

TITRAGE PAR PH-METRIE

But : Déterminer la concentration d'une solution acide (ou basique) à l'aide d'une solution basique (ou acide) de concentration connue, en utilisant la variation brusque du pH au point d'équivalence de la réaction acide-base.

I - TITRAGE D'UN MONOACIDE FORT PAR UNE MONOBASE FORTE

1 - Tracé de la courbe de titrage de l'acide chlorhydrique par la soude

- La solution de soude est décimolaire. La placer dans la burette. **Ne surtout pas oublier d'amorcer la burette** afin de chasser la bulle d'air avant de commencer le dosage.
- La solution d'acide chlorhydrique est environ décimolaire. Dans un becher, verser exactement $V_A=10 \text{ cm}^3$ de solution chlorhydrique et 40 cm^3 d'eau distillée.
- Prévoir de façon approchée le volume v_e de solution de soude à verser pour être au point d'équivalence.
- Mesurer le pH de la solution contenue dans le becher.
- Verser cm^3 par cm^3 la solution de soude. Mesurer chaque fois le pH. Resserrer les mesures au voisinage du point d'équivalence prévu.

2 - Etude de la courbe

- Analyser les espèces chimiques présentes en solution. Ecrire la réaction mise en jeu au cours du dosage.
- Déterminer graphiquement le volume V_E et le pH au point d'équivalence.

3 - Résultats

Déterminer la concentration de l'acide chlorhydrique. Faire le calcul d'incertitude.

II - TITRAGE D'UN MONOACIDE FAIBLE PAR UNE BASE FORTE

L'acide acétique (ou éthanoïque) CH_3COOH est un acide faible de constante d'acidité $\text{p}K_a=4,7$.

1 - Tracé de la courbe de titrage de l'acide acétique par la soude

Opérer comme en I-I à partir d'une solution environ décimolaire d'acide acétique.

2 - Etude de la courbe

- Analyser les espèces en solution et la réaction acido-basique mise en jeu au cours du dosage.
- Déterminer graphiquement le volume V_E et le pH au point d'équivalence. De plus, lire sur le graphe le pH à la demi-équivalence, définie par $V_B = V_E/2$.

3 - Résultats

- Calculer la concentration de l'acide acétique.
- Peut-on déduire de la courbe une valeur du $\text{p}K_a$ du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$?
- Quelle est la propriété de la solution au voisinage de la demi-équivalence ?

4 - Récapitulatif

Noter les différences entre les courbes de titrage obtenues avec un acide fort et un acide faible.

III - TITRAGE D'UN DIACIDE PAR UNE BASE FORTE

Un diacide est une espèce de type AH_2 qui peut libérer successivement deux protons. On doit alors considérer les deux couples acido-basiques AH_2/AH^- et $\text{AH}^-/\text{A}^{2-}$ caractérisés par les constantes d'acidité respectives K_{A1} et K_{A2} . On propose d'effectuer un dosage de l'acide maléique HOOC-CH=CH-COOH pour lequel $\text{p}K_{A1}= 1,9$ et $\text{p}K_{A2}= 6,2$.

1 - Tracé de la courbe de titrage de l'acide maléique par la soude

Opérer comme en I-1 à partir d'une solution environ décimolaire d'acide maléique. Verser jusqu'à 25 cm³ de soude.

A l'aide du logiciel de simulation, tracer par ailleurs la courbe de pH en fonction du volume V_B de solution de soude versé.

2 - Etude de la courbe

a) Les deux acides sont-ils dosés successivement ? Ecrire les réactions mises en jeu au cours du dosage.

b) Déterminer graphiquement le volume V_B et le pH aux points remarquables de la courbe :

- équivalences 1 et 2 ($v_{E1} < v_{E2}$) ;

- demi-équivalences définies par $V_B = V_{E1}/2$ et $V_B = V_{E1} + (V_{E2} - V_{E1})/2 = (V_{E1} + V_{E2})/2$.

3 - Résultats

- S'assurer de la cohérence des mesures de v_{E1} et de v_{E2} .

- Déterminer la concentration de l'acide maléique. Faire le calcul d'incertitude.

- Déterminer la valeur expérimentale de la constante d'acidité K_{A2} . La même méthode est-elle applicable pour déterminer K_{A1} ?