



# Planificaciones

6302 - Química I

Docente responsable: FRANCOIS NORA JUDIT

## OBJETIVOS

Desarrollar en el alumno capacidad para: analizar y relacionar fenómenos químicos con hechos corrientes. Asociar ecuaciones químicas con procesos de interés industrial. Vincular reacciones químicas con cambios de energía. Establecer criterios de espontaneidad de procesos. Interpretar procesos fisicoquímicos vinculados a los cambios de estado de la materia y a las soluciones diluidas (propiedades coligativas). Relacionar conceptos de termodinámica, cinética y equilibrio químico con procesos espontáneos de la vida diaria. Desarrollar conceptos relacionados con el equilibrio iónico en particular con el equilibrio ácido-base. Interpretar y clasificar procesos de óxido-reducción, aplicando los conceptos a sistemas de importancia tecnológica. Interpretar textos y manuales que incluyan conceptos químicos.

## CONTENIDOS MÍNIMOS

-

## PROGRAMA SINTÉTICO

- 0) Repaso de los contenidos básicos.
- 1) Teoría cinética de los gases.
- 2) Estados condensados.
- 3) Soluciones diluidas.
- 4) Termodinámica y termoquímica.
- 5) Cinética de las reacciones químicas.
- 6) Equilibrio químico.
- 7) Equilibrio iónico.
- 8) Electroquímica.

## PROGRAMA ANALÍTICO

### UNIDAD 0

#### REPASO DE CONCEPTOS BASICOS

Sistemas materiales: sistemas homogéneos y heterogéneos. Soluciones. Sustancias puras. Sustancias compuestas y simples. Elementos. Símbolo. Atomicidad. Teoría atómica: Leyes de Lavoisier, de las proporciones múltiples de Dalton. Gases ideales, leyes de los gases ideales. Hipótesis de Avogadro. Masa atómica y molecular relativa. Mol. Volumen molar. Fórmulas químicas. Ecuaciones químicas. Cálculo estequiométrico. Soluciones. Formas de expresión de concentraciones. Solubilidad. Curvas de solubilidad.

### UNIDAD I

#### TEORIA CINETICA DE LOS GASES

Postulados de la Teoría Cinética de los gases. Ecuación fundamental de la Teoría Cinética. Temperatura absoluta y energía cinética. Ley de difusión de Graham.

Gases reales. Desviación del comportamiento ideal, análisis de las curvas de dichas desviaciones: volumen de las moléculas, fuerzas de atracción entre las moléculas. Curvas de desviación del comportamiento ideal para gases diferentes. Curvas de desviación del comportamiento ideal para un mismo gas a diferentes temperaturas. Ecuación de van der Waals para un mol de gas y para n moles de gas; constantes a y b de la ecuación.

### UNIDAD II

#### ESTADOS CONDENSADOS

Licuefacción de los gases. El estado crítico. Isotermas de Andrews. Punto crítico: temperatura crítica, presión crítica, volumen crítico. Diferencia entre gas y vapor. Continuidad de los estados. Líquidos. Propiedades generales de los líquidos. Presión de vapor de los líquidos. Velocidad de evaporación. Velocidad de condensación. Temperatura de ebullición de un líquido. Temperatura normal de ebullición de un líquido. Distribución de energía. Deducción cinética elemental de la curva de presión de vapor de un líquido en función de la temperatura. Ecuación de Clausius Clapeyron. Sólidos. Presión de vapor de los sólidos. Temperatura de fusión. Diagramas de equilibrio de fases para el agua y para el dióxido de carbono.

### UNIDAD III

#### SOLUCIONES DILUIDAS

Solución ideal, concepto. Propiedades coligativas. Descenso de la presión de vapor de soluciones con solutos no volátiles, no electrolitos y con solutos volátiles y electrolitos. Ley de Raoult: expresión matemática, representación gráfica. Determinación de masas moleculares relativas en base al descenso de la presión de vapor. Ascenso ebulloscópico para solutos no electrolitos y para solutos electrolitos: expresión matemática, su deducción a partir de la ecuación de Clausius Clapeyron, representación gráfica. Constante ebulloscópica, su significado físico. Determinación de masas moleculares relativas a partir del ascenso ebulloscópico. Descenso

crioscópico para solutos no electrolitos y para solutos electrolitos: expresión matemática, representación gráfica. Constante crioscópica, su significado físico. Determinación de masas moleculares relativas a partir del descenso crioscópico. Presión osmótica con solutos electrolitos y no electrolitos. Diagrama de fases para un disolvente puro y diagrama de fases para una solución de un soluto no volátil de dicho disolvente. Equilibrio solución líquido binaria vapor. Sistemas ideales y Ley de Raoult. Presión parcial y presión total del vapor en función de la composición de la fase líquida. Soluciones no ideales: desviaciones positivas y negativas de la ley de Raoult. Gráficos. Nociones de destilación. Azeótropos

#### UNIDAD IV

Termodinámica, conceptos fundamentales. Variables de estado: presión, volumen y temperatura, composición. Trabajo. Energía interna. Primer principio de la Termodinámica. Expresión matemática. Funciones de estado. Intercambio de calor a presión constante. Entalpía. Intercambio de calor a volumen constante. Calor específico. Calor específico molar. Capacidad calorífica. Termoquímica, concepto. Calor de reacción. Reacciones exotérmicas y reacciones endotérmicas. Calor de reacción a presión y a volumen constante. Calorimetría: calorímetro a presión constante y bomba calorimétrica. Determinación de: calor a presión y calor a volumen constante. Ecuaciones termoquímicas. Calor de formación. Aplicación de calor de formación para calcular calor de reacción. Calor de combustión. Calor de neutralización. Calor de disolución. Calor de dilución. Intercambio de calor asociado a los cambios de fase: calor de fusión, calor de vaporización, calor de volatilización. Leyes de la Termoquímica. Ley de Lavoisier-Laplace. Ley de Hess. Aplicaciones. Segundo principio de la Termodinámica. Criterios de espontaneidad. Entropía. Tercer principio de la Termodinámica. Energía libre de Gibbs.

#### UNIDAD V

##### CINETICA DE LAS REACCIONES QUIMICAS

Velocidad de reacción, concepto. Ecuación de variación de concentración de reactivos en función del tiempo. Ecuación de productos en función del tiempo. Gráfico. Teoría de las colisiones y del complejo activado. Energía de activación. Factores que afectan la velocidad de una reacción: naturaleza de los reactivos, concentración de los reactivos, temperatura, catalizadores. Expresión de la ley de velocidad. Orden de reacción: reacciones de orden cero, uno y dos. Cálculos de los órdenes de reacción por el método diferencial e integral. Tiempo de vida media para reacciones de orden cero, uno y dos. Relación entre la constante de velocidad y la temperatura: ecuación de Arrhenius. Mecanismos de reacción. Reacciones elementales. Molecularidad. Etapa que controla la velocidad de una reacción, determinación de la expresión de la ley de velocidad de una reacción. Catalizadores

#### UNIDAD VI

##### EQUILIBRIO QUIMICO, EQUILIBRIO MOLECULAR

Reacciones reversibles. Naturaleza del equilibrio químico, su carácter dinámico. Equilibrio homogéneo gaseoso. Expresiones de  $K$ ,  $K_c$  y  $K_p$ . Relación entre  $K_c$  y  $K_p$ . Cálculos de la composición de un sistema en equilibrio. Principio de Le Chatelier. Desplazamiento del equilibrio químico, cálculo de  $Q$ . Grado de disociación. Cálculo de  $\Delta G^\circ$  para un equilibrio gaseoso a partir de la constante de equilibrio. Equilibrios heterogéneos. Equilibrios homogéneos. Nociones de equilibrios simultáneos.

#### UNIDAD VII

##### EQUILIBRIO IONICO EN SOLUCIONES ACUOSAS

Concepto de electrolito. Electrolitos fuertes: Ejemplos. Electrolitos débiles: Ejemplos. Ácidos y Bases. Teoría de Arrhenius. Teoría de Brønsted Lowry. Teoría de Lewis. Ley de equilibrio químico aplicada a la disociación de los electrolitos débiles. Autoionización del agua,  $K_w$  producto iónico del agua. Constante de disociación de ácidos y bases. pH definición, escala de pH. pOH definición, escala de pOH. Cálculos de pH para ácidos y bases débiles. Balance de masa y carga. Grado de disociación. Cálculos. Neutralización. Sales solubles en agua: hidrólisis. Sales que derivan de un ácido fuerte y una base fuerte. Sales que derivan de ácido fuerte y una base débil. Sales que derivan de ácido débil y base fuerte. Grado de hidrólisis. Cálculos de pH de sales hidrolizables. Balance de masa y carga. Soluciones reguladoras, cálculo de pH, balance de masa y carga.

#### UNIDAD VIII

##### ELECTROQUIMICA

Concepto del número de oxidación. Reglas para su cálculo. Ejercicios. Reacciones en las que varían los estados de oxidación. Reacciones de óxido-reducción o reacciones redox. Oxidación. Reducción. Agente oxidante y reductor. Concepto de semirreacción y reacción total. Ajuste de ecuaciones redox por el método del ion electrón. Equivalente redox. Cálculos. Electroodos. Clasificación de electroodos reversibles: electroodos metálicos, electroodos no metálicos, electroodos de hidrógeno. Reacciones de electroodos normales. Tabla de potenciales estándar de reducción. Diagrama de Latimer. Celdas galvánicas. Esquema de la celda de Daniell. Reacciones de electroodos y reacción total de la celda galvánica. Representación simplificada de la celda. Cálculo de la fuerza electromotriz de una celda galvánica en condiciones estándar. Espontaneidad de reacciones redox. Ecuación de Nernst. Cálculo de fuerza electromotriz en condiciones no estándar. Dependencia del voltaje de la celda con el pH. Cálculo de constantes de equilibrio mediante ecuación de

Nernst. Electrólisis. Conductores (de 1ra. y 2da. clase). Electroodos. Electrolitos. Reacciones anódicas y catódicas. Electrólisis de cloruro de sodio fundido. Electrólisis de cloruro de sodio en solución acuosa. Electrólisis de agua acidulada. Electrólisis de agua en medio alcalino. Otros casos de electrólisis. Equivalente químico. Constante de Faraday. Cálculos.

## **BIBLIOGRAFÍA**

- Mahan - Myers - Química Curso Universitario- Addison Wesley Iberoamericana.
- Masterton - Química General Superior- Mc. Graw Hill.
- Sienko - Plane - Química - Grupo Editorial Iberoamericana.
- Whitten- Gailey- Química General- Mc. Graw Hill.
- Glasstone - Elementos de Fisicoquímica.
- Chang - Química - Mc. Graw Hill.
- Reboiras- Química- Thomson
- Atkins- Jones- Principios de Química- Panamericana

## **RÉGIMEN DE CURSADA**

### **Metodología de enseñanza**

La asignatura incluye clases teóricas (3hrs), clases de problemas (2hrs) y de laboratorio (3hrs) semanales. Se espera una intensa interacción con el alumno en la parte práctica. Las teóricas son de tipo magistral con ejemplos prácticos y resolución de problemas. Las prácticas de laboratorio se desarrollan en grupos de dos o tres alumnos y son participativas en casi su totalidad. El alumno es evaluado permanentemente. El coloquio integrador implica preguntas teóricas escrita luego de la cual el alumno es evaluado oralmente sobre lo que escribió y sobre otros temas del programa.

### **Modalidad de Evaluación Parcial**

Consiste en primer y segundo parcial, con dos recuperatorios de cada parcial. Los mismos tienen parte teórica y práctica. Dentro de los temas evaluados en el segundo parcial no se incluyen los evaluados para el primer parcial. La primera fecha de cada parcial y los dos recuperatorios del primer parcial están comprendidos dentro de las 16 semanas de clases.

Todos los parciales se deben aprobar con un mínimo de 60 puntos totales.

## CALENDARIO DE CLASES

Semana	Temas de teoría	Resolución de problemas	Laboratorio	Otro tipo	Fecha entrega Informe TP	Bibliografía básica
<1> 09/03 al 14/03	Teoría Cinética	Serie 0 Cifras significativas	Entrega de material. Reconocimiento			Mahan Química Atkins-Jones Principios de Química
<2> 16/03 al 21/03	Estados Condensados	Teoría Cinética. Serie I	Sistemas Materiales			Mahan Química Chang Química Brown Química Atkins-Jones Principios de Química
<3> 23/03 al 28/03	Estados condensados	Estados Condensados. Serie II	Determinación de la masa molar del Mg			Whitten Química General Atkins-Jones Principios de Química
<4> 30/03 al 04/04	Termodinámica	Estados Condensados Serie II Termodinámica Serie IV	Termodinámica Serie IV			Whitten Química General Atkins-Jones Principios de Química
<5> 06/04 al 11/04	Termodinámica	Termodinámica Serie IV	Termoquímica			Chang Química Brown Química Whitten Química General Atkins-Jones Principios de Química
<6> 13/04 al 18/04	Propiedades coligativas	Propiedades Coligativas Serie III Termodinámica Serie IV	Soluciones			Chang Química Brown Química Whitten Química General Atkins-Jones Principios de Química
<7> 20/04 al 25/04	Propiedades coligativas Cinética Química	Termodinámica Serie IV Propiedades Coligativas Serie III	Propiedades coligativas			Chang Química Brown Química Whitten Química General Atkins-Jones Principios de Química
<8> 27/04 al 02/05	Cinética Química	Propiedades Coligativas Serie III Cinética. Serie V	Cinética			Chang Química Brown Química Whitten Química Atkins-Jones Principios de Química General
<9> 04/05 al 09/05	Equilibrio molecular	Cinética. Serie V	Recuperación de TP			Chang Química Brown Química Whitten Química General Atkins-Jones Principios de Química
<10> 11/05 al 16/05	Repaso Primer parcial	Consulta	Equilibrio Molecular Serie VI			Chang Química Brown Química Whitten Química General Mahan Química Atkins-Jones Principios de Química
<11> 18/05 al 23/05	Equilibrio iónico	Equilibrio Químico. Serie VI	Equilibrio molecular			Chang Química Brown Química

Semana	Temas de teoría	Resolución de problemas	Laboratorio	Otro tipo	Fecha entrega Informe TP	Bibliografía básica
						Whitten Química General Mahan Química  Atkins-Jones Principios de Química
<12> 25/05 al 30/05	Primer recuperatorio Primer Parcial Equilibrio iónico	Equilibrio Iónico. Serie VII	Equilibrio Iónico			Chang Química Brown Química Whitten Química General Mahan Química  Atkins-Jones Principios de Química
<13> 01/06 al 06/06	Equilibrio iónico Electroquímica	Equilibrio Iónico. Serie VII	Equilibrio Iónico. Serie VII Electroquímica Serie VIII			Chang Química Brown Química Whitten Química General
<14> 08/06 al 13/06	Segundo recuperatorio del Primer parcial Electroquímica	Electroquímica Serie VIII	Reacciones redox			Chang Química Brown Química Whitten Química General Atkins-Jones Principios de Química
<15> 15/06 al 20/06	Electroquímica	Electroquímica Serie VIII	Electrolisis. Pilas			Chang Química Brown Química Whitten Química General Atkins-Jones Principios de Química
<16> 22/06 al 27/06	Repaso Parcial 2ª Parte	Consulta	Recuperación TP Entrega de material			

## CALENDARIO DE EVALUACIONES

### Evaluación Parcial

Oportunidad	Semana	Fecha	Hora	Aula
1º	10	13/05	13:00	403
2º	12	26/05	13:00	403
3º	14	09/06	13:00	403
4º	16	23/06	13:00	403
Observaciones sobre el Temario de la Evaluación Parcial				
Primer parcial hasta cinética química Segundo parcial hasta electroquímica inclusive				
Otras observaciones				
Los recuperatorios del segundo parcial se toman en la semana 17 y la semana 18				