

Universidad de Buenos Aires
Facultad de Ciencias Exactas y Naturales



**Asignatura: QUIMICA GENERAL E INORGÁNICA PARA
PALEONTOLOGOS**

- 1-Departamento: **Química Inorgánica, Analítica y Química Física**
- 2-Carrera de: a) **Licenciatura en Paleontología**
- 3- Primer/Segundo cuatrimestre: **Ambos cuatrimestres**
- 4- Código de la carrera: **95**
- 5- Materia: **QUIMICA GENERAL E INORGÁNICA PARA
PALEONTOLOGOS.....Número de Código: PALE050017**
- 6-Puntaje propuesto (**no aplica**)
- 7-Plan de Estudio año: **Año 2001 por resolución CS 5919/01**
- 8-Carácter de la materia: **Obligatoria**
- 9- Duración: **cuatrimestral**
- 10-horas de clases semanales
 - a) Teóricas: **hs**
 - b) Problemas: **hs**
 - c) Laboratorios: **4 hs**
 - d) Seminarios: **1 hs (promedio)**
 - e) Teórico- problemas: **7**
 - f) Teórico- prácticos:

Horas totales: **12 hs**
- 11- Carga Horaria Total: **192 hs**
- 12-Asignaturas correlativas: **CBC**
- 13-Forma de Evaluación: **3 Exámenes parciales teórico-prácticos-
laboratorio + seguimiento en laboratorio (informes y parcialitos) para
aprobación de TTPP // examen final teórico-conceptual**
- 14- Programa analítico:

Objetivos generales:

Se espera que al finalizar la materia los estudiantes estén en condiciones de:

- Reconocer fenómenos químicos, describir con precisión los cambios observados en un experimento, interpretarlos en términos de reacción química y/o de los modelos adecuados.
- Interpretar propiedades moleculares en términos de estructura electrónica.

f. g.

- Vincular la naturaleza y estructura de los compuestos químicos con sus propiedades físicas y químicas macroscópicas.
- Calcular la energía intercambiada en diferentes procesos químicos o físicos, analizar su espontaneidad.
- Analizar situaciones de equilibrio químico.
- Calcular concentraciones y otras variables de interés en diversas situaciones de equilibrio químico en solución acuosa.
- Analizar la influencia de la temperatura y de otras variables macroscópicas sobre la cinética de reacción, las funciones termodinámicas, y situaciones de equilibrio químico.
- Describir la información contenida en diagramas bidimensionales, utilizarla para la resolución de situaciones específicas.
- Montar aparatos sencillos de laboratorio para operaciones elementales.
- Reconocer el carácter modificable de los modelos, y el vínculo entre hipótesis de un modelo y la relación funcional entre sus variables relevantes.
- Reconocer las variables relevantes en diversas situaciones de interés químico, aplicar criterios químicos para decidir cuáles de ellas serán preponderantes y de qué manera pueden estar vinculadas.

Descripción Temática Detallada:

UNIDAD N° 1: INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA Y A LA EXPERIMENTACIÓN

Motivación al estudio de la química. Fenómenos químicos. Enfoques microscópico y macroscópico. Ideas cualitativas de movimiento, temperatura y energía cinética. Relación con energías potenciales: la energía cinética como medida de cuán fuerte es una interacción (que es el objeto central de este curso). Teoría cinética de los gases ideales. Distribución de velocidades (Maxwell-Boltzmann). Idea de interacciones entre átomos como determinante de los fenómenos químicos. Clasificación cualitativa de los tipos de interacciones: uniones covalentes, intermoleculares, iónicas, metálica. Órdenes de magnitud. Relación con curvas/superficies de energía potencial. Clasificación de fenómenos químicos. Estequiometría.

UNIDAD N° 2: ESTRUCTURA ATÓMICA Y MOLECULAR

Fundamentos de Mecánica Cuántica. Aplicación computacional de la mecánica cuántica. Espectroscopia. Átomo hidrogenoide. Átomos polielectrónicos. Propiedades periódicas. Uniones químicas covalentes: modelo de Lewis, enlaces de valencia y orbitales moleculares.

UNIDAD N° 3: INTERACCIONES INTERMOLECULARES.

Estados de agregación. Interacciones intermoleculares: contribución atractiva y repulsiva. Características moleculares que determinan la naturaleza de las interacciones: carga, momento dipolar y polarizabilidad. Gases reales: ecuación de Van der Waals. Líquidos. Soluciones. Sólidos: clasificación en base a las interacciones presentes. Modelo para sólidos iónicos. Moléculas anfífilas: autoensamblado molecular.

UNIDAD N° 4: CINÉTICA QUÍMICA

Interpretación submicroscópica de una reacción química. Coordenada y perfil de reacción. Estado de transición y energía de activación. El enfoque macroscópico: definición de la velocidad de reacción. Ecuación de velocidad: constante de reacción y órdenes de

reacción. Evolución de la concentración en el tiempo: expresión de la concentración en función del tiempo para algunas ecuaciones de velocidad. Tiempo de vida media. Determinación de la ecuación de velocidad. Condiciones de pseudo-orden. Dependencia de la cinética de una reacción con la temperatura. Ecuación de Arrhenius y energía de activación. Mecanismos de reacción. Pasos elementales, molecularidad e intermediarios. Caso particular de reacciones con un paso determinante de la velocidad. Obtención de la ecuación de velocidad utilizando la aproximación de estado estacionario. Catálisis.

UNIDAD N° 5: TERMODINÁMICA Y TERMOQUÍMICA

Primer Principio de la Termodinámica. Energía interna (U), calor (Q) y trabajo (W). Universo, sistema, y ambiente. Temperatura. Procesos adiabáticos e isotérmicos. Estado tipo. Entalpía (H). Capacidades caloríficas a presión y a volumen constante. Energías y entalpías de cambio de fase. Propiedades de las funciones de estado. Calorimetría. Entalpías y energías de reacción, de formación, de neutralización, de combustión y de disolución. Termoquímica. Energías de unión. Empleo de ciclos termodinámicos. Segundo Principio de la Termodinámica. Entropía (S). Espontaneidad en sistemas aislados. Tercer Principio de la Termodinámica. Sólidos cristalinos perfectos. Energía libre (G). Espontaneidad en sistemas a T y p constantes. Uso de tablas de funciones termodinámicas.

UNIDAD N° 6: EQUILIBRIO DE FASES

Fases y Cambios de fase. Diagramas de fase. Ecuación de Clapeyron. Ecuación de Clapeyron-Clausius. Regla de las fases. Sistemas de dos componentes. Soluciones ideales. Propiedades coligativas. Descenso crioscópico y ascenso ebulloscópico. Determinación de las masas molares. Presión osmótica.

UNIDAD N° 7: EQUILIBRIO QUÍMICO

Condición de equilibrio químico. Características del equilibrio químico. Ley de acción de masas. Constante de equilibrio. Equilibrios químicos homogéneos y heterogéneos. Principio de Le Chatelier. Dependencia de la constante de equilibrio con la temperatura. Relación entre la constante de equilibrio y ΔG^0 .

UNIDAD N° 8 - EQUILIBRIO ACIDO-BASE

Ácidos y Bases: Teorías de Arrhenius, Brønsted y Lowry y Lewis. Ácidos fuertes y débiles. Relación entre la fuerza de un ácido y su estructura molecular. pH de una solución. Hidrólisis de sales. Diagramas de especiación. Titulación ácido-base. Ácidos polipróticos. Soluciones reguladoras.

UNIDAD N° 9: REACCIONES REDOX Y CELDAS ELECTROQUÍMICAS

Reacciones redox. Estados de oxidación. Potenciales de electrodo. Potencial estándar de reducción. Tendencias periódicas. Celdas galvánicas. Celdas de concentración. Ecuación de Nernst. Espontaneidad y constantes de equilibrio. Equilibrios acoplados redox-pH; diagramas de Pourbaix. Electrólisis y celdas electrolíticas. Leyes de Faraday.

UNIDAD N° 10: EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD Y PRECIPITACIÓN

Equilibrio de solubilidad y precipitación. Entalpía y energía libre de disolución. Efecto de la temperatura. Factores que afectan la solubilidad. Solubilidad en agua pura. Solubilidad en presencia de otras especies. Precipitación. Precipitación selectiva. Equilibrios combinados precipitación-pH y precipitación-redox.

Contenidos Desglosados:

a) Prácticos de Laboratorio:

- planificación y organización del trabajo experimental.
- normas de seguridad, elementos de protección y trabajo seguro.
- medición de variables con incertidumbre asociada.
- montaje de aparatos sencillos de laboratorio químico.
- técnicas de medición de variables químicas y físico-químicas (temperatura, presión, pH, absorbancia, potencial, concentración) y precisión asociada.
- observación de fenómenos químicos, descripción, interpretación en términos microscópicos de las señales observadas, interpretación de las tendencias observadas en términos de modelos apropiados.
- informes de resultados y análisis de los mismos.

b) Seminarios

Tópicos específicos de radioactividad y datación y de Equilibrios químicos acoplados de interés ambiental.

c) Teórico-Problemas

- relaciones funcionales entre variables en base a información empírica y a modelos.
- identificación de magnitudes, análisis comparativo de órdenes de magnitud de energías.
- análisis de estructura electrónica de especies en términos de diversas teorías
- análisis de propiedades macroscópicas en términos de estructura electrónica y molecular y de interacciones intermoleculares.
- determinación experimental de leyes de velocidad; interpretación en términos de mecanismos y en términos microscópicos; influencia de ariables.
- análisis de variación de funciones de estado en procesos físico-químicos: intercambio energético, desorden y espontaneidad.
- análisis de variables que influyen sobre el equilibrio químico.
- magnitudes de constantes de equilibrio, relación con características moleculares.
- cálculos de concentraciones en situaciones de equilibrio iónico en solución acuosa en situaciones sencillas.

15- Bibliografía:

General:

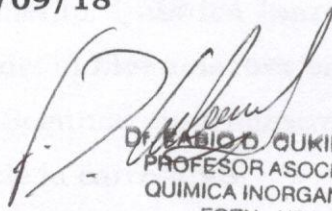
- Atkins, P. W.; Jones, L. *Principios de Química. Los caminos del descubrimiento*, 3ª edición, Editorial Médica Panamericana, 2007, Fundamentos.
- Brown; Le May; Bursten, E. *Química, la ciencia central*, 9ª edición, Pearson Prentice Hall, 2004.
- Mahan, B. *Química, Curso Universitario*, Addison Wesley, 1998.
- Petrucci, R. H.; Hardwood, W. S.; Herring, F. G. *Química General: Principios y Aplicaciones*, 8ª edición; Ed. Pearson, 2008.
- Chang, R.; College, W. *Química*, 7ª edición 2002, Mc Graw Hill,

Optativa para temas específicos

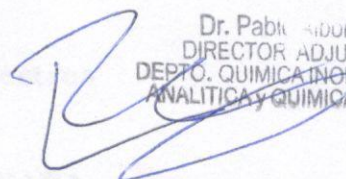
- Más allá de la molécula; J. J. Silber, S. Aldabe Bilmes; Ciencia Hoy, **2011**, 21, 27-32.

- Construyendo con átomos y moléculas. Grupo Indigo. Editorial Eudeba, Buenos Aires, 2005.
- J. Chem. Educ., 1969, 46 (12), p 857 "Potentiometric determination of solubility product constants: A laboratory experiment".

Fecha: **20/09/18**


DR. PABLO GUKIERNIK
 PROFESOR ASOCIADO
 QUIMICA INORGANICA
 FCEN - UBA

Firma del profesor responsable


Dr. Pablo Adurés
 DIRECTOR ADJUNTO
 DEPTO. QUIMICA INORGANICA
 ANALITICA Y QUIMICA FISICA

Firma del Director de Departamento