



Conductimétrie : Constante d'acidité et dosage

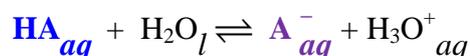


Objectifs

- Caractériser un couple acide faible – base faible par sa constante d'équilibre.
- Réaliser le suivi conductimétrique de réactions entre acide et base.
- Repérer sur la courbe $\sigma = f(V_a)$, l'équivalence de ces transformations chimiques et titrer une solution acide ou base inconnue.

1. Couple acide/base faibles et son équilibre en solution aqueuse

☞ L'équilibre de dissociation de l'acide faible CH_3CO_2H noté HA , en solution aqueuse:



| États | Avancements | $HA_{aq} + H_2O_l \rightleftharpoons A^-_{aq} + H_3O^+_{aq}$ | | | |
|-------|------------------------------|--|-------|---------------------|---------------------|
| Init | $x_0 = 0$ | $n^0_{HA} = C_a \cdot V_a$ | Excès | 0 | 0 |
| Int | $x(t) = x$ | $n^0_{HA} - x$ | | x | x |
| Final | $x_f = x_{\text{équilibre}}$ | $n^0_{HA} - x_{\text{équil.}}$ | | $x_{\text{équil.}}$ | $x_{\text{équil.}}$ |

☞ Conductivité de la solution : $\sigma = \sum_1^n \lambda_i [X_i]$ (en $S.m^{-1}$), X_i ions, conducteurs en solution aqueuse.

d'où : $\sigma = \lambda_{A^-} [A^-] + \lambda_{H_3O^+} [H_3O^+] = [H_3O^+] (\lambda_{A^-} + \lambda_{H_3O^+})$



On suppose dans ce milieu acide $[HO^-] \ll [H_3O^+]$ donc **négligeable**, et que l'espèce A^- est **ionique, non HA**.

donc : $[H_3O^+] = \frac{\sigma}{\lambda_{A^-} + \lambda_{H_3O^+}}$ avec, σ mesuré, λ conductivité molaires ioniques connues.

Or :

$$Q_{r,eq} = \frac{[A^-] [H_3O^+]}{[AH]} = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a - [H_3O^+]} = K_a$$

2. Dosage conductimétrique

À partir du graphe $\sigma = f(V_a)$ où V_a est la quantité d'acide fort versée sur un volume V_b (prise d'essai initiale) de base forte de concentration inconnue C_b , on repère l'équivalence. Par lecture graphique on obtient V_a^E , volume d'acide fort versé pour atteindre l'équivalence où :

$$C_a \times V_a^E = C_b \times V_b^0 \Leftrightarrow C_b = C_a \times \frac{V_a^E}{V_b^0} \text{ la base est dosée si } C_a, V_a^E \text{ et } V_b^0 \text{ sont connus !}$$

3. Protocole expérimental

- Détermination de la constante d'acidité du couple $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-$

- ☞ Mettre en œuvre le conductimètre : **Étalonnage** avec solution de KCl saturée
- ☞ Réaliser une solution fille de la solution d'acide mère à $10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$.
- ☞ Mesurer la fille et la mère :

| | | |
|---|-----------------|-----------------|
| C (mol.L⁻¹) | $C_1 = 10^{-1}$ | $C_2 = 10^{-2}$ |
| σ (S.m⁻¹) | | |
| $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$ (mol.m⁻³) | | |
| $[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}$ (mol.L⁻¹) | | |
| $Q_{r,\text{eq}}$ | | |

- ☞ Dédire le K_a puis le pK_a du couple.

Données :

| espèces « acide / base » conjuguées | couple acide / base | $K_a = 10^{-pK_a}$ | $pK_a = -\log(K_a)$ |
|--|---|------------------------|---------------------|
| <i>acide éthanóique / ion éthanoate</i> | $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H} / \text{CH}_3\text{CO}_2^-$ | | 4,75 |
| <i>Conductivités molaires ioniques</i> | CH_3CO_2^- | H_3O^+ | |
| (mS m².mol⁻¹) | 4,09 | 34,98 | |

- Dosage d'une base forte domestique

On dispose d'une solution concentrée de *Destop*. Souhaitant en vérifier le titre, imaginer puis réaliser le protocole du contrôle de sa concentration. Attention, cette solution est à diluer au 1/100^e.

- Schémas, légendes, explications, calculs ...
- Interpréter la variation de conductivité lors du dosage ;
- Courbe $\sigma = f(V_a)$ et point d'équivalence ;
- Titration et pourcentage massique.

