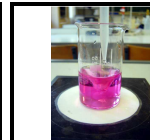


TP Chim
n°7

Titrage d'une solution d'acide acétique



Objectifs: réaliser le titrage pH-métrique d'une solution d'acide acétique.

I. TITRAGE pH-METRIQUE D'UNE SOLUTION D'ACIDE ACETIQUE

1) Dilution de la solution mère S_0

• Soit S_0 la solution mère d'acide acétique (ou acide éthanoïque), de concentration C_0 . La solution mère étant trop concentrée pour le dosage à effectuer, il faut la diluer **10 fois** pour obtenir une **solution fille diluée notée S** de concentration C_S . On veut préparer **100,0 mL** de solution S.

- Quel matériel faut-il utiliser pour réaliser cette dilution ?
- Écrire le protocole expérimental. Après accord du professeur, réaliser la dilution.

2) Titrage colorimétrique rapide de la solution diluée S

- Rincer la burette graduée avec un peu de solution d'hydroxyde de sodium de concentration $C_B = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$. La remplir avec la même solution et ajuster le zéro.
- Prélever $V_S = 10,0 \text{ mL}$ de S avec une pipette jaugée et les verser dans un bécher.
- Ajouter quelques gouttes de phénolphtaléine: zone de virage [**8 (incolore) – 10 (fuchsia)**].
- Réaliser le titrage colorimétrique et déterminer un ordre de grandeur du volume d'hydroxyde de sodium versé à l'équivalence, noté V_{BE} . Faire deux dosages concordants.

- Comment repère-t-on l'équivalence du titrage ?
- Noter la valeur du volume V_{BE} retenu.

3) Titrage pH-métrique et tracé du graphe $\text{pH} = f(V_B)$

- Étalonner le pH-mètre.
- Remplir la burette graduée avec la solution d'hydroxyde de sodium.
- Prélever $V_S = 10,0 \text{ mL}$ de S avec une pipette jaugée et les verser dans un bécher.
- Ajouter **juste assez d'eau** pour que la sonde soit correctement immergée.
- Faire vérifier votre montage avant de commencer le titrage.

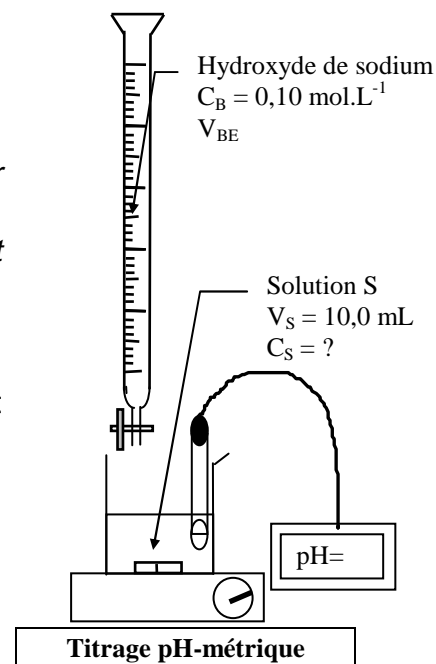
- Préparer une feuille de papier millimétré format A4 horizontale et tracer les axes pH et V_B avec les échelles suivantes:

sur pH: 1 cm \Leftrightarrow 1 unité de pH
sur V_B : 1 cm \Leftrightarrow 1 mL.

- Réaliser le titrage par suivie pH-métrique de la solution S, en ajoutant la solution d'hydroxyde de sodium d'abord **mL par mL**, puis en diminuant les volumes V_B versés lorsque V_B est compris dans l'intervalle [$V_{BE} - 3$; $V_{BE} + 3$] (par pas de **0,5 mL** puis par pas de **0,2 mL**).

Après chaque ajout, **positionner directement le point sur le graphe sans faire de tableau.**

- Continuer les ajouts jusqu'à $V_B = 20,0 \text{ mL}$.



II. EXPLOITATION DES RESULTATS

1) Déterminer les coordonnées (V_{BE} , pH_E) du point équivalent E du titrage en utilisant la méthode des tangentes. Faire apparaître les tracés.

2) Ecrire les couples acide / base mis en jeu dans le titrage et en déduire l'équation de la réaction de titrage.

3) Exprimer puis calculer la constante d'équilibre K de la réaction de titrage. La réaction est-elle totale ? Justifier.

Données: à 25°C

$$pK_E = 14$$

pK_A associée au couple de l'acide éthanoïque : $pK_A = 4,8$

4) Définir l'équivalence du titrage et en déduire une relation entre les quantités des réactifs mises en jeu.

5) Calculer la concentration molaire C_S de la solution **S**.

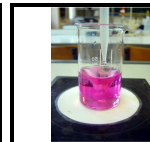
6) En déduire la concentration C_0 de la solution **S₀**.

7) L'ajout d'eau distillée modifie-t-il le volume V_{BE} de base versée à l'équivalence ? Pourquoi ?

8) La phénolphtaléïne (zone de virage [**8 –10**]) était-il un indicateur coloré adapté au titrage colorimétrique ? Pourquoi ?

TP Chim
n°7

Titration d'une solution d'acide acétique



• paillasse élève:

- 2 burettes graduées 25 mL
- 2 pipettes jaugées de 10,0 mL + propipette
- 1 fiole jaugée de 100,0 mL
- 2 petits béchers 50 mL
- 1 agitateur magnétique avec aimant
- 2 pots en verre pour les solutions
- 1 verre à pied poubelle
- pH-mètre + solution d'étalonnage
- Solution d'hydroxyde de sodium à $0,10 \text{ mol.L}^{-1}$
- Pissette d'eau distillée
- Phénolphtaléine

• paillasse prof

- Solution d'acide acétique à $1,3 \text{ mol.L}^{-1}$
- Réserves solutions et matériels