

DEVOIR SURVEILLE N°13  
**PHYSIQUE-CHIMIE**

Série S

DURÉE DE L'ÉPREUVE : 1h30

**L'usage d'une calculatrice EST autorisé**

**Exercice 1**

**2. Dosage d'une solution d'acide chlorhydrique concentrée.**

Dans le laboratoire d'un lycée, on dispose d'un flacon d'une solution d'acide chlorhydrique concentrée où est notée sur l'étiquette l'indication suivante :

*33% minimum en masse d'acide chlorhydrique.*

On appellera cette solution  $S_0$ .

On veut connaître la concentration molaire  $c_0$  de cette solution.

**Première étape :**

On dilue 1000 fois la solution  $S_0$ . On obtient alors une solution  $S_1$  de concentration  $C_1$ .

**Deuxième étape :**

On prélève précisément un volume  $V_1=100,0$  mL de solution  $S_1$ .

On dose par conductimétrie la solution  $S_1$  par une solution titrante d'hydroxyde de sodium de concentration  $C_B= 1,00 \cdot 10^{-1}$  mol.L<sup>-1</sup>. La représentation graphique de la conductance de la solution en fonction du volume  $V$  de solution titrante versé est donnée dans l'annexe 2, document n°1.

- 2.1 On ajoute la solution d'hydroxyde de sodium pour doser la solution  $S_1$ .  
Écrire l'équation de la réaction acido-basique.
- 2.2 Déterminer graphiquement, sur le document n°1 de l'annexe 1, le volume versé  $V_E$  à l'équivalence.
- 2.3 A l'équivalence, écrire la relation existant entre  $C_1$ ,  $C_B$ ,  $V_E$  et  $V_1$  et calculer la concentration molaire  $C_1$  de la solution d'acide chlorhydrique diluée  $S_1$ .
- 2.4 En déduire la concentration molaire  $C_0$  de la solution d'acide chlorhydrique concentrée  $S_0$ .
- 2.5 Calculer la masse  $m_0$  d'acide chlorhydrique HCl dissous dans un litre de solution.  
On donne la masse molaire de l'acide chlorhydrique  $M(\text{HCl}) = 36,5$  g.mol<sup>-1</sup>.

La solution  $S_0$  a une masse volumique  $\rho_0 = 1160$  g.L<sup>-1</sup>.

Le pourcentage massique de la solution  $S_0$  représente la masse d'acide chlorhydrique dissous dans 100 g de solution.

- 2.6 Quelle est la masse  $m$  d'un litre de solution  $S_0$  ?
- 2.7 Calculer le pourcentage massique de la solution  $S_0$ . L'indication de l'étiquette du flacon de solution d'acide chlorhydrique concentrée est-elle correcte ?

Une simulation du dosage par suivi pH-métrique de la solution  $S_1$  est donnée dans l'annexe 2, document n°2.

2.8 Sur le document n°2, indiquer la zone de virage de l'indicateur identifié à la question 1.3. En utilisant cet indicateur pour le dosage de la solution  $S_1$ , décrire le changement de couleur observé.

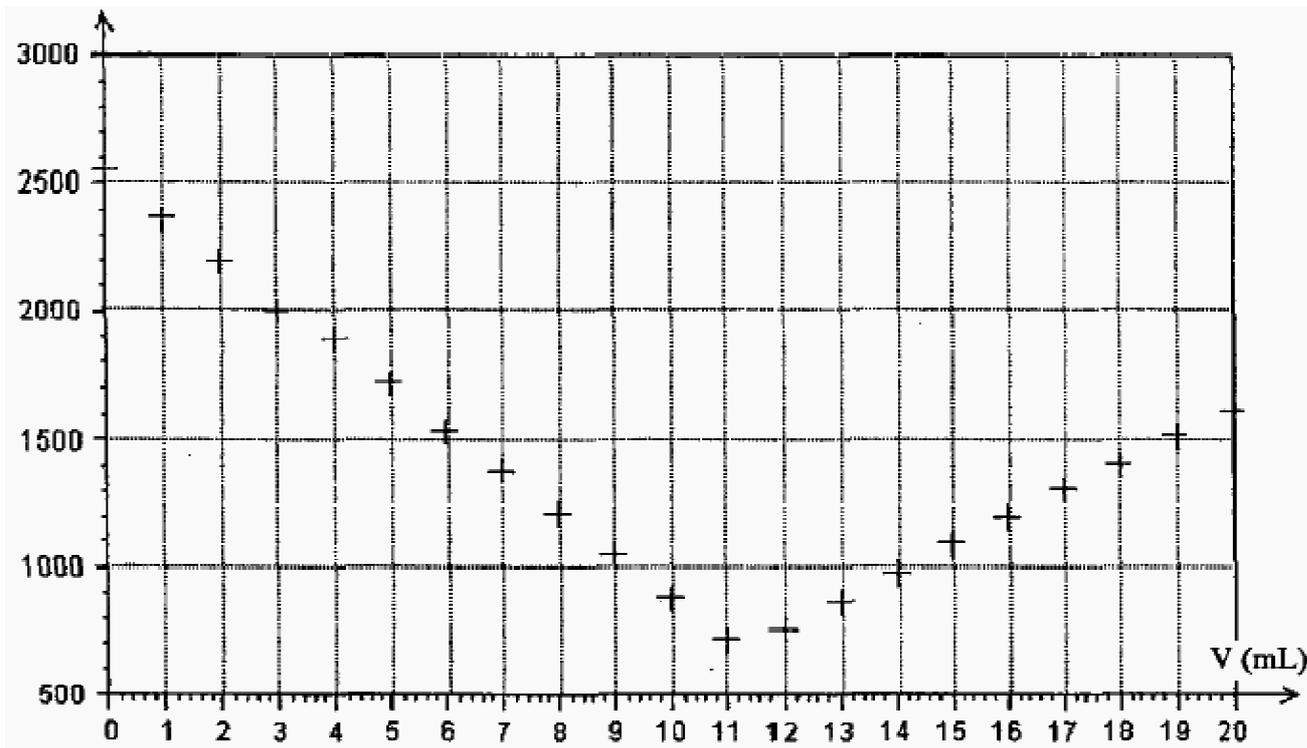
2.9 Dans la liste donnée à la question 1.3, y-a-t-il un indicateur coloré mieux adapté pour repérer l'équivalence du dosage ? Justifiez votre réponse.

*Attention : L'annexe 2 est à rendre avec votre copie.*

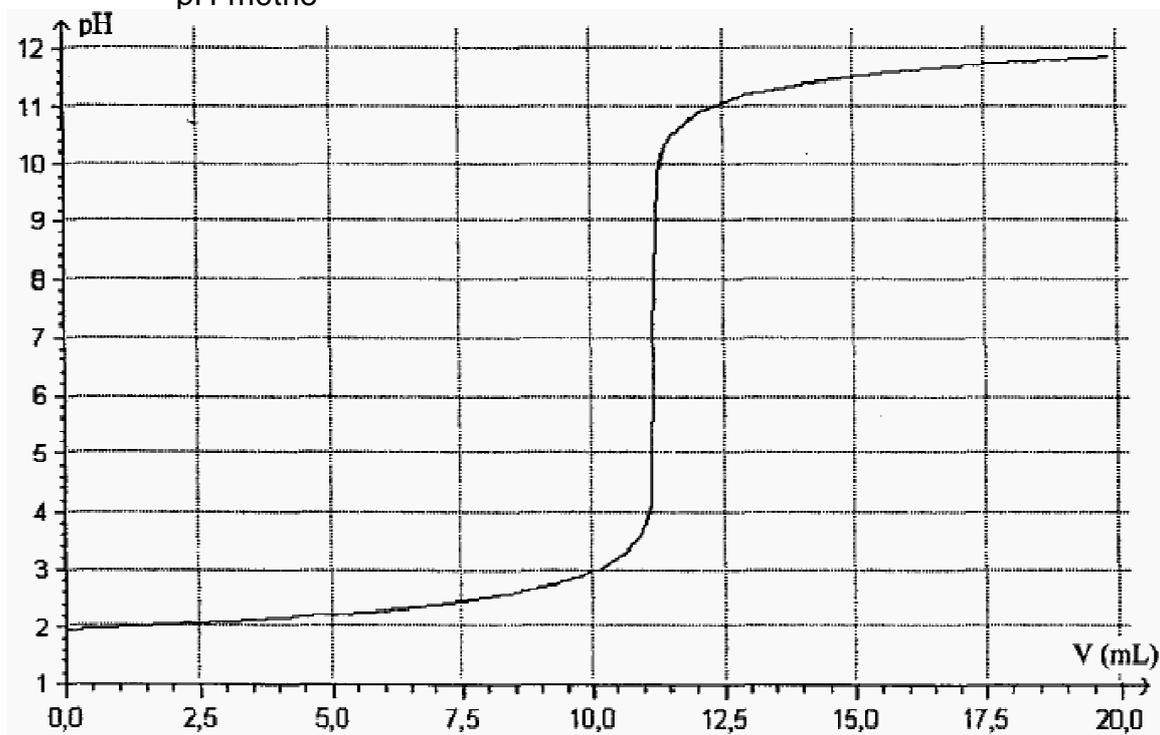
**Annexe 1 : À rendre avec la copie**

**Document n°1 :** Dosage de la solution diluée d'acide chlorhydrique  $S_1$  par conductimétrie

Conductance ( $\mu\text{S}$ )



**Document n°2 :** Simulation du dosage de la solution diluée d'acide chlorhydrique  $S_1$  par pH-métrie



## Exercice 1

L'analyse consistera à doser le glucose présent dans une eau minérale aromatisée. On procède dans un premier temps à l'oxydation complète du glucose (nommé RCOH) de l'échantillon par un excès de diiode, selon la réaction :



**II-3-** Indiquez les deux couples Oxydant/Réducteur mis en jeu au cours de la réaction.

On introduit dans une fiole jaugée une prise d'essai de **50,0 mL** d'eau minérale aromatisée à laquelle est additionnée **25,0 mL** d'une solution de diiode de concentration **0,10 mol.L<sup>-1</sup>** ; le volume de la solution est ensuite complété par de l'eau pure jusqu'à **100,0 mL**.

**II-4-** Calculer la quantité de matière de diiode mis en oeuvre pour effectuer l'analyse.

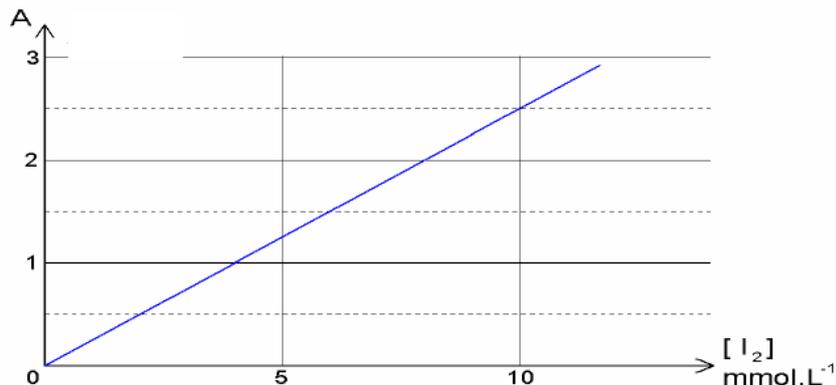
Pour suivre l'évolution temporelle de la solution, des prélèvements sont effectués toutes les 5 minutes et placés dans une cuve de spectrophotométrie en quartz de profondeur  $l = 10,0 \text{ mm}$ . L'absorbance du diiode de la solution est suivie par spectrophotométrie à la longueur d'onde  $\lambda_0 = 320 \text{ nm}$ .

**II-5-** Dans quel domaine de rayonnement les mesures ont-elles été effectuées (cocher la bonne réponse) ?

La courbe d'étalonnage ci-dessous, établie préalablement, permet de corréler l'absorbance à la concentration en diiode d'une solution :

Courbe d'étalonnage :

Absorbance mesurée à  $\lambda_0 = 320 \text{ nm}$  en fonction de la concentration en diiode



**II-6-** Déterminer le coefficient d'absorption molaire du diiode (loi de Beer-Lambert).

**II-7-** Donner l'allure de l'évolution de l'absorbance de la solution au cours du temps.

Lorsque la valeur de l'absorbance n'évolue plus, on déduit de la mesure de l'absorbance A la concentration de diiode de la solution :  $[\text{I}_2]_{\text{finale}} = 2,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$  puis la quantité de diiode consommée au cours de la réaction :  $n(\text{I}_2_{\text{consommé}}) = 2,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ .

**II-8-** Déterminer, à partir de ces résultats expérimentaux, la quantité de matière de glucose présente dans l'échantillon d'eau aromatisée.

**II-9-** En déduire la concentration massique de glucose dans l'eau aromatisée analysée.

Données :  $M(\text{glucose}) = 180 \text{ g.mol}^{-1}$ .

REPONSES A L'EXERCICE II

II-3- Oxydant 1 : Réducteur 1 :  
 Oxydant 2 : Réducteur 2 :

II-4- Quantité :  $n(I_2) =$

II-5- Domaine : *(cocher la réponse exacte)*  
 rayons X  ultraviolet  visible  
 infra-rouge  micro-ondes  radiofréquences

II-6- Coefficient d'absorption molaire :  
 Expr. litt. :  $\epsilon =$  Appl. Num. :  $\epsilon =$

II-7- Domaine : *(cocher la réponse exacte)*

The figure shows six separate graphs, each with absorbance (A) on the vertical axis and time (t) on the horizontal axis. Each graph contains a different curve and a small square checkbox to its right. The curves are: 1) Exponential decay from a high value to zero. 2) A symmetric bell-shaped curve starting at zero, peaking, and returning to zero. 3) A sigmoidal (S-shaped) curve starting at a low value and leveling off at a high value. 4) A curve starting at zero and increasing asymptotically towards a horizontal line. 5) A curve starting at zero, rising to a peak, and then decaying towards zero. 6) A curve starting at a high value and decaying towards zero with small oscillations.

II-8- Quantité :  
 $n(\text{glucose}) =$

II-9- Concentration :  
 $[\text{glucose}]_{\text{massique}} =$

### Exercice 3: répondre par vrai ou faux

#### Exercice n°5

La Bétadine® est un antiseptique local à base de diiode utilisé afin de lutter contre la multiplication des bactéries.

**Bétadine.**  
Antiseptique local  
Principe actif : diiode.  
Bétadine 10 %  
Polyvidone iodée : 9,5 g pour 100 mL.



La polyvidone iodée est un complexe formé par l'association d'une molécule de polyvidone et d'une molécule de diiode ( $I_2$ ).

On souhaite vérifier l'indication concernant la polyvidone iodée figurant sur l'étiquette de cet antiseptique. Pour cela on dilue dix fois la solution commerciale de bétadine. On prélève 10 mL de la solution diluée que l'on titre avec une solution de thiosulfate de sodium ( $2 Na^+(aq) + S_2O_3^{2-}(aq)$ ) de concentration  $C = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$  en présence d'un indicateur coloré, le thiodène.

L'équation de la réaction de titrage est :  $I_2(aq) + 2 S_2O_3^{2-}(aq) \rightarrow 2 I^-(aq) + S_4O_6^{2-}(aq)$ .

L'équivalence est obtenue pour 16,0 mL de thiosulfate de sodium versé.

**Donnée :** masse molaire du polyvidone iodée :  $M = 2363 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

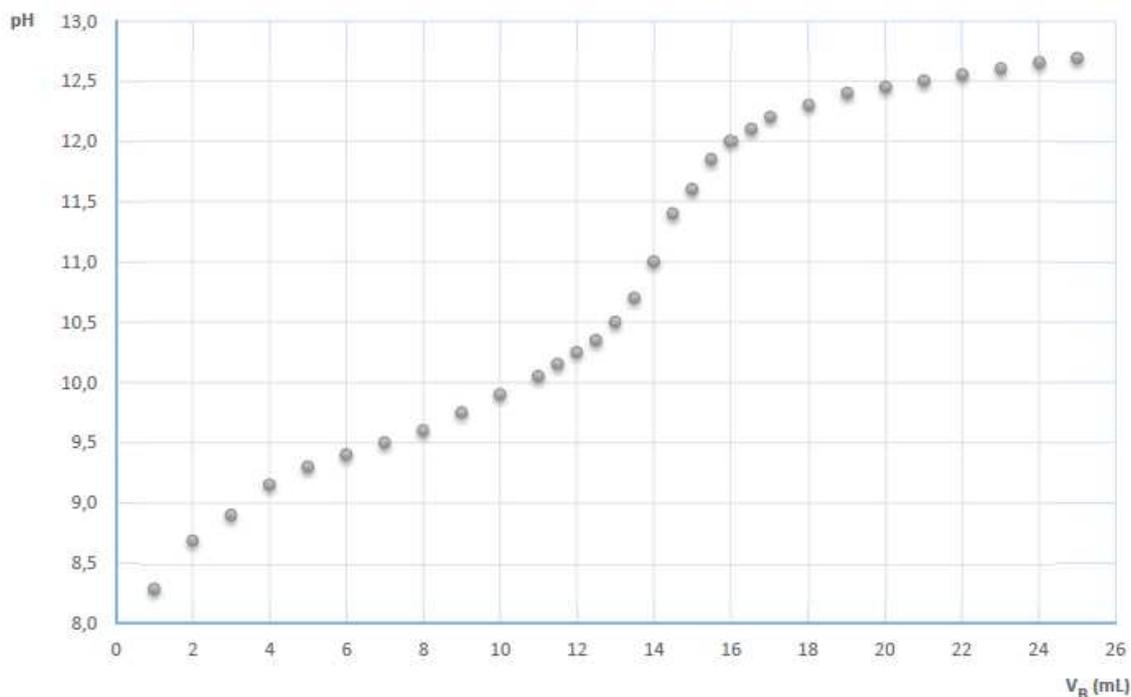
- Le prélèvement, pour effectuer la dilution, se fait avec une éprouvette graduée.*
- A l'équivalence la quantité de thiosulfate de sodium versée est double de celle du diiode initiale.*
- La concentration en diiode dans la solution commerciale de Bétadine est égale à  $4,0 \text{ mmol} \cdot L^{-1}$ .*
- L'information concernant le polyvidone iodée est exacte.*

Une solution aqueuse d'un acide faible, noté AH, est dosée par une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$ ) de concentration massique en soluté apporté  $C_m = 8,00 \text{ g.L}^{-1}$ . L'évolution du pH en fonction du volume versé  $V_B$  de cette solution est donnée ci-dessous.

L'équation associée à la transformation chimique est la suivante :  $\text{AH} + \text{HO}^- \rightarrow \text{A}^- + \text{H}_2\text{O}$

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

Document 1 : évolution du pH en fonction du volume  $V_B$  introduit.



Document 2 : quelques indicateurs colorés.

	Couleur de la forme acide	Couleur de la forme basique	Zone de virage approximative
vert de bromocrésol	jaune	bleu	3,8 – 5,4
bleu de bromothymol	jaune	bleue	6,0 – 7,6
phénophtaléine	incolore	rose	8,3 – 10,0
jaune d'alizarine	jaune	rouge	10,1 – 12,0
alizarine	rouge	violet	11,1 – 12,4

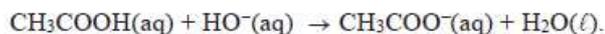
- La concentration molaire apportée en ion hydroxyde  $\text{HO}^-$  est égale à  $0,200 \text{ mol.L}^{-1}$ .
- Le volume à l'équivalence est de  $14,5 \text{ mL}$ .
- L'indicateur coloré à utiliser est la phénophtaléine.
- A l'équivalence, une des espèces majoritaires est la base  $\text{A}^-$ .

### Exercice n°7

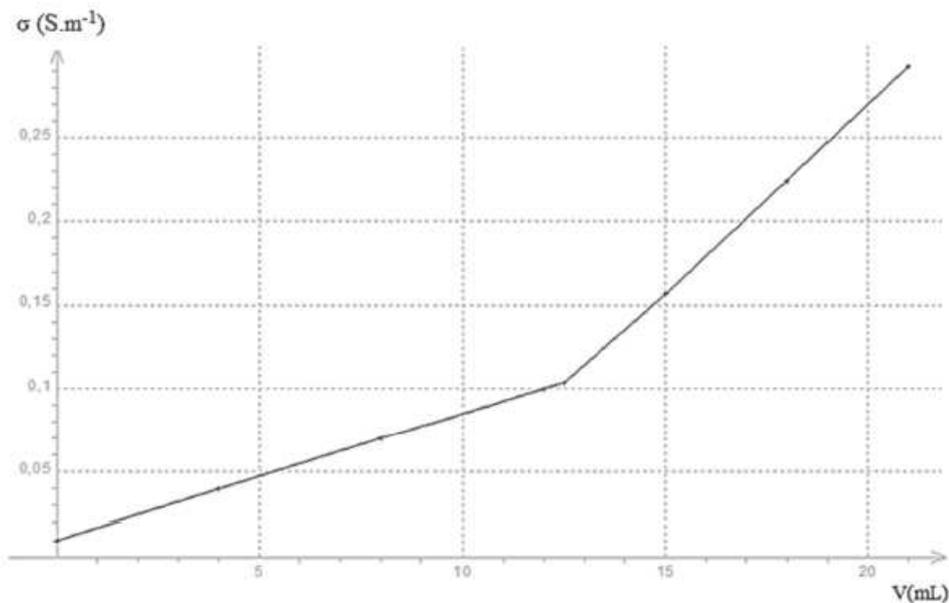
Les vinaigres sont des solutions aqueuses contenant de l'acide éthanóique, de formule  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Le degré ou le pourcentage indiqué sur les bouteilles de vinaigre correspond à la masse d'acide éthanóique, exprimée en gramme, contenue dans 100 g de vinaigre.

On titre, par conductimétrie, un volume de 100 mL d'une solution contenant 5,0 g de vinaigre pur, par une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$ ) de concentration  $C = 4,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ .

La réaction de titrage est la suivante :



La courbe du titrage donnant l'évolution de la conductivité en fonction du volume d'hydroxyde de sodium introduit est représentée ci-dessous :



**Donnée :** Masse molaire de l'acide éthanóique :  $M(\text{CH}_3\text{COOH}) = 60 \text{ g.mol}^{-1}$ .

- L'augmentation de la conductivité de la solution avant l'équivalence est principalement due à l'augmentation de la concentration en ions hydroxyde dans la solution.
- La courbe de titrage montre que la conductivité molaire ionique ( $\lambda_{\text{HO}^-}$ ) des ions hydroxyde est supérieure à celle des ions éthanóate.
- La quantité de matière d'acide éthanóique dans la solution titrée est égale à 5,0 mmol.
- Le degré du vinaigre titré est égal à 8,0.

L'usage d'une calculatrice EST autorisé

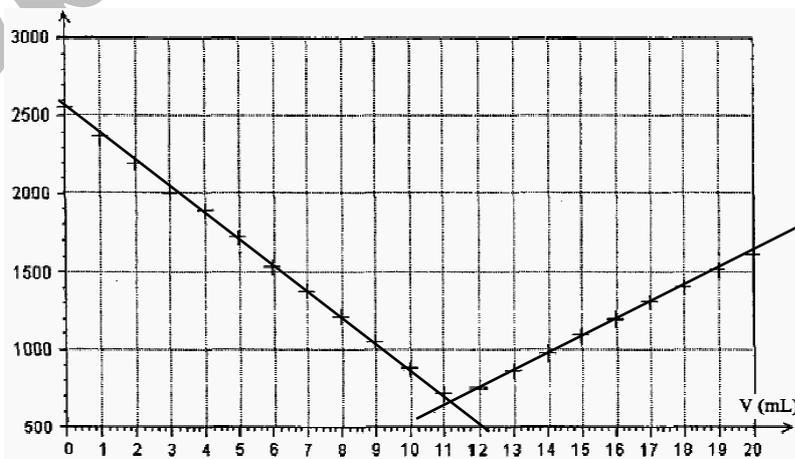
## Exercice 1

**2. Dosage d'une solution d'acide chlorhydrique concentrée.**

2.1. L'acide chlorhydrique et la soude sont entièrement dissociés dans l'eau.



2.2. L'équivalence lors d'un dosage conductimétrique correspond au point d'intersection des deux droites (voir figure), soit  $V_E = 11,2 \text{ mL}$



2.3. A l'équivalence, les réactifs ont été introduits dans les proportions stœchiométriques, soit  $n_{\text{H}_3\text{O}^+ \text{ initiale}} = n_{\text{HO}^- \text{ versée}}$

$n_{\text{HO}^- \text{ versée}}$

$$C_1 \cdot V_1 = C_B \cdot V_E$$

$$C_1 = \frac{C_B \times V_E}{V_1} = \frac{1,00 \cdot 10^{-1} \times 11,2}{100,0} = 11,2 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

2.4. La solution  $S_0$  a été diluée 1000 fois  $C_0 = 1000 \times C_1 = 11,2 \text{ mol.L}^{-1}$

2.5.  $m_0 = n_0 \times M_{\text{HCl}} = C_0 \times V \times M_{\text{HCl}}$

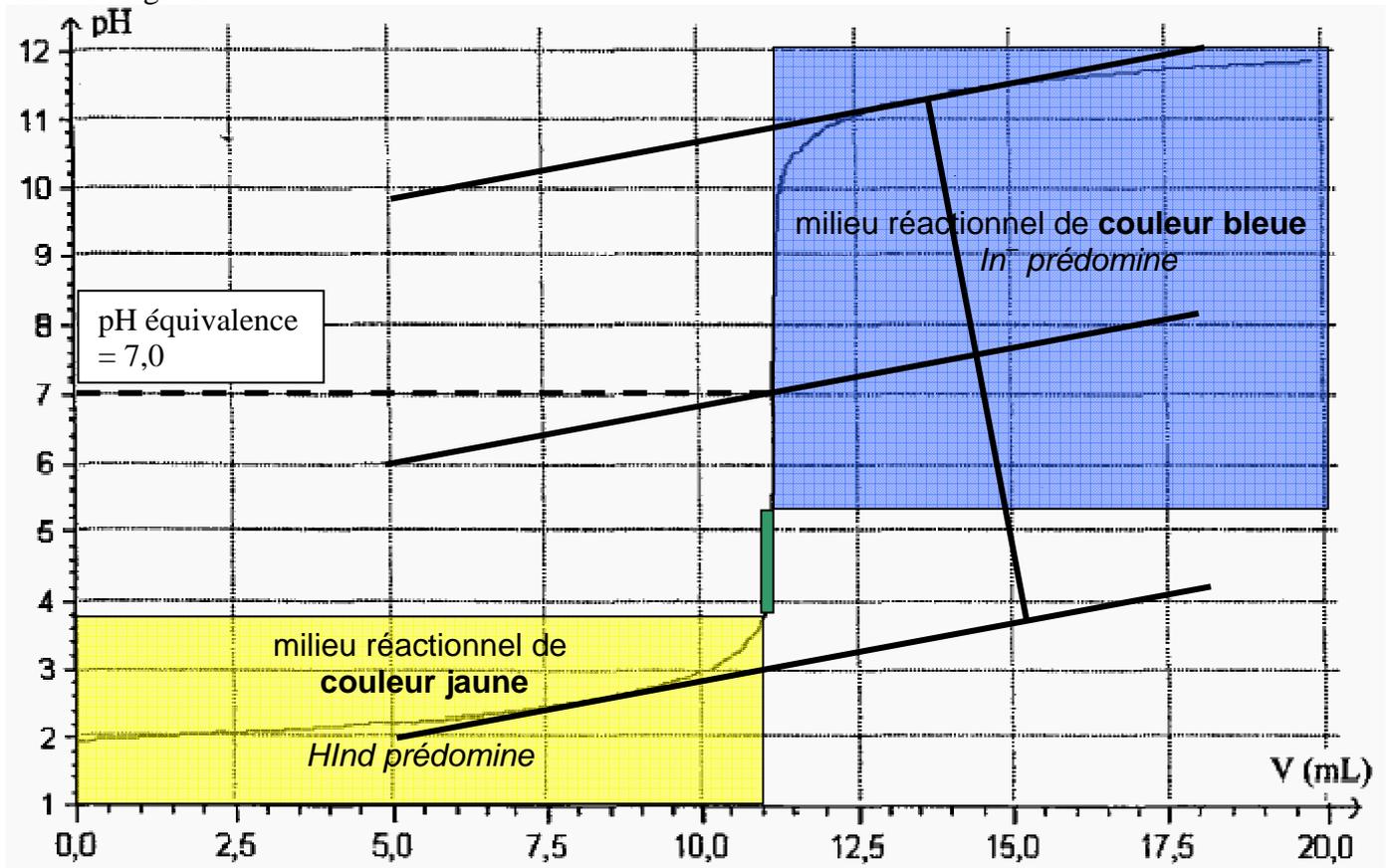
$$m_0 = 11,2 \times 1 \times 36,5 = 409 \text{ g}$$

2.6  $m = \rho_0 \times V = 1160 \times 1,000 = 1160 \text{ g}$

2.7. Le pourcentage massique (p) correspond à la masse d'acide chlorhydrique présente dans 100 g de solution, or pour 1160 g de solution on a 409 g d'acide chlorhydrique, donc pour 100 g on aura  $p = \frac{409 \times 100}{1160} = 35,3\%$

On trouve un pourcentage légèrement supérieur à celui donné par l'étiquette mais celle ci indique le pourcentage **minimum** en masse d'acide, l'indication est **correcte**.

2.8. Voir figure.



Le pH de la solution est initialement acide, le vert de bromocrésol va colorer la solution en jaune, puis celle-ci va devenir verte (teinte sensible de l'indicateur) pour V proche de  $V_E$  et enfin au delà de l'équivalence la solution se colore en bleu.

2.9. À l'aide de la méthode des tangentes, on remarque que le pH à l'équivalence est égal à 7,0.

Le **bleu de bromothymol** serait mieux adapté pour réaliser le titrage car sa zone de virage contient le pH à l'équivalence, ce qui n'est pas le cas du vert de bromocrésol.

## Exercice 2

II-3-	Oxydant 1 : $I_2$ Oxydant 2 : $RCOO^-$	Réducteur 1 : $I^-$ Réducteur 2 : $RCH_2OH$
II-4-	Quantité : $n(I_2) = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$	
II-5-	Domaine : <span style="float: right;">(cocher la réponse exacte)</span>	
	<input type="checkbox"/> rayons X <input type="checkbox"/> infra-rouge	<input checked="" type="checkbox"/> ultraviolet <input type="checkbox"/> micro-ondes
	<input type="checkbox"/> visible <input type="checkbox"/> radiofréquences	
II-6-	Coefficient d'absorption molaire :	
	Expr. litt. : $\epsilon = A / (l [I_2])$	Appl. Num. : $\epsilon = 250 \text{ L.mol}^{-1}.\text{cm}^{-1}$
II-7-	Domaine : <span style="float: right;">(cocher la réponse exacte)</span>	
II-8-	Quantité : $n(\text{glucose}) = 2,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$	Concentration : $[\text{glucose}]_{\text{massique}} = 8,0 \cdot \text{g.L}^{-1}$