

Índice de materias

	Págs.
PRÓLOGOS	v a ix
SÍMBOLOS DE LAS FÓRMULAS	xv
BIBLIOGRAFÍA	xix

Capítulo I. Propiedades de los estados de la materia

§ 1.	<i>Gases perfectos.</i>	I
	El estado de gas perfecto como estado límite de la materia.—Ecuación de estado de los gases perfectos.—El mol como unidad de cantidad química.—Valor numérico de la constante R de los gases perfectos.—Mezclas de gases perfectos.—El Primer Principio de Termodinámica.—Variaciones de energía por cambios de volumen.—Cambios de energía correspondientes a variaciones de temperatura.—Teoría cinética de los gases perfectos.—Calores específicos de los gases perfectos.—Otras consecuencias de la teoría cinética: número de choques, rozamiento interno, conductividad calorífica, difusión térmica.—Ejercicios al § 1.—Bibliografía sobre el § 1.	
§ 2.	<i>Cuerpos sólidos</i>	29
	Características del estado sólido.—Cuerpo sólido perfecto.—Ecuación de estado de los cuerpos sólidos.—Calores específicos de los cuerpos sólidos.—Calor específico medio y entalpía.—Tercer Principio de Termodinámica y valor absoluto de la entropía.—Seudo-ordenación, difusión y rotación de los cuerpos sólidos.—Ejercicios sobre el § 2.—Bibliografía sobre el § 2.	
§ 3.	<i>Gases reales y líquidos.</i>	41
	Resumen acerca de los estados intermedios entre los gases perfectos y los sólidos perfectos.—Desviaciones de los gases reales respecto de la ecuación de estado de los gases perfectos.—Ecuación de estado de van der Waals.—El tránsito gas (vapor)-líquido.—Punto crítico.—Ecuación de estado reducida y teorema de los estados correspondientes.—Efecto Joule-Thomson.—Analogías entre sólidos y líquidos.—Estado vítreo.—Ejercicios al § 3.—Bibliografía sobre el § 3.	
§ 4.	<i>Disoluciones</i>	55
	Clasificación de las mezclas de fases.—Expresión de la concentración.—Relaciones entre las propiedades de las fases mixtas y las de los componentes puros de las mismas.—Propiedades parciales de los componentes de las fases mixtas.—Causas de la formación de fases mixtas.—Ejercicios sobre el § 4.	
§ 5.	<i>Superficies límites de separación. Disoluciones coloidales.</i>	64
	Generalidades.—Tensión superficial.—Adsorción en las superficies de separación.—Sistemas dispersos coloidales.—Causas de la estabilidad de los sistemas coloidales.—Bibliografía al § 5.	

Capítulo II. Energética química y teoría del equilibrio

Págs.

§ 6.	<i>Equilibrio químico</i>	72
	Transformaciones completas o incompletas de las substancias. — Ley de acción de masa. — Deducción cinética de la LAM. — Expresión de la LAM en las distintas unidades de concentración. — Desplazamiento de equilibrios gaseosos por variación de la presión y principio de la mínima acción.	
§ 7.	<i>Energética de las reacciones químicas</i>	81
	Fuerza determinante de los fenómenos químicos. — Calores de reacción y Principio de Thomsen y Berthelot. — Trabajo de reacción y Segundo Principio de Termodinámica. — Calores de reacción reversibles y variaciones de la entropía en una reacción. — Ecuaciones fundamentales de la Termodinámica química. — Funciones termodinámicas. — Adición de los efectos de reacción y cálculo a partir de los de las substancias aisladas. — Potencial químico. — Variación de los trabajos de reacción y calores de reacción con la temperatura. — Fórmulas aproximadas del trabajo de reacción en función de la temperatura. — Variación del trabajo de reacción y del calor de reacción con la presión. — Deducción termodinámica de la LAM. — Variación de la constante de equilibrio con la temperatura. — Bibliografía al § 7.	
§ 8.	<i>Equilibrios gaseosos homogéneos</i>	106
	Aplicación de la LAM a la determinación del rendimiento. — Cálculo del equilibrio a partir de datos térmicos: a) Equilibrio del gas de agua; b) Otros ejemplos de reacciones sin variación en el número de moléculas gaseosas; c) Equilibrio de disociación del dióxido de carbono; d) Equilibrio de disociación del vapor de agua; e) Temperaturas máximas de las llamas; f) Equilibrio del amoníaco. — Ejercicios sobre el § 8.	
§ 9.	<i>Equilibrios gaseosos heterogéneos</i>	118
	Vaporización de las substancias puras. — Equilibrios de descomposición. — Equilibrios con mezclas gaseosas: a) Reacción del gas de los gasógenos; b) Reducción del óxido ferroso. — Ejercicios al § 9. — Bibliografía a los §§ 8 y 9.	
§ 10.	<i>Ley de las fases</i>	130
	Deducción de la ley de las fases a partir de las consideraciones desarrolladas en el § 9. — Deducción general de la ley de las fases. — Aplicación de la ley de las fases a algunos casos especiales. — Concepto de "componente independiente" en la teoría de las fases. — Bibliografía al § 10.	
§ 11.	<i>Equilibrios en disoluciones</i>	135
	Mezclas ideales y disoluciones diluídas ideales. — Trabajos de dilución en mezclas ideales y disoluciones diluídas ideales. — Presión de vapor de las mezclas. — Presión de vapor del disolvente en las disoluciones diluídas. — Ley de la solubilidad de los gases. — Ley de distribución o de reparto. — Equilibrio de adsorción. — Curvas de puntos de ebullición de las mezclas. — Presión osmótica. — Equilibrios homogéneos en disoluciones. — Actividades y coeficientes de actividad. — Calores de disolución y dilución. — Influencia de la temperatura sobre los equilibrios en disoluciones. — Determinación de pesos moleculares de substancias disueltas. — Otros diagramas de fusión o de solubilidad de mezclas binarias. — Diagramas de estado de sistemas ternarios. — Ejercicios al § 11. — Bibliografía sobre el § 11.	

	Págs.
§ 12. <i>Equilibrios en los electrolitos</i>	158
Historia de la electrólisis.—Determinación del grado de disociación electrofítica por medidas del equilibrio.—Aplicación de la LAM a la disociación de un electrolito disuelto.—Influencia mutua de varios equilibrios de disociación.—Equilibrios de disoluciones de electrolitos con otras fases en contacto.—Disociación iónica del agua.—Hidrólisis.—Disoluciones amortiguadoras.—Curvas de valoración.—Electrolitos anfóteros.—Influencia de las fuerzas eléctricas entre los iones sobre los equilibrios de los electrolitos.—La fuerza de un electrolito como función de su constitución y de las propiedades del disolvente.—Ejercicios sobre el § 12.—Bibliografía del § 12.	
§ 13. <i>Fuerza electromotriz</i>	176
FEM y trabajo de reacción.—Relación entre la temperatura y la FEM.—Influencia de la concentración y de la presión en la FEM.—Células o pilas de concentración "sin transporte".—Células o pilas de concentración "con transporte".—Células o pilas de amalgamas.—Saltos de potencial en las superficies de separación.—Potenciales de los electrodos.—Serie electromotriz.—Electrodos de segunda clase.—Potenciales de oxidación-reducción. Electrodo Redox.—Elementos de importancia técnica.—Ejercicios sobre el § 13.—Bibliografía del § 13.	
§ 14. <i>Electrólisis</i>	189
Tensión o voltaje de descomposición.—Ejemplos de aplicación: a) Tensión de descomposición del agua; b) Obtención electrofítica del aluminio.—Bibliografía del § 14.	
§ 15. <i>Fotoquímica</i>	193
Ley de la frecuencia.—Leyes de la absorción de la luz.—Procesos fotoquímicos.—Ley de la equivalencia fotoquímica.—Proceso fotográfico.—Asimilación del carbono.—Quimiluminiscencia.—Bibliografía sobre el § 15.	

Capítulo III. Cinética química

§ 16. <i>Transcurso de las reacciones en los sistemas homogéneos</i>	200
Generalidades sobre la velocidad de las reacciones homogéneas.—Reacciones de primer orden.—Reacciones de orden superior.—Reacciones incompletas.—Variación de la VR con la temperatura.—Energía de activación.—Deducción de la fórmula de Arrhenius a partir de la ley de Maxwell-Boltzmann.—Aplicación a las reacciones de gases.—Aplicación a las reacciones en disoluciones.—Aplicación a las reacciones monomoleculares.—Reacciones iónicas.—Reacciones en cadena.—Explosiones.—Rotura de las cadenas y límites de explosión.—Detonaciones.—Aceleración fotoquímica de las reacciones.—Catálisis homogénea.—Acción catalítica de los ácidos y bases.—Ejercicios sobre el § 16.—Bibliografía del § 16.	
§ 17. <i>Transcurso de las reacciones en los sistemas heterogéneos</i>	228
Formación de gérmenes en sistemas de una sola sustancia.—Crecimiento de los gérmenes.—Importancia de la formación de gérmenes en las reacciones entre varias sustancias.—Influencia de la difusión en las reacciones heterogéneas.—Algunas reacciones heterogéneas, de importancia en la industria: a) Descarburación del hierro; b) Procesos de oxidación y enmohecimiento; c) Procedimientos de afino al horno; d) Combustión del carbono sólido.—Catálisis de contacto o de superficie.—Venenos y activadores del contacto.—Encauzamiento de las reacciones en las catálisis de contacto.—Ejercicios sobre el § 17.—Bibliografía del § 17.	

§ 18.	<i>Conductividad y migración de los iones</i>	Págs. 24I
	Generalidades sobre la velocidad de los procesos electroquímicos. — Conducción metálica y electrolítica de la corriente. — Números de transporte de los iones. — Resistencia y conductividad específicas de los electrolitos. — Conductividad molar. — Causas de la variación de la conductividad molar con la concentración: a) Influencia del equilibrio de disociación sobre Λ ; b) Influencia de las fuerzas electrostáticas iónicas sobre Λ . — Ley del movimiento independiente de los iones. — Otros métodos de medición de la conductividad iónica. — Regularidades de la conductividad iónica. — Conductividad de las disoluciones no acuosas y de las sales fundidas. — Electroforesis y electroósmosis. — Migración de los iones en los electrolitos sólidos. — Conducción iónica y electrónica en los semiconductores. — Ejercicios sobre el § 18. — Bibliografía del § 18.	

§ 19.	<i>Fenómenos de inhibición en los electrodos.</i>	262
	Polarización de concentración. — Sobretensión. — Pasividad. — Bibliografía al § 19.	

Capítulo IV. Fuerzas químicas y constitución de la materia

§ 20.	<i>Núcleo atómico</i>	267
	Concepto y estructura del átomo. — Masa y carga del núcleo atómico. — Isotopía. — Defecto de masa y fracción de empaquetamiento. — Radioactividad. — Transformaciones provocadas del núcleo y radioactividad artificial. — Estructura y niveles energéticos del núcleo atómico. — Bibliografía del § 20.	

§ 21.	<i>Envoltura del átomo.</i>	274
	Espectros de emisión de rayos X. — La disposición de las capas de electrones y el sistema periódico. — Espectros atómicos ópticos. — El esquema de términos. — Números cuánticos. — Principio de exclusión de Pauli. — Momentos de impulso resultantes de los átomos. — Símbolos de los términos de los átomos. — Energía de ionización y afinidad electrónica. — Volumen ocupado por los átomos y polarizabilidad de los mismos. — Momentos magnéticos permanentes (paramagnetismo). — Momentos magnéticos inducidos (diamagnetismo). — Relación entre los momentos magnéticos de las partículas elementales y la susceptibilidad magnética. — Significación de las mediciones magnéticas en Química. — Sistema periódico de los elementos. — Bibliografía sobre el § 21.	

§ 22.	<i>Enlace polar</i>	296
	Generalidades sobre el enlace químico. — Enlace polar y carácter salino. — Energía de formación de las moléculas y de los cristales iónicos. — Número de coordinación de los iones complejos y de los cristales iónicos. — Forma de las moléculas iónicas. — Bibliografía al § 22.	

§ 23.	<i>Enlace apolar</i>	303
	Interpretación del enlace apolar según la mecánica cuántica. — Símbolos de los términos y propiedades magnéticas de las moléculas. — Enlaces múltiples; distribución en el espacio de los electrones valencia. — Espectros moleculares. — Vibraciones internas de las moléculas. — Cálculo de los calores específicos a partir de datos espectroscópicos. — Covalencia coordinada. — Estructura cristalina de los compuestos apolares. — Forma de las moléculas en disolución y fusión; elasticidad del caucho. — Dipolos eléctricos moleculares permanentes y su medición. — Resultados de la investigación de los dipolos. — Bibliografía al § 23.	

	Págs.
§ 24. <i>Enlace metálico</i>	317
Teoría electrónica del estado metálico.—Comparación entre el enlace metálico y la covalencia.—Fases mixtas intermetálicas.—Enlaces atómicos y ferromagnetismo de los elementos de transición.—Bibliografía del § 24.	
§ 25. <i>Fuerzas intermoleculares</i>	322
Enlaces internos de las moléculas y enlaces intermoleculares.—Fuerzas dipolares.—Otras fuerzas de van der Waals.—Transición a la covalencia.—Bibliografía sobre el § 25.	
APÉNDICES	328
Tabla 56. Calores específicos c_p de algunas sustancias a temperaturas elevadas en cal. grad ⁻¹ mol ⁻¹ .	
Tabla 57. Calores molares de formación y entropías molares de algunas sustancias a 298° K y 1 atm.	
Tabla 58. Constantes universales más importantes y factores de transformación.	
Tabla 59. Sistema periódico de los elementos.	
ÍNDICE ALFABÉTICO DE AUTORES	335
ÍNDICE ALFABÉTICO DE MATERIAS	339