

Avant-propos

Certes les livres d'expériences qui fleurissent dans les bibliothèques s'améliorent, proposant des expériences toujours plus originales, mais ils restent tous des recueils d'expériences et non des outils de compréhension. Ce livre diffère des autres car il propose, non pas de nouvelles expériences, mais un nouvel enseignement de la chimie.

Parce que l'un des auteurs a été membre du jury de l'agrégation, et parce que l'autre auteur a été reçu à l'agrégation peu avant d'en entreprendre la rédaction, cet ouvrage a été conçu pour répondre aux attentes des candidats aux concours.

Pour cela il adopte une présentation qui, à notre connaissance, n'a jamais été pratiquée. En regard de chaque mode opératoire, les différents choix de températures, de composés chimiques, de volumes, de verrerie, etc. sont justifiés. Le lecteur peut ainsi non seulement suivre un mode opératoire détaillé pour reproduire une expérience, mais simultanément, pas à pas, comprendre le pourquoi de chaque détail de l'expérience. Nous nous sommes ainsi efforcés, et c'est là l'originalité de cet ouvrage, de proposer ces informations au moment précis où l'utilisateur est susceptible d'en avoir besoin dans le cadre d'une démarche d'apprentissage.

En effet, qu'une expérience de chimie soit utilisée pour montrer un phénomène ou qu'elle serve de base à un travail pratique confié à des élèves, le professeur ne peut faire l'économie d'une maîtrise des détails qui en permettent la réussite. La connaissance de tels détails autorise également une intervention pédagogique plus sûre.

Cet outil original a bénéficié de la longue tradition de l'enseignement expérimental de l'École Normale Supérieure de Lyon et de celle de Saint-Cloud, mais également de recherches récentes en didactique des sciences expérimentales, en particulier celles élaborées au sein d'une équipe de recherches du CNRS (GRIC-COAST de l'université Lyon II). De nombreux professeurs, maîtres de conférences, moniteurs et techniciens ont apporté leur pierre à cet édifice, sans oublier les étudiants eux-mêmes dont les attentes ont guidé nos travaux. Que tous ces collègues et amis soient ici remerciés.

Conventions d'écriture

Pour chaque expérience, il est précisé, sur une échelle allant de 1 à 4 :

– le temps de préparation,

Prép.
2

– le temps de présentation,

Prés.
2

– la difficulté de compréhension et d'explication.

Compr.
1

Le chiffre 0 indique que la préparation (ou la réalisation) est prise en compte dans l'expérience qui précède.

Avant-propos

Certes les livres d'expériences qui fleurissent dans les bibliothèques s'améliorent, proposant des expériences toujours plus originales, mais ils restent tous des recueils d'expériences et non des outils de compréhension. Ce livre diffère des autres car il propose, non pas de nouvelles expériences, mais un nouvel enseignement de la chimie.

Parce que l'un des auteurs a été membre du jury de l'agrégation, et parce que l'autre auteur a été reçu à l'agrégation peu avant d'en entreprendre la rédaction, cet ouvrage a été conçu pour répondre aux attentes des candidats aux concours.

Pour cela, il adopte une présentation qui, à notre connaissance, n'a jamais été pratiquée. En regard de chaque mode opératoire, les différents choix de températures, de composés chimiques, de volumes, de verrerie, etc. sont justifiés. Le lecteur peut ainsi non seulement suivre un mode opératoire détaillé pour reproduire une expérience, mais simultanément, pas à pas, comprendre le pourquoi de chaque détail de l'expérience. Nous nous sommes ainsi efforcés, et c'est là l'originalité de cet ouvrage, de proposer ces informations au moment précis où l'utilisateur est susceptible d'en avoir besoin dans le cadre d'une démarche d'apprentissage. En effet, qu'une expérience de chimie soit utilisée pour montrer un phénomène ou qu'elle serve de base à un travail pratique confié à des élèves, le professeur ne peut faire l'économie d'une maîtrise des détails qui en permettent la réussite. La connaissance de tels détails autorise également une intervention pédagogique plus sûre.

Cet outil original a bénéficié de la longue tradition de l'enseignement expérimental de l'École Normale Supérieure de Lyon et de celle de Saint-Cloud, mais également de recherches récentes en didactique des sciences expérimentales, en particulier celles élaborées au sein d'une équipe de recherches du CNRS (GRIC-COAST de l'université Lyon II). De nombreux professeurs, maîtres de conférences, moniteurs et techniciens ont apporté leur pierre à cet édifice, sans oublier les étudiants eux-mêmes dont les attentes ont guidé nos travaux. Que tous ces collègues et amis soient ici remerciés.

Conventions d'écriture

Pour chaque expérience, il est précisé, sur une échelle allant de 1 à 4:

- le temps de préparation, Prép. 2
- le temps de présentation, Prés. 2
- la difficulté de compréhension et d'explication. Compr 1

Le chiffre 0 indique que la préparation (ou la réalisation) est prise en compte dans l'expérience qui précède.

Table des matières

AVANT-PROPOS	X
CHAPITRE 1 • ACIDES ET BASES : CONCEPTS FONDAMENTAUX	1
1.1 Dosages acide base	1
1.2 Expériences	2
1.2.1 Dosage d'un acide faible	2
1.2.2 Dosage d'une base faible	4
1.2.3 Autres dosages	5
1.3 pH de certaines solutions « classiques »	5
1.3.1 Acide ou base forts	6
1.3.2 Acides faibles	8
1.3.3 Mélange acide et base faible conjugués	9
1.3.4 Composés amphotères	10
1.4 Tampons	11
1.4.1 Tampon vis-à-vis de la dilution	12
1.4.2 Préparation d'une solution tampon pH 7	13
1.4.3 Mesure d'une capacité tampon	15
1.4.4 Application des tampons	16
1.5 Indicateurs colorés acido-basiques (<i>voir chapitre 11</i>)	18
1.6 Ionisation des acides et des bases (<i>voir chapitre 12</i>)	18
CHAPITRE 2 • ACIDITÉ ET BOISSON	19
2.1 Acidité du vinaigre	19
2.2 Cas du Coca-Cola*	21
2.2.1 Décarbonation du Coca-Cola	21
2.2.2 Dosage de l'acidité non-volatile du Coca-Cola	21
2.3 Cas de la limonade	23
2.4 Acidité totale du vin	23
2.5 Les additifs acido-basiques du vin autorisés par la loi	25
2.6 Acidité volatile du vin	30
2.6.1 Dosage de SO ₂ libre	30
2.6.2 Dosage de SO ₂ total	31
CHAPITRE 3 • DOSAGE D'UNE EAU MINÉRALE	19
3.1 Mise en évidence qualitative de la composition d'une eau minérale	33
3.1.1 Présence de CO ₂ et de HCO ₃ ⁻	34
3.1.2 Décarbonation d'une eau minérale gazeuse	34

* Marque déposée

AVANT-PROPOS

CHAPITRE 1. ACIDES ET BASES: CONCEPTS FONDAMENTAUX

- 1.1 Dosages acide base
- 1.2 Expériences
 - 1.2.1 Dosage d'un acide faible
 - 1.2.2 Dosage d'une base faible
 - 1.2.3 Autres dosages
- 1.3 pH de certaines solutions << classiques >>
 - 1.3.1 Acide ou base forts
 - 1.3.2 Acides faibles
 - 1.3.3 Mélange acide et base faible conjugués
 - 1.3.4 Composés amphotères
- 1.4 Tampons
 - 1.4.1 Tampon vis-à-vis de la dilution
 - 1.4.2 Préparation d'une solution tampon pH 7
 - 1.4.3 Mesure d'une capacité tampon
 - 1.4.4 Application des tampons
- 1.5 Indicateurs colorés acido-basiques (voir chapitre 11)
- 1.6 Ionisation des acides et des bases (voir chapitre 12)

CHAPITRE 2 • ACIDITÉ ET BOISSON

- 2.1 Acidité du vinaigre
- 2.2 Cas du Coca-Cola*
 - 2.2.1 Décarbonation du Coca-Cola
 - 2.2.2 Dosage de l'acidité non-volatile du Coca-Cola
- 2.3 Cas de la limonade
- 2.4 Acidité totale du vin
- 2.5 Les additifs acido-basiques du vin autorisés par la loi
- 2.6 Acidité volatile du vin
 - 2.6.1 Dosage de SO₂, libre
 - 2.6.2 Dosage de SO₂, total

CHAPITRE 3 DOSAGE D'UNE EAU MINÉRALE

- 3.1 Mise en évidence qualitative de la composition d'une eau minérale
 - 3.1.1 Présence de CO₂ et de HCO₃
 - 3.1.2 Décarbonation d'une eau minérale gazeuse

3.1.3	Présence d'ions sulfate (SO_4^{2-})	
3.1.4	Présence d'ions chlorure (Cl^-)	36
3.1.5	Absence d'ions nitrate	37
3.1.6	Présence du cation calcium	37
3.1.7	Présence du cation sodium	39
3.1.8	Présence du cation potassium	39
3.2	Dosage de certains ions présents dans une eau minérale	40
3.2.1	Dosage de l'ion hydrogénocarbonate (HCO_3^-)	42
3.2.2	Dosage des ions chlorure	42
3.2.3	Dosage des ions calcium et magnésium	43
3.3	Exemples de composition d'eaux minérales	44
		46

CHAPITRE 4 • LES BASES DE L'OXYDORÉDUCTION

4.1.	Classification qualitative des couples métal/ion métallique et H^+/H_2	48
4.1.1	Réaction de quelques métaux avec divers ions métalliques	49
4.1.2	Déplacement total d'une réaction	51
4.1.3	Expérience en phase gel	53
4.1.4	Réactions spectaculaires (mais parfois coûteuses)	54
4.2	Classification électrochimique quantitative des métaux	56
4.2.1	Mesure de potentiel	56
4.2.2	Mesure d'une différence de potentiel entre deux couples	56
4.2.3	Variante en étoile pour une série de mesures	58
4.2.4	Variante en gel	60
4.2.5	L'électrode à hydrogène	61
4.3	Action de H^+ sur les métaux	63
4.3.1	Attaque du fer par les ions H^+	63
4.3.2	Cinétique de l'action de H^+ sur le fer	64
4.3.3	Le couple $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$ en milieux acide et basique	66
4.3.4	Mesure du volume molaire de H_2	47
4.3.5	Variation autour du thème : sodium + eau	69

CHAPITRE 5 • IODOMÉTRIE

5.1	Dosage direct : Dosage du diiode par les ions thiosulfate	72
5.2	Dosage indirect : dosage d'une eau de Javel	73
5.3	Dosage du cuivre II par iodométrie	75
5.4	Dosage du dioxygène dans l'eau : méthode de Winkler	77
5.4.1	Dosage de O_2 dans l'eau du robinet	77
5.4.2	Tableau de la qualité d'une eau	80
5.5	Dosage par excès : détermination de la masse de vitamine C contenue dans un comprimé de Vitascorbol*	81
5.5.1	Le principe d'un dosage par excès	81
5.5.2	Expérience	82
5.5.3	Les formes rédox de la vitamine C	83

* Marque déposée

- 3.1.3 Présence d'ions sulfate (SO_4^{2-})
- 3.1.4 Présence d'ions chlorure (Cl^-)
- 3.1.5 Absence d'ions nitrate
- 3.1.6 Présence du cation calcium
- 3.1.7 Présence du cation sodium
- 3.1.8 Présence du cation potassium
- 3.2 Dosage de certains ions présents dans une eau minérale
 - 3.2.1 Dosage de l'ion hydrogénocarbonate (HCO_3^-)
 - 3.2.2 Dosage des ions chlorure
 - 3.2.3 Dosage des ions calcium et magnésium
- 3.3 Exemples de composition d'eaux minérales

CHAPITRE 4 LES BASES DE L'OXYDORÉDUCTION

- 4.1. Classification qualitative des couples métal/ion métallique et H^+/H_2
 - 4.1.1 Réaction de quelques métaux avec divers ions métalliques
 - 4.1.2 Déplacement total d'une réaction
 - 4.1.3 Expérience en phase gel
 - 4.1.4 Réactions spectaculaires (mais parfois coûteuses)
- 4.2 Classification électrochimique quantitative des métaux
 - 4.2.1 Mesure de potentiel
 - 4.2.2 Mesure d'une différence de potentiel entre deux couples
 - 4.2.3 Variante en étoile pour une série de mesures
 - 4.2.4 Variante en gel
 - 4.2.5 L'électrode à hydrogène
- 4.3 Action de H^+ sur les métaux
 - 4.3.1 Attaque du fer par les ions H^+
 - 4.3.2 Cinétique de l'action de H^+ sur le fer
 - 4.3.4 Mesure du volume molaire de H_2
 - 4.3.5 Variation autour du thème : sodium + eau
- 4.3.3 Le couple $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2$, en milieux acide et basique

CHAPITRE 5. IODOMÉTRIE

- 5.1 Dosage direct : Dosage du diiode par les ions thiosulfate
- 5.2 Dosage indirect : dosage d'une eau de Javel
- 5.3 Dosage du cuivre II par iodométrie
- 5.4 Dosage du dioxygène dans l'eau: méthode de Winkler
 - 5.4.1 Dosage de O_2 , dans l'eau du robinet
 - 5.4.2 Tableau de la qualité d'une eau
- 5.5 Dosage par excès : détermination de la masse de vitamine C contenue dans un comprimé de Vitascorbol*
 - 5.5.1 Le principe d'un dosage par excès
 - 5.5.2 Expérience
 - 5.5.3 Les formes rédox de la vitamine C

CHAPITRE 6 • DOSAGE PAR PRÉCIPITATION	84
6.1. Quelques définitions	84
6.2. Dosage d'ions halogénure	85
6.2.1. Principe de l'expérience	85
6.2.2. Réalisation du dosage	85
6.2.3. Interprétation du dosage des ions chlorure seuls	87
6.2.4. Dosages analogues	88
6.3. Dosage par précipitation avec indicateur coloré : Dosage de Mohr	88
6.4. Dosage de Volhard - Principe de la méthode	90
6.5. Autres dosages mettant en jeu une réaction de précipitation	92
CHAPITRE 7 • COMPLEXATION ET PRÉCIPITATION	93
7.1. Quelle est la différence entre précipité et complexe ? +	93
7.1.1. Précipitation de NaCl dans l'eau	94
7.1.2. Formation de complexes en phase solide	94
7.2. Complexes du cobalt et testeur d'humidité	96
7.2.1. Suites d'expériences mettant en évidence les formes tétraédrique et octaédrique	96
7.2.2. Autre expérience avec les complexes du cobalt	98
7.3. Complexes du cuivre	99
7.3.1. Préparation de quelques complexes	99
7.3.2. Expérience plus esthétique	100
7.3.3. Pour isoler le complexe CuCl_4^{2-}	101
7.3.4. Pour isoler le complexe $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4^{2+}$	102
7.4. Complexes du nickel avec différents ligands +	103
7.4.1. Déplacement de ligands : transformation d'un complexe en un complexe plus stable	103
7.4.2. Complexes successifs du nickel	104
7.4.3. Préparation et isolement du complexe $\text{Ni}(\text{NH}_3)_6^{2+}$	105
7.4.4. Dosage des ions nickel avec l'EDTA	106
7.5. Les ions du fer +	107
7.6. Complexes de l'aluminium	109
CHAPITRE 8 • DOSAGE PAR COMPLEXATION AU MOYEN DE LA SPECTROPHOTOMÉTRIE	111
8.1. Complexe Cu-EDTA : expérience « qui marche », utilisant la spectrophotométrie	111
8.2. Complexe Cu-NH ₃ : Expérience « qui marche en apparence »	114
8.2.1. Utilisation de la spectrophotométrie	114
8.2.2. Expérience utilisant un indicateur coloré	116
CHAPITRE 9 • CONCEPTS LIÉS AUX ÉQUILIBRES DE COMPLEXATION +	118
9.1. Détermination de la stœchiométrie et de la stabilité d'un complexe	118
9.1.1. Détermination de la stœchiométrie de la complexation de Fe^{3+} par les ions SCN^-	119
9.1.2. Exploitation des résultats	120

CHAPITRE 6 DOSAGE PAR PRÉCIPITATION

- 6.1. Quelques définitions
- 6.2. Dosage d'ions halogénure
 - 6.2.1. Principe de l'expérience
 - 6.2.2. Réalisation du dosage
 - 6.2.3. Interprétation du dosage des ions chlorure seuls
 - 6.2.4. Dosages analogues
- 6.3. Dosage par précipitation avec indicateur coloré : Dosage de Mohr
- 6.4. Dosage de Volhard - Principe de la méthode
- 6.5. Autres dosages mettant en jeu une réaction de précipitation

CHAPITRE 7. COMPLEXATION ET PRÉCIPITATION

- 7.1 Quelle est la différence entre précipité et complexe ?
 - 7.1.1 Précipitation de NaCl dans l'eau
 - 7.1.2 Formation de complexes en phase solide
- 7.2 Complexes du cobalt et testeur d'humidité
 - 7.2.1 Suites d'expériences mettant en évidence les formes tétraédrique et octaédrique
- 7.3 Complexes du cuivre
 - 7.2.2 Autre expérience avec les complexes du cobalt
 - 7.3.1 Préparation de quelques complexes
 - 7.3.2 Expérience plus esthétique
 - 7.3.3 Pour isoler le complexe CuCl_2^-
 - 7.3.4 Pour isoler le complexe $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_2^+$
- 7.4 Complexes du nickel avec différents ligands
 - 7.4.1 Déplacement de ligands: transformation d'un complexe en un complexe plus stable
 - 7.4.2 Complexes successifs du nickel
 - 7.4.3 Préparation et isolement du complexe $\text{Ni}(\text{NH}_3)_2^+$
 - 7.4.4 Dosage des ions nickel avec l'EDTA
- 7.5 Les ions du fer
- 7.6 Complexes de l'aluminium

CHAPITRE 8. DOSAGE PAR COMPLEXATION AU MOYEN DE LA SPECTROPHOTOMÉTRIE

- 8.1 Complexe Cu-EDTA: expérience << qui marche >>, utilisant la spectrophotométrie
- 8.2 Complexe Cu-NH₃: Expérience << qui marche en apparence >>
 - 8.2.1 Utilisation de la spectrophotométrie
 - 8.2.2 Expérience utilisant un indicateur coloré

CHAPITRE 9. CONCEPTS LIÉS AUX ÉQUILIBRES DE COMPLEXATION

- 9.1 Détermination de la stoechiométrie et de la stabilité d'un complexe
 - 9.1.1 Détermination de la stoechiométrie de la complexation de Fe^{3+} par les ions SCN^-
 - 9.1.2 Exploitation des résultats

9.1.3	Calculs dans le cas où n est quelconque	121
9.2	Déplacement d'équilibres de complexation	122
9.3	La constante d'équilibre de complexation	125
CHAPITRE 10 • DOSAGE PAR SPECTROPHOTOMÉTRIE		
10.1	Principe de la spectrophotométrie : mise en évidence	126
10.2	Vérification de la loi de Beer-Lambert	127
10.2.1	Courbe d'étalonnage	129
10.2.2	Utilisation de la courbe d'étalonnage	129
10.2.3	Exemple d'une situation où la loi de Beer Lambert n'est pas suivie	131
10.3	Détermination et usage d'une échelle de teintes	132
10.3.1	Préparation d'une échelle de teintes	133
10.3.2	Utilisation de l'échelle de teintes : dosage du fer dans le vin blanc	135
10.4	Suivi d'une cinétique par dosage spectrophotométrique	137
CHAPITRE 11 • INDICATEURS COLORÉS		139
11.1	Indicateur de pH	140
11.1.1	Choix de l'indicateur pour un dosage	140
11.1.2	Mesure du pK_a d'un indicateur coloré par spectrophotométrie	142
11.2	Indicateurs colorés acido-basiques	145
11.2.1	Teinte sensible d'un indicateur coloré	145
11.2.2	Indicateur coloré d'origine naturelle	147
11.3	Indicateurs redox	148
11.3.1	Définition d'un indicateur coloré redox	148
11.3.2	Dosage en présence d'un indicateur coloré redox	149
11.3.3	Substance redox auto-indicatrice	151
11.4	Indicateur de complexation : cas du dosage de Zn^{2+} par l'EDTA	151
11.5	Indicateur coloré de fin de précipitation	154
11.5.1	Dosage de Mohr	154
11.5.2	Dosage de Volhard	154
CHAPITRE 12 • CONDUCTIMÉTRIE		155
12.1	Mise en évidence de la présence d'ions en solution	155
12.2	Détermination d'une constante de cellule	157
12.3	La conductivité de l'eau pure	158
12.4	Solubilité du sulfate de calcium	160
12.5	Application au suivi conductimétrique d'un dosage acide-base	161
12.6	Dosage acido-basique des ions ammonium par conductimétrie	164
12.7	Mise en évidence de l'ionisation de l'acide éthanóique	165
CHAPITRE 13 • ÉLECTROLYSE		168
13.1	Phénoménologie de l'électrolyse en solution aqueuse	168
13.1.1	Espèces réagissantes : électrolyse d'une solution de HI	169
13.1.2	Réaction du solvant : Électrolyse d'une solution de Na_2SO_4	171
13.1.3	Réaction d'une électrode : Électrolyse d'une solution de $SnCl_2$	173
13.2	Électrolyse du chlorure de sodium	175
13.2.1	Électrolyse de la solution de chlorure de sodium	176

9.1.3 Calculs dans le cas où n est quelconque

9.2 Déplacement d'équilibres de complexation

9.3 La constante d'équilibre de complexation

CHAPITRE 10 DOSAGE PAR SPECTROPHOTOMÉTRIE

10.1 Principe de la spectrophotométrie : mise en évidence

10.2 Vérification de la loi de Beer-Lambert

10.2.1 Courbe d'étalonnage

10.2.2 Utilisation de la courbe d'étalonnage

10.2.3 Exemple d'une situation où la loi de Beer Lambert n'est pas suivie

10.3 Détermination et usage d'une échelle de teintes

10.3.1 Préparation d'une échelle de teintes

10.3.2 Utilisation de l'échelle de teintes : dosage du fer dans le vin blanc

10.4 Suivi d'une cinétique par dosage spectrophotométrique

CHAPITRE 11 INDICATEURS COLORÉS

11.1 Indicateur de pH

11.1.1 Choix de l'indicateur pour un dosage

11.1.2 Mesure du pK , d'un indicateur coloré par spectrophotométrie

11.2 Indicateurs colorés acido-basiques

11.2.1 Teinte sensible d'un indicateur coloré

11.2.2 Indicateur coloré d'origine naturelle

11.3 Indicateurs redox

11.3.1 Définition d'un indicateur coloré rédox

11.3.2 Dosage en présence d'un indicateur coloré rédox

11.3.3 Substance redox auto-indicatrice

11.4 Indicateur de complexation : cas du dosage de Zn^{2+} par l'EDTA

11.5 Indicateur coloré de fin de précipitation

11.5.1 Dosage de Mohr

11.5.2 Dosage de Volhard

CHAPITRE 12 CONDUCTIMÉTRIE

12.1 Mise en évidence de la présence d'ions en solution

12.2 Détermination d'une constante de cellule

12.3 La conductivité de l'eau pure

12.4 Solubilité du sulfate de calcium

12.5 Application au suivi conductimétrique d'un dosage acide-base

12.6 Dosage acido-basique des ions ammonium par conductimétrie

12.7 Mise en évidence de l'ionisation de l'acide éthanoïque

CHAPITRE 13. ÉLECTROLYSE

13.1 Phénoménologie de l'électrolyse en solution aqueuse

13.1.1 Espèces réagissantes : électrolyse d'une solution de HI

13.1.2 Réaction du solvant : Électrolyse d'une solution de Na_2SO_4

13.1.3 Réaction d'une électrode : Électrolyse d'une solution de $SnCl_2$

13.2 Électrolyse du chlorure de sodium

13.2.1 Électrolyse de la solution de chlorure de sodium

13.2.2	Étude quantitative des réactions aux électrodes	178
13.3	Applications de l'électrolyse	184
13.3.1	Anodisation de l'aluminium	184
13.3.2	Analyse de l'eau : électrolyse d'une solution de H_2SO_4	187
CHAPITRE 14 • PILES, ACCUMULATEURS		189
14.1	Piles	190
14.1.1	La pile Daniell	190
14.1.2	Pile de concentration	193
14.1.3	Une pile qui débite	195
14.1.4	La pile Leclanché : compréhension de son fonctionnement	198
14.1.5	Note sur les autres piles commerciales	200
14.2	L'accumulateur au plomb	201
14.2.1	Expérience	201
14.2.2	Pendant la première charge	203
14.2.3	Pendant la décharge	203
14.2.4	Le rôle du métal plomb des électrodes	204
14.2.5	Résumé des points importants à propos de l'accumulateur au plomb	204
14.2.6	Note sur les autres accumulateurs commerciaux	204
14.3	Note historique	205
CHAPITRE 15 • NOTION D'ÉLECTRODE		206
15.1	Potentiel d'électrode	207
15.1.1	Mesure de différences de potentiel entre électrodes	207
15.1.2	Facteur influençant le potentiel d'une électrode	208
15.2	Électrodes de référence	210
15.2.1	Fabrication d'une électrode au calomel	210
15.2.2	Autres électrodes de références	212
15.3	Électrode de pH	213
15.3.1	Principe de l'étalonnage d'un pH-mètre	213
15.3.2	Fonctionnement et spécificité d'une électrode de verre	215
15.4	Électrode et corrosion	217
15.4.1	Anode sacrificielle	218
15.4.2	Passivation	220
15.5	Autres expériences illustrant le concept d'électrode	223
CHAPITRE 16 • DISSOLUTION DE COMPOSÉS IONIQUES		224
16.1	Mise en évidence de la formation d'ions	225
16.2	Mise en évidence de la saturation	226
16.3	Effet de la température sur la solubilité	227
16.3.1	Cas des composés plus solubles à chaud qu'à froid	228
16.3.2	Effet négatif de la température sur la solubilité : cas de l'acétate de calcium hydraté	230
16.4	Effet thermique	231
16.4.1	Expérience qualitative	232
16.4.2	Expérience quantitative	233
16.5	Solubilité, produit de solubilité	235

13.2.2 Étude quantitative des réactions aux électrodes

13.3 Applications de l'électrolyse

13.3.1 Anodisation de l'aluminium.

13.3.2 Analyse de l'eau : électrolyse d'une solution de H_2SO_4

CHAPITRE 14 PILES, ACCUMULATEURS

14.1 Piles

14.1.1 La pile Daniell

14.1.2 Pile de concentration

14.1.3 Une pile qui débite

14.1.4 La pile Leclanché : compréhension de son fonctionnement

14.1.5 Note sur les autres piles commerciales

14.2 L'accumulateur au plomb

14.2.1 Expérience

14.2.2 Pendant la première charge

14.2.3 Pendant la décharge

14.2.4 Le rôle du métal plomb des électrodes

14.2.5 Résumé des points importants à propos de l'accumulateur au plomb

14.2.6 Note sur les autres accumulateurs commerciaux

14.3 Note historique

CHAPITRE 15. NOTION D'ÉLECTRODE

15.1 Potentiel d'électrode

15.1.1 Mesure de différences de potentiel entre électrodes

15.1.2 Facteur influençant le potentiel d'une électrode

15.2 Électrodes de référence

15.2.1 Fabrication d'une électrode au calomel

15.2.2 Autres électrodes de références

15.3 Électrode de pH

15.3.1 Principe de l'étalonnage d'un pH-mètre

15.3.2 Fonctionnement et spécificité d'une électrode de verre

15.4 Électrode et corrosion

15.4.1 Anode sacrificielle

15.4.2 Passivation

16.4 Effet thermique

15.5 Autres expériences illustrant le concept d'électrode

CHAPITRE 16 ● DISSOLUTION DE COMPOSÉS IONIQUES

16.1 Mise en évidence de la formation d'ions

16.2 Mise en évidence de la saturation

16.3 Effet de la température sur la solubilité

16.3.1 Cas des composés plus solubles à chaud qu'à froid

16.3.2 Effet négatif de la température sur la solubilité : cas de l'acétate de calcium hydraté

16.4.1 Expérience qualitative

16.4.2 Expérience quantitative

16.5 Solubilité, produit de solubilité

16.6 Effet du pH	235
16.7 Effet de la complexation	235
CHAPITRE 17 • DISSOLUTION DE COMPOSÉS MOLÉCULAIRES	238
17.1 Dissolution d'un composé moléculaire : cas de NH_3	238
17.2 Dissolution avec formation d'ions : cas de HCl	240
17.3 Notion de solution saturée : cas de CO_2	241
17.4 Effet de la température sur la solubilité : cas de Cl_2	242
17.5 Effet thermique : cas de H_2SO_4	241
17.6 Effet volumique : cas du mélange eau-éthanol	244
17.7 Effet du solvant : cas de I_2	246
17.8 Effet du pH sur la solubilité : cas de l'eau de Javel	247
17.9 Dissolution et réaction avec le solvant : cas de CO_2	249
CHAPITRE 18 • CHALEUR DE RÉACTION	251
18.1 Expérience préliminaire : détermination de la chaleur en eau d'un Dewar.	252
18.2 Chaleur de combustion	254
18.3 Chaleur d'une réaction acido-basique : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$	257
18.4 Chaleur d'une réaction rédox : $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$	259
18.5 Mesure de chaleur latente de changement d'état : cas du cyclohexane et de l'eau	262
CHAPITRE 19 • CINÉTIQUE	264
19.1 Mise en évidence qualitative d'une cinétique	264
19.1.1 La bouteille bleue	265
19.1.2 Variante : la bouteille multicolore	267
19.2 Étude cinétique de la réaction entre H_2O_2 et I^-	267
19.2.1 Introduction de la vitesse moyenne : utilisation d'une échelle de teintes	267
19.2.2 Introduction de la vitesse instantanée : suivi spectrophotométrique	271
19.2.3 Suivi de la cinétique par ajout de thiosulfate	275
19.3 Catalyse : réaction d'oxydation du tartrate par l'eau oxygénée	278
19.4 Cinétique de la réaction de dismutation de l'eau oxygénée : étude quantitative	280
19.5 Autres réactions mettant en jeu la catalyse	283
BIBLIOGRAPHIE	284
INDEX	285
INDEX DES FORMULES CHIMIQUES	292

16.6 Effet du pH

16.7 Effet de la complexation

CHAPITRE 17 ● DISSOLUTION DE COMPOSÉS MOLÉCULAIRES

17.1 Dissolution d'un composé moléculaire : cas de NH_3

17.2 Dissolution avec formation d'ions: cas de HCl

17.3 Notion de solution saturée : cas de CO_2

17.4 Effet de la température sur la solubilité : cas de Cl_2

17.5 Effet thermique: cas de H_2SO_4

17.6 Effet volumique : cas du mélange eau-éthanol

17.7 Effet du solvant : cas de I_2

17.8 Effet du pH sur la solubilité : cas de l'eau de Javel

17.9 Dissolution et réaction avec le solvant : cas de CO_2

CHAPITRE 18 • CHALEUR DE RÉACTION

18.1 Expérience préliminaire : détermination de la chaleur en eau d'un Dewar.

18.2 Chaleur de combustion

18.3 Chaleur d'une réaction acido-basique : $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

18.4 Chaleur d'une réaction rédox: $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}$

18.5 Mesure de chaleur latente de changement d'état : cas du cyclohexane et de l'eau

CHAPITRE 19 • CINÉTIQUE

19.1 Mise en évidence qualitative d'une cinétique

19.1.1 La bouteille bleue

19.1.2 Variante: la bouteille multicolore

19.2 Étude cinétique de la réaction entre H_2O_2 et I^-

19.2.1 Introduction de la vitesse moyenne: utilisation d'une échelle de teintes

19.2.2 Introduction de la vitesse instantanée : suivi spectrophotométrique

19.2.3 Suivi de la cinétique par ajout de thiosulfate

19.3 Catalyse: réaction d'oxydation du tartrate par l'eau oxygénée

19.4 Cinétique de la réaction de dismutation de l'eau oxygénée: étude quantitative

19.5 Autres réactions mettant en jeu la catalyse

BIBLIOGRAPHIE

INDEX

INDEX DES FORMULES CHIMIQUES

CAPES / AGREG

Jean-François Le Maréchal
Bénédicte Nowak-Leclercq

LA CHIMIE EXPÉRIMENTALE

Chimie générale

Cet ouvrage a pour ambition d'aider les futurs professeurs certifiés ou agrégés à préparer les épreuves de leurs concours, et plus spécifiquement l'oral. Ce recueil d'expériences de chimie adopte une présentation originale qui, en regard de chaque mode opératoire, justifie les différents choix de températures, de composés chimiques, de volumes, de verrerie, etc. Le lecteur peut ainsi non seulement suivre un mode opératoire détaillé pour reproduire une expérience, mais aussi en comprendre simultanément chaque détail, ce qui répond aux attentes du jury.

Plus que la chimie, c'est le candidat au concours qui est au centre de cet ouvrage et, plus généralement, tout enseignant qui veut maîtriser suffisamment ce qu'il enseigne pour pouvoir transmettre les concepts de base de la chimie en s'aidant de l'expérience.

JEAN-FRANÇOIS
LE MARÉCHAL
est maître de conférences à l'École Normale Supérieure de Lyon et chercheur de l'UMR GRIC-COAST à l'université Lyon II.

BÉNÉDICTE
NOWAK-LECLERCQ
est professeur agrégé en classes préparatoires au lycée Aux Lazaristes à Lyon.



ISBN 2 10 004311 0
Code 044311



<http://www.dunod.com>



CAPES/AGREG

Jean-François Le Maréchal

Bénédicte Nowak-Leclercq

LA CHIMIE EXPÉRIMENTALE Chimie générale

Cet ouvrage a pour ambition d'aider les futurs professeurs certifiés ou agrégés à préparer les épreuves de leurs concours, et plus spécifiquement l'oral. Ce recueil d'expériences de chimie adopte une présentation originale qui, en regard de chaque mode opératoire, justifie les différents choix de températures, de composés chimiques, de volumes, de verrerie, etc. Le lecteur peut ainsi non seulement suivre un mode opératoire détaillé pour reproduire une expérience, mais aussi en comprendre simultanément chaque détail, ce qui répond aux attentes du jury.

Plus que la chimie, c'est le candidat au concours qui est au centre de cet ouvrage et, plus généralement, tout enseignant qui veut maîtriser suffisamment ce qu'il enseigne pour pouvoir transmettre les concepts de base de la chimie en s'aidant de l'expérience.

JEAN-FRANÇOIS LE MARÉCHAL

est maître de conférences à l'École Normale Supérieure de Lyon et chercheur de l'UMR GRIC-COAST à l'université Lyon II.

BÉNÉDICTE NOWAK-LECLERCQ

est professeur agrégé en classes préparatoires au lycée Aux Lazaristes à Lyon.

<http://www.dunod.com>

DUNOD