

PACES

2^e édition

Antoine GÉDÉON

Cours de chimie générale

QCM d'entraînement

UE 1

- L'essentiel du cours au programme
- QCM d'application
- Commentaires et conseils de l'enseignant



Cours de chimie générale

QCM d'entraînement

Cet ouvrage intitulé « Cours de chimie générale, QCM d'entraînement » est destiné aux étudiants en première année commune aux études de santé « PACES ». Cette nouvelle édition a été modifiée en profondeur de sorte que l'ouvrage est désormais entièrement conforme aux programmes de l'UE 1.

Les modifications les plus importantes concernent en particulier les chapitres 2 et 3. Ainsi, la partie « Stéréochimie et Effets électroniques », habituellement traitée en chimie organique, se trouve désormais dans le chapitre 2 « liaisons chimiques ». La cinétique enzymatique et les mécanismes correspondants ont été ajoutés au chapitre 3 « Cinétique chimique ». La clarté des thèmes développés dans cet ouvrage fait de ce dernier un outil indispensable pour réussir son concours.

Dans cet ouvrage, nous proposons également le premier sujet de concours QCM de chimie générale (UE 1) posé cette année (2010-2011) à l'UPMC (Pitié-Salpêtrière – Paris 6). Les solutions très détaillées et commentées fournies pour chaque proposition vraie ou fausse permettent à l'étudiant d'appréhender le raisonnement et la démarche scientifiques nécessaires à la résolution de ces questions.

Dans sa globalité, cet ouvrage présente un large panorama de la chimie générale qui peut constituer également un résumé utile des connaissances de base pour les étudiants préparant une Licence scientifique (L1 et L2).



ses.fr

Table des matières

Chapitre 1- Atomistique.....17

1. Structure de l'atome	17
2. Modèle corpusculaire : cas de l'atome H	19
2.1 Objectif	19
2.2 Modèle de Rutherford	19
2.3 Modèle de Bohr	20
2.4 Transitions entre niveaux électroniques	20
3. Nombres quantiques	22
4. Représentation des orbitales atomiques.....	24
4.1 Description de l'orbitale " s "	24
4.2 Description des orbitales " p "	24
5. Structure électronique des atomes.....	25
5.1 Diagrammes d'énergie.....	25
5.2 Répartition des électrons ou configuration électronique	26
6. La classification périodique des éléments	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
7. QCM du chapitre 1	39
8. Corrigé des QCM du chapitres 1.....	43

Chapitre 2- Liaisons chimiques.....47

1. Introduction	47
2. Liaisons chimiques	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
3. Les liaisons faibles	59
3.1 Interactions de Van der Waals.....	59
3.2 Liaison Hydrogène.....	63

4. Géométrie des édifices covalents. Modèle VSEPR	65
4.1 Principe de la méthode VSEPR : Règles de Gillespie	65
4.2 Géométrie des Molécules de type AX_mE_n	66
5. Théorie des orbitales moléculaires; molécule H_2	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
6. Stéréochimie	75
6.1 Représentation des structures organiques	75
6.2 Les isoméries	78
6.3 Stéréoisomérie et symétrie.....	81
7. Energie de déformation moléculaire: rotation interne dans la molécule d'éthane CH_3-CH_3	88
8. Facteurs déterminant l'énergie des états	90
8.1 L'encombrement stérique.....	90
8.2 Les effets électroniques.....	92
8.3 La liaison hydrogène	97
9. QCM du chapitre 2	101
10. Corrigé des QCM du chapitre 2	105

Chapitre 3- Cinétique chimique.....111

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

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 ΔH et ΔU (ou entre Q_P et Q_V).....	171
7. Enthalpie de réaction $\Delta_r H$	172
7.1 Etat standard	172
7.2 Définition de la grandeur de réaction $\Delta_r X$	173
7.3 Enthalpie standard de formation : $\Delta_f H^\circ$ ($\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$)	173
7.4 Loi de Hess	175
7.5 Application de la loi de Hess au calcul des enthalpies standard de réaction $\Delta_r H^\circ_T$ à partir des enthalpies standard de formation ...	177
8. Grandeur de réaction et variation entre 2 états	179
9. Influence de la température sur les enthalpies de réaction (loi de Kirchhoff)	179
10. Energie de liaison (covalente)	181
10.1 Définition	181
10.2 Molécules polyatomiques	182
10.3 Applications	182
11. Energie de résonance	184
12. QCM du chapitre 4	188
13. Corrigé des QCM du chapitre 4	191

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

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

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
4. Solutions tampons	266
4.1 Définition.....	266
4.2 pH des solutions tampons	266
5. Titrage acido-basiques	267
5.1 Définition et principe de dosage	267
5.2 Dosage d'un monoacide fort par une monobase forte	268
5.3 Titrage d'un monoacide faible par une monobase forte	272
6. QCM du chapitre 6	277
7. Corrigé des QCM du chapitre 6	281

Chapitre 7- Equilibres d'oxydo-réduction

1. Les réactions d'oxydo-réduction.....	289
1.1 Définitions	289
1.2 Nombre d'oxydation.....	289
2. Potentiel d'électrodes	292
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
3. Différents types d'électrodes	299
3.1 Electrode de référence : Electrode standard à hydrogène ($E^0 = 0 \text{ V}$).....	299
3.2 Electrode type ion métallique $^{x+}$ / métal $_{(s)}$	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
4. Prévion du sens des réactions – Utilisation des potentiels standard des couples redox	302
5. Influence du pH sur le potentiel d'électrode	304
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
6. Dosages redox : titrages potentiométriques.....	307
6.1 Définition.....	307
6.2 Equivalence redox	307
6.3 Exemple : titrage de Fe^{2+} par Ce^{4+}	
7. QCM du chapitre 7	315