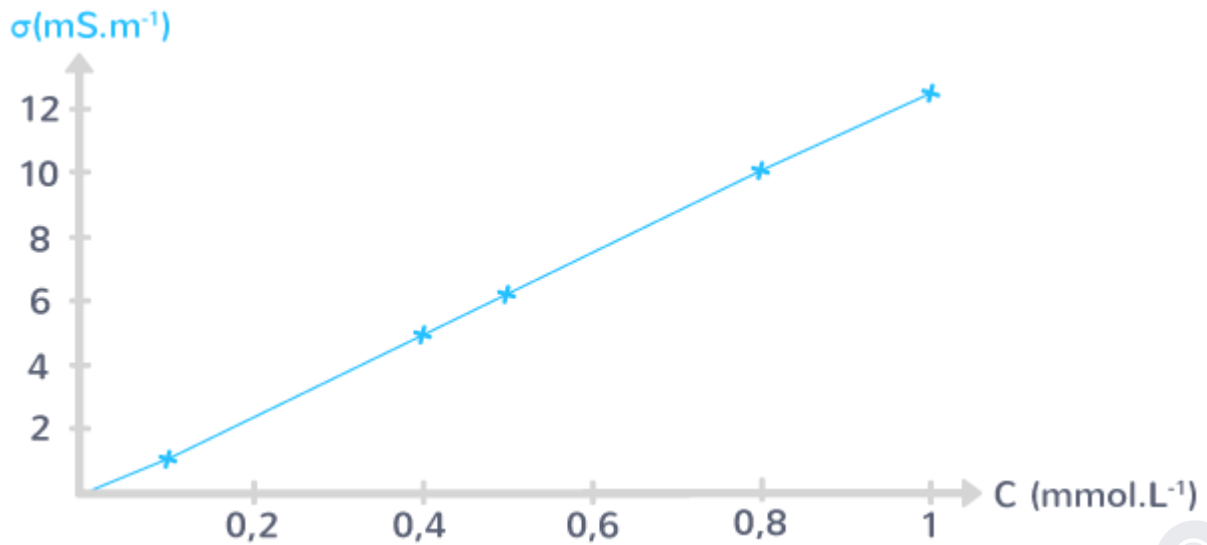
#### EXEMPLE

On souhaite doser par étalonnage une solution d'eau salée ( $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ ).  
On a mesuré les conductivités de cinq solutions étalons de concentrations connues :

Concentration de la solution étalon	0,10	0,40	0,50	0,80	1,0
$C_{(\text{mmol.L}^{-1})}$					
Conductivité de la solution étalon	1,0	5,0	6,2	10,0	12,5

$$\sigma_{(\text{mS.m}^{-1})}$$

La courbe d'étalonnage, ou droite d'étalonnage, est le graphique représentant la conductivité des solutions étalons en fonction de leur concentration :



Droite d'étalonnage

#### PROPRIÉTÉ

Lorsqu'on dispose d'une courbe d'étalonnage, on détermine la concentration de la solution à doser en mesurant la même grandeur physique que les solutions étalons. Ensuite, on reporte la valeur obtenue sur la courbe d'étalonnage.

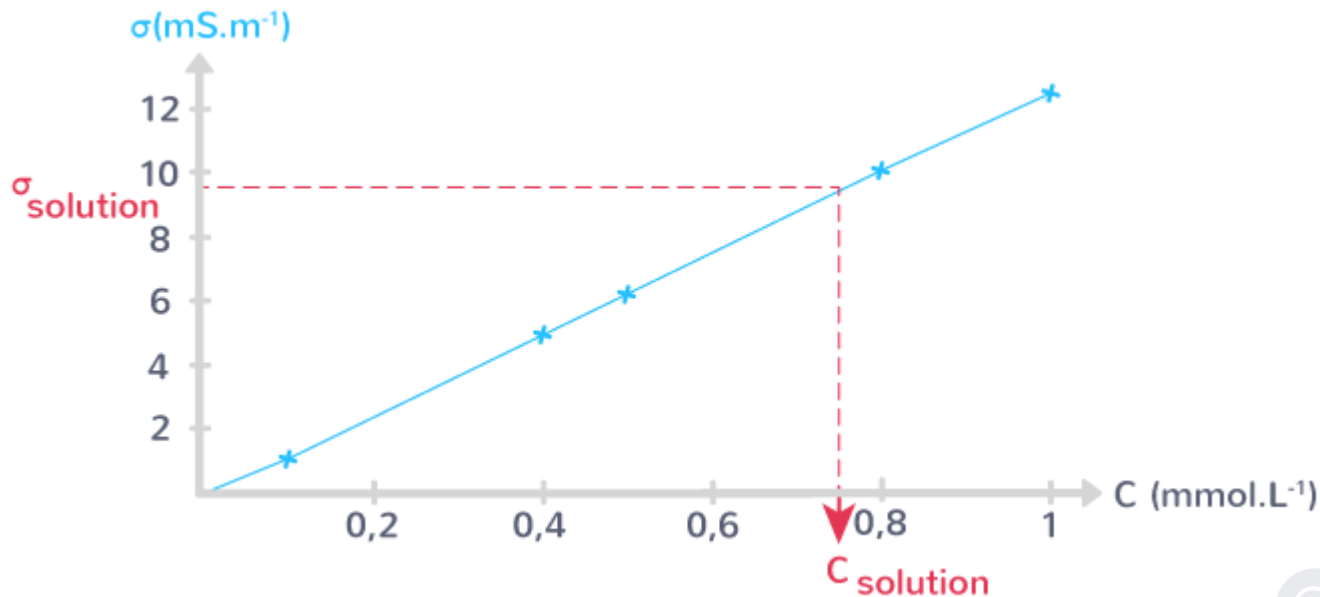
#### EXEMPLE

Dans l'exemple précédent, après avoir tracé la droite d'étalonnage, on mesure la conductivité de la solution d'eau salée ( $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ ) que l'on souhaite doser. On obtient  $\sigma_{\text{solution}} = 9,5 \text{ mS.m}^{-1}$ .

On reporte alors cette conductivité sur la courbe d'étalonnage précédente. On lit la concentration de la solution de chlorure de sodium à doser en abscisse. Ici, on obtient :

$$C = 0,75 \text{ mmol.L}^{-1}$$

C'est la concentration de notre solution.



### III L'exploitation de spectres d'absorption

En se reportant à des valeurs de référence, les spectres d'absorption permettent d'identifier une molécule ou son groupe caractéristique. Deux types de spectroscopie sont utilisés pour renseigner sur la structure ou la nature de la molécule : la spectroscopie infrarouge et la spectroscopie UV-visible.

#### A La spectroscopie infrarouge

L'exploitation du spectre infrarouge d'une molécule permet d'identifier le type de liaisons, donc le groupe caractéristique qu'elle contient. Les nombres d'onde  $\sigma$ , en abscisse des bandes d'absorption, dépendent des liaisons chimiques qui composent la molécule.



PIÈGE

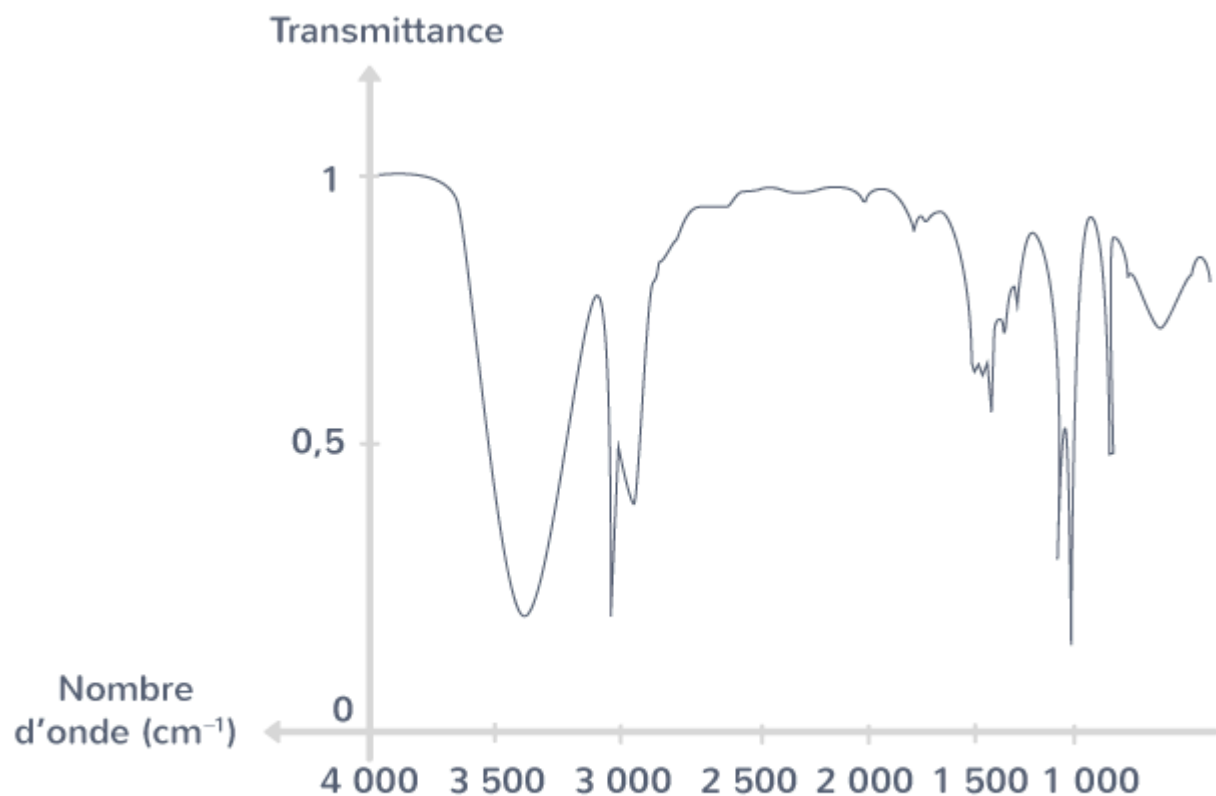
Dans la littérature scientifique, les grandeurs « nombres d'onde » et « conductivité » ont le même symbole :  $\sigma$ .

#### DÉFINITION

##### Spectre d'absorption infrarouge (ou IR)

Le spectre d'absorption infrarouge (ou IR) est le graphique représentant la transmittance  $T$  ( $T = 10^{-A}$ ) en fonction du nombre d'onde  $\sigma$ , exprimée en  $\text{cm}^{-1}$  ( $\sigma = \frac{1}{\lambda}$ ).

#### EXEMPLE



Une bande d'absorption se visualise  
comme une chute brusque de la courbe

Exemple de spectre d'absorption IR

#### PROPRIÉTÉ

Les spectres d'absorption IR présentent de nombreuses bandes d'absorption. Chaque bande correspond à l'absorption d'une radiation de longueur d'onde par une liaison chimique particulière.

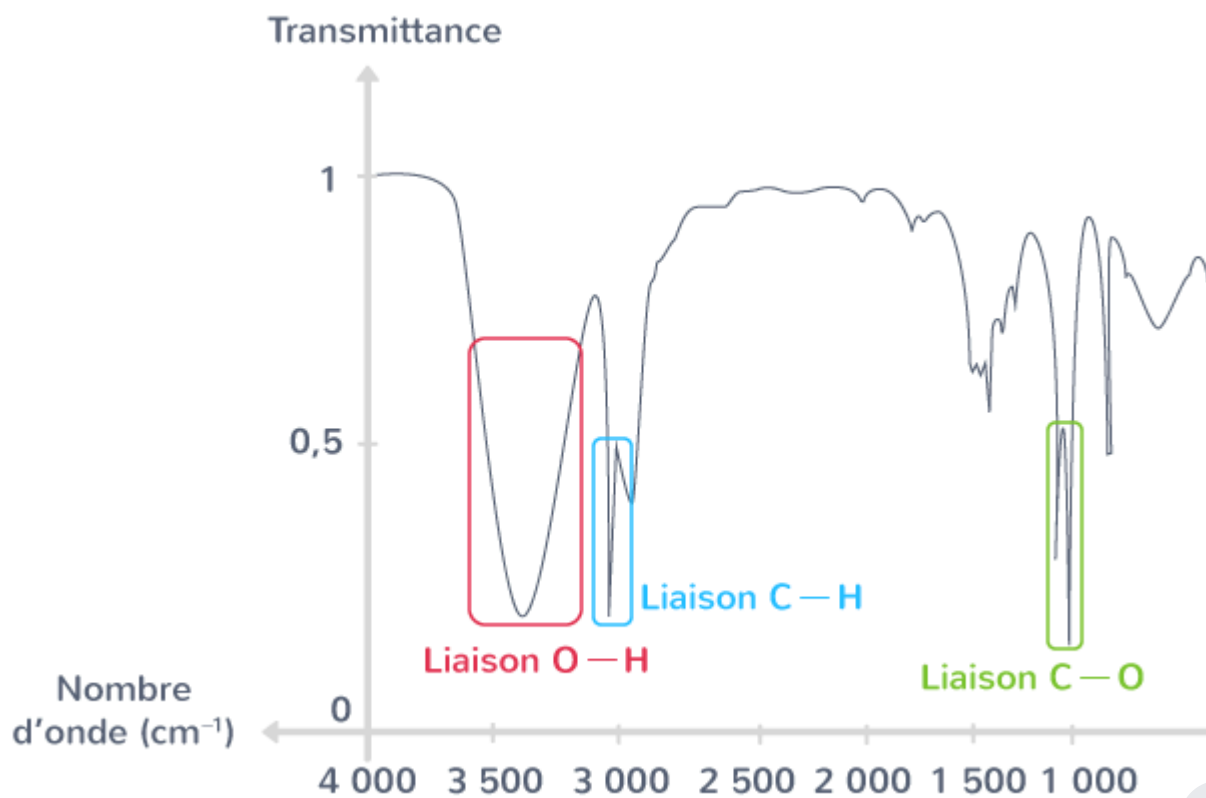
Le tableau généralement donné dans les énoncés permet de déterminer le type de liaisons présent dans la molécule étudiée et d'identifier un groupe caractéristique.

Liaison	Famille chimique	Nombre d'onde $\sigma$ (cm <sup>-1</sup> )
C—H	Alcane Alcène Aldéhyde	2 800 – 3 000 et 1 350 - 1 450 1 650 2 650 – 2 850
C=C	Alcène	1 700 – 1 725
C=O	Aldéhyde Cétone Ester Acide carboxylique Amide	1 725 – 1 750 1 700 – 1 725 1 730 – 1 750 1 740 – 1 800 1 600 – 1 700

C—O	Alcool Ester Acide carboxylique	1 000 – 1 200 1 050 – 1 300 1 100 – 1 200
C—N	Amine	1 000 – 1 200
N—H	Amine Amide	1 550 – 1 650 3 300 – 3 500
O—H	Alcool	3 200 – 3 500 (bande large)

#### EXEMPLE

Le spectre de la molécule d'éthanol est le suivant :



Spectre IR de la molécule d'éthanol

Dans le spectre de l'éthanol ci-dessus, trois pics d'absorption se détachent :

- une bande large à environ  $3\,400\text{ cm}^{-1}$  ;
- un pic à environ  $3\,000\text{ cm}^{-1}$  ;
- un pic à environ  $1\,000\text{ cm}^{-1}$  .

En comparant ces bandes aux valeurs tabulées, on en déduit que :

- La bande à  $3\,400\text{ cm}^{-1}$  correspond à la liaison O—H d'une fonction alcool.

- Le pic à  $3\,000\text{ cm}^{-1}$  correspond à une liaison  $\text{C}-\text{H}$  d'un alcane.
- Le pic à  $1\,000\text{ cm}^{-1}$  pourrait correspondre à une liaison  $\text{C}-\text{O}$  d'une fonction alcool.

Grâce au spectre, on a pu identifier clairement la fonction alcool de la molécule d'éthanol :



Formule semi-développée de l'éthanol

## B La spectroscopie UV-visible

L'exploitation du spectre UV-visible d'une solution permet d'identifier une entité chimique. La longueur d'onde  $\lambda_{\text{max}}$  correspond à l'absorption maximale d'une solution et dépend de l'entité absorbante qu'elle contient, elle permet donc de l'identifier.

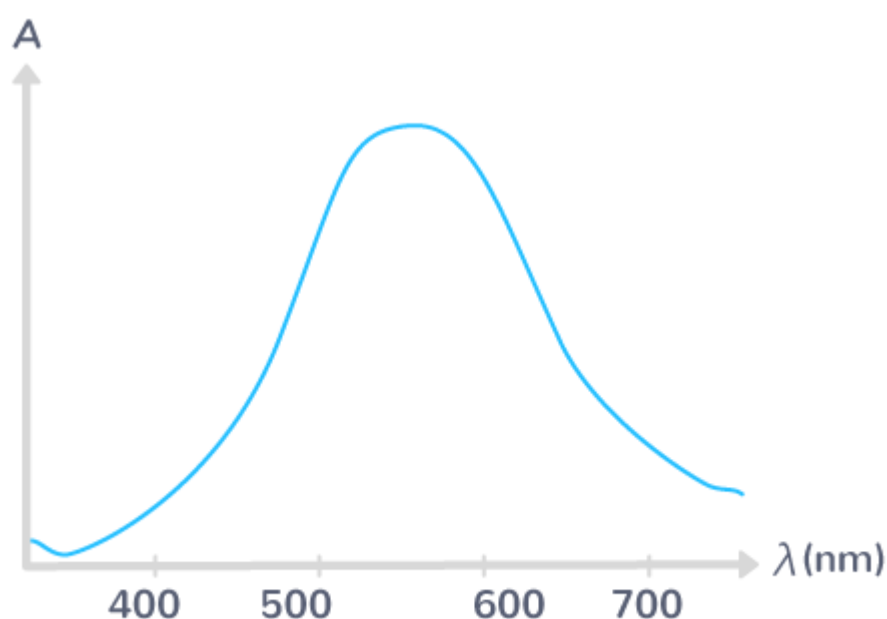
### DÉFINITION

#### Spectre d'absorption UV-visible

Le spectre d'absorption UV-visible est le graphique représentant l'absorbance de la solution en fonction de la longueur d'onde  $\lambda$ . Ce spectre couvre généralement le domaine visible et une partie du domaine ultraviolet, soit  $200-800\text{ nm}$ .

### EXEMPLE

Le spectre d'absorption d'une solution de permanganate de potassium est :

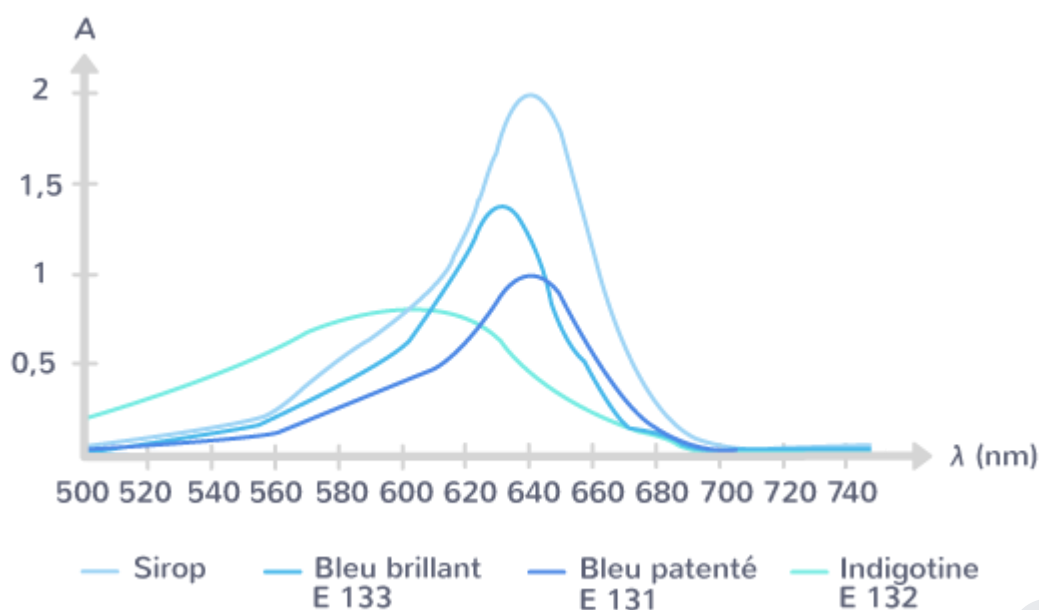


Spectre d'absorption d'une solution de permanganate de potassium

La longueur d'onde correspondant au maximum d'absorption est une caractéristique d'une espèce chimique. Les spectres d'absorption UV-visible permettent donc d'identifier une espèce chimique à condition de connaître sa longueur d'onde d'absorption maximale ou en réalisant son spectre d'absorption à partir d'un échantillon de référence.

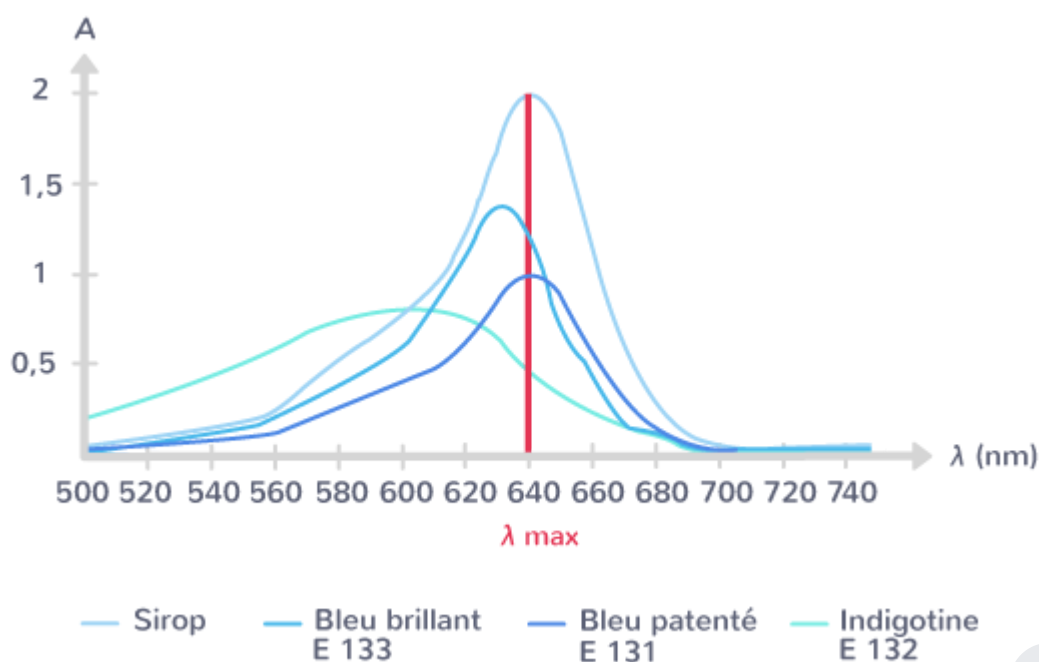
### EXEMPLE

On désire déterminer quel est le colorant bleu présent dans un sirop. On réalise alors les spectres d'absorption du sirop ainsi que ceux des trois colorants possibles, le E131, le E132 ou le E133 :



Spectres UV-visible d'un sirop et de différents colorants

On remarque que le spectre d'absorption du sirop fait apparaître la même longueur d'onde d'absorption maximale que celui de la solution contenant le E131,  $\lambda_{\max} = 640 \text{ nm}$  :





Ainsi, on identifie que le colorant présent dans ce sirop est le E131.