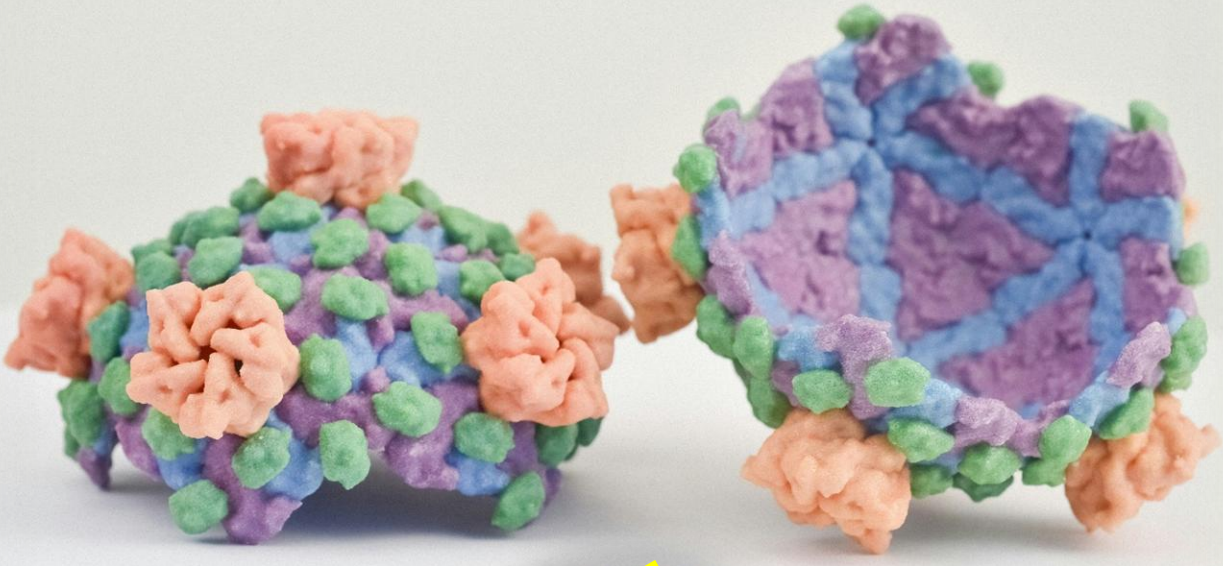
CHIMIE



CONFORME AU PROGRAMME NATIONAL

4ème Année

DES HUMANITÉS

EDITION 2025



TABLE DE MATIERE

Chapitre 1 : La Concentration des Solutions et Techniques de Préparation (MSPC 6.1) 4

1.1. Concepts fondamentaux de la concentration et de la dilution 4

- 1.1.1. Expressions molaires et équivalentes de la concentration 4
- 1.1.2. Expressions pondérales et fractionnelles 7
- 1.1.3. La loi de la dilution 7

1.2. Préparation des solutions titrées par pesée 9

- 1.2.1. Les substances étalons primaires 9
- 1.2.2. Protocole opératoire de préparation 9

Ressources complémentaires 12

- Questions et Réponses 12
- Erreurs fréquentes 13
- Scénarios et Exercices 13

1.3. Préparation des solutions titrées par dilution de liquides 15

- 1.3.1. Détermination de la molarité d'une solution commerciale 15
- 1.3.2. Sécurité et protocole de dilution des acides forts 16

1.4. Mélanges de solutions et calculs complexes 17

- 1.4.1. Mélanges de solutions de même nature 17
- 1.4.2. Mélanges de solutions avec réaction chimique 18
- 1.4.3. Application à la gestion des effluents industriels 18

Ressources complémentaires 20

- Questions et Réponses 20
- Erreurs fréquentes 21
- Scénarios et Exercices 21

Chapitre 2 : Organisation, Matériel et Sécurité au Laboratoire (MSPC 6.2, 6.3) 24

2.1. Classification et usage de la verrerie de laboratoire 24

- 2.1.1. La verrerie d'usage général ou ordinaire 24

- 2.1.2. La verrerie de précision ou verrerie jaugée.....25

2.2. Appareillage et instruments de mesure spécifiques 27

- 2.2.1. Mesures électrochimiques : pH-mètre et conductimètre 27
- 2.2.2. La balance analytique et de précision.....27
- 2.2.3. Équipements de séparation et de séchage.....28

Ressources complémentaires 30

- Questions et Réponses 30
- Erreurs fréquentes 31
- Scénarios et Exercices 31

2.3. Gestion des risques et protocoles de sécurité 33

- 2.3.1. Le Système Général Harmonisé (SGH) et les pictogrammes..33
- 2.3.2. Stockage et compatibilité des produits chimiques 34
- 2.3.3. Protocoles d'urgence et gestion des accidents 34
- 2.3.4. Traitement des déchets et protection de l'environnement.....34

2.4. Techniques fondamentales de séparation et de purification 35

- 2.4.1. Filtration et décantation pour les mélanges hétérogènes 35
- 2.4.2. La distillation pour les mélanges homogènes liquides 35
- 2.4.3. Cristallisation et purification des solides 36

Ressources complémentaires 38

- Question et Réponses.....38
- Erreurs fréquentes 39
- Scénarios et Exercices 39

Chapitre 3 : Les Titrages Volumétriques Acido-Basiques (MSPC 6.4) 42

3.1. Principes de la neutralisation et théorie des indicateurs.....42

- 3.1.1. La réaction de neutralisation et l'équivalence.....42
- 3.1.2. Théorie et fonctionnement des indicateurs colorés.....44

3.2. Courbes de neutralisation et suivi pH-métrique.....46

- 3.2.1. Morphologie des courbes de titrage 46
- 3.2.2. Propriétés du point de demi-équivalence.....46

- 3.2.3. Utilisation des outils numériques.....47

Ressources complémentaires 49

- Question et Réponses.....49
- Erreurs fréquentes 49
- Scénarios et Exercices 50

3.3. Acidimétrie et Alcalimétrie : Applications pratiques.....52

- 3.3.1. Acidimétrie : Contrôle de l'acidité du vinaigre local.....52
- 3.3.2. Alcalimétrie : Analyse de la soude dans la savonnerie artisanale 53

3.4. Calculs de pH et solutions tampons.....53

- 3.4.1. Le concept et le mécanisme d'une solution tampon 53
- 3.4.2. Équation d'Henderson-Hasselbalch et calculs de pH 54
- 3.4.3. Préparation et importance industrielle des tampons 54

Ressources complémentaires 56

- Question et Réponses.....56
- Erreurs fréquentes 56
- Scénarios et Exercices 57

Chapitre 4 : Titrages par Précipitation, Oxydoréduction et Gravimétrie (MSPC 6.5, 6.6) 60

4.1. Argentimétrie et méthodes de dosage par précipitation.....60

- 4.1.1. Fondements de la précipitation analytique.....60
- 4.1.2. Méthodes classiques de détection du point final.....62

4.2. Manganimétrie : Principe et applications en milieu acide 64

- 4.2.1. Propriétés de l'ion permanganate ($MnO4-$).....64
- 4.2.2. Protocoles et conditions expérimentales.....64

Ressources complémentaires 67

- Questions et Réponses 67
- Erreurs fréquentes 67
- Scénarios et Exercices 68

4.3. Iodométrie et Iodimétrie : Le couple Iode/Iodure 70

- 4.3.1. Iodimétrie : La méthode de dosage direct 71
- 4.3.2. Iodométrie : La méthode de dosage indirect 71

4.4. La Gravimétrie : Analyse par pesée.....72

- 4.4.1. Les étapes fondamentales du protocole gravimétrique 72
- 4.4.2. Le facteur gravimétrique et calculs de teneur 72

Ressources complémentaires 75

- Question et Réponses.....75
- Erreurs fréquentes 76
- Scénarios et Exercices 76

Chapitre 5 : Structure de l'Atome et Modèle Quantique (MSPC 6.8, 6.9) 81

5.1. Évolution des modèles atomiques et constituants 81

- 5.1.1. De la sphère pleine au modèle planétaire.....81
- 5.1.2. Les constituants de l'atome moderne 82

5.2. Le modèle de Bohr et les spectres atomiques 84

- 5.2.1. Les postulats de la quantification de l'énergie.....84
- 5.2.2. Analyse spectrale et identification des éléments 84

Ressources complémentaires 87

- Question et Réponses.....87
- Erreurs fréquentes 87
- Scénarios et Exercices 88

5.3. Nombres quantiques et orbitales atomiques 90

- 5.3.1. Les fondements du modèle probabiliste 90
- 5.3.2. Définition des quatre nombres quantiques.....91
- 5.3.3. Hybridation des orbitales et géométrie moléculaire 91

5.4. Configuration électronique et Classification périodique 92

- 5.4.1. Les règles fondamentales de remplissage.....92
- 5.4.2. Corrélation avec le tableau périodique 93
- 5.4.3. Importance des métaux de transition en RDC.....93

Ressources complémentaires 95

- Question et Réponses.....95
- Erreurs fréquentes 95
- Scénarios et Exercices 96

Chapitre 6 : Électrochimie et Applications Industrielles (MSPC 6.7) 99

6.1. Potentiel d'oxydoréduction et Électrode Standard à Hydrogène.....99

- 6.1.1. Nature et mesure du potentiel d'électrode.....99
- 6.1.2. L'Électrode Standard à Hydrogène (ESH) 100
- 6.1.3. Classification des couples et prévision des réactions 100

6.2. La loi de Nernst et la force électromotrice 102

- 6.2.1. L'équation de Nernst.....102
- 6.2.2. La force électromotrice d'une pile 102
- 6.2.3. Électrochimie et équilibre chimique.....103

Ressources complémentaires 105

- Questions et Réponses 105
- Erreurs fréquentes 105
- Scénarios et Exercices 106

6.3. Les piles électrochimiques : Fonctionnement et types 109

- 6.3.1. Constitution et mécanisme d'une pile galvanique 109
- 6.3.2. Panorama des générateurs électrochimiques usuels.....110

6.4. L'électrolyse et ses applications métallurgiques.....110

- 6.4.1. Principes de la transformation forcée 111
- 6.4.2. Lois de Faraday sur l'électrolyse 111
- 6.4.3. Applications industrielles en République Démocratique du Congo 111

Ressources complémentaires 114

- Questions et Réponses 114
- Erreurs fréquentes 115
- Scénarios et Exercices 115

Chapitre 7 : Radioactivité et Transformations Nucléaires (MSPC 6.10) 118

MURHULA BAZIKANGE M.
Directeur Editorial
+243 860 655 590

7.1. Stabilité du noyau et découverte de la radioactivité 118
- 7.1.1. L'interaction forte et la cohésion nucléaire.....118
- 7.1.2. Le rapport N/Z et la courbe de stabilité 118
- 7.1.3. Contexte historique et apport du Congo 119

7.2. Les types de rayonnements et lois de désintégration 121
- 7.2.1. Les trois modes de désintégration spontanée 121
- 7.2.2. Cinétique de la décroissance radioactive 123
- 7.2.3. Activité et applications de la datation 123

Ressources complémentaires 126
- Question et Réponses.....126
- Erreurs fréquentes 126
- Scénarios et Exercices 127

7.3. Familles radioactives et transmutations 130
- 7.3.1. Filiations radioactives naturelles.....130
- 7.3.2. Transmutations artificielles et synthèse d'isotopes 130

7.4. Détection et protection contre les rayonnements 131
- 7.4.1. Principes de détection et instrumentation.....131
- 7.4.2. Radioprotection et effets biologiques 132

Ressources complémentaires 134
- Question et Reponses.....134
- Erreurs fréquentes 135
- Scénarios et Exercices 135

Chapitre 8 : Énergie Nucléaire et Radio-isotopes (MSPC 6.11, 6.12) 138

8.1. Énergie de liaison et défaut de masse 138
- 8.1.1. L'équivalence masse-énergie d'Einstein 138
- 8.1.2. Stabilité nucléaire et courbe d'Aston 139

8.2. Fission et Fusion nucléaires : Principes et enjeux 141
- 8.2.1. La fission des noyaux lourds.....141
- 8.2.2. La fusion des noyaux légers 141

MURHULA BAZIKANGE M.
Directeur Editorial
+243 860 655 590

- 8.2.3. Défis technologiques et gestion sécuritaire 142

Ressources complémentaires 144

- Question et Réponses 144
- Erreurs fréquentes 145
- Scénarios et Exercices 145

8.3. Fonctionnement d'un réacteur nucléaire 148

- 8.3.1. Architecture et composants fondamentaux 148
- 8.3.2. Le cas du réacteur de recherche CREN-K à Kinshasa 149
- 8.3.3. Sécurité et gestion des résidus nucléaires 149

8.4. Applications des radio-isotopes 149

- 8.4.1. Médecine nucléaire : Diagnostic et thérapie 150
- 8.4.2. Innovations agricoles et industrielles 150
- 8.4.3. Datation et géochronologie 150

Ressources complémentaires 152

- Questions et Réponses 152
- Erreurs fréquentes 153
- Scénarios et Exercices 153

Chapitre 9 : Méthodes Physico-Chimiques de Séparation et Analyse (MSPC 6.13) 158

9.1. Principes de la chromatographie 158

- 9.1.1. Nature et fondements de la séparation chromatographique 158

9.2. La Chromatographie sur Couche Mince (CCM) 161

- 9.2.1. Protocole expérimental et analyse qualitative 161

Ressources complémentaires 163

- Question et Reponses 163
- Erreurs fréquentes 164
- Scénarios et Exercices 164

9.3. Applications analytiques de la CCM 166

- 9.3.1. Identification qualitative par étalonnage 167

- 9.3.2. Évaluation de la pureté chimique 167

9.4. Autres méthodes de séparation (Aperçu) 168

- 9.4.1. Chromatographie sur colonne : L'échelle préparative 168
- 9.4.2. Électrophorèse : Séparation par champ électrique 168

Ressources complémentaires 171

- Questions et Réponses 171
- Erreurs fréquentes 172
- Scénarios et Exercices 172

Chapitre 10 : Analyse Qualitative des Cations et Anions (MSPC 6.14, 6.15) 175

10.1. Identification des cations du groupe I (Argent, Plomb, Mercure) ...175

- 10.1.1. Séparation et confirmation du Plomb.....175
- 10.1.2. Identification de l'Argent et du Mercure (I).....176

10.2. Identification des cations des groupes II et III (Cuivre, Zinc, Fer…) 178

- 10.2.1. Le Groupe II : Les sulfures insolubles en milieu acide 178
- 10.2.2. Le Groupe III : Les sulfures et hydroxydes en milieu basique 178

Ressources complémentaires 180

- Questions et Réponses 180
- Erreurs fréquentes 181
- Scénarios et Exercices 181

10.3. Identification des anions majeurs (Sulfates, Chlorures, Carbonates) 183

- 10.3.1. Identification des Chlorures et des Halogénures.....183
- 10.3.2. Caractérisation des Sulfates.....184
- 10.3.3. Détection des Carbonates et des Bicarbonates.....184
- 10.3.4. Identification des Nitrates par le test de l'anneau brun 185

10.4. Analyse d'un sel inconnu : Démarche intégrée.....185

- 10.4.1. Observations préliminaires et examen physique.....185

- 10.4.2. Tests de solubilité et préparation de la solution 186
- 10.4.3. Séquence analytique recommandée 186

Ressources complémentaires 188

- Questions et Réponses 188
- Erreurs fréquentes 188
- Scénarios et Exercices 189

Chapitre 11 : Chimie Appliquée et Techniques de Production (MSPC 6.16, 6.17) 192

11.1. Procédés de synthèse des produits inorganiques majeurs.....192

- 11.1.1. La fabrication industrielle de l'acide sulfurique 192
- 11.1.2. La synthèse de l'ammoniac par le procédé Haber-Bosch...193

11.2. Procédés de fabrication industrielle locale.....195

- 11.2.1. La fabrication du ciment Portland.....195
- 11.2.2. La savonnerie et la saponification des corps gras 195
- 11.2.3. Distillation et production d'alcool éthylique 196

Ressources complémentaires 198

- Question et Reponses.....198
- Erreurs fréquentes 199
- Scénarios et Exercices 199

ANNEXES..... a

ANNEXES..... a

12.1. Aperçu des annexes..... i

12.2. Tableau Périodique des Éléments..... i

- 12.2.1. Lecture et exploitation des données atomiques..... i
- 12.2.2. Sélection d'éléments clés pour le contexte de la RDC ii

12.3. Table des Potentiels Standards de Réduction.....iii

- 12.3.1. Échelle de classification redox.....iii
- 12.3.2. Prévision de la spontanéité des réactions iv

12.4. Constantes de Dissociation et Zones de Virage iv

- 12.4.1. Table des pKa des couples usuels (à 25°C) iv
- 12.4.2. Indicateurs colorés et zones de virage.....v

12.5. Pictogrammes de Sécurité et Prévention (SGH).....v

- 12.5.1. Guide visuel des symboles de danger.....vi
- 12.5.2. Phrases de Risques et de Sécurité (R/S).....vi



Conforme au
Programme national

MURHULA BAZIKANGE M.
Directeur Editorial
+243 860 655 590

Éditions Donel C.
Direction Éditoriale et Conception Générale :
MURHULA BAZIKANGE M.
Pour contacts, mon site web :
https://murhulabazikange.com/

© 2025, Donel Consulting, Kin. RDC
Tous droits réservés.

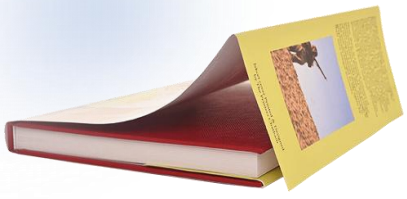
Pour l'excellence de l'éducation en RDC,
Tous les manuels scolaires en un seul endroit,
sur ce site web :
https://manuels-scolaires-rdc.com/

Pour plus de détails, scannez ceci :

PARTIE I

Chimie Analytique Quantitative et Laboratoire Aperçu de la première partie

Cette première partie du cours se consacre à la rigueur de l'analyse quantitative et à la maîtrise de l'environnement de laboratoire. Elle constitue le socle pratique de la chimie, où l'élève apprend à passer de la théorie à la manipulation précise. Nous abordons la préparation des solutions, une compétence essentielle pour tout chimiste, en insistant sur la justesse des concentrations. Les chapitres suivants explorent les différentes méthodes de titrage (volumétrique, gravimétrique, oxydoréduction), permettant de déterminer la quantité de matière présente dans un échantillon donné. L'accent est mis sur la compréhension des réactions chimiques sous-jacentes et sur l'utilisation adéquate du matériel de laboratoire. Les exemples pratiques seront tirés de contextes locaux, comme l'analyse de la qualité de l'eau ou le titrage de minerais.



Chapitre 1 : La Concentration des Solutions et Techniques de Préparation (MSPC 6.1)

1.1. Concepts fondamentaux de la concentration et de la dilution

La chimie analytique repose sur la capacité du chimiste à quantifier avec précision la quantité de matière dissoute dans un volume donné. Cette aptitude est cruciale tant dans les laboratoires de recherche que dans les complexes industriels de la République Démocratique du Congo, notamment pour le contrôle de la pureté des métaux extraits au Katanga. La concentration d'une solution exprime le rapport entre la quantité de soluté et la quantité de solution ou de solvant.

1.1.1. Expressions molaires et équivalentes de la concentration

La compréhension des réactions chimiques nécessite l'usage d'unités basées sur la quantité de matière plutôt que sur la masse simple, car les molécules réagissent selon des proportions stœchiométriques définies.

1.1.1.1. La molarité ou concentration molaire

La molarité, notée C ou M, définit le nombre de moles de soluté présentes dans un litre de solution. Elle constitue l'unité la plus fréquente dans les laboratoires scolaires et industriels. Sa formulation mathématique est la suivante :

$$C = \frac{n}{V}$$

Dans cette expression :

- C représente la concentration molaire en mol/L.
- n est la quantité de matière en moles ($n = \frac{m}{M_{molaire}}$).
- V est le volume total de la solution exprimé en litres (L).

1.1.1.2. La normalité ou concentration équivalente

La normalité, notée N, exprime le nombre d'équivalents-grammes de soluté par litre de solution. Cette unité est particulièrement utile dans les titrages car elle permet d'établir une relation directe d'équivalence $N_a V_a = N_b V_b$ sans nécessiter l'équation chimique équilibrée complète, à condition de connaître le facteur de valence z.

La relation entre la normalité et la molarité s'établit comme suit :

$$N = C \cdot z$$

Le facteur z dépend de la nature de la réaction :

- Pour un acide : z est le nombre de protons H^+ libérables.
- Pour une base : z est le nombre de groupements OH^- libérables ou de protons captés.
- Pour un sel : z correspond à la charge totale des cations ou des anions.
- Pour une réaction d'oxydoréduction : z est le nombre d'électrons échangés par mole de réactif.

Chapitre 1 : La Concentration des Solutions et Techniques de Préparation (MSPC 6.1)

1.1. Concepts fondamentaux de la concentration et de la dilution

NIVEAU MACROSCOPIQUE (LE PHÉNOMÈNE ET L'HUMAIN)

Titrage Acido-Basique pour Détermination de Concentration

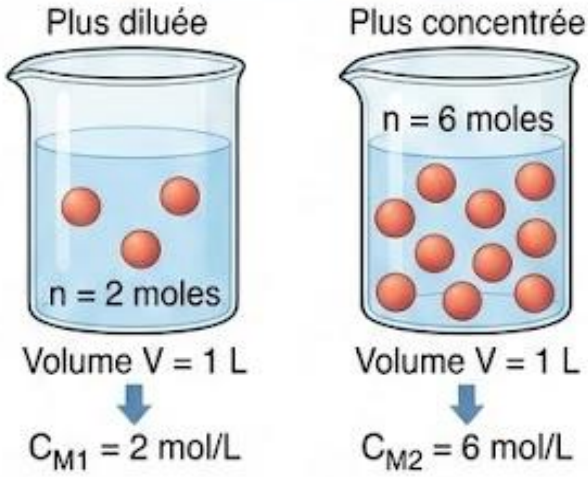


NIVEAU MICROSCOPIQUE/SYMBOLIQUE (LA MODÉLISATION)

1.1.1. Expressions molaires de la concentration

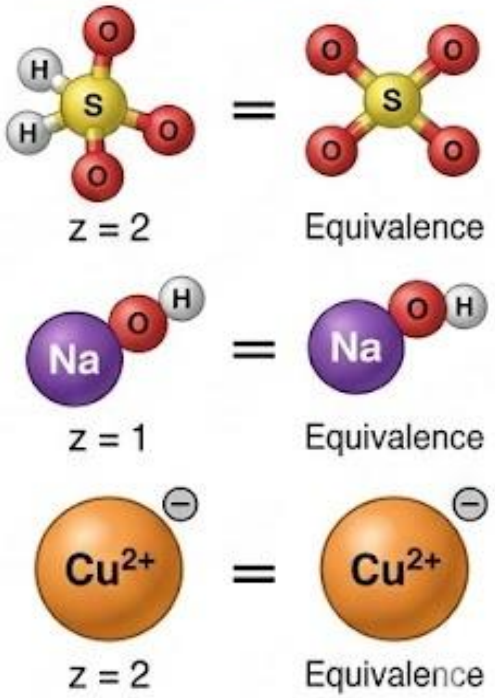
1.1.1.1. La **molarité** ou **concentration molaire (C_M ou [X])**

Formula: $C_M = \frac{n}{V}$



1.1.1.2. La **normalité** ou **concentration équivalente (N)**

Formula: $N = z \cdot C_M$



1.1.2. Expressions pondérales et fractionnelles

Certaines conditions expérimentales, comme les variations de température affectant le volume, imposent l'usage d'unités de concentration indépendantes du volume de la solution.

1.1.2.1. La molalité

La molalité, notée m, exprime le nombre de moles de soluté par kilogramme de solvant pur. Contrairement à la molarité, la molalité reste constante malgré les fluctuations thermiques, car la masse est une grandeur physique invariable face aux changements de température.

$$m = \frac{n_{soluté}}{m_{solvant}(kg)}$$

1.1.2.2. La fraction molaire

La fraction molaire, notée x_i, représente le rapport entre le nombre de moles d'un constituant i et la somme totale des moles de tous les constituants du mélange. Elle est une grandeur adimensionnelle utilisée fréquemment dans l'étude des pressions partielles des gaz, par exemple lors de l'analyse de la composition gazeuse des eaux profondes du lac Kivu.

$$x_i = \frac{n_i}{n_{total}}$$

1.1.3. La loi de la dilution

La dilution est l'opération consistant à diminuer la concentration d'une solution par l'ajout de solvant. Lors de cette manipulation, la quantité de matière de soluté reste strictement identique entre la solution initiale, dite "solution mère", et la solution finale, dite "solution fille". Cette conservation de la matière se traduit par l'égalité fondamentale suivante :

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

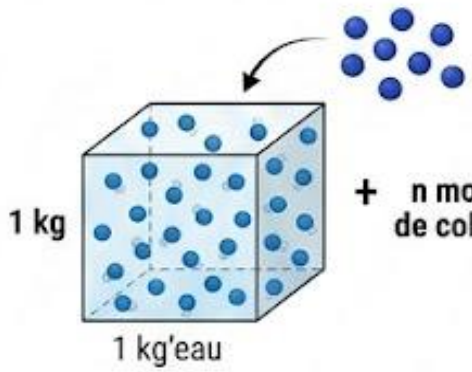
Dans le secteur industriel congolais, l'acide sulfurique commercial est souvent livré à des concentrations extrêmement élevées, approchant les 18 mol/L. Les techniciens de laboratoire doivent impérativement maîtriser cette loi pour préparer les solutions de lixiviation nécessaires au traitement des minerais de cuivre et de cobalt. L'ajout d'acide concentré dans l'eau doit toujours se faire avec précaution pour dissiper l'énergie thermique libérée.

LES CONCENTRATIONS PONDÉRALES, FRACTIONNELLES ET LA LOI DE LA DILUTION

1. Expressions pondérales et fractionnelles

1.1.2.1 La Molalité (m)

$$m = \frac{n(\text{soluté})}{m(\text{solvant})}$$

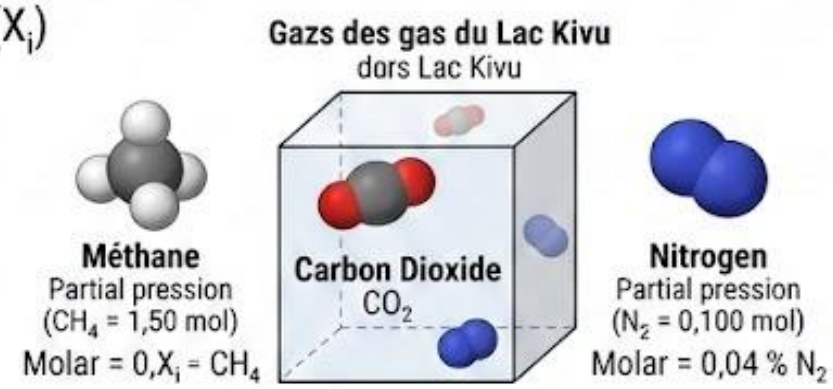




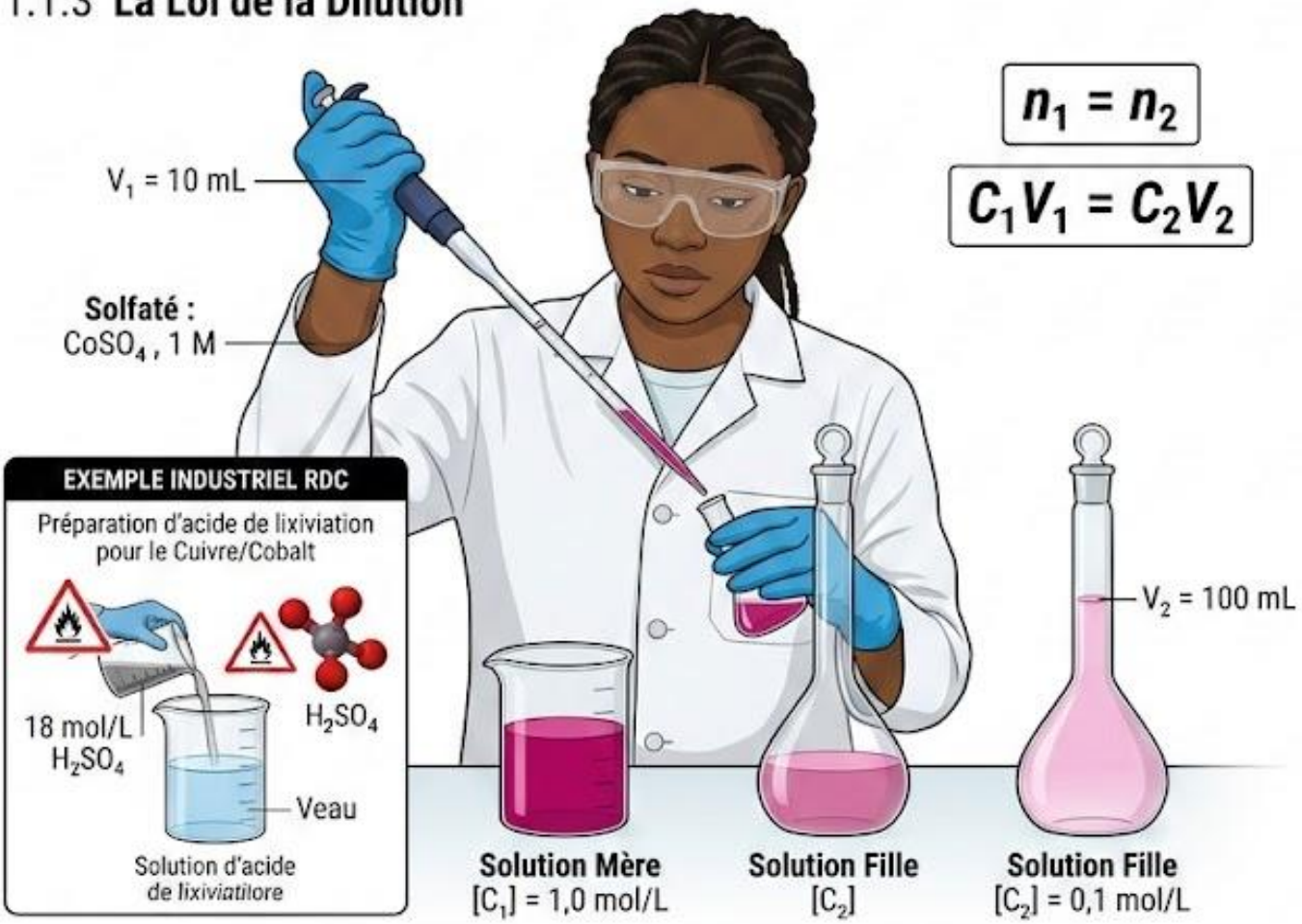
Hydratée $CoCl_2$
(hydratée $CoCl_2$)

1.1.2.2 La Fraction Molaire (X_i)

$$X_i = \frac{n_i}{\sum n(\text{totale})}$$



1.1.3 La Loi de la Dilution



1.2. Préparation des solutions titrées par pesée

La préparation d'une solution de concentration rigoureusement connue est la première étape de toute analyse volumétrique fiable. Une erreur lors de la pesée ou de la mise en solution invalide systématiquement tous les résultats obtenus ultérieurement.

1.2.1. Les substances étalons primaires

Toutes les substances chimiques ne permettent pas de préparer directement une solution titrée par pesée. Pour être qualifiée d'étalon primaire, une substance doit répondre à des critères de pureté et de stabilité extrêmement rigoureux.

Une substance étalon primaire possède une pureté supérieure à 99,9%. Elle doit être stable à l'air ambiant, ce qui signifie qu'elle ne doit être ni hygroscopique (absorption d'eau), ni efflorescente, ni sensible à l'oxydation par le dioxygène atmosphérique. Le carbonate de sodium anhydre (Na_2CO_3) et le phtalate acide de potassium sont des exemples classiques d'étalons primaires utilisés pour calibrer respectivement des solutions acides et basiques.

1.2.2. Protocole opératoire de préparation

La rigueur du protocole garantit l'exactitude de la concentration finale. L'enseignant doit veiller à ce que l'élève respecte chaque étape avec une précision méticuleuse.

1.2.2.1. Calcul et pesée du soluté

La masse nécessaire se calcule en isolant m de la formule de la molarité :

$$m = C \cdot V \cdot M_{molaire}$$

La pesée s'effectue sur une balance analytique de précision, généralement au milligramme près. Le soluté est déposé dans un sabot de pesée ou un verre de montre propre et sec. Toute perte de cristaux durant cette étape fausse la molarité de la solution.

1.2.2.2. Dissolution et transfert quantitatif

Le soluté est d'abord dissous dans un bécher avec une quantité minimale d'eau distillée. Une fois la dissolution complète, le liquide est transféré dans une fiole jaugée de volume V à l'aide d'un entonnoir. L'étape critique est le rinçage : le

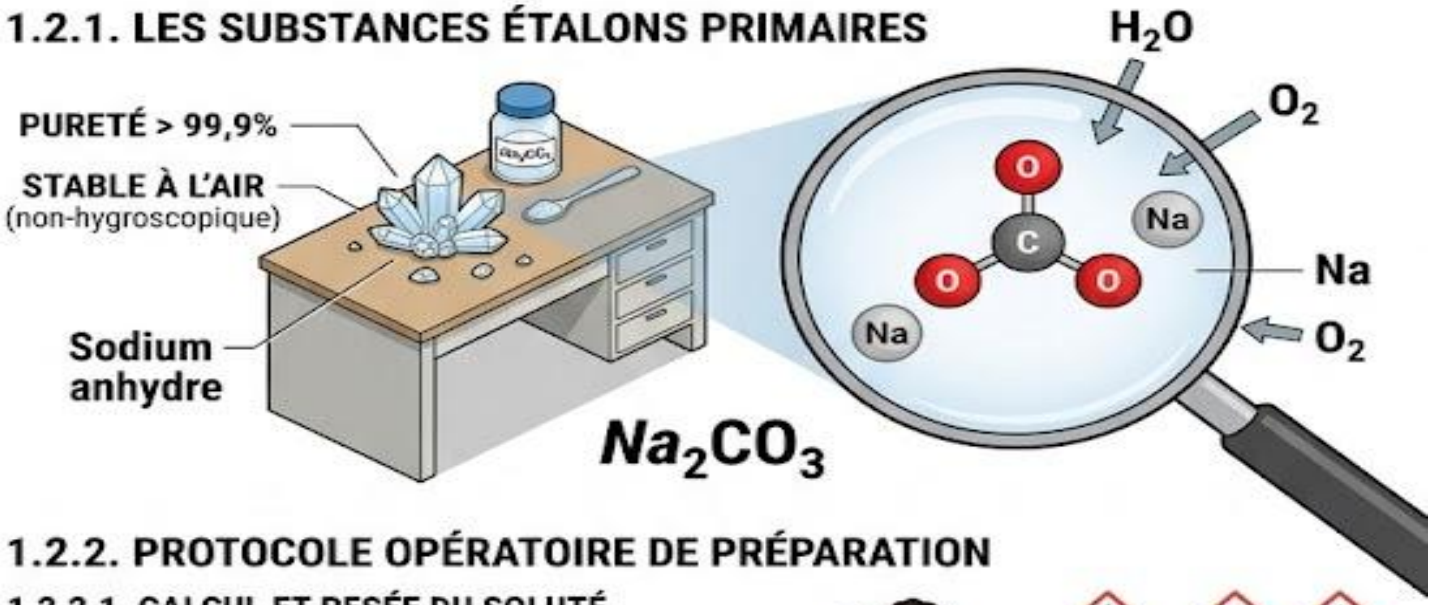
bécher, l'entonnoir et la tige de verre doivent être rincés plusieurs fois avec de l'eau distillée, et les eaux de rinçage doivent être intégralement versées dans la fiole. Ce transfert est qualifié de "quantitatif" car il assure que chaque particule de soluté pesée se retrouve dans la fiole.

1.2.2.3. Ajustement au trait de jauge et homogénéisation

L'opérateur ajoute du solvant jusqu'à quelques millimètres en dessous du trait de jauge. L'ajustement final se fait goutte à goutte, idéalement à l'aide d'une pipette Pasteur, jusqu'à ce que la base du ménisque soit exactement tangente au trait de jauge. L'œil de l'expérimentateur doit être à la même hauteur que le trait pour éviter les erreurs de parallaxe. Enfin, la fiole est bouchée et retournée plusieurs fois pour garantir une parfaite homogénéité de la concentration dans tout le volume.

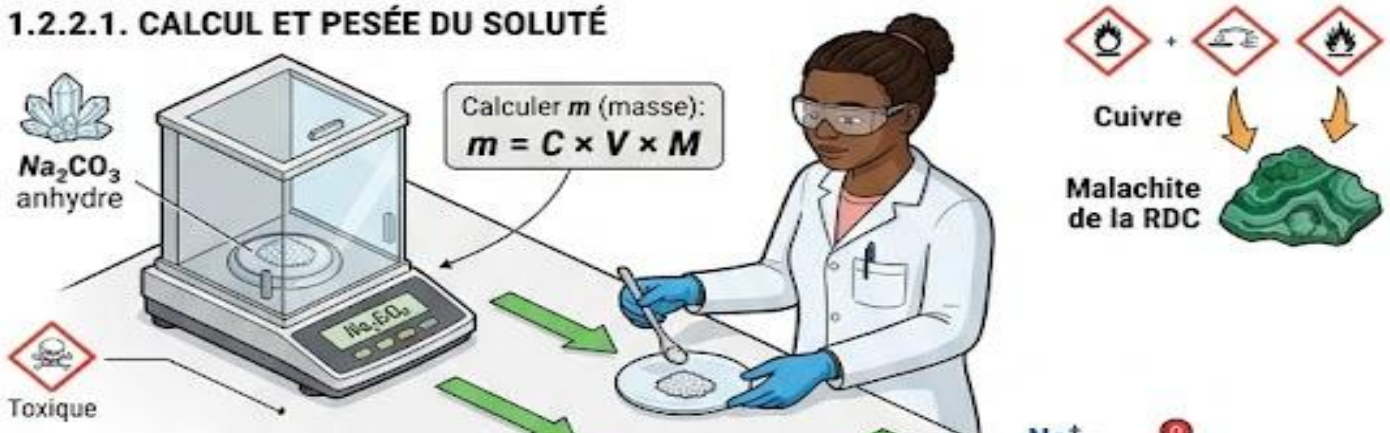
1.2. PRÉPARATION DES SOLUTIONS TITRÉES PAR PESÉE

1.2.1. LES SUBSTANCES ÉTALONS PRIMAIRES

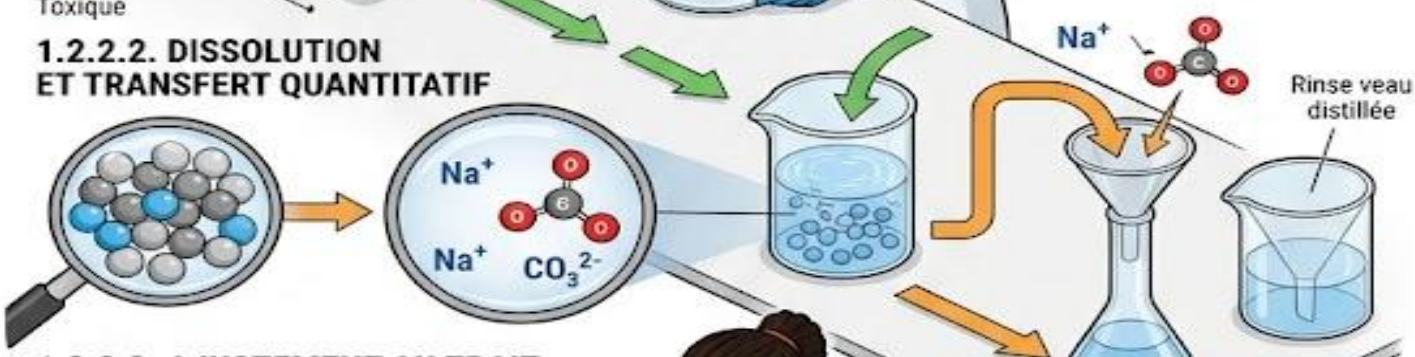


1.2.2. PROTOCOLE OPÉRATOIRE DE PRÉPARATION

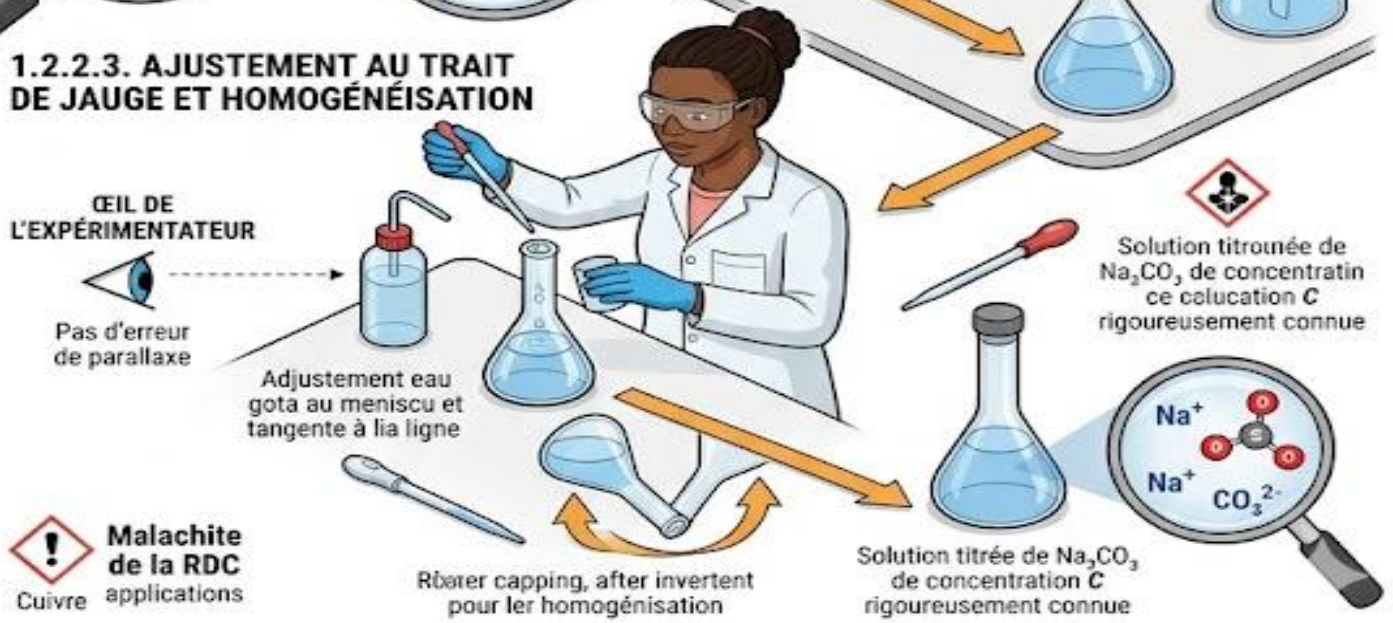
1.2.2.1. CALCUL ET PESÉE DU SOLUTÉ



1.2.2.2. DISSOLUTION ET TRANSFERT QUANTITATIF



1.2.2.3. AJUSTEMENT AU TRAIT DE JAUGE ET HOMOGÉNÉISATION



Ressources complémentaires

Questions et Réponses

Quelle est la distinction fondamentale entre la molarité et la molalité ?

La molarité exprime la quantité de soluté par rapport au volume total de la solution, ce qui la rend dépendante des variations de température. La molalité définit la quantité de soluté par rapport à la masse de solvant pur, ce qui garantit sa stabilité indépendamment des conditions thermiques du laboratoire.

Pourquoi ne peut-on pas préparer une solution étalon d'hydroxyde de sodium (NaOH) par pesée directe ?

L'hydroxyde de sodium est une substance extrêmement hygroscopique qui absorbe l'humidité et le dioxyde de carbone de l'air dès son exposition. La masse pesée contient donc une quantité indéterminée d'eau et d'impuretés de carbonate, rendant le calcul de la molarité exacte impossible par simple pesée.

Dans quel contexte l'utilisation de la normalité est-elle plus avantageuse que celle de la molarité ?

La normalité est privilégiée lors des titrages acide-base ou d'oxydoréduction impliquant des réactifs polyvalents. Elle simplifie les calculs en appliquant la loi d'équivalence où un équivalent de réactif A réagit toujours avec exactement un équivalent de réactif B, indépendamment des coefficients stœchiométriques de l'équation balancée.

Comment éviter l'erreur de parallaxe lors de l'ajustement du volume dans une fiole jaugée ?

L'erreur de parallaxe s'évite en positionnant le regard de manière à ce que le trait de jauge forme une ligne horizontale parfaite face à l'œil. Si le regard est trop haut ou trop bas, le ménisque semblera aligné alors qu'il se trouve en réalité au-dessus ou en dessous de la marque de graduation.

Erreurs fréquentes

1. **Confusion entre solvant et solution** : Utiliser un litre de solvant au lieu de compléter à un litre de solution finale. Cela produit une solution plus diluée que prévu car le volume total dépasse le litre.
2. **Omission du rinçage du matériel** : Ne pas rincer le bécher de dissolution, ce qui laisse une partie du soluté sur les parois et diminue la concentration réelle.
3. **Inversion de l'ordre d'introduction** : Verser l'eau dans l'acide concentré. Pour des raisons de sécurité thermique, il faut impérativement verser l'acide dans l'eau.
4. **Lecture incorrecte du ménisque** : Aligner le haut du ménisque (les bords) avec le trait de jauge au lieu de la base de la courbe.

Scénarios et Exercices

Exercice 1 : Calcul de molarité et de normalité

Un laborantin dissout $19{,}6$ grammes d'acide sulfurique pur (H_2SO_4) dans de l'eau distillée pour obtenir exactement 500 mL de solution. Calculez la molarité et la normalité de cette solution. (Données : $M_H = 1$ g/mol ; $M_S = 32$ g/mol ; $M_O = 16$ g/mol).

Résolution :

- Calcul de la masse molaire de H_2SO_4 : $2(1) + 32 + 4(16) = 98$ g/mol.
- Calcul du nombre de moles n : $19{,}6/98 = 0{,}2$ mol.
- Conversion du volume en litres : 500 mL $= 0{,}5$ L.
- Calcul de la molarité C : $0{,}2/0{,}5 = 0{,}4$ mol/L.
- Calcul de la normalité N : Puisque H_2SO_4 libère deux protons ($z = 2$), $N = 0{,}4 \cdot 2 = 0{,}8$ N.

Exercice 2 : Préparation par dilution

On dispose d'une solution mère d'acide chlorhydrique de concentration 12 mol/L. On souhaite préparer 250 mL d'une solution fille de concentration $0{,}6$

mol/L pour une séance de travaux pratiques. Déterminez le volume de solution mère à prélever.

Résolution :

- Utilisation de la formule de dilution : $C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$.
- Identification des données : $C_1 = 12$ mol/L ; $C_2 = 0{,}6$ mol/L ; $V_2 = 250$ mL.
- Isolement de l'inconnue V_1 : $V_1 = (0{,}6 \cdot 250)/12$.
- Calcul final : $V_1 = 12{,}5$ mL.
- Le laborantin doit prélever $12{,}5$ mL de la solution mère.

Scénario : Analyse environnementale au Katanga

Une usine de traitement de cuivre située à Kolwezi rejette des eaux usées acides. Pour neutraliser ces effluents, le service environnemental doit préparer une solution étalon de carbonate de sodium (Na_2CO_3) à $0{,}5$ mol/L dans une fiole jaugée de 2 litres. Le carbonate de sodium disponible est pur à 100%. Rédigez le protocole technique complet que l'étudiant stagiaire doit suivre. (Données : $M_{Na} = 23$ g/mol ; $M_C = 12$ g/mol ; $M_O = 16$ g/mol).

Résolution étape par étape :

- **Étape 1 : Calcul de la masse requise.**
- Masse molaire du Na_2CO_3 : $2(23) + 12 + 3(16) = 106$ g/mol.
- Calcul de la masse : $m = C \cdot V \cdot M = 0{,}5 \cdot 2 \cdot 106 = 106$ grammes.
- **Étape 2 : Pesée de précision.**
- Allumer la balance analytique et effectuer le tarage avec un bécher propre.
- Peser exactement $106{,}000$ g de poudre de carbonate de sodium anhydre.
- **Étape 3 : Mise en solution initiale.**
- Ajouter environ 500 mL d'eau distillée dans le bécher contenant le soluté.