

Équilibre chimique

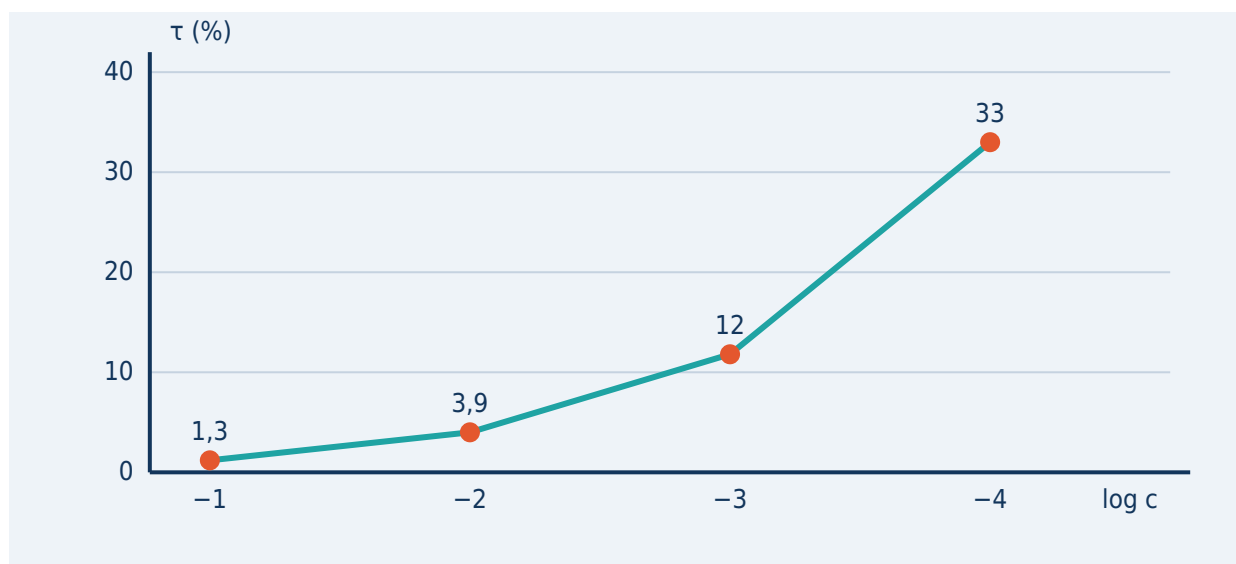
Corrigé du TP - niveau Terminale

Voici le corrigé du TP sur l'équilibre chimique : résultats types obtenus avec un pH-mètre bien étalonné, réponses détaillées, graphique de τ en fonction de la concentration et compte rendu modèle. Tes mesures peuvent s'écarter de 0,02 unité de pH.

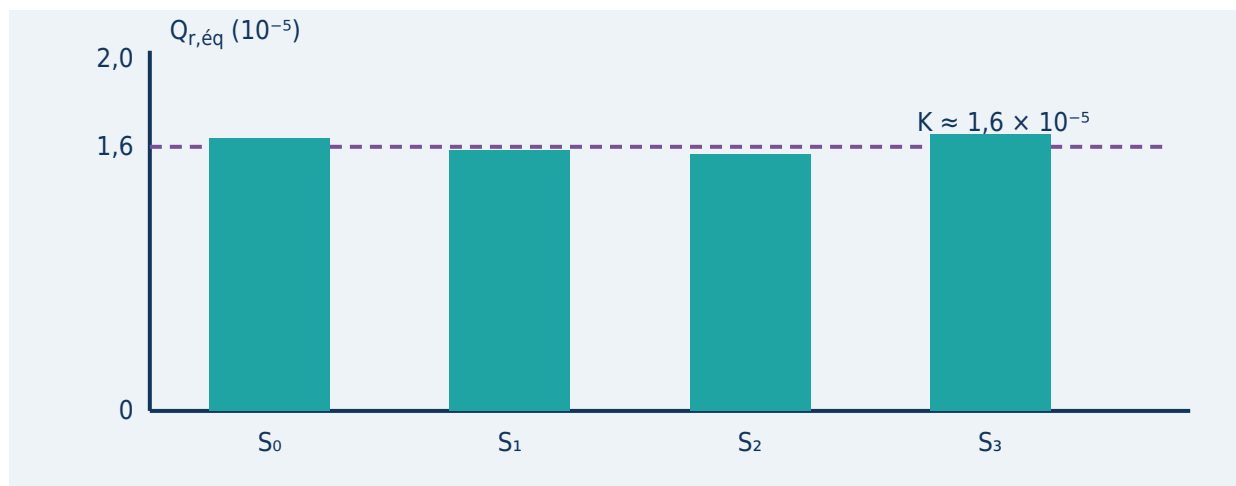
Ce corrigé de TP est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

Résultats types : corrigé du TP sur l'équilibre chimique

Solution	$c \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1}\text{)}$	pH mesuré	$[\text{H}_3\text{O}^+] \text{ (mol}\cdot\text{L}^{-1}\text{)}$	$\tau \text{ (%)}$	$Q_{r,\text{éq}}$
S_0	$1,0 \times 10^{-1}$	2,90	$1,3 \times 10^{-3}$	1,3	$1,6 \times 10^{-5}$
S_1	$1,0 \times 10^{-2}$	3,41	$3,9 \times 10^{-4}$	3,9	$1,6 \times 10^{-5}$
S_2	$1,0 \times 10^{-3}$	3,93	$1,2 \times 10^{-4}$	12	$1,6 \times 10^{-5}$
S_3	$1,0 \times 10^{-4}$	4,48	$3,3 \times 10^{-5}$	33	$1,6 \times 10^{-5}$



Courbe obtenue : τ augmente quand la solution est diluée.



$Q_{r,eq}$ est pratiquement le même pour toutes les concentrations.

Réponses aux questions

- $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\ell) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$; $Q_r = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$.
- Chaque molécule d'acide qui réagit libère un ion éthanoate et un ion oxonium : leurs concentrations sont égales (les ions de l'eau sont négligeables). Le réactif limitant est l'acide, l'eau étant en excès : $x_{\text{max}} = n_0 = c \times V$.
- Voir le tableau. Exemple pour S_1 : $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,41} = 3,9 \times 10^{-4}$; $\tau = 3,9 \times 10^{-4} \div 1,0 \times 10^{-2} = 3,9 \%$; $Q_{r,eq} = (3,9 \times 10^{-4})^2 \div (1,0 \times 10^{-2} - 3,9 \times 10^{-4}) = 1,6 \times 10^{-5}$.
- τ **augmente** quand la solution est diluée, de 1,3 % à 33 %, mais reste inférieur à 100 % : la transformation est **non totale**.
- Les quatre valeurs de $Q_{r,eq}$ sont **identiques à $1,6 \times 10^{-5}$** près : $Q_{r,eq}$ ne dépend pas de la concentration initiale, c'est la constante d'équilibre K.
- Moyenne : $1,6 \times 10^{-5}$ (valeurs non arrondies 1,60 ; 1,58 ; 1,57 ; $1,64 \times 10^{-5}$), écart relatif maximal environ **2,5 %** : c'est cohérent avec l'incertitude sur le pH ($\pm 0,02$ donne $\pm 5 \%$ sur $[\text{H}_3\text{O}^+]$).
- Pour ne pas contaminer une solution diluée par une solution plus concentrée restée sur l'électrode : une trace d'acide fausserait nettement le pH d'une solution très diluée.

Conclusion et compte rendu modèle

Objectif : étudier l'influence de la concentration sur le taux d'avancement et vérifier la constante d'équilibre de la réaction de l'acide éthanoïque avec l'eau. Nous avons préparé par dilutions successives quatre solutions de concentrations $1,0 \times 10^{-1}$ à $1,0 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et mesuré leur pH avec un pH-mètre étalonné. On en déduit $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$, puis $\tau = [\text{H}_3\text{O}^+] \div c$ et $Q_{r,eq}$. Le taux d'avancement passe de 1,3 % à 33 % quand la concentration diminue : la transformation reste non totale, mais elle avance d'autant plus que la solution est diluée. En revanche, $Q_{r,eq}$ est constant, égal à $1,6 \times 10^{-5}$ à 3 % près. Cette valeur est la constante d'équilibre K de la réaction à la température de la salle (25 °C). Elle ne dépend pas de l'état initial, contrairement à τ . Les écarts observés s'expliquent par l'incertitude de lecture du pH et par la précision des dilutions. Conclusion : l'état d'équilibre est caractérisé par K, non par τ .

Erreurs fréquentes en TP

- Oublier d'étalonner le pH-mètre ou de rincer l'électrode entre deux solutions.
- Mesurer le pH avant que la valeur soit stable.
- Calculer $[H_3O^+]$ avec log au lieu de 10^{-pH} , ou oublier de soustraire $[H_3O^+]$ à c dans le dénominateur.
- Diluer sans compléter exactement au trait de jauge, ce qui fausse c.
- Donner trop de chiffres significatifs pour un résultat issu d'un pH à deux décimales.

Retour au TP