

l'intégrale

Sous la direction de :
Bruno Fosset

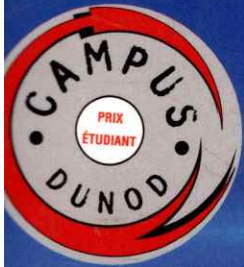
Jean-Bernard Baudin
Frédéric Lahitète
Valéry Prévost

CHIMIE

TOUT - EN - UN
PC • PC*

Le cours de référence

- Un cours complet et conforme au programme
- De nombreux exercices et problèmes
- Tous les corrigés détaillés



DUNOD



Table des matières

1 Premier et second principes appliqués à la thermodynamique des systèmes chimiques

1.	Premier principe	1
1.1	Système et Univers	1
1.2	Variables d'état et fonctions d'état	2
1.3	Extensivité et intensivité	4
1.4	Premier principe de la thermodynamique	4
1.5	Second principe de la thermodynamique	6
2.	Les fonctions d'état utilisées	9
2.1	Énergie interne et entropie	9
2.2	Autres fonctions rencontrées	10
2.3	Application à l'étude de l'évolution de systèmes sous contraintes extérieures	10
2.4	Caractère extensif des fonctions U, S, H, V, F et G	12

2 Le potentiel chimique du corps pur

1.	Description thermodynamique d'un corps pur	13
1.1	Quantité de matière	13
1.2	Grandeurs molaires	14
1.3	Variables d'état	14
1.4	Variables canoniques associées à une fonction d'état	15
2.	Cas d'un système ouvert	16
2.1	Introduction au potentiel chimique du corps pur	16
2.2	Premières conséquences	17
2.3	Potentiel chimique et grandeurs molaires	18
2.4	Dérivées premières du potentiel chimique	19

2.5	Dérivées secondes du potentiel chimique	20
2.6	Relation de GIBBS-HELMHOLTZ	23
3.	Entropie molaire absolue	24
3.1	Troisième principe de la thermodynamique ou principe de NERNST	24
3.2	Détermination de l'entropie molaire absolue	24
3.3	Capacités thermiques molaires	26
4.	Étude de l'entropie molaire absolue de quelques espèces	36
4.1	Les gaz	36
4.2	Les liquides	37
4.3	Les solides	37
5.	Quelques expressions et propriétés du potentiel chimique d'un corps pur	38
5.1	Cas des gaz parfaits	38
5.2	Cas des gaz réels	39
5.3	Potentiel chimique d'un corps pur en phase condensée	43
Exercices		48

3 Équilibres diphasés du corps pur

1.	Notion de phase	51
1.1	Introduction	51
1.2	Phase et ordre	52
1.3	Diversité des phases	53
2.	Condition d'équilibre de phase	55
2.1	Système étudié ; modélisation	55
2.2	Critères d'évolution d'un système	55
2.3	Système évoluant à température et pression fixées	56
2.4	Système évoluant à température et volume fixés	57
2.5	Conséquence de l'existence de la condition d'équilibre	58
3.	Relation de CLAUSIUS-CLAPEYRON	59
3.1	Démonstration	59
3.2	Chaleur latente de changement d'état	60
3.3	Volumes molaires	61
3.4	Interprétation de la relation de CLAUSIUS-CLAPEYRON	61
4.	Représentation graphique des équilibres	63
4.1	Diagramme (T, p)	63
4.2	Diagramme (V_m, p) (isothermes d'ANDREWS)	64
Exercices		67

4 Potentiel chimique d'un constituant d'un mélange

1.	Grandeurs molaires partielles associées à un constituant d'un mélange	70
1.1	Compléments sur les fonctions de plusieurs variables	70
1.2	Variables de GIBBS	71
1.3	Définition d'une grandeur molaire partielle	72
1.4	Relation de GIBBS-DUHEM	72
1.5	Exemple du volume molaire partiel	73
1.6	Potentiel chimique d'un constituant d'un mélange	77
1.7	Relations entre grandeurs molaires partielles	78
1.8	Équilibre de phase	80
2.	Potentiel chimique d'un gaz dans un mélange gazeux	82
2.1	Les gaz parfaits	82
2.2	Cas d'un mélange de gaz réels	84
3.	Potentiel chimique d'un constituant d'un mélange en phase condensée	85
3.1	Étude expérimentale	85
3.2	Expression du potentiel chimique d'un constituant d'un mélange idéal	88
3.3	Potentiel chimique d'un constituant d'un mélange réel	89
3.4	Interprétation physique des coefficients d'activité	90
3.5	Interprétation géométrique des coefficients d'activité	93
4.	Solutions	93
4.1	Applications de la relation de GIBBS-DUHEM	93
4.2	Comportement asymptotique du potentiel chimique	94
4.3	Lien avec la loi de HENRY	95
5.	Différentes expressions du potentiel chimique	97
	Exercices	100
	Problèmes	104

5 Équilibres chimiques

1.	Avancement d'une réaction	113
1.1	Stœchiométrie d'une réaction	113
1.2	Variable de DE DONDER	114
1.3	Utilisation de la variable de DE DONDER	115
1.4	Généralisation aux systèmes sièges de plusieurs réactions chimiques	117

2.	Critères d'évolution d'un système siège d'une réaction chimique	118
2.1	Position du problème	118
2.2	Introduction du second principe	119
2.3	Relation entre affinité chimique et fonctions d'état usuelles	119
2.4	Évolution d'un système et signe de l'affinité	121
2.5	Lien entre affinité chimique et potentiel chimique	121
3.	Constante d'équilibre	121
3.1	Expression des potentiels chimiques	121
3.2	Expression de l'affinité chimique	123
3.3	Constante d'équilibre standard	124
3.4	Influence de la température sur la constante d'équilibre	125
3.5	Relations entre grandeurs standard de réaction	127
3.6	Utilisation des grandeurs de réaction pour le calcul de variation de fonction au cours d'une réaction chimique	133
4.	Utilisation de données thermodynamiques	136
4.1	Calcul de l'entropie standard de réaction à $T = 298\text{ K}$	136
4.2	Calcul de l'enthalpie standard de réaction	137
4.3	Énergie de liaison	139
4.4	Calcul des enthalpies standard de réaction à des températures différentes de 298 K	143
1	Diffusion de la matière	145
2	Cellules biologiques	145
3	Différents modes de transports actifs	146
4	Couplage scalaire/vecteur	146
5	Un exemple	146
	Exercices	147
	Problèmes	152

6 Déplacements d'équilibres

1.	Variance	165
1.1	Définition	165
1.2	Règle de GIBBS	166
1.3	Influence des conditions initiales	167
1.4	Conséquences sur l'évolution d'un système chimique	168
2.	Déplacements d'équilibres	170
2.1	Position du problème	170
2.2	Expression de l'affinité chimique	170
2.3	Influence de la température	172
2.4	Influence de la pression pour des réactions gaz/solide	173
2.5	Influence de la dilution des réactions faisant intervenir un solvant, des solutés et des solides purs	173
2.6	Introduction de constituants chimiques	174

Exercices	180
Problèmes	184

7 Diagrammes d'ELLINGHAM

1. Écriture des réactions d'oxydation	191
1.1 Choix d'une convention d'écriture	191
1.2 Grandeurs standard de réaction	192
1.3 Calcul de la variance	194
2. Construction et signification du diagramme d'ELLINGHAM . . .	195
2.1 Une première démarche	195
2.2 Une réinterprétation du diagramme	196
2.3 Partition du plan pour un élément et ses oxydes	199
2.4 Structure générale des diagrammes d'ELLINGHAM	206
3. Utilisation du diagramme pour la prévision des conditions de réduction d'un oxyde	207
3.1 Cas de réaction entre solides	207
3.2 L'exemple de la réduction des oxydes de fer	209
Exercices	217
Problèmes	219

8 Généralités sur les diagrammes binaires

1. Étude générale des diagrammes binaires	235
1.1 Règle des phases	235
1.2 Théorème des moments chimiques	238
1.3 Fraction molaire et fraction massique	240
2. Étude expérimentale des diagrammes binaires liquide/liquide .	241
2.1 Principe de l'étude	241
2.2 Nature des diagrammes obtenus	241
3. Étude théorique	244
3.1 Condition d'équilibre de phase	244
3.2 Non idéalité des phases liquides	244
3.3 Calcul des coefficients d'activité dans le cas de deux phases de composition très différente	244
Exercices	248

9 Diagrammes binaires liquide / vapeur

1.	Étude expérimentale des systèmes binaires biphasiques liquide/vapeur	252
1.1	Principe de l'étude	252
1.2	Types de diagrammes obtenus	253
1.3	Utilisation de ces diagrammes	256
1.4	Cas particulier du point azéotropique (homoazéotrope)	258
1.5	À propos de la variance	258
2.	Études théoriques	259
2.1	Étude des mélanges idéaux	259
2.2	Étude des mélanges réels	263
3.	Application des diagrammes binaires liquide/vapeur à la distillation fractionnée	265
3.1	Les dispositifs expérimentaux	265
3.2	Purification d'un mélange idéal	267
3.3	Purification d'un mélange binaire réel avec homoazéotrope à maximum	268
3.4	Purification d'un mélange binaire réel avec homoazéotrope à minimum	269
4.	Diagrammes binaires liquide/liquide/vapeur	270
4.1	Les deux possibilités : utilisation de la règle des phases	270
4.2	Utilisation du diagramme binaire où les deux liquides sont non miscibles	271
4.3	Équation des courbes de rosée	272
4.4	Lecture d'un diagramme binaire avec miscibilité partielle	275
1	La formation du pétrole	276
2	Le raffinage du pétrole	277
3	Le dessalage	277
4	La distillation sous pression atmosphérique	277
5	La distillation sous vide du résidu atmosphérique	278
6	La distillation des essences et le fractionnement des gaz	278
	Exercices	279
	Problèmes	281

10 Diagrammes binaires liquide/solide

1.	Analyse thermique. Étude expérimentale	291
1.1	Nature des diagrammes obtenus	291

1.2	Interprétation qualitative des diagrammes de refroidissement . . .	293
1.3	Modélisation des systèmes	293
2.	Les diagrammes observés	297
2.1	Vocabulaire	297
2.2	Diagrammes binaires à un seul fuseau	297
2.3	Diagrammes à deux fuseaux	298
2.4	Non miscibilité à l'état solide	299
2.5	Miscibilité partielle à l'état solide	301
2.6	Existence de composés définis	301
3.	Études théoriques	304
3.1	Une phase solide mélange solide idéal, une phase liquide mélange idéal	304
3.2	Deux phases solides non miscibles et une phase liquide mélange idéal	306
3.3	Équation du liquidus dans le cas de la formation d'un composé défini à point de fusion congruent	310
	Exercices	315
	Problèmes	321

11 Oxydoréduction. Diagrammes potentiel-pH

1.	Thermochimie appliquée aux réactions d'oxydoréduction	331
1.1	Potentiel de GALVANI et potentiel électrochimique	331
1.2	Force électromotrice d'une pile et potentiel d'oxydoréduction. Affinité chimique	335
1.3	Enthalpie libre standard de réaction associée à une demi-équation d'oxydoréduction	341
1.4	Applications	342
2.	Tracé du diagramme $E-pH$ de l'eau, principales conventions	348
2.1	Conventions de tracé et de frontière	348
2.2	Diagramme $E-pH$ de l'eau	349
3.	Diagramme $E-pH$ du fer	351
3.1	Conventions, diagramme de situation	352
3.2	Équations des frontières	354
3.3	Utilisation du diagramme	358
4.	Diagramme $E-pH$ du zinc	358
4.1	Conventions, diagramme de situation	358
4.2	Équations des frontières	360
4.3	Utilisation du diagramme	361

5.	Diagramme $E-pH$ du cuivre	363
5.1	Conventions, diagramme de situation	363
5.2	Équations des frontières	365
6.	Généralisation : diagrammes $E-pL$	369
6.1	Exemple simple, diagramme $E-pSCN$	369
6.2	Présentation du diagramme complet	371
	Exercices	374
	Problèmes	378

12 Courbes intensité potentiel. Phénomènes de corrosion

1.	Étude thermodynamique	387
1.1	Domaine de stabilité d'une espèce	387
1.2	Choix du pH	388
1.3	Influence de la présence d'autres espèces en solution	389
2.	Description des phénomènes cinétiques se déroulant à une électrode	390
2.1	L'intensité : une mesure de la vitesse de réaction d'oxydoréduction	391
2.2	Le montage à trois électrodes	392
2.3	Les facteurs influençant la cinétique des réactions électrochimiques	393
2.4	Utilisation des courbes intensité-potentiel	398
2.5	Dégagement du dihydrogène à la surface des métaux	401
3.	Application à la corrosion des métaux en présence d'eau	402
3.1	La protection d'un métal par protection d'une couche d'oxyde	402
3.2	Autres moyens de protection apparentés	403
3.3	Protection par potentiel imposé	403
3.4	Protection par anode sacrificielle	403
4.	Application à la préparation du zinc par électrolyse	404
4.1	Anode en plomb	405
4.2	Cathode en zinc	407
4.3	Différence de potentiel à imposer	408
4.4	Nécessité de purifier la solution de sulfate de zinc(II)	408
4.5	Mise en œuvre industrielle	410
	Exercices	415
	Problèmes	418

13 Réactivité

1.	Description microscopique de l'acte chimique élémentaire . . .	427
1.1	Rappel sur les surfaces d'énergie potentielle d'une réaction chimique	427
1.2	Chemin d'énergie minimale et coordonnée réactionnelle	428
1.3	État de transition et complexe activé	430
1.4	Principe de réversibilité microscopique	431
2.	Théorie de l'état de transition	432
2.1	Hypothèse de non-retour	433
2.2	Hypothèse du quasi-équilibre	436
2.3	Hypothèse de séparation des mouvements	438
2.4	Calcul de la constante de vitesse	440
2.5	Validité de la théorie de l'état de transition	443
2.6	Cas des réactions en solution : traitement thermodynamique . . .	444
2.7	Signification des paramètres d'activation ΔH^{\ddagger} et ΔS^{\ddagger}	447
3.	Postulat de HAMMOND	451
3.1	Application aux réactions simples	452
3.2	Application aux réactions complexes	454
3.3	Intérêt du postulat de HAMMOND pour l'interprétation de la réactivité	455
4.	Contrôle cinétique et contrôle thermodynamique	457
4.1	Position du problème	457
4.2	Réaction aux temps courts	458
4.3	Réaction aux temps longs	458
5.	Sélectivité des réactions chimiques	461
5.1	Les différents types de sélectivité	461
5.2	Interprétation cinétique de la sélectivité	463
6.	Méthode des orbitales frontalières	464
6.1	Position du problème	464
6.2	Principe de la méthode des orbitales frontalières	466
6.3	Applications de la méthode des orbitales frontalières	470
6.4	Limites du modèle	476

14 Spectroscopies

1.	Interaction matière-rayonnement	478
1.1	Énergie d'un système microscopique	478
1.2	Transition entre niveaux d'énergie	480

2.	Spectroscopie infrarouge	483
2.1	Le modèle de l'oscillateur harmonique quantique	483
2.2	Cas des molécules polyatomiques	484
2.3	Vibration de valence caractéristiques	487
2.4	Exemples d'analyse de spectres	491
3.	Résonance magnétique nucléaire	491
3.1	Moments cinétiques et moments magnétiques de spin	492
3.2	Principe d'un spectromètre de résonance magnétique nucléaire à onde continue	494
3.3	Informations données par un spectre	496
3.4	Le déplacement chimique	499
3.5	Les couplages spin-spin	507
3.6	Marche à suivre pour l'analyse d'un spectre	517
	Exercices	523
	Problèmes	527

15 Alcènes

1.	Orbitales moléculaires des alcènes dans la théorie de HÜCKEL	531
1.1	Orbitales moléculaires	531
1.2	Orbitales moléculaires de l'éthène (éthylène)	532
1.3	Fonctions d'onde et symétrie	534
1.4	Construction du déterminant séculaire	535
1.5	Hypothèses simplificatrices de HÜCKEL	538
1.6	Application à l'éthène	541
1.7	Application au buta-1,3-diène	543
1.8	Application au benzène ; une approche de la valeur de β	549
1.9	Molécules hétéroatomiques	552
1.10	Population électronique et charge nette	554
2.	Réactions d'additions électrophiles	555
2.1	Rappels des réactions vues en première année	555
2.2	Hydroboration-oxydation d'un alcène terminal	556
3.	Réduction des alcènes par hydrogénation catalytique	561
3.1	Équation de réaction	561
3.2	Séréosélectivité de la réaction	562
3.3	Catalyse hétérogène	564
3.4	Hydrogénation des alcynes	568
4.	Oxydation des dérivés éthyléniques	568
4.1	Coupure oxydante de la double liaison par ozonolyse	568

4.2	Époxydation par un peroxyacide	570
4.3	Réactivité des époxydes	573
4.4	<i>Syndihydroxylation</i> en présence de tétraoxyde d'osmium	577
4.5	Coupure oxydante des diols vicinaux par l'ion periodate IO_4^-	579
5.	Réaction de cycloaddition de DIELS-ALDER	579
5.1	Équation de réaction et exemples	580
5.2	Influence des substituants ; régiosélectivité	581
5.3	Analyse expérimentale de la stéréosélectivité	583
5.4	Modélisation par les orbitales frontalières	584
5.5	Réaction avec des dérivés acétyléniques	592
5.6	Autres réactions péricycliques	593
	Exercices	595
	Problèmes	599

16 Composés aromatiques

1.	Le benzène	605
1.1	Historique	605
1.2	La structure du benzène	608
2.	L'aromaticité	609
2.1	Position du problème	609
2.2	Critères expérimentaux de l'aromaticité	609
2.3	Résonance et aromaticité	613
2.4	La règle de HÜCKEL	617
2.5	Extension du concept d'aromaticité	618
3.	Les réactions de substitution électrophile aromatique	621
3.1	Nitration	622
3.2	Réactions de FRIEDEL-CRAFTS	626
3.3	Halogénéation	633
3.4	Sulfonation	635
4.	Réactions de substitution sur des benzènes monosubstitués	636
4.1	Observations de l'effet des substituants	637
4.2	Interprétation de l'effet des substituants sur la régiosélectivité et la vitesse de la $\text{S}_{\text{E}}\text{Ar}$	640
4.3	Sélectivité <i>ortho/para</i>	650
	Exercices	656
	Problèmes	660

17 Aldéhydes et cétones

1.	Présentation et préparation	666
1.1	Importance des aldéhydes et cétones	666
1.2	Nomenclature	666
1.3	Propriétés spectroscopiques	667
1.4	Préparation par oxydation des alcools	668
2.	Propriétés acido-basiques des aldéhydes et des cétones ; conséquences	670
2.1	Basicité du groupe carbonyle	670
2.2	Acidité en α du groupe carbonyle	671
2.3	Conséquences des propriétés acido-basiques des aldéhydes et cétones	672
2.4	Équilibre de tautomérie	673
3.	Orbitales moléculaires des composés carbonylés	675
3.1	Structure et stabilité de la liaison double C=O	675
3.2	Construction du diagramme d'OM du méthanal	676
3.3	Orbitales frontalières du méthanal	677
3.4	Assistance électrophile	678
3.5	Diagramme d'OM des ions énolates	678
4.	Réactions d'additions nucléophiles sur le groupe carbonyle	679
4.1	Rappels sur l'addition des réactifs de GRIGNARD	679
4.2	Addition d'eau	680
4.3	Réduction par les hydrures de bore	681
4.4	Formation d'acétal	684
4.5	Additions nucléophiles sur les α -étones	691
4.6	Réaction avec les amines	694
4.7	Réactivité comparée des aldéhydes et cétones vis-à-vis des additions nucléophiles	696
5.	Réactions des ions énolates	697
5.1	C-alkylation	697
5.2	Aldolisation-crotonisation	700
5.3	Halogénéation	709
6.	Réaction de WITTIG	710
6.1	Introduction	710
6.2	Préparation de l'ylure de phosphonium	711
6.3	Mécanisme	712
	Exercices	715
	Problèmes	718

18 Acides carboxyliques et dérivés

1.	Généralités sur les acides et leurs dérivés	725
1.1	Structure, nomenclature, caractéristiques physiques	727
1.2	Identification spectroscopique	733
1.3	Acidité des acides carboxyliques	738
1.4	Réactivité des acides carboxyliques et de leurs dérivés	740
2.	Estérification et hydrolyses d'esters	741
2.1	Aspect thermodynamique	741
2.2	Aspect mécanistique	742
2.3	Synthèse des esters à partir des dérivés d'acides	752
2.4	Synthèse et hydrolyse des amides	755
2.5	Interprétation de la réactivité des dérivés d'acides avec les orbitales frontalières	760
2.6	Hydratation et hydrolyse des nitriles	762
3.	Synthèse des acides	765
3.1	Oxydation des alcools primaires et des aldéhydes	766
3.2	Carboxylation des réactifs de Grignard	766
3.3	Synthèse malonique	767
	Exercices	770
	Problèmes	773

19 Le solide cristallin

1.	La cristallographie	777
1.1	Aperçu historique	777
1.2	L'étude expérimentale des cristaux	778
2.	Le cristal parfait	780
2.1	Définitions	780
2.2	Systèmes cristallins et réseaux de BRAVAIS	786
3.	Origine de la cohésion des solides	787
3.1	Cristaux métalliques	789
3.2	Cristaux ioniques	792
3.3	Cristaux covalents	795
3.4	Cristaux moléculaires	797
3.5	Limites de validité des modèles structuraux	801

20 Structures cristallines

1.	Les cristaux métalliques	806
1.1	Coordinance et compacité	806
1.2	Principe de construction des assemblages compacts	806
1.3	La structure hexagonale compacte (<i>h.c.</i>)	809
1.4	Structure cubique faces centrées (<i>c.f.c.</i>)	816
1.5	Assemblage non compact	824
1.6	Structure cubique centrée (<i>c.c.</i>)	824
1.7	Les alliages	827
2.	Cristaux covalents	828
2.1	Le diamant	829
2.2	Le graphite	831
3.	Les cristaux ioniques	834
3.1	Généralités	834
3.2	Les composés du type MX_2	840
4.	Les cristaux moléculaires	842
	Exercices	847
	Problèmes	850

21 Les polymères : structure et propriétés physico-chimiques

1.	Présentation des polymères	856
1.1	Macromolécules et polymères	856
1.2	Originalité de la chimie et de la physico-chimie des polymères	857
1.3	Types de polymères et classifications	857
2.	Chimie structurale des polymères	858
2.1	Définitions de base	858
2.2	Organisations structurales des unités dans les macromolécules	862
2.3	Diversification des structures	869
2.4	Interactions entre chaînes	872
2.5	Modèle de la pelote statistique	874
3.	Masses molaires des polymères	875
3.1	Originalité des polymères	875
3.2	Masse moléculaire moyenne en nombre	876
3.3	Masse moléculaire en masse	876
3.4	Méthodes de détermination des masses moléculaires moyennes \overline{M}_n et \overline{M}_w	876

3.5	Polymolécularité	880
4.	États physiques des polymères	882
4.1	Originalité des polymères	882
4.2	Cristallinité des polymères	883
4.3	L'état vitreux et la transition vitreuse	886
4.4	État caoutchoutique	891
5.	Relations structure-propriétés	894
5.1	Solubilité des polymères	894
5.2	Gonflement des polymères	895
5.3	Propriétés mécaniques	896
5.4	Utilisation des polymères	900
Exercices		904

22 Réactions de polymérisations

1.	Généralités sur les polymérisations	907
1.1	Réactions par étapes, réactions en chaîne	907
1.2	Conséquences des différents types de polymérisation	908
2.	Polymérisation par étapes	910
2.1	Généralités	910
2.2	Principales réactions employées dans les polymérisations par étapes	912
2.3	Relation de CAROTHERS	914
2.4	Distribution des masses molaires	915
2.5	Cinétique des polymérisations par étapes	917
2.6	Aspects pratiques de la polymérisation par étapes	919
3.	Polymérisations en chaîne	920
3.1	Généralités sur les polymérisations en chaîne	920
3.2	Aspect thermodynamique de la polymérisation en chaîne	921
3.3	Polymérisations radicalaires	923
3.4	Polymérisations ioniques	937
4.	Formation des copolymères	945
4.1	Formation des différents types de copolymères	945
4.2	Contrôle de la composition d'un copolymère	946

Exercices	952
------------------	------------

Problèmes	954
------------------	------------

Corrigés des exercices	958
-------------------------------	------------

Index	1073
--------------	-------------

l'intégrale

CHIMIE

TOUT-EN-UN

PC • PC*

Cet ouvrage propose aux étudiants de 2e année PC, PC* un cours complet et de nombreux exercices et problèmes intégralement résolus.

Un cours complet et conforme au programme

- Toutes les notions du programme sont abordées de façon progressive.
- Des encadrés illustrent le cours et permettent à l'étudiant de faire le lien avec des phénomènes de la vie courante ou de la recherche actuelle.

De nombreux exercices d'entraînement et problèmes de synthèse

- Des exercices d'application directe situés dans le cours et en fin de chapitre pour maîtriser les méthodes et mécanismes de base.
- Des problèmes de synthèse en fin de chapitre pour s'entraîner sur des extraits d'Annales de concours.

Les corrigés détaillés

- Les exercices d'application sont tous intégralement corrigés dans l'ouvrage.
- Les problèmes de synthèse sont tous intégralement corrigés sur le site www.dunod.com, dans la rubrique « compléments en ligne » associée à la présentation de cet ouvrage.



9 782100 514991

6493068

ISBN 978-2-10-051499-1



www.dunod.com

JEAN-BERNARD
BAUDIN

est sous-directeur
du département de
Chimie de l'École
Normale Supérieure de
la rue d'Ulm à Paris.

BRUNO FOSSET

est professeur en MP
au lycée Henri IV à
Paris.

FRÉDÉRIC LAHITÈTE

est professeur en PC
au lycée Louis Barthou
à Pau.

VALÉRY PRÉVOST

est professeur en
BCPST 1 au lycée Hoche
à Versailles.



DUNOD