

Table des matières

Chapitre 1

LE COMPORTEMENT DES SOLUTIONS

Capsule: Les lacs meurtriers du Cameroun	2
Point de mire	4
1.1 Les unités de concentration	5
1.2 Le processus de la dissolution	7
1.2.1 La solubilité des solides et la saturation...	7
1.2.2 La solubilité dans l'eau des composés ioniques.....	9
1.2.3 La précipitation des composés ioniques...	10
1.2.4 La miscibilité des liquides	12
1.2.5 La solubilité dans les liquides des solides moléculaires et des solides covalents.....	14
1.2.6 La solubilité des gaz non polaires dans les liquides.....	14
1.2.7 L'enthalpie de dissolution et l'enthalpie d'hydratation	15
1.2.8 L'enthalpie de dissolution et la thermodynamique	18
1.3 L'effet de la pression et de la température sur la solubilité	20
1.3.1 L'effet de la pression sur la solubilité des gaz dans les liquides: la loi de Henry	20
1.3.2 L'effet de la température sur la solubilité: le principe de Le Chatelier	22
1.4 Les propriétés colligatives	23
1.4.1 La pression de vapeur du solvant: la loi de Raoult.....	23
1.4.2 L'élévation du point d'ébullition	26
1.4.3 L'abaissement du point de congélation du solvant	28
1.4.4 La détermination des masses molaires.....	30
1.4.5 Les propriétés colligatives des solutions d'électrolytes.....	31
1.4.6 L'osmose	33
1.5 Les solutions idéales de liquides volatils.....	36
1.5.1 La composition de la vapeur en équilibre avec une solution de deux liquides volatils.....	37
1.5.2 La distillation	39
À sauvegarder	41
Exercices	47

Chapitre 2

LA CINÉTIQUE CHIMIQUE

Capsule: De plus en plus vite	50
Point de mire	52
2.1 La vitesse des réactions	53
2.2 Les facteurs influant sur la vitesse d'une réaction	58
2.3 L'effet de la concentration sur la vitesse de réaction.....	59
2.3.1 L'équation de vitesse	60
2.3.2 L'ordre d'une réaction	60
2.3.3 La constante de vitesse (k)	61
2.3.4 La détermination de l'équation de vitesse	62
2.4 La variation de la concentration des réactifs et des produits en fonction du temps: les lois de vitesse intégrées.....	65
2.4.1 Les réactions d'ordre 0	65
2.4.2 Les réactions d'ordre 1	66
2.4.3 Les réactions d'ordre 2	68
2.4.4 Les méthodes graphiques de détermination des lois de vitesse	69
2.4.5 La demi-vie et les réactions d'ordre 1	72
2.5 Les vitesses de réaction à l'échelle moléculaire.....	75
2.5.1 La concentration, la vitesse de réaction ...	75
2.5.2 La température, la vitesse de réaction et l'énergie d'activation	76
L'énergie d'activation	76
L'effet de la température	78
2.5.3 L'orientation relative des molécules et la vitesse de réaction	78
2.5.4 L'équation d'Arrhenius	79
2.5.5 La catalyse	82
2.6 Les mécanismes de réaction.....	84
2.6.1 La molécularité des réactions élémentaires.....	86
2.6.2 Les équations de vitesse des réactions élémentaires.....	86
2.6.3 La molécularité et l'ordre de réaction.....	87
2.6.4 Les mécanismes de réaction et les équations de vitesse.....	88
À sauvegarder	93
Exercices	98

Chapitre 3**L'ÉQUILIBRE CHIMIQUE****Capsule: Les engrais et les gaz asphyxiants** 102**Point de mire** 104**3.1** L'équilibre chimique 105**3.2** La constante d'équilibre et le quotient réactionnel 106**3.2.1** L'expression de la constante d'équilibre 107**3.2.2** La signification de la constante d'équilibre 109**3.2.3** L'utilité du quotient réactionnel (Q) 111**3.3** La détermination d'une constante d'équilibre 113**3.4** Le calcul des concentrations à l'équilibre 115**3.5** Les équations chimiques et les constantes d'équilibre 118**3.6** Le déplacement de la position d'équilibre 121**3.6.1** L'effet de la température sur la position d'équilibre 122**3.6.2** L'effet de la concentration sur la position d'équilibre 123**3.6.3** L'effet du volume sur la position des équilibres comprenant une phase gazeuse 124**3.7** Une application industrielle concrète des équilibres chimiques: le procédé Haber de fabrication de l'ammoniac 126**À sauvegarder** 127**Exercices** 129**Chapitre 4****LA CHIMIE DES SOLUTIONS ACIDES ET BASIQUES** 134**Capsule: Les acides dans la nature** 136**Point de mire** 136**4.1** La théorie d'Arrhenius 137**4.2** La théorie de Brønsted-Lowry 138**4.3** L'eau et l'échelle de pH 141**4.3.1** L'autoprotolyse et le produit ionique de l'eau 141**4.3.2** L'échelle de pH 143**4.3.3** La mesure et le calcul du pH 144**4.4** Les constantes d'équilibre des acides et des bases 145**4.4.1** Les constantes d'acidité et de basicité 146**4.4.2** Les solutions aqueuses de sels 150**4.4.3** L'échelle logarithmique pK 152**4.4.4** La relation entre K_a et K_b d'un couple acidobasique 152**4.5** Les constantes d'équilibre et les réactions acidobasiques 153**4.5.1** La prévision de l'évolution des réactions acidobasiques 153**4.6** Les différents types de réactions acidobasiques 156**4.6.1** Réaction entre un acide fort et une base forte 156**4.6.2** Réaction entre un acide fort et une base faible 157**4.6.3** Réaction entre un acide faible et une base forte 157**4.6.4** Réaction entre un acide faible et une base faible 157**4.7** L'aspect quantitatif des acides et des bases 157**4.7.1** Le calcul des constantes d'équilibre à l'aide des concentrations initiales et du pH mesuré 158**4.7.2** Le calcul du pH d'une solution d'un acide ou d'une base faible 160**4.7.3** Le calcul du pH d'une solution résultant d'une réaction acidobasique 164**4.8** Les acides et les bases polyprotiques 166**4.9** Les acides et les bases selon la théorie de Lewis 168**4.9.1** Les cations, acides de Lewis 169**4.9.2** Les molécules, acides de Lewis 170**4.10** La structure moléculaire, les liaisons et les propriétés acidobasiques 172**4.10.1** Pourquoi HF est-il un acide faible alors que HCl est fort? 172**4.10.2** Pourquoi HNO₂ est-il un acide faible alors que HNO₃ est fort? 173**4.10.3** Pourquoi les acides carboxyliques sont-ils acides? 175**4.10.4** Pourquoi les cations hydratés sont-ils des acides de Brønsted? 176**4.10.5** Pourquoi les anions sont-ils des bases de Brønsted? 176**4.10.6** Pourquoi les amines sont-elles des bases de Brønsted et de Lewis? 177**À sauvegarder** 178**Exercices** 180

Chapitre 5

APPLICATIONS DU CONCEPT D'ÉQUILIBRE AUX RÉACTIONS ACIDOBASIQUES ET DE PRÉCIPITATION

Capsule: Les roses sont rouges, les violettes...

violette, et les hortensias, roses ou bleues 184

Point de mire 186

5.1 L'effet d'ion commun..... 187

5.2 Le contrôle du pH: les solutions tampons..... 190

5.2.1 Le calcul du pH d'une solution tampon... 191

5.2.2 La préparation des solutions tampons..... 193

5.2.3 Le maintien du pH..... 195

5.3 Les dosages acidobasiques..... 198

5.3.1 Le dosage d'un acide fort par

une base forte 199

Le pH initial 199

Avant le point équivalent ($v_{b,e} = 25,0$ mL).. 200Au point équivalent ($v_{b,e} = 25,0$ mL) 200Après le point équivalent ($v_{b,e} = 25,0$ mL) .. 201

5.3.2 Le dosage d'un acide faible par

une base forte 202

Le pH initial 202

Avant le point équivalent ($v_{b,e} = 25,0$ mL).. 203Au point équivalent ($v_{b,e} = 25,0$ mL) 204Après le point équivalent ($v_{b,e} = 25,0$ mL) .. 204

5.3.3 Le dosage d'un acide faible

polyprotique par une base forte 204

5.3.4 Le dosage d'une base faible par

un acide fort..... 205

Le pH initial 205

Avant le point équivalent ($v_{b,e} = 25,0$ mL).. 205Au point équivalent ($v_{b,e} = 25,0$ mL) 206Après le point équivalent ($v_{b,e} = 25,0$ mL) .. 206

5.3.5 La comparaison des courbes de dosage

acidobasique 207

5.3.6 Les indicateurs de pH 208

5.4 La solubilité des sels..... 210

5.4.1 Le produit de solubilité (K_{ps})..... 211

5.4.2 Le produit de solubilité et la solubilité 212

5.4.3 La solubilité des sels et l'effet d'ion

commun 215

5.4.4 La solubilité des sels en présence

d'anions basiques 217

5.5 Les réactions de précipitation..... 219

5.5.1 K_{ps} et le quotient réactionnel (Q)..... 2195.5.2 K_{ps} , le quotient réactionnel (Q) et

la précipitation 220

5.6 La solubilité et les ions complexes..... 222

5.7 La solubilité, la séparation des ions et l'analyse qualitative 224

À sauvegarder 226

Exercices 230

Chapitre 6

L'ENTROPIE ET L'ÉNERGIE DE GIBBS

Capsule: Le mouvement perpétuel 234

Point de mire 236

6.1 Rappels succincts des notions de

thermochimie..... 237

6.1.1 L'énergie 237

6.1.2 La chaleur et la température 237

6.1.3 Le système et le milieu extérieur 237

6.1.4 Le transfert de chaleur et l'équilibre

thermique 237

6.1.5 Processus exothermique ou

endothermique..... 237

6.2 Le premier principe de la thermodynamique 238

6.2.1 Le travail..... 238

6.2.2 L'énergie interne d'un système 239

6.2.3 L'énergie interne et l'enthalpie 241

6.2.4 L'équivalence entre le travail et

la chaleur 242

6.3 Les réactions spontanées et l'équilibre 242

6.4 La chaleur et la spontanéité 242

6.5 L'entropie et le deuxième principe de

la thermodynamique..... 243

6.5.1 La dispersion de la matière..... 244

6.5.2 La dispersion de l'énergie 246

6.5.3 Résumé: dispersion de la matière et

de l'énergie 246

6.6 L'entropie et le troisième principe de

la thermodynamique..... 247

6.6.1 Le troisième principe de la

thermodynamique 247

6.6.2 La variation d'entropie lors

des transformations physiques

ou chimiques 251

6.7 Les variations d'entropie 252

6.7.1 Le calcul de ΔS_{sys}^0 2536.7.2 Le calcul de ΔS_{ext}^0 2536.7.3 Le calcul de $D\Delta S_{\text{univ}}^0$ 253

6.7.4 Résumé: processus spontané ou non?..... 254

6.8 L'énergie de Gibbs..... 256

6.8.1 L'énergie de Gibbs et la spontanéité 257

6.8.2 La signification de l'énergie de Gibbs 258

6.8.3 Le calcul de la variation d'énergie de

Gibbs standard (ΔG^0) 258

6.8.4	L'énergie de Gibbs standard de formation (ΔG_f°)	259	7.3.2	La fém. et les constantes d'équilibre	295
6.8.5	L'effet de la température sur l'énergie de Gibbs	260	7.4	Les piles commerciales	296
6.9	ΔG° , K et la direction des transformations chimiques	262	7.4.1	Les piles ordinaires: les piles sèches et au mercure.....	297
6.9.1	Le lien entre ΔG° et K	263	7.4.2	Les piles rechargeables	299
6.9.2	Quelques calculs impliquant ΔG° et K	264	7.4.3	Les piles à combustible	300
À sauvegarder	266	7.5	L'électrolyse	302
Exercices	268	7.5.1	L'électrolyse des sels fondus	303
Chapitre 7			7.5.2	L'électrolyse des solutions aqueuses	304
APPLICATIONS DU CONCEPT D'ÉQUILIBRE AUX RÉACTIONS D'OXYDORÉDUCTION			7.5.3	L'électrolyse: aspect quantitatif.....	308
Capsule: Les gaz dissous dans le sang	272	À sauvegarder	310
Point de mire	274	Exercices	315
7.1	Les réactions d'oxydoréduction.....	275	Annexe A	Symboles ou abréviations des grandeurs ou des unités courantes	318
7.1.1	Les demi-réactions.....	275	Annexe B	Valeurs de quelques constantes physiques	319
7.1.2	L'équilibre redox.....	276	Annexe C	Nomenclature	319
7.1.3	L'équilibrage des équations des réactions d'oxydoréduction.....	276	Annexe D	Constantes d'acidité, à 25 °C	321
7.1.4	Les dosages par oxydoréduction	278	Annexe E	Produits de solubilité de quelques composés inorganiques, à 25 °C	323
7.2	Les piles électrochimiques	280	Annexe F	Produits de solubilité apparents* de quelques sulfures métalliques, à 25 °C	324
7.2.1	La description et le fonctionnement d'une pile	280	Annexe G	Valeurs thermodynamiques, à 298 K, de quelques éléments et composés sélectionnés	324
7.2.2	Les électrodes inertes.....	283	Réponses aux exercices internes des chapitres	326	
7.2.3	La représentation schématique d'une pile	284	Réponses aux exercices de fin de chapitres	335	
7.2.4	L'équation de Nernst	285	Glossaire	348	
7.2.5	L'électrode standard à hydrogène	286	Index	353	
7.2.6	Le potentiel standard d'électrode.....	287			
7.3	L'électrochimie et la thermodynamique.....	293			
7.3.1	L'énergie électrique et l'énergie de Gibbs	293			