



Tipo de actividad: Asignatura(QCA112)

Nombre: Química Fundamental.

Requisitos: QCA111

Créditos: 4

Intensidad Horaria: 4 Horas semanales.

Correquisitos: QCA112L

## Introducción

La formación química exige profundizar en el conocimiento de algunos conceptos que si bien son generales, permiten la cimentación sólida del futuro profesional en química y garantizan un buen desempeño en asignaturas más avanzadas. La química fundamental proporciona al químico la información necesaria para afianzar y reforzar estos conceptos.

## Objetivo General

- Generar en el estudiante de química la motivación para profundizar en el estudio de la química mediante el tratamiento de temáticas que evidencien la aplicabilidad e importancia de esta área del conocimiento

## Contenido

### 1. UNIDAD 1. Soluciones (12 h).

Proceso de disolución. Cambios de energía y formación de disoluciones. Formación de disoluciones, espontaneidad y desorden. Formación de disoluciones y reacciones químicas. Disoluciones saturadas y solubilidad. Factores que expresan la solubilidad. Interacciones soluto – disolvente, efectos de presión, efectos de temperatura. Formas de expresar la concentración de una solución: a) Porcentaje en masa, ppm, ppb, b) Fracción molar c) molaridad, d) normalidad e) molalidad. Conversión de unidades de concentración. Propiedades coligativas de las soluciones: a) Disminución en la presión de vapor b) Aumento en el punto de ebullición de las soluciones c) Disminución en el punto de congelación de las soluciones d) Presión osmótica. Uso de las propiedades coligativas. Coloides. Titulaciones.

### 2. UNIDAD 2. Equilibrio Químico (12h).

Concepto de equilibrio. Equilibrio Homogéneo. Equilibrio Heterogéneo. Constante de equilibrio. Ley de acción de masas. Magnitud de la constante de equilibrio. Sentido de la ecuación química y  $K_{eq}$ . Aplicaciones de la constante de equilibrio. Predicción del sentido de una reacción. Cálculo de las concentraciones en el equilibrio. Principio de Le-Chatelier. Formas de perturbar el equilibrio. Ácidos y bases. Definiciones de Arrhenius, Bronsted – Lowry y Lewis. Reacciones de transferencia de protones. Pares conjugados ácido – base. Fuerza relativa de ácidos y bases. Autodisociación del agua. Producto iónico del agua. Escala de pH. Medición del pH. Ácidos y bases fuertes. Ácidos débiles. Cálculo de  $K_a$  a partir del pH. Cálculo del pH en base a  $K_a$ . Ácidos polipróticos. Bases débiles. Relación entre  $K_a$  y  $K_b$ .

### 3. UNIDAD 3. Cinética química (12 h).

Factores que influyen en las velocidades de reacción. Velocidades de reacción. Cambio de la velocidad con el tiempo. Velocidades de reacción y estequiometría. Concentración y velocidad. Exponentes de la ecuación de velocidad.

Unidades de las constantes de velocidad. Uso de las velocidades iniciales para determinar el orden de reacción en las ecuaciones de velocidad. Cambio de la concentración con el tiempo. Reacciones de primer orden. Reacciones de segundo orden. Tiempo de vida media de una reacción. Temperatura y velocidad. Modelo de colisiones. Energía de activación. Ecuación de Arrhenius. Como determinar la energía de activación. Mecanismos de reacción. Catálisis Homogénea y Catálisis Heterogénea. Enzimas.

#### 4. UNIDAD 4. Termodinámica Química (12 h).

Naturaleza de la energía. Energía cinética. Energía potencial. Unidades de energía. Sistema y alrededores. Transferencias de energía: trabajo y calor. Primera ley de la termodinámica. Energía interna. Relación entre  $\Delta E$ , calor y trabajo. Procesos exotérmicos y endotérmicos. Funciones de estado. Entalpía. Entalpías de reacción. Calorimetría. Capacidad calorífica y calor específico. Calorimetría a presión constante. Bomba calorimétrica. (Calorimetría a volumen constante). Ley de Hess. Entalpías de formación. Utilización de entalpías de formación para calcular entalpías de reacción. Procesos espontáneos. Entropía y segunda ley de la termodinámica. Interpretación molecular de la entropía. Cambios de entropía en las reacciones químicas. Energía libre de Gibbs. Energía libre y temperatura. Energía libre y constante de equilibrio.

#### 5. UNIDAD 5. Electroquímica (12h).

Reacciones de oxidación – reducción. Balanceo de ecuaciones de oxidación – reducción. Celdas voltaicas. Fuerza electromotriz de la celda. Potenciales estándar de reducción (media celda). Agentes oxidantes y reductores. Espontaneidad de las reacciones redox. FEM y cambio de energía libre. Efecto de la concentración en la FEM de la celda. Ecuación de Nernst. Celdas de concentración. FEM de celda y equilibrio químico. Corrosión.

#### 6. UNIDAD 6. Procesos nucleares (6 h).

Radiactividad. Ecuaciones nucleares. Tipos de desintegración radiactiva. Patrones de estabilidad nuclear. Transmutaciones nucleares. Velocidades de desintegración radiactiva. Detección de la radiactividad. Cambios de energía en las reacciones nucleares. Fisión nuclear. Fusión nuclear. Efectos biológicos de la radiación.

### Bibliografía

- CHANG, R.; COLLEGE, W.: Química. 7a. Ed. McGraw-Hill. 2005.
- BROWN, T. L.; LEMAY, H. E. ; BURSTEN, B. E. : "Química. La ciencia central." 9a. Ed., Pearson Educación, México, 2004.
- EBBING DD. Química General 5 ed. México. McGraw-Hill 1997.
- BURNS R. Fundamentos de Química. 2 ed. México. Prentice Hall. 1995.
- WHITEN, DAVIS, PECK, Química General, McGraw Hill, 5ª Edición, 1998.