

Índice sistemático

Sumario	5
Prólogo	7
Capítulo 1. Reglas generales de formulación y nomenclatura inorgánica	9
Objetivos del capítulo	9
1. Breve historia	10
2. Introducción y conceptos fundamentales	10
2.1. Cálculo del número de oxidación	12
2.2. Nomenclatura de composición (o estequiométrica)	13
2.3. Nomenclatura de sustitución (o del hidrógeno)	14
2.4. Nomenclatura de adición	14
3. Elementos	15
4. Iones simples	16
5. Compuestos binarios	17
5.1. Prefijos multiplicadores	18
5.2. Estado de oxidación	20
5.3. Número de carga	21
5.4. Hidruros y compuestos binarios con hidrógeno	22
5.5. Compuestos binarios con oxígeno	22
5.5.1. Óxidos	22
5.5.2. Peróxidos	23
5.6. Compuestos ternarios y cuaternarios	24
5.6.1. Hidróxidos	24
5.6.2. Ácidos oxoácidos	25
5.6.2.1. Formulación clásica	26
5.6.2.2. Formulación estructural	26
5.6.3. Oxosales	31
5.6.4. Sales ácidas	34
5.6.4.1. Sales ácidas derivadas de oxoácidos	34
5.6.4.2. Sales ácidas derivadas de haluros de hidrógeno	36
5.7. Iones heteropoliatómicos	37
5.7.1. Cationes derivados de hidruros	37
5.7.2. Aniones derivados de oxoácidos	37
5.7.3. Otros iones	38
Conceptos básicos	40
Ejercicios propuestos	40

Ejercicios voluntarios	44
Bibliografía	46
Capítulo 2. Conceptos fundamentales de la química	47
Objetivos del capítulo	47
1. Introducción	48
2. Elementos químicos y compuestos	50
3. Símbolos y fórmulas	51
4. Concepto de mol. Cálculo de masas moleculares	53
4.1. Cálculos para determinación de compuestos	54
4.2. Conversión entre átomos, moléculas, moles y gramos	54
4.3. Cálculo de la composición centesimal	55
4.4. Determinación de fórmulas	56
5. Las transformaciones químicas. Reacciones	57
5.1. Estequiometría de las reacciones químicas	58
5.2. Tipos de reacciones químicas	60
6. Leyes generales de la química	62
6.1. Leyes ponderales o gravimétricas	62
6.2. Ley volumétrica	63
Problemas resueltos	64
Problemas propuestos	71
Bibliografía	73
Capítulo 3. Gases y disoluciones	75
Objetivos del capítulo	75
1. Gases. Introducción	76
1.1. Unidades	76
1.2. Condiciones estándar y normales de los gases	77
1.2.1. Condiciones estándar	77
1.2.2. Condiciones normales	77
2. Leyes elementales de los gases	78
2.1. Ley de Boyle	78
2.1.1. Relación entre la presión y el volumen	78
2.2. Ley de Charles-Gay Lussac	78
2.2.1. Relación entre el volumen y la temperatura	78
2.3. Ley de Avogadro	79
2.3.1. Relación entre el número de moléculas y el volumen	79
2.4. Ecuación general de los gases ideales	79
2.5. Mezclas de gases. Ley de Dalton	82
3. Gases ideales y gases reales	84
3.1. Ecuación de Van der Waals	84

4. Disoluciones	86
4.1. Clasificación	86
4.2. Cálculo de la concentración de las disoluciones	88
5. Propiedades coligativas de las disoluciones	98
5.1. Disminución del punto de congelación	98
5.2. Aumento del punto de ebullición	98
5.3. Presión de vapor	100
5.4. Presión osmótica	102
Problemas resueltos	105
Problemas propuestos	131
Bibliografía	136
Capítulo 4. Estructura atómica. Sistema periódico	137
Objetivos del capítulo	137
1. Introducción	138
2. Estructura del átomo	138
3. Primeros modelos atómicos	141
4. Átomo de Bohr. Cuantización de la energía	142
4.1. Radio de las órbitas	144
4.2. Energía de las órbitas	144
5. Efecto fotoeléctrico	147
6. Dualidad onda-partícula	148
7. Principio de incertidumbre	149
8. Espectros atómicos	149
9. Modelo ondulatorio y los números cuánticos	151
9.1. Principio de exclusión de Pauli	155
9.2. Principio de construcción	156
9.3. Principio de máxima multiplicidad de Hund	157
10. Sistema periódico	157
11. Propiedades periódicas	161
11.1. Radio atómico	161
11.2. Energía de ionización	162
11.3. Afinidad electrónica	164
11.4. Electronegatividad	165
Problemas resueltos	166
Problemas propuestos	174
Bibliografía	176
Capítulo 5. Enlace químico	177
Objetivos del capítulo	177
1. Introducción	178
2. Estabilidad de los enlaces	178
3. Enlace iónico	179
3.1. Redes cristalinas iónicas	180

3.2. Energía reticular	181
3.3. Ciclo de Born-Haber	182
4. Enlace covalente	183
4.1. Estructura de Lewis	183
4.2. Resonancia	186
4.3. Propiedades de los enlaces	188
4.3.1. Energía de enlace	188
4.3.2. Longitud de enlace	189
4.3.3. Ángulo de enlace	189
4.3.4. Polaridad de los enlaces	189
4.4. Teoría de la repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia	190
4.5. Teoría de enlace de valencia	194
4.5.1. Promoción de electrones	195
4.5.2. Hibridación de orbitales	195
4.6. Teoría de orbitales moleculares	198
5. Propiedades de las moléculas	199
5.1. Momento dipolar	199
5.2. Porcentaje de carácter iónico	200
5.3. Paramagnetismo y diamagnetismo	200
6. Enlace metálico	200
6.1. Modelo de mar de electrones	201
6.2. Modelo de bandas	201
7. Enlaces entre moléculas covalentes	202
7.1. Fuerzas intermoleculares entre moléculas polares.....	203
7.2. Fuerzas intermoleculares entre moléculas apolares	204
8. Naturaleza del enlace y sus propiedades	205
8.1. Compuestos iónicos	205
8.2. Sustancias moleculares	205
8.3. Sustancias covalentes	206
8.4. Sustancias metálicas	206
Problemas resueltos	207
Problemas propuestos	218
Bibliografía	220
Capítulo 6. Termodinámica química	221
Objetivos del capítulo	221
1. Introducción y conceptos	222
2. Ecuaciones termoquímicas y calor de reacción	224
3. Primer principio de la termodinámica	226
4. Entalpía	228
4.1. Volumen constante	229
4.2. Presión constante	229

4.3. Comparación entre los calores	230
4.4. Entalpía de reacción	230
4.5. Entalpía estándar de formación	232
4.6. Ley de Hess	234
4.7. Entalpía de formación. Energía de enlace	235
5. Espontaneidad de las reacciones	237
5.1. Variación de entalpía	237
5.2. Variación de entropía	238
5.3. Variación de energía libre	240
6. Energía libre y equilibrio químico	241
Problemas resueltos	245
Problemas propuestos	257
Bibliografía	260
Capítulo 7. Cinética química	261
Objetivos del capítulo	261
1. Introducción y conceptos	262
2. Velocidad de reacción	262
3. Ecuaciones cinéticas	265
4. Relación entre la concentración de los reactivos y el tiempo	267
4.1. Reacciones químicas de orden cero	268
4.2. Reacciones químicas de orden uno	269
4.3. Reacciones químicas de orden dos	270
4.4. Reacciones químicas de orden n	272
5. Teorías de las reacciones químicas	273
5.1. Teoría de las colisiones	273
5.2. Teoría del estado de transición	274
6. Factores que influyen en la velocidad de reacción	275
6.1. Concentración de los reactivos	275
6.2. Naturaleza de los reactivos	275
6.3. Temperatura	275
6.4. Catalizadores	276
7. Mecanismos de reacción	278
8. Equilibrio químico	279
8.1. Expresión de equilibrio. Constante de equilibrio	280
Problemas resueltos	282
Problemas propuestos	294
Bibliografía	297
Capítulo 8. Equilibrio químico. Reacciones de precipitación	299
Objetivos del capítulo	299
1. Introducción	300
2. Equilibrio químico	300

3. Expresiones de equilibrio. La constante de equilibrio	301
3.1. Aspectos relevantes de la constante de equilibrio	304
3.2. Relación entre las constantes K_c y K_p	307
3.3. Predicción del sentido de la reacción	307
3.4. Factores que modifican el equilibrio. Principio de Le Châtelier	310
3.4.1. Concentración	310
3.4.2. Temperatura	310
3.4.3. Presión	311
3.5. Relación entre la constante de equilibrio y el grado de disociación	312
4. Relación entre ΔG° y la constante de equilibrio. Variación con la temperatura	313
5. Reacciones de precipitación. Introducción	314
6. Producto de solubilidad	316
7. Relación entre solubilidad y el producto de solubilidad	318
8. Factores que afectan a la precipitación	320
8.1. Condiciones que afectan a la constante del producto de solubilidad	320
8.2. Condiciones que afectan al producto iónico	320
8.2.1. Efecto del ion común	320
8.2.2. Efecto salino	322
Problemas resueltos	323
Problemas propuestos	342
Bibliografía	346
Capítulo 9. Reacciones ácido-base	347
Objetivos del capítulo	347
1. Introducción	348
1.1. Teoría de Arrhenius	348
1.2. Teoría de Brønsted-Lowry	349
1.3. Teoría de Lewis	350
2. Fortaleza de ácidos y bases. Constante de disociación	351
2.1. Ácidos y bases fuertes	351
2.2. Ácidos y bases débiles	351
3. Autoionización del agua. Producto iónico del agua	353
4. Concepto de pH	355
5. Ácidos y bases conjugados	357
6. Cálculo del pH en disoluciones de ácidos y bases	358
6.1. Ácido fuerte	359
6.2. Base fuerte	359
6.3. Ácido débil	361
6.4. Base débil	362
7. Cálculo del pH en disoluciones de sales	363
7.1. Sal de ácido fuerte y base fuerte	363
7.2. Sal de ácido fuerte y base débil	364

7.3. Sal de ácido débil y base fuerte	365
7.4. Sal de ácido débil y base débil	367
8. Neutralización	368
9. Valoraciones ácido-base	369
10. Disoluciones reguladoras. Efecto de ion común	371
10.1. Cálculo del pH de disoluciones tampón	372
10.1.1. Disolución de un ácido débil y sal del ácido débil	372
10.1.2. Disolución de una base débil y sal de la base débil	373
10.2. Preparación de una disolución amortiguadora con un pH específico	375
11. Ácidos polipróticos	376
Problemas resueltos	377
Problemas propuestos	388
Bibliografía	392
Capítulo 10. Reacciones de oxidación-reducción. Pilas. Electrolisis	393
Objetivos del capítulo	393
1. Introducción	394
1.1. Oxidación y reducción	394
1.2. Ánodo y cátodo	394
1.3. Estado de oxidación	395
2. Equivalentes gramo de oxidantes y reductores	398
3. Ajuste de reacciones redox	399
3.1. Método del ion-electrón	399
4. Pilas	401
4.1. Representación simbólica de las pilas	403
5. Potenciales de electrodo	404
5.1. Electrodo normal de hidrógeno	405
5.2. Potenciales estándar de reducción y oxidación	406
6. Efecto de las concentraciones en los potenciales de electrodo. Ecuación de Nernst	411
7. Relación entre E^0 , ΔG^0 y K	413
8. Electrolisis	415
8.1. Leyes de Faraday	417
9. Valoraciones en procesos redox	418
Problemas resueltos	419
Problemas propuestos	435
Bibliografía	437

