

Table des matières

CHAPITRE 1	<i>Interactions rayonnement / matière. Structure de l'atome</i>	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. Electronégativité.	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	35
CHAPITRE 2	<i>Liaison chimique</i>	41
2.1	Le modèle de Lewis	41
2.1.1	Le modèle de Lewis pour les atomes	41
2.1.2	Le modèle de Lewis pour les molécules	43
2.2	Résonance et mésomérie	45
2.3	Structure tridimensionnelle des molécules	46
2.3.1	Notation de Cram	46
2.3.2	Théorie VSEPR	46
2.3.3	Extension du modèle VSEPR	49
2.4	Fiche récapitulative du Chapitre 2	50
2.5	QCM du CHAPITRE 2	51
2.6	Réponses aux QCM du CHAPITRE 2.	53

CHAPITRE 3	<i>Thermodynamique</i>	57
3.1	Le système thermodynamique	57
3.2	Description d'un système	58
3.2.1	Variable d'état	58
3.2.2	Fonction d'état	58
3.2.3	Transformations	59
3.3	L'état standard	59
3.3.1	Pression standard	59
3.3.2	État standard d'un constituant	60
3.3.3	État standard de référence d'un constituant	60
3.4	Le premier principe de la thermodynamique	61
3.4.1	Énergie interne U	61
3.4.2	Transformation à volume constant	62
3.5	Enthalpie H	63
3.5.1	Transformation à pression constante	63
3.6	Relation entre ΔU et ΔH pour des transformations isothermes.	63
3.6.1	Échange de chaleur d'un corps pur monophasé	65
3.7	Thermochimie	66
3.7.1	Description d'une réaction chimique	66
3.7.2	Grandeurs de réaction – Grandeurs standard de réaction	68
3.7.3	Loi de Kirchhoff	69
3.8	Détermination des enthalpies standard de réaction	71
3.8.1	Loi de Hess	71
3.8.2	Enthalpies standard de formation	72
3.8.3	Énergies de liaison	74
3.9	Changement d'état	75
3.9.1	Diagramme de phases	75
3.9.2	Enthalpies standard de changement d'état	76
3.10	Bilan du premier principe	78
3.11	Le second principe de la thermodynamique – Entropie.	79
3.11.1	Variation d'entropie lors d'une réaction chimique	80
3.11.2	Variation de l'enthalpie libre G	81
3.12	Fiche récapitulative du Chapitre 3	83
3.13	QCM du CHAPITRE 3	87
3.14	Réponses aux QCM du CHAPITRE 3	91
CHAPITRE 4	<i>Équilibres chimiques</i>	95
4.1	Définition de l'équilibre chimique	95
4.2	Description de l'état d'un système	96
4.2.1	Quotient réactionnel Q	96
4.2.2	Constante d'équilibre K	96

4.3	Expressions de la constante d'équilibre K	98
4.3.1	Cas des équilibres homogènes gazeux	98
4.3.2	Cas des équilibres homogènes liquides	99
4.3.3	Cas des équilibres hétérogènes	99
4.4	Composition d'un système chimique à l'équilibre	100
4.4.1	Réaction en solution aqueuse	101
4.4.2	Réaction en phase gazeuse	101
4.5	Prévision du sens d'évolution d'un système	103
4.6	Influence des conditions opératoires sur l'équilibre	104
4.6.1	Influence de la pression	104
4.6.2	Influence de la température	105
4.6.3	Influence de l'ajout d'un constituant actif à T et V constants	106
4.7	Les équilibres d'oxydoréduction	107
4.8	La réaction d'oxydoréduction	108
4.8.1	Notion de couple redox	108
4.8.2	Nombre d'oxydation	109
4.8.3	Réaction d'oxydoréduction	111
4.9	Le potentiel d'oxydoréduction	112
4.9.1	Equation de Nernst	112
4.9.2	Réaction redox spontanée	113
4.9.3	Potentiel transmembranaire	114
4.10	Fiche récapitulative du Chapitre 4	115
4.11	QCM du CHAPITRE 4	117
4.12	Réponses aux QCM du Chapitre 4.	121

CHAPITRE 5 *Équilibres acide-base - pH* **127**

5.1	La réaction acide-base	127
5.1.1	Notion de couple acide – base	127
5.1.2	Polyacide – polybase - ampholyte	128
5.2	Force d'un acide ou d'une base	128
5.2.1	Acide fort – base forte	128
5.2.2	Acide faible – base faible	129
5.3	Constantes d'équilibres	129
5.3.1	Constante d'acidité	129
5.3.2	Constante de basicité	130
5.4	La réaction acide-base	131
5.5	Le pH	131
5.5.1	Définition	131
5.5.2	Distribution des espèces selon le pH	132
5.6	Mesure du pH	133
5.6.1	Le papier pH	133
5.6.2	Le pH-mètre	133

5.7	Calcul du pH dans des cas simples	134
5.7.1	La méthode de la réaction prépondérante	134
5.7.2	Acide fort – Base forte	135
5.7.3	Acide faible – Base faible	136
5.7.4	Polyacides – polybases	139
5.7.5	Ampholyte	140
5.7.6	Mélange d'acides / mélange de bases	142
5.7.7	Mélange d'un acide et de sa base conjuguée	142
5.7.8	Résumé	143
5.8	Les titrages acido-basiques	144
5.8.1	Principe	144
5.8.2	Montage expérimental	145
5.8.3	Titration d'un acide fort par une base forte	146
5.8.4	Détermination du volume à l'équivalence	147
5.8.5	Détermination de la concentration inconnue	148
5.8.6	Calcul du pH en différents points de la courbe	148
5.9	Titration d'un acide faible par une base forte	150
5.9.1	Détermination de la concentration inconnue	150
5.9.2	Calcul du pH en différents points de la courbe	151
5.9.3	Propriété du point demi-équivalent	152
5.9.4	Comparaison acide faible / acide fort	153
5.10	Solution tampon – pouvoir tampon	154
5.10.1	Définition	154
5.10.2	Comment vérifier l'efficacité d'une solution tampon ?	155
5.10.3	Les tampons en biologie	156
5.11	Fiche récapitulative du Chapitre 5	157
5.12	QCM du Chapitre 5	159
5.13	Réponses aux QCM du CHAPITRE 5	163