

Équilibre chimique

TP de sciences physiques - niveau Terminale

Une solution d'acide éthanóique de plus en plus diluée voit-elle son taux d'avancement changer ? Et la constante d'équilibre ? Ce TP sur l'équilibre chimique te propose de répondre en mesurant le pH de quatre solutions de concentrations différentes, puis en calculant τ et $Q_{r,eq}$ pour chacune.

Ce TP est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Objectif du TP sur l'équilibre chimique

Montrer que le taux d'avancement final de la réaction d'un acide faible avec l'eau dépend de la concentration, alors que $Q_{r,eq}$ reste constant et vaut K .

Matériel

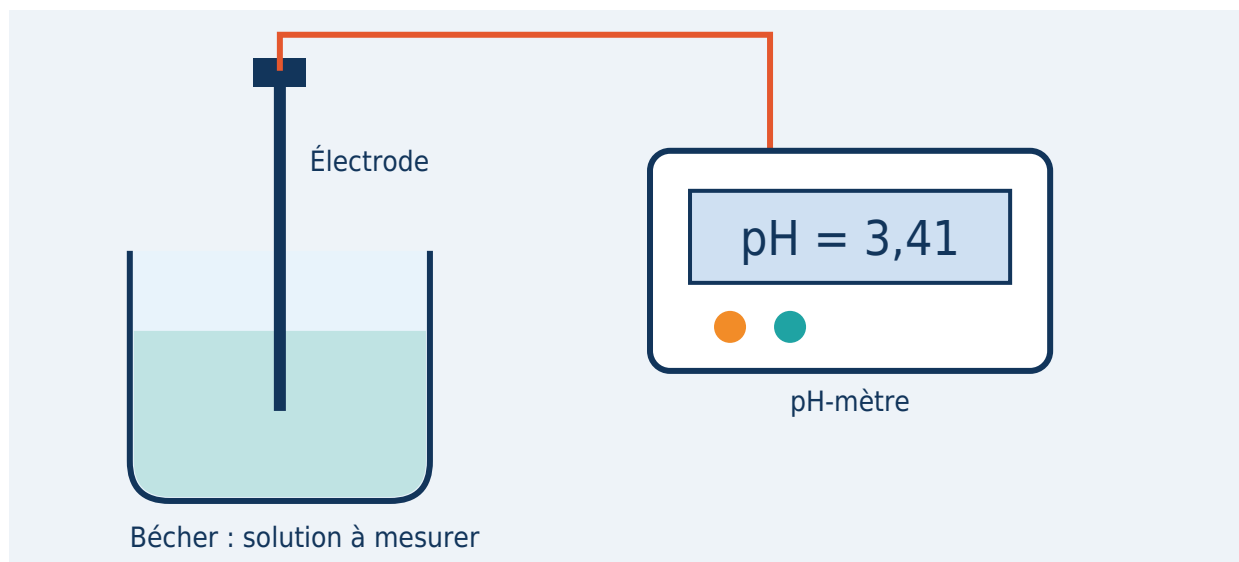
- Solution S_0 d'acide éthanóique à $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- Trois fioles jaugées de 100,0 mL avec bouchon
- Pipette jaugée de 10,0 mL et propipette
- Quatre béchers de 50 mL étiquetés
- pH-mètre avec électrode et solutions tampons d'étalonnage (pH 4 et 7)
- Eau distillée, pissette, papier absorbant
- Calculatrice ou tableur

Sécurité

SÉCURITÉ

Port obligatoire de la blouse, des lunettes et des gants. L'acide éthanóique, même dilué, irrite les yeux et la peau : en cas de projection, rincer abondamment à l'eau. Ne jamais pipeter à la bouche ; rincer l'électrode à l'eau distillée entre deux mesures et la garder humide.

Protocole

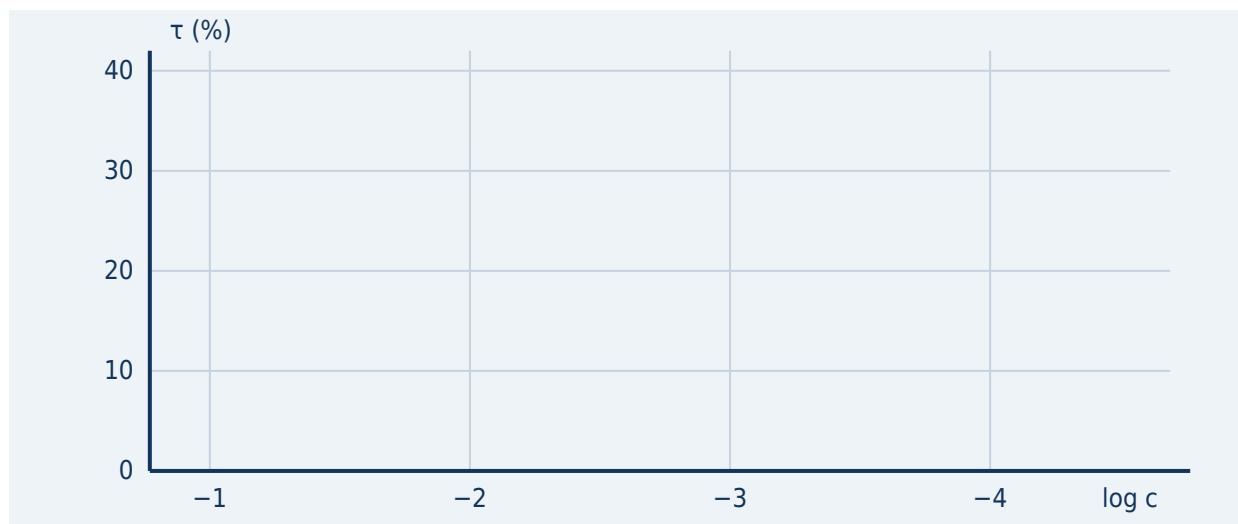


Mesure du pH d'une solution d'acide éthanóïque avec un pH-mètre étalonné.

1. Étalonner le pH-mètre avec les solutions tampons, rincer l'électrode.
2. Verser environ 30 mL de S_0 ($c = 1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) dans un bécher et mesurer son pH quand la valeur est stable.
3. Prélever 10,0 mL de S_0 avec la pipette jaugée, les verser dans une fiole de 100,0 mL, compléter à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, boucher et homogénéiser : on obtient S_1 ($c = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$).
4. Mesurer le pH de S_1 après rinçage de l'électrode.
5. Préparer de même S_2 ($1,0 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) à partir de S_1 , puis S_3 ($1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$) à partir de S_2 .
6. Mesurer le pH de S_2 puis de S_3 , en allant du plus dilué au plus concentré pour limiter la contamination.
7. Reporter les valeurs dans le tableau ; calculer $[\text{H}_3\text{O}^+]$, τ puis $Q_{r,\text{éq}}$.

Mesures à relever

Solution	$c \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1})$	pH mesuré	$[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1})$	$\tau \text{ (%)}$	$Q_{r,\text{éq}}$
S_0	$1,0 \times 10^{-1}$				
S_1	$1,0 \times 10^{-2}$				
S_2	$1,0 \times 10^{-3}$				
S_3	$1,0 \times 10^{-4}$				



Repère à compléter avec tes quatre points ($\log c$; τ).

Questions

1. Écris l'équation de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau et l'expression de Q_r .
2. Explique pourquoi $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ à l'état final et pourquoi $x_{\text{max}} = c \times V$.
3. Complète le tableau : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$, $\tau = [\text{H}_3\text{O}^+] \div c$, $Q_{r,\text{éq}} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \div (c - [\text{H}_3\text{O}^+])$.
4. Place les points ($\log c$; τ) dans le repère et décris l'évolution de τ avec la dilution.
5. Compare les valeurs de $Q_{r,\text{éq}}$. Que peux-tu en conclure ?
6. Calcule la valeur moyenne de $Q_{r,\text{éq}}$ et l'écart relatif maximal avec cette moyenne.
7. Pourquoi faut-il mesurer le pH du plus dilué au plus concentré et rincer l'électrode entre deux mesures ?

Pour aller plus loin

- Mesurer la conductivité des mêmes solutions et retrouver τ avec les conductivités molaires ioniques.
- Refaire l'étude avec une solution d'ammoniac et comparer sa constante à celle de l'acide éthanoïque.