

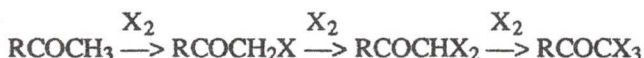
Ref: 144 manipulations de chimie
générale et minérale
M. De Franceschi
Ellipses p126

DOSAGE DE L'ACETONE PAR IODOMETRIE

Le principe est un dosage en retour de l'iode en excès dans une réaction iodoforme.

I – TEST IODOFORME

Les atomes d'hydrogène en α d'un groupement carbonyle sont facilement substituables par des halogènes (1).



Une première substitution étant réalisée, les suivantes se font avec une facilité accrue à cause du caractère électron-attracteur de l'halogène. Le produit trisubstitué est instable en solution alcaline et se décompose en trihalogénométhane et en acide.



Manipulation

Mélanger dans un bécher de 100 cm³, 3 ml d'acétone à 3 ml d'eau additionnée de 5 ml de mélange iode iodure 1 mol.l⁻¹. Ajouter goutte à goutte de l'hydroxyde de sodium à 10 % jusqu'à disparition de la couleur de l'iode ; une coloration jaune apparaît alors (si la solution redevient incolore ajouter du mélange iode iodure). Chauffer si besoin jusqu'à obtention d'un précipité jaune.

II – METHODE DE DOSAGE

Placer dans un bécher de 500 ml, 25 ml de la solution inconnue d'acétone (solution commerciale diluée 1000 fois) additionnés de 200 ml d'eau distillée. Ajouter 25 ml de soude molaire, bien mélanger et laisser en attente pendant 5 minutes.

Introduire à la burette 50 ml de la solution d'iode 0,05 mol.l⁻¹ en maintenant l'agitation. Laisser en attente à température ambiante pendant 15 minutes. *→ mieux de partir de 0,01 conc et de*

Ajouter 13 ml d'acide sulfurique (1 mol.l⁻¹) pour être dans le domaine de stabilité de I₂/I⁻ et du thiosulfate (2).

Titre immédiatement par une solution de thiosulfate de sodium (0,05 mol.l⁻¹) à l'aide d'un indicateur coloré de fin de réaction : empois d'amidon ou thiodène. *→ bleu foncé*

Déduire le titre de la solution d'acétone.

précipité
jaune
CHI₃

— BIBLIOGRAPHIE —

- (1) N.L. ALLINGER, M.P. CAVA, C. de JONGH, C.R. JOHNSON, N.A. LEBEL, C.L. STEVENS, *Chimie organique*, Ediscience, Paris, 1975.
- (2) M. POURBAIX, *Atlas d'équilibres électrochimiques à 25° C*, Gauthier Villars, Paris, 1969.

$$\frac{C_0}{1000} V_1 = C_0 V$$

$$V = \frac{V_1}{1000} =$$

$$2,5 \text{ mL} =$$

$$n = \frac{790}{58,08} = 13,60 \text{ mol}$$

$$\rho = 0,79 \text{ kg/L}$$

$$M = 58,08 \text{ g/mol}$$

$$Q = \frac{790 \times 58,08}{58,08} = 4,5883,2 \text{ mol/L}$$

$$Q(\text{acétone}) = 13,60 \times 10^{-6} = 1,36 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$C_i = 1,36 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

→ Dosage de l'excès de iode

$$\text{Iode ajoutée} = 50 \times 10^{-3} \times 0,05 = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$V_{eq} = 50 + 6,6 = 56,6 \text{ mL}$$

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,05 \times 56,6 \times 10^{-3} = 2,83 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

→ A refaire:

$$C_i = \frac{C_0}{1000}$$

$$n_{I_2} = 50 \times 10^{-3} \times 0,05 = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol.}$$

$$n_{Na_2SO_4} = V_{eq} \times C_{Na_2SO_4}.$$

$$n_{\text{acétone}} = n_{I_2} - n_{Na_2SO_4}$$

=