

II Titrage conductimétrique

1) Principe

On peut aussi déterminer la concentration c_A d'un acide en lui ajoutant une base de concentration c_B **inconnue** tout en suivant l'évolution de la conductivité σ du système réactionnel.



2) Exemple: dosage conductimétrique de l'acide éthanóïque du vinaigre ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$) par l'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$) de concentration $c_B = 0,10 \text{ mol.L}^{-1}$

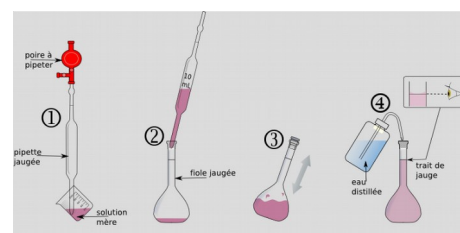
a) Objectif

Soit du vinaigre commercial sur lequel on peut lire l'indication : 6°. Cela signifie que 100 g de ce vinaigre devrait contenir selon le fabricant 6 g d' **acide éthanóïque** . Nous souhaitons vérifier cette indication. Cette concentration en acide éthanóïque est élevée, on va donc commencer par faire une **dilution** par 10 de ce vinaigre :

b) Protocole de la dilution par 10 :

On verse la solution mère dans un pôt. On en prélève 10 mL avec une pipette jaugée. On les transvase dans une fiole jaugée de 100 mL. On complète en agitant.

Réaliser cette dilution.

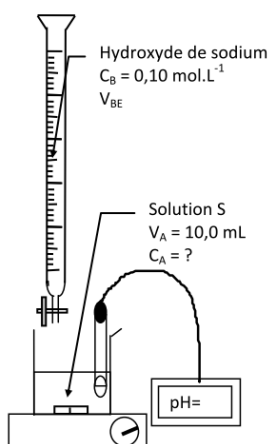


c) Dosage

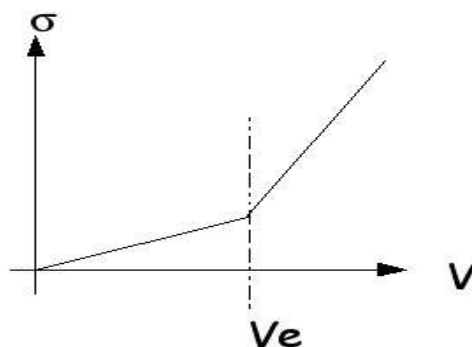
Vous obtenez la solution de vinaigre dilué appelé S. Nous allons maintenant doser la solution S par dosage conductimétrique :

- ◆ Remplir la burette graduée avec la solution d'hydroxyde de sodium de concentration $c_B = 0,10 \text{ mol/L}$
- ◆ Prélever $v_A = 10,0 \text{ mL}$ de la solution S avec une pipette jaugée et les verser dans un bécher de 100 mL. Ajouter le barreau aimanté.
- ◆ Ajouter environ 50 mL d'eau distillée
- ◆ Placer la sonde.
- ◆ Réaliser le titrage par suivi conductimétrique de la solution S, en ajoutant le volume v_B de solution d'hydroxyde de sodium indiqué dans le tableau suivant. Noter alors la conductivité σ .

Dispositif: courbe



Allure attendue de la

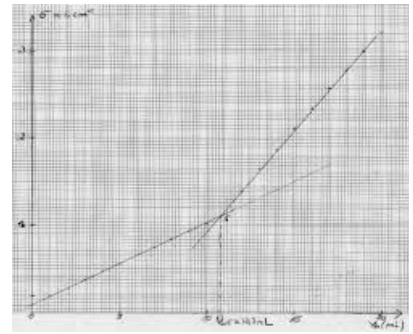


Mesures :

conductivité	0,1	0,3	0,5	0,7	0,9	1,1	1,5	1,7	1,9	2,3	2,7	3,1
V _b	0	2	4	6	8	10	12	13	14	16	18	20

d) Graphe :

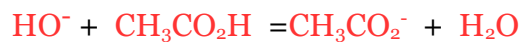
Reporter vos mesures sur un graphe conductivité = f(V_B).
Déterminer le volume équivalent V_E en cherchant l'intersection des 2 droites (voir allure attendue de la courbe).



e) Analyse:

Initialement, le vinaigre contient les espèces chimiques: $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$, CH_3CO_2^- , H_2O et H_3O^+ .

Avant l'équivalence, lorsqu'on ajoute l'hydroxyde de sodium ($\text{Na}^+ + \text{HO}^-$), la réaction suivante a lieu:



Les ions hydroxyde HO^- sont entièrement consommés (car la réaction d'un dosage est toujours **totale**)

Avant l'équivalence, la conductivité du système σ qui n'est due qu'aux espèces **ioniques** s'écrit:

$$\sigma = \lambda_{\text{CH}_3\text{CO}_2^-} \cdot [\text{CH}_3\text{CO}_2^-] + \lambda_{\text{Na}^+} \cdot [\text{Na}^+] + \lambda_{\text{H}_3\text{O}^+} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Avant l'équivalence, lors de l'ajout d'hydroxyde de sodium, la concentration en ion Na^+ augmente ainsi que celle en ions CH_3CO_2^- (à cause de la réaction) pas celle en HO^- car ils sont **consommés** donc la conductivité **augmente** lentement.

Après l'équivalence, les ions HO^- ne sont plus consommés par la réaction: leur concentration **augmente** dans le système lors de l'ajout de soude. La concentration en ions CH_3CO_2^- reste **constante** mais celle des ions Na^+ augmente. La conductivité molaire ionique des ions HO^- étant très élevée (voir données), l'augmentation de leur concentration se traduit par une plus forte **pente** pour la courbe précédente après l'équivalence.

Données :

f) Calculs:

A l'**équivalence**, la quantité d'acide présente est **égale** à la quantité de base ajoutée:

$$n_A = n_B \quad \text{soit} \quad c_A V_A = c_B V_B$$

$$c_A = \frac{c_B V_B}{V_A} = \frac{0,1 \times 10,7}{10,0} = 0,107 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Cette concentration est celle du vinaigre diluée 10 fois, la concentration du vinaigre commercial est:

$$c_0 = 10 c_A = 1,07 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Ions	λ (mS.m ² .mol ⁻¹)
H ₃ O ⁺	34,98
HO ⁻	19,86
Cl ⁻	7,63
K ⁺	7,35
NH ₄ ⁺	7,34
NO ₃ ⁻	7,142
Ag ⁺	6,19
Na ⁺	5,01
CH ₃ COO ⁻	4,09
Li ⁺	3,87
Ca ²⁺	11,9

Détermination du degré du vinaigre:

C'est le % en masse d'acide éthanoïque dans 100 g de vinaigre.

La concentration du vinaigre est 1,07 mol.L⁻¹.

La masse molaire de l'acide éthanoïque est M(CH₃CO₂H) = 60,0 g.mol⁻¹.

La masse m d'acide éthanoïque dans 1 litre de vinaigre est donc **1,07 x 60 = 64,2 g**

Sachant que la masse volumique ρ du vinaigre est 1020 g.L^{-1} , cela signifie qu'il y a une masse $m = 64,2 \text{ g}$ d'acide éthanique pour 1020 g de vinaigre.

$$\text{Le \% en masse d'acide éthanique est donc } \text{Degré} = \frac{64,2}{1020} \times 100 = 6,3$$

Remarque: La formule du degré d'un vinaigre est donc:

$$\text{Degré (vinaigre)} = \frac{c_0 M}{\rho} \times 100$$

Conclusion: On trouve $6,3^\circ$ au lieu de 6° : bon accord sachant qu'il s'agit d'un produit alimentaire sans cahier des charges lourd (comme pour un produit chimique)

IV Dosage colorimétrique

1) Principe

Lors d'un titrage colorimétrique, l'équivalence est déterminée par le changement de couleur d'un indicateur coloré.

2) Exemple d'un titrage acide-base

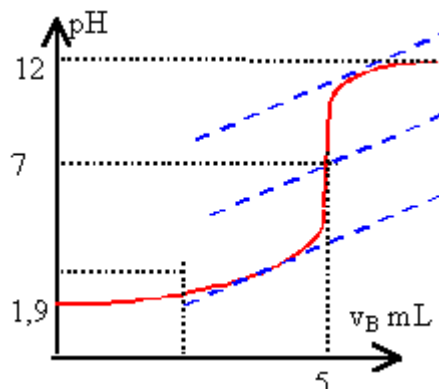
Choix de l'indicateur coloré:

Parmi les indicateurs colorés suivants:

- hélianthine (rouge, 3,4-4,4, jaune)
- BBT (jaune, 6,0-7,6, bleu)
- phénolphtaléine (incolor, 8,2-10, violet)

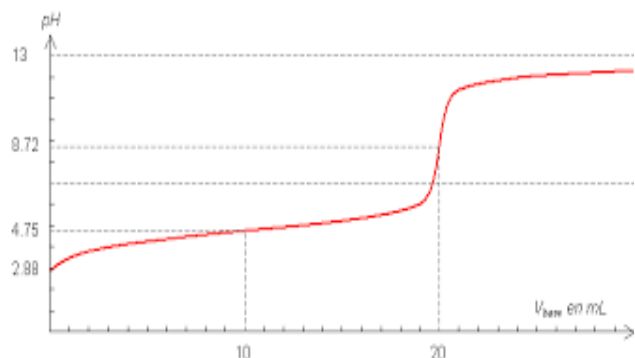
choisir celui qui est le mieux adapté à un dosage d'un acide fort par une base forte dont le suivi pH-métrique est:

acide



Choix : BBT

Même question mais pour le dosage d'un faible dont le suivi pH-métrique est:



phénolphtaléine

Conclusion:

Pour réaliser un titrage colorimétrique, il faut choisir un indicateur coloré dont la zone de virage contient le pH à l'équivalence.