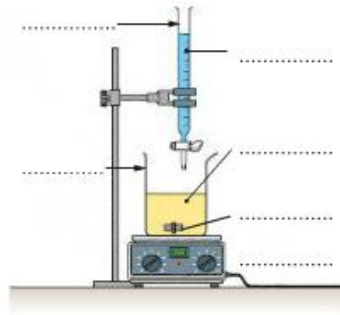


**I. Dispositif de titrage**

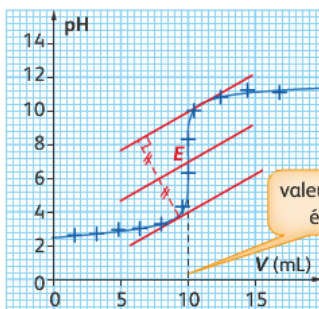
- Annoter le schéma du dispositif de titrage représenté ci-dessous



**II. Repérage de l'équivalence**

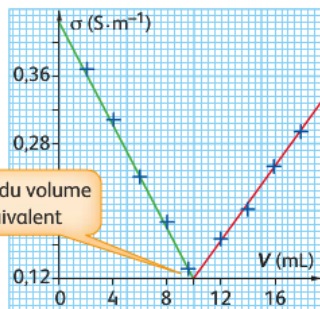
**... pour un titrage pH-métrique**

- Lorsque l'on suit l'évolution du pH d'une solution, on effectue un **titrage pH-métrique**.
- La réaction support de titrage est une réaction acido-basique.
- L'équivalence est repérée par une brusque variation du pH, appelée **saut de pH**.



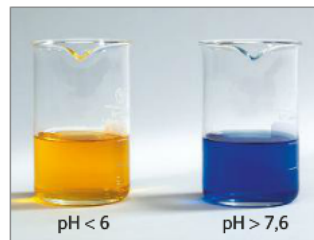
**... pour un titrage conductimétrique**

- Lorsque l'on suit l'évolution de la conductivité  $\sigma$  d'une solution, on effectue un **titrage conductimétrique**.
- L'équivalence est repérée par un **changement de pente** des courbes tracées à partir des points expérimentaux.



**... pour un titrage utilisant un indicateur de fin de réaction**

- Si aucune des espèces titrante, titrée ou produite n'est colorée, on peut utiliser un indicateur de fin de réaction et suivre l'évolution de la couleur de la solution au cours du titrage.
- L'équivalence est repérée par le **changement de couleur** de la solution.



**III. La rédaction d'un protocole expérimental**

- Avant d'élaborer le protocole, il faut d'abord rédiger la liste du matériel et des solutions nécessaires. Chaque étape du protocole est ensuite décrite à l'aide de verbes d'action à l'infinitif. En revanche, il n'est pas nécessaire d'expliquer comment se manipule le matériel, car cette compétence est censée être connue de l'expérimentateur.
- Un élève rédige un protocole expérimental afin de déterminer la concentration molaire d'une solution d'acide éthanóïque par titrage pH-métrique.

➤ Liste du matériel :

- agitateur magnétique, bécher, burette graduée, pH-mètre et sonde pH-métrique, pipette jaugée de 10,0 mL
- Solution d'acide éthanóïque, solution d'hydroxyde sodium de concentration  $c = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$

➤ Protocole expérimental

- 1) Prélever un échantillon de volume  $V_s = 10,0 \text{ mL}$  d'une solution d'acide éthanóïque.
- 2) L'introduire dans un bécher et ajouter un barreau aimanté.
- 3) Rincer puis remplir la burette graduée avec une solution de concentration  $c = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- 4) Placer le bécher sur un agitateur magnétique et disposer la burette au-dessus du bécher.
- 5) Placer la sonde du pH-mètre dans le bécher en s'assurant qu'elle plonge bien dans la solution.
- 6) On note la valeur du pH après chaque ajout de la solution titrante.



## Questions

- Que manque-t-il dans la liste du matériel ?
- Quel matériel nécessaire au titrage est absent de la photographie ? Lequel n'est pas utile ?
- Quelles précisions doit-on apporter au 1) et 3) du protocole ?
- Quelles modifications doit-on faire pour améliorer la rédaction de la dernière ligne du protocole ?
- Rédiger un protocole corrigé.

## IV. Apprendre à rédiger

- Voici l'énoncé d'un exercice et un guide ; ce guide vous aide à rédiger la solution détaillée et à retrouver les réponses aux questions posées.

### Énoncé

- 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  $C = 50 \text{ mmol.L}^{-1}$ . On prélève un échantillon de la solution à titrer de volume  $V_S = 10,0 \text{ mL}$ . On introduit quelques gouttes d'empois d'amidon dans la solution à titrer pour repérer l'équivalence. Le volume  $V_E$  versé à l'équivalence est égal à  $8,0 \text{ mL}$

### Données

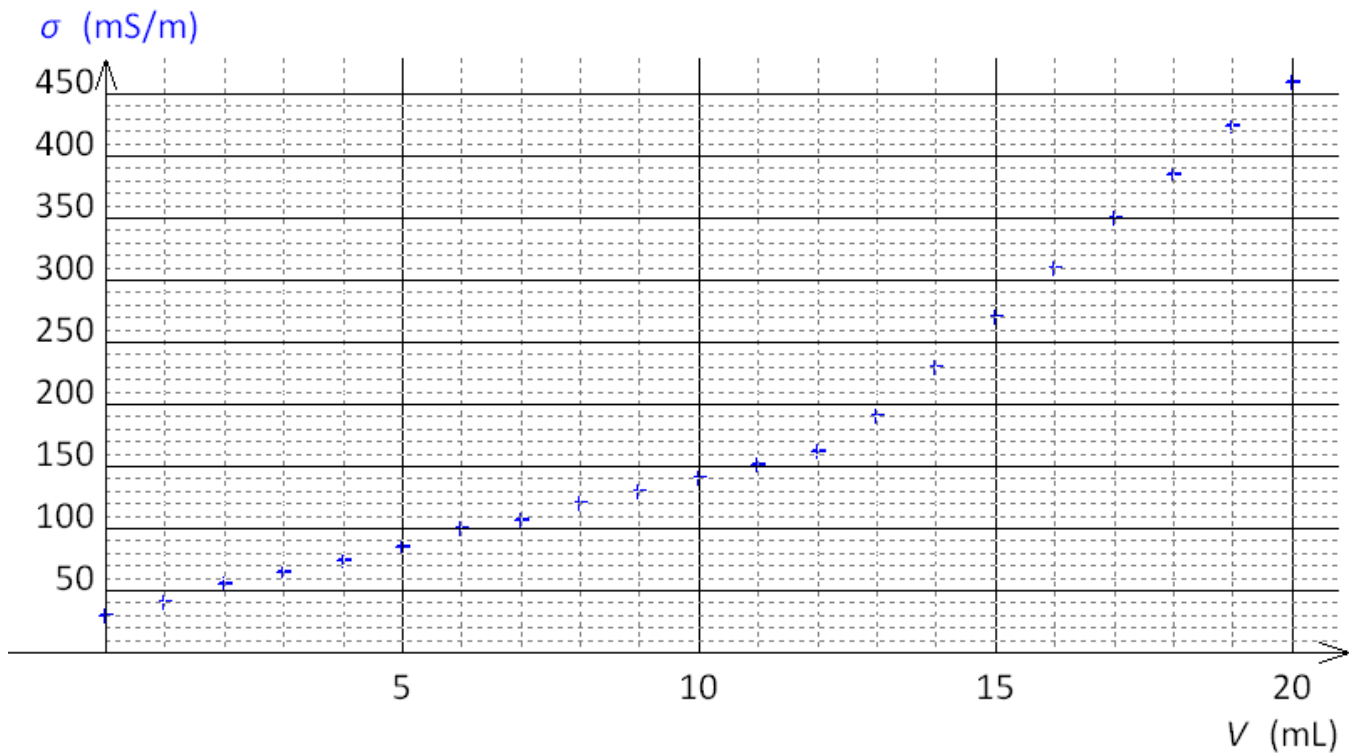
- Couples oxydant/réducteur et demi-équations d'oxydoréduction :  $\text{I}_2(\text{aq})/\text{I}^-(\text{aq})$  ;  $\text{I}_2(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-(\text{aq})$   
 $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})/\text{SO}_2(\text{aq})$  ;  $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + 4\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{SO}_2(\text{aq}) + 2\text{H}_2\text{O}(\ell)$

Questions	Guide
a) A-t-on réalisé un titrage pH-métrique, conductimétrique ou utilisé un indicateur de fin de réaction ?	Identifier dans l'énoncé une Indication concernant le repérage de l'équivalence et rédiger la réponse.
b) Quel est le réactif titrant ? ..... Quel est le réactif titré ? .....	Repérer dans l'énoncé la solution titrée afin de conclure sur l'espèce titrée. Repérer ensuite l'espèce titrante.
c) Écrire l'équation de la réaction support de titrage.	Utiliser la réponse à la question précédente. Après avoir écrit l'équation de la réaction, vérifier Ici conservation des éléments et de la charge électrique, sans pour autant écrire cette vérification sur votre copie.
d) Déterminer la relation à l'équivalence entre la quantité $n_i$ du réactif titré initialement introduit et celle $n_E$ du réactif titrant versé à l'équivalence.	Donner la définition de l'équivalence de ce titrage et la traduire par une relation entre les quantités de matière.
e) Déterminer la concentration molaire en dioxyde de soufre de la solution.	Utiliser la relation précédente et la réécrire en fonction de $V_S$ , $C_S$ , $V_E$ et $C$ . En déduire l'expression de $C_S$ . Faire une application numérique. Analyser les chiffres significatifs et l'unité, et vérifier que $C_S = 40 \text{ mmol.L}^{-1}$ .

## V. Titrage d'une solution d'ammoniac

- On réalise le titrage conductimétrique d'une solution d'ammoniac ( $\text{NH}_3$ ) de volume  $V_S = 200 \text{ mL}$ , de concentration  $C_S$ , par de l'acide chlorhydrique ( $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-(\text{aq})$ ) de concentration  $c = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$
- L'équation de la réaction support de titrage s'écrit:  $\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}$ .
- On obtient alors la courbe page suivante, représentant la conductivité  $\sigma$  en fonction du volume  $V$  d'acide chlorhydrique versé.
  - Déterminer le volume versé à l'équivalence.
  - Déterminer la relation à l'équivalence entre la quantité de réactif titré initialement introduit et celle de réactif titrant versé à l'équivalence.
  - En déduire la concentration  $C_S$ .
  - Justifier l'allure de la courbe obtenue avant et après l'équivalence.

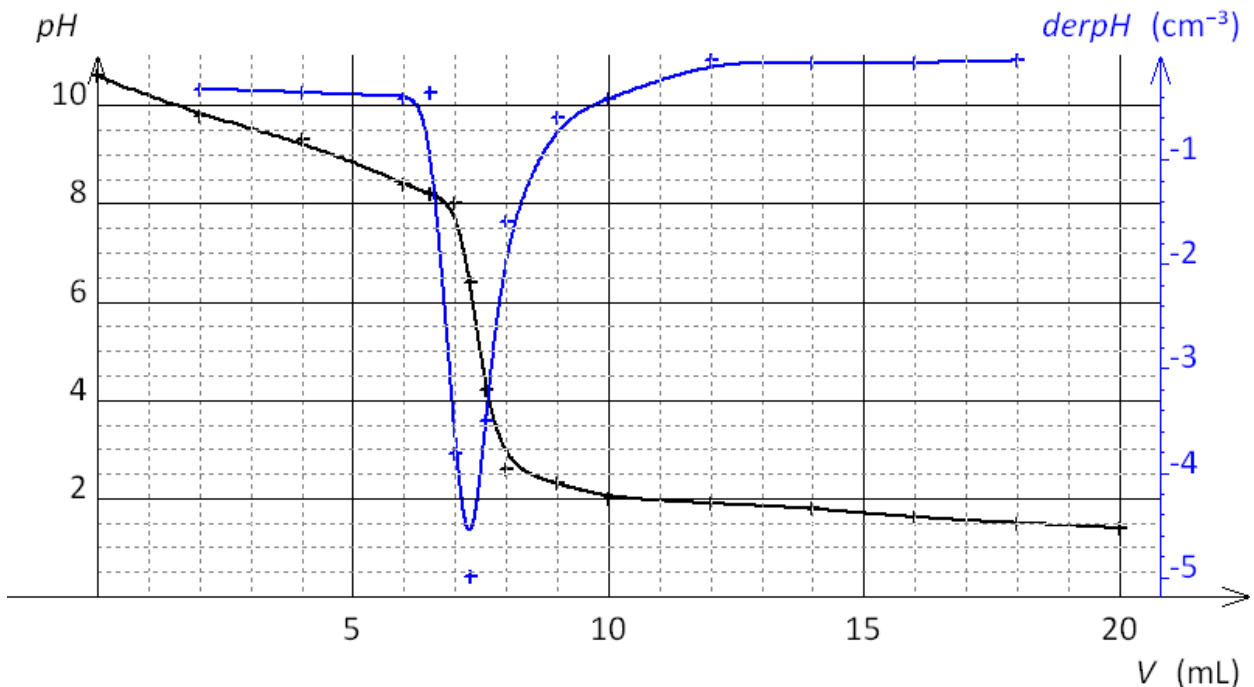
Valeurs de  $\lambda$  en  $\text{mS.m}^2.\text{mol}^{-1}$  :  $\lambda(\text{Cl}^-) = 7,63$  ;  $\lambda(\text{NH}_4^+) = 7,35$  ;  $\lambda(\text{HO}^-) = 19,9$  ;  $\lambda(\text{H}_3\text{O}^+) = 35,0$ .



### VI. Titration d'une solution d'éthylamine

- On réalise le titrage pH-métrique d'une solution d'éthylamine ( $C_2H_5NH_2$ ) de volume  $V_S = 20,0$  mL, de concentration  $C_S$ , par de l'acide chlorhydrique ( $H_3O^+ + Cl^-_{(aq)}$ ) de concentration  $c = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$ . En suivant l'évolution du pH en fonction du volume d'acide chlorhydrique versé, on obtient la courbe de titrage représentée ci-dessous.

- Écrire l'équation de la réaction support de titrage.
- Déterminer graphiquement le volume  $V_E$  versé à équivalence par la méthode des tangentes.
- Vérifier cette valeur du volume  $V_E$  en utilisant la courbe de la dérivée du pH en fonction du volume  $V$  noté  $derpH$ .



- Définir l'équivalence de ce titrage.
- Déterminer la concentration  $C_S$  de la solution d'éthylamine.