



Universidad de Buenos Aires
Colegio Nacional de Buenos Aires

Departamento: Química

Asignatura: Química IV

Curso: 2014

Año: Sexto con mención en Ciencias Exactas, Naturales e Ingeniería

1. Objetivos

Se espera que los alumnos logren:

- Comprender la naturaleza de los cambios químicos.
- Comprender la relación entre los distintos tipos de representación de las transformaciones: macro, submicro y simbólico.
- Relacionar las propiedades de los sólidos cristalinos en función de las uniones entre las partículas que lo forman.
- Trabajar en el laboratorio con precisión y destreza.
- Realizar determinaciones analíticas en el laboratorio.
- Elaborar informes de trabajo experimental de manera autónoma
- Conocer los distintos sistemas cristalinos y las redes de Bravais.
- Analizar las propiedades de los distintos minerales.
- Establecer relaciones cuantitativas entre cantidades de sustancias en el proceso de una transformación química
- Interpretar el proceso de disolución desde el punto de vista submicroscópico.
- Comprender las propiedades de las sustancias en estado gaseoso desde el modelo cinético corpuscular y relacionarlo con las ecuaciones correspondientes.
- Comprender los procesos de óxido reducción y analizar sus aplicaciones: pilas y electrólisis
- Analizar los mecanismos de las reacciones y vincularlos con la velocidad de la misma
- Resolver ejercicios numéricos sobre equilibrio químico aplicado a fenómenos industriales.
- Resolver situaciones problemáticas vinculando distintos equilibrios acuosos ácido base.
- Establecer relaciones entre las transformaciones químicas y la energía puesta en juego en las mismas.
- Relacionar los conceptos energía interna, entalpía, energía libre y entropía desde la perspectiva química
- Valorar la importancia de la construcción científica como un producto cultural.



2. Contenidos

Primera parte

1.

- 1.1. Sistemas materiales y leyes ponderables. Teoría atómica de Dalton. Comportamiento de los gases y leyes. Hipótesis de Avogadro: el mol, peso atómico y peso molecular. Ecuaciones químicas. Cálculos estequiométricos. Nomenclatura química.
- 1.2. Electrones, protones, neutrones: el núcleo. Modelos atómicos de Thomson y de Bohr. Elementos de la teoría moderna. Clasificación periódica de los elementos. Números cuánticos y configuración electrónica de los elementos, propiedades periódicas. Uniones químicas, distintos tipos de enlace. Breve referencia a la geometría molecular. La unión hidrógeno.
- 1.3. Numero de oxidación y nomenclatura química inorgánica. Oxido reducción. Numero de oxidación. Jerarquía de los números de oxidación. Nomenclatura química de los compuestos inorgánicos. Compuestos binarios. Numeral de stock. Compuestos ternarios. Compuestos cuaternarios.
- 1.4. Estados de la materia. Nociones de fuerzas intermoleculares. Descripción microscópica de los estados gaseoso, líquido y sólido en relación con sus propiedades macroscópicas. Transiciones de fases.
- 1.5. Efectos energéticos y velocidad de las reacciones químicas. Calores de reacción. Exotermicidad y endotermicidad. Relación entre el contenido calórico y los enlaces químicos. Ley de la constancia de la suma de los calores Hess. Cálculo de los calores de reacción nociones elementales de la termodinámica química. Elementos de cinética química. Reacciones instantáneas. Reacciones lentas y reacciones que constan de varios pasos. Factores que afectan la velocidad de una reacción.
- 1.6. Equilibrio químico. Equilibrio de solubilidad. Ácidos y bases. reacciones reversibles y equilibrio químico. Concepto de equilibrio dinámico. Enfoque cinético de la ley del equilibrio químico. Factores que afectan los equilibrios químicos. Principio de Le Chatelier. Solubilidad y electrólitos. Molaridad y concentración de las soluciones. Límites de solubilidad. Solubilidad, equilibrio y productos de solubilidad. Acidos, bases y el ion hidrógeno. Fuerza de ácidos y bases. Reacciones de neutralización. El ion hidrógeno. Fuerza de ácidos y bases. Reacciones de neutralización. El agua como ácido y como base. Significado del pH. Valoraciones. Indicadores. Oxidación y reducción. Balanceo de las ecuaciones por el método del ion electrón.
- 1.7. Nociones básicas de química descriptiva de elementos representativos



Segunda parte

2. Líquidos y soluciones:

- 2.1. **Descripción cinética del estado líquido.** Viscosidad, presión de vapor, capilaridad, evaporación, presión de vapor. Soluciones: formas de expresar la concentración de las soluciones _químicas y físicas_(Revisión). Velocidades de solubilización y de cristalización: Solubilidad; efecto de la temperatura y de la presión sobre la misma. Curvas de solubilidad. Propiedades coligativas: descenso de la presión de vapor _ Ley de Raoult_ descenso crioscópico, ascenso ebulloscópico y presión osmótica. Ley de Henry
- 2.2. Coloides: concepto; efecto browniano, efecto Tyndall, fenómeno de adsorción.
- 2.3. Ejercicios.

3. Termodinámica química:

- 3.1. Sistemas y funciones de estado. Primera Ley de la Termodinámica. Entalpía y capacidad calorífica. Ley de Hess y de Lavoisier Laplace. Cambios de energía interna. Calorímetros: determinación del calor de una reacción. Entalpías de formación. Diagramas entálpicos.
 - 3.1.1 Segunda ley de la termodinámica. Entropía: concepto, cambios de energía libre, espontaneidad de una reacción. Ejercicios.

4. Cinética química:

Velocidades de reacción según las teorías de las colisiones. Factores que afectan la velocidad de la reacción. Mecanismos de la reacción y expresión de la ley de las velocidades. Catalizadores: catálisis homogénea y heterogénea. Determinación de la velocidad de una reacción. Orden parcial y total de una reacción. Problemas de aplicación.

5. Equilibrio Químico:

- 5.1. El estado de equilibrio; ley de acción de masas, revisión, Coeficiente de la reacción. Factores que los afectan (revisión). Relación entre K_p y K_c y entre variación de Energía de Gibbs y K . Cálculo de las constantes de equilibrio a distintas temperaturas. Ecuación de Clausius-Clapeyron.
- 5.2. Equilibrio iónico: ácidos y bases fuertes, ionización del agua: K_w y pH.(Revisión), ácidos y bases débiles; constante de disociación electrolítica: cálculo de pH.(revisión). Indicadores ácidos básicos. Hidrólisis; cálculo de pH de soluciones de sales que hidrolizan. Efecto ion común: soluciones reguladoras, buffers o tampones.
- 5.3. Ácidos polipróticos: cálculo de concentraciones de distintas especies.
- 5.4. Equilibrio de precipitación: producto de solubilidad. Equilibrios simultáneos y combinados.
- 5.5. Aplicación práctica del equilibrio en sistemas acuosos: el análisis cualitativo a través de la marcha de cationes.
- 5.6. Ejercicios

6. Reacciones de oxidación-reducción; método del ion electrón para equilibrar ecuaciones redox. Valoraciones redox: equivalente gramo redox. Conductividad eléctrica: electrodos.



Universidad de Buenos Aires
Colegio Nacional de Buenos Aires

- 6.1. Pilas electroquímicas: Pila de Daniell; potenciales estándar de electrodo; serie electromotriz. potenciales de electrodo en condiciones no patrón ecuación de Nerst. Cálculo de la fem de una pila. Pilas de uso común: pilas primarias: pila seca o de Leclanché; pilas secundarias o acumuladores: acumulador de plomo, acumulador de Edison, acumulador Ni-Cd.
- 6.2. Electrólisis: concepto, predicción de las transformaciones que se verifican en una celda en función de los potenciales de electrodos. Electrólisis de aplicación industrial: electrólisis del cloruro de sodio fundido (Celda de Downs), refinación electrolítica del cobre, obtención de aluminio.
- 6.3. Corrosión: descripción del fenómeno. Causas. Distintos tipos de corrosión. Polarización y sobrepotenciales Diagramas de Evans, Diagramas de Pourbaix. Protección: distintos procedimientos, anódicos y catódicos.

3. Trabajos Prácticos

- Volumetría ácido base
- Volumetría redox
- Propiedades coligativas
- Termoquímica
- Cinética
- Ciclo del Cobre
- Ensayos redox: frasco azul, pilas con jugo de naranja, el corazón de mercurio, reacciones de desplazamiento.

4. Bibliografía Obligatoria

- ✓ Brown Theodore L. Bursten Bruce E. , Lemay H. Eugene , Murphy Catherine J. (2009) Química: La Ciencia Central. Editorial PEARSON PRENTICE-HALL
- ✓ Chang Raymond (2010) Química. México: MCGRAW-HILL
- ✓ Guías de Trabajos Prácticos redactadas por el cuerpo de profesores del Colegio Nacional de Buenos Aires.
- ✓ Whitten Kenneth W. Davis Raymond D. , Peck M. Larry , Stanley George G. (2008) Química General. Editorial Cengage LEARNING / THOMSON INTERNACIONAL Edición Número 8

Liliana Olazar
Jefa de Departamento de Química
Colegio Nacional de Buenos Aires