

l'intégrale

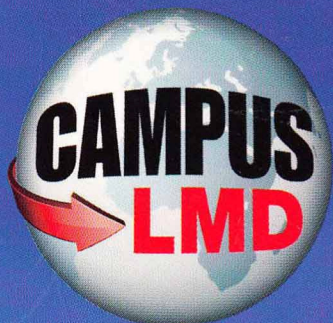
Sous la direction de :
Bruno Fosset

Jean-Bernard Baudin
Frédéric Lahitète
Valéry Prévost

CHIMIE

TOUT – EN – UN PCSI

2^e édition



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	Classification périodique des éléments	1
1	Introduction à la chimie quantique	1
1.1	Structure de l'atome, notion d'élément chimique	1
1.2	L'avènement de la chimie quantique : contexte historique	2
1.3	Structure ondulatoire de la lumière	3
1.4	Quantification de l'énergie électronique	4
2	Résultats quantiques pour l'atome d'hydrogène	8
2.1	États d'énergie envisageables	8
2.2	Nombres quantiques n, ℓ, m	11
2.3	Notion d'orbitale atomique	12
3	Atome polyélectronique	13
3.1	Spin de l'électron	13
3.2	Configuration électronique des atomes et des ions	15
4	Classification périodique des éléments	24
4.1	Genèse du tableau périodique	24
4.2	Périodicité des propriétés chimiques, allure de la classification périodique	24
4.3	Métaux et non-métaux, métalloïdes	27
4.4	Configuration électronique et classification périodique	27
5	Évolution de quelques propriétés atomiques	33
5.1	Énergie d'ionisation et affinité électronique	33
5.2	Notion d'électronégativité χ	36
6	Étude de quelques familles	37
6.1	Éléments du bloc s	37
6.2	Éléments du bloc p	39
6.3	Éléments du bloc d	41
7	Mise en oeuvre expérimentale (TP-cours)	41
7.1	Combustion de quelques corps simples dans le dioxygène	42
7.2	Propriétés réductrices des alcalins et des alcalino-terreux	43
7.3	Propriétés des dihalogènes et des halogénures	43

2	Le modèle quantique de l'atome	45
1	Notion de fonction d'onde, description quantique de l'électron	45
1.1	Dualité onde-corpuscule en chimie	45
1.2	Fonction d'onde Ψ	46
1.3	Principe d'incertitude de HEISENBERG	52
2	L'atome d'hydrogène : étude quantique	53
2.1	Expression de la fonction d'onde électronique	53
2.2	Nombres quantiques (rappels et compléments)	53
2.3	Expressions des fonctions $R_{n,\ell}(r)$ et $Y_{\ell,m}(\theta, \varphi)$	56
3	Fonctions d'onde des ions hydrogénoïdes	58
3.1	Obtention de fonctions réelles	58
3.2	Normalisation des fonctions	58
3.3	Représentations de $R(r)$	59
3.4	Densité radiale de probabilité de présence, rayon orbitalaire	59
3.5	Étude des orbitales s , p , d . Représentations.	62
3.6	Représentation conventionnelle des orbitales atomiques	64
4	Atomes polyélectroniques : orbitales atomiques	65
4.1	Nécessité d'approximation	65
4.2	Orbitales de SLATER	67
4.3	Spin de l'électron (Rappels et compléments)	69
4.4	Énergie électronique totale, énergie électronique de valence	71
5	Calculs utilisant le modèle de SLATER	71
5.1	Règles empiriques de SLATER : calcul de Z^* , évolutions	71
5.2	Calculs d'énergies	74
5.3	Calcul de rayons (atomiques ou ioniques), évolutions	74
5.4	Énergie d'ionisation et affinité électronique	76
	Exercices	81
3	Modèle de LEWIS des molécules et des ions – Géométrie	87
1	Modèle de LEWIS des molécules et des ions	87
1.1	Électrons de valence des atomes des blocs s et p	87
1.2	Octet des composés monoatomiques stables	88
1.3	Partage des électrons de valence ; symbole de LEWIS de la liaison	88
1.4	Règle de l'octet	89
1.5	Les symboles de LEWIS	89
1.6	Nombre total d'électrons et de paires de valence	90
1.7	Représentation de LEWIS des molécules simples	90
1.8	Liaisons multiples	91
1.9	Composés déficients en électrons	92
1.10	Charges formelles	93
1.11	Composés présentant des électrons célibataires	96
1.12	Dépassement de la règle de l'octet ; hypervalence	98
1.13	Molécules possédant des atomes du bloc d	100
1.14	Représentations de LEWIS et réactivité chimique	101
2	Mésomérie	101

2.1	Plusieurs représentations de LEWIS possibles	101
2.2	Délocalisation des électrons	101
2.3	Formes mésomères représentant le mieux la structure électronique . .	102
2.4	Symbole de mouvement électronique	103
2.5	Systèmes conjugués usuels en chimie organique	106
2.6	Symbole de mouvement monoélectronique	107
2.7	Système conjugué et longueur de liaison	107
3	Prévision de la géométrie des molécules	108
3.1	Moment dipolaire électrostatique	108
3.2	Principe de la méthode VSEPR	110
3.3	Polyèdre de coordination	110
3.4	Nomenclature de GILLESPIE et géométrie	110
3.5	Intensité relative de la répulsion	113
3.6	Conséquences sur les propriétés physiques	115
3.7	Les limites de la méthode	116
	Exercices	120
	Problèmes	122
4	Structure électronique des molécules diatomiques	127
1	But recherché, approximations fondamentales	127
1.1	Approximation de BORN-OPPENHEIMER	128
1.2	Approximation monoélectronique (cas de la molécule)	128
1.3	Combinaison linéaires d'orbitales atomiques	129
2	Ion moléculaire H_2^+ , molécule H_2 , construction des orbitales moléculaires . .	130
2.1	Obtention de la forme analytique des orbitales moléculaires	130
2.2	Représentation conventionnelle des fonctions ϕ_+ et ϕ_- , propriétés de symétrie	132
2.3	État liant, état antiliant	133
2.4	Énergie des orbitales, diagramme d'interaction	135
3	Molécules diatomiques homonucléaires des éléments de la deuxième période	141
3.1	Interactions à envisager, recouvrements	141
3.2	Construction des orbitales moléculaires, diagramme d'interaction (cas simple)	142
3.3	Diagramme corrélé (approfondissement)	146
4	Application : molécule diatomique hétéronucléaire	148
4.1	Problème envisagé, interactions entre orbitales atomiques	149
4.2	Tracé du diagramme d'interaction, interprétation	149
5	Analyse expérimentale des orbitales moléculaires	150
5.1	Spectroscopie de photoélectrons (principe)	150
5.2	Spectroscopie de photoélectrons à rayons X	151
	Exercices	151

5	Cinétique chimique macroscopique	155
1	Concepts fondamentaux de la cinétique chimique	155
1.1	Système considéré	155
1.2	Vitesse de formation d'un produit, de disparition d'un réactif	156
1.3	Vitesse de réaction	157
1.4	Équation empirique de vitesse, notion d'ordre	158
1.5	Types de réactions chimiques	160
2	Méthodes expérimentales	162
2.1	Méthodes physiques et chimiques en cinétique	162
2.2	Exemples de méthodes physiques	164
3	Analyse des résultats expérimentaux	166
3.1	Méthode différentielle	166
3.2	Méthode des vitesses initiales	168
3.3	Méthode d'intégration	169
3.4	Temps de demi-réaction	175
3.5	Corrélation des propriétés physiques avec les concentrations	175
4	Influence de la température sur la vitesse des réactions	177
4.1	Résultats expérimentaux	177
4.2	Équation d'ARRHÉNIUS	178
4.3	Autres facteurs influençant la vitesse des réactions	182
	Exercices	186
	Problèmes	188
6	Cinétique chimique microscopique	197
1	Acte élémentaire, molécularité	197
1.1	Acte élémentaire chimique	198
1.2	Molécularité	199
2	Théories de la réaction chimique	200
2.1	Théorie des collisions	200
2.2	De la théorie des collisions à la théorie du complexe activé	202
2.3	Position du problème	203
2.4	Surfaces d'énergie potentielle	203
2.5	Cas des systèmes complexes	211
3	Acte chimique élémentaire et réaction chimique	211
3.1	Aspect dynamique de l'acte élémentaire	211
3.2	Signification de l'équation d'ARRHENIUS	213
3.3	Observation d'espèces transitoires	214
4	Réaction photochimiques	215
7	Réactions complexes	219
1	Types de réactions complexes	219
1.1	Analyse d'un exemple	219
1.2	Typologie des réactions complexes	220
1.3	Réactions en séquence ouverte	220
1.4	Réactions en séquence fermée	222

2	Les intermédiaires réactionnels	223
2.1	Types d'intermédiaires réactionnels	224
2.2	Mécanisme réactionnel et diagrammes d'énergie potentielle	226
3	Lois cinétiques des systèmes complexes	228
3.1	Méthode d'établissement des lois cinétiques	229
3.2	Analyse cinétique du système $A \rightarrow B \rightarrow C$	230
4	Approximation des états quasi-stationnaires	234
4.1	Introduction	234
4.2	Système $A \rightarrow B \rightarrow C$	234
4.3	Validité de l'approximation	236
5	Étape cinétiquement déterminante	239
6	Réactions en chaîne	242
6.1	Réactions en chaîne linéaire	242
6.2	Analyse cinétique d'une réaction en chaîne	243
6.3	Réaction en chaîne ramifiée	246
7	La catalyse	246
7.1	Mise en évidence du phénomène de la catalyse	247
7.2	Caractéristiques de la catalyse	248
	Exercices	256
	Problèmes	259
8	Thermodynamique des systèmes chimiques	275
1	Description d'un système siège d'une réaction chimique	275
1.1	Système et Univers	275
1.2	Contraintes exercées par l'opérateur	275
1.3	Réaction chimique	276
2	Description de l'évolution d'un système siège d'une réaction chimique	276
2.1	Existence d'une (ou plusieurs) réactions chimiques	276
2.2	Nombres stœchiométriques	277
2.3	Avancement de réaction	278
3	Transfert thermique pour un système évoluant à pression constante	280
3.1	Expression différentielle du premier principe	280
3.2	Enthalpie et composition du système	280
3.3	Cas des systèmes où existent des phases condensées pures et des mélanges parfaits de gaz parfaits	281
3.4	Expression du transfert thermique à pression constante	281
4	Grandeurs de réaction et grandeurs standard de réaction	282
4.1	Grandeur extensive quelconque associée au système	282
4.2	État standard	282
4.3	Grandeurs standard de réaction	283
4.4	Relations entre grandeurs standard de réactions	284
5	Calcul des enthalpies standard	285
5.1	Réaction de formation d'une espèce chimique	285
5.2	Grandeurs standard de formation	286

5.3	Utilisation des enthalpies standard de formation pour le calcul des enthalpies standard de réaction	286
5.4	Énergie de liaison	288
5.5	Énergie réticulaire	289
5.6	Application : calcul de la température de flamme	289
6	TP-Cours : réaction de l'ion oxonium avec l'ion hydroxyde	292
6.1	Principe de l'étude	292
6.2	Réaction de l'ion oxonium sur l'ion hydroxyde	292
6.3	Détermination de $Q_{p2}(V)$: méthode électrique	294
6.4	Détermination de $Q_{p2}(V_S)$: méthode thermique	294
6.5	Réalisation expérimentale	295
	Exercices	299
	Problèmes	301
9	Introduction à la chimie des solutions	307
1	Le solvant eau : structure, propriétés, dissolution d'un composé	307
1.1	La molécule d'eau	307
1.2	L'eau liquide	308
1.3	Dissolution d'un composé en solution aqueuse	310
1.4	Conductivité d'une solution	313
2	Échange de particules en solution aqueuse : traitement unitaire	317
2.1	Échange de proton H^+ , acido-basicité	317
2.2	Échange de cations et d'anions : complexes et précipités	318
3	Constante d'équilibre K_T°	320
3.1	Loi de GULDBERG-WAAGE : écriture de K_T°	320
3.2	Quotient de réaction et constante d'équilibre : évolution vers l'équilibre chimique	322
	Exercices	324
10	Équilibres acido-basiques	327
1	Équilibres acido-basiques, généralités (PC/PSI)	327
1.1	Définitions préliminaires, constantes d'équilibre	327
1.2	Force d'un acide ou d'une base	330
1.3	Diagrammes de prédominance	332
1.4	Échange de proton H^+ : prévision du sens d'échange	333
2	Détermination de l'état d'équilibre d'une solution aqueuse, méthode de la réaction prépondérante	335
2.1	Définitions : réaction prépondérante, solution équivalente	336
2.2	Mise en œuvre de la méthode de la réaction prépondérante	336
2.3	Un premier exemple simple	338
2.4	Autoprotolyse de l'eau	339
3	Calculs de pH : acides forts, faibles, bases fortes, faibles (PC)	340
3.1	Monoacides et monobases forts dans l'eau	340
3.2	Acides faibles, bases faibles	342
3.3	Polyacides, polybases	345

4	Calculs de pH : mélanges, ampholytes (PC)	346
4.1	Mélanges d'acides ou de bases	346
4.2	Ampholyte (espèce amphotère)	350
4.3	Mélange acide faible/base conjuguée	352
4.4	Mélange acide faible/base non conjuguée	354
4.5	Mélange quelconque : exemple	355
5	Titrages acido-basiques (PC/PSI)	355
5.1	Dispositif expérimental, suivi pH-métrique	355
5.2	Titration acide fort/base forte	356
5.3	Titration d'un acide faible AH par une base forte	362
5.4	Solutions tampons, pouvoir tampon	368
5.5	Titration de polyacides (polybases) ou de mélanges d'acides (de bases)	370
6	Détermination d'une constante d'acidité (PC/PSI)	372
6.1	Résultat conductimétrique, titrages	372
6.2	Méthode spectrophotométrique	373
7	TP-cours : titrage acido-basique (suivi pHmétrique et conductimétrique, PC)	375
7.1	Expérience réalisée, données	375
7.2	Interprétation	376
	Exercices	378
	Problèmes	380
11	Réactions de complexation	391
1	Complexes, équilibres de complexation : généralités (options PC et SI)	391
1.1	Complexes : structure et nomenclature	391
1.2	Constantes d'équilibre	394
1.3	Diagrammes de prédominance	395
1.4	Échelle de pK_d et diagramme de prédominance : prévision du sens d'échange de ligand	398
1.5	Échelle de pK_d et diagrammes de prédominance : prévision du sens d'échange de centre métallique	399
2	Détermination de l'état d'équilibre, calcul des concentrations (PC)	401
2.1	Solution contenant un seul complexe ML	402
2.2	Complexe amphotère	403
2.3	Étude de mélanges	405
3	Rôle acido-basique (PC)	411
3.1	Propriétés acides du cation	411
3.2	Ligands basiques, destruction du complexe en milieu acide	412
3.3	Influence de la complexation sur la force d'un acide	414
4	Titrages complexométriques (PC/PSI)	414
4.1	Principe, courbe théorique $pL = f(x)$	414
4.2	Existence d'une zone de pH optimale pour le titrage	418
4.3	Utilisation d'un indicateur coloré	420
4.4	Suivi spectrophotométrique	421
5	Mise en œuvre expérimentale : TP-cours (PC)	422
5.1	Titrages de l'EDTA, protocole et résultats	422

5.2	Titration complexométrique d'ions calcium et magnésium dans une eau naturelle	425
	Exercices	427
	Problèmes	430
12	Précipitation - Solubilité	437
1	Équilibre solide/espèces en solution, constante d'équilibre	437
1.1	Conditions d'existence. Constante d'équilibre et quotient de réaction .	437
1.2	Diagrammes d'existence/absence de solide	439
1.3	Solubilité, calcul de solubilité dans l'eau pure	440
2	Effet d'ion commun – Influence (PC/PSI)	441
2.1	Exemple, mise en évidence	441
2.2	Généralisation, loi de modération	442
3	Intervention des réactions de complexation (PC)	442
3.1	Mise en évidence expérimentale	442
3.2	Généralisation, écriture de la réaction prépondérante	443
3.3	Application : solubilité en milieu complexant	444
3.4	Application : exploitation d'une réaction prépondérante de redissolution	445
4	Influence du pH sur la solubilité (PC)	446
4.1	Loi de modération, écriture d'une réaction prépondérante généralisée	446
4.2	Exemples	446
4.3	Cas des hydroxydes - hydroxydes amphotères	450
5	Titrages par précipitation (PC/PSI)	454
5.1	Principe du titrage	454
5.2	Expression $pAg = f(V)$	455
5.3	Détermination du point équivalent, suivi du titrage	456
5.4	Méthode de VOHLARD	459
5.5	Titration de mélanges	459
5.6	Titration du mélange H_3O^+/Mg^{2+}	461
6	Mise en œuvre expérimentale (TP-cours, PC)	462
6.1	Protocole et résultats expérimentaux	462
6.2	Interprétation	463
	Exercices	465
	Problèmes	468
13	Oxydoréduction	477
1	Couples oxydant-réducteur, réactions de transfert d'électrons	477
1.1	Transfert électronique, vocabulaire	477
1.2	Équilibrage d'une réaction d'oxydoréduction : méthode des demi-équations	480
1.3	Nombres d'oxydation, application à l'équilibrage de réactions d'oxydoréduction	482
1.4	Vocabulaire	485
2	Étude de piles, potentiel d'électrode, potentiel d'oxydoréduction	486
2.1	Définitions, structure d'une pile	486

2.2	Étude de la pile DANIELL	487
2.3	Potentiel d'électrode, potentiel d'oxydoréduction	489
2.4	Application à la pile DANIELL	492
3	Différents types d'électrodes	494
3.1	Électrodes de première espèce	494
3.2	Électrodes de deuxième espèce	496
3.3	Électrodes de troisième espèce	498
4	Prévision du sens de réaction, calcul d'un potentiel standard inconnu	498
4.1	Diagrammes de prédominance ou d'existence	498
4.2	Prévision du sens d'échange d'électrons, calculs de K_T°	500
4.3	Stabilité d'un nombre d'oxydation	504
4.4	Détermination d'un potentiel standard inconnu	504
5	Titrages par réaction d'oxydoréduction	509
5.1	Titration d'une solution d'ions Fe^{2+} par des ions Ce^{4+} (en milieu acide fort)	509
5.2	Titration des ions Fe^{2+} par les ions MnO_4^-	513
6	Mise en œuvre expérimentale (TP-cours)	514
6.1	Buts, expériences réalisées	514
6.2	Exploitations des expériences réalisées	518
	Exercices	523
	Problèmes	524
14	Stereochimie de conformation	535
1	Représentation plane des molécules organiques	535
1.1	Formule moléculaire	535
1.2	Formule développée	535
1.3	Formule semi-développée	535
1.4	Représentation topologique	536
2	Représentations plane des molécules	537
2.1	Représentation de CRAM	537
2.2	Projection de NEWMAN	539
3	Étude de la molécule d'éthane	540
3.1	Définition de la stéréochimie de conformation	540
3.2	Paramètre d'étude : l'angle de torsion (angle dièdre)	541
3.3	Courbe d'énergie potentielle	542
3.4	Conformère, état de transition, barrière de rotation	544
4	Étude de la molécule de butane	544
4.1	Courbe d'énergie potentielle	544
4.2	Population des conformères	547
5	Étude du cyclohexane	548
5.1	Importance des cycles à six atomes dans la nature	548
5.2	Représentations usuelles	549
5.3	Conformations particulières	551
5.4	Diagramme énergétique	552
5.5	Cyclohexane en conformation chaise	553

5.6	Inversion de la chaise	553
5.7	Cyclohexanes monosubstitués	554
5.8	Cyclohexanes polysubstitués	556
	Exercices	563
	Problèmes	565
15	Stéréochimie de configuration	569
1	Énantiométrie	569
1.1	Configuration d'une molécule	569
1.2	Chiralité	570
1.3	Énantiométrie	570
1.4	Atome de carbone stéréogène	570
2	Descripteurs stéréochimiques	572
2.1	Position du problème	572
2.2	Descripteurs stéréochimiques <i>R</i> et <i>S</i>	572
2.3	Règles séquentielles	574
3	Comparaison des propriétés physiques et chimiques de deux énantiomères	579
3.1	Propriétés physiques usuelles	579
3.2	Activité optique	579
3.3	Propriétés chimiques comparées de deux énantiomères	582
4	Diastéréométrie	584
4.1	Définition	584
4.2	Molécules possédant deux atomes de carbone stéréogènes	584
4.3	Deux atomes de carbone stéréogènes : cas dégénéré	587
4.4	Cas de <i>n</i> atomes de carbone stéréogènes	587
4.5	Diastéréométrie engendrée par une double liaison C=C	588
4.6	Diastéréoisométrie engendrée par les molécules cycliques	589
4.7	Comparaison des propriétés des diastéréomères	590
5	Pour aller plus loin	591
5.1	Activation optique	591
5.2	Détermination d'une configuration absolue	593
5.3	Énantiométrie et diastéréométrie en l'absence de carbone stéréogène ou de doubles liaisons	594
5.4	Configuration ou conformation ?	596
	Exercices	599
	Problèmes	601
16	Réactivité de la double liaison carbone	605
1	Présentation	605
1.1	Composés éthyléniques naturels et d'intérêt industriel	605
1.2	Nomenclature	606
1.3	Paramètres structuraux de la double liaison C=C	606
2	Réactions d'addition électrophile	607
2.1	Présentation	607
2.2	Addition électrophile d'halogénure d'hydrogène	609

2.3	Addition électrophile d'eau : hydratation	620
2.4	Addition électrophile de dihalogène : halogénéation	623
3	Hydrobromation radicalaire en chaîne	629
3.1	Observations expérimentales	629
3.2	Mécanisme radicalaire en chaîne	629
3.3	Séréosélectivité de la réaction	631
4	Coupure oxydante de la double liaison par ozonolyse	632
4.1	Équation de réaction de l'ozonolyse suivie d'hydrolyse en milieu réducteur	632
4.2	Exemple en synthèse d'ozonolyse suivie d'hydrolyse en milieu réducteur	632
4.3	Ozonolyse suivie d'hydrolyse en milieu oxydant	633
4.4	Première approche du mécanisme	634
	Exercices	635
	Problèmes	638
17	Les organomagnésiens mixtes	641
1	Synthèse des organomagnésiens	641
1.1	Présentation et nomenclature	641
1.2	Équation de réaction	642
1.3	Mise en œuvre expérimentale	644
1.4	Structure des réactifs de GRIGNARD	645
1.5	Nucléophilie et basicité des organomagnésiens	647
1.6	Atmosphère inerte	650
2	Addition nucléophile (A_N) sur le groupe $C=O$	650
2.1	Addition nucléophile sur un aldéhyde ou une cétone	650
2.2	Addition nucléophile sur le dioxyde de carbone	656
2.3	Addition nucléophile sur un nitrile	658
3	Addition nucléophile-élimination sur le groupe $C=O$	659
3.1	Cas général d'un groupe $C=O$ porteur d'un nucléofuge	659
3.2	Addition nucléophile-élimination sur un chlorure d'acyle	661
3.3	Addition nucléophile-élimination sur un anhydride d'acide	662
3.4	Addition nucléophile-élimination sur un ester	663
4	Substitution nucléophile (S_N) sur un époxyde	666
4.1	Présentation des époxydes	666
4.2	Équation de réaction et conditions opératoires	666
4.3	Mécanisme simplifié	667
4.4	Régiosélectivité	668
	Exercices	670
	Problèmes	671
18	Les liaisons carbone-halogène	675
1	Présentation	675
1.1	Nomenclature et classe	675
1.2	Propriétés physiques	676

2	Réaction de substitution nucléophile S_N	678
2.1	Équation de réaction et exemples	678
2.2	Mécanisme bimoléculaire	680
2.3	Mécanisme monomoléculaire	682
2.4	Compétition entre les mécanismes mono- et bi-moléculaires	686
2.5	Autres évolutions possibles du carbocation	694
3	Déshydrohalogénéation des halogénoalcanes	695
3.1	Équation de réaction et exemples	695
3.2	Régiosélectivité : la règle de ZAITSEV	697
3.3	Mécanisme bimoléculaire et cinétique de réaction	698
3.4	Stéréosélectivité	698
3.5	Influence de quelques facteurs	701
4	Compétition entre substitution et β -élimination	703
4.1	Effets structuraux	703
4.2	Effets de milieu	704
	Exercices	707
	Problèmes	710
19	Liaison simple carbone-oxygène	715
1	Généralités	715
1.1	Nomenclature des alcools, phénols et des éthers-oxydes	716
1.2	Propriétés physiques	718
2	Propriétés acido-basiques des alcools et phénols	719
2.1	Couples acide/base	719
2.2	Formation d'ions alcoolate et alkyloxonium en synthèse	721
3	Alcools et alcoolates comme réactifs nucléophiles	721
3.1	Synthèse de WILLIAMSON des éthers-oxydes	721
3.2	Utilisation d'un sulfate de dialkyle comme électrophile	723
4	Alcool modifié comme substrat de substitution nucléophile et de β -élimination	723
4.1	Exaltation du caractère nucléofuge du groupe hydroxyle	723
4.2	Synthèse d'halogénoalcanes à partir d'alcools	724
4.3	Synthèse d'alcènes par β -élimination	726
4.4	Synthèse d'halogénoalcanes par des réactifs spécifiques	729
4.5	Utilisation du nucléofuge tosylate	731
4.6	Clivage des éthers-oxydes comme groupes protecteurs	732
	Exercices	736
	Problèmes	737
20	Liaison simple carbone-azote	741
1	Généralités	741
1.1	Classe et nomenclature des amines	742
1.2	Propriétés physiques	743
2	Propriétés acido-basiques des amines	744
2.1	Basicité des amines	745
2.2	Constante d'acidité	745

2.3	Acidité des amines primaires et secondaires	746
2.4	Acides α -aminés	746
3	Alkylation des amines	747
3.1	Obtention d'une amine primaire	747
3.2	Formation d'amines secondaires et tertiaires et d'ions ammonium quaternaires	748
3.3	Facteurs influençant la nucléophilie des amines	750
4	Les ions ammonium quaternaires	751
4.1	Éliminations d'HOFMANN	751
4.2	Utilisation des ions ammonium quaternaires pour le transfert de phase	752
	Exercices	755
	Problèmes	757
21	Le solide cristallin	765
1	La cristallographie	765
1.1	Aperçu historique	765
1.2	L'étude expérimentale des cristaux	766
2	Le cristal parfait	768
2.1	Définitions	768
2.2	Systèmes cristallins et réseaux de Bravais	772
3	Origine de la cohésion des solides	774
3.1	Cristaux métalliques	775
3.2	Cristaux ioniques	777
3.3	Cristaux covalents	779
3.4	Cristaux moléculaires	781
3.5	Limites de validité des modèles structuraux	784
22	Structures cristallines	787
1	Cristaux métalliques	788
1.1	Coordinnence et compacité	788
1.2	Principe de construction des assemblages compacts	788
1.3	Structure hexagonale compacte (<i>h.c.</i>)	790
1.4	Structure cubique faces centrées (<i>c.f.c.</i>)	797
1.5	Assemblage non compact	805
1.6	Structure cubique centrée (<i>c.c.</i>)	805
1.7	Les alliages	807
2	Cristaux covalents	808
2.1	Le diamant	809
2.2	Le graphite	811
3	Cristaux ioniques	813
3.1	Généralités	813
3.2	Composés du type MX_2 (type Fluorine)	818
4	Cristaux moléculaires	819
	Exercices	823

Problèmes	825
---------------------	-----

Corrigés des exercices et des problèmes

Corrigé des exercices du chapitre 2	829
Corrigé des exercices du chapitre 3	839
Corrigé des exercices du chapitre 4	851
Corrigé des exercices du chapitre 5	857
Corrigé des exercices du chapitre 7	873
Corrigé des exercices du chapitre 8	901
Corrigé des exercices du chapitre 9	914
Corrigé des exercices du chapitre 10	916
Corrigé des exercices du chapitre 11	932
Corrigé des exercices du chapitre 12	949
Corrigé des exercices du chapitre 13	969
Corrigé des exercices du chapitre 14	989
Corrigé des exercices du chapitre 15	995
Corrigé des exercices du chapitre 16	1004
Corrigé des exercices du chapitre 17	1011
Corrigé des exercices du chapitre 18	1018
Corrigé des exercices du chapitre 19	1032
Corrigé des exercices du chapitre 20	1040
Corrigé des exercices du chapitre 22	1050
 Index	 1068