

Acides, bases et pKa

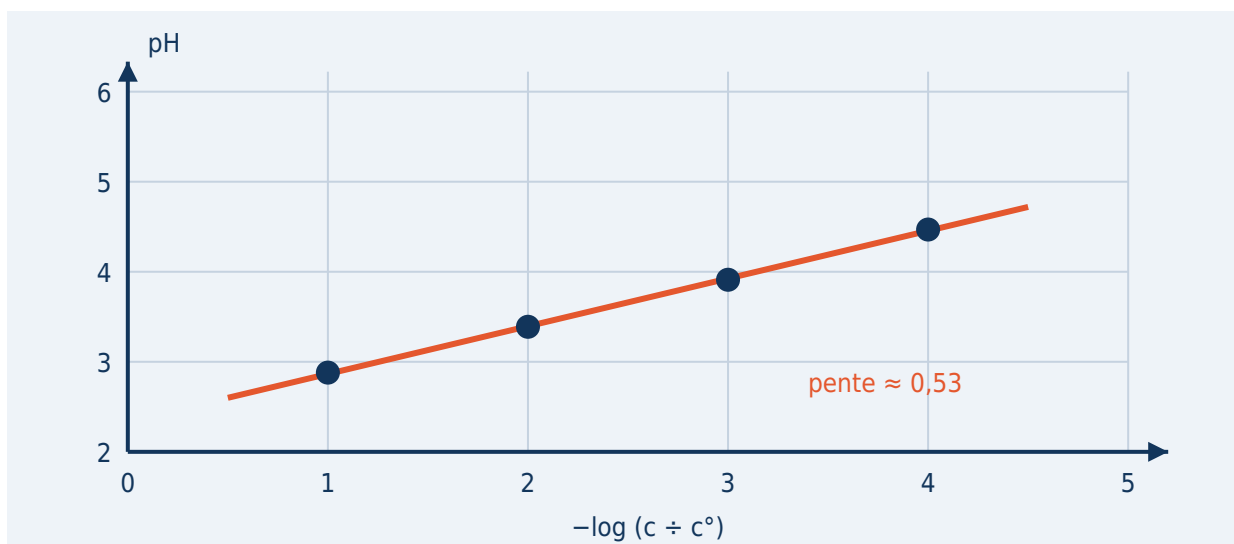
Corrigé du TP - niveau Terminale

Voici le corrigé du TP sur le pKa : résultats types obtenus avec un pH-mètre bien étalonné, réponses détaillées et compte rendu modèle. Tes valeurs peuvent différer de quelques centièmes d'unité de pH selon l'appareil et la température.

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

Résultats types : corrigé TP pKa

Solution	c (mol·L ⁻¹)	-log (c ÷ c°)	pH mesuré	[H ₃ O ⁺] (mol·L ⁻¹)	τ (%)
S ₀	1,0 × 10 ⁻¹	1	2,88	1,3 × 10 ⁻³	1,3
S ₁	1,0 × 10 ⁻²	2	3,39	4,1 × 10 ⁻⁴	4,1
S ₂	1,0 × 10 ⁻³	3	3,91	1,2 × 10 ⁻⁴	12
S ₃	1,0 × 10 ⁻⁴	4	4,47	3,4 × 10 ⁻⁵	34



Résultats types : pH en fonction de $-\log c$; la droite d'ajustement a une pente voisine de 0,5.

Réponses aux questions

- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $K_a = [\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{éq}} [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{éq}} \div ([\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{éq}} c^\circ)$.
- Voir le tableau : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ et $\tau = [\text{H}_3\text{O}^+] \div c$; par exemple, pour S₁, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,39} = 4,1 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ et $\tau = 4,1 \times 10^{-4} \div 1,0 \times 10^{-2} = 4,1 \%$.
- Pour un acide fort, $\text{pH} = -\log c = \mathbf{1,00}$ pour S₀, valeur plus petite que la mesure (2,88) : l'acide éthanoïque est un **acide faible**, sa réaction avec l'eau n'est pas totale.
- τ **augmente quand on dilue** (1,3 % → 34 %) : pour un acide faible, plus la solution

est diluée, plus la réaction avec l'eau avance. τ reste inférieur à 1 : il s'agit d'un équilibre chimique.

5. Les points sont alignés ; la pente, calculée entre S_0 et S_3 , vaut $(4,47 - 2,88) \div (4 - 1) = \mathbf{0,53}$, proche de $\frac{1}{2}$. L'écart vient de l'approximation $[\text{CH}_3\text{COOH}] \approx c$, qui devient mauvaise pour les solutions diluées ($\tau = 34\%$ pour S_3).
6. Pour S_1 : $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 4,1 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1,0 \times 10^{-2} - 4,1 \times 10^{-4} = 9,6 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $K_a = (4,1 \times 10^{-4})^2 \div 9,6 \times 10^{-3} = \mathbf{1,8 \times 10^{-5}}$; $\text{p}K_a = \mathbf{4,75}$.
7. On rince pour ne pas introduire la solution précédente (plus concentrée) dans la suivante ; en mesurant d'abord la plus diluée, une contamination fausserait moins le résultat. Autres causes d'incertitude : étalonnage imparfait, température différente de 25°C , dilutions imprécises (fioles et pipettes jaugées), temps de stabilisation insuffisant.

Conclusion et compte rendu modèle

Nous avons mesuré le pH de quatre solutions d'acide éthanóique, de concentration $1,0 \times 10^{-1}$ à $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Les pH mesurés (2,88 ; 3,39 ; 3,91 ; 4,47) sont tous supérieurs à $-\log c$: l'acide éthanóique est un acide faible, car sa réaction avec l'eau n'est pas totale. Le taux d'avancement final τ , calculé par $[\text{H}_3\text{O}^+] \div c$, vaut 1,3 % pour la solution la plus concentrée et 34 % pour la plus diluée : il augmente avec la dilution. Le graphique $\text{pH} = f(-\log c)$ est une droite de pente voisine de 0,5, ce qui confirme la relation $\text{pH} \approx \frac{1}{2} (\text{p}K_a - \log c)$ pour les solutions assez concentrées. À partir de la solution à $1,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, nous avons obtenu $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$, soit $\text{p}K_a = 4,75$, en accord avec la valeur tabulée (4,8) à moins de 2 %. Les principales sources d'incertitude sont l'étalonnage du pH-mètre, la température et la précision des dilutions.

Erreurs fréquentes en TP

- Utiliser $\text{pH} = -\log c$ pour l'acide éthanóique, valable seulement pour un acide fort.
- Oublier de rincer et d'essuyer la sonde, ou la laisser sécher entre deux mesures.
- Lire le pH avant stabilisation de l'affichage.
- Calculer K_a avec la concentration initiale c au lieu de $c - [\text{H}_3\text{O}^+]$ à l'équilibre.
- Oublier que les dilutions successives par 10 à partir d'une solution déjà diluée cumulent les erreurs.

Retour au TP