

Acides, bases et pH

TP de sciences physiques - niveau Terminale

Quand on dilue du vinaigre, son pH augmente-t-il autant que celui d'un acide fort ? Dans ce TP sur les acides, les bases et le pH, tu vas étalonner un pH-mètre, mesurer le pH de solutions d'acide chlorhydrique et d'acide éthanoïque de concentrations décroissantes, puis comparer leur comportement.

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, les bases et le pH

Mesurer le pH de solutions de concentration c comprise entre $1,0 \times 10^{-2}$ et $1,0 \times 10^{-5}$ mol/L pour deux acides, tracer $\text{pH} = f(-\log c)$ et distinguer l'acide fort de l'acide faible.

Matériel

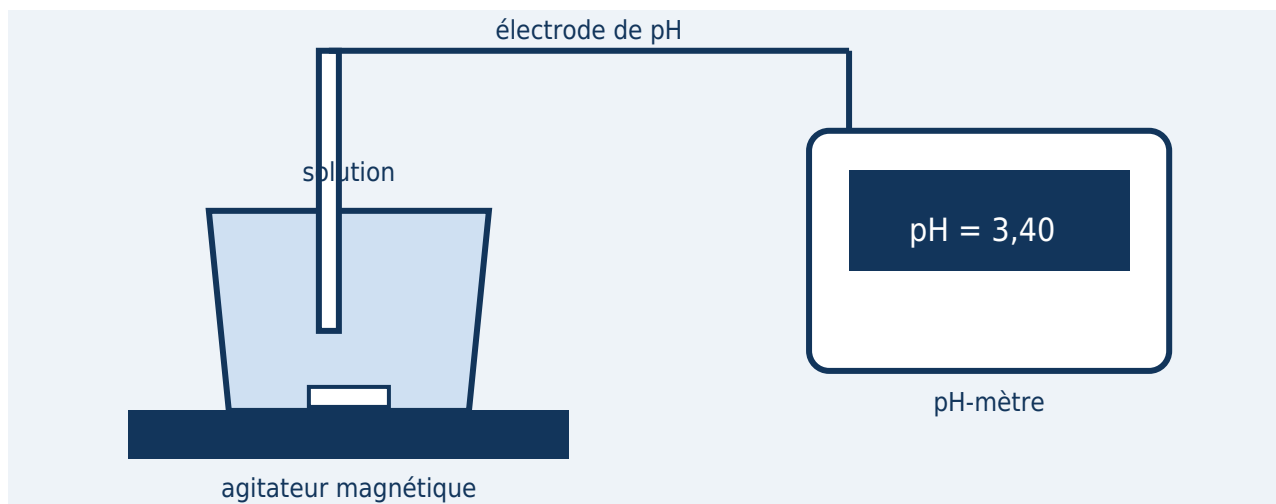
- Un pH-mètre avec électrode, un agitateur magnétique et son barreau
- Solutions tampons de pH 4,00 et 7,00
- Solution d'acide chlorhydrique à $1,0 \times 10^{-2}$ mol/L
- Solution d'acide éthanoïque à $1,0 \times 10^{-2}$ mol/L
- Quatre fioles jaugées de 100,0 mL, une pipette jaugée de 10,0 mL et une propipette
- Bêchers de 50 mL, eau distillée, papier absorbant
- Lunettes de protection, gants et blouse

Sécurité

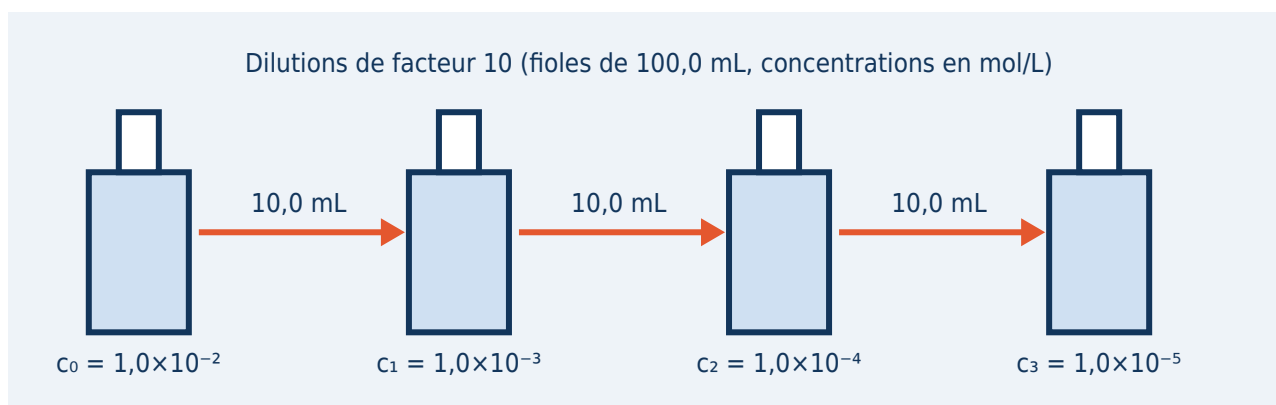
SÉCURITÉ

Porte **blouse, lunettes et gants**. Les solutions sont diluées mais restent irritantes pour les yeux. Pipette toujours avec une propipette, jamais à la bouche. Rince l'électrode à l'eau distillée entre deux mesures, sans la frotter, et ne la laisse jamais sécher. Essuie immédiatement toute projection.

Protocole



Montage : électrode de pH plongée dans la solution agitée, reliée au pH-mètre.



Chaîne de dilutions successives : on prélève 10,0 mL à la pipette jaugée et on complète à 100,0 mL.

1. Allume le pH-mètre, rince l'électrode à l'eau distillée et étalonne-le avec les tampons 4,00 puis 7,00.
2. Verse environ 40 mL de la solution d'acide chlorhydrique $c_0 = 1,0 \times 10^{-2}$ mol/L dans un bécher, plonge l'électrode, mets l'agitation douce et attends la stabilisation avant de lire le pH.
3. Prépare la solution c_1 par dilution de facteur 10 (10,0 mL dans une fiole de 100,0 mL, eau distillée jusqu'au trait, homogénéiser) et mesure son pH.
4. Répète pour obtenir $c_2 = 1,0 \times 10^{-4}$ et $c_3 = 1,0 \times 10^{-5}$ mol/L, à partir de la solution précédente, en rinçant l'électrode entre chaque mesure.
5. Recommence toute la série avec la solution d'acide éthanöïque (même concentrations).
6. Rince l'électrode, replace-la dans sa solution de conservation, range le matériel.
7. Calcule $-\log c$ pour chaque solution, puis $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ et, pour l'acide éthanöïque, $\tau = [\text{H}_3\text{O}^+] \div c$.
8. Trace sur le même graphique $\text{pH} = f(-\log c)$ pour les deux acides.

Mesures à relever

c (mol/L)	$-\log c$	pH acide chlorhydrique	pH acide éthanöïque	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ éthanöïque (mol/L)	τ éthanöïque (%)
$1,0 \times 10^{-2}$	...	...	...	...	...

$1,0 \times 10^{-3}$	...	...	...	...	...
$1,0 \times 10^{-4}$	...	...	...	...	...
$1,0 \times 10^{-5}$	...	...	...	...	...

Questions

1. Pourquoi étalonne-t-on le pH-mètre avant les mesures, et avec quels tampons ?
2. Écris les équations des réactions de l'acide chlorhydrique puis de l'acide éthanóïque avec l'eau.
3. Pour l'acide chlorhydrique, compare le pH mesuré à $-\log c$. Que conclus-tu sur $[H_3O^+]$ et c ?
4. Complète le tableau pour l'acide éthanóïque : calcule $[H_3O^+]$ et τ pour chaque concentration.
5. Trace $pH = f(-\log c)$ pour les deux acides. Détermine le coefficient directeur de chaque courbe.
6. Que deviennent le pH et le taux d'avancement de l'acide éthanóïque quand on dilue ? Interprète.
7. Pourquoi la mesure à $1,0 \times 10^{-5}$ mol/L est-elle moins fiable ? Pourquoi rince-t-on l'électrode entre deux mesures ?

Pour aller plus loin

- Mesure le pH de l'eau du robinet et de l'eau distillée laissée à l'air : comment expliques-tu l'écart avec 7 ?
- Mesure le pH d'un vinaigre commercial puis de ce vinaigre dilué 10 fois : retrouve-t-on le comportement d'un acide faible ?