

# *Table des matières*

<b>Chapitre 1- Atomistique</b> .....	17
<b>1. Structure de l'atome</b> .....	17
<b>2. Modèle corpusculaire : cas de l'atome H</b> .....	19
2.1 Objectif .....	19
2.2 Modèle de Rutherford.....	19
2.3 Modèle de Bohr .....	20
2.4 Transitions entre niveaux électroniques .....	20
<b>3. Nombres quantiques</b> .....	22
<b>4. Représentation des orbitales atomiques</b> .....	24
4.1 Description de l'orbitale " s " .....	24
4.2 Description des orbitales " p " .....	24
<b>5. Structure électronique des atomes</b> .....	25
5.1 Diagrammes d'énergie.....	25
5.2 Répartition des électrons ou configuration électronique .....	26
<b>6. La classification périodique des éléments</b> .....	29
6.1 La classification de Mendeleïev (1869) .....	29
6.2 Propriétés physiques des éléments.....	30
6.3 Principales familles (colonnes).....	31
6.4 Caractéristiques atomiques et périodicité.....	32
<b>7. QCM du chapitre 1</b> .....	39
<b>8. Corrigé des QCM du chapitres 1</b> .....	43
<b>Chapitre 2- Liaisons chimiques</b> .....	47
<b>1. Introduction</b> .....	47
<b>2. Liaisons chimiques</b> .....	47
2.1 Schéma de Lewis .....	47
2.2 Règle de l'octet .....	48
2.3 Types de liaisons.....	48
2.4 Moment dipolaire .....	57
<b>3. Les liaisons faibles</b> .....	59
3.1 Interactions de Van der Waals.....	59
3.2 Liaison Hydrogène.....	63

<b>4. Géométrie des édifices covalents. Modèle VSEPR</b> .....	65
4.1 Principe de la méthode VSEPR : Règles de Gillespie .....	65
4.2 Géométrie des Molécules de type $AX_mE_n$ .....	66
<b>5. Théorie des orbitales moléculaires; molécule <math>H_2</math></b> .....	72
5.1 Principe de la théorie CLOA (Combinaison Linéaire de Orbitales Atomiques).....	72
5.2 Combinaison des orbitales 1s dans $H_2$ .....	73
5.3 Diagramme des orbitales moléculaires de $H_2$ .....	74
<b>6. Stéréochimie</b> .....	75
6.1 Représentation des structures organiques.....	75
6.2 Les isoméries .....	78
6.3 Stéréoisomérisation et symétrie.....	81
<b>7. Energie de déformation moléculaire: rotation interne     dans la molécule d'éthane <math>CH_3-CH_3</math></b> .....	88
<b>8. Facteurs déterminant l'énergie des états</b> .....	90
8.1 L'encombrement stérique.....	90
8.2 Les effets électroniques.....	92
8.3 La liaison hydrogène .....	97
<b>9. QCM du chapitre 2</b> .....	101
<b>10. Corrigé des QCM du chapitre 2</b> .....	105

## **Chapitre 3- Cinétique chimique**..... 111

<b>1. Objectifs de la cinétique</b> .....	111
<b>2. Définitions et détermination des vitesses</b> .....	112
2.1 L'avancement d'une réaction (rappel).....	112
2.2 Définitions des vitesses.....	113
<b>3. Loi de vitesse : ordre d'une réaction</b> .....	115
3.1 Définition.....	115
3.2 Expression d'une loi de vitesse.....	115
<b>4. Relation concentration/temps: équation cinétique</b> .....	116
4.1 Equation cinétique .....	116
4.2 Réactions engageant un seul réactif.....	117
4.3 Réactions engageant deux réactifs.....	121
<b>5. Influence de la température sur la vitesse des réactions</b> .....	124
5.1 Loi d'Arrhenius .....	124
5.2 Détermination de l'énergie d'activation .....	125
<b>6. Notion de mécanismes réactionnels</b> .....	126
6.1 Cinétique des réactions élémentaires.....	126
6.2 Cinétique des réactions complexes.....	131
<b>7. Catalyse</b> .....	135

7.1 Définition et mode d'action des catalyseurs .....	135
7.2 Types de catalyse .....	136
<b>8. Cinétique enzymatique .....</b>	<b>139</b>
8.1 Modèle de Michaelis-Menten: Réaction entre un substrat S et une enzyme E.....	153
8.2 Evolution de la vitesse initiale en fonction de la concentration de substrat .....	142
<b>9. QCM du chapitre 3 .....</b>	<b>145</b>
<b>10. Corrigé des QCM du chapitre 3 .....</b>	<b>151</b>

**Chapitre 4- Premier principe de la thermodynamique,  
thermochimie .....** 155

<b>1. Objectifs de la thermodynamique .....</b>	<b>155</b>
<b>2. Définitions .....</b>	<b>155</b>
2.1 Notion de système en thermodynamique.....	155
2.2 Types de système .....	156
2.3 Convention de signe .....	156
2.4 Etat d'un système.....	156
2.5 Transformation d'un système .....	156
2.6 Fonction d'état .....	157
2.7 Propriété mathématique d'une fonction d'état.....	158
2.8 Réaction chimique .....	159
<b>3. Equation d'état des gaz parfaits .....</b>	<b>160</b>
3.1 Loi d'Avogadro .....	160
3.2 Loi de Boyle .....	160
3.3 Loi de Charles .....	161
3.4 Equation d'état des gaz parfaits (idéaux).....	161
3.5 Mélange de gaz, pression partielle.....	162
<b>4. Travail <math>W</math> .....</b>	<b>163</b>
4.1 Définitions .....	163
4.2 Exemples de calcul de $W$ : Application aux gaz parfaits.....	165
4.3 Exemple de calcul de $W$ : Application à une phase condensée ....	167
<b>5. Chaleur ou énergie calorifique <math>Q</math>.....</b>	<b>167</b>
5.1 Définition .....	167
5.2 Expression de $Q$ .....	168
<b>6. Premier principe de la thermodynamique.....</b>	<b>169</b>
6.1 Energie interne $U$ d'un système et énoncé 1 du premier principe : conservation de l'énergie.....	169
6.2 Autres énoncés du premier principe .....	169

6.3 Loi de Joule : à T constante, $\Delta U_{\text{gaz parfait}} = 0$ .....	163
6.4 Chaleur échangée au cours de transformations à volume constant ( $Q_V$ ) ou à pression constante ( $Q_P$ ) .....	170
6.5 Relation entre $\Delta H$ et $\Delta U$ (ou entre $Q_P$ et $Q_V$ ).....	171
<b>7. Enthalpie de réaction <math>\Delta_r H</math></b> .....	172
7.1 Etat standard .....	172
7.2 Définition de la grandeur de réaction $\Delta_r X$ .....	173
7.3 Enthalpie standard de formation : $\Delta_f H^0$ ( $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ) .....	173
7.4 Loi de Hess .....	175
7.5 Application de la loi de Hess au calcul des enthalpies standard de réaction $\Delta_r H^0_T$ à partir des enthalpies standard de formation ...	177
<b>8. Grandeur de réaction et variation entre 2 états</b> .....	179
<b>9. Influence de la température sur les enthalpies de réaction (loi de Kirchhoff)</b> .....	179
<b>10. Energie de liaison (covalente)</b> .....	181
10.1 Définition .....	181
10.2 Molécules polyatomiques .....	182
10.3 Applications .....	182
<b>11. Energie de résonance</b> .....	184
<b>12. QCM du chapitre 4</b> .....	188
<b>13. Corrigé des QCM du chapitre 4</b> .....	191

**Chapitre 5- Second principe de la thermodynamique, et états d'équilibres** .....

<b>1. Evolution d'un système isolé</b> .....	197
<b>2. La fonction entropie <math>S</math></b> .....	198
2.1 Définitions .....	198
2.2 Expressions de $dS_{\text{ext}}$ et $dS_{\text{int}}$ .....	198
<b>3. Le second principe de la thermodynamique : énoncé 1</b> .....	199
3.1 Cas d'un système isolé.....	199
3.2 Cas d'un système non isolé.....	199
3.3 Variation d'entropie $\Delta S$ d'un système non isolé .....	200
<b>4. Interprétation moléculaire de l'entropie : entropie et désordre</b> ...200	
<b>5. Entropie des corps purs à zéro K :Troisième principe de la thermodynamique</b> .....	202
5.1 Troisième principe, entropie absolue.....	202
5.2 Entropie molaire absolue .....	202
<b>6. Variation d'entropie standard d'une réaction se produisant à température constante : entropie standard de réaction</b> .....	203
6.1 Définition de $\Delta_r S^0$ .....	203

6.2 Calcul de l'entropie de réaction standard $\Delta_r S^\circ$ à partir des entropies absolues.....	203
6.3 Calcul de l'entropie de réaction standard $\Delta_r S^\circ$ à partir des entropies standard de formation .....	204
<b>7. Fonction enthalpie libre G</b> .....	204
7.1 Définition.....	204
7.2 Conditions d'évolution d'un système à T et P constantes .....	204
7.3 Enthalpie libre de réaction .....	205
<b>8. Equilibres chimiques</b> .....	207
8.1 L'enthalpie libre d'une réaction.....	207
8.2 Loi de Guldberg et Waage.....	208
8.3 Enthalpie libre $\Delta_r G_{(T)}$ d'un mélange réactionnel à l'équilibre chimique .....	211
8.4 Relation entre le quotient de réaction $\mathcal{Q}$ et la constante d'équilibre $K$ : sens d'évolution d'une réaction.....	215
8.5 Variation de l'enthalpie libre en milieu biologique .....	216
8.6 Loi de modération de Le Châtelier .....	217
8.7 Influence de la température sur la constante d'équilibre $K_{(T)}$ .....	218
<b>9. Transport membranaire</b> .....	220
<b>10. Equilibres de solubilité</b> .....	222
10.1 Solubilité et produit de solubilité.....	222
10.2 Prédire la formation d'un précipité.....	222
10.3 Relation solubilité – produit de solubilité.....	224
10.4 Principe de Le Châtelier appliqué à l'équilibre dissolution-précipitation.....	225
<b>11. QCM du chapitre 5</b> .....	229
<b>12. Corrigé des QCM du chapitre 5</b> .....	233
<b>Chapitre 6- Equilibres acido-basiques</b> .....	241
<b>1. Les réactions acido-basiques</b> .....	241
1.1 Définitions .....	241
1.2 Réaction acido-basique : transfert de protons.....	242
1.3 Constantes d'équilibre des réactions acido-basiques.....	242
1.4 Force des acides et des bases : Mesure à partir de $K_a$ .....	245
<b>2. Le pH (potentiel d'hydrogène)</b> .....	250
2.1 Définition du pH .....	250
2.2 Domaine de prédominance.....	251
2.3 Valeurs du pH dans les solutions aqueuses.....	250
<b>3. Calcul du pH d'une solution d'acide ou de base</b> .....	252
3.1 pH d'une solution d'acide fort.....	252
3.2 pH d'une monobase forte .....	254

3.3 pH d'un monoacide faible .....	256
3.4 pH d'une monobase faible .....	259
3.5 pH d'une solution d'ampholyte .....	262
3.6 pH des solutions salines .....	263
<b>4. Solutions tampons .....</b>	<b>266</b>
4.1 Définition .....	266
4.2 pH des solutions tampons .....	266
<b>5. Titrage acido-basiques .....</b>	<b>267</b>
5.1 Définition et principe de dosage .....	267
5.2 Dosage d'un monoacide fort par une monobase forte .....	268
5.3 Titration d'un monoacide faible par une monobase forte .....	272
<b>6. QCM du chapitre 6 .....</b>	<b>277</b>
<b>7. Corrigé des QCM du chapitre 6 .....</b>	<b>281</b>
<b>Chapitre 7- Equilibres d'oxydo-réduction .....</b>	<b>289</b>
<b>1. Les réactions d'oxydo-réduction .....</b>	<b>289</b>
1.1 Définitions .....	289
1.2 Nombre d'oxydation .....	289
<b>2. Potentiel d'électrodes .....</b>	<b>292</b>
2.1 Pile Daniell : Principe de la pile .....	292
2.2 Loi de Nernst .....	294
2.3 Loi de Nernst généralisée .....	296
2.4 Formule de Nernst, f.e.m. et potentiel d'électrode E .....	297
<b>3. Différents types d'électrodes .....</b>	<b>299</b>
3.1 Electrode de référence : Electrode standard à hydrogène ( $E^0 = 0 \text{ V}$ ) .....	299
3.2 Electrode type ion métallique <sup>x+</sup> / métal <sub>(s)</sub> .....	300
3.3 Electrode type métal inerte/couple redox .....	300
3.4 Electrode type sel métallique insoluble/métal (cas de l'électrode au calomel) .....	301
<b>4. Prévion du sens des réactions – Utilisation des potentiels standard des couples redox .....</b>	<b>302</b>
<b>5. Influence du pH sur le potentiel d'électrode .....</b>	<b>304</b>
5.1 Potentiel d'électrode standard apparent .....	304
5.2 Conséquences de la variation du pouvoir oxydant en fonction du pH sur la réactivité .....	305
<b>6. Dosages redox : titrages potentiométriques .....</b>	<b>307</b>
6.1 Définition .....	307
6.2 Equivalence redox .....	307
6.3 Exemple : titrage de $\text{Fe}^{2+}$ par $\text{Ce}^{4+}$ .....	
<b>7. QCM du chapitre 7 .....</b>	<b>315</b>

<b>8. Corrigé des QCM du chapitre 7...</b>	<b>319</b>
<b>Concours 2011 ; Pitié-Salpêtrière Chimie Générale...</b>	<b>326</b>
<b>Corrigé Concours 2011 ; Pitié-Salpêtrière Chimie Générale</b>	<b>331</b>

## ***Avertissement***

*La loi du 7 juillet 2009 portant création d'une première année aux études de santé « PACES » et facilitant la réorientation des étudiants a été mise en œuvre dans les universités françaises en 2010 – 2011. D'après Cette première année est commune aux études médicales, odontologiques, pharmaceutiques et de sage-femmes. La formation dispensée au cours des deux semestres comporte des unités d'enseignement UE . La Chimie Générale se trouve désormais dans l'UE1 intitulée « Atomes, Biomolécules, Génome, Bioénergétique, Métabolisme ». Tous les thèmes traités dans cet ouvrage font partie du nouveau programme PACES.*