

Objectifs :

- A. Réaliser un titrage acido-basique pH-métrique, déterminer l'équivalence.
- B. Montrer qu'un indicateur coloré permet de repérer l'équivalence.
- C. L'équivalence permet de déterminer la concentration molaire de l'espèce chimique titrée.

I. Objectifs A et B : Titrage d'une solution aqueuse d'acide éthanoïque CH₃COOH



Protocole expérimental

- Étalonner le pH-mètre avec les solutions tampons fournies.
- Mettre dans un bécher un volume $V_A = 10,0$ mL d'acide éthanoïque de concentration C_A .
- Rincer la burette avec un peu de solution d'hydroxyde de sodium ($Na^+ + HO^-$) de concentration $C_B = 1,0 \cdot 10^{-2}$ mol.L⁻¹.
- Remplir la burette et faire le zéro.
- Disposer la sonde pH-métrique dans la solution : ajouter de l'eau distillée pour que la sonde trempe correctement (la boule de l'extrémité doit tremper complètement).
- Réaliser le titrage : verser un volume V_B de solution d'hydroxyde de sodium et noter la valeur du pH du mélange en prenant garde à effectuer des mesures plus rapprochées autour de l'équivalence (entre 13 et 17 mL).



Mesures expérimentales

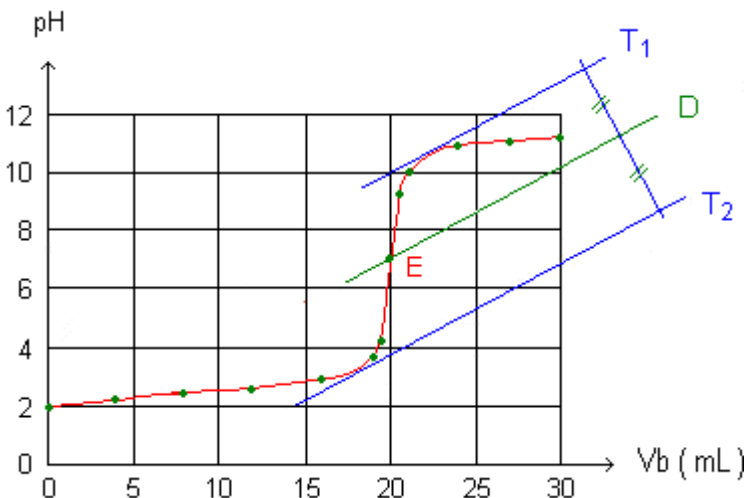
V _B (mL)	0	1	...							
pH										
V _B (mL)										
pH										
V _B (mL)										
pH										



Exploitation des mesures

1. Tracer sur papier-millimétré la courbe pH en fonction du volume V_B versé en prenant pour échelle 1 cm pour 1 mL de soude versés en abscisse.

• **Analyse de la courbe pH = f(V_B) : la courbe présente trois parties nettement différentes :**



- 1^{ère} partie : faible évolution du pH, la solution est acide.
- 2^{ème} partie : variation brutale du pH, la courbe présente un point d'inflexion qui est situé au milieu du saut de pH.
La méthode des tangentes (méthode graphique) permet de déterminer ses coordonnées : on trace deux droites parallèles T₁ et T₂ tangentes à la courbe de part et d'autre du saut de pH. On fait apparaître la perpendiculaire à ces droites et on détermine le point milieu du segment D. On trace alors la droite T parallèle à T₁ et T₂ passant par ce point. Le point d'inflexion est à l'intersection de T avec la courbe. Ce point, noté E, est le point d'équivalence.
- 3^{ème} partie : faible évolution du pH, la solution est basique.

Deux animations sur la méthode des tangentes sont disponibles sur le réseau...

Remarque :

L'équivalence est obtenue lorsque les réactifs ont été mélangés dans des proportions stœchiométriques. Cette méthode nécessite un saut de pH suffisamment important à l'équivalence. Si ce n'est pas le cas, la méthode est trop peu précise, et le dosage pH-métrique ne sera pas retenu pour titrer l'espèce chimique considérée.

• Détermination de l'équivalence

2. Placer sur la courbe le point équivalent. Indiquer les coordonnées du point équivalent $E(V_{B,eq}; pH_{eq})$
3. Quelle est l'espèce acide titrée ? Quelle est l'espèce titrante ? Quels sont leurs couples acido-basiques ?
4. Écrire l'équation chimique du titrage.
5. Quelles doivent être les caractéristiques d'une réaction chimique support de titrage ?
6. L'ajout d'eau distillée pour la trempe de la sonde fausse-t-elle la détermination du volume équivalent ? Justifier.
7. Quelles sont les espèces chimiques présentes à l'équivalence ? Le pH_{eq} est-il justifié ?
8. Établir et justifier l'égalité qui relie C_A, C_B, V_A et $V_{B,eq}$ à l'équivalence.
9. Déterminer la concentration C_A de la solution d'acide éthanóïque.
10. Donner une définition mathématique du point équivalent. Tracer l'allure de la courbe $dpH/dV_B = f(V_B)$

• Utilisation d'un indicateur coloré pour un dosage colorimétrique

11. À l'aide de la courbe et des zones de virage des indicateurs colorés ci-dessous, choisir l'indicateur coloré approprié pour déterminer le volume équivalent : **la zone de virage de l'indicateur coloré doit contenir le pH à l'équivalence lors du titrage.**

Zones de virage de quelques indicateurs colorés acido-basiques :

Indicateurs	Zone de virage	Forme dite « acide »	Forme dite « basique »
Hélianthine	3,1 – 4,4	Rouge	Jaune
Bleu de bromothymol	6,0 – 7,6	Jaune	Bleu
Phénolphtaléine	8,2 – 10,0	Incolore	Violet

Dans le cas de la phénolphtaléine, qui est un indicateur coloré unicolore, ce n'est pas la zone de virage qui est utilisée pour repérer l'équivalence mais le pH du début de la zone de virage.

12. Donner les limites d'une méthode colorimétrique.

II. Objectif C : Titrage colorimétrique d'un vinaigre blanc

Le vinaigre est un liquide acide, obtenu grâce à l'oxydation de l'éthanol dans le vin, le cidre, la bière et autres boissons fermentées. Le vinaigre commun peut être considéré comme une solution aqueuse d'acide éthanóïque (ou acétique) CH_3COOH . Sur l'étiquette figure une indication chiffrée qui correspond au degré d'acidité du vinaigre.

Le degré d'acidité d'un vinaigre est égal à la masse d'acide acétique pur contenu dans 100 g de vinaigre.

On considérera que la masse volumique d'un vinaigre est égale à celle de l'eau : $\rho = 1,0 \text{ g.mL}^{-1}$.

Le vinaigre du commerce a été dilué 10 fois avant le titrage. On utilise comme solution titrante une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium de concentration molaire $c_B = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$.



Protocole expérimental

→ En utilisant l'indicateur coloré approprié, réaliser le titrage colorimétrique de 10,0 mL de vinaigre dilué.



Mesures expérimentales

→ Relever le volume de solution titrante versée à l'équivalence.



Exploitation des mesures

13. Déterminer la concentration molaire en acide acétique du vinaigre dilué, puis en déduire celle du vinaigre du commerce.
14. Calculer le degré d'acidité du vinaigre utilisé. Calculer l'écart relatif.
15. Pourquoi utiliser du vinaigre blanc pour notre expérience ?