

Acides, bases et pKa

TP de sciences physiques - niveau Terminale

Une solution d'acide éthanoïque à $1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et une solution d'acide chlorhydrique de même concentration n'ont pas du tout le même pH. Dans ce TP sur les acides et le pKa, tu vas mesurer le pH d'une série de solutions d'acide éthanoïque de plus en plus diluées pour comprendre ce qu'est un acide faible et déterminer sa constante d'acidité.

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 les acides et le pKa

Mesurer le pH de solutions d'acide éthanoïque de concentrations connues, en déduire le taux d'avancement final de la réaction avec l'eau, la constante d'acidité K_a et le pK_a du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$.

Matériel

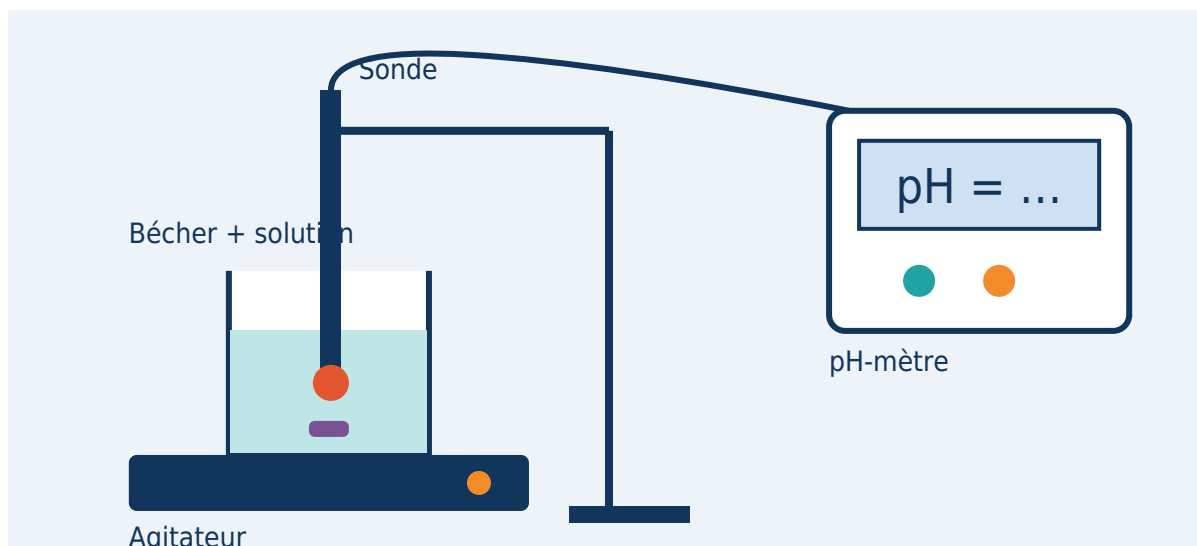
- Solution S_0 d'acide éthanoïque à $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$
- Eau distillée et pissette
- Trois fioles jaugées de 100,0 mL avec bouchons
- Pipette jaugée de 10,0 mL et propipette
- Quatre béchers de 100 mL (un par solution)
- pH-mètre avec sonde et solutions tampons d'étalonnage (pH 4 et pH 7)
- Agitateur magnétique et barreau aimanté
- Papier absorbant pour essuyer la sonde

Sécurité

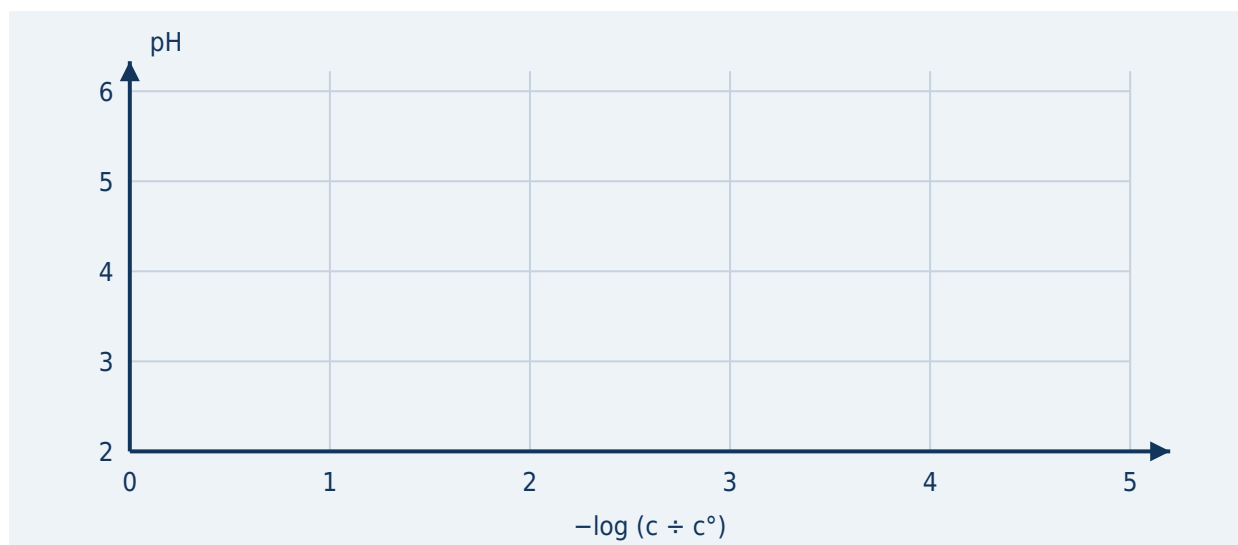
SÉCURITÉ

Porte une blouse, des lunettes et des gants. La solution d'acide éthanoïque est peu concentrée mais irritante pour les yeux. Rince la sonde à l'eau distillée entre deux mesures sans la frotter, et ne la laisse jamais sécher : remets-la dans son flacon de conservation. Les solutions peuvent être jetées à l'évier avec beaucoup d'eau.

Protocole



Montage de mesure : sonde plongée dans la solution agitée doucement, reliée au pH-mètre.



Graphique à compléter : place tes quatre points $\text{pH} = f(-\log c)$.

1. Étalonne le pH-mètre avec les solutions tampons de pH 4 et de pH 7, en rinçant la sonde entre chaque solution.
2. Verse environ 50 mL de S_0 dans un bécher et mesure son pH : c'est la solution à $1,0 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Attends que la valeur se stabilise.
3. Avec la pipette jaugée, prélève 10,0 mL de S_0 et verse-les dans une fiole jaugée de 100,0 mL ; complète à l'eau distillée jusqu'au trait de jauge, bouche et homogénéise : tu obtiens S_1 .
4. Verse S_1 dans un bécher propre et mesure son pH.
5. Prépare de la même façon S_2 à partir de S_1 , puis S_3 à partir de S_2 (dilution par 10 à chaque fois), et mesure leur pH.
6. Pour chaque solution, rince la sonde à l'eau distillée et essue-la délicatement avant la mesure suivante.
7. Note les valeurs dans le tableau, en commençant par la solution la plus diluée si tu veux limiter la contamination.
8. Refais la mesure de S_1 une seconde fois pour vérifier la reproductibilité.

Mesures à relever

Solution	$c \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1}\text{)}$	$-\log (c \div c^\circ)$	pH mesuré	$[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1}\text{)}$	$\tau \text{ (\%)}$
S_0	$1,0 \times 10^{-1}$	...	...	...	...
S_1	...	...	...	...	...
S_2	...	...	...	...	...
S_3	...	...	...	...	...

Questions

1. Écris l'équation de la réaction de l'acide éthanóïque avec l'eau et l'expression de K_a .
2. Complète le tableau : calcule $-\log c$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ et le taux d'avancement final $\tau = [\text{H}_3\text{O}^+] \div c$ de chaque solution.
3. Le pH d'une solution d'acide fort de même concentration serait-il plus grand ou plus petit ? Calcule-le pour S_0 et compare à la mesure.
4. Comment évolue τ quand on dilue ? Que peux-tu en conclure sur l'état d'équilibre de l'acide éthanóïque ?
5. Trace le graphique $\text{pH} = f(-\log c)$, puis détermine sa pente. Compare-la à la valeur $\frac{1}{2}$ prévue par l'approximation $\text{pH} \approx \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log c)$.
6. Calcule K_a à partir de la mesure sur S_1 en utilisant $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ et $[\text{CH}_3\text{COOH}] = c - [\text{H}_3\text{O}^+]$, puis déduis le $\text{p}K_a$.
7. Pourquoi rince-t-on la sonde et mesure-t-on d'abord la solution la plus diluée si on veut limiter la contamination ? Cite deux autres causes d'incertitude.

Pour aller plus loin

- Compare ta valeur du $\text{p}K_a$ avec la valeur tabulée (4,8) en calculant l'écart relatif.
- Refais l'étude avec une solution d'acide chlorhydrique dilué : le pH est-il lié à $-\log c$ de la même façon ?