

TP biophysique :03

Titrages pH-métriques

But du TP

Détermination de la concentration et la valeur de la constante d'acidité de l'acide acétique par la méthode pH-métrique.

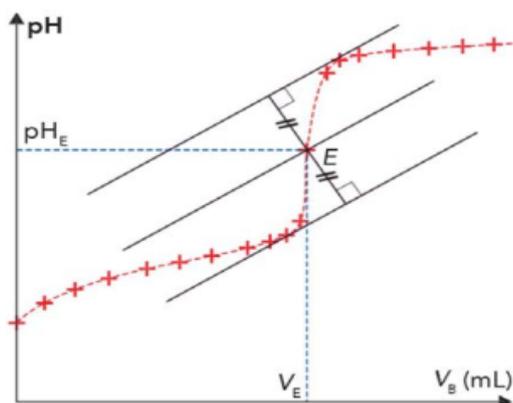
Principe

Le titrage d'une solution acide (ou basique) consiste à déterminer la concentration apportée d'acide (ou de base) dans cette solution. Pour cela, on réalise le titrage d'un volume précis de la solution de concentration inconnue d'acide (ou de base) par une solution de base (ou d'acide), de concentration connue, afin de déterminer l'équivalence.

Au cours d'un dosage pH-métrique, On mesure le pH de la solution titrée pour chaque volume de solution titrante versée. Afin de pouvoir représenter des points expérimentaux régulièrement répartis, il faut ajouter la solution titrante **millilitre par millilitre** avant et après l'équivalence mais « **resserrer** » les versements au **voisinage de l'équivalence**.

Les courbes de titrage pH-métrique ($\text{pH} = f(V_{\text{ajouté}})$) donnant les variations du pH en fonction du volume de solution titrante versée présentent de brusques sauts de pH à l'équivalence. Pour repérer les volumes équivalents, on peut utiliser :

➤ La méthode des tangentes

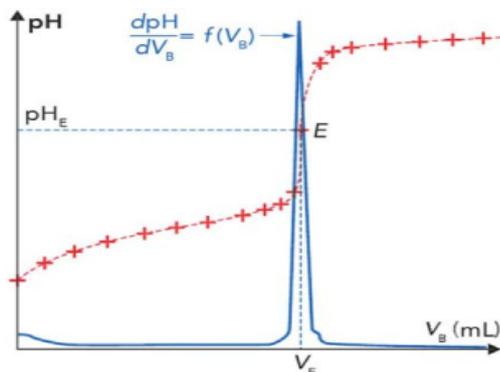


Elle consiste à tracer deux tangentes à la courbe $\text{pH} = f(V_{\text{Sol. titrante versée}})$, parallèles et placées de part et d'autre du point d'inflexion ; ensuite tracer une droite parallèle à ces deux tangentes, équidistante de celles-ci. Cette dernière droite coupe la courbe de titrage au point d'équivalence E, d'abscisse V_E et d'ordonnée pH_E .

TABLE 1: Valeurs de λ_i^0 de quelques espèces ioniques à 25 C°

Cations	λ_i^0 (mSm^2/mol)	Anions	λ_i^0 (mSm^2/mol)
H_3O^+	34.98	OH^-	19.92
Na^+	5.01	Cl^-	7.63
NH_4^+	7.34	HSO_4^-	7.90
Ba^{2+}	6.36	CH_3COO^-	4.09
Li^+	3.87	$HC_2O_4^-$	7.42
K^+	7.35	$C_2O_4^{2-}$	4.00
Ca^{2+}	5.90	SO_4^{2-}	8.00

➤ La méthode de la courbe dérivée



Il suffit de représenter, sur la courbe de titrage, la courbe $\frac{d\text{pH}}{dV} = f(V_{\text{Sol. titrante versée}})$. L'abscisse de l'extremum de cette courbe correspond au volume V_E de solution titrante versée à l'équivalence.

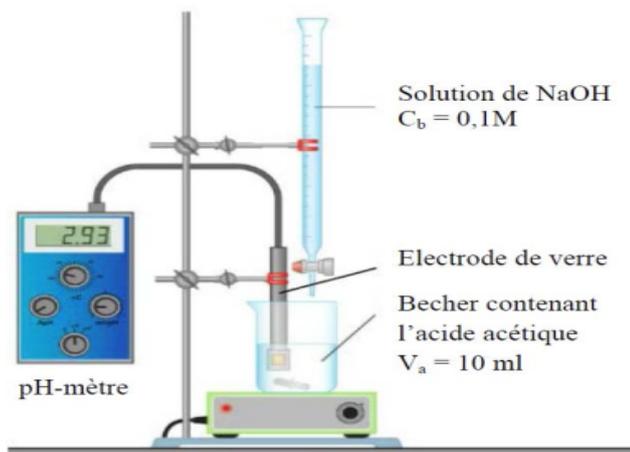
Partie expérimentale

1. Matériels et produits

- Burette graduée ;
- Bécher de 100 mL ;
- Agitateur magnétique ;
- pH-mètre
- Solution d'hydroxyde de sodium NaOH à 0.1 mol/L.
- Solution d'acide acétique CH₃COOH

2. Mode opératoire

Avant de réaliser le titrage, effectuer une dilution au 1/10 du vinaigre commercial



- Introduire, dans une burette, la solution aqueuse d'hydroxyde de sodium (NaOH) de concentration molaire connue $C_b = 0,1 \text{ mol/l}$.
- Prélever 10 ml de la solution d'acide acétique diluée les verser dans un bécher de 150 ml et ajouter environ 25 ml d'eau distillée.;
- Placer le bécher sous la burette. Y plonger la sonde pH-métrique ;
- Mettre en place l'agitateur magnétique et le barreau magnétique ;
- Effectuer le titrage de ces 10 ml de la solution diluée en versant, millilitre par millilitre, le réactif titrant (NaOH de concentration $C_b = 0,1M$) dans le bécher.
- A chaque ajout, relever dans un tableau le volume de solution titrante versée et le pH de la solution.

- a) Tracer la courbe $\text{pH} = f(v)$ et déterminer $V_{b,eq}$ de la solution d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence
- b) Quelles particularités de la courbe indiquent que l'on a affaire à un acide faible ?
- c) Déterminer à l'aide de la courbe la valeur du pK_a de l'acide utilisé.
- d) Déterminer la concentration initiale de la solution d'acide éthanóïque diluée. Retrouver par le calcul la valeur du pH à l'équivalence. On démontrera les formules nécessaires.
- e) Quelle est la concentration molaire de l'acide éthanóïque dans le vinaigre commercial ?