

PACES

2<sup>e</sup> 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

ellipses

# 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 chapitre 1</b> .....                     | 43 |
| <br>  |    |
| <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 <sub>m</sub> E <sub>n</sub> .....   | 66  |
| <b>5. Théorie des orbitales moléculaires; molécule H<sub>2</sub></b> .....   | 72  |
| 5.1 Principe de la théorie CLOA (Combinaison Linéaire de<br>Orbitales Atomiques).....  | 72  |
| 5.2 Combinaison des orbitales 1s dans H <sub>2</sub> .....   | 73  |
| 5.3 Diagramme des orbitales moléculaires de H <sub>2</sub> .....   | 74  |
| <b>6. Stéréochimie</b> .....   | 75  |
| 6.1 Représentation des structures organiques.....  | 75  |
| 6.2 Les isoméries.....   | 78  |
| 6.3 Stéréoisomérie et symétrie.....  | 81  |
| <b>7. Energie de déformation moléculaire: rotation interne<br/>  dans la molécule d'éthane CH<sub>3</sub>-CH<sub>3</sub></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 |
| <br>   |     |
| <b>Chapitre 3- Cinétique chimique</b> .....  | 111 |
| <br>   |     |
| <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<br>une enzyme E.....      | 153        |
| 8.2 Evolution de la vitesse initiale en fonction de la concentration de<br>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 .....**

|  |            |
|--|------------|
| <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<br>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<br>( $Q_V$ ) 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<br>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<br/>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** .....

197

|  |     |
|--|-----|
| <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<br/>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<br/>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>  | <b>204</b> |
| 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>  | <b>207</b> |
| 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 $\Phi$ 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>   | <b>220</b> |
| <b>10. Equilibres de solubilité .....</b>  | <b>222</b> |
| 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>   | <b>229</b> |
| <b>12. Corrigé des QCM du chapitre 5 .....</b>   | <b>233</b> |
| <br>   |            |
| <b>Chapitre 6- Equilibres acido-basiques.....</b>  | <b>241</b> |
| <br>   |            |
| <b>1. Les réactions acido-basiques .....</b>   | <b>241</b> |
| 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>   | <b>250</b> |
| 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>   | <b>252</b> |
| 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 Titrage 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> |
| <br>  |            |
| <b>Chapitre 7- Equilibres d'oxydo-réduction <math>\frac{e^-}{\sigma}</math> .....</b>                       | <b>289</b> |
| <br>  |            |
| <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<br>( $E^0 = 0$ 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<br>au calomel) .....                  | 301        |
| <b>4. Prévision du sens des réactions – Utilisation des potentiels<br/>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<br>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 Fe <sup>2+</sup> par Ce <sup>4+</sup> .....  |            |
| <b>7. QCM du chapitre 7 .....</b>   | <b>315</b> |



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

## ***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.*