

1. ALGUNOS CONCEPTOS BASICOS	1
1-1. Qué es la química	1
1-2. Mediciones	2
La regla	2
La balanza	4
El termómetro	7
El manómetro y la medición de la presión	11
Las matemáticas de las dimensiones	12
1-3. La materia y la química	14
La resolución de la materia en sustancias puras	14
El descubrimiento de los elementos	20
Símbolos químicos de los elementos	20
1-4. Las propiedades físicas de las sustancias puras'	21
Densidad	21
Calor específico	24
Problemas	25
2. ATOMOS, MOLECULAS Y IONES	27
2-1. La naturaleza corpuscular, o de partícula de la materia	27
2-2. Leyes cuantitativas de la química	29
Conservación de la masa	29
Composición constante	30
Pasos de combinación	31
Proporciones múltiples	33
2-3. La teoría atómica moderna	34
2-4. Estructura de los átomos	36
Pruebas de la existencia de partículas subatómicas	36
Composición de los átomos	37
2-5. Masas atómicas	38
Significado de los pesos atómicos	39
Peso atómico gramo: relación con el peso equivalente gramo.	40
Pesos atómicos a partir de calores específicos	40
Pesos atómicos a partir de espectros de masas	42
Masas absolutas de los átomos: número de Avogadro	44

2-6. Átomos en la materia	45
Moléculas	45
Substancias no moleculares	46
2-7. Masas moleculares	48
2-8. Resumen	49
Problemas	50
3. FORMULAS QUIMICAS POR ANALISIS	52
3-1. Introducción	52
3-2. Fórmulas de compuestos binarios por análisis	52
Descomposición del compuesto para obtener una substancia elemental	53
Conversión en otro compuesto de composición conocida	54
3-3. Compuestos que contienen más de dos elementos	57
Clorato de litio	57
Alcohol etílico	58
3-4. Campo de acción del análisis cuantitativo	59
3-5. Fórmulas moleculares	60
3-6. El mol	61
3-7. Resumen	62
Problemas	63
4. ECUACIONES QUIMICAS	65
4-1. Expresión de las reacciones en forma de ecuaciones	65
4-2. Interpretación de ecuaciones estequiométricas: reacciones entre partículas	67
4-3. Relaciones de masa	68
Moles de reaccionantes y de productos	68
Gramos de reaccionantes y de productos	70
Relaciones en que intervienen otras unidades de masa	72
4-4. Rendimiento teórico y rendimiento real	72
4-5. Resumen	73
Problemas	75
5. CAMBIOS DE ENERGIA EN REACCIONES	78
5-1. Termoquímica	78
Reacciones exotérmicas y reacciones endotérmicas	78
Ecuaciones termoquímicas	79

Calores de formación	82
Medición experimental de cambios de calor	83
5-2. Cambios de energía en forma distinta de calor	84
5-3. Energía interna y entalpía	89
Cambio de energía interna (ΔE)	89
Cambio de entalpía (ΔH)	91
5-4. Espontaneidad de las reacciones: cambio de energía libre	94
Criterios de espontaneidad	94
Trabajo útil máximo	96
Cambio de energía libre (ΔG)	97
5-5. Relación entre ΔG y ΔH : concepto de la entropía	99
Relación entre ΔG y ΔH	99
Cambio de entropía (ΔS)	100
Ecuación de Gibbs-Helmholtz	101
5-6. Resumen	103
Problemas	104
6. COMPORTAMIENTO FISICO DE LOS GASES	107
6-1. Algunas propiedades generales de los gases	107
6-2. La presión atmosférica y el barómetro	108
6-3. Ley de Boyle	110
6-4. Ley de Charles y ley de Gay-Lussac	112
6-5. Ecuación de los gases ideales	115
6-6. Otras aplicaciones de la ley de los gases ideales	118
6-7. Mezclas de gases: la ley de Dalton, o de las presiones parciales	121
6-8. Los gases reales	124
6-9. Teoría cinética de los gases	126
Postulados de la teoría cinética de los gases	126
La ley de los gases ideales	127
Ley de Graham	128
Velocidades moleculares	131
Problemas	132
7. CLASIFICACION PERIODICA DE LOS ELEMENTOS	135
7-1. Periodicidad de las propiedades de los elementos	135
7-2. Historia de la ley periódica	139
7-3. La tabla periódica	140

7-4.	Algunas generalizaciones en la tabla periódica	144
7-5.	Predicciones a base de la tabla periódica	145
	Correlación de fórmulas químicas	146
7-6.	Anomalías y limitaciones de la clasificación periódica	147
	Problemas	148
8.	ESTRUCTURA DE LOS ATOMOS	150
8-1.	El núcleo atómico	150
	Espectros de rayos X y número atómico	151
	La estructura de los núcleos atómicos	152
8-2.	Los electrones en los átomos	154
	La teoría cuántica	155
8-3.	Base experimental de la teoría cuántica	156
	Espectros atómicos	156
	Regularidades en los espectros atómicos	159
8-4.	Teoría acerca de la estructura electrónica de los átomos	160
8-5.	Configuraciones electrónicas en los átomos	163
	Otros números cuánticos electrónicos: el concepto de orbitales atómicos	168
	Principio de exclusión, de Pauli	169
8-6.	Apoyo experimental para las configuraciones electrónicas	171
8-7.	Estructura electrónica de los átomos y la tabla periódica	173
8-8.	Correlación entre las propiedades atómicas y físicas y las configura- ciones electrónicas	174
	Problemas	177
9.	ENLACE IONICO	179
9-1.	Electrones de valencia: símbolos de puntos	179
9-2.	Estructuras electrónicas de gases nobles	180
9-3.	Iones monoatómicos con estructuras de gas noble	181
	Iones con estructura de neón	181
	Otros iones con configuración de gas noble	183
9-4.	Tamaños de iones	183
9-5.	Propiedades de compuestos iónicos	187
	Puntos de fusión	187
	Conductividades eléctricas	187

9-6. Otros tipos de iones	188
Cationes estables con estructuras no de gas noble	188
Iones poliatómicos	189
9-7. Resumen	189
Problemas	190
10. ENLACE COVALENTE: SUBSTANCIAS MOLECULARES	192
10-1. Distribución de electrones en el enlace covalente	193
Enlaces entre átomos iguales (H_2 , F_2)	193
Enlaces entre átomos diferentes (HF)	194
Grado de polaridad: valores de electronegatividad	195
10-2. Estructuras electrónicas de algunas moléculas simples	197
10-3. Orbitales usados en la formación de enlace: orbitales de enlaces híbridos sp^3	198
Imagen simplificada de los orbitales atómicos	199
Orbitales de enlace híbridos	200
10-4. Tamaños y formas de moléculas	202
Distancia de enlace covalente	202
Ángulos de enlace	204
Polaridad de las moléculas	206
10-5. Estructuras de moléculas más complejas	207
Etileno (C_2H_4) y acetileno (C_2H_2): enlaces múltiples	208
Oxidos de azufre (SO_2 , SO_3): resonancia y enlaces covalentes coordinados	209
Oxidos de carbono (CO , CO_2)	212
Oxidos de nitrógeno: moléculas con número impar de electrones	212
Haluros de boro y de berilio: orbitales híbridos sp^2 y sp	213
Haluros de azufre y fósforo: uso de orbitales d en enlace	215
10-6. Estructuras de iones poliatómicos	217
Estructura electrónica	217
Tamaños y formas	219
10-7. Propiedades físicas de sustancias moleculares: fuerzas entre moléculas	221
Fuerzas interatómicas comparadas con fuerzas intermoleculares	221
Tendencias en los puntos de fusión y de ebullición	221
Tipos de fuerzas intermoleculares	222
10-8. Resumen	227
Problemas	229

11. ESTRUCTURA DE PARTICULAS DE LOS ELEMENTOS	232
11-1. Gases nobles	233
11-2. Substancias elementales moleculares: H, F, Cl, Br, I, O, S, N	233
Oxígeno (O_2 , O_3)	233
Azufre	235
Nitrógeno	236
11-3. Elementos que forman cristales atómicos (macromoleculares): C, Si, Ge, Sn	236
Carbono	236
Silicio, germanio y estaño	238
Cristales con defectos	238
11-4. Elementos que pueden formar cristales atómicos y cristales mo- leculares: P, As, Sb	240
Arsénico y antimonio	241
11-5. Metales	241
Propiedades generales	241
Estructura cristalina de los metales: número de coordinación.	243
El enlace metálico	245
Problemas	250
12. LIQUIDOS Y SOLIDOS: CAMBIOS DE ESTADO	252
12-1. Naturaleza del estado líquido	252
12-2. Equilibrio líquido-vapor	254
Presión de vapor	256
Temperatura crítica	257
Punto de ebullición	259
12-3. Naturaleza del estado sólido	261
Estructura cristalina	262
Tipos de redes	264
Cristales defectuosos	265
12-4. Equilibrio sólido-vapor	267
Presión de vapor de sólidos	268
Calor de sublimación	269
12-5. Equilibrio sólido-líquido-vapor	269
12-6. Equilibrio sólido-líquido	269
12-7. Diagramas de fases	271
12-8. Comportamiento de las fases no en equilibrio	272
Problemas	273

13. SOLUCIONES	277
13-1. Fases en solución	277
13-2. Terminología de soluciones	278
Disolvente y soluto	278
Soluciones saturadas, insaturadas y sobresaturadas	279
13-3. Unidades de concentración	280
Fracción molar	280
Molalidad	281
Molaridad	282
13-4. Principio de solubilidad	284
Líquido-líquido	284
Sólido-líquido	285
Gas-líquido	287
13-5. Efecto de la temperatura y de la presión sobre la solubilidad	287
Temperatura	287
Presión	288
13-6. Conductividades eléctricas de soluciones acuosas	289
13-7. Propiedades coligativas de soluciones diluidas	291
No electrólitos	291
Electrólitos	298
13-8. Resumen	301
Problemas	301
14. EQUILIBRIO EN SISTEMAS QUIMICOS; VELOCIDADES DE REACCIONES QUIMICAS	304
14-1. Un ejemplo de equilibrio químico: el sistema $\text{HI-H}_2\text{-I}_2$	304
14-2. Ley del equilibrio químico	307
14-3. Algunas aplicaciones de la ley del equilibrio químico	309
14-4. Cambios en sistemas en equilibrio	312
Principio de Le Chatelier	312
14-5. Efecto de la temperatura sobre los equilibrios químicos	316
14-6. Equilibrios en que intervienen otras fases que los gases: equilibrios heterogéneos	318
14-7. Procesos en no equilibrio: las velocidades de reacciones gaseosas	319
14-8. Significado de la velocidad de reacción	320
14-9. Velocidad de reacción en función de la concentración: orden de una reacción química	322

14-10. Velocidad de reacción en función de la temperatura	324
14-11. Catalizadores y velocidades de las reacciones químicas	325
14-12. Teoría de las colisiones para las velocidades de reacción	327
Mecanismos de reacciones químicas	331
Mecanismo de la catálisis	332
Problemas	333
15. REACCIONES ENTRE ELEMENTOS	336
15-1. Oxidación y reducción	336
Pérdida y ganancia de electrones	336
Número de oxidación	337
Estados de oxidación de los elementos	339
Oxidación y reducción: definición general	340
15-2. Reacciones entre no metales	341
Energías de enlace	341
Reacciones de hidrógeno con no metales	344
Reacciones de oxígeno con no metales	348
15-3. Reacciones de no metales con metales	349
Reacciones de metales con hidrógeno	350
Reacciones de metal con cloro	351
Reacciones de oxígeno con metales	353
Problemas	356
16. REACCIONES DE PRECIPITACION	359
16-1. Ecuaciones iónicas netas	359
16-2. Solubilidades de compuestos iónicos	362
16-3. Solubilidad y estructura	364
Densidad de carga de los iones	364
Razón entre los radios	365
Enlace covalente	366
Enlace de hidrógeno	367
16-4. Equilibrio de solubilidad	368
Aspectos cualitativos: efecto del ion común	368
Tratamiento cuantitativo: producto de solubilidad	368
16-5. Reacciones de precipitación en química analítica	372
Análisis cuantitativo	372
Análisis cualitativo	374
16-6. Reacciones de precipitación en la preparación de sustancias inorgánicas	375

16-7. Ablandamiento del agua	376
Métodos de la cal-sosa	377
Intercambio iónico	378
16-8. Resumen	381
Problemas	382
17. ACIDOS Y BASES	385
17-1. Propiedades de soluciones acuosas ácidas y básicas	385
17-2. Iones presentes en soluciones acuosas ácidas o básicas	386
Soluciones básicas: OH^-	386
Soluciones ácidas: el protón hidratado o ion hidronio	386
Equilibrio entre H^+ y OH^- : concepto de K_w	387
17-3. pH	388
17-4. Formación de soluciones acuosas ácidas	390
Transferencia de un protón de una molécula de soluto neutra.	390
Transferencia de un protón de un ion negativo (HSO_4^- , HSO_3^- , H_2PO_4^-)	392
Transferencia de un protón de un ion positivo (NH_4^+ , Al^{+3} , iones de metales de transición)	392
17-5. Acidos fuertes y ácidos débiles: K_a	394
Expresión para K_a	394
Determinación experimental de K_a	395
Interpretación de K_a	397
Uso de K_a en cálculos	397
17-6. Formación de soluciones acuosas básicas	399
17-7. Equilibrios de bases débiles: K_b	400
17-8. Fuerzas relativas de ácidos y bases	402
Hidruros de los elementos de los grupos 7A, 6A y 5A	403
Compuestos que contienen un grupo O—H	404
Hidrólisis de sales	405
17-9. Conceptos generales de ácidos y bases	406
Concepto Brönsted-Lowry	406
Concepto de Lewis	409
17-10. Resumen	410
Problemas	411
18. REACCIONES ACIDO-BASE	414
18-1. Clasificación de las reacciones ácido-base	414
Acido fuerte más base fuerte	414

Acido débil más base fuerte	415
Acido fuerte más base débil	415
18-2. Valoraciones ácido-base	416
Indicadores ácido-base	417
Normalidad: pesos equivalentes gramos de ácidos y bases	419
18-3. Aplicación de reacciones ácido-base en síntesis inorgánicas	420
Preparación de sales	420
Preparación de ácidos o bases volátiles	421
18-4. Aplicación de reacciones ácido-base en análisis cualitativo	422
Ensayos de iones específicos	422
Separación de iones	423
18-5. Aplicación industrial de reacciones ácido-base: proceso Solvay ...	425
Preparación de NaHCO_3	425
Preparación de Na_2CO_3 a partir de NaHCO_3	426
Preparación de CO_2 y recuperación de NH_3	426
Resumen del proceso Solvay	427
18-6. Acción amortiguadora	428
Problemas	430
19. IONES COMPLEJOS	433
19-1. Cargas de iones complejos: complejos neutros	434
19-2. Composición de iones complejos	435
El átomo central	435
Grupo coordinado: agentes de quelación	436
Número de coordinación	438
19-3. Geometría de iones complejos	439
Número de coordinación = 2	439
Número de coordinación = 4	439
Número de coordinación = 6	440
19-4. Estructura electrónica de iones complejos	442
Teoría del enlace de valencia (orbital atómico)	443
19-5. Velocidad de formación de iones complejos: complejos lábiles y complejos inertes	447
19-6. Equilibrios de iones complejos	448
19-7. Iones complejos en química analítica	450
Análisis cualitativo	450
Análisis cuantitativo	454

19-8. Resumen	455
Problemas	456
20. CELDAS ELECTROLITICAS: ESTEQUIOMETRIA DE REACCIONES DE OXIDACION-REDUCCION	459
20-1. Electrólisis de compuestos iónicos fundidos	460
Na a partir de NaCl	460
Al a partir de Al_2O_3	461
F_2 a partir de la mezcla KF-HF	463
20-2. Electrólisis de soluciones acuosas	463
El ion del metal se reduce en el cátodo; el ion del no metal se oxida en el ánodo	463
La molécula de agua se reduce en el cátodo; el ion del no metal se oxida en el ánodo	464
El ion del metal se reduce en el cátodo; la molécula de agua se oxida en el ánodo	465
La molécula de agua se reduce en el cátodo; la molécula de agua se oxida en el ánodo	466
20-3. Ley de Faraday de la electrólisis	466
20-4. Estequiometría de reacciones de oxidación-reducción	470
20-5. Resumen	474
Problemas	475
21. CELDAS VOLTAICAS (PILAS): ESPONTANEIDAD DE REACCIONES DE OXIDACION-REDUCCION	478
21-1. Una celda voltaica simple: la pila Zn-Cu	478
21-2. Otras celdas voltaicas: pilas comerciales	481
La pila seca (pila Leclanché)	482
Batería de acumuladores de plomo	483
Celdas de combustible	484
21-3. Potenciales de electrodo normales	485
Asignación de potenciales	486
Cálculo de voltajes de celdas a partir de potenciales normales.	488
Interpretación cualitativa de los potenciales de electrodo	489
21-4. Espontaneidad y grado de las reacciones de oxidación-reducción ..	490
Relación entre E^0 y K	491
Cálculos con intervención de K	493
21-5. Efecto de la concentración sobre el voltaje: ecuación de Nernst.	494
Dirección del efecto	494
Magnitud del efecto	496

Uso de la ecuación de Nernst para determinar concentraciones de iones en solución	497
Uso de la ecuación de Nernst para determinar la espontaneidad de reacción	499
21-6. Resumen	499
Problemas	500
22. OXIDANTES EN SOLUCION ACUOSA	503
22-1. Ion H⁺	503
Reacción de metales con ácidos	503
Reacción de metales con agua	504
22-2. Cationes metálicos	505
22-3. Oxígeno	507
Oxidación de aniones por oxígeno	508
Oxidación de cationes por oxígeno	509
Reacción de oxígeno con los metales: corrosión	509
Corrosión del hierro y el acero: mecanismo electroquímico ..	509
22-4. Cloro	512
22-5. Oxianiones	514
Reacciones de metales con ácido nítrico y ácido sulfúrico ...	518
Uso de los iones MnO ₄ ⁻ y Cr ₂ O ₇ ⁻² como oxidantes	519
Uso de oxidantes en análisis cualitativo	521
22-6. Proceso fotográfico	521
Exposición	522
Revelado	522
Fijado	523
Preparación de la positiva	523
22-7. Resumen	524
Metales que se oxidan a cationes metálicos	524
Cationes metálicos en estados de oxidación intermedios	525
Aniones	525
Problemas	525
23. REACCIONES NUCLEARES	528
23-1. Introducción	528
Estructura nuclear	528
Tipos de reacciones nucleares	528
Rasgos característicos de las reacciones nucleares	529

23-2. Radiactividad natural	530
Descubrimiento	530
Propiedad y naturaleza de la radiación	531
Serie radiactiva	533
23-3. Velocidad de desintegración radiactiva	534
Ley algebraica de la velocidad	534
Concepto de periodo de semidesintegración (semivida)	535
Ley logarítmica de la velocidad	536
Edad de las rocas	538
Edad de la materia orgánica	538
23-4. Reacciones de bombardeo: radiactividad artificial	539
Reacciones de bombardeo	540
Desintegración de isótopos radiactivos producidos artificialmente	542
23-5. Fisión nuclear	544
Descubrimiento	544
Isótopos fisionables	544
Productos de fisión	544
Emisión de neutrones: reacciones nucleares en cadena	546
Desprendimiento de energía: reactores nucleares	546
23-6. Relaciones masa-energía	547
Cálculos en que intervienen conversiones masa-energía	547
Estabilidad nuclear: energía de enlace	548
23-7. Fusión nuclear	552
Problemas	552
24. QUIMICA ORGANICA	555
24-1. Clases de sustancias orgánicas	556
Hidrocarburos saturados: parafinas y cicloparafinas	556
Hidrocarburos insaturados: olefinas y acetilenos	558
Hidrocarburos aromáticos	560
Compuestos orgánicos que contienen halógeno	563
Compuestos orgánicos que contienen oxígeno	564
24-2. Algunas reacciones comunes de compuestos orgánicos	570
Reacciones de sustitución	570
Reacciones de eliminación	573
Reactivos de Grignard	575
24-3. Petróleo y caucho (hule): dos sustancias importantes en la industria química	577
Petróleo	577
Caucho	580

24-4. Productos naturales	582
Glucosa: un carbohidrato y azúcar representativo	582
Aminoácidos y proteínas	586
Problemas	590

A P E N D I C E S

1. MATEMATICAS	594
Notación exponencial	594
Logaritmos comunes y logaritmos naturales	595
Cifras significativas	598
Problemas	601
2. NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGANICOS	602
Compuestos iónicos	602
Compuestos binarios de los no metales	604
Oxiácidos	604
Compuestos de coordinación	605
3. RADIOS ATOMICOS Y RADIOS IONICOS	606
4. FACTORES DE CONVERSION Y CONSTANTES	607
5. RESPUESTAS A PROBLEMAS ESCOGIDOS	608
INDICE ALFABETICO	613