



UNIVERSIDAD DE SANTIAGO DE CHILE  
FACULTAD DE CIENCIA  
DEPARTAMENTO DE MATEMÁTICA Y C.C.



## PROGRAMA DE ESTUDIOS INGENIERIA MATEMÁTICA

**Carrera**

**INGENIERÍA MATEMÁTICA**

22004	QUÍMICA	T=4 E=2 L=2
Requisitos	Física II y Cálculo II	
DICTA DEPARTAMENTO	Química de los materiales.	
Autor		
Versión 2011		⋮

### CAPACIDADES GENERALES DEL CURSO

Al final del curso el alumno podrá:

1. Relacionar conceptos, leyes y teorías de la Química con la resolución de problemas tecnológicos y científicos.
2. Desarrollar habilidades que contribuyan a su formación analítica como ingeniero, comprendiendo fenómenos asociados a la Química, lo cual le permita formular adecuadamente problemas reales.
3. Aplicar los conocimientos adquiridos en la resolución matemática de los problemas planteados.
4. Dimensionar el impacto de aplicación de la Química y su relación directa con la generación y manipulación de la tecnología.

### RESUMEN DE UNIDADES TEMÁTICAS (Teoría y Ejercicios)

UNIDAD	TITULO	Nº HORAS
1	LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA, ESTADO GASEOSO Y ESTEQUIOMETRÍA.	36
2	SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS Y ENLACE QUÍMICO.	28
3	EQUILIBRIO QUÍMICO Y IÓNICO	28
4	OXIDO- REDUCCIÓN.	24
	EVALUACIÓN.	20
TOTAL	17 SEMANAS	136

## PRINCIPALES TEXTOS DE REFERENCIA:

1. **E. Balocchi et all**, *Curso de Química General*, Facultad de Química y Biología USACH, 1998.
2. **R. Chang**, *Química General*, Mac Graw Hill, 1998.
3. **Ebbing**, *Química General*, Mac Graw Hill, 1997.

## 1. UNIDAD TEMÁTICA UNO: LEYES FUNDAMENTALES, ESTADO GASEOSO, ESTEQUIOMETRÍA.

### CAPACIDADES A DESARROLLAR:

1. Discriminar entre cambio físico y cambio químico.
2. Clasificar reacciones químicas observadas, midiendo algunos parámetros asociados (reacciones exo y endotérmicas).
3. Resolver ejercicios sobre leyes fundamentales.
4. Resolver problemas reales con una sola variable independiente, utilizando las leyes fundamentales
5. Idealizar la composición de la materia para determinar el comportamiento de los gases.
6. Resolver problemas cuali y cuantitativos respecto a las leyes de los gases.
7. Resolver problemas cuali y cuantitativos en estequiometría aplicando reactivo limitante, pureza de reactivos y rendimiento de reacción.
8. Utilizar la ley de volúmenes de combinación de Gay-Lusac e hipótesis de Avogadro para relacionar conceptos atómicos y moleculares con aspectos microscópicos.
9. Discriminar entre masa atómica, número atómico, unidad de masa atómica, isótopo.
10. Nombrar y escribir las fórmulas de compuestos inorgánicos de uso común. Distinguiendo entre fórmula empírica y molecular.
11. Calcular composición de soluciones.
12. Resumir información científica de artículos aparecidos en diarios.

## CONTENIDOS

<b>1.1.- Objeto de la Química</b>	La Química como Ciencia. Aplicaciones tecnológicas y su relación con la sociedad.
<b>1.2.- Sustancias químicas.</b>	Definición de sustancias químicas. Elementos y compuestos químicos. Combinaciones y mezclas.
<b>1.3. Reacciones y ecuaciones químicas.</b>	Nomenclatura.

<b>(reacciones en el aula)</b>	
<b>1.4.- Leyes de las transformaciones químicas.</b>	Ley de Lavoisier, Proust, Dalton y Gay-Lussac.
<b>1.5.- Teoría atómica.</b>	Modelo atómico de Dalton y leyes fundamentales. Concepto de masa atómica, masa molecular, número de Avogadro. Concepto de mol y masa molar.
<b>1.6. Nomenclatura Química.</b>	Clasificación de sustancias químicas. Nomenclatura inorgánica.
<b>1.7.- Propiedades generales de los gases.</b>	Teoría. Concepto de presión y unidades.
<b>1.8.- Leyes.</b>	Boyle y Mariotte, Gay-Lussac, Ley combinada. Hipótesis de Avogadro. Ecuaciones de estado de los gases ideales. Presión de una mezcla gaseosa en un recipiente común: Ley de Dalton.
<b>1.9. Ecuaciones químicas.</b>	Significado cuantitativo de símbolos y fórmulas. Aplicaciones de las leyes fundamentales. Utilización de los conceptos de mol y volumen molar. Composición de soluciones (molaridad, porcentaje, ppm).
<b>1.10.- Cálculos estequiométricos. (reacciones en el aula).</b>	Concepto de reactivo limitante de un proceso. Concepto de pureza de una sustancia. Concepto de rendimiento de una reacción. Unidades de concentración de soluciones.
<b>1.11. Estequiometría de soluciones.</b>	Cálculos estequiométricos con reactivos en solución.

### **TÓPICOS A SER EVALUADOS**

- Semejanzas y diferencias entre los distintos modelos atómicos.
- Resolver problemas de una sola variable que aplique masas atómicas de los elementos.
- Ejercitación de notación y nomenclatura inorgánica y formulación de compuestos.
- Interpretar gráficos sobre comportamiento de gases.
- Cálculo de aplicaciones de las leyes fundamentales.
- Aplicaciones del concepto de mol.
- Conocer y aplicar la ecuación de estado de gas ideal y diferenciar con respecto a gas real.
- Determinar en reacciones químicas directas, el concepto de reactivo limitante, pureza de reactivos y rendimiento de una reacción.
- Reconocer y calcular calores involucrados en reacciones exotérmicas y endotérmicas.
- Cálculos de estequiometría de soluciones.

## 2. UNIDAD TEMÁTICA DOS: SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS Y ENLACE QUÍMICO.

### CAPACIDADES A DESARROLLAR:

1. Establecer la conformación de la tabla periódica actual acorde con la configuración electrónica externa, distinguiendo tipos de elementos.
2. Predecir a base de las propiedades periódicas, los tipos de uniones que se pueden producir entre los elementos.
3. Describir otras propiedades periódicas (radio atómico e iónico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad).
4. Interpretar el enlace entre elementos, a través de las estructuras de Lewis y determinar geometría molecular de moléculas simples mediante la teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia.
5. Predecir los tipos de enlaces más probables, entre átomos en un compuesto, aplicando el concepto de carga formal.
6. Describir fuerzas interatómicas e intermoleculares (dipolo-dipolo, London, Van der Waals, ión-dipolo, puente de hidrógeno).
7. Establecer la polaridad de algunas moléculas.
8. Resumir información científica aparecida en artículos científicos.

### CONTENIDOS

<b>2.1. Estructura atómica como base de la clasificación periódica.</b>	Breve visión de los modelos atómicos de: Dalton, Thompson. Modelos de Rutherford y Bohr. Modelo mecánico cuántico. Estructura extranuclear del átomo. Distribución electrónica por niveles de energía y por orbitales.
<b>2.2. Clasificación periódica.</b>	Ley periódica. Estructura del sistema: períodos, grupos, familias.
<b>2.3. Propiedades periódicas.</b>	Relación entre la ubicación de un elemento en el sistema periódico y sus propiedades físicas y químicas.
<b>2.4. Enlace químico (modelo en el aula).</b>	Energía y longitud de enlace. Tipos de enlace: covalente, iónico, covalente coordinado, metálico.
<b>2.5. Propiedades periódicas y enlace.</b>	Propiedades físicas. Criterios para definir enlaces.
<b>2.6. Interpretación del enlace.</b>	Estructuras de Lewis. (carga formal) Regla del octeto.
<b>2.7. Estructura molecular.</b>	Geometría molecular. Polaridad de la molécula. Modelo de repulsión de pares electrónicos.

### TÓPICOS A SER EVALUADOS

- Variación de las propiedades periódicas en la tabla.
- Tipos de enlace que se pueden formar de acuerdo a la posición de los elementos en el sistema periódico.(covalente, iónico, y metálico).
- Representar las estructuras de Lewis más probables para moléculas simples.
- Aplicaciones del concepto de carga formal.
- Resolver ejercicios de geometría molecular en compuestos simples.
- Determinación de polaridad de moléculas y geometría molecular.
- Lectura, resumen y comentarios de artículos científicos.

### 3. UNIDAD TEMÁTICA TRES: EQUILIBRIO QUÍMICO Y EQUILIBRIO IÓNICO.

#### CAPACIDADES A DESARROLLAR:

1. Identificar factores que afectan la rapidez de una reacción química.
2. Interpretar gráficos de rapidez de reacciones.
3. Calcular velocidad y constante de velocidad de una reacción química.
4. Expresar constantes de equilibrio en fase gaseosa.
5. Resolver problemas cuali y cuantitativos sobre equilibrio químico e iónico.
6. Diferenciar entre sustancias ácidas y básicas en solución.
7. Determinar cuantitativamente la acidez o basicidad de una solución.
8. Analizar información de artículos científicos.

#### CONTENIDOS

<b>3.1. Cinética química.</b>	Rapidez de una reacción química. Unidades de expresión, rapidez media y rapidez instantánea. Expresión de la rapidez instantánea en función de reactantes y/o productos. Variación de la concentración en el tiempo, representación gráfica. Factores que afectan la rapidez de una reacción. El efecto catalítico, importancia de los catalizadores en procesos industriales.
<b>3.2. Reacciones reversibles (reacciones en el aula).</b>	Estado de equilibrio químico. \$⇌\$ • ante de equilibrio y sus formas de expresión (dimensiones). Estado de equilibrio. Factores que lo afectan: principio de Le Chatelier. Equilibrios de importancia industrial.

<b>3.3. Ionización.</b>	Teoría de Arrhenius. Tipos de electrolitos.
<b>3.4. Equilibrio iónico.</b>	Ionización de un electrolito débil en agua. El agua como electrolito débil. Producto iónico del agua. Electrolitos fuertes.
<b>3.5. Ácidos y bases. (reacciones en el aula).</b>	Conceptos de Arrhenius y Brönsted. Ácidos y bases conjugados. Fuerza de ácidos y bases.
<b>3.6. pH.</b>	Concepto. Escala de valores. Distintas formas de determinar el pH.

### **TÓPICOS A SER EVALUADOS**

- Calcular velocidades de reacción a partir de concentraciones.
- Reconocer el carácter ácido, básico y neutro de compuestos químicos en medio acuoso.
- Determinación del estado de equilibrio de reacciones.
- Cálculo de constantes de equilibrio.
- Calcular el valor de pH en soluciones ácidas y básicas.
- Aplicación del principio de Le Chatelier a la predicción de desplazamiento de reacciones reversibles.

## **4. UNIDAD TEMÁTICA CUATRO: OXIDACIÓN-REDUCCIÓN Y ELECTROQUÍMICA.**

### **CAPACIDADES A DESARROLLAR:**

1. Equilibrar reacciones redox.
2. Calcular la fuerza electromotriz estándar de celdas.
3. Interpretar la tabla de potenciales estándar de reducción.
4. Predecir la espontaneidad de una reacción redox.
5. Diferenciar entre celdas galvánicas y electrolíticas.
6. Aplicar las leyes de Faraday a la electrodeposición catódica de metales.
7. Exponer y analizar información científica, a partir de artículos relacionados con la química (trabajo en grupo).

## CONTENIDOS

<b>4.1. Conceptos básicos (reacciones en el aula).</b>	Número o estado de oxidación. Identificación de reacciones redox. Semireacciones de oxidación y reducción. Aplicaciones.
<b>4.2. Celdas galvánicas.</b>	Fuerza electromotriz (FEM). Escala de potenciales normales estándares. Espontaneidad de reacciones. Energía libre de Gibbs. Pilas y baterías. Ecuación de Nerst.
<b>4.3. Celdas electrolíticas.</b>	Reacciones catódicas y anódicas en medio acuoso. Leyes de Faraday. Aplicaciones.

## TÓPICOS A SER EVALUADOS

- Determinación de números de oxidación de iones poliatómicos y especies neutras.
- Igualar ecuaciones completas de oxidación y reducción en fase acuosa.
- Uso de escalas de potenciales normales para determinar si una reacción redox es posible o no termodinámicamente.
- Identificar reacciones electródicas en una celda electrolítica.
- Determinar el potencial de una reacción utilizando la ecuación de Nerst.
- Cálculo a partir de las leyes de Faraday sobre electrodeposición catódica de metales.