

Compte rendu LC07 : Dosages (L)

Roveillo Quentin

Lacroix-à-chez-toine Bertrand

03/10/2014

Prérequis :

-réactions d'oxydo-réduction et leur équilibrage

-réactions acido-basique, notion de pH, de pKa

-notion d'avancement, d'équilibre et de cinétique d'une réaction

Plan :

- I) Généralités
- 1) Notions de base
- 2) Méthode – Exemple du dosage de Fe^{2+} par KMnO_4
 - a) Equation
 - b) Tableau d'avancement (voir transparent 1)
 - c) Calcul de concentration

Dosage colorimétrique de 50mL de solution de sel de Mohr acidifiée à $1.E-3\text{mol.L}^{-1}$ par une solution de KMnO_4 à $1.E-3\text{mol.L}^{-1}$. Equivalence attendue à 10mL et obtenue à 10.2mL (dosage colorimétrique assez imprécis mais facile à réaliser).

Référence : François SOUIL, Travaux pratiques de chimie générale minérale et organique,

8. Dosages Redox, 4. Dosages auto-indicateurs

- II) Dosages conductimétriques et pH-métriques
- 1) Principes
 - a) Conductimétrie
 - b) pH-métrie
- 2) Exemple - Dosage de HCl par NaOH (voir transparent 2)

Dosage suivi par conductimétrie et pH-métrie, utilisation de la burette automatique afin d'envoyer les données à l'ordinateur en temps réel : tracer des courbes G vs V et pH vs V. Utilisation d'une solution d'HCl de 50 mL à $1.E-2\text{mol.L}^{-1}$ par une solution de NaOH à $5.E-2\text{mol.L}^{-1}$. Schéma du montage sur transparent. Etalonnage du pH-mètre en milieu acide, l'étalonnage n'a pas marché pour nous et l'acquisition de donnée a stoppé lorsque l'affichage du pH est monté au-dessus de 14.

- III) Applications
- 1) Dosage de l'acidité de la limonade (voir transparent 3)

Dosage suivi par conductimétrie et pH-métrie, même principe que précédemment. Utilisation de limonade décarboniquée (non gazeuse), dosée par NaOH à $5.E-2\text{mol.L}^{-1}$. La courbe de conductivité obtenue ne présentait pas de cassure (variation brutale de la pente), ce qui est probablement dû à la

triple acidité de l'acide citrique. Nous avons rencontré des problèmes avec le pH-mètre l'étalonnage n'a pas fonctionné, on a donc pas pu obtenir la courbe souhaitée. On s'attend à obtenir un saut de pH moins brutal à cause de la triple acidité.

Référence : Romain Barbe, Jean-François Le Maréchal, La chimie expérimentale 1. Chimie générale

2) Dosage d'une solution de glycine-détermination du pKa (voir transparent 3)

Encore une fois même principe que précédemment avec une solution aqueuse contenant de la glycine à $5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Utilisation de la même solution dosée. L'équivalence a été obtenue pour un volume versé de 2mL (assez faible) alors que l'on s'attendait à une équivalence autour de 10mL. Le pKa de la glycine est obtenu théoriquement à la demi-équivalence mais les problèmes dû au pH-mètre ne nous ont pas permis de le déterminer (valeur tabulée : $\text{pKa}=2.4$).

Référence : Jacques Mesplède, Christine Saluzzo Cent manipulations e chimie organique et inorganique, manipulation n°13

Questions-Remarques :

-Comment peut-on vérifier un mécanisme à l'aide d'un dosage ?

Confusion avec le TP cinétique...

-Différence titrage-dosage? Exemple de dosage sans titrage? Quelle méthode?

Spectroscopie, utilisation de la relation linéaire absorbance-concentration

-Pourquoi orientation du dosage par titrage ?

Choix, pas forcément judicieux

-Démonstration de la formule à l'équivalence?

Utilisation d'un exemple simple et du tableau d'avancement

-Ions Fe^{2+} , pourquoi sel de Mohr ?

Car stable en milieu acide et nécessité de travailler en milieu acide pour ce dosage

-Pourquoi faire ce dosage ?

Vérifié des données fabricants, contrôle qualité...

-Notions d'incertitude ?

Oubli dans la leçon, facilement réalisable

-Pourquoi les conductivités molaires de H_3O^+ et OH^- sont importantes ?

Molécules polaires ? pas sûr de la réponse

Remarques :

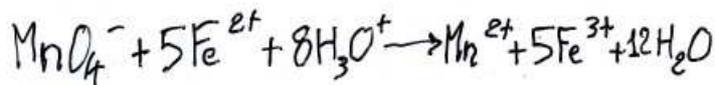
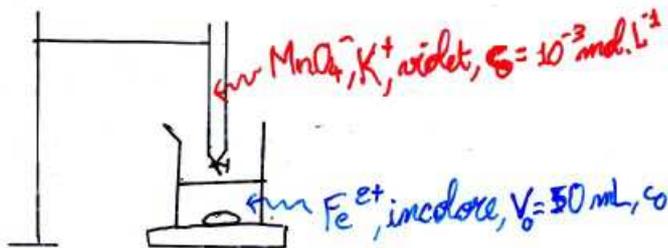
trop de calculs et trop abstrait pour un niveau lycée

attention sécurité, gants et lunettes

dynamisme, manque de couleur au tableau

burette automatique : anti-pédagogique, ne permet pas d'augmenter le nb de points vers l'équivalence

Dosage de Fe^{2+} (sel de Mohr) par KMnO_4 ①



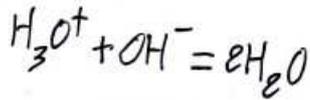
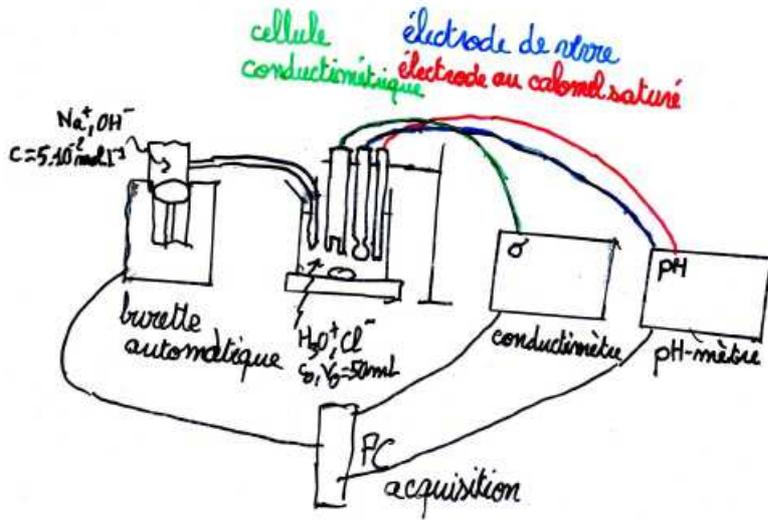
à l'équivalence : $\frac{c_0 V_0}{5} = \frac{c \cdot V_{\text{eq}}}{1}$ $\frac{c_0 V_0}{5} = c \cdot V_{\text{eq}}$

ξ	V	MnO_4^-	Fe^{2+}	Mn^{2+}	Fe^{3+}
0	0	0	$c_0 V_0 = 5c \cdot V_{\text{eq}}$	0	0
$\xi < \xi_{\text{eq}}$	$V < V_{\text{eq}}$	0	$5c(V_{\text{eq}} - V)$	cV	$5cV$
$\xi = \xi_{\text{eq}}$	$V = V_{\text{eq}}$	0	0	$c \cdot V_{\text{eq}}$	$5c \cdot V_{\text{eq}}$
$\xi > \xi_{\text{eq}}$	$V > V_{\text{eq}}$	$c(V - V_{\text{eq}})$	0	$c \cdot V_{\text{eq}}$	$5c \cdot V_{\text{eq}}$

$$c_0 = \frac{5c \cdot V_{\text{eq}}}{V_0}$$

Dosage de HCl par NaOH

②

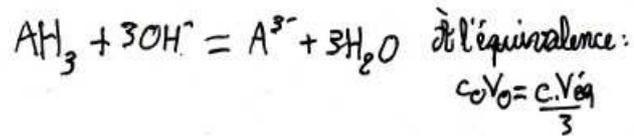


À l'équivalence: $c_0 V_0 = c V_{\text{eq}}$

	H_3O^+	Cl^-	OH^-	Na^+
$V < V_{\text{eq}}$	$c_0 V_0 - cV$ $= c(V_{\text{eq}} - V)$	$c_0 V_0 = c V_{\text{eq}}$	0	cV
$V > V_{\text{eq}}$	0	$c V_{\text{eq}}$	$c(V - V_{\text{eq}})$	cV

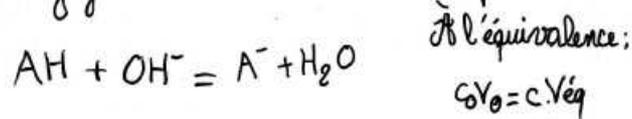
Dosage de l'acidité de la limonade

③



V	AH ₃	Na ⁺	A ³⁻	OH ⁻
V < V _{éq}	$c_0V_0 - \frac{cV}{3}$ $= \frac{c(V_{\text{éq}} - V)}{3}$	cV	$\frac{cV}{3}$	0
V > V _{éq}	0	cV	$\frac{c \cdot V_{\text{éq}}}{3}$	c(V - V _{éq})

Dosage de la glycine - détermination du pKa.



V	AH	Na ⁺	A ⁻	OH ⁻
V < V _{éq}	$c_0V_0 - cV$ $= c(V_{\text{éq}} - V)$	cV	cV	0
V > V _{éq}	0	cV	c · V _{éq}	c(V - V _{éq})