



UNIVERSIDAD POLITÉCNICA DE MADRID  
ESCUELA TÉCNICA SUPERIOR  
DE  
INGENIEROS DE MINAS  
-----

Ríos Rosas, 21  
28003 MADRID.

**DEPARTAMENTO DE**  
**INGENIERÍA QUÍMICA Y COMBUSTIBLES**

**PROGRAMA DE LA ASIGNATURA**

***QUÍMICA I***

**Curso** : 1º  
**Cuatrimestre** : 1º  
**Carácter** : Troncal

**Créditos totales**  
Teóricos : 2,2  
Prácticos : 3,8

**PLAN DE ESTUDIOS 1996**

Edición 2: 2002-09-23

## QUÍMICA I: PROGRAMA

### a) **OBJETIVOS Y CONTENIDOS**

#### **BLOQUE 1: Estequiometría**

##### *OBJETIVOS ESPECÍFICOS*

*1.1 Razonar cuestiones y resolver problemas básicos de Estequiometría.*

##### CONTENIDOS

###### 1.1: CONCEPTOS GENERALES

- Concepto de Química.
- Concepto de sustancia (elemento y compuesto) y mezcla (homogénea, heterogénea).
- Átomos, moléculas, iones, electrones, protones y neutrones.
- Tabla Periódica.
- Formulación química inorgánica elemental.

###### 1.2: UNIDADES DE MEDIDA EN QUÍMICA

- Número de Avogadro.
- Mol, u.m.a.
- Valencia, estado de oxidación y equivalente químico.
- Masa atómica y molecular.
- Molaridad, normalidad, molalidad, fracción molar.
- % en peso, % volumen-volumen, % peso-volumen.
- Unidades del Sistema Internacional y otras unidades usuales: Conversión de unidades y análisis dimensional.

###### 1.3: LEYES DE LA ESTEQUIOMETRÍA

- Teoría atómica de Dalton.
- Ley de las proporciones definidas (Proust).
- Ley de las proporciones múltiples (Dalton).
- Ley de los volúmenes de combinación (Gay-Lussac).
- Fórmulas químicas: Empírica, molecular.
- Composición centesimal.

###### 1.4: LEY DE LOS GASES IDEALES

- Ley de Boyle.
- Ley de Charles y Gay-Lussac.
- Hipótesis de Avogadro.
- Ecuación de estado de los gases ideales.
- Ley de Dalton de las presiones parciales.

### 1.5: BALANCES DE MATERIA

- Ajuste de ecuaciones.
- Estequiometrías.
- Masa y volumen necesarios para una reacción.
- Rendimiento, riqueza, reactivo limitante.

## **BLOQUE 2: Termoquímica**

### *OBJETIVOS ESPECÍFICOS*

- 2.1 Aplicar el primer y segundo principios de la termodinámica al estudio de las reacciones químicas.*
- 2.2 Investigar la espontaneidad de los procesos químicos.*

### CONTENIDOS

#### 2.1: TERMOQUÍMICA

- Definición.
- Procesos exotérmicos y endotérmicos.
- Primer Principio de la Termodinámica.
- Función de estado. Definición.
- Energía interna, entalpía, entalpía de formación, entalpía de reacción.
- Calorimetría. Calor específico. Capacidad calorífica.
- Ley de Hess.

#### 2.2: ESPONTANEIDAD Y CAMBIO QUÍMICO

- Procesos reversibles e irreversibles.
- Entropía. Segundo Principio de la Termodinámica.
- Entalpía libre de Gibbs. Espontaneidad.

## **BLOQUE 3: Estructura de la materia**

### *OBJETIVOS ESPECÍFICOS*

- 3.1 Comprender los conceptos básicos de la estructura de la materia.*
- 3.2 Comprender los fundamentos de la mecánica cuántica.*
- 3.3 Aplicar la mecánica cuántica a la determinación de espectros y fenómenos energéticos asociados.*
- 3.4 Aplicar la mecánica cuántica a la construcción de la Tabla Periódica.*

### CONTENIDOS

#### 3.1: REVISIÓN DE CONOCIMIENTOS PREVIOS

- Teoría atómica de Dalton.
- Modelo atómico de Thomson.
- Modelo atómico de Rutherford.

### 3.2: FUNDAMENTOS DE MECÁNICA CUÁNTICA

- Radiación electromagnética.
- Teoría cuántica de Planck.
- Efecto fotoeléctrico.
- Dualidad onda-corpúsculo.
- Principio de Incertidumbre de Heisenberg.

### 3.3: ESTRUCTURA ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS

- Espectros atómicos.
- Modelo atómico de Bohr.
- Ecuación de ondas para átomos monoelectrónicos.
- Átomos polielectrónicos.
- Configuraciones electrónicas.
- Tabla Periódica. Propiedades periódicas.

## **BLOQUE 4: Enlace químico en los materiales**

### *OBJETIVOS ESPECÍFICOS*

- 4.1 Comprender la naturaleza y propiedades de los diversos tipos de enlaces.*
- 4.2 Comprender las propiedades características que confieren los enlaces a los materiales*

### CONTENIDOS

#### 4.1: GENERALIDADES

- El enlace químico.
- Tipos de enlace.
- Primeras teorías del enlace. Regla del octeto.

#### 4.2: ENLACE COVALENTE

- Definición. Propiedades.
- Estructuras de Lewis.
- Tipos de enlace covalente.
- Resonancia.
- Polaridad de enlaces y moléculas.
- Distancias y energías de enlace.
- Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (TRPECV).
- Teoría de orbitales moleculares (TOM) como combinación lineal de orbitales atómicos (CLOA).
- Enlace en moléculas diatómicas del segundo período.

- Enlace en moléculas poliatómicas. Hibridación.
- Sólidos moleculares. Sólidos covalentes.

#### 4.3: ENLACE IÓNICO

- Definición. Propiedades.
- Energía reticular. Estructuras iónicas.
- Polarizabilidad. Poder polarizante.

#### 4.4: ENLACE METÁLICO

- Definición propiedades.
- Estructuras cristalinas de los metales.
- Teoría de Bandas.
- Semiconductores.

#### 4.5: ENLACES INTERMOLECULARES

- Definición. Propiedades.
- Fuerzas de interacción dipolo-dipolo.
- Enlace de hidrógeno.
- Fuerzas de dispersión de London.

### **BLOQUE 5: Estados de agregación de la materia**

#### *OBJETIVOS ESPECÍFICOS*

- 5.1 Comprender los rasgos fundamentales de los estados de agregación de la materia y su relación con los enlaces intermoleculares.*
- 5.2 Calcular parámetros en redes cristalinas.*
- 5.3 Formular el comportamiento de gases ideales y reales.*
- 5.4 Aplicar la teoría al estudio de disoluciones y de sus propiedades coligativas.*

#### CONTENIDOS

##### 5.1: SÓLIDOS. CRISTALOQUÍMICA

- Sólidos cristalinos. Sólidos amorfos. Propiedades.
- Estructuras sólidas cristalinas. Red de traslación. Celdilla unidad
- Sistemas cristalinos. Redes de Bravais.

##### 5.2: GASES

- Teoría cinética de los gases.
- Ecuación de estado de los gases ideales.
- Gases reales.

##### 5.3: LÍQUIDOS

- Propiedades generales del estado líquido.
- Tipos de disoluciones. Solubilidad. Concentraciones.
- Propiedades generales de las disoluciones.
- Propiedades coligativas.
- Diagramas temperatura-composición y presión-composición.
- Métodos de separación de compuestos.

## **b) BIBLIOGRAFÍA**

### BÁSICA

- ATKINS, P.W. *Química General*. Omega, Barcelona, 1992.
- BAILAR, J.C. et al. *Química*. Vicens Vives, Barcelona, 1985.
- BROWN, J.L. *Química. La Ciencia Central*. Prentice-Hall Hispanoamericana, Madrid, 1998.
- CHANG, R. *Química*. (4ª ed.) MacGraw-Hill, Madrid, 1999.
- MAHAN, B.H.; MYERS, E. *Química. Curso Universitario*. (4ª ed.). Addison-Wesley, Madrid, 1990.

### COMPLEMENTARIA

- ALONSO GARCÍA, P. et al. *Química COU*. MacGraw-Hill, Madrid, 1990. (Bloque 1).
- GRAY, H.B.; DICKERSON, R.E. *Principios de Química*. Reverté, Barcelona, 1986. (Bloque 2).
- LEVINE, I.N. *Fisicoquímica*. (3ª ed.). MacGraw-Hill, Madrid, 1990. (Bloque 3).
- SEGAL, B.G. *Experiment and Theory*. John Wiley, Nueva York, 1989. (Bloques 4 y 5).

## **c) PRÁCTICAS EN GRUPOS REDUCIDOS**

Nº de prácticas por curso y alumno: 7

Relación de contenidos:

Lugar de realización:

Práctica Nº 1: Operaciones básicas de laboratorio	Laboratorio
" Nº 2: Termoquímica	Laboratorio
" Nº 3: Espectros atómicos de emisión	Laboratorio
" Nº 4: Estructuras cristalinas y moleculares	Laboratorio
" Nº 5: Cambios de estados	Laboratorio
" Nº 6: Destilación	Laboratorio
" Nº 7: Disoluciones	Laboratorio

Nº de alumnos por grupo: 1-2

***d) PROCEDIMIENTO DE EVALUACIÓN***

La evaluación de teoría (preguntas cerradas y abiertas) y problemas se realizan en el examen final, dando a cada bloque de programa una ponderación proporcional al número de créditos de dicho bloque.

La evaluación del laboratorio se realizará mediante pruebas cerradas realizadas al comienzo de cada una de las prácticas. La nota del curso será la media ponderada de teoría + problemas (80%) y laboratorio (20%), siendo imprescindible superar el laboratorio para obtener la nota del curso o aprobar al examen final.