

SCIENCES SUP

CAPES / AGREG

Montages commentés

MONTAGES DE CHIMIE INORGANIQUE ET GÉNÉRALE

34 thèmes et 70 expériences

2^e édition

*Françoise Brénon-Audat
Fabienne Rafflegeau
Danielle PrévotEAU*

DUNOD

Table des matières par chapitre

Chapitre 1	Généralités sur les principales méthodes instrumentales	1
1	Potentiométrie à intensité nulle	2
1.1	Définitions	2
1.2	Principe de la potentiométrie	3
1.3	Potentiel de l'électrode indicatrice	3
1.4	Électrodes indicatrices	4
1.5	Suivi d'une réaction de dosage d'oxydoréduction	6
1.6	Suivi d'une réaction de dosage autre que d'oxydoréduction	6
2	pH-métrie	8
2.1	Électrode de verre	8
2.2	Chaîne de mesure	8
2.3	Conduite des mesures	10
3	Conductimétrie	12
3.1	Principe de fonctionnement d'un conductimètre	12
3.2	Conductance et résistance	13
3.3	Réalisation pratique des mesures	13
3.4	Définitions des grandeurs mises en jeu	15
3.5	Étude des lois de Kohlrausch	18
3.6	Suivi de réaction	19
4	Spectrophotométrie d'absorption	23
4.1	Grandeurs spectrophotométriques	24
4.2	Spectrophotomètre visible monofaisceau	26
4.3	Détermination de concentrations	27
4.4	Précision des mesures et conditions de leur réalisation	29
5	Indicateurs colorés	31
5.1	Indicateurs colorés de pH	31
5.2	Indicateurs colorés de potentiel d'oxydoréduction	33
5.3	Indicateurs de concentration d'ions. Complexation	36
6	Polarimétrie	37
6.1	Description sommaire du polarimètre de Laurent	37
6.2	Lumière reçue par l'œil	37
6.3	Réglage du polarimètre avant l'introduction d'une substance optiquement active	39

6.4	Mesure du pouvoir rotatoire d'une substance supposée dextrogyre	39
6.5	Utilisation pratique du polarimètre de Laurent	40
7	Étalonnage des réactifs utilisés lors des dosages	41
7.1	Généralités sur les étalonnages des réactifs	41
7.2	Cas des dosages mettant en jeu des réactions acido-basiques	42
7.3	Cas des dosages mettant en jeu des réactions de complexation	43
7.4	Cas des dosages mettant en jeu des réactions de précipitation	45
7.5	Cas des dosages mettant en jeu des réactions d'oxydoréduction	47
Chapitre 2	L'acide borique	53
1	Préparation de l'acide borique à partir du borax	54
1.1	Données	54
1.2	Principe de la préparation	54
1.3	Mode opératoire	54
2	Dosage de l'acide borique suivi simultanément par pH-métrie et conductimétrie	55
2.1	Remarque préalable	55
2.2	Mode opératoire	55
2.3	Exploitation des résultats	55
3	Recherche pour l'amélioration de la détermination du point équivalent en pH-métrie	57
3.1	Existence de complexes boriques du glycérol	57
3.2	Équilibres acido-basiques en présence de glycérol	57
3.3	Relation à la demi-équivalence	58
3.4	Recherche de la concentration optimale de glycérol étude de la courbe simulée	58
4	Dosage de l'acide borique en présence de glycérol	60
4.1	Mode opératoire	60
4.2	Exploitation des résultats	60
4.3	Étude complémentaire possible : vérification de la formule du complexe	61
Chapitre 3	Préparation et analyse d'un complexe du cobalt : le chlorure de pentaammine chlorocobalt(III) $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5] \text{Cl}_2$	67
1	Synthèse et purification du complexe	68
1.1	Équation-bilan	68
1.2	Synthèse du complexe	69

1.3	Purification du complexe	69
2	Spectre d'absorption UV visible	69
2.1	Objectif et protocole expérimental	69
2.2	Interprétation	70
3	Analyse du solide $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$	71
3.1	Objectifs	71
3.2	Décomposition du complexe	71
3.3	Réduction du cobalt(III) par les ions iodure Dosage du diiode formé	72
3.4	Dosage pH-métrique de l'ammoniac dégagé	73
3.5	Dosage des ions chlorure libres ; détermination de la charge du complexe cationique	74
Chapitre 4	Complexation de l'EDTA et du nickel	77
1	Dosage pH-métrique de la solution du sel disodique d'EDTA par l'hydroxyde de sodium	79
1.1	Mode opératoire	79
1.2	Résultats expérimentaux et interprétation	79
1.3	Simulation du dosage	80
2	Dosage de la solution du sel disodique d'EDTA par l'hydroxyde de sodium en présence de nickel(II)	83
2.1	Équilibres envisagés	83
2.2	Influence de la concentration en nickel(II) sur la courbe de pH; recherche d'un mode opératoire par l'étude des courbes simulées sur le logiciel TOT	83
2.3	Mode opératoire et résultats expérimentaux	90
2.4	Variante	90
3	Détermination de la stœchiométrie du complexe nickel EDTA par spectrophotométrie	91
3.1	Mode opératoire	91
3.2	Exploitation des résultats par la méthode de Job	91
4	Dosage potentiométrique du nickel(II) par le fer(III) en présence de fer(II) et d'EDTA	94
4.1	Objectifs	94
4.2	Mode opératoire	94
4.3	Interprétation théorique de la première expérience sans nickel	95
4.4	Interprétation théorique de la deuxième expérience avec le nickel	98
4.5	Confrontation avec les courbes expérimentales et conclusion	101
5	Dosage volumétrique du nickel(II) par l'EDTA en présence d'un indicateur coloré	102

5.1	Principe	102
5.2	Mode opératoire et résultats	103
Chapitre 5	Solubilité et produit de solubilité du sulfate de calcium	105
1	Mesures conductimétriques	108
1.1	Objectif	108
1.2	Expériences	108
1.3	Résultats expérimentaux	108
2	Exploitation des résultats des mesures conductimétriques	109
2.1	Détermination de la concentration des ions Ca^{2+} et SO_4^{2-}	109
2.2	Détermination du produit de solubilité, K_s , du sulfate de calcium	111
2.3	Détermination de la solubilité du sulfate de calcium	112
2.4	Conclusion	115
3	Dosage des ions calcium par passage sur une résine échangeuse d'ions	115
3.1	Mode opératoire	115
3.2	Résultats et exploitation	116
3.3	Comparaison aux valeurs tabulées et aux résultats obtenus par conductimétrie	117
3.4	Commentaire sur un éventuel calcul du produit de solubilité	117
4	Dosage complexométrique des ions calcium par l'EDTA	117
4.1	Principe	117
4.2	Mode opératoire	118
4.3	Résultats expérimentaux	119
4.4	Comparaison aux valeurs tabulées et aux autres résultats expérimentaux	119
5	Dosage des ions calcium par l'EDTA, en présence de mercure (II)	119
5.1	Protocole opératoire	119
5.2	Interprétation	120
Chapitre 6	Expériences sur les piles	123
1	Étude de la pile $\text{Pt} \text{Fe}_{\text{aq}}^{3+}, \text{Fe}_{\text{aq}}^{2+} :: \text{Ag}^+ \text{Ag}$	125
1.1	Réalisation de la pile	125
1.2	Détermination du potentiel standard du couple Fe(III)/Fe(II) en milieu sulfurique	125
1.3	Possibilité de changement de polarité	126
1.4	Influence de la complexation des ions du fer sur la valeur de la f.e.m.	128

2	Étude d'une pile de concentration Détermination d'un pK_s	129
2.1	Mode opératoire et résultats expérimentaux	129
2.2	Détermination du produit de solubilité du chlorure d'argent	129
3	Influence de la température sur le f.e.m. de la pile $Zn Zn^{2+} :: Fe(CN)_6^{3-}, Fe(CN)_6^{4-} Pt$ Détermination de grandeurs thermodynamiques	130
3.1	Mode opératoire et résultats expérimentaux	130
3.2	Interprétation et détermination de grandeurs de réaction	131
4	Détermination du potentiel du couple Na_{aq}^+/Na_s	133
4.1	Introduction	133
4.2	Mode opératoire et résultats expérimentaux	133
4.3	Interprétation	136
Chapitre 7	Expériences en solvants non aqueux	139
1	Notions de solvation nécessaires à la compréhension des expériences	142
1.1	Définitions	142
1.2	Caractères ionisant et dispersant des solvants polaires	143
1.3	Solvolyse des acides et des bases dans un solvant amphiprotique	145
2	Dosages acido-basiques en milieu acide acétique	145
2.1	Précautions de manipulation	145
2.2	Dosage de l'acide perchlorique par l'hydrogénophthalate de potassium, en milieu acide acétique	147
2.3	Dosages des acides bromhydrique et chlorhydrique en milieu acide acétique	149
2.4	Dosage de la pyridine dans l'acide acétique	151
3	Réactions dans l'éthanol : solubilité du chlorure d'ammonium	152
3.1	Objectif	152
3.2	Préparation des solutions	153
3.3	Protocole expérimental	153
3.4	Résultats et interprétation	154
Chapitre 8	Expériences sur des composés d'intérêt biologique	161
1	Étude cinétique de la mutarotation du glucose	163
1.1	Mutarotation du glucose : équation-bilan	163
1.2	Protocole opératoire	165
1.3	Interprétation	167
2	Inversion du saccharose	170

2.1	Équation-bilan	170
2.2	Tests qualitatifs mettant en évidence l'hydrolyse du saccharose	171
2.3	Étude cinétique de l'inversion du saccharose	172
3	Dosage des oses réducteurs d'un jus d'orange	175
3.1	Mode opératoire	175
3.2	Interprétation et résultats expérimentaux	176
4	Dosage de la glycine	180
4.1	Données théoriques	180
4.2	Objectifs	180
4.3	Mode opératoire	181
4.4	Résultats et interprétation	181
Chapitre 9	Mise en évidence expérimentale de la cinétique de l'oxydoréduction à une électrode : tracé de courbes intensité de courant-potentiel	189
1	Réalisation du montage	190
1.1	Schéma du montage	190
1.2	Remarques pratiques	191
1.3	Conventions de tracé	191
2	Tracés de courbes $i = f(E)$. Exemples de système rapide et de système lent	192
2.1	Notions sur la cinétique de l'oxydoréduction à une électrode	192
2.2	Étude du système Fe(III)/Fe(II) sur une électrode de platine	194
2.3	Étude du couple H_{aq}^+/H_2 sur diverses électrodes	196
3	Étude du domaine d'électronégativité dans l'eau	199
3.1	Étude du système O_2/H_2O sur platine; mode opératoire	199
3.2	Résultats et interprétation	199
3.3	Domaine d'électroactivité dans l'eau	199
4	Application des courbes $i = f(E)$ à un procédé industriel : électrolyse du chlorure de sodium	201
4.1	Mode opératoire	201
4.2	Résultats et interprétation	201
4.3	Conclusion sur le choix du procédé industriel	204
4.4	Manipulations démonstratives pour l'électrolyse de solutions aqueuses de chlorure de sodium	206
Chapitre 10	Expériences sur les différents degrés d'oxydation du manganèse	209
1	Degré d'oxydation 0 : obtention du manganèse métallique	213

1.1	Expérience d'aluminothermie	213
1.2	Obtention du manganèse par électrolyse	213
2	Degrés d'oxydation II et III	214
2.1	Tests qualitatifs	214
2.2	Précipitation de l'acétylacétonate de manganèse(III)	215
2.3	Complexation en présence de pyrophosphate de potassium	216
3	Degré d'oxydation IV : dioxyde de manganèse	217
3.1	Tests qualitatifs	217
3.2	Fabrication d'une pile du type Leclanché	219
4	Degré d'oxydation VII	220
4.1	Tests qualitatifs	220
4.2	Obtention du dichlore au laboratoire	221
4.3	Obtention du permanganate de potassium par électrolyse	222
4.4	Cinétique de l'oxydation des ions méthanoate par le permanganate de potassium	223
Chapitre 11	Spectrophotométrie	227
1	Étude d'un mélange de dichromate et de permanganate de potassium	228
1.1	Protocole expérimental	229
1.2	Résultats expérimentaux	229
1.3	Interprétation	230
1.4	Conclusion	231
2	Étude du violet cristallisé [2]	232
2.1	La molécule de violet cristallisé	232
2.2	Vérification de la loi de Beer-Lambert pour des solutions de violet cristallisé	233
2.3	Étude cinétique de la transformation du violet cristallisé en milieu basique	235
3	Analyse d'un alliage ferro-manganèse	239
3.1	Traitement de l'alliage	239
3.2	Analyse du manganèse présent dans l'alliage	240
3.3	Analyse du fer présent dans l'alliage	243
4	Dosage de l'élément fer dans un vin blanc	246
4.1	Principe	246
4.2	Mode opératoire	247
Chapitre 12	Dosages d'halogénures	249
1	Dosage colorimétrique des ions chlorure par argentimétrie	251

1.1	Méthode de Mohr	251
1.2	Méthode de Charpentier Volhard	253
2	Dosage conductimétrique des ions chlorure par les ions argent	257
2.1	Protocole expérimental	257
2.2	Résultats expérimentaux	257
2.3	Interprétation	257
3	Dosage potentiométrique des ions chlorure par les ions argent	259
3.1	Protocole expérimental	259
3.2	Interprétation de la courbe de dosage	259
3.3	Exploitation de la courbe potentiométrique par la méthode de Gran	262
3.4	Variante	264
4	Dosage potentiométrique d'un mélange d'iodure et de chlorure de potassium par du nitrate d'argent	264
4.1	Remarques concernant les produits de solubilité	264
4.2	Présentation de l'expérience	264
4.3	Protocole opératoire	265
4.4	Interprétation	265
4.5	Résultats expérimentaux	268
4.6	Variante : dosage d'un mélange d'ions bromure et chlorure	271
Chapitre 13	Acide phosphorique	273
1	Dosage pH-métrique de l'acide phosphorique par une solution d'hydroxyde de sodium	274
1.1	Protocole opératoire	274
1.2	Résultats et interprétation	275
1.3	Cas où le dosage est réalisé avec de la soude carbonatée	278
1.4	Dosage de l'acide phosphorique dans le Coca-Cola	280
2	Dosage de l'acide phosphorique en présence d'ions argent	282
2.1	Protocole opératoire	282
2.2	Résultats expérimentaux et interprétation	282
2.3	Simulation réalisée avec le logiciel SIMULTIT	283
2.4	Interprétation de la courbe de dosage	285
2.5	Influence de la quantité de nitrate d'argent introduite	287
3	Étude d'un mélange tampon	289
3.1	Protocole opératoire	289
3.2	Interprétation et résultats expérimentaux	289
Index		293

Table des matières par méthode

Le premier chiffre indique le chapitre, le second précise le paragraphe.

Conductimétrie

- principe 1.3
- dosage de l'acide borique 2.2
- solubilité du sulfate de calcium 5.1, 5.2
- dosage du chlorure d'ammonium dissous dans l'éthanol 7.3
- dosage de la glycine 8.4
- dosage des ions chlorure par les ions argent 11.2

Chromatographie

- utilisation d'une résine échangeuse de cations pour doser les ions chlorure libres du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ 3.3
- dosage des ions calcium par passage sur une résine échangeuse de cations 5.3

Électrolyse

- courbes intensité-potentiel 9
- obtention du manganèse 10.1
- obtention du permanganate de potassium 10.4

Indicateur coloré

- principe 1.5
- préparation de l'acide borique 2.1
- analyse du solide $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ 3.3
- dosage complexométrique du nickel(II) par l'EDTA 4.5
- dosage des ions calcium par passage sur une résine échangeuse de cations 5.3
- dosage complexométrique des ions calcium par l'EDTA 5.4
- dosages acido-basiques en milieu acide acétique 7.2
- dosage d'une solution d'éthanolate de sodium 7.3
- dosages d'halogénures 12.1

pH-métrie

- principe 1.2
- dosage de l'acide borique par l'hydroxyde de sodium (avec ou sans glycérol) 2
- analyse du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$: dosage de l'ammoniac 3.3
- dosage d'une solution du sel disodique d'EDTA par l'hydroxyde de sodium (avec ou sans nickel(II)) 4.1, 4.2
- dosages acido-basiques en milieu acide acétique 7.2

dosage de la glycine 8.4

dosages de l'acide phosphorique avec ou sans ions argent 13.1 et 13.2

étude d'un mélange tampon 13.3

Polarimétrie

principe 1.6

mutarotation du glucose 8.1

inversion du saccharose 8.2

Potentiométrie

principe 1.1

analyse du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$: dosage des ions chlorure libres 3.3

dosage potentiométrique du nickel(II) par le fer(III) en présence de fer(II) et d'EDTA 4.4

dosage des ions calcium par l'EDTA en présence de mercure(II) 5.5

étude de la pile $\text{Pt} | \text{Fe}_{\text{aq}}^{3+}, \text{Fe}_{\text{aq}}^{2+} :: \text{Ag}^+ | \text{Ag}$: détermination du potentiel standard du couple Fe(III)/Fe(II) en milieu sulfurique 6.1

étude d'une pile de concentration 6.2

influence de la température sur la f.e.m. d'une pile 6.3

détermination du potentiel du couple $\text{Na}_{\text{aq}}^+/\text{Na}_s$ 6.4

courbes intensité de courant-potentiel 9

passage entre les différents degrés d'oxydation du manganèse 10

obtention du manganèse par électrolyse 10.1

fabrication d'une pile du type Leclanché 10.3

obtention du permanganate de potassium par électrolyse 10.4

dosage des ions chlorure par les ions argent 12.3

dosage d'un mélange d'iodure et de chlorure par les ions argent 12.4

Spectrophotométrie

principe 1.4

analyse du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ 3.2

détermination de la stœchiométrie du complexe nickel EDTA par la méthode de Job 4.3

identification d'un complexe du manganèse (III) 10.2

étude cinétique de l'oxydation de l'ion méthanoate par l'ion permanganate 10.4

étude d'un mélange de dichromate et de permanganate de potassium 11.1

étude du violet cristallisé 11.2

analyse d'un alliage ferro-manganèse 11.3

dosage de l'élément fer dans un vin blanc 11.4

Synthèse

étalonnage des réactifs utilisés lors des dosages 1.7

préparation de l'acide borique à partir du borax 2.1

synthèse et purification du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ 3.1, 3.2

préparation d'un amalgame sodium-mercure 6.4

préparation de solutions dans l'acide acétique anhydre 7.2

préparation d'une solution d'éthanolate de sodium 7.3

obtention du manganèse par électrolyse 10.1

- obtention du manganèse par aluminothermie 10.1
- obtention de l'acétylacétonate de manganèse(III) 10.2
- obtention de l'ion tripyrophosphatomanganate(III) 10.2
- obtention de permanganate de potassium par électrolyse 10.4
- obtention du dichlore au laboratoire 10.4

Tests

- influence de différents facteurs sur la f.e.m. d'une pile 6.1
- tests sur les sucres contenus dans une banane 8.2
- tests sur les différents degrés d'oxydation du manganèse 10

Complexation

principe 1

- dosage photométrique de l'acide borique en présence de glycérol 2.3, 2.4
- synthèse et purification du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ 3.1
- spectre d'absorption UV-visible du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ 3.2
- analyse du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ 3.3
- dosage d'ions cobalt(II) par l'hydruroxyde de sodium en présence de nickel(II) 4.2
- détermination de la stœchiométrie du complexe nickel EDTA par la méthode de Job 4.3
- dosage potentiométrique du nickel(II) par le fer(III) en présence de fer(II) et d'EDTA 4.4
- dosage du nickel(II) par l'EDTA en présence d'un indicateur coloré 4.5
- dosage des ions cobalt(II) par l'EDTA en présence d'un indicateur coloré 5.4
- étude de la pile Pt | Fe^{2+} , Fe^{3+} || Ag^+ | Ag : détermination du potentiel standard du couple $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ en milieu sulfurique; influence de différents facteurs 6.1
- complexation du manganèse(III) en présence de pyrophosphate de potassium 10.2
- tests sur les différents degrés d'oxydation du manganèse 10
- analyse d'un alliage fer-manganèse 11.2
- dosage de l'élément fer dans un vin blanc 11.4
- dosage colorimétrique des ions cobalt(II) par argentostannite 12.1

Oxydo-réduction

principe 1

- synthèse et purification du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ 3.1
- analyse du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ 3.3
- étude de la pile Pt | Fe^{2+} , Fe^{3+} || Ag^+ | Ag : détermination du potentiel standard du couple $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$ en milieu sulfurique; influence de différents facteurs 6.1
- étude d'une pile de concentration 6.2
- influence de la température sur la f.e.m. d'une pile 6.3
- détermination du potentiel du couple Na^+/Na 6.4
- courbes de potentiel de couple-potential 9
- obtention du manganèse par électrolyse 10.1
- obtention du manganèse par aluminothermie 10.1
- obtention de l'acétylacétonate de manganèse(III) 10.2

Table des matières par type de réaction

Complexation

principe 1

dosage pH-métrique de l'acide borique en présence de glycérol 2.3, 2.4

synthèse et purification du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)]\text{Cl}_2$ 3.1

spectre d'absorption UV visible du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ 3.2

analyse du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ 3.3

dosage d'une solution d'EDTA par l'hydroxyde de sodium en présence de nickel(II) 4.2

détermination de la stœchiométrie du complexe nickel EDTA par la méthode de Job 4.3

dosage potentiométrique du nickel(II) par le fer(III) en présence de fer(II) et d'EDTA 4.4

dosage du nickel(II) par l'EDTA en présence d'un indicateur coloré 4.5

dosage des ions calcium par l'EDTA en présence d'un indicateur coloré 5.4

étude de la pile $\text{Pt} | \text{Fe}_{\text{aq}}^{3+}, \text{Fe}_{\text{aq}}^{2+} :: \text{Ag}^+ | \text{Ag}$: détermination du potentiel standard du couple Fe(III)/Fe(II) en milieu sulfurique; influence de différents facteurs 6.1

complexation du manganèse (III) en présence de pyrophosphate de potassium 10.2

tests sur les différents degrés d'oxydation du manganèse 10

analyse d'un alliage ferro-manganèse 11.2

dosage de l'élément fer dans un vin blanc 11.4

dosage colorimétrique des ions chlorure par argentimétrie 12.1

Oxydoréduction

principe 1

synthèse et purification du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ 3.1

analyse du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ 3.3

étude de la pile $\text{Pt} | \text{Fe}_{\text{aq}}^{3+}, \text{Fe}_{\text{aq}}^{2+} :: \text{Ag}^+ | \text{Ag}$: détermination du potentiel standard du couple Fe(III)/Fe(II) en milieu sulfurique; influence de différents facteurs 6.1

étude d'une pile de concentration 6.2

influence de la température sur la f.e.m. d'une pile 6.3

détermination du potentiel du couple $\text{Na}_{\text{aq}}^+/\text{Na}_s$ 6.4

courbes intensité de courant-potentiel 9

obtention du manganèse par électrolyse 10.1

obtention du manganèse par aluminothermie 10.1

obtention de l'acétylacéonate de manganèse (III) 10.2

complexation du manganèse (III) en présence de pyrophosphate de potassium 10.2
obtention du permanganate de potassium par électrolyse 10.4
obtention de dichlore au laboratoire 10.4
étude d'un mélange de dichromate et de permanganate de potassium 11.1
analyse d'un alliage ferro-manganèse 11.3
dosage des oses réducteurs d'un jus d'orange 8.3

Précipitation

principe 1
préparation de l'acide borique à partir du borax 2.1
synthèse et purification du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ 3.1, 3.3
dosage d'une solution du sel disodique d'EDTA par l'hydroxyde de sodium (avec du nickel(II)) 4.1, 4.2
détermination de la solubilité et du produit de solubilité du sulfate de calcium 5
étude de la pile $\text{Pt} \mid \text{Fe}_{\text{aq}}^{3+}, \text{Fe}_{\text{aq}}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$: détermination du potentiel standard du couple Fe(III)/Fe(II) en milieu sulfurique; influence de différents facteurs 6.1
étude d'une pile de concentration. Détermination d'un pK_s 6.2
détermination du potentiel du couple $\text{Na}_{\text{aq}}^+/\text{Na}_s$ 6.4
réactions dans l'éthanol : solubilité du chlorure d'ammonium 7.3
tests sur les différents degrés d'oxydation du manganèse 10
obtention de l'acétylacétonate de manganèse (III) 10.2
dosages d'halogénures 12
dosage de l'acide phosphorique en présence d'ions argent 13.2

Réactions acido-basiques

principe 1
préparation de l'acide borique à partir du borax 2.1
dosage de l'acide borique par l'hydroxyde de sodium (avec ou sans glycérol) 2
analyse du complexe $[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ 3.3
dosage d'une solution du sel disodique d'EDTA par l'hydroxyde de sodium (avec ou sans nickel(II)) 4.1, 4.2
dosage des ions calcium par passage sur une résine échangeuse de cations 5.3
réactions acido-basiques en solvant non-aqueux 7
dosage pH-métrique dans l'acide acétique anhydre 7.2
dosage conductrimétrique dans l'éthanol 7.3
catalyse acido-basique dans la mutarotation du glucose 8.1
catalyse acido-basique dans l'inversion du saccharose 8.2
dosage de la glycine 8.4
tests sur les différents degrés d'oxydation du manganèse (influence du pH) 10
étude cinétique de l'oxydation de l'ion méthanoate par l'ion permanganate 10.4
étude cinétique de la transformation du violet cristallisé en milieu basique 11.2

dosage de l'acide phosphorique par une solution d'hydroxyde de sodium 13.1 et 13.2
étude d'un mélange tampon 13.3

Suivi de réactions par cinétique

dosage potentiométrique du nickel(II) par le fer(III) en présence de fer(II) et d'EDTA; problèmes cinétiques 4.4
mutarotation du glucose 8.1
inversion du saccharose 8.2
courbes intensité de courant-potentiel 9
étude cinétique de l'oxydation de l'ion méthanoate par l'ion permanganate 10.4
étude cinétique de la transformation du violet cristallisé en milieu basique 11.2

Introduction

La détermination de la concentration inconnue d'un composé A en solution peut être réalisée de diverses manières.

- Dosage : méthode destructive

Le dosage met en jeu une réaction consommant le réactif A. On réalise le plus souvent une réaction de dosage direct par un réactif B en solution, de concentration connue. L'équation bilan de la réaction de dosage est du type :



Cette réaction doit être totale (ou quantitative) et rapide ⁽¹⁾ dans le sens 1. Il faut équilibrer, soit PE dans le suite de coefficients, les atomes lorsque l'on choisit une quantité n_B de B exactement égale à $\frac{n_B}{n_A} n_A$ où n_A est la quantité de A présente initialement.

Pour choisir une bonne réaction de dosage il est donc nécessaire de s'intéresser à la quantitative de la réaction et au mode de repérage du PE.

- Quantitative

La quantitative est dépendante de la constante d'équilibre thermodynamique de la réaction de dosage.

Il est possible de déterminer par le calcul les quantités de matière des espèces présentes à l'équilibre obtenu au PE connaissant la constante d'équilibre et les proportions initiales. Le rapport de la quantité de A ayant réagi sur la quantité totale de A présente à réagir, définit la quantitative de la réaction. Ainsi par exemple, si il reste 1 % de A n'ayant pas réagi, la réaction est dite quantitative à 99 %.

⁽¹⁾ Si une réaction est lente, il est possible de l'accélérer par chauffage.