



C O L L E C T I O N
D I R I G É E P A R J E A N B O R N A R E L

G R E N O B L E

S C I E N C E S

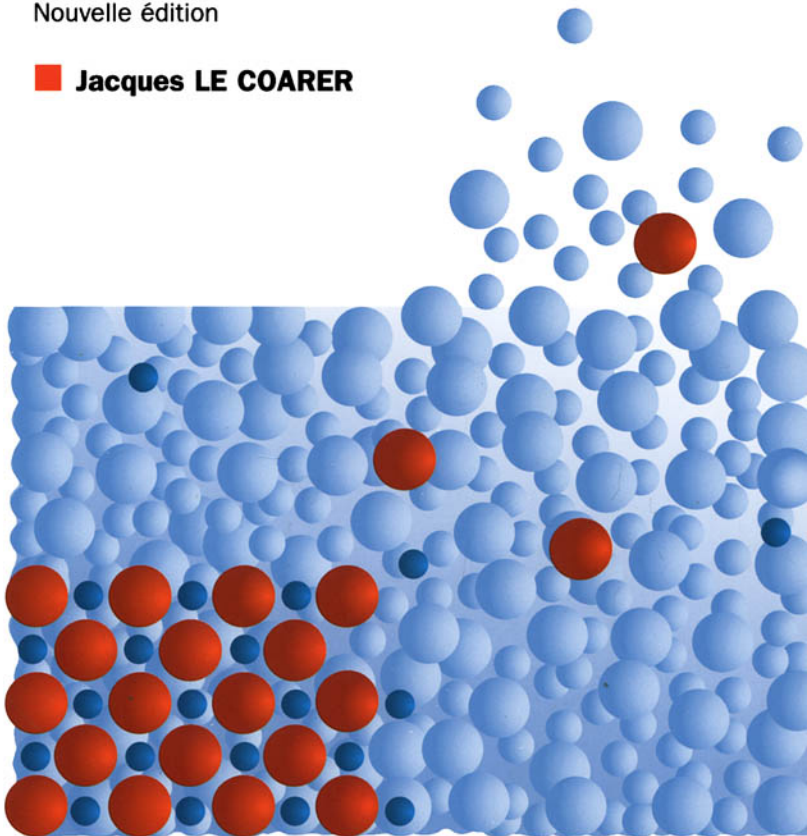
CHIMIE

LE MINIMUM À SAVOIR

AUTOFORMATION

Nouvelle édition

■ Jacques LE COARER



Extrait de @Publication



CHIMIE

LE MINIMUM À SAVOIR

Grenoble Sciences

Grenoble Sciences poursuit un triple objectif :

- réaliser des ouvrages correspondant à un projet clairement défini, sans contrainte de mode ou de programme,
- garantir les qualités scientifique et pédagogique des ouvrages retenus,
- proposer des ouvrages à un prix accessible au public le plus large possible.

Chaque projet est sélectionné au niveau de Grenoble Sciences avec le concours de referees anonymes. Puis les auteurs travaillent pendant une année (en moyenne) avec les membres d'un comité de lecture interactif, dont les noms apparaissent au début de l'ouvrage. Celui-ci est ensuite publié chez l'éditeur le plus adapté.

(Contact : Tél. : (33)4 76 51 46 95 - E-mail : Grenoble.Sciences@ujf-grenoble.fr)

Deux collections existent chez EDP Sciences :

- la *Collection Grenoble Sciences*, connue pour son originalité de projets et sa qualité
- *Grenoble Sciences - Rencontres Scientifiques*, collection présentant des thèmes de recherche d'actualité, traités par des scientifiques de premier plan issus de disciplines différentes.

Directeur scientifique de Grenoble Sciences

Jean BORNAREL, Professeur à l'Université Joseph Fourier, Grenoble 1

Comité de lecture pour "Chimie. Le minimum à savoir"

- ◆ **R. BARLET**, Professeur à l'Université Joseph Fourier - Grenoble 1
- ◆ **B. HATIER**, Maître de conférences à l'Université Nancy 1
- ◆ **D. LALANDAIS**, Maître de conférences à l'Université Pierre et Marie Curie - Paris 6

Grenoble Sciences reçoit le soutien
du **Ministère de la Jeunesse, de l'Éducation nationale et de la Recherche**,
de la **Région Rhône-Alpes**, du **Conseil général de l'Isère**
et de la **Ville de Grenoble**.

Illustration de couverture : **Alice GIRAUD**

ISBN 2-86883-636-4

© EDP Sciences, 2003

CHIMIE

LE MINIMUM À SAVOIR

Jacques LE COARER



17, avenue du Hoggar
Parc d'Activité de Courtabœuf, BP 112
91944 Les Ulis Cedex A, France

Ouvrages Grenoble Sciences édités par EDP Sciences

Collection Grenoble Sciences

Electrochimie des solides (C. Déportes et al.) - Thermodynamique chimique (M. Oturan & M. Robert) - Chimie organométallique (D. Astruc) - Thermodynamique chimique [CD] (J.P. Damon & M. Vincens)

Introduction à la mécanique statistique (E. Belorizky & W. Gorecki) - Mécanique statistique. Exercices et problèmes corrigés (E. Belorizky & W. Gorecki) - La symétrie en mathématiques, physique et chimie (J. Sivardière) - La cavitation. Mécanismes physiques et aspects industriels (J.P. Franc et al.) - La turbulence (M. Lesieur) - Magnétisme : I Fondements, II Matériaux et applications (sous la direction d'E. du Trémolet de Lacheisserie) - Du Soleil à la Terre. Aéronomie et météorologie de l'espace (J. Lilensten & P.L. Blelly) - Sous les feux du Soleil. Vers une météorologie de l'espace (J. Lilensten & J. Bornarel) - Mécanique. De la formulation lagrangienne au chaos hamiltonien (C. Gignoux & B. Silvestre-Brac) - La mécanique quantique. Problèmes résolus, Tomes 1 et 2 (V.M. Galitsky, B.M. Karnakov & V.I. Kogan) - Analyse statistique des données expérimentales (K. Protassov)

Exercices corrigés d'analyse, Tomes 1 et 2 (D. Alibert) - Introduction aux variétés différentielles (J. Lafontaine) - Analyse numérique et équations différentielles (J.P. Demailly) - Mathématiques pour les sciences de la vie, de la nature et de la santé (F. & J.P. Bertrandias) - Approximation hilbertienne. Splines, ondelettes, fractales (M. Attéa & J. Gaches) - Mathématiques pour l'étudiant scientifique, Tomes 1 et 2 (Ph.J. Haug)

Bactéries et environnement. Adaptations physiologiques (J. Pelmont) - Enzymes. Catalyseurs du monde vivant (J. Pelmont) - La plongée sous-marine à l'air. L'adaptation de l'organisme et ses limites (Ph. Foster) - L'ergomotricité. Le corps, le travail et la santé (M. Gendrier) - Endocrinologie et communications cellulaires (S. Idelman & J. Verdeti) - Eléments de biologie à l'usage d'autres disciplines. De la structure aux fonctions (sous la direction de P. Tracqui & J. Demongeot)

L'Asie, source de sciences et de techniques (M. Soutif) - La biologie, des origines à nos jours (P. Vignais) - Naissance de la physique. De la Sicile à la Chine (M. Soutif)

Minimum Competence in Scientific English (J. Upjohn, S. Blattes & V. Jans) - Listening Comprehension for Scientific English (J. Upjohn) - Speaking Skills in Scientific English (J. Upjohn, M.H. Fries & D. Amadis)

Grenoble Sciences - Rencontres Scientifiques

Radiopharmaceutiques. Chimie des radiotraceurs et applications biologiques (sous la direction de M. Comet & M. Vidal) - Turbulence et déterminisme (sous la direction de M. Lesieur) - Méthodes et techniques de la chimie organique (sous la direction de D. Astruc)

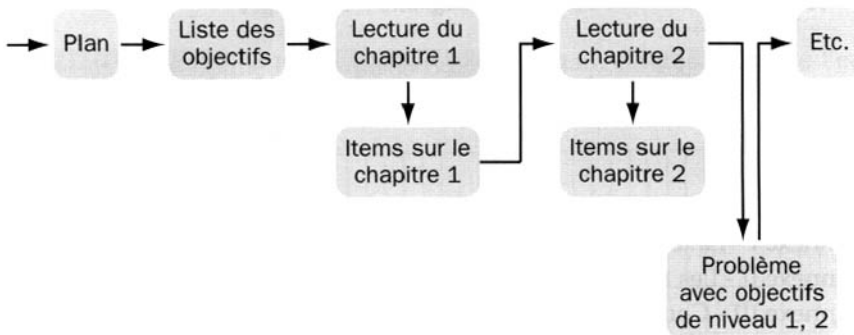
POUR LE LECTEUR

Cet ouvrage n'est pas un ouvrage classique et peut être utilisé de diverses façons. Décrivons ici quelques exemples d'utilisation :

- ◆ du plan,
- ◆ de la liste d'objectifs,
- ◆ des éléments de cours,
- ◆ des items* et de leurs corrigés,
- ◆ des problèmes et de leurs corrigés,
- ◆ de l'index analytique

Cas : je prends cet ouvrage pour reconstituer une base solide en chimie

Schéma de travail :



Dans ce cas, le lecteur a une vision globale des thèmes abordés en lisant le plan, des capacités qu'il va acquérir en lisant les objectifs. Il lira le premier chapitre puis, avec les exercices progressifs (items) développera certaines compétences. Mais cet apprentissage seul, s'il donne une bonne pratique des outils et une certaine acquisition des connaissances peut conduire à un acquis parcellisé. Des problèmes plus synthétiques sont proposés : ils ne doivent être abordés que lorsque les numéros d'items étudiés sont d'un niveau plus élevé que ceux indiqués en tête des problèmes.

Si, au cours de l'apprentissage, un point bloque par oubli, utiliser l'index analytique ou, plus facile encore, revenir dans le cours à la partie concernée : elle est très souvent indiquée par son code.

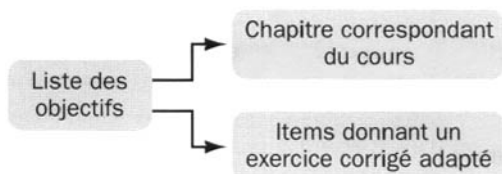
* un « item » est un exercice court ne concernant l'apprentissage que d'un seul objectif.

Cas : j'ai des bases qui me semblent non-négligeables : j'ai ce livre et je compte bien l'utiliser de façon ponctuelle

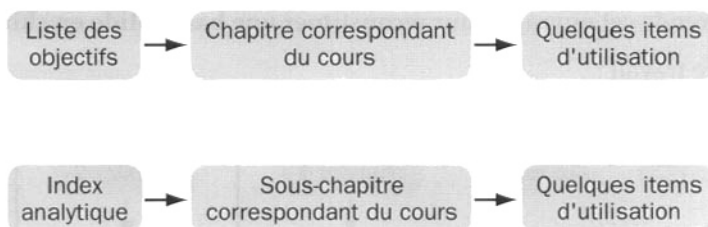
Schéma de travail :

Une question se pose à moi :

- ◆ elle concerne une définition (par exemple, molarité)



- ◆ elle concerne une capacité (exemple : je ne sais pas indiquer l'oxydant et le réducteur dans une réaction d'oxydoréduction)



En fin d'ouvrage, on trouvera trois annexes :

Annexe I - La température et la chaleur,

Annexe II - Les réactions équilibrées,

Annexe III - Couples acide/base et pH – Diagrammes de distribution.

L'objectif de ces annexes est soit d'amener le lecteur à une compréhension plus profonde de deux groupes de concepts particulièrement importants (et souvent mal cernés) comme ceux de température et de chaleur ou d'équilibre (en chimie essentiellement dynamique), soit d'apporter un outil simple permettant de suivre le comportement des couples acide/base en fonction du pH.

Avec ce « minimum à savoir », nous souhaitons au lecteur une bonne forme en chimie.

PLAN DE L'OUVRAGE

OBJECTIFS	13
CHAPITRE 1 - LA MATIÈRE TELLE QU'ELLE NOUS APPARAÎT	19
1 - Les états de la matière.....	19
1.1 - Les trois états de la matière.....	19
1.2 - Autres états de la matière.....	20
1.3 - Les changements d'état.....	20
2 - Les mélanges	22
2.1 - Les types de mélanges	22
2.2 - Séparation des mélanges	23
2.3 - Le corps pur	24
2.4 - Caractérisation quantitative des mélanges	24
2.5 - Distillation et recristallisation.....	24
3 - Corps simples et corps composés.....	26
CHAPITRE 2 - L'ATOME, SA STRUCTURE, SA REPRÉSENTATION	27
1 - Les particules élémentaires.....	27
2 - Les représentations de l'atome	28
2.1 - La représentation de BOHR.....	28
2.2 - Les nombres quantiques.....	29
2.3 - La formule quantique d'un atome (ou formule électronique)	30
3 - La couche de valence	31
3.1 - Cases quantiques.....	31
3.2 - Règle de HUND	32
3.3 - Représentation de la couche de valence	32
3.4 - Valence d'un atome	33
4 - Classification périodique des éléments.....	33
CHAPITRE 3 - LA MOLÉCULE ET LA LIAISON CHIMIQUE	37
1 - La liaison covalente.....	37
1.1 - Les formules de LEWIS.....	38
1.2 - Le modèle ionocovalent ou datif.....	38
2 - La liaison ionique	39
3 - Formules brutes et formules développées.....	40
3.1 - La masse moléculaire	40
3.2 - La formule brute	40
3.3 - La formule développée plane	40
3.4 - La loi d'AVOGADRO.....	41

4 - La structure des molécules	42
4.1 - La méthode de répulsion des doublets de GILLESPIE	42
Repérage des atomes centraux de la molécule	42
Décompte des doublets.....	42
Détermination de la figure de répulsion	42
Détermination de la géométrie de la molécule	44
4.2 - Représentation géométrique	45
CHAPITRE 4 - LA RÉACTION CHIMIQUE ET L'ÉQUATION DE RÉACTION.....	47
1 - La stœchiométrie et l'équation de réaction.....	47
1.1 - Principes généraux	47
1.2 - L'équation chimique de réaction.....	48
1.3 - L'équation-bilan	49
2 - Les réactions en solution	50
2.1 - Définitions.....	50
2.2 - Les électrolytes	51
2.3 - Stœchiométrie et réactions en solution	51
3 - Les réactions en phase gazeuse.....	52
3.1 - Données générales sur les mélanges gazeux	52
3.2 - Système gazeux et stœchiométrie	52
CHAPITRE 5 - DEUX MILIEUX : L'AIR ET L'EAU	55
1 - L'air	55
1.1 - Propriétés.....	55
1.1.1 - Composition de l'air sec.....	55
1.1.2 - Le concept de gaz parfait	56
1.2 - L'azote.....	56
1.2.1 - Propriétés physiques	56
1.2.2 - Propriétés chimiques	57
1.2.3 - L'ammoniac : NH_3	57
1.2.4 - L'acide nitrique : HNO_3	58
1.2.5 - Notion de sel : les nitrates.....	58
1.3 - L'oxygène	59
1.3.1 - Propriétés physiques	59
1.3.2 - Propriétés chimiques	59
1.3.3 - Propriétés des oxydes.....	60
2 - L'eau.....	60
2.1 - Propriétés physiques et structurales	60
2.2 - Propriétés chimiques.....	60
2.3 - L'ionisation de l'eau	61
2.3.1 - Concept d'équilibre.....	61
2.3.2 - L'équilibre de dissociation de l'eau	61
2.3.3 - Notion de pH	62

CHAPITRE 6 - LES ACIDES ET LES BASES	63
1 - Définitions.....	64
1.1 - Modèle de BRØNSTED	64
1.2 - Réactions acido-basiques.....	64
1.3 - Cas de l'eau	65
1.4 - Couples acide/base	65
2 - Classement des acides et des bases.....	65
2.1 - Forces des acides et des bases.....	65
2.2 - Fonctions multiples	66
3 - Application	67
3.1 - Réactions de neutralisation	67
3.2 - Retour sur le concept de « sel »	68
3.3 - Dosages acido-basiques.....	68
3.3.1 - Les dosages en général.....	68
3.3.2 - Les dosages acidimétriques.....	70
3.4 - Normalité des acides et des bases.....	70
CHAPITRE 7 - LES OXYDANTS ET LES RÉDUCTEURS	73
1 - Définitions.....	73
1.1 - Oxydation et réduction	73
1.2 - Oxydants et réducteurs.....	73
2 - Réactions d'oxydoréduction.....	74
2.1 - Les demi-réactions d'oxydation et de réduction.....	74
2.2 - Les réactions d'oxydoréduction.....	74
3 - Les nombres d'oxydation.....	76
3.1 - Définition des nombres d'oxydation.....	76
3.2 - La détermination des nombres d'oxydation.....	76
4 - Les équations de réaction d'oxydoréduction	77
4.1 - Identification des demi-réactions d'oxydation et de réduction	78
4.2 - Equilibrer les demi-réactions.....	78
4.3 - L'équation globale d'oxydoréduction.....	79
TEXTES DES ITEMS	81
1 - La matière telle qu'elle nous apparaît.....	81
2 - L'atome, sa structure, sa représentation	83
3 - La molécule et la liaison chimique.....	84
4 - La réaction chimique et l'équation de réaction	86
5 - Deux milieux : l'air et l'eau	90
6 - Les acides et les bases.....	92
7 - Les oxydants et les réducteurs.....	93

TEXTES DES PROBLÈMES	95
Problème 1	96
Problème 2	98
Problème 3	98
Problème 4	98
Problème 5	100
Problème 6	100
Problème 7	101
Problème 8	101
Problème 9	101
Problème 10	102
Problème 11	103
Problème 12	104
Problème 13	104
Problème 14	104
Problème 15	105
Problème 16	105
Problème 17	106
CORRIGÉS DES ITEMS	107
1 - La matière telle qu'elle nous apparaît.....	107
2 - L'atome, sa structure, sa représentation.....	110
3 - La molécule et la liaison chimique.....	112
4 - La réaction chimique et l'équation de réaction	121
5 - Deux milieux : l'air et l'eau	128
6 - Les acides et les bases.....	131
7 - Les oxydants et les réducteurs.....	134
CORRIGÉS DES PROBLÈMES	139
Problème 1	139
Problème 2	140
Problème 3	141
Problème 4	143
Problème 5	146
Problème 6	147
Problème 7	148
Problème 8	149
Problème 9	151
Problème 10	152
Problème 11	153
Problème 12	155
Problème 13	156
Problème 14	157
Problème 15	158
Problème 16	160
Problème 17	161

ANNEXE 1 - LA TEMPÉRATURE ET LA CHALEUR	163
1 - La température	163
2 - La chaleur	164
3 - Notion de « capacité calorifique »	164
4 - Une approche microphysique de ces notions	164
5 - La mesure des températures	165
6 - Conclusion	166
ANNEXE 2 - LES RÉACTIONS ÉQUILIBRÉES	167
1 - Un exemple de calcul qui peut aider dans la compréhension	167
2 - L'équilibre de réaction	170
3 - Exemples d'équilibres	170
3.1 - L'eau - Concept d'activité	170
3.2 - Les couples acide-base	171
ANNEXE 3 - COUPLES ACIDE-BASE ET PH - DIAGRAMMES DE DISTRIBUTION	173
CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS	175
INDEX ANALYTIQUE	177
TABLE DES MATIÈRES	183

Cette page est laissée intentionnellement en blanc.

OBJECTIFS

1 - LA MATIÈRE TELLE QU'ELLE NOUS APPARAÎT

- 1.1 - Être capable d'identifier, parmi les substances de la vie quotidienne, celles qui sont des gaz, des liquides ou des solides.
- 1.2 - Deux des grandeurs volume V , masse m , masse volumique ρ , d'une substance étant connue, calculer la troisième.
- 1.3 - Utilisant les seuls moyens de perception de nos sens, dans le monde qui nous entoure, identifier si un mélange est homogène ou hétérogène.
- 1.4 - Le processus d'obtention d'une substance (distillation, recristallisation...) et l'évolution des propriétés physiques des fractions obtenues étant décrits, être capable de conclure à l'obtention ou non d'un corps pur.
- 1.5 - Les températures d'ébullition et de fusion d'une substance étant données, indiquer l'état de cette substance à une température définie, la pression étant celle à laquelle les températures de transition sont fournies.
- 1.6 - Deux des trois grandeurs masse m , volume V , masse volumique ρ , pour chacun des constituants d'un mélange sont données et on suppose que les volumes sont additifs ; calculer la masse volumique du mélange.
- 1.7 - La masse volumique d'un mélange et celle de ses deux constituants sont données. On suppose que les volumes sont additifs. Déterminer la composition massique du mélange.

2 - L'ATOME, SA STRUCTURE, SA REPRÉSENTATION

- 2.1 - Connaissant le numéro atomique Z , d'un élément, déterminer la composition en protons et en électrons d'un de ses atomes.
- 2.2 - On donne le numéro atomique Z , d'un élément et le nombre de masse A , d'un de ses isotopes ; déterminer la composition en protons et en neutrons d'un de ses nucléides.

- 2.3 - La masse atomique d'un élément et le nombre de masse des deux isotopes le constituant sont donnés ; déterminer la composition isotopique de cet élément.
- 2.4 - La composition isotopique d'un élément étant connue, déterminer sa masse atomique.
- 2.5 - Trois des quatre grandeurs nombre d'AVOGADRO N_A , masse atomique d'un élément, nombre d'atomes, masse choisie de cet élément étant données, calculer la quatrième.
- 2.6 - On donne le numéro atomique d'un élément ainsi que l'ordre des niveaux d'énergie des électrons dans l'atome. Distribuer les électrons en couches et en niveaux d'énergie (formule quantique ou électronique).
- 2.7 - Le numéro atomique d'un métal n'appartenant pas à la série de transition est donné, écrire la formule de l'ion le plus probable de ce métal.
- 2.8 - Le numéro atomique d'un non-métal est donné, écrire la formule de l'ion le plus simple de cet élément.
- 2.9 - Connaissant le numéro atomique d'éléments qui ne sont pas de transition, déterminer les valences possibles de ces éléments.

3 - LA MOLÉCULE ET LA LIAISON CHIMIQUE

- 3.1 - La formule brute d'un composé et les masses atomiques des éléments le constituant étant données, déterminer la masse moléculaire de ce composé.
- 3.2 - Deux des trois grandeurs masse molaire M , masse de l'échantillon de composé m , nombre de moles du composé dans l'échantillon n étant données, calculer la troisième.
- 3.3 - On fournit trois des grandeurs suivantes : nombre d'AVOGADRO N_A , masse moléculaire M , masse du composé m , nombre de molécules du composé N . Calculer la quatrième.
- 3.4 - On donne, dans des conditions normales, deux des trois grandeurs : volume molaire V_M , volume de l'échantillon de la substance gazeuse v , nombre de moles de la substance n . Déterminer la troisième, les gaz étant supposés parfaits.
- 3.5 - La formule brute d'un composé étant donnée ainsi que les masses atomiques des éléments le constituant, déterminer sa composition centésimale.
- 3.6 - Connaissant la masse moléculaire d'un composé et sa composition centésimale en ses différents éléments, déterminer sa formule brute.
- 3.7 - La couche de valence d'un non-métal étant fournie, écrire son composé hydrogéné le plus simple.

- 3.8 - On donne la position des différents atomes dans une formule développée plane ainsi que leur couche de valence. Déterminer la nature des liaisons entre les différents atomes. On exclut les métaux de cet objectif.
- 3.9 - En appliquant la méthode de répulsion des doublets (méthode de GILLESPIE), expliquer la structure donnée d'espèces chimiques, ions ou molécules.
- 3.10 - La formule développée plane de molécules ou d'ions simples étant donnée et en appliquant la méthode de répulsion des doublets, dessiner la structure géométrique probable de cette espèce chimique.

4 - LA RÉACTION CHIMIQUE ET L'ÉQUATION DE RÉACTION

- 4.1 - Les formules brutes des réactants et des produits étant fournies dans le cas d'une réaction chimique déterminée, écrire les coefficients stœchiométriques de l'équation de réaction correspondante.
- 4.2 - L'équation d'une réaction, que l'on suppose s'effectuer dans les conditions stœchiométriques, d'une part, et le nombre de moles disparues d'un réactant ou apparues d'un produit, d'autre part, sont donnés. Déterminer le nombre de moles des espèces chimiques figurant dans l'équation de réaction après la réaction.
- 4.3 - Une réaction s'effectue dans des conditions non-stœchiométriques et le nombre de moles de chacun des réactants ou des produits est donné avant réaction. Déterminer, après réaction, le nombre de moles des autres espèces chimiques participant à la réaction, le nombre de moles d'un réactant ou d'un produit étant donné également après réaction.
- 4.4 - L'équation de réaction étant donnée ainsi que l'état physique des différentes espèces participant à la réaction (gaz, liquide, solide), l'une au moins étant un gaz, déterminer, dans les conditions normales, la variation du volume réactionnel lorsque la réaction s'est effectuée totalement.
- 4.5 - Écrire l'équation de dissociation de composés ioniques simples, les espèces acides ou basiques étant exclues.
- 4.6 - On donne deux des trois grandeurs : masse en grammes d'un composé mis en solution m , volume de la solution V , titre de la solution en $g \cdot L^{-1}$. Déterminer la troisième.
- 4.7 - On donne deux des trois grandeurs suivantes : nombre de moles d'un composé mis en solution n , volume de la solution V , molarité de la solution en $mol \cdot L^{-1}$. Déterminer la troisième.
- 4.8 - La molarité d'une espèce chimique étant connue dans une solution de volume donné, déterminer la molarité de cette espèce, le volume de la solution ayant varié par dilution ou par évaporation du solvant.

5 - DEUX MILIEUX : L'AIR ET L'EAU

- 5.1 - Trois des quatre grandeurs volume du gaz V , pression p , température T , nombre de moles n étant données pour un gaz que l'on suppose parfait, déterminer la quatrième.
- 5.2 - L'ion métallique étant donné, écrire la formule du nitrate de ce métal.
- 5.3 - Ecrire la formule des oxydes et des hydroxydes des métaux alcalins, alcalino-terreux, du fer, du cuivre, du zinc et de l'aluminium.
- 5.4 - Ecrire la formule des composés oxygénés des éléments non-métalliques, leur couche de valence étant donnée.
- 5.5 - Connaissant la formule brute d'un hydrocarbure, écrire l'équation de combustion de celui-ci dans l'oxygène.
- 5.6 - Connaissant l'une des concentrations $[H_3O^+]$ ou $[OH^-]$ en $mol \cdot L^{-1}$, calculer l'autre à $20^\circ C$.

6 - LES ACIDES ET LES BASES

- 6.1 - Appliquer formellement le modèle de BRØNSTED à une espèce chimique, son caractère acide ou basique étant donné, et écrire le couple acide/base correspondant.
- 6.2 - Ecrire l'équation de dissociation d'un acide dans l'eau.
- 6.3 - Ecrire l'équation de la réaction d'une base sur l'eau.
- 6.4 - La molarité d'un acide considéré comme fort dans l'eau étant connue, déterminer les molarités des ions H_3O^+ dans la solution aqueuse de cet acide.
- 6.5 - Considérant que la réaction d'une base sur l'eau est totale, déterminer la molarité des ions H_3O^+ dans une solution aqueuse de concentration connue de cette base.
- 6.6 - Connaissant la concentration d'un acide fort ou d'une base forte dans une solution aqueuse de concentration connue de cet acide ou de cette base, calculer le pH de cette solution.
- 6.7 - Le volume d'une solution titrée étant connu ainsi que le volume versé au point de fin de titration de la solution titrante de concentration donnée, déterminer la molarité et la normalité de l'acide ou de la base titré.

7 - LES OXYDANTS ET LES RÉDUCTEURS

- 7.1 - L'équation d'une demi-réaction d'oxydation ou de réduction étant donnée, indiquer l'oxydant et le réducteur.
- 7.2 - Les nombres d'oxydation de l'hydrogène ou de l'oxygène sont donnés respectivement égaux à + 1 et à - 2. Etre capable de déterminer le nombre d'oxydation d'un atome dans une espèce chimique (atome, ion ou molécule) hydrogénée, oxygénée ou hydrooxygénée comportant cet élément.
- 7.3 - Un couple oxydant/réducteur dans l'eau est donné. Ecrire la demi-réaction de réduction correspondante avec les coefficients stœchiométriques corrects.
- 7.4 - Les réactifs et les produits d'une réaction d'oxydoréduction sont indiqués. Ecrire les couples oxydant/réducteur participant à la réaction et déterminer les coefficients stœchiométriques corrects de l'équation de réaction.

Cette page est laissée intentionnellement en blanc.

Point de fin de titration	6.3.3.2
Pont électrolytique	7.2.2
Pression partielle	4.3.1
Produit ionique de l'eau	5.2.3.2
Produits	4 – 4.1.1
Proton	2.1
Proton (acides)	6.1.1
Proton (transfert)	6.1.2
Proton solvaté	6.1.2
Pureté	1.2.3

R

Remplissage des couches	
électroniques et classification	2.4
Représentation de BOHR	2.2.1
Représentation géométrique	
des molécules	3.4.2
Représentation de l'atome	2.2.1
Règle de HUND	2.3.2
Règle de l'octet	2.3
Réactants	4 – 4.1.1
Réaction chimique	4
Réactions acido-basiques	6.1.2
Réactions d'oxydoréduction	7.2.2
Réactions d'oxydoréduction	
(traitement)	7.4
Réactions de neutralisation	6.3.1
Réactions en phase gazeuse	4.3
Réactions en solution	4.2
Réactions en solution	
(stœchiométrie)	4.2.3
Réducteurs (définition)	7.1.2
Réduction (définition)	7.1.1
Réduction (historique)	7
Répulsion des doublets	3.4

S

Sel (définition)	6.3.2
Sel (notion, nomenclature)	5.1.2.5
Solides	1.1.1

Solidification	1.1.3
Soluté	4.2.1
Solution (définition)	4.2.1
Solutions	1.2.2 – 4.2
Solutions solides	1.2.2
Solvant	4.2.1
Solvant protoné	6.1.2
Spin	2.2.2
Stœchiométrie	4 – 4.1
Stœchiométrie (coefficients)	4.1.2
Stœchiométrie (systèmes gazeux)	4.3.2
Stœchiométrie des réactions	
en solution	4.2.3
Structure des molécules	3.4
Sublimation	1.1.3
Suspension	1.2.2
Systèmes gazeux (stœchiométrie)	4.3.2

T

Température	A1
Température absolue	1.1.3 – A1.3
Températures (échelles des)	A1.5
Tétraèdre	3.4.1
Thermomètre	A1.4
Titre d'une solution	4.2.1
Transfert de protons	6.1.2
Transformation chimique	4.1.1
Triangle équilatéral	3.4.1

V

Valence (définition)	2.3.4
Vapeur	1.1.1
Verres	1.1.2
Vitesse du son	5.1.1
Vitesse de réaction	A2.2
Volume molaire	3.3.4

Z

Zéro absolu	1.1.3
Zéro CELSIUS	1.1.3

Cette page est laissée intentionnellement en blanc.