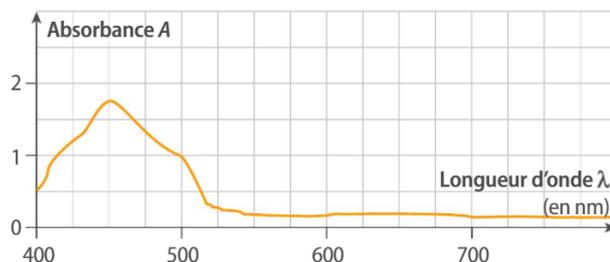


**Ex N°1/ Carotène**

Une solution de carotène a le spectre d'absorption ci-contre.

- 1/ Prévoir la couleur de cette solution.
- 2/ Quelle longueur d'onde utiliser pour doser la carotène par étalonnage colorimétrique ?



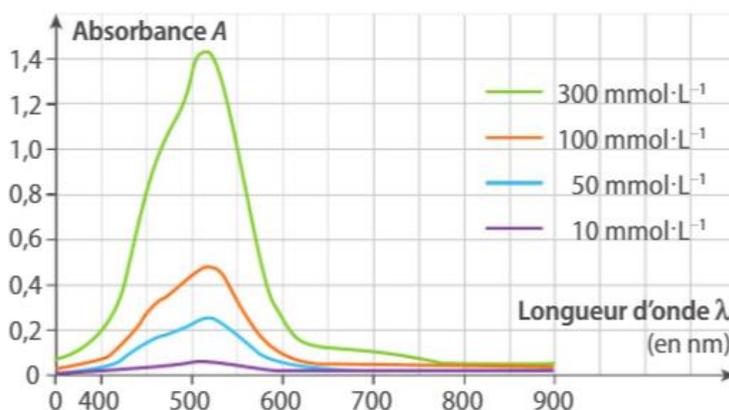
La solution précédente était placée pour la mesure dans une cuve à spectrophotométrie de longueur  $l = 1,0$  cm. On supposera la loi de Beer-Lambert vérifiée. Le coefficient d'absorption molaire du carotène est  $\epsilon_{450} = 290 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{cm}^{-1}$  à 450 nm.

- 3/ Déterminer la concentration de cette solution.
- 4/ En déduire le coefficient d'absorption molaire  $\epsilon_{500}$  du carotène à 500 nm.

**Ex N°2/ L'ion cobalt**

Le spectre d'absorption de l'ion cobalt  $\text{Co}^{2+}$  est donné ci-dessous à différentes concentrations.

- 1/ Justifier qu'une solution aqueuse d'ions cobalt apparaisse magenta à l'œil.
- 2/ Pour réaliser un dosage par étalonnage colorimétrique d'une solution d'ions cobalt, quelle longueur d'onde de travail faut-il choisir ?
- 3/ D'après ces courbes, la loi de Beer-Lambert vous paraît-elle vérifiée? Justifier.
- 4/ La cuve utilisée a pour longueur  $l = 1,0$  cm. Déterminer le coefficient d'absorption molaire de l'ion  $\text{Co}^{2+}$  à 520 nm.
- 5/ Une solution de chlorure de cobalt est testée dans les mêmes conditions. Son absorbance à 520 nm est  $A = 0,83$ . Déterminer sa concentration en quantité de matière.

**Ex N°3/ Dioxyde de soufre**

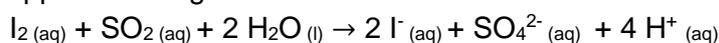
On titre une solution contenant du dioxyde de soufre ( $\text{SO}_2$ ) de concentration inconnue  $c_S$  par une solution de diiode ( $\text{I}_2$ ) de concentration  $c = 50 \text{ mmol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

On prélève un échantillon de la solution à titrer de volume  $V_S = 10,0$  mL. On introduit quelques gouttes d'empois d'amidon dans la solution à titrer pour repérer l'équivalence. L'empois d'amidon se colore en bleu en présence de diiode

Le volume  $V_e$  versé à l'équivalence est égal à 8,0 mL.

- 1/ Quel est le réactif titrant ? Quel est le réactif titré ?

L'équation de la réaction support de titrage est la suivante :



Donnée : les ions  $\text{I}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  et  $\text{H}^+$  sont incolores en solution aqueuse.

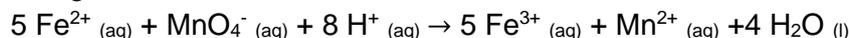
- 2/ Comment repère-t-on l'équivalence du dosage ?
- 3/ Déterminer la relation à l'équivalence entre la quantité du réactif titré  $n_i$  initialement introduit et celle du réactif titrant  $n_e$  versé à l'équivalence.
- 4/ Déterminer la concentration en quantité de matière de dioxyde de soufre de la solution.

**Ex N°4/ Timoférol**

Une personne souffrant d'anémie peut se voir prescrire par son médecin du Timoferol, complément riche en fer. Il est indiqué sur la boîte du médicament que chaque gélule contient 50 mg de fer (II).

On dissout une gélule dans une fiole jaugée de 50 mL, la solution est notée S. On titre 10,0 mL de solution S par une solution de permanganate de potassium de concentration égale à  $2,50 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ . Le volume de solution de permanganate de potassium versé à l'équivalence est 14,4 mL.

L'équation support du titrage est la suivante :



Données : Ions fer (II) :  $\text{Fe}^{2+} (\text{aq})$  / Ions permanganate :  $\text{MnO}_4^- (\text{aq})$  /  $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

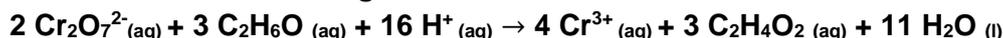
1/ En utilisant les résultats expérimentaux, déterminer la concentration molaire en ions fer (II) de la solution S.

2/ En déduire la concentration en masse en ions fer (II) de la solution S.

3/ Déterminer la masse de fer (II) présente dans l'échantillon dosé et la comparer à la valeur indiquée sur la boîte du médicament.

**Ex N°5/ Titrage de l'éthanol**

On considère le titrage de l'éthanol  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$  par les ions dichromate  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  en présence de  $\text{H}^+$  en excès. L'équation de la réaction de titrage est :



1/ Indiquer qui est le réactif titré ? le réactif titrant ?

2/ Schématiser le montage du titrage à réaliser.

Seul les ions dichromate  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  et les ions chrome (III)  $\text{Cr}^{3+}$  sont responsables d'une couleur en solution aqueuse.

Le spectre d'absorption d'une solution aqueuse de dichromate  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  est donné ci-contre.

3/ De quel couleur sont perçus les ions dichromate en solution aqueuse ? Justifier et compléter le tableau ci-dessous.

Espèce chimique	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	$\text{Cr}^{3+}$	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$
Couleur des espèces	incolore		vert	Incolore

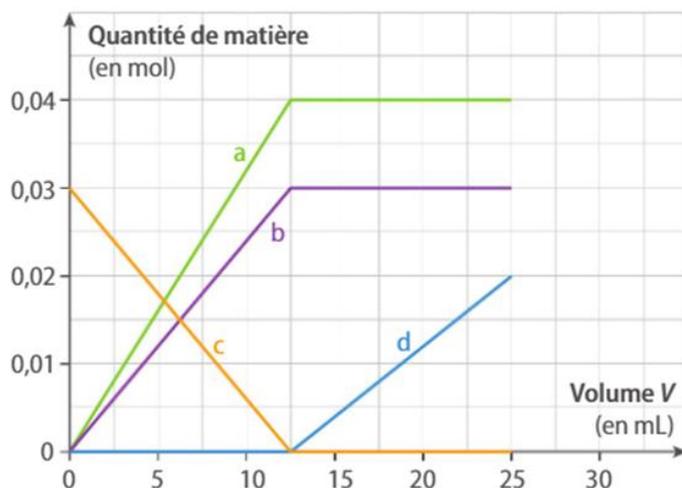
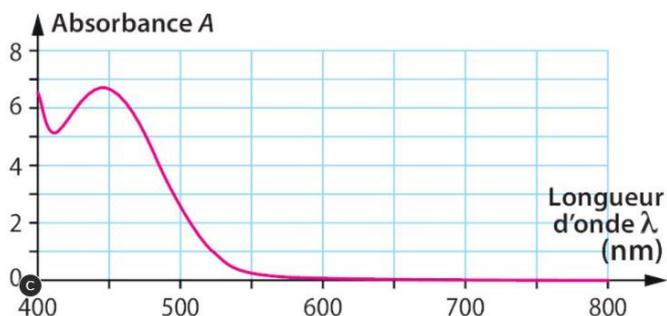
4/ Aurait-on pu réaliser le titrage de l'éthanol en réalisant un dosage par étalonnage ? Justifier.

Le graphique ci-contre représente les quantités de matière de  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$  et  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$  dans le mélange réactionnel en fonction du volume V de solution titrante apporté.

5/ Identifier chaque courbe en justifiant

6/ Déterminer :

- le volume équivalent  $V_{\text{éq}}$ ,
- la quantité de matière initiale  $n_0$  de réactif titré
- la concentration en quantité de matière C de la solution titrante.





Le sulfate de fer est utilisé pour limiter la chlorose des végétaux se traduisant par un jaunissement. Il n'est pas utilisable en agriculture biologique.

### Exercice N°6/ Titrage des ions fer (II) dans un produit phytosanitaire

Une solution de sulfate de fer est vendue pour « reverdir le gazon ». Pour vérifier sa concentration, on procède à un titrage des ions  $\text{Fe}^{2+}$  qu'elle contient, à l'aide des ions cérium (IV),  $\text{Ce}^{4+}$ .

#### Données :

- Couleurs des ions en solution:

$\text{Ce}^{4+}_{(\text{aq})}$  : rouge

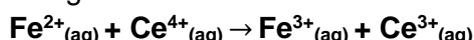
$\text{Ce}^{3+}_{(\text{aq})}$  : incolore

$\text{Fe}^{3+}_{(\text{aq})}$  et  $\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})}$ , peu colorés

- On dispose d'une solution aqueuse d'ions  $\text{Ce}^{4+}_{(\text{aq})}$  de concentration  $C(\text{Ce}^{4+}_{(\text{aq})}) = 0,250 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

- Masse molaire des ions fer (II):  $M(\text{Fe}^{2+}) = 55,8 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

L'équation de la réaction support du titrage est :



1/ Identifier le réactif titrant et le réactif titré.

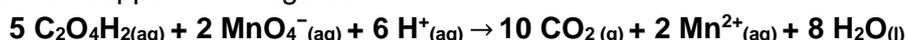
2/ Préciser comment sera repérée l'équivalence de ce titrage.

3/ On titre  $V_1 = 5,00 \text{ mL}$  de solution. Le volume équivalent est  $V_{\text{éq}} = 13,2 \text{ mL}$ . Déterminer la concentration en quantité de matière  $C(\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})})$ , puis la concentration en masse  $C_m(\text{Fe}^{2+}_{(\text{aq})})$  des ions fer (II)  $\text{Fe}^{2+}$  dans la solution.

### Ex N°7/ Titrage de l'acide oxalique

Présent dans certains végétaux, l'acide oxalique  $\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$  a de nombreuses utilisations. En solution aqueuse, il est vendu comme nettoyant. Une solution d'acide oxalique indiquée «  $50 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$  », est titrée à l'aide d'une solution d'ions permanganate  $\text{MnO}_4^-$  à  $C(\text{MnO}_4^-_{(\text{aq})}) = 5,00 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ , en présence d'ions  $\text{H}^+$  en excès. La seule espèce colorée (violette) est l'ion permanganate.

L'équation de la réaction support du titrage est :



#### Données :

- Masse molaire de l'acide oxalique:  $M(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2) = 90 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

1/ Identifier le réactif titrant et le réactif titré et expliquer comment repérer l'équivalence.

2/ Vérifier que si l'étiquette est exacte, la concentration théorique de la solution est  $C(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2_{(\text{aq})}) = 0,56 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ .

3/ En faisant le titrage de  $V_0 = 20 \text{ mL}$  de cette solution, quel volume équivalent obtiendrait-on ?

4/ Sachant que l'on dispose d'une burette graduée de  $25 \text{ mL}$ , justifier que l'on dilue dix fois la solution à tester avant d'en faire le titrage.

5/ On prélève  $V_1 = 20,0 \text{ mL}$  de la solution diluée, que l'on place dans un erlenmeyer. Dessiner le schéma légendé du montage de titrage.

6/ Le volume équivalent est  $V_{\text{éq}} = 7,8 \text{ mL}$ . Déterminer la concentration en quantité de matière expérimentale  $C(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2_{(\text{aq})})$ , puis la concentration en masse  $C_m(\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2_{(\text{aq})})$  de la solution mère. Commenter.