

Jérôme GOLEBIEWSKI
Philippe APLINCOURT

2^e édition

Chimie générale

Cours et QCM corrigés et commentés

UE 1

- Le cours du nouveau programme
- L'entraînement en QCM et exercices pour le concours
- Commentaires et conseils de l'enseignant



Chimie générale

Cet ouvrage est destiné aux étudiants de PACES. Il sera également très utile aux étudiants en première année de licence en sciences ou en première année de classe préparatoire aux grandes écoles qui suivent des cours de chimie ainsi qu'aux étudiants préparant les concours de l'enseignement.

Le livre couvre une partie des grands concepts de chimie générale en 5 chapitres : structure de l'atome, liaison chimique, thermodynamique, équilibres chimiques et équilibres acido-basiques. Chaque chapitre reprend les principales notions à connaître et souligne les grandes idées qui permettront au lecteur d'échafauder son raisonnement scientifique. De nombreux exemples et applications numériques viennent illustrer les concepts théoriques. À la fin de chaque chapitre, une fiche récapitule les notions importantes devant être acquises par le lecteur. Des QCM de type concours sont ensuite proposés, suivis de leurs corrections détaillées.

L'étudiant pourra ainsi renforcer ses connaissances afin d'aborder les examens de manière plus sereine.

Jérôme GOLEBIOWSKI est maître de conférences au département de Chimie de l'université de Nice Sophia-Antipolis. Il enseigne notamment la Chimie Générale en PACES et la Chimie Structurale en première année de licence.

Philippe APLINCOURT est professeur agrégé de Chimie à l'université de Nice Sophia-Antipolis. Il enseigne la Chimie Générale aux étudiants préparant les concours de l'enseignement.



9 782729 874148

www.editions-ellipses.fr

Table des matières

CHAPITRE 1	Interactions rayonnement / matière Structure de l'atome	7
1.1	La lumière	7
1.2	Interaction rayonnement-matière	9
1.2.1	L'électron dans l'atome	10
1.2.2	Interaction électron / onde électromagnétique	11
1.3	Description de l'électron	14
1.3.1	Dualité onde / particule chez l'électron	14
1.3.2	Orbitale atomique	15
1.3.3	Notation des orbitales atomiques	18
1.3.4	Cases quantiques	19
1.4	Configuration électronique	20
1.4.1	Règle de Hund	20
1.4.2	Règles de remplissage des OA	21
1.4.3	Exceptions dans la configuration électronique	22
1.4.4	Couches de valence et de cœur	22
1.4.5	Propriétés magnétiques des atomes	23
1.4.6	Attachement électronique et énergie d'ionisation	24
1.5	Classification des éléments. Tableau périodique	25
1.5.1	Familles d'éléments	26
1.6	Fiche récapitulative du Chapitre 1	28
1.7	QCM du CHAPITRE 1	31
1.8	Réponses aux QCM du CHAPITRE 1	34
CHAPITRE 2	Liaison chimique	39
2.1	Le modèle de Lewis	39
2.1.1	Le modèle de Lewis pour les atomes	39
2.1.2	Le modèle de Lewis pour les molécules	41
2.2	Résonance et mésomérie	43
2.3	Structure tridimensionnelle des molécules	44
2.3.1	Notation de Cram	44
2.3.2	Théorie VSEPR	44
2.3.3	Extension du modèle VSEPR	47
2.4	Fiche récapitulative du Chapitre 2	48
2.5	QCM du CHAPITRE 2	49
2.6	Réponses aux QCM du CHAPITRE 2.	52

CHAPITRE 3	Thermodynamique	55
3.1	Le système thermodynamique	55
3.2	Description d'un système	56
3.2.1	Variable d'état	56
3.2.2	Fonction d'état	56
3.2.3	Transformations	57
3.3	L'état standard	57
3.3.1	Pression standard	57
3.3.2	État standard d'un constituant	58
3.3.3	État standard de référence d'un constituant	58
3.4	Le premier principe de la thermodynamique	59
3.4.1	Énergie interne U	59
3.4.2	Transformation à volume constant	60
3.5	Enthalpie H	61
3.5.1	Transformation à pression constante	61
3.6	Relation entre ΔU et ΔH pour des transformations isothermes.	61
3.6.1	Échange de chaleur d'un corps pur monphasé	63
3.7	Thermochimie	64
3.7.1	Description d'une réaction chimique	64
3.7.2	Grandeurs de réaction – Grandeurs standard de réaction	66
3.7.3	Loi de Kirchhoff	67
3.8	Détermination des enthalpies standard de réaction	69
3.8.1	Loi de Hess	69
3.8.2	Enthalpies standard de formation	70
3.8.3	Énergies de liaison	72
3.9	Changement d'état	73
3.9.1	Diagramme de phases	73
3.9.2	Enthalpies standard de changement d'état	74
3.10	Bilan du premier principe	76
3.11	Le second principe de la thermodynamique – Entropie.	77
3.11.1	Variation d'entropie lors d'une réaction chimique	78
3.11.2	Variation de l'enthalpie libre G	79
3.12	Fiche récapitulative du Chapitre 3	81
3.13	QCM du CHAPITRE 3	85
3.14	Réponses aux QCM du CHAPITRE 3	89

CHAPITRE 4	Équilibres chimiques	93
4.1	Définition de l'équilibre chimique	93
4.2	Description de l'état d'un système	94
4.2.1	Quotient réactionnel Q	94
4.2.2	Constante d'équilibre K	94
4.2.3	Température d'inversion T_i	95
4.3	Expressions de la constante d'équilibre K	96
4.3.1	Cas des équilibres homogènes gazeux	96
4.3.2	Cas des équilibres homogènes liquides	97
4.3.3	Cas des équilibres hétérogènes	98
4.4	Composition d'un système chimique à l'équilibre	99
4.4.1	Réaction en solution aqueuse	100
4.4.2	Réaction en phase gazeuse	100
4.5	Prévision du sens d'évolution d'un système	102
4.6	Influence des conditions opératoires sur l'équilibre	103
4.6.1	Influence de la pression	103
4.6.2	Influence de la température	104
4.6.3	Influence de l'ajout d'un constituant actif à T et V constants	105
4.7	Fiche récapitulative du Chapitre 4	107
4.8	QCM du CHAPITRE 4	109
4.9	Réponses aux QCM du Chapitre 4.	113
CHAPITRE 5	Équilibres acide-base - pH	117
5.1	La réaction acide-base	117
5.1.1	Notion de couple acide-base	117
5.1.2	Polyacide – polybase – ampholyte	118
5.2	Force d'un acide ou d'une base	118
5.2.1	Acide fort – base forte	118
5.2.2	Acide faible – base faible	119
5.3	Constante d'acidité	119
5.4	Constante de basicité	120
5.5	La réaction acide-base	121
5.6	Le pH	121
5.6.1	Définition	121
5.6.2	Distribution des espèces selon le pH	122
5.7	Mesure du pH	123
5.7.1	Le papier pH	123
5.7.2	Le pH-mètre	123

5.8	Calcul du pH dans des cas simples	124
5.8.1	La méthode de la réaction prépondérante	124
5.8.2	Acide fort – Base forte	125
5.8.3	Acide faible – Base faible	126
5.8.4	Polyacides – polybases	129
5.8.5	Ampholyte	130
5.9	Mélange d'acides – mélange de bases	132
5.10	Mélange d'un acide faible et d'une base faible	134
5.10.1	Mélange d'un acide et de sa base conjuguée	134
5.10.2	Mélange d'un acide et de sa base non conjuguée	134
5.11	Les titrages acido-basiques	137
5.11.1	Principe	137
5.11.2	Titration d'un acide fort par une base forte (suivi pH-métrique)	137
5.11.3	Détermination du volume à l'équivalence	138
5.11.4	Détermination de la concentration inconnue	139
5.11.5	Calcul du pH en différents points de la courbe	139
5.12	Titration d'un acide faible par une base forte (suivi pH-métrique)	140
5.12.1	Détermination de la concentration inconnue	141
5.12.2	Propriété du point demi-équivalent	141
5.12.3	Comparaison acide faible / acide fort	142
5.12.4	Calcul du pH en différents points de la courbe	143
5.13	Solution tampon – pouvoir tampon	145
5.13.1	Définition	145
5.13.2	Comment vérifier l'efficacité d'une solution tampon ?	146
5.13.3	Les tampons en biologie	147
5.14	Fiche récapitulative du Chapitre 5	149
5.15	QCM du Chapitre 5	151
5.16	Réponses aux QCM du CHAPITRE 5	155