



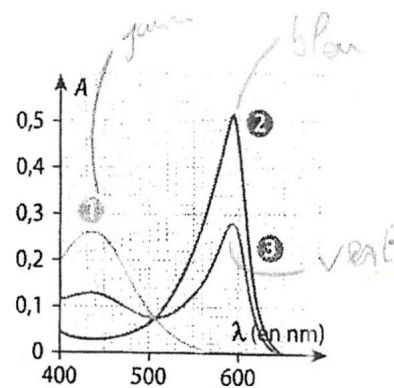
## Exercice 1 : Un indicateur coloré : Le bleu de bromothymol.

Le bleu de bromothymol BBT est un indicateur coloré acido-basique : sa couleur change selon son pH. Il est jaune dans une solution de pH < 6,0, vert dans une solution de pH compris entre 6,0 et 7,6 et bleu dans une solution de pH > 7,6.

On dispose de 3 solutions auxquelles on ajoute du BBT avant de mesurer leur spectre d'absorption.

Solution S	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] (en mol.L <sup>-1</sup> )
S <sub>1</sub>	2,0 x 10 <sup>-6</sup>
S <sub>2</sub>	1,0 x 10 <sup>-7</sup>
S <sub>3</sub>	2,0 x 10 <sup>-8</sup>

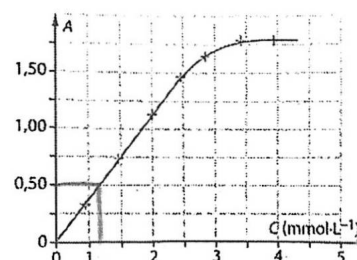
1. Calculer le pH de chacune des solutions.
2. Attribuer son spectre à chaque solution. Justifier.



## Exercice 2 : Loi de Beer-Lambert et domaine de validité :

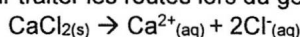
La courbe ci-contre représente l'absorbance en fonction de la concentration C en diiode d'une gamme de solutions étalons. Dans les mêmes conditions de mesure que celles de la gamme étalon, une solution S de diiode a une absorbance A<sub>S</sub> = 0,50.

1. Enoncer la loi de Beer-Lambert.
2. Dans quel domaine de concentration le graphe traduit-il la loi de Beer-Lambert ? Justifier.
3. Déterminer la concentration C<sub>S</sub> en diiode de la solution S.



## Exercice 3 : Chlorure de calcium.

Une solution de chlorure de calcium est utilisée pour traiter les routes lors du gel. L'équation de la dissolution, supposée totale, est :



La conductivité de la solution est  $\sigma = 94,9 \text{ mS.m}^{-1}$

1. Donner l'expression littérale de la conductivité.
2. Quelle est la relation entre la concentration de la solution et la concentration de chaque ion ?
3. En déduire l'expression de la conductivité en fonction de la concentration de la solution.
4. Calculer la concentration de la solution.

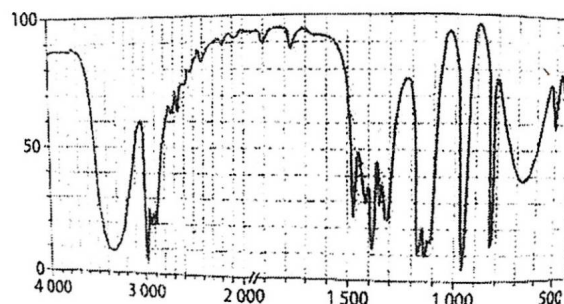
### Données :

- Conductivité molaire ionique des ions calcium à 25° C :  $\lambda_{\text{Ca}^{2+}} = 11,9 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$ .
- Conductivité molaire ionique des ions chlorure à 25 °C :  $\lambda_{\text{Cl}^{-}} = 7,6 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$ .

## Exercice 4 : Des isomères.

On a enregistré le spectre infrarouge ci-contre d'une molécule organique de formule brute C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>O.

1. Préciser à quoi correspondent les grandeurs et unités qui ne figurent pas sur les axes du spectre fourni.
2. Expliquer la signification de ces grandeurs.
3. Sur ce spectre, identifier la ou les bande(s) caractéristique(s) et l'associer à un groupe d'atome.
4. En déduire la ou les formule(s) semi-développée(s) possible(s) de la molécule étudiée



## Exercice 5 : Pression et température.

Un ballon de volley-ball de 4,8 L contient 7,5 g d'air à la température de 17°C. L'air est assimilé à un gaz parfait.

1. Calculer la quantité de matière de gaz dans le ballon.
2. Convertir la température en K et le volume en m<sup>3</sup>.
3. Ecrire l'équation d'état du gaz parfait et en déduire la valeur de la pression de l'air dans le ballon. La température est doublée et sa valeur atteint 34°C. La variation de volume du ballon est négligeable.
4. Pourquoi la valeur de la pression mesurée n'est-elle pas également doublée ?
5. Donner la nouvelle valeur de la pression de l'air dans le ballon.
6. Pour quelle température en °C la valeur de la pression serait-elle doublée ?

**Données :** masse molaire de l'air M<sub>air</sub> = 28,9 g.mol<sup>-1</sup>; constante du gaz parfait R = 8,31 J.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>.

### Exercice 6 : Gaz réel-gaz parfait.

1. Calculer la quantité de matière de diazote contenue dans un récipient d'1,0 L à la pression de 1,1 bar et à la température de 25°C.
2. En déduire le nombre de molécules puis le volume propre des molécules (le volume d'une molécule de diazote est estimé à  $7,0 \times 10^{-28}$  L).
3. Comparer le volume occupé par les molécules à celui occupé par le gaz. Dans ces conditions, le diazote peut-il être assimilé à un gaz parfait ?

Donnée : Nombre d'Avogadro  $N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

### Exercice 7 :

Pour détacher un tapis, on utilise une solution S de concentration  $C_1 = 0,1 \text{ mol.L}^{-1}$  en ammoniac  $\text{NH}_3(\text{aq})$ , préparée à partir d'une solution commerciale de densité  $d = 0,95$  et de titre massique en ammoniac 28%. Donnée :  $M(\text{ammoniac}) = 17 \text{ g.mol}^{-1}$

1. Déterminer le volume de solution commerciale à prélever pour préparer  $V_1 = 1,0 \text{ L}$  de solution détachante S.
2. Lister la verrerie nécessaire.

### Exercice 8 :

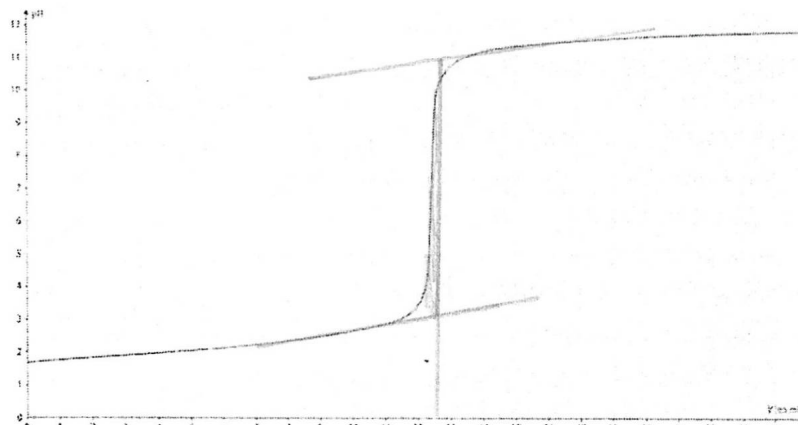
Une solution S d'acide fumarique  $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4(\text{aq})$  est titrée par une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+(\text{aq}), \text{HO}^-(\text{aq})$ ), telle que :  $[\text{HO}^-] = C_B = 1,00 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Pour un volume de solution titrée  $V_A = 10,0 \text{ mL}$ , le volume versé à l'équivalence est  $V_E = 15,7 \text{ mL}$ . L'équation de la réaction support du titrage est :  $\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4(\text{aq}) + 2\text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{C}_4\text{H}_2\text{O}_4^{2-}(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

1. Etablir la relation entre les quantités  $n_0(\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_4)$  et  $n_E(\text{HO}^-)$ .
2. En déduire la concentration en acide fumarique de la solution S.

### Exercice 9 : Titrage pH-métrique d'une solution d'acide chlorhydrique.

L'acide chlorhydrique est vendu comme détartrant, décapant ou additif. Il est également présent dans l'estomac. On souhaite vérifier la concentration d'une solution  $S_A$  d'acide chlorhydrique. On réalise un titrage pH-métrique d'un volume  $V_A = 20,0 \text{ mL}$  de solution  $S_A$ . La solution titrante est une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+(\text{aq}), \text{HO}^-(\text{aq})$ ) de concentration  $C_B = 0,12 \text{ mol.L}^{-1}$ . On la prépare à partir d'une solution d'hydroxyde de sodium commerciale, de densité  $d = 1,2$  et de pourcentage massique 20%. A la suite du titrage on obtient la courbe de titrage ci-dessous.



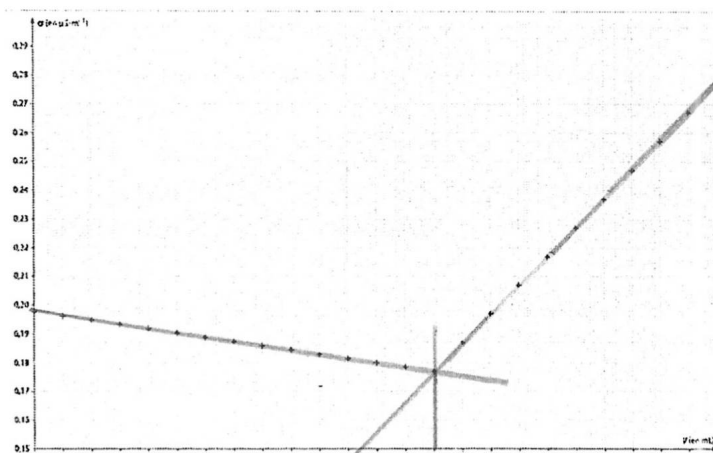
1. Rédiger le protocole chiffré de préparation de  $V_1 = 50,0 \text{ mL}$  de solution titrante.
2. Indiquer les réactifs titré et titrant, ainsi que les couples acide-base auxquels ils appartiennent. En déduire la réaction support du titrage.
3. Déterminer le volume équivalent  $V_E$ .
4. En déduire la concentration  $C$  de la solution titrée.
5. Expliquer qualitativement l'allure de la courbe de titrage.
6. Déterminer la composition du mélange réactionnel pour un volume de solution titrante introduit  $V_B = 15,0 \text{ mL}$ .

Données : Masse molaire de l'hydroxyde de sodium  $M = 40,0 \text{ g.mol}^{-1}$

### Exercice 10 : Titrage des ions ammonium d'un engrais.

Lors d'un contrôle qualité, un technicien souhaite vérifier le pourcentage massique de nitrate d'ammonium  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  indiqué sur l'étiquette d'un engrais. Il dissout une masse  $m_0 = 1,50 \text{ g}$  d'engrais dans de l'eau distillée afin d'obtenir  $100,0 \text{ mL}$  de solution dont il prélève un volume  $V_A = 10,0 \text{ mL}$ . Il réalise ensuite le titrage de ce volume, après ajout de  $200 \text{ mL}$  d'eau distillée, par une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+(\text{aq}), \text{HO}^-(\text{aq})$ ) de concentration  $C_B = 1,00 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

Il obtient la courbe de titrage ci-contre :



1. Que représente la courbe de titrage obtenue ? Préciser la signification de la légende des axes.
2. Justifier la nécessité de l'ajout d'eau distillée.
3. La réaction support de titrage, supposée totale, est une réaction acide-base. Ecrire son équation.
4. Déterminer graphiquement le volume équivalent  $V_E$ .
5. En déduire la concentration en ion ammonium  $C_A$ .
6. Calculer le pourcentage massique en nitrate d'ammonium de l'engrais étudié.
7. Justifier l'allure de la courbe de titrage.

Données :

- Couples acide-base mis en jeu :  $\text{NH}_4^+(\text{aq})/\text{NH}_3(\text{aq})$  et  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})/\text{HO}^-(\text{aq})$
- Masse molaire du nitrate d'ammonium :  $M = 80,0 \text{ g.mol}^{-1}$
- Conductivité molaire ionique  $\lambda_{\text{NH}_4^+} = 7,4 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$ ,  $\lambda_{\text{Na}^+} = 5,0 \text{ mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$