

MIREILLE GUAY

Chimie du milieu aqueux

**Chimie
pour les
Techniques
biologiques**

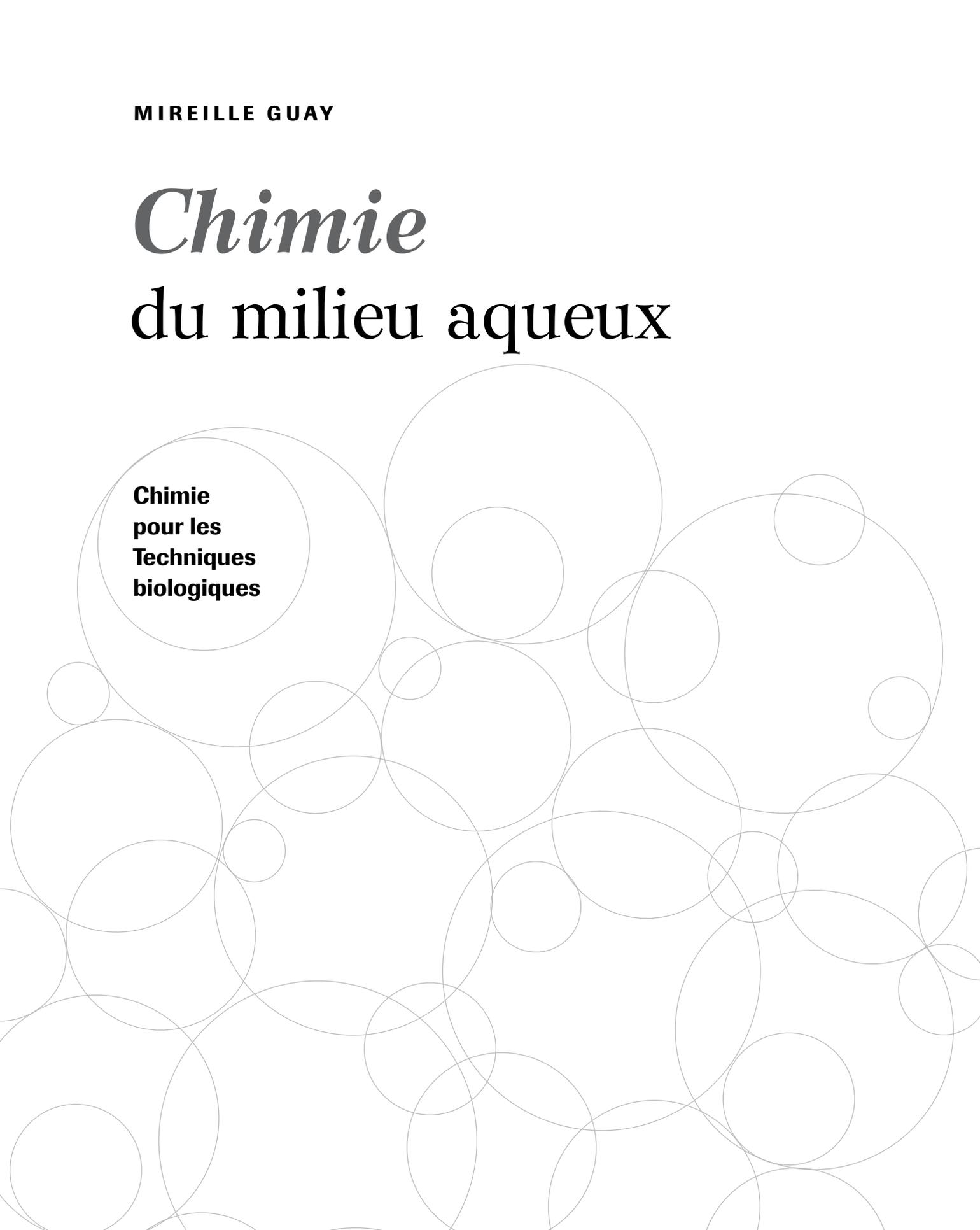
The background of the page is filled with a pattern of overlapping circles of various sizes, drawn with thin, light gray lines. The circles are scattered across the entire page, creating a complex, interconnected geometric pattern.

Table des matières

Avant-propos	xix
---------------------------	-----

Remerciements	xxiii
----------------------------	-------

CHAPITRE 1 – Chimie quantitative et préparation de solutions

1.1 DÉFINITIONS GÉNÉRALES	2
1.1.1 Solution, soluté et solvant	2
1.1.2 Grandeurs extensive et intensive	5
1.1.3 Multiples et sous-multiples usuels en science	6
1.2 GRANDEURS CARACTÉRISANT UNE SUBSTANCE PURE	7
1.2.1 Masse volumique	9
<i>A. Identification d'une substance</i>	10
<i>B. Mesure précise d'un volume</i>	12
1.2.2 Densité	12
1.2.3 Quantité de matière	15
<i>A. Calcul d'une quantité de matière pour un ion</i>	16
<i>B. Calcul d'une quantité de matière pour un composé hydraté</i>	19
1.2.4 Équivalent	20
<i>A. Définitions de l'équivalent pour quelques propriétés chimiques</i>	20
<i>B. Exemples de nombre d'équivalents par mole</i>	21
<i>C. Calcul du nombre d'équivalents dans un échantillon de substance</i>	22

1.2.5	Composition élémentaire ou pourcentage massique des éléments	22
	<i>A. Calcul d'une composition élémentaire à partir de la formule</i>	23
	<i>B. Détermination d'une formule à partir de la composition élémentaire</i>	25
1.2.6	Degré de pureté des substances chimiques commerciales	26
1.3	GRANDEURS CARACTÉRISANT LES SOLUTIONS	28
1.3.1	Définition générale de la concentration	29
1.3.2	Masse volumique et densité	30
1.3.3	Fraction massique et pourcentage poids/poids ou pourcentage massique	31
	<i>A. Calcul d'une masse de soluté à partir du pourcentage massique</i>	32
	<i>B. Application à une solution contenant plusieurs solutés</i>	34
	<i>C. Propriété des fractions massiques et des pourcentages massiques</i>	36
	<i>D. Pourcentage massique d'un ion du soluté</i>	37
1.3.4	Fraction volumique et pourcentage volume/volume	39
1.3.5	Concentration massique et pourcentage poids/volume	39
1.3.6	Concentration de quantité de matière ou concentration	41
	<i>A. Calcul de la concentration à partir de la masse de soluté et du volume de solution</i>	44
	<i>B. Calcul de la concentration à partir des grandeurs physiques de la solution</i>	44
1.3.7	Normalité	49
1.3.8	Molalité	52
1.3.9	Fraction molaire	54
1.4	PRÉPARATION DE SOLUTIONS	54
1.4.1	Qualité de l'eau de laboratoire	54
1.4.2	Verrerie de précision	55
	<i>A. fiole jaugée et incertitude sur la verrerie</i>	55
	<i>B. Pipettes volumétriques</i>	57
	<i>C. Pipettes sérologiques</i>	58
	<i>D. Pipettes graduées et burettes</i>	58
	<i>E. Autres instruments de mesure de volume</i>	58
1.4.3	Préparation par pesée du soluté	59
	<i>A. Masse à peser pour obtenir une concentration de quantité de matière</i>	60
	<i>B. Masse à peser pour obtenir un pourcentage massique</i>	62
	<i>C. Masse à peser pour obtenir une concentration massique</i>	63
1.4.4	Préparation par dilution d'une solution mère	63
	<i>A. Méthode de calcul</i>	63
	<i>B. Calcul de volumes de solution mère</i>	66
	<i>C. Calcul du volume maximal de solution diluée possible</i>	66
	<i>D. Adaptation aux autres grandeurs de concentration</i>	68
1.4.5	Rapport de dilution et dilutions successives	69
	<i>A. Rapport de dilution et dilutions simples</i>	69
	<i>B. Dilutions successives</i>	71

1.5 STœCHIOMÉTRIE	72
1.5.1 Loi des proportions définies	73
1.5.2 Rapports stœchiométriques	73
1.5.3 Calculs à partir des rapports stœchiométriques	74
A. Calcul d'une masse de réactif	75
B. Calcul à partir des concentrations de quantité de matière	75
RÉSUMÉ	78
AUTO-ÉVALUATION	78
MOTS-CLÉS	82
POUR EN SAVOIR PLUS SUR...	
La sécurité et les substances gazeuses et volatiles	14
La spéciation chimique	24
Les consignes de sécurité pour la dilution des acides et des bases concentrés	69
CHAPITRE 2 – Acides, bases, sels et mesure du pH	
2.1 LOI D'ACTION DE MASSE ET PRINCIPE DE LE CHATELIER	84
2.1.1 Rappel de la loi d'action de masse	84
A. Expression de la loi en solution aqueuse	84
B. Expression de la loi en phase gazeuse	86
C. Valeurs de constantes d'équilibre	87
2.1.2 Démarche logique appliquée aux équilibres chimiques	88
2.1.3 Calcul des concentrations à l'équilibre	89
2.1.4 Calcul de constante d'équilibre	94
2.1.5 Détermination du sens de la réaction	97
2.1.6 Principe de Le Chatelier	100
2.2 NOTIONS GÉNÉRALES SUR LES ACIDES ET LES BASES	104
2.2.1 Définitions	105
A. Acide	105
B. Base	106
C. Substance amphotère	111
2.2.2 Constats expérimentaux	112
2.2.3 Constantes d'acidité, de basicité et force des acides et des bases	113
A. Constante d'acidité, K_a , et force relative des acides	113
B. Distinction entre acide fort et acide faible	115
C. Polyacides	116
D. Constante de basicité, K_b	118
E. Distinction entre base forte et base faible	119
F. Bases ayant plus d'un groupe hydroxyde ou plus d'un atome d'azote	120

2.2.4	Concept d'acide et de base conjugués	120
2.2.5	Relation entre les constantes d'espèces conjuguées	126
2.3	MESURE EXPÉRIMENTALE DU pH	128
2.3.1	Définitions et échelle de pH	128
	<i>A. Définition de l'opérateur « p »</i>	128
	<i>B. Mesure du pH</i>	129
	<i>C. Échelle de pH</i>	130
	<i>D. Utilisation de la calculatrice</i>	131
2.3.2	Description du pHmètre	132
2.3.3	Utilisation et entretien du pHmètre	135
	<i>A. Étalonnage du pHmètre et mesure du pH</i>	135
	<i>B. Entretien des électrodes</i>	136
2.4	MESURES ET CALCUL DU pH DE SOLUTIONS D'ACIDE OU DE BASE	137
2.4.1	Constats expérimentaux	137
	<i>A. Précision des mesures</i>	137
	<i>B. Préviation du pH de la solution</i>	138
2.4.2	Démarche logique pour le calcul du pH	139
2.4.3	Solution concentrée à 0,050 mol/l en chlorure d'hydrogène, HCl	140
2.4.4	Solution concentrée à 0,050 mol/l en acide éthanoïque, CH ₃ COOH	143
2.4.5	Solution concentrée à 0,050 mol/l en hydroxyde de sodium, NaOH	146
2.4.6	Solution concentrée à 0,050 mol/l en benzylamine, C ₆ H ₅ CH ₂ NH ₂	149
2.4.7	Repères pour le calcul du pH	150
2.5	SOLUTIONS DE SELS DANS L'EAU	152
2.5.1	Notions d'ion spectateur et d'ion amphotère	153
	<i>A. Ion spectateur</i>	153
	<i>B. Ion amphotère</i>	154
2.5.2	Démarche logique pour le calcul du pH d'un sel dans l'eau	155
2.5.3	Exemples de solutions de sels dans l'eau	156
	<i>A. Solution concentrée à 0,050 mol/l en NH₄Cl</i>	156
	<i>B. Solution concentrée à 0,050 mol/l en éthanoate de sodium, NaCH₃COO</i>	159
	<i>C. Solution concentrée à 0,050 mol/l en NaHCO₃</i>	159
	RÉSUMÉ	163
	AUTO-ÉVALUATION	166
	MOTS-CLÉS	168

POUR EN SAVOIR PLUS SUR...

La résolution d'équation du deuxième degré dans les équilibres chimiques	92
Le rôle des étapes réversibles et irréversibles dans le métabolisme	102
L'évaluation du K_a de H_2O et du K_a de l'ion H_3O^+	117
La relation entre le K_a et le K_b de deux espèces conjuguées	127
La relation entre l'acidité des sols et la croissance des végétaux	133
Le caractère corrosif des acides et des bases	148
Le calcul du pH d'une solution d'ion amphotère	160

CHAPITRE 3 – Modification et maintien du pH

3.1 MODIFICATION DU pH PAR ADDITION D'ACIDE OU DE BASE	170
3.1.1 Réactions acidobasiques	170
3.1.2 Exemples de modification du pH	174
<i>A. Réaction entre 10,00 ml de solution concentrée à 0,050 mol/l en NaOH ml et 4,50 ml de solution concentrée à 0,100 mol/l en HCl</i>	<i>175</i>
<i>B. Réaction entre 10,00 ml de solution concentrée à 0,050 mol/l en $NaCH_3COO$ et 2,50 ml de solution concentrée à 0,200 mol/l en HCl</i>	<i>178</i>
<i>C. Réaction entre 10,00 ml de solution concentrée à 0,050 mol/l en $NaHCO_3$ et 5,00 ml de solution concentrée à 0,100 mol/l en NaOH</i>	<i>181</i>
<i>D. Réaction entre 10,0 ml de solution concentrée à 0,050 mol/l en $NaHCO_3$ et 5,0 ml de solution concentrée à 0,100 mol/l en HCl</i>	<i>183</i>
3.2 MAINTIEN DU pH D'UNE SOLUTION	186
3.2.1 Observations expérimentales de l'effet tampon	186
3.2.2 Constitution et propriétés d'une solution tampon	187
3.2.3 Calcul du pH d'une solution tampon	189
<i>A. Solution d'ammoniac et de chlorure d'ammonium</i>	<i>190</i>
<i>B. Solution d'éthanoate de sodium et d'acide éthanoïque</i>	<i>190</i>
<i>C. Expression de Henderson-Hasselbach</i>	<i>193</i>
3.2.3 Modes de préparation d'une solution tampon	198
<i>A. Addition d'un sel à une solution d'acide faible</i>	<i>200</i>
<i>B. Mélange de deux solutions, l'une d'acide, $H_2PO_4^-$, et l'autre de sa base conjuguée, HPO_4^{2-}</i>	<i>202</i>
<i>C. Préparation d'une solution tampon par neutralisation partielle d'un acide faible</i>	<i>204</i>
<i>D. Préparation d'une solution tampon par neutralisation partielle d'une base faible</i>	<i>210</i>
<i>E. Utilisation des tableaux disponibles dans des ouvrages de référence</i>	<i>212</i>

3.3 TITRAGES	214
3.3.1 Déroulement d'un titrage	214
<i>A. Première partie du titrage</i>	215
<i>B. Point équivalent et point de demi-équivalence</i>	215
<i>C. Troisième partie d'un titrage</i>	216
3.3.2 Utilisation du point équivalent d'un titrage	216
<i>A. Calcul d'une concentration à partir des volumes de solutions</i>	216
<i>B. Calcul de la concentration à partir de la masse d'un des réactifs</i>	217
<i>C. Évaluation du volume au point équivalent</i>	218
3.3.3 Courbes de titrage	220
<i>A. Titration d'un acide fort par une base forte</i>	221
<i>B. Influence des concentrations initiales</i>	223
<i>C. Influence de la force de l'acide ou de la base</i>	224
<i>D. Courbe de titrage d'un ion dibasique</i>	228
3.4 DÉTERMINATION EXPÉRIMENTALE DU POINT ÉQUIVALENT	233
3.4.1 Utilisation des courbes de titrage	233
<i>A. Méthode des cercles</i>	233
<i>B. Méthode du quadrilatère</i>	235
<i>C. Précision de la détermination du point équivalent</i>	235
3.4.2 Utilisation d'indicateurs colorés	237
<i>A. Caractéristiques des principaux indicateurs colorés disponibles</i>	237
<i>B. Comportement d'un indicateur coloré lors d'un titrage</i>	239
<i>C. Choix d'un indicateur pour un titrage</i>	239
<i>D. Papier indicateur de pH</i>	243
RÉSUMÉ	245
AUTO-ÉVALUATION	246
MOTS-CLÉS	250
POUR EN SAVOIR PLUS SUR...	
La constante d'équilibre d'une réaction acidobasique	173
Les systèmes tampons du sang	196
Les activités enzymatiques comme symptômes de maladies	208
Les anthocyanes, la couleur des fleurs et le chou rouge	243

CHAPITRE 4 – Équilibres de dissociation des composés peu solubles

4.1	DISSOCIATION DES COMPOSÉS PEU SOLUBLES	252
4.1.1	Distinction entre composés solubles et composés peu solubles	252
	<i>A. Familles de composés solubles et de composés peu solubles</i>	252
	<i>B. Dissociation dans l'eau</i>	254
	<i>C. Solubilité</i>	257
4.1.2	Constante d'équilibre de dissociation ou produit de solubilité	257
4.1.3	Expression de la solubilité dans l'eau pure	260
	<i>A. Solubilité d'un composé formé de deux ions</i>	260
	<i>B. Composé comprenant plus de deux ions</i>	262
	<i>C. Comparaison de la solubilité de deux ou plusieurs composés</i>	264
	<i>D. Calcul du produit de solubilité à partir des mesures de concentrations à l'équilibre</i>	265
4.1.4	Diminution de la solubilité en présence d'ions, effet d'ion commun	268
	<i>A. Exemple du difluorure de calcium en présence d'ion calcium</i>	269
	<i>B. Condition de simplification des calculs</i>	269
	<i>C. Exemple du sulfate de baryum, BaSO_4, dans une solution de sulfate de disodium</i>	271
4.2	PHÉNOMÈNE DE PRÉCIPITATION	274
4.2.1	Conditions qualitatives pour une précipitation	274
4.2.2	Conditions quantitatives de précipitation et produit ionique de l'état initial	276
	<i>A. Comparaison entre le produit ionique initial et le produit de solubilité</i>	277
	<i>B. Application à l'exemple du bis(trioxoiodate) de cuivre</i>	277
	<i>C. Application à un mélange de deux solutions</i>	279
4.2.3	Calcul de la quantité limite donnant naissance à la précipitation	281
4.3	TITRAGE PAR PRÉCIPITATION	282
4.3.1	Titrage des halogénures par précipitation, dit méthode de Mohr	282
	<i>A. Déroulement du titrage</i>	283
	<i>B. Étalonnage de la solution de AgNO_3</i>	285
	<i>C. Calcul de la concentration en chlorure dans une solution aqueuse</i>	286
	<i>D. Calcul de la teneur en chlorure et en eau d'un composé solide hydraté</i>	286
	<i>E. Composition d'un mélange de KCl et de NaCl</i>	288
4.3.2	Validation de la méthode de Mohr	290
	<i>A. Précipitation immédiate</i>	291
	<i>B. Précipitation totale au point équivalent</i>	291
	<i>C. Précipitation de l'indicateur coloré</i>	292
4.3.3	Dosage par gravimétrie	294

4.4 ÉQUILIBRES DE FORMATION ET DE DISSOCIATION DE COMPLEXES	295
4.4.1 Formation de complexes	295
<i>A. Principaux ligands</i>	295
<i>B. Tendances des cations à former des complexes</i>	296
4.4.2 Constantes d'équilibre des réactions de complexation	298
4.4.3 Influence de la formation de complexes sur la solubilité d'un composé	299
4.4.4 Propriétés acides des ions complexes hydratés	302
4.5 PRÉCIPITATION ET SOLUBILISATION DANS LE DOMAINE BIOLOGIQUE	304
4.5.1 Formation des grottes en région calcaire	304
4.5.2 Résistance des lacs aux précipitations acides	307
4.5.3 Effet des pluies acides sur la concentration en métaux toxiques et en aluminium dans l'eau	309
<i>A. Solubilisation des sulfures</i>	309
<i>B. Calcul appliqué au sulfure de cadmium</i>	310
<i>C. Solubilisation de l'aluminium</i>	310
RÉSUMÉ	313
AUTO-ÉVALUATION	314
MOTS-CLÉS	317
POUR EN SAVOIR PLUS SUR...	
La pollution des eaux douces par les nitrates	254
Les calculs urinaires, l'alimentation et le pH de l'urine	267
Les ions complexes et l'extraction d'or	297
La toxicité de l'aluminium pour la vie aquatique	312

CHAPITRE 5 – Oxydoréduction en solution aqueuse

5.1 DÉFINITIONS FONDAMENTALES	320
5.1.1 Oxydation et réduction, réducteur et oxydant	320
<i>A. Oxydation, réduction et degré d'oxydation</i>	320
<i>B. Réducteur et oxydant</i>	322
<i>C. Demi-réaction d'oxydation ou de réduction</i>	324
5.1.2 Couple oxydant/réducteur	324

5.2	FORCE DES OXYDANTS ET DES RÉDUCTEURS	325
5.2.1	Potentiel normal de réduction	325
	<i>A. Définition</i>	326
	<i>B. Valeurs des potentiels normaux de réduction</i>	326
	<i>C. Utilisation des valeurs de potentiel</i>	328
	<i>D. Exemple de l'oxydation des sels de chrome, Cr (III)</i>	329
5.2.2	Constitution des piles et mesure des potentiels normaux d'oxydoréduction	332
	<i>A. Fonctionnement d'une pile dans les conditions standards</i>	334
	<i>B. Force électromotrice d'une pile aux conditions standards</i>	335
	<i>C. Caractère additif des f.e.m. de piles</i>	336
5.2.3	Équation de Nernst et piles dans des conditions non standards	338
	<i>A. Équation de Nernst</i>	338
	<i>B. Application de l'équation de Nernst à quelques piles non standards</i>	339
	<i>C. Mesure d'ion chlorure en solution et du K_{ps} de AgCl</i>	344
	<i>D. Principe des mesures potentiométriques</i>	345
5.2.4	Équation de Nernst et énergie d'une réaction d'oxydoréduction	348
	<i>A. Relation entre la f.e.m., la constante d'équilibre et l'énergie</i> <i>d'une réaction</i>	348
	<i>B. Application à l'étude d'une réaction biochimique</i>	350
	<i>C. Application à l'étude des équilibres d'oxydoréduction</i>	352
5.3	ÉQUILIBRAGE DES RÉACTIONS D'OXYDORÉDUCTIONS PAR DEMI-RÉACTION	354
5.3.1	Étapes préparatoires	354
5.3.2	Étapes d'équilibrage de chaque demi-réaction	356
5.3.3	Réunion des deux demi-réactions	358
5.4	TITRAGE PAR OXYDORÉDUCTION	359
5.4.1	Caractéristiques des titrages par oxydoréduction	359
5.4.2	Titration de la vitamine C par le diiode	361
	<i>A. Première étape du titrage</i>	361
	<i>B. Oxydation de la vitamine C</i>	363
	<i>C. Titration de l'excès de diiode</i>	363
	<i>D. Calcul de la concentration en vitamine C</i>	363
	RÉSUMÉ	366
	AUTO-ÉVALUATION	367
	MOTS-CLÉS	370
	POUR EN SAVOIR PLUS SUR...	
	La pollution par l'arsenic au bengale occidental	331
	La vitamine C et le scorbut	365

CHAPITRE 6 – Propriétés physiques et colligatives des solutions

6.1 MÉLANGES GAZEUX	372
6.1.1 Rappels des principales lois régissant le comportement des gaz	373
A. <i>Observations expérimentales</i>	373
B. <i>Loi des gaz parfaits</i>	374
C. <i>Volume molaire d'un gaz dans les conditions normales de température et de pression (TPN)</i>	375
D. <i>Application de la loi des gaz parfaits</i>	375
6.1.2 Pressions partielles et loi de Dalton	378
A. <i>Définitions, observations expérimentales et démonstration de la loi de Dalton</i>	378
B. <i>Relation entre la pression partielle, la fraction molaire et le pourcentage volumique, % V/V</i>	381
C. <i>Application des pressions partielles à la variation de pression totale au cours d'une réaction</i>	386
D. <i>Pression partielle sous l'eau</i>	390
6.1.3 Effet de la pression sur la solubilité des gaz, loi de Henry	393
A. <i>Observations expérimentales et énoncé de la loi de Henry</i>	393
B. <i>Loi de Henry, pression totale et pressions partielles</i>	396
C. <i>Application de la loi de Henry au dioxyde de carbone</i>	396
6.2 PRESSION OSMOTIQUE	402
6.2.1 Observations et définition de la pression osmotique	402
A. <i>Observations expérimentales</i>	402
B. <i>Définition de la pression osmotique</i>	405
C. <i>Autres observations</i>	405
6.2.2 Calcul de la pression osmotique	406
6.2.3 Solutions isotonique et isoosmotique	413
6.2.4 Coefficient de Van T'Hoff et phénomènes d'ionisation ou de dissociation	419
6.2.5 Applications de la pression osmotique et de l'osmose	422
A. <i>Détermination d'une masse molaire par la mesure de pression osmotique</i>	422
B. <i>Purification de protéines par dialyse</i>	424
6.3 LOIS DE RAOULT	426
6.3.1 Diagrammes de phase d'une substance pure	426
6.3.2 Diagramme de phases d'une solution aqueuse	428
6.3.3 Température de congélation	429
A. <i>Application au calcul de la salinité des eaux</i>	430
B. <i>Application à la détermination de la pression osmotique</i>	436
6.3.4 Température d'ébullition	438
A. <i>Application au calcul de la température d'ébullition de l'eau de mer</i>	439
B. <i>Application au calcul de la masse d'antigel d'un liquide de refroidissement</i>	440

6.3.5 Pression de vapeur pour un mélange de solvant volatil et de soluté non volatil	442
6.3.6 Loi de Raoult sur la pression de vapeur d'un mélange de deux substances volatiles	448
<i>A. Observations expérimentales et énoncé de la loi de Raoult</i>	448
<i>B. Représentation graphique de la Loi de Raoult</i>	451
<i>C. Composition de la vapeur</i>	453
<i>D. Solutions non idéales</i>	458
RÉSUMÉ	460
AUTO-ÉVALUATION	461
MOTS-CLÉS	466
POUR EN SAVOIR PLUS SUR...	
Le transport du dioxygène par l'hémoglobine des globules rouges	383
Des lacs meurtriers dans les régions volcaniques	400
L'adaptation des animaux aquatiques aux variations osmotiques de leur milieu	412
Les rôles respectifs de la pression osmotique et de la pression hydrostatique dans l'œdème	417
La survie de quelques animaux à la congélation	434
La composition de l'haleine comme outil de diagnostic médical	446
La loi de Raoult et le principe de la distillation	457
ANNEXE – Rappels de mathématiques	467
1 NOTATIONS ÉQUIVALENTES ET OPÉRATIONS SUR LES PUISSANCES DE DIX	468
2 RÉSOLUTION D'ÉQUATIONS ALGÈBRIQUES	469
2.1 Équation du premier degré à une inconnue	469
2.2 Équations du premier degré à deux inconnues	470
2.3 Équation du deuxième degré ou équation quadratique	471
3 GRAPHIQUES ET FONCTIONS MATHÉMATIQUES	471
Réponses aux exercices du texte	473
Réponses aux exercices d'auto-évaluation	489
Index	505
Tableau périodique des éléments	509

1

Chimie quantitative et préparation de solutions

Le calcul de quantités de réactifs et de produits ainsi que la préparation de solutions font partie du travail quotidien du personnel technique en chimie quantitative. Par exemple, pour la séparation et l'analyse de protéines par la méthode d'électrophorèse sur gel d'acrylamide, pas moins de neuf solutions différentes sont nécessaires. Pour l'étude de la croissance végétale en fonction des composés inorganiques présents dans le sol, ce sont quatorze solutions qui doivent être préparées. Ces deux exemples à eux seuls illustrent la nécessité de connaître les définitions de la chimie quantitative et, surtout, la façon de les employer pour connaître les masses ou les volumes de substance à prélever en vue d'une expérience ou d'un test clinique.

La chimie quantitative, où l'on calcule des proportions de réactifs et de produits, fait appel à des calculs simples, utilisant des règles de trois. Or, les équations algébriques à résoudre se révèlent parfois plus complexes. Nous rappellerons les règles du calcul algébrique au fur et à mesure que le cas se présentera. Par ailleurs, une annexe en fin du présent ouvrage résume les règles du calcul algébrique les plus utiles en chimie. Il est à noter que cette partie de la chimie, tout en étant mathématique, n'est pas abstraite : elle correspond à une réalité quotidienne au laboratoire. Afin de rattacher le calcul à la réalité,



nous traiterons beaucoup d'exemples d'application en présentant un schéma du déroulement des opérations expérimentales.

Dans les trois premières parties du chapitre, nous exposons des définitions servant à caractériser les substances chimiques et les solutions. Nous montrons aussi comment manipuler les expressions mathématiques qui en découlent. Dans la quatrième partie, nous expliquons comment planifier la préparation des solutions, en illustrant les calculs nécessaires et en présentant le matériel disponible à cette fin. Dans la cinquième partie, nous traitons des calculs reliés aux réactions chimiques.

1.1 DÉFINITIONS GÉNÉRALES

Nous présentons ci-après quelques définitions générales indispensables en chimie quantitative. Nous précisons d'abord la distinction entre trois termes qui se ressemblent, soit « solution », « soluté » et « solvant ». Puis, nous définissons le sens scientifique du mot « grandeur » et indiquons les principaux multiples et sous-multiples employés dans le système de mesure.

1.1.1 Solution, soluté et solvant

Les termes « solution », « soluté » et « solvant » renvoient aux mélanges et aux entités chimiques qui les constituent. Dès à présent, il convient de ne pas confondre ces termes entre eux si l'on veut utiliser efficacement les définitions indispensables au travail de laboratoire.

Une **solution** est un mélange homogène d'au moins deux constituants, deux substances chimiques différentes (figure 1.1), un soluté et un solvant. Les constituants du mélange sont simplement juxtaposés et il n'y a pas, à priori, de modification chimique des substances. Les cas où il y a une réaction dans la solution seront étudiés dans des chapitres ultérieurs. Ainsi, dans un mélange gazeux d'hélium, de dioxygène et de diazote, l'hélium reste à l'état d'atomes d'hélium, le dioxygène à l'état de molécules faites de deux atomes d'oxygène réunis par une liaison covalente double, et le diazote se maintient sous forme de molécules composées de deux atomes d'azote unis par une liaison covalente triple. Dans une solution liquide d'eau salée, les ions chlorure, Cl^- , et les ions sodium, Na^+ , sont entourés de molécules d'eau, mais ils restent à l'état d'ions et ne sont transformés ni en atomes ni en molécules différentes de celles du soluté pur.

La **solution** est l'ensemble d'un solvant et des solutés qu'il contient.

Une solution peut être un mélange gazeux, liquide ou solide, selon la nature de ses constituants et selon les conditions de température et de pression. Dans le cadre du présent ouvrage, nous parlons principalement de solutions liquides.

On distingue les mélanges homogènes et les mélanges hétérogènes. Dans une solution, qui par définition est un **mélange homogène**, il est impossible de distinguer à l'œil nu les constituants du mélange (figure 1.1a, b et c). Seules des techniques chimiques ou des informations fournies par le préparateur de la solution permettent indirectement de connaître sa constitution.

Dans un **mélange hétérogène** liquide, certains constituants se séparent du reste ; cela donne au liquide un aspect trouble et, après un temps plus ou moins long, un dépôt se forme au fond du récipient : une partie du soluté se sépare du solvant (figure 1.1d).

Le **solvant** est normalement la substance présente en plus grande quantité et servant à disperser les autres substances chimiques. Cela permet d'avoir un volume facile à manipuler quand on a besoin de doses minimales d'ingrédient actif. De plus, au moment d'une réaction chimique, la présence du solvant favorise la rencontre des molécules ou des ions en augmentant leur mobilité. Il disperse la chaleur dégagée par les réactions exothermiques et, par conséquent, rend de telles réactions moins dangereuses. Enfin, dans certains cas, il participe à la réaction chimique et permet à certaines propriétés des molécules de s'exprimer ; c'est le cas des propriétés acido-basiques.

Dans le cadre du présent ouvrage, nous traitons essentiellement d'exemples où l'eau est le solvant, puisque la vie fonctionne en milieu aqueux et que les exemples choisis s'appliquent surtout au domaine biologique.

Les autres solvants fréquemment utilisés sont des molécules organiques, tels l'éthanol, l'acétone ou le benzène, dont on peut trouver les formules et les propriétés dans le *Handbook of Chemistry* (Chemical Rubber Company, Cleveland, édition révisée annuellement) ou dans le *Merck Index-An Encyclopedia of Chemicals and Drugs* (Merck and Co., Rathway, New-Jersey, édition révisée annuellement). Il arrive qu'on ne puisse pas distinguer de solvant dans une solution parce qu'il n'y a aucune substance beaucoup plus abondante que les autres ; par exemple, un mélange d'eau et d'éthanol en proportions voisines.

Le **soluté** est toute substance à l'état pur placée dans le solvant, en quantité moins grande que le solvant. Une solution peut contenir plus d'un soluté. Ce soluté peut être soit solide, soit liquide, ou encore, gazeux lorsqu'il est pur.

Le chlorure d'hydrogène, HCl, et l'ammoniac, NH₃, sont des exemples de solutés gazeux à l'état pur et qui sont très solubles dans l'eau. Le chlorure de sodium, NaCl, est un exemple de soluté solide. L'éthanol,

Notre œil est incapable de distinguer les constituants d'une solution.

Présent en grande proportion, le solvant disperse les molécules et les ions du soluté.

L'eau est le solvant des réactions biochimiques.

Dans l'air, l'azote est le solvant des autres gaz : O₂, CO₂ et gaz inertes.

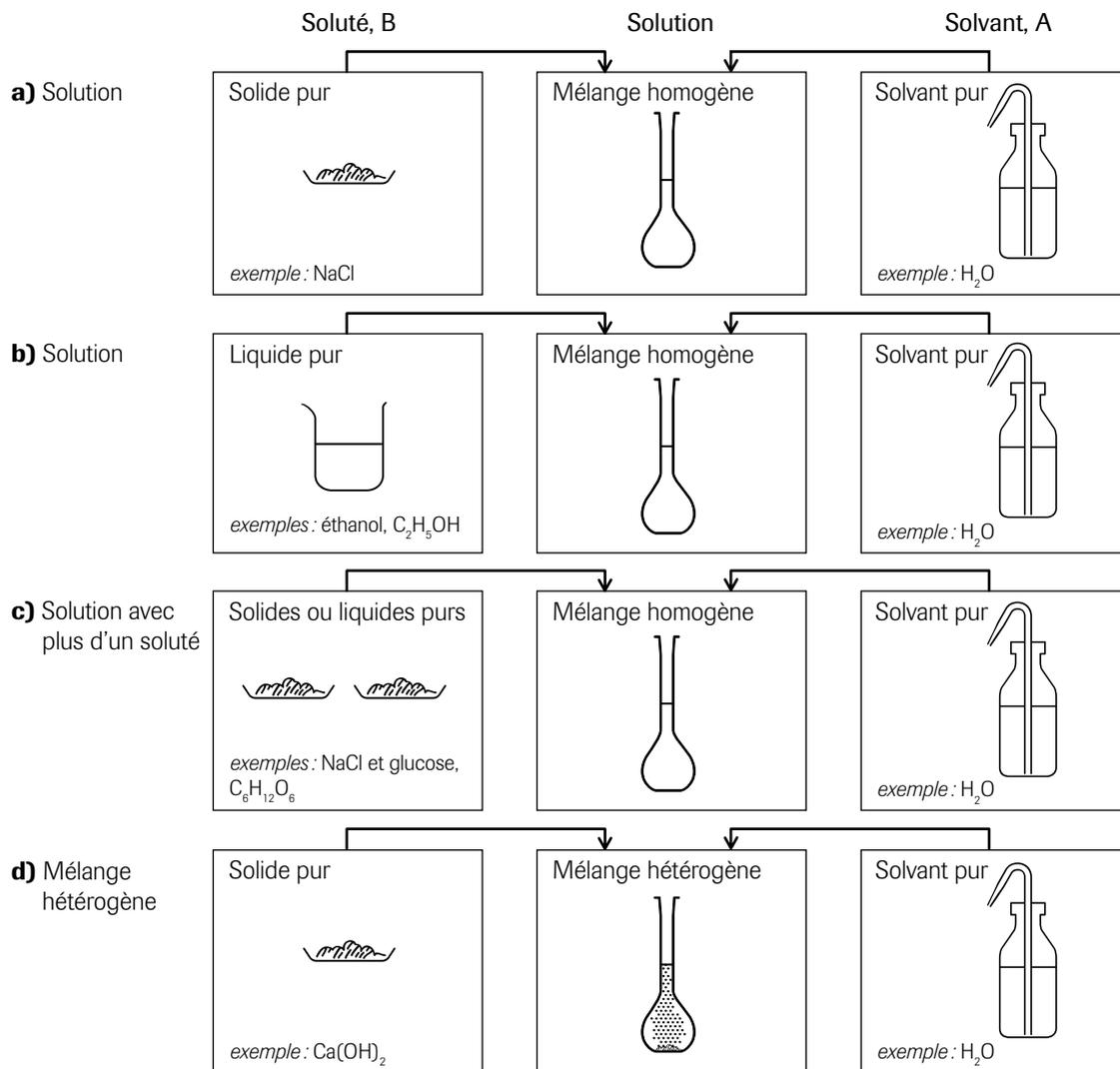
Des solutés tant solides que liquides ou gazeux peuvent être dissous dans l'eau.

FIGURE 1.1 • Représentation schématique de mélanges.

Le soluté est représenté dans la partie gauche soit par une nacelle contenant un solide, soit par un becher contenant un liquide. Un grand flacon de liquide dans la colonne de droite représente le solvant. Le mélange soluté et solvant est représenté dans la colonne du milieu par une fiole jaugée. Dans la suite de l'ouvrage, nous conservons les conventions de cette figure.

a, b et c) Solutions ou mélanges homogènes. Il est impossible de distinguer le soluté du solvant.

d) Mélange hétérogène.



C_2H_5OH , est un exemple de soluté liquide lorsqu'il est présent en proportion inférieure à celle de l'eau, comme c'est le cas dans la bière ou dans le vin.

Le processus moléculaire de solubilisation est traité dans l'ouvrage de *Chimie générale et organique* (Mireille Guay, Décarie Éditeur) au chapitre des attractions intermoléculaires. Les aspects quantitatifs de la solubilité des gaz font l'objet d'une section du sixième chapitre du présent ouvrage (*Propriétés physiques et colligatives des solutions*).

Exercice 1.1

En chimie et en biochimie, on emploie fréquemment des mélanges de liquides pour dissoudre des substances naturelles qui ne se solubilisent pas dans l'eau pure. Ainsi, pour l'étude d'acides aminés, on prépare le mélange suivant : acide éthanoïque, 22,0 ml ; butan-1-ol, 100,0 ml ; eau, 50,0 ml. Nommer le solvant et les solutés de ce mélange.

Le mot « soluté » est improprement employé par les infirmières, les infirmiers et les médecins pour désigner un liquide dit isotonique, pouvant être injecté de façon intraveineuse. En fait, il s'agit d'une solution dont les solutés principaux sont souvent du chlorure de sodium ou du glucose. Le concept de solution isotonique, relié à la notion de pression osmotique, est expliqué au sixième chapitre.

Dans la suite du présent chapitre, en particulier dans les exemples d'application, nous conservons, comme mentionné plus haut, les conventions de la figure 1.1 : le soluté est représenté dans la partie gauche soit par une nacelle contenant un solide pulvérulent ou cristallin que l'on pèse, soit par un petit becher contenant un liquide dont on mesure la masse ou le volume. Un grand flacon de liquide dans la colonne de droite représente le solvant. La solution, c'est-à-dire le mélange soluté et solvant, est représentée dans la colonne du milieu par une fiole jaugée, pièce de verrerie terminée par un col étroit, ou par un autre récipient.

1.1.2 Grandeurs extensive et intensive

Pour caractériser les substances chimiques pures ou les solutions, on fait appel à des grandeurs soit physiques, soit chimiques. Le mot « grandeur » n'a pas ici le sens courant ; il prend un sens propre au domaine scientifique. Une **grandeur** est tout ce qui est susceptible de variation et qui peut être calculé, évalué ou mesuré. La masse et le volume sont des exemples de grandeurs que nous manipulons quotidiennement. Dans ce chapitre, nous définissons quelques grandeurs caractérisant les substances pures et d'autres propres aux solutions.

La précision expérimentale des diverses grandeurs est très variable. Elle dépend en partie des instruments et des pièces de verrerie employés.

Le mot « soluté » est employé dans le milieu médical à la place du mot « solution ».

En science, le mot « grandeur » est un terme bien plus général que la hauteur ou la largeur d'un objet.

Tout au long du chapitre et plus particulièrement dans la résolution d'exemples, nous indiquons la précision habituelle, afin que l'élève apprenne à arrondir la réponse donnée par la calculatrice. En quelques occasions, nous donnerons aussi des explications complémentaires sur la précision des mesures.

La masse est un exemple de grandeur extensive.

On a une **grandeur extensive** quand elle varie, pour une même substance, selon la grosseur de l'échantillon choisi. La masse, le volume sont des grandeurs extensives puisque tous deux dépendent du prélèvement que l'on a fait. La quantité de chaleur à fournir pour faire bouillir de l'eau est aussi une grandeur extensive, car elle dépend de la masse d'eau considérée : plus la masse d'eau est grande, plus la quantité de chaleur à fournir est grande.

La masse molaire est un exemple de grandeur intensive.

Une **grandeur intensive** est indépendante de l'échantillon ayant servi à faire les mesures. C'est une grandeur qui est parfois un quotient de deux grandeurs extensives. Quand on mesure expérimentalement la masse molaire d'une protéine telle l'albumine de bœuf, on obtient un résultat de 68 000 g/mol que l'on fasse l'expérience avec 25 mg, 100 mg ou 12,3 mg de protéine. La masse molaire est une grandeur intensive. Selon que l'on fait bouillir 1 litre ou 3 litre d'eau, ce qui change est la quantité totale de chaleur à fournir. Par contre, la chaleur spécifique de l'eau, la quantité de chaleur à fournir pour élever la température de 1 g d'eau, est la même. C'est une grandeur intensive. Nous utiliserons la caractéristique des grandeurs intensives au moment des calculs sur la composition des solutions.

1.1.3 Multiples et sous-multiples usuels en science

En biochimie et dans le domaine de la protection de l'environnement, on travaille souvent avec de petits échantillons de substance. Cela amène à compter fréquemment avec des sous-multiples d'unités, que ce soit des unités de masse, de volume ou de composition des solutions. Le tableau 1.1 rappelle le nom, l'abréviation et la signification des sous-multiples allant d'un facteur 10^{-3} à 10^{-15} . Les plus utiles sont les deux premiers, milli et micro.

Le tableau 1.1 donne aussi les caractéristiques de trois multiples : kilo, méga et giga.

Pour convertir une quantité d'une unité à une autre, il faut soit la multiplier, soit la diviser par le facteur de conversion. Pour s'assurer de faire la bonne opération, on peut retenir que lorsqu'on passe d'une unité grande à une unité petite, le nombre exprimant la valeur augmente. Donc, lorsqu'on passe d'une unité grande à une unité petite, il faut multiplier par le facteur d'équivalence. Ainsi, la longueur représentée par un mètre (unité grande) vaut 1000 millimètres (unité petite). C'est souvent en se

Les sous-multiples milli et micro sont employés quotidiennement en biologie et en chimie.

On multiplie un nombre pour l'exprimer dans une unité plus petite.

donnant un repère que l'on connaît bien parce qu'il appartient à la vie quotidienne, que l'on réussit à effectuer ce type de conversion sans hésitation, et surtout sans erreur.

Tableau 1.1 Principaux multiples et sous-multiples employés en science.

Préfixe	Symbole à écrire avant l'unité	Facteur par lequel est multipliée l'unité		Exemples
giga	G	10^9	1 000 000 000	gigatonne
méga	M	10^6	1 000 000	mégatonne
kilo	k	10^3	1000	kilogramme
-	-	1	-	gramme, litre, mole
milli	m	10^{-3}	0,001	milligramme, millilitre, millimole
micro	μ	10^{-6}	0,000 001	microgramme, microlitre, micromole
nano	n	10^{-9}	0,000 000 001	nanomole
pico	p	10^{-12}	0,000 000 000 001	picomole
femto	f	10^{-15}	0,000 000 000 000 001	femtomole

Exercice 1.2

Convertir les valeurs dans les unités demandées.

- a)** 1,32 g en milligrammes **d)** 0,0257 l en millilitres
b) 58 μ l en millilitres **e)** $4,35 \times 10^9$ pg en grammes
c) $1,64 \times 10^{-9}$ mg en femtogrammes **f)** 1927 μ l en litres

1.2 GRANDEURS CARACTÉRISANT UNE SUBSTANCE PURE

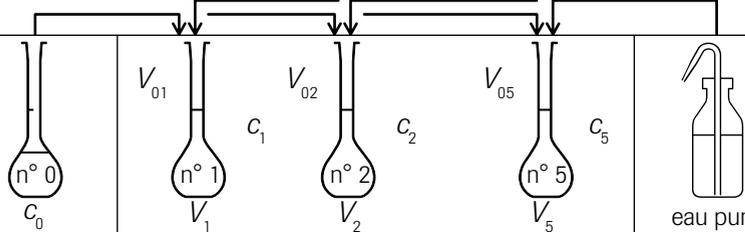
Une substance chimique que l'on achète ou que l'on prépare au laboratoire, ou encore que l'on isole d'un tissu animal ou végétal, peut être caractérisée à l'aide de plusieurs grandeurs ou propriétés. La solubilité dans l'eau, la température de fusion, celle d'ébullition et la masse molaire en sont des exemples. Lorsqu'on emploie la substance pour une expérience, il n'est pas nécessaire de connaître toutes les grandeurs ; les fabricants de produits chimiques ou de médicaments en fournissent plusieurs sur l'étiquette ou dans leur catalogue. La figure 1.2 présente une étiquette de substance chimique solide, AgNO_3 . On voit que la masse molaire est inscrite sous l'abréviation F.W. – pour « Formula Weight » – et que la température de fusion est indiquée sous l'abréviation m.p. – pour « melting point ».

Plusieurs grandeurs physiques caractérisent une substance pure.

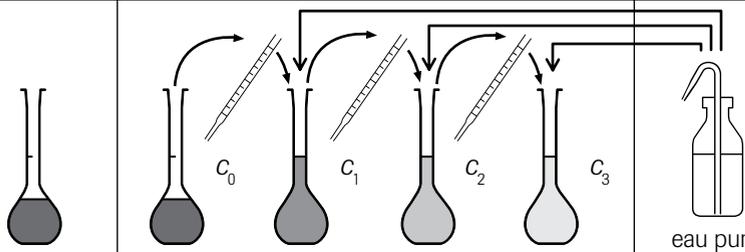
FIGURE 1.23 • Rapport de dilution et préparation de solutions.**a)** Expression du rapport de dilution.

	Solution mère	Solutions diluées	Solvant
Rapport de dilution		$c_0 \times V_0 = c_1 \times V_1$ Rapport de dilution = $\frac{c_1}{c_0} = \frac{V_0}{V_1}$ Rapport de dilution = $\frac{c_{\text{finale}}}{c_{\text{solution initiale}}} = \frac{V_{\text{prélevé}}}{V_{\text{final}}}$	

b) Application à la préparation de solutions d'étalonnage par dilutions simples.

Préparation de solution d'étalonnage par dilutions simples			
Application à l'exemple traité à la section 1.4.4B		$\frac{c_1}{c_0} = \frac{0,015}{0,300} = \frac{1}{20}$ $\frac{c_2}{c_0} = \frac{0,030}{0,300} = \frac{1}{10}$ $\frac{c_5}{c_0} = \frac{0,075}{0,300} = \frac{1}{4}$ $\frac{V_{01}}{V_1} = \frac{1}{20} = \frac{5,00}{100,00}$ $\frac{V_{02}}{V_2} = \frac{1}{10} = \frac{10,00}{100,00}$ $\frac{V_{05}}{V_5} = \frac{1}{4} = \frac{25,0}{100,00}$	

c) Applications à la préparation de solutions par dilutions successives.

Préparation de solutions par dilutions successives		$c_1 = c_0 \times \text{Rapport de première dilution}$ $c_2 = c_1 \times \text{Rapport de deuxième dilution}$ $c_3 = c_2 \times \text{Rapport de troisième dilution}$	
Application à trois dilutions successives 1:10		$\frac{V_0}{V_1} = \frac{10,00}{100,00} = \frac{1}{10}$ $\frac{V_2}{V_1} = \frac{10,00}{100,00} = \frac{1}{10}$ $\frac{V_3}{V_2} = \frac{10,00}{100,00} = \frac{1}{10}$ $c_1 = c_0 / 10$ $c_2 = c_1 / 10 = c_0 / 100$ $c_3 = c_2 / 10 = c_0 / 1000$	

Le rapport de dilution est aussi égal au volume de solution mère divisé par le volume de solution diluée.

La dilution est toujours exprimée sous forme de fraction. Dans la partie b de la figure 1.23, nous appliquons ce principe en reprenant l'exemple de la préparation de solutions d'étalonnage, précédemment traité en employant la relation $c_1 \times V_1 = c_0 \times V_0$ à la figure 1.22. Pour la première solution, la dilution est égale à 0,015 mmol/l divisé par

0,300 mmol/l, donc égale à la fraction $15/300$ ou $1/20$. Au laboratoire, on dira que le rapport de dilution de cette solution est de «un dans vingt», ce que l'on écrit en abrégé 1:20. Pour les cinq solutions d'étalonnage représentées, on dit que les dilutions sont respectivement de 1:20, 2:20 (ou 1:10), 3:20, 4:20 (ou 1:5) et 5:20 (ou 1:4).

Cette écriture permet de se représenter visuellement les proportions de volume prélevé et de volume total. Ainsi, on peut obtenir une dilution 1:20 en étendant à 20,00 ml un prélèvement de 1,00 ml de solution mère, ou en diluant 5,00 ml ($5 \times 1,00$) à un volume total de 100,00 ml ($5 \times 20,00$).

Remarquons qu'une dilution «1 dans 20» signifie une dilution de 1,00 ml de solution mère dans un volume total de 20,00 ml, et non une dilution de 1,00 ml de solution mère avec 20,00 ml de solvant; une telle façon de penser aboutirait à un volume total de 21,00 ml, soit une dilution 1:21.

Dans une dilution 1:20, 20 représente le volume final de solution et non celui du solvant ajouté.

B. Dilutions successives

On a mentionné précédemment (section 1.4.2) que la précision expérimentale dans la préparation d'une solution était inversement proportionnelle au volume de la fiole jaugée ou de la pipette utilisée. En effet, plus le volume est grand, meilleure est la précision. Toutefois, quand le volume augmente beaucoup (plus de 2 litres), les manipulations deviennent suffisamment difficiles pour que l'on perde en commodité ce que l'on gagne en précision. Il y a donc une fourchette de volumes optimaux à choisir au moment de la préparation des solutions. Cela est vrai aussi pour la pesée. Les balances permettant de peser jusqu'à 1 kg ne sont précises qu'au gramme ou au décigramme. Mais avec les balances analytiques fournissant une mesure au milligramme, il faut peser au moins 50 mg pour avoir une bonne précision.

Au fur et à mesure que les méthodes d'analyse se perfectionnent, on parvient à mesurer des concentrations de plus en plus faibles. C'est particulièrement vrai en analyse environnementale et en biochimie clinique. Les mesures vont souvent des nanomoles aux femtomoles. Cela amène à préparer des solutions d'étalonnage de concentrations très faibles. Afin d'éviter de préparer une solution mère ne contenant que quelques milligrammes de soluté par litre, ou de mesurer des volumes minuscules de solution mère, on procède par **dilutions successives**.

La partie c de la figure 1.23 illustre la façon de procéder pour obtenir une solution mille fois plus diluée que la solution mère. Une première dilution de 10,00 ml de solution mère dans une fiole jaugée de 100,00 ml équivaut à une dilution 1:10. Une dilution similaire, 1:10, faite sur la solution n° 1 fournit une solution n° 2 cent fois plus diluée que la solution mère. Une troisième dilution, effectuée sur la solution n° 2, résulte en une solution n° 3 mille fois plus diluée que la solution

Pour atteindre des concentrations très faibles avec une précision acceptable, on peut procéder par dilutions successives.

originale. En manipulant à trois reprises des pipettes de 10,00 ml, on obtient une meilleure précision qu'en effectuant une seule dilution 1:1000 par prélèvement de 0,10 ml de solution mère étendu à 100,00 ml.

La concentration de la dernière solution préparée est égale à la concentration de la solution mère multipliée par les rapports de dilutions successives (figure 1.23).

Dans la pratique, on n'est pas obligé de faire des dilutions successives identiques : on peut combiner n'importe quels facteurs de dilution qui conviennent à la situation ; par exemple, une dilution 2:3 suivie d'une dilution 1:10.

Exercice 1.29

a) Calculer le volume de solution mère à prélever pour préparer les solutions diluées ci-dessous, connaissant le rapport de dilution et le volume de solution diluée dont on a besoin.

Solution	n° 1	n° 2	n° 3	n° 4
Rapport de dilution	1:50	3:10	2:25	1:25
Volume de solution diluée (ml)	250,0	500,0	100,00	1000,0
Volume de solution mère (ml)				
Concentration de la solution mère (mol/l)	4,00	0,218	2,03	0,300
Concentration de la solution diluée (mol/l)				

b) Calculer la concentration de chaque solution diluée, en employant le rapport de dilution plutôt que l'expression $c_1 \times V_1 = c_0 \times V_0$.

Exercice 1.30

Choisir le volume convenable de fiole jaugée pour prélever des volumes de solution mère qui soient toujours égaux ou supérieurs à 5,0 ml dans le cas des dilutions suivantes :

- a)** 1:100 **b)** 2:25 **c)** 1:5 **d)** 3:100

1.5 STECHIOMÉTRIE

Dans les prochains chapitres, nous étudierons les réactions, c'est-à-dire les transformations chimiques entre les constituants initialement présents dans la solution. Nous calculerons des masses ou des quantités de produits ou de réactifs à partir des concentrations, en tenant compte de la

stœchiométrie de la réaction accomplie. À titre de préparation à ce type de calculs, nous expliquons, ci-après, la loi des proportions définies, la détermination des rapports stœchiométriques et la façon de les appliquer aux valeurs de concentrations.

1.5.1 Loi des proportions définies

Les masses de réactifs qui réagissent ensemble pour former un produit le font dans des proportions bien définies et constantes. L'énoncé de la **loi des proportions définies** découle d'observations que l'on a faites en mesurant des masses ou des volumes initiaux de réactifs, des masses de produits et des masses de réactifs restant en fin de réaction. À l'époque où cette loi a été établie, il semblait surprenant que la réaction ne se fasse pas entre des masses égales, mais entre des masses proportionnelles, car on ignorait la valeur des masses atomiques et moléculaires. Prenons l'exemple du dihydrogène, qui se combine avec le dioxygène pour former de l'eau.

Dans cet exemple, 16 g de dioxygène réagissent avec 2 g de dihydrogène ; mais quand il y a 12 g de dioxygène, ils réagissent avec 1,5 g de dihydrogène et s'il y a 320 g de O₂, la réaction se fait avec 40 g de H₂. On en déduit que le rapport entre la masse de dioxygène et la masse de dihydrogène est toujours égal à 8. Une telle observation s'explique aisément de nos jours avec les concepts de molécule, de masse molaire moléculaire et de stœchiométrie de réaction. Dans l'exemple que nous avons choisi, la réaction équilibrée est donnée par l'équation 1.1 : il y a toujours deux molécules de dihydrogène qui réagissent avec une molécule de dioxygène. Rappelons que la façon d'équilibrer une réaction, c'est-à-dire de trouver les coefficients stœchiométriques, est expliquée au troisième chapitre de l'ouvrage consacré à la chimie générale.



(équation 1.1)

Comme la masse moléculaire de O₂ est de 32 g/mol et que celle de H₂ est de 2 g/mol, le rapport des masses des réactifs est toujours de $\frac{1 \times 32}{2 \times 2}$, soit 8.

Donc, si l'on connaît la réaction chimique à accomplir, c'est-à-dire à la fois les formules et la stœchiométrie, on peut, à l'aide des masses molaires, trouver les masses de chaque réactif à mélanger et prévoir les masses de produits que l'on obtiendra. Pour le personnel technique, ces calculs servent à planifier le travail, à prévoir le volume des récipients à employer, à évaluer les coûts, etc.

1.5.2 Rapports stœchiométriques

Le **rapport stœchiométrique** de deux substances est égal au quotient de leurs coefficients stœchiométriques dans l'équation équilibrée ; c'est donc une fraction de deux nombres entiers égale soit à un nombre entier, soit à un nombre décimal (que l'on exprime avec deux ou trois chiffres significatifs au maximum).

Dans une réaction chimique, les proportions de réactifs et de produits sont des constantes.

Un rapport stœchiométrique se calcule à partir de l'équation équilibrée.

Nous appliquerons cette définition à une réaction d'oxydoréduction. On donne, ci-après, la réaction entre le chlorure d'hydrogène, HCl, ou acide chlorhydrique, et le tétraoxomanganate de potassium, KMnO_4 . Pour que la réaction soit équilibrée, c'est-à-dire pour qu'il y ait un nombre égal d'atomes de chaque élément de part et d'autre de la flèche de réaction, on doit attribuer aux substances les coefficients stœchiométriques suivants : 2 devant KMnO_4 , MnCl_2 et KCl , 16 devant HCl, 5 devant Cl_2 et 8 devant H_2O (équation 1.2).



Le principe de la conservation de la matière est respecté avec une proportion totale de deux atomes de potassium, deux de manganèse, huit d'oxygène, seize d'hydrogène et seize de chlore avant et après la réaction.

En appliquant la définition donnée précédemment, nous trouvons que le rapport stœchiométrique entre KMnO_4 et Cl_2 est égal à 2 divisé par 5, soit 0,40.

On peut écrire plusieurs rapports stœchiométriques pour une même réaction.

Il y a plusieurs rapports stœchiométriques pour une même réaction dès qu'elle comporte plus d'un réactif ou plus d'un produit. Pour l'équation 1.2, nous pouvons calculer au moins trois autres rapports stœchiométriques : le rapport entre HCl et Cl_2 est égal à 16 divisé par 5, soit 3,20 ; le rapport entre H_2O et KMnO_4 est égal à 8 divisé par 2, soit 4,00 ; le rapport entre Cl_2 et KMnO_4 est égal à 5 divisé par 2, soit 2,50.

$$\frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{Cl}_2}} = \frac{16}{5} = 3,20 \quad \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{n_{\text{KMnO}_4}} = \frac{8}{2} = 4,00 \quad \frac{n_{\text{Cl}_2}}{n_{\text{KMnO}_4}} = \frac{5}{2} = 2,50$$

Le rapport stœchiométrique que l'on choisit de calculer dépend à la fois de la substance pour laquelle on doit calculer une masse ou un nombre de moles, et de la substance pour laquelle on connaît déjà une masse ou une quantité exprimée en moles. Les applications numériques ci-après en sont des illustrations.

1.5.3 Calculs à partir des rapports stœchiométriques

Les rapports stœchiométriques sont utilisés principalement dans deux situations. La première est celle où l'on planifie une expérience en vue d'obtenir une masse déterminée de produit. Les rapports stœchiométriques servent alors à calculer les masses de réactifs nécessaires pour mener à bien la réaction. La deuxième situation est celle où l'on veut obtenir le résultat d'un titrage. Pour ce faire, on calcule la concentration, inconnue au départ, d'une solution, grâce à une réaction effectuée avec une autre solution de concentration connue. Nous présentons, ci-après, un exemple de chaque type de calcul, choisi parmi des réactions d'oxydoréduction. Les autres situations rencontrées au laboratoire se ramènent toujours à l'un des deux types de calculs.

A. Calcul d'une masse de réactif

Pour connaître la masse de tétraoxomanganate de potassium nécessaire pour obtenir 2,000 mol de dichlore, nous partons du rapport stœchiométrique entre KMnO_4 et Cl_2 :



$$\frac{n_{\text{KMnO}_4}}{n_{\text{Cl}_2}} = \frac{2}{5} = 0,40$$

Nous pouvons récrire cette égalité $n_{\text{KMnO}_4} = 0,40 \times n_{\text{Cl}_2}$ pour calculer le nombre de moles de KMnO_4 :

$$n_{\text{KMnO}_4} = 0,40 \times 2,000 = 0,800 \text{ mol}$$

Pour calculer la masse de KMnO_4 , nous procédons de la manière utilisée à plusieurs reprises précédemment, après avoir calculé la masse molaire :

$$\frac{158,034 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \frac{\text{masse}_{\text{KMnO}_4}}{0,800 \text{ mol}} \quad \text{masse}_{\text{KMnO}_4} = 0,800 \times 158,034 = 126,427 \text{ g}$$

Exercice 1.31

Pour produire le cuivre métallique à partir du sulfure de dicuivre, deux réactions chimiques sont nécessaires. Dans la première, on fait réagir le sulfure de dicuivre avec le dioxygène. Le dioxyde de soufre est l'un des produits de la réaction ; l'autre produit est l'oxyde de dicuivre. On observe que la réaction se fait entre trois moles de dioxygène et deux moles de sulfure de dicuivre.

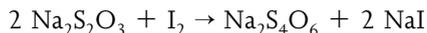
- Écrire et équilibrer la réaction en se référant au besoin au chapitre de nomenclature inorganique de l'ouvrage de chimie générale.
- Calculer le rapport stœchiométrique entre le dioxyde de soufre et le disulfure de cuivre.
- Calculer le nombre de moles de dioxygène nécessaires pour transformer 10,3 g de sulfure de dicuivre au laboratoire et calculer la masse d'oxyde de dicuivre qui sera produite dans cette réaction.
- Calculer la masse de dioxyde de soufre qui serait rejetée dans l'atmosphère par le traitement de 2,6 tonnes de minerai constitué de sulfure de dicuivre et traité par la même réaction chimique qu'en a.

B. Calcul à partir des concentrations de quantité de matière

Si les divers réactifs et produits en présence au cours d'une réaction sont connus par leurs concentrations molaires et les volumes de solution mis en réaction les uns avec les autres, on applique le rapport stœchiométrique à ces valeurs. Voyons comment utiliser ce rapport dans le cas de la mesure

d'indice d'iode d'un corps gras. L'indice d'iode en biochimie et en industrie des aliments est une mesure de la proportion d'acides gras insaturés. Au cours de ce dosage, on doit étalonner une solution appelée « solution de Wijs » et qui contient la molécule de diiode, I_2 . La réaction chimique correspond à l'équation 1.3.

(équation 1.3)



Lors d'une expérience, on a fait réagir 25,00 ml de solution de Wijs, dont on veut déterminer la concentration précise, avec 24,8 ml de solution de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ayant une concentration exacte de 0,250 mol/l. La partie a de la figure 1.24 représente le déroulement du titrage.

Dans la partie b de la figure, on a placé l'information disponible. Dans la section « données numériques », on a donné les indices 1 à la solution de diiode, I_2 (c_1 et V_1), et les indices 2 à la solution de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (c_2 et V_2). Dans la section « calcul », on détaille la marche à suivre : Comme on cherche la concentration en diiode, on calcule le rapport stœchiométrique entre I_2 et $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ en utilisant uniquement l'équation chimique équilibrée ; ce rapport est égal à 0,50. On en déduit que la quantité de I_2 est égale à la quantité de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ multipliée par 0,50.

L'utilisation des expressions de concentration pour I_2 , d'une part, et pour $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, d'autre part, nous amène à l'égalité $c_1 \times V_1 = 0,50 \times c_2 \times V_2$. Nous en tirons la valeur de c_1 : 0,124 mol/l.

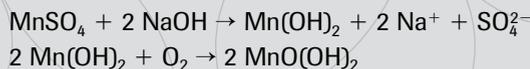
Nous pouvons constater que la résolution de ce problème conduit à une variante de l'équation $c_0 \times V_0 = c_1 \times V_1$, qui était la clé des calculs de dilutions.

L'étude des titrages acido-basiques, au troisième chapitre, et celle des oxydoréductions, au cinquième chapitre, nous offriront d'autres occasions de réutiliser ces concepts.

Exercice 1.32

Pour le dosage du dioxygène dissous dans l'eau, on ajoute à 300,0 ml d'échantillon d'eau 1,0 ml de solution aqueuse de tétraoxosulfate de manganèse(II) dont la concentration est de 2,154 mol/l.

- a)** Calculer la quantité d'ion Mn^{2+} ajoutée à l'échantillon d'eau.
b) Le manganèse a pour fonction de réduire O_2 selon les réactions suivantes :

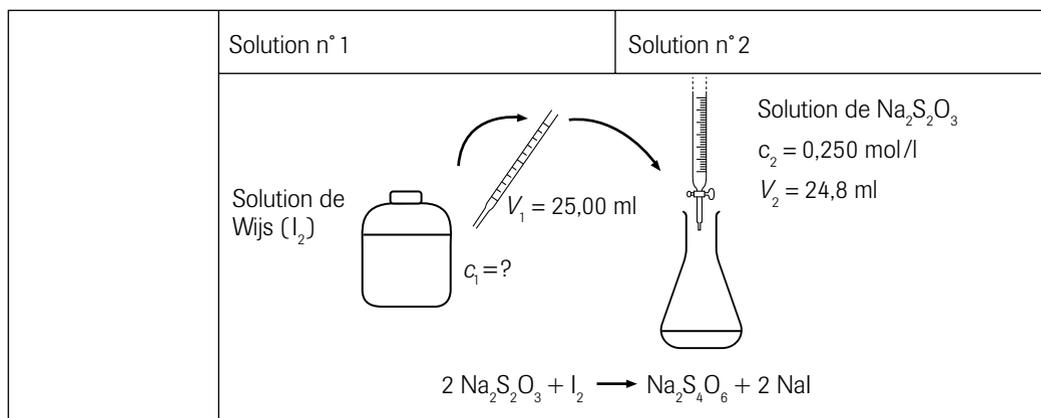


En employant un rapport stœchiométrique de la réaction, calculer la quantité maximale de dioxygène que l'ajout de Mn^{2+} peut réduire.

- c)** Sachant que la solubilité maximale du dioxygène de l'air dans l'eau est de 14,6 mg/l, évaluer si l'addition de solution de manganèse est suffisante pour tout échantillon d'eau.

FIGURE 1.24 • Calcul de la concentration d'une solution de Wijs à l'aide du rapport stœchiométrique.

a) Schéma expérimental.



b) Données numériques et calculs.

Valeurs à calculer	$c_{\text{diode}} = c_1 ?$	
Données numériques	$V_1 : 25,00 \text{ ml}$	$c_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = c_2 = 0,250 \text{ mol/l}$ $V_2 = 24,8 \text{ ml}$
Expressions de grandeurs intensives	$c_1 (\text{mol/l}) = \frac{n_{\text{I}_2} (\text{mol})}{V_1 (\text{l})}$	$c_2 (\text{mol/l}) = \frac{n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} (\text{mol})}{V_2 (\text{l})}$
Calcul	Rapport stœchiométrique : $\frac{n_{\text{I}_2}}{n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}} = \frac{1}{2} = 0,50$ Au point équivalent $n_{\text{I}_2} \text{ initial} = 0,50 \times n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \text{ ajouté}$ $c_1 \times V_1 = n_{\text{I}_2} = 0,50 \times n_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 0,50 \times c_2 \times V_2$ $c_1 (\text{mol/l}) = \frac{0,50 \times c_2 (\text{mol/l}) \times V_2 (\text{ml})}{V_1 (\text{ml})} = \frac{0,50 \times 0,250 \times 24,8}{25,00} = \mathbf{0,124 \text{ mol/l}}$	
Vérification	S'assurer que chaque volume est associé à la bonne concentration dans le schéma et dans l'équation de la concentration recherchée.	

RÉSUMÉ

L'obtention d'une solution résulte du mélange d'un solvant, présent en grande quantité, et d'au moins un soluté.

Plusieurs grandeurs caractérisent la concentration d'une solution. On distingue des grandeurs physiques et des grandeurs chimiques ; ces dernières tiennent compte de la réactivité des molécules ou de leur composition élémentaire.

Les grandeurs physiques qui permettent d'exprimer la concentration des solutions sont la fraction massique et le pourcentage massique, la fraction volumique et le pourcentage volumique, la concentration massique ; le pourcentage poids/volume reste en usage, bien qu'il ne soit pas reconnu dans le système international d'unités et que son appellation soit incorrecte. Les grandeurs chimiques sont la concentration molaire, la normalité, la molalité et la fraction molaire.

Plusieurs types de pourcentages sont utilisés en chimie. Ainsi, il y a des pourcentages appliqués à une substance ; ce sont ceux qui expriment la composition élémentaire et celui qui exprime la pureté de la substance. Il y a aussi les pourcentages appliqués aux solutions ; ce sont le pourcentage massique et le pourcentage volume/volume. Il faut posséder une bonne connaissance de leurs définitions et se soumettre à une lecture attentive pour éviter de les confondre.

On peut passer d'une grandeur de concentration à une autre en se basant sur la définition de chaque grandeur et en choisissant un point de départ parmi les données numériques disponibles. Les calculs se résument généralement à une suite de règles de trois. Pour effectuer de telles transformations, il est bon de placer les informations

dans un schéma comme si on procédait à l'expérience, afin de ne pas commettre d'erreur dans l'utilisation des données. Il importe en particulier de ne pas confondre des valeurs concernant la solution toute entière avec celles du seul soluté ou, surtout, du seul solvant.

Pour préparer des solutions de composition précise, les masses et les volumes doivent être mesurés avec la meilleure précision possible. Plusieurs pièces de verrerie permettent d'atteindre une précision égale ou supérieure à 3 % pour la mesure des volumes. Ce sont principalement la fiole jaugée, les divers types de pipettes et la burette.

On distingue principalement deux types de pipettes : les pipettes volumétriques et les pipettes sérologiques. Pour les premières, on ne doit pas souffler le volume résiduel, alors que c'est l'inverse pour les pipettes sérologiques. Ces dernières se reconnaissent à leur double barre frittée dans le haut.

Il y a deux façons de procéder à la préparation de solutions : soit par pesée du soluté, transfert de celui-ci dans une fiole jaugée et dilution avec le solvant jusqu'au trait de jauge ; soit par prélèvement d'un volume précis de solution concentrée pré-existante, transfert de celle-ci dans une fiole jaugée et dilution avec le solvant jusqu'au trait de jauge.

Généralement, la précision obtenue dans la préparation des solutions augmente avec le volume de liquide ou la masse de solide mesurés. Pour préparer des solutions très diluées avec une bonne précision, on procède par deux ou plusieurs dilutions successives plutôt qu'en préparant directement la solution voulue.

AUTO-ÉVALUATION

A-1.1

- Calculer la masse de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ nécessaire pour avoir 25,0 mmol de composé.
- Calculer le nombre de moles d'ion sodium présentes dans cette masse.

A-1.2

- Calculer la masse de HCl, exprimée en milligrammes, contenue dans 10,00 ml d'une solution aqueuse de HCl ayant une concentration de 5,00 mol/l.

- b) Calculer la masse de HCl contenue dans 25,00 ml d'une solution aqueuse de HCl dont la masse volumique est de 1,10 g/ml et dont le pourcentage massique en HCl est de 20,39%.

A-1.3

- a) Calculer la masse de chlorure de potassium, exprimée en milligrammes, que l'on doit peser et dissoudre pour préparer 250,0 ml d'une solution aqueuse concentrée à 0,135 mol/l.
- b) Calculer le volume de solution d'une concentration de 0,135 mol/l en chlorure de potassium qu'il faut prélever, pour préparer 250,0 ml de solution concentrée à 20,0 mmol/l en chlorure de potassium.

A-1.4

Pour dissoudre l'enzyme appelée « collagénase », qui servira à disperser les cellules de muscles lisses au cours d'une expérience, on a besoin de 400,0 ml d'une solution de dichlorure de calcium ayant une concentration de 0,100 mol/l.

- a) Vérifier dans un catalogue de matériel de laboratoire quels sont les volumes de fioles jaugées disponibles. Choisir le volume minimal de solution mère à préparer pour avoir au moins 400,0 ml de solution.
- b) Calculer la masse à peser de $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
- c) Calculer la concentration en ions chlorure de cette solution.
- d) Calculer le volume de solution que l'on doit prélever pour obtenir par dilution 5,0 ml de solution concentrée à 16 mmol/l.

A-1.5

Calculer le volume de chaque liquide à mélanger pour préparer 2 l de solution servant à la chromatographie des lipides, dont la composition en fraction volumique est la suivante :

Hexane, 0,891

Éthoxyéthane (éther éthylique), 0,099

Acide éthanoïque cristallisable, 0,0099

A-1.6

On a au laboratoire une solution aqueuse dont le pourcentage massique en H_2SO_4 est égal à 50,0%. Quelles masses d'eau et quelle masse de cette

solution aqueuse de H_2SO_4 faut-il peser et mélanger pour préparer 100,00 g d'une solution aqueuse à 30,0% en H_2SO_4 ?

A-1.7

L'ammoniaque concentrée commerciale a un pourcentage massique en NH_3 de 28% et une masse volumique de 0,900 g/ml.

- a) Calculer la concentration en NH_3 de la solution concentrée.
- b) Calculer le volume à prélever pour préparer 500,0 ml d'une solution concentrée à 3,00 mole/l en NH_3 .

A-1.8

On mélange 20,00 ml d'une solution aqueuse de NaCl ayant une concentration de 0,400 mol/l avec 30,00 ml d'une solution aqueuse de NaCl ayant une concentration de 0,200 mol/l. Calculer la concentration en NaCl de la solution résultante.

A-1.9

Calculer la concentration des solutions a, b, c, d et e en prenant un point de départ différent pour chacune d'elles (masse de solution, masse de soluté, etc.).

- a) Une solution d'acide formique, HCOOH , ayant un pourcentage massique en HCOOH de 98% et une masse volumique de 1,22 g/ml.
- b) Une solution aqueuse de chlorure d'hydrogène ayant une masse volumique de 1,12 g/ml et dont le pourcentage massique en soluté est de 25%.
- c) Une solution aqueuse de H_3PO_4 ayant un pourcentage massique de 25% et dont la masse volumique est de 1,15 g/ml.
- d) Une solution aqueuse d'hydroxyde de sodium dont le pourcentage massique est de 7,38% et dont la masse volumique est de 1,080 g/ml.
- e) Une solution aqueuse d'éthanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, dont le pourcentage massique est de 18%; la masse volumique de cette solution est de 0,97301 g/ml.

A-1.10

Calculer les volumes de solution mère à prélever pour faire quatre solutions d'étalonnage en vue de mesurer la concentration en glucose. La solution mère a une concentration de 5,00 mmol/l. Les concentrations des solutions d'étalonnage doivent

être respectivement de 0,15 mmol/litre, 0,20 mmol/l, 0,25 mmol/l et 0,30 mmol/l. On a besoin de 50,00 ml de chaque solution d'étalonnage.

A-1.11

L'antiseptique appelé «Savlon» contient 15 % P/V de cétrémide de formule $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{15}\text{N}(\text{CH}_3)_3\text{Cl}$ et 1,5 % P/V de chlorhexidine de formule $((\text{CH}_2)_3\text{NHC}(\text{NH})\text{NHC}(\text{NH})\text{NHC}_6\text{H}_4\text{Cl})_2$.

- Calculer la concentration massique de la solution pour chacun des solutés.
- Calculer la concentration en quantité de matière, exprimée en millimoles par litre, de la solution pour chacun des solutés.

A-1.12

Une solution aqueuse d'acide éthanoïque de formule CH_3COOH a une concentration de 5,00 mol/l et une masse volumique de 1,04 g/ml.

- Calculer le pourcentage massique de CH_3COOH dans la solution.
- Calculer le volume que l'on doit prélever pour préparer 350 ml d'une solution à 5 % P/P en acide éthanoïque, par dilution avec de l'eau distillée. (Pour la solution diluée, on considère que 350 ml évalent 350 g de solution.)

A-1.13

Une solution de mycifradine, un antibiotique, contient 125 mg de substance dans 5,0 ml de solution.

- Calculer la concentration massique en grammes par litre ; exprimer ensuite la valeur en grammes par 100 ml de solution (« % P/V »).
- Convertir la composition de la solution en concentration de quantité de matière, sachant que la masse molaire de la mycifradine est de 712,83 g/mol.
- Calculer le volume de solution nécessaire pour un traitement pendant 10 jours à raison de 3 doses de 5,0 ml par jour.

A-1.14

On mesure l'accumulation dans la chair des poissons des BPC contenus dans les sédiments benthiques. Au cours d'une expérience ayant duré 56 jours,

des plies ont accumulé 108 ng de BPC par gramme de poisson. Calculer la masse de BPC absorbée par un pêcheur qui mangerait 300 g de plie pour son repas.

A-1.15

Des solutions aqueuses d'éthanol à 70 % V/V servent à désinfecter les instruments chirurgicaux. Calculer le volume d'alcool à 95 % V/V qu'il faut prélever et diluer avec de l'eau stérile pour préparer 3 l de solution désinfectante. (Pour cet exercice, on considère comme négligeable la variation de volume qui se produit au cours du mélange d'alcool et d'eau).

A-1.16

Calculer la molalité d'une solution aqueuse de trioxonitrate d'hydrogène (acide nitrique) dont le pourcentage massique est de 10 %.

A-1.17

On prépare une solution mère en mélangeant 45,00 g de chlorure de sodium, 7,500 g de glucose, 2,100 g de chlorure de potassium, 1,200 g de dichlorure de calcium et 750 mg d'hydrogénocarbonate de sodium avec 450,0 g d'eau distillée.

- Calculer le pourcentage massique de chlorure de sodium.
- Calculer le pourcentage massique d'ion chlorure.
- À partir de la solution mère, on prépare 2 l de solution par une dilution 1:50. Calculer le volume de solution mère à prélever.
- Calculer la concentration en ion sodium de la solution diluée, sachant que la masse volumique de la solution mère est égale à 1,0233 g/ml à 21 °C, température du laboratoire.
- On stérilise la solution diluée pendant 20 minutes et le volume diminue à 1,960 l. Calculer la nouvelle concentration en ion sodium.

A-1.18

Pour étudier l'effet des divers ions inorganiques sur la croissance végétale, on doit préparer seize solutions dont les caractéristiques sont indiquées dans les tableaux suivants :

Numéro de solution	Soluté	Volume de solution 1,000 mol/l (ml)
1	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	250,00
2	KNO_3	250,00
3	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	50,00
4	KH_2PO_4	50,00
5	NaNO_3	100,00
6	$\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	10,00
7	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	10,00
8	$\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	25,00
9	KCl	25,00

Numéro de solution	Soluté	Concentration	Volume de solution (ml)
10	$\text{Fe} \cdot \text{EDTA}^*$	0,05 % P/V	500,00
11	$\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	0,50 % P/V	10,00
12	H_3BO_3	46,25 mmol/l	50,00
13	$\text{MnCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	36,58 mmol/l	100,00
14	ZnCl_2	3,23 mmol/l	100,00
15	$\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	1,17 mmol/l	100,00
16	$\text{Na}_2\text{MoO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	413,3 $\mu\text{mol/l}$	100,00

* $\text{NaFe}(\text{O}_2\text{CCH}_2)_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{N}(\text{CH}_2\text{CO}_2)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

- a) Calculer les masses à peser pour préparer les solutions numérotées de 1 à 16.
- b) Pour avoir une bonne précision sur la préparation des solutions, il faut éviter de peser une masse de soluté inférieure à 50 mg. Pour toutes les solutions du tableau conduisant à une masse inférieure à cette limite, choisir un nouveau volume de solution à préparer pour satisfaire à cette exigence sur la précision (tenir compte des volumes de fioles jaugées disponibles). Calculer la nouvelle masse à peser.
- c) Calculer les volumes à mesurer pour faire 100,00 ml d'une solution diluée (solution n° 17) contenant les solutés des solutions n° 13, 14, 15 et 16 dans un rapport de dilution 1:4.
- d) On prépare une solution de nutrition végétale en mélangeant dans une fiole jaugée de 4,0 l les volumes suivants et en complétant le volume jusqu'au trait de jauge avec de l'eau distillée :
- 20,00 ml de solution n° 1
 - 4,00 ml de solution n° 3

- 40,00 ml de solution n° 10
- 20,00 ml de solution n° 2
- 4,00 ml de solution n° 4
- 4,00 ml de solution n° 12
- 4,00 ml de solution n° 17

Calculer la concentration de la solution en ions suivants : Ca^{2+} , K^+ , NO_3^- , H_2PO_4^- , Mg^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} , Cu^{2+} , MoO_4^{2-} .

- e) Calculer la normalité en ions positifs. Ne pas tenir compte des ions du fer pour ce calcul.

A-1.19

On veut analyser des protéines par électrophorèse sur gel d'acrylamide. Pour préparer les gels, on a besoin de plusieurs solutions, indiquées dans le tableau ci-dessous.

- a) Chercher dans un catalogue de produits chimiques la formule du diméthylaminopropionitrile et celle du peroxydisulfate d'ammonium.
- b) Compléter le tableau suivant en calculant soit les masses à peser, soit les volumes de solution mère :

Solution n° ...	Solutés	Composition	Volume de solution à préparer (ml)	Grandeur à calculer
1	$\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	0,500 mol/l 0,500 mol/l	500,00	masse masse
2	acrylamide N,N'-bisacrylamide SDS* solution n° 1	30 % P/V 0,80 % P/V 0,1 % P/V 0,100 mol/l	50,00	masse masse masse volume
3	diméthylaminopropionitrile SDS solution n° 1	0,142 mol/l 0,1 % P/V 0,100 mol/l	100,00	masse masse volume
4	$\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ SDS solution n° 1	910 $\mu\text{mol/l}$ 0,1 % P/V 0,100 mol/l	100,00	masse masse volume
5	peroxydisulfate de diammonium SDS solution n° 1	21,0 mmol/l 0,1 % P/V 0,100 mol/l	100,00	masse masse volume
6	$\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ SDS	0,100 mol/l 0,100 mol/l 0,1 % P/V	250,00	volume de solution mère

* SDS : dodécylsulfate de sodium ou laurylsulfate de sodium, en anglais *Sodium DodécylSulfate*

MOTS-CLÉS

burette 58	équivalent-gramme 20	pipette d'Eppendorf 59
composé hydraté 19	étalonnage 43	pipette sérologique 58
composition élémentaire 23	fiole jaugée 55	pipette volumétrique 57
concentration 29, 41	fraction massique 31	pourcentage poids/poids 31
concentration de quantité de matière 41	fraction molaire 54	pourcentage poids/volume 39
concentration en masse 39	fraction volumique 39	pourcentage volume/volume 39
concentration massique 39	grandeur 5	précision 57
concentration molaire volumique 41	grandeur extensive 6	pureté 26
densité 12	grandeur intensive 6	quantité de matière 15
densité d'une solution 31	incertitude absolue 56	rapport de dilution 69
dilution de solution concentrée 63	incertitude relative 57	rapport stoechiométrique 73
dilutions successives 71	loi des proportions définies 73	soluté 3
dispensette 58	masse volumique 9	solution 2
dissociation des sels 17	masse volumique d'une solution 30	solution mère 63
eau déminéralisée 55	mélange hétérogène 3	solvant 3
eau distillée 55	mélange homogène 3	spéciation chimique 23
équivalent 20	molalité 52	titrage 43
	molarité 41	verrerie T.C 55
	normalité 49	verrerie T.D 55