

Cours+exos

● Médecine
Pharmacie
Deug SVT

Chimie générale

Gérard Germain / Roger Mari / Daniel Burnel

- L'essentiel du cours
- 50 QCM
- 280 exercices corrigés

 **MASSON**

TABLE DES MATIÈRES

AVANT-PROPOS	X
--------------------	---



LA MATIÈRE

1. LA MATIÈRE	3
La matière	3
Mélanges homogènes et hétérogènes	3
Corps purs. Notion d'espèce chimique. Molécules	3
Corps pur, espèce chimique	3
Molécule	4
Corps simples. Notion d'éléments. Atomes	4
Corps simple, élément	4
Atome	5
Notations chimiques. Unités	5
Symboles chimiques	5
Formule chimique	5
Mole	5
2. L'ATOME	11
Constituants de l'atome	11
Aspect vide de la matière	11
Noyau	11
Les électrons	12
Ions	12
Isotopes	12
Structure électronique des atomes	12
Atome d'hydrogène	12
Structure électronique des atomes autres que l'atome d'hydrogène	15
Représentation des orbitales atomiques	19
Notion d'orbitale	19
Les orbitales	20
La classification périodique des éléments	22
Historique	22
Principe de la classification actuelle	23
Description de la classification périodique des éléments	23
Métaux et non-métaux	26
Potentiel d'ionisation. Affinité électronique. Électronégativité	26
3. LES LIAISONS CHIMIQUES	35
Les associations d'atomes	35
Molécules ; espèces cristallines	35
Liaison chimique	36
Unicité de la liaison chimique	37
Modèle de Lewis de la liaison chimique	37
Représentation de Lewis des atomes	37
Règle de l'octet	37
Liaison ionique	37
Liaison covalente	39
Liaisons covalentes multiples	40

Longueur de la liaison covalente	40
Énergie de liaisons	41
Liaisons datives ou de coordinence	41
Mésomérie	42
Géométrie des molécules	42
Règles géométriques	43
Forme des molécules	43
Géométrie des molécules à doubles et triples liaisons	45
Orbitales moléculaires	45
La molécule d'hydrogène	46
Ensembles diatomiques à 3 ou 4 électrons	48
Orbitales moléculaires σ et π	48
Hybridation des orbitales	49
L'hybridation	49
Hybridation tétragonale, trigonale et digonale	51
Propriétés des orbitales hybrides du carbone	52
Électrons délocalisés	53
Stereochimie des molécules organiques	54
Polarisation des molécules. Moment dipolaire	55
 4. ÉTATS GAZEUX, LIQUIDE ET SOLIDE	 61
États de la matière	61
État gazeux	61
Principales lois physiques du gaz parfait	62
Lois macroscopiques	62
Notion de pression partielle	63
Aspect microscopique	64
Équation d'état des gaz réels	65
Liaisons intermoléculaires	65
Forces de Van der Waals	65
Liaison hydrogène	65
État liquide. Les solutions	67
Définitions	67
Unités biologiques	69
Abréviations	69
Solubilité des gaz	70
Solubilité des liquides	70
Solubilité des solides	70
Les solutions aqueuses ioniques	71
Énergie du réseau ionique	71
Mise en solution des cristaux ioniques	71
La solvation	72
La pression osmotique	73
État solide	74
Solides cristallins et amorphes	74
Les systèmes et réseaux cristallins	75
La cristallographie	75
Caractéristiques d'une maille	76
Empilement, compacité	77
Les cristaux ioniques	78
Le chlorure de césium CsCl	79
Le chlorure de sodium NaCl	79
Les composés solides	79
Les solides moléculaires	79
Les solides covalents	80
Les solides ioniques	80
Les métaux	80
Les complexes	82
Formation des complexes	82
Exemple de structures	82
La chimie des complexes	83
La liaison chimique : essai de synthèse	84

LA RÉACTION CHIMIQUE

5. THERMODYNAMIQUE CHIMIQUE	101
Bilan de matière	101
Équations chimiques. Conservation de la matière	101
Équilibrage des réactions	102
Définitions	103
Système	103
Transformation d'un système	103
Énergie. Conventions. Unités	104
Notion de travail reçu	105
Notion de quantité de chaleur	106
Chaleur massique, capacité calorifique molaire	106
Chaleur latente	107
Calorimétrie	107
1 ^{er} principe de la thermodynamique	108
Énoncé du premier principe. Énergie interne	108
Chaleurs de réaction et premier principe	109
Chaleur de réaction à volume constant (Q_v)	109
Chaleur de réaction à pression constante Q_p . Notion d'enthalpie	109
Relation entre Q_v et Q_p ou ΔU et ΔH	110
État standard	111
Variation des chaleurs de réaction avec la température	111
Principe de l'état initial et de l'état final	111
Calcul des chaleurs de réaction à différentes températures	112
Thermochimie	113
Calcul des chaleurs de réaction	113
Enthalpie de formation	113
Calcul des chaleurs de réaction à partir des enthalpies de formation	114
Calcul des énergies de liaison	115
Liaison ionique. Énergie réticulaire	117
Calcul des chaleurs de dissolution	118
Énergétique biologique. Métabolisme basal	119
Introduction au deuxième principe de la thermodynamique et ses applications	120
Ordre et désordre	120
Bilan de désordre	121
Deuxième principe de la thermodynamique	122
Calcul des variations d'entropie	122
Calcul d'entropie reçue	122
Calcul des variations d'entropie avec la pression et la température	123
Système ouvert	125
Le bilan entropique d'un autotrophe (plante verte)	125
L'enthalpie libre	125
6. ÉQUILIBRES CHIMIQUES	141
Notion d'équilibre chimique	141
Première constatation	141
Deuxième constatation	141
Troisième constatation	141
Interprétation	142
Lois qualitatives concernant les équilibres chimiques	143
Facteurs définissant un équilibre chimique	143
Loi générale	143
Lois quantitatives concernant les équilibres chimiques. Loi d'action de masse	145
Équilibres homogènes et hétérogènes	145
Loi d'action de masse relative aux équilibres homogènes	146
Loi d'action de masse relative aux équilibres hétérogènes	148

Influence de la température	149
Calcul d'une constante d'équilibre	150
Cas des solutions	153
Utilisation pratique des constantes d'équilibre. Bilan d'une réaction équilibrée	155
Le degré d'avancement ou le « coefficient (ou degré) de dissociation »	156
Relation entre les pressions partielles et les nombres de moles	157
Expression de K_p en fonction de α	158
Équilibres simultanés	158
Transport de l'oxygène par le sang	159
7. ÉQUILIBRES EN SOLUTION AQUEUSE	167
Les solutions ioniques	167
Solvatation	167
Électrolytes forts, électrolytes faibles	168
Produit ionique de l'eau	170
Réaction d'autoprotolyse de l'eau	170
Produit ionique de l'eau	170
Notion de pH	171
Bilan quantitatif des espèces chimiques dans une solution aqueuse	173
Acides, bases, réactions acidobasiques	174
Acides et bases	174
Couple acide/base	174
Réaction acidobasique	174
Acide faible. Constante d'acidité	175
Acide fort	177
Polyacides	178
Bases fortes, bases faibles	179
Relation entre K_a et K_b d'un couple acidobasique	180
Réactions d'hydrolyse	181
Mesures expérimentales du pH	183
Mesures électrométriques	183
Mesures colorimétriques	184
Réactions acide/base	185
Acides forts. Bases fortes	185
Acides faibles, bases fortes (bases faibles, acides forts)	186
Détermination expérimentale du pK_a	188
Base faible, acide fort	188
Acides faibles, bases faibles	189
Polyacide – base forte	189
Solutions tampons	190
Espèce chimique privilégiée dans une solution tampon	192
Le pH des milieux biologiques	193
Valeurs de pH	193
Les milieux tampons en biologie humaine	193
Acides aminés. Point isoélectrique	194
Les acides aminés en solution aqueuse	194
Le point isoélectrique	195
Produit de solubilité, solubilité d'un sel	196
Définition	196
Relation entre produit de solubilité et solubilité	197
Équilibres de complexation	199
Action d'un ion complexe dans une solution	199
Applications	202
8. OXYDORÉDUCTION	221
Notions d'oxydation, de réduction et d'oxydoréduction	221
Oxydation, réduction, définition	221
Réactions d'oxydoréduction	222
Exemples de réactions d'oxydation et de réduction	223
Nombre d'oxydation	223
Les réactions d'oxydoréduction	224
Dosage d'oxydoréduction	228
Potentiel d'électrode (potentiel redox)	228
Définition	228

Relation de Nernst	230
Potentiel d'électrode apparent	233
Applications pratiques du potentiel d'électrode	235
Réactions d'oxydoréduction possibles ou impossibles, aspect qualitatif	235
Aspect quantitatif. Relation entre les potentiels d'électrodes normaux et la constante d'équilibre d'une réaction d'oxydoréduction	236
Applications diverses	237
Piles et cellules d'électrolyse	239
Batteries ou accumulateurs	240
9. CINÉTIQUE CHIMIQUE	251
Introduction	251
Notion de vitesse de réaction	251
Définition expérimentale	251
Vitesse instantanée	252
Généralisation	253
Définitions pratiques	254
Mesure des vitesses de réaction	255
Influence des divers facteurs sur la vitesse de la réaction	255
Influence de la température	255
Influence des concentrations	258
Faits expérimentaux	259
Détermination expérimentale des ordres de réaction	260
Intervention de l'avancement de la réaction	262
Le mécanisme d'une réaction	265
Généralités	265
Démarrage de la réaction	265
Exemple de mécanisme réactionnel homolytique	266
Exemple d'une réaction d'activation photochimique	267
La catalyse	269
Réactions enzymatiques	270
INDEX.....	281
CLASSIFICATION PÉRIODIQUE DES ÉLÉMENTS	285