



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	d) Seminarios: <b>1</b> hs (promedio)
b) Problemas: hs	e) Teórico- problemas: <b>7</b>
c) Laboratorios: <b>4</b> hs	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.

- 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 Nº 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 Nº 2: ESTRUCTURA ATÓMICA Y MOLECULAR**

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

**UNIDAD Nº 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 Nº 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 Nº 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 Nº 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 Nº 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  $\Delta G^0$ .

#### **UNIDAD Nº 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 Nº 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 Nº 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 variables.
- 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.

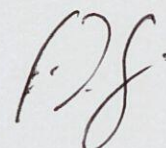
#### 15- Bibliografía:

##### 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,

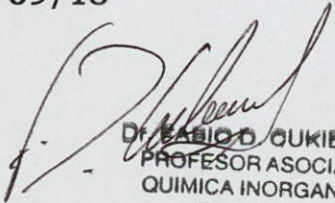
##### Optativa para temas específicos

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



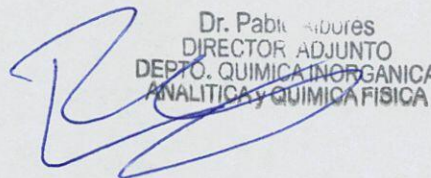
- Construyendo con átomos y moléculas. Grupo Indigo. Editorial Eudeba, Buenos Aires, 2005.
- *J. Chem. Educ.*, **1969**, 46 (12), p 857 "Potentiometric determination of solubility product constants: A laboratory experiment".

Fecha: **20/09/18**



Dr. FABIAN CUKIERNIK  
PROFESOR ASOCIADO  
QUIMICA INORGANICA  
FCEN - UBA

Firma del profesor responsable



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

Firma del Director de Departamento