

Texte de la leçon

Bonjour à tous, je vais vous présenter aujourd'hui une leçon de niveau Terminale sur les dosages. Je place en prérequis les tableaux d'avancement, réactions acido-basique, pH-métrie, réactions rédox et conductimétrie. Les dosages par étalonnage étant vus en seconde et en première, je vais me concentrer sur les titrages.

Je vais illustrer ma leçon par des considérations environnementales. Pour cela, je dispose de deux solutions, que nous pourrions assimiler à des eaux polluées prélevées dans l'environnement. On va vouloir vérifier que les quantités de polluants présents dans ces eaux n'excèdent pas des seuils où ils pourraient causer des dommages sur l'environnement. Pour cela nous allons effectuer des titrages.

Plan

Terminale, dosages par étalonnage. tableaux d'avancement, réactions acido-basique, pH-métrie, réactions rédox et conductimétrie.

I Position du Pb

II Titrage acido-basique d'une solution d'acide nitrique

III Titrage rédox d'une solution d'ions ferreux.

I Position du problème

On veut déterminer la concentration en :

$[\text{HNO}_3]_a$ solution A. En France, on impose $c_a < 50 \text{ mg/L}$

$[\text{Fe}^{2+}]_b$ solution B. En France, on impose $c_b < 2 \text{ mg/L}$

Nous allons donc effectuer des titrages.

Définitions

Un titrage est un protocole permettant de déterminer la quantité de matière d'une espèce, dite « espèce titrée » dans un volume V_0 de solution. Pour cela, on introduit progressivement une autre espèce, dite « espèce titrante », qui va réagir avec l'espèce titrée, jusqu'à sa disparition de la solution.

Montage (slide 1)

La réaction support de titrage est la réaction entre l'espèce titrée et l'espèce titrante. Elle doit être :

- rapide
- univoque
- totale

Le volume à l'équivalence V_{eq} est le volume de solution titrante à ajouter pour que les réactifs soient dans les proportions stoechiométriques de la réaction support de titrage.

II) Titrage acido-basique de l'acide nitrique.

(slide 2)

1) Mise en équation

Espèce à titrer : HNO_3 (en réalité, nous allons titrer les ions H^+ issus de la dissociation)

Espèce titrante : NaOH

Réaction support de titrage :



(slide 3)

	H ⁺	HO ⁻	H ₂ O	pH
Avant réaction	V ₀ .[HNO ₃] _a	Ct.V _t	excès	
Avant l'équivalence HO ⁻ limitant	V ₀ .[HNO ₃] _a -Ct.V _t	0	“	Faible ~ 3
À l'équivalence	V ₀ .[HNO ₃] _a - Ct.V _{eq} = 0	0	“	
Après l'équivalence	0	Ct.V _t -V ₀ .[HNO ₃] _a	“	Élevé ~ 11

À l'équivalence : [HNO₃]_a.V₀ = Ct.V_{eq}

C_t = 20 mmol/L

V₀ = 50 mL

On va donc chercher l'équivalence. Problème : comment la repérer ?

2) Suivi colorimétrique :

Saut de pH > indicateur coloré

Je mesure le pH (ouh là là, pH = 2, c'est très acide! On doit légalement avoir 5,5 < pH < 8,5)

Je mesure V_{eq} = 10 mL

On trouve :

$$[\text{HNO}_3]_a = \text{Ct} \cdot \text{V}_{\text{eq}} / \text{V}_0 = 20 \cdot 10^{-3} \cdot 10 / 50 = 4 \text{ mmol/L}$$

$$c_a = [\text{HNO}_3]_a \cdot M_{\text{NO}_3} = 0,004 \cdot 62 = 248 \text{ mg/L} > 50 \text{ mg/L}$$

Incertitude sur le volume à l'équivalence :

$$u(\text{goutte}) = 0,2 \text{ mL}$$

$$u(\text{lecture}) = 0,1 \text{ mL}$$

$$u(\text{burette}) = 0,05 \text{ mL}$$

$$\begin{aligned} \text{err}(\text{V}_{\text{eq}}) &= \sqrt{(u(\text{goutte})/2)^2 + \dots + \dots} \\ &= 0,07 \text{ mL} \end{aligned}$$

Et donc :

$$[\text{HNO}_3]_a = \text{Ct} \cdot \text{V}_{\text{eq}} / \text{V}_0$$

$$(u([\text{HNO}_3]) / ([\text{HNO}_3]))^2 = (u_{\text{Ct}} / \text{Ct})^2 + (u_{\text{V}_{\text{eq}}} / \text{V}_{\text{eq}})^2 + (u_{\text{V}_0} / \text{V}_0)^2$$

$$u_{\text{Ct}} = 0,05 \text{ mmol/L (calculé en préparation)}$$

$$u_{\text{V}_0} = 0,05 \text{ mL}$$

$$u_{\text{V}_{\text{eq}}} = 0,07$$

$$[\text{HNO}_3] = 4 \text{ mmol/L} \pm 0,03$$

$$\text{Ca} = 248 \pm 2$$

3) Suivi pH-métrie

Voici ce que j'ai obtenu en préparation. Je prends juste un dernier point... voilà.

L'allure de ma courbe est la suivante :

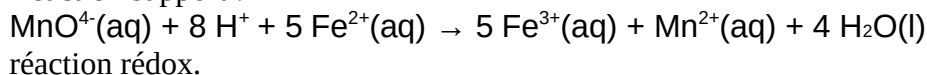
Méthode des tangentes.

Méthode de la dérivée.

III – Dosage conductimétrique

1) Mise en équation

Réaction support :



Tableau

À l'équivalence : $[\text{Fe}]_b \cdot V_0 = 5 \cdot \text{Ct} \cdot V_{\text{eq}}$

$\text{Ct} = 2 \text{ mmol/L}$

$V_0 = 50 \text{ mL}$

Préparation de la solution titrante à 2 mmol/L :

Je prélève 2 mL de solution de KMnO_4 à 0,1 M et je le dilue dans une fiole jaugée 100 mL

2) Suivi colorimétrique :

/!\) CETTE MANIP-LA N'A PAS MARCHÉ, VERIFIER LE PROTOCOLE

Je mesure $V_{\text{eq}} = 10 \text{ mL}$

On trouve :

$$[\text{Fe}]_b = 5 \cdot \text{Ct} \cdot V_{\text{eq}} / V_0$$

$$c_b = [\text{Fe}]_a \cdot M_{\text{Fe}} = 0,004 \cdot 56 = \text{mg/L} > 2 \text{ mg/L}$$

$$\text{err}_-(V_{\text{eq}}) = 0,07$$

Et donc :

$$u_{\text{Ct}} = 0,05 \text{ mmol/L (à vérifier)}$$

$$u_{V_0} = 0,05 \text{ mL}$$

$$u_{V_{\text{eq}}} = 0,07$$

$$M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g/mol}$$

$$[\text{Fe}] = 2 \text{ mmol/L}$$

$$C_b = 112 \text{ mg/L}$$

3) Suivi conductimétrique

Voici ce que j'ai obtenu en préparation. Je prends juste un dernier point... voilà.

Fin de la leçon

Estimation des concentrations nécessaires

Voir Tableur

Pour le titrage acido-basique :

pH à l'équivalence : Solution de pH 7 (titrage acide fort)

pH avant l'équivalence : $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log[0,005] = 2,3$

pH après l'équivalence : $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 14 + \log[0,02] = 12,3$

Indicateur coloré : n'importe lequel.

Estimation incertitudes

https://pedagogie.ac-orleans-tours.fr/fileadmin/user_upload/physique/accompagnement_personnalise/premiere/AP_1S_mesures_incertaines_DILUTION.pdf

Matériel	Capacité (mL)	classe (\pm mL) (.../... varie selon modèle et marque)
Fioles jaugées Classe A (20°C)	1000	0,4
	500	0,25
	250	0,15 / 0,20
	200	0,10 / 0,15
	100	0,10 / 0,15
	50	0,05
Pipettes jaugées Classe A (20°C)	50	0,05
	25	0,03
	20	0,03
	10	0,020
	5	0,010
Pipettes jaugées Classe B (20°C)	25	0,06
	10	0,04

err_V0 = 0,05 mL

#####

#Estimation incertitude sur concentration solution de soude : $\text{err}_{\text{Ct}} = 5 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$

#Solution préparée par Amélie :

Ct1 = 0.1 #mol/L

M = 39.9971 #g/mol (masse molaire soude)

V = 1 #L (volume de la fiole)

err_V=0.0004 #L (d'après ac-orleans)

m = 4.0 #g (pesé par Amélie)

err_m = 0.001 #g (au pif)

#Relation théorique : $\text{Ct1} = m/(M \cdot V)$

$\text{err}_{\text{Ct1}} = \text{Ct1} \cdot \text{np.sqrt}((\text{err}_m/m)^2 + (\text{err}_V/V)^2)$

#Relation théorique : $\text{Ct2} = \text{Ct1} \cdot V1/V2$

V1=20 #mL

err_V1 = 0.03 #(d'après ac-orleans)

V2=100 #mL

err_V2 = 0.15 #(d'après ac-orleans)

$\text{Ct2} = \text{Ct1} \cdot V1/V2$

$\text{err}_{\text{Ct2}} = \text{Ct2} \cdot \text{np.sqrt}((\text{err}_{\text{Ct1}}/\text{Ct1})^2 + (\text{err}_{V1}/V1)^2 + (\text{err}_{V2}/V2)^2)$

> erreur sur la concentration de la solution titrante de permanganate :

Je note $C_{t1} = 0,1 \text{ mol/L}$ la concentration de la solution préparée par Amélie

Et $C_{t2} = 0,02 \text{ mol/L}$ la concentration de la solution que je vais préparer

$$C_{t1} = n/V = m / (M.V)$$

$$\text{d'où } \text{err_}C_{t1} = C_{t1} * \text{sqrt}((\text{err_}m/m)^2 + (\text{err_}V/V)^2)$$

$$= 0,1 * \text{sqrt}((0,001/4,0)^2 + (0,0004/1)^2)$$

Sources

Norme Fer : <https://www.encyclopedie-quantum.com/sciences/chimie/rejet-eau/>

Norme Nitrates : <http://www.camp-lda.com/hydrologie/potabilite.html>

Liste de matériel et produits

50 mL NaOH 0,020 mol/L = 20 mmol/L (conc prec avec incert)

150 mL HNO₃ 0,004 mol/L = 4 mmol/L (conc prec avec incert)

50 mL KMnO₄ 0,002 mol/L = 2 mmol/L

150 mL FeSO₄ 0,001 mol/L = 2 mmol/L (conc prec avec incert)

Acide dilué quelconque, de concentration connue.