

Q.I. 2002
(1)

UNIVERSIDAD DE BUENOS AIRES
FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES

1. **Departamento:** Computación / Química Inorgánica, Analítica y Química Física
2. **Cuatrimestre:** Segundo 2002
3. **Asignatura:** Química General e Inorgánica
4. **Carrera:** Licenciatura en Ciencias de la Computación
5. **Carácter de la Materia:** Optativa
6. **Número de Código de Carrera:** 18
7. **Número de Código de Materia:**
8. **Puntaje:** 4
9. **Plan de estudios año:** 1993
10. **Duración de la materia:** Cuatrimestral
11. **Horas de Clase Semanal:**
 - a) **Teóricas:** 3
 - b) **Laboratorio:** 7
 - c) **Problemas:** 4
12. **Carga Horaria Total:** 14 hs/semanas, 224hs cuatrimestre
13. **Asignaturas Correlativas:** Ninguna
14. **Forma de Evaluación:** 3 parciales, trabajos prácticos y examen final.
15. **Programa y Bibliografía:** Se adjunta

 - 
DR. ARAMENDIA - DR. BAUMGARTNER


Dr. Guillermo Duran
Director Adjunto
Depto. de Computación
F. C. E. y N. UBA

1) ESTRUCTURA ATÓMICA Y MOLECULAR

Origen de los elementos. Estructura general de la TABLA PERIODICA. PRINCIPIOS de MECÁNICA QUÍMICA

Orbitales atómicos. Atomos polielectrónicos. Carga nuclear efectiva. Propiedades periódicas. Enlaces químicos. El enlace químico covalente. Modelo de Lewis. Modelo de repulsión de pares de valencia. Geometría molecular. Método de ligaduras de valencia. Resonancia. Hibridación. Modelo de orbitales moleculares.

b) ESTADOS DE AGREGACION Y FUERZAS INTERMOLECULARES.

Características macroscópicas de gases, líquidos y sólidos. Cambios de fases. Comparación de las características microscópicas de gases, líquidos y sólidos. Agitación molecular. Movimiento Browniano. Propiedades de los gases ideales. Ecuación de estado. Interpretación en términos de la Teoría Cinética de los gases. Relación energía-temperatura. Fuerzas intermoleculares. Naturaleza de las mismas: iones, dipolo. Fuerzas de London o Van Der Waals. Diagrama de Andrews. Punto crítico. Fuerzas de interacción en líquidos y sólidos. Propiedades del agua. Estado sólido: descripción microscópica. Tipos de sólidos.

1.

/

2) TERMODINAMICA:

Temperatura, calor y trabajo. Unidades. Distintas formas de energía. Primer principio de la termodinámica. Energía interna y entalpía; funciones de estado. Calorimetría. Leyes de la termodinámica: calor de reacción, ciclos. Segundo principio de la termodinámica: reversibilidad, espontaneidad, entropía y energía libre. Tercer principio de la termodinámica. Termodinámica de reacciones redox. Pilas. Diferencias de potencial. Ecuación de Nernst. Diferencia de potencial y energía libre. Ejemplo de pilas. Reacciones redox en seres vivos. Reacciones del oxígeno y del hidrógeno. Diagramas de Latimer.

3) SISTEMAS EN EQUILIBRIO:**a) EQUILIBRIO DE FASES.**

Cambios de estado en sustancias puras. Presión de vapor, ecuación de Clausius-Clapeyron. Diagrama (P-T) y (P-V). Regla de las fases. Sistemas binarios. Equilibrio sólido-líquido: Eutéticos. Diagramas de fase. Mezcla de líquidos. Sistemas ideales, Ley de Raoult, Ley de Henry. Desviaciones. Destilación. Azeótropos. Líquidos parcialmente miscibles. Propiedades coligativas. Presión osmótica.

b) EQUILIBRIO QUÍMICO.

Concepto de equilibrio. Equilibrio dinámico. Constante de equilibrio. Equilibrios homogéneos y heterogéneos. Equilibrios simultáneos. Efecto de la presión y la temperatura. Principio de Le Chatelier. Equilibrio químico y energía libre.

c) EQUILIBRIO IÓNICO.

Acidos y bases según Bronsted y según Lewis, comparación de ambos conceptos. Acidos y bases conjugados. Equilibrio de disociación y de hidrólisis. Fuerza relativa. Reguladores de pH. Curva de titulación de ácidos débiles, indicadores. Producto de solubilidad: efecto de ión común. Fuerza iónica. Equilibrio de complejación. Curvas de titulación. Disolución de electrolitos. Electrolitos fuertes y débiles. Grado de disociación.

4) CINETICA QUÍMICA:

Dr. Guillermo Duran
Director Adjunto
Depto. de Computación
F. C. E. y N. UBA

14/12/01 02:55 p.m.

Velocidad de reacción. Ley de velocidad. Análisis de leyes de primero y segundo orden. Mecanismo de reacción, su vinculación con la ley de velocidad. Ecuación de Arrhenius: energía de activación. Catálisis. Cinética de descomposición radiactiva.

BIBLIOGRAFIA:

- Química Universitaria; Mahan, Ed. Addison-Wesley, 4ta.ed. (1990).
- Química General; P.W. Atkins, Ediciones Omega, Barcelona (1992).
- Fisicoquímica con aplicaciones a sistemas biológicos; R. Chang; Ed. CECSA, (1986).
- Química Inorgánica; Shriver y Atkins.
- Elementos de Química Física; S. Glasstone.
- Fundamentos de Química; Brescia y otros, Ed. CECSA (1980).
- Química; Bailar, Moeller y otros, Ed. Vicens Vives.
- Química; Mortimer, Grupo Editorial Iberoamérica (1983).
- Química General Universitaria; Keenan y otros, Ed. CECSA (1980).

Dr. P. Aramendia Lic. C. Benítez Dr. E. Baumgartner

Dr. Guillermo Duran
Director Adjunto
Dept. de Computación
F C E v N UBA

14/12/01 02:55 p.m.