

DS COMMUN de PHYSIQUE CHIMIE

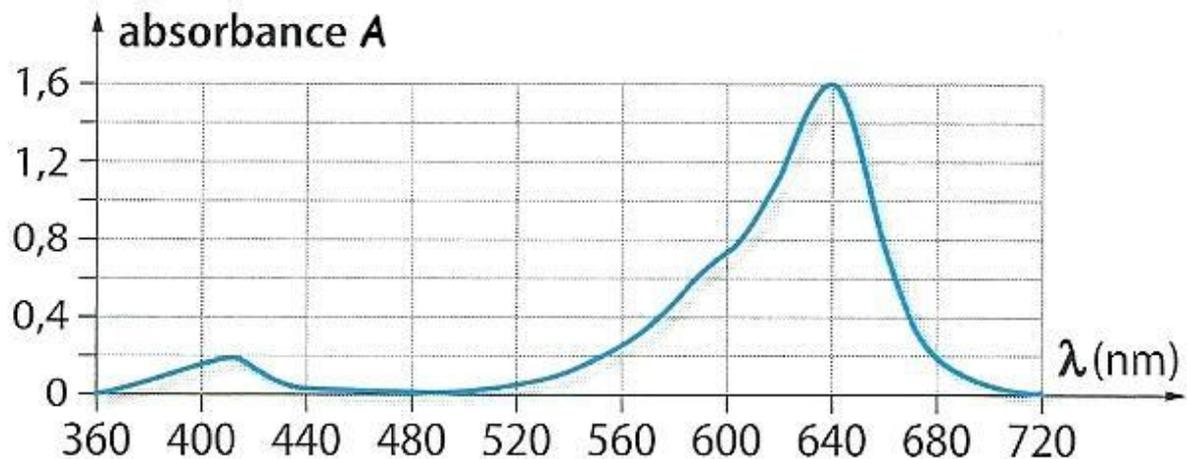
Le sujet est à rendre avec la copie !

Il sera tenu compte de la rédaction et de la clarté des réponses.

Exercice n°1 : (5 pts)

Le sirop de menthe contient du colorant bleu, le bleu patenté V, que l'on veut doser par spectroscopie.

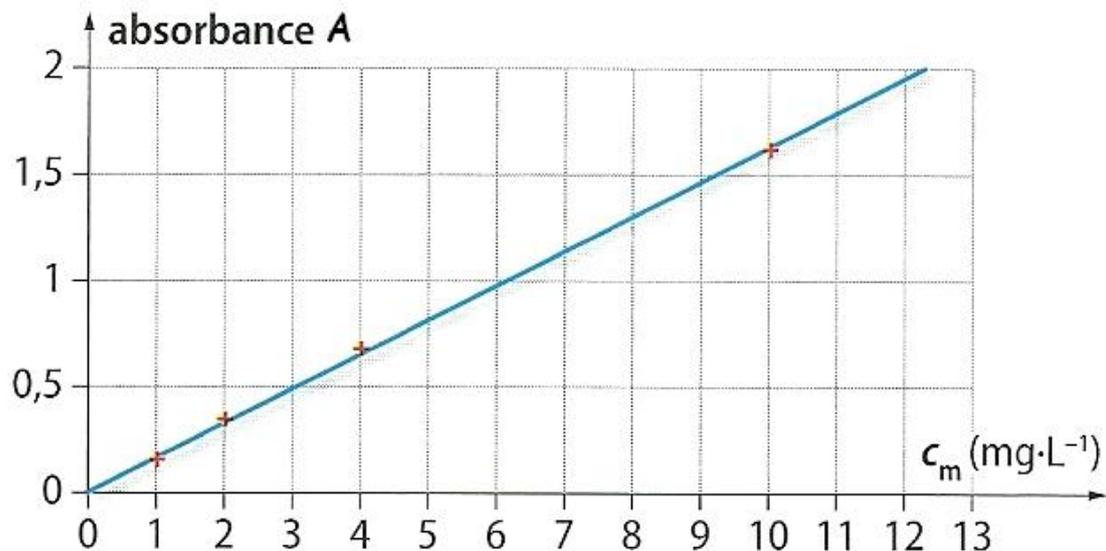
1.1. Le spectre d'absorption du bleu patenté est le suivant :



A quelle longueur d'onde faut-il se placer pour réaliser les mesures ? Pourquoi ?

1.2. On prépare alors une échelle de teintes et on mesure l'absorbance A pour chaque solution.

Les valeurs correspondantes sont reportées dans le graphe ci-dessous :



Comment se nomme la courbe obtenue ?

1.3. Le sirop de menthe est trop concentré. Il faut le diluer 10 fois.

L'absorbance mesurée pour le sirop dilué est $A_d = 1,06$.

1.3.1. Déterminer la concentration massique t_d en colorant bleu du sirop dilué à partir de la courbe.

1.3.2. En déduire la concentration massique t en bleu patenté V dans le sirop.

Exercice n°2 : (6 pts)

Un artificier prépare un feu de Bengale rouge.

Il mélange $m_1=61,6\text{g}$ de chlorate de potassium ($\text{KClO}_{3(s)}$), $m_2=8,0\text{g}$ de soufre (S) et $m_3=9,0\text{g}$ de carbone (C).

Lors de la mise à feu, il se produit la réaction suivante d'équation :



2.1. Déterminer les quantités de matière des réactifs à l'état initial.

2.2. Déterminer le réactif limitant ainsi que l'avancement maximal à l'aide d'un tableau d'avancement.

Equation							
Etat du système	Avancement x	Quantité de matière présente (mol)					
Etat initial	x=0						
En cours de transformation	x						
Etat final	x=x _{max}						

2.3. Déterminer la quantité de matière présente à l'état final pour chaque espèce chimique.

Données :

$$M(\text{C})=12,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} ;$$

$$M(\text{S})=32,1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} ;$$

$$M(\text{K})=39,1\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} ;$$

$$M(\text{Cl})=35,5\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} ;$$

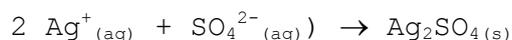
$$M(\text{O})=16,0\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}.$$

Exercice n°3 : (6 pts)

L'addition de quelques gouttes d'une solution aqueuse de nitrate d'argent ($\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$) à une solution aqueuse de sulfate de sodium ($2 \text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$) donne un précipité de sulfate d'argent (Ag_2SO_4).

Les ions Na^+ et NO_3^- sont spectateurs.

L'équation de la réaction est la suivante :



3.1. Un mélange est réalisé à partir de $V_1=20,0\text{mL}$ de la solution aqueuse de sulfate de sodium dans laquelle $[\text{SO}_4^{2-}]=0,10\text{mol.L}^{-1}$ et $V_2=20,0\text{mL}$ de la solution aqueuse de nitrate d'argent dans laquelle $[\text{Ag}^+]=0,15\text{mol.L}^{-1}$.

Déterminer les quantités de matière des réactifs dans l'état initial.

3.2. Construire un tableau d'avancement en privilégiant les expressions littérales.

Equation				
Etat du système	Avancement x	Quantité de matière présente (mol)		
Etat initial	$x=0$			
En cours de transformation	x			
Etat final	$x=x_{\text{max}}$			

3.3. Utiliser le tableau d'avancement pour montrer que l'avancement maximal est $x_{\text{max}}=1,5\text{mmol}$ et que le réactif limitant est l'ion Ag^+ .

3.4. En déduire la masse m de précipité obtenu.

Données :

$$M(\text{Ag})=107,9\text{g.mol}^{-1} ;$$

$$M(\text{S})=32,1\text{g.mol}^{-1} ;$$

$$M(\text{O})=16,0\text{g.mol}^{-1}.$$