

Carácter del curso	Obligatorio para las carreras del Bioquímico Clínico y Químico Farmacéutico
Semestre en que se dicta	4° Semestre
Número de créditos	13
Carga horaria semanal (hs)	Clases teóricas: 4 Horas Clases prácticas: 1 Horas Clases laboratorio: 3 Horas
Previaturas	Química Analítica I – Matemática 103 (02) o Cálculo 2 (o equivalente)
Cupo	----

Estructura Responsable:

DETEMA. Cátedra de Físicoquímica.

Docente Responsable:

Dr. Juan Bussi

Docentes Referentes:

Dr. Alejandro Amaya, M.Sc. Marta Sergio, Lic. Andrés Cuña, Ing. Alim. Eloisa Arrarte, Qca. Angie Quevedo, Lic. Sarahia Fernández, Bach. Santiago Veiga, Ing. Quím. Jorge De Vivo, Dr. Nicolás Bespalko, Bach. Ana Claudia Pina, Bach. Laura García, Bach Martín Torres y Lic. Natalia Prietro.

Objetivos:

Posibilitar al estudiante la comprensión de los Principios o Leyes fundamentales de la Termodinámica y sus aplicaciones a algunos sistemas físicoquímicos de interés en el marco de los requerimientos globales del plan de las Carreras de Químico Farmacéutico, Bioquímico Clínico.

Contenido:

Temas

1. Introducción a las propiedades de la materia

- 1.1. Los estados sólido, líquido y gaseoso. Repaso del modelo de gas ideal La ecuación del gas ideal. Mezclas de gases ideales. Nociones de la Teoría cinética de los gases.
- 1.2. Desviaciones al comportamiento ideal de los gases: ecuación de Van der Waals. El estado crítico.
- 1.3. Los gases reales y los cambios de fase. Evaporación y ebullición. Concepto de presión de vapor de una sustancia pura. Estudio cualitativo del diagrama de equilibrio de fases de una sustancia pura.
- 1.4. El estado líquido. Viscosidad de los líquidos.

2. Variaciones de energía en procesos físicoquímicos

- 2.1. Trabajo mecánico de expansión compresión. Otros tipos de trabajo. Calor. Transformaciones reversibles e irreversibles.
- 2.2. Primer Principio de la Termodinámica para sistemas cerrados. Propiedades de la energía interna. Cambios de estado. Capacidad calorífica y calor específico. Experimento de Joule.
- 2.3. Aplicaciones del Primer Principio a distintos procesos físicos: isoterms, monoterms, adiabáticos, a presión constante, a volumen constante. La función Entalpía.
- 2.4. Aplicación del Primer Principio a procesos químicos. Ecuaciones termoquímicas. Calor de reacción y su variación con la temperatura. Medidas calorimétricas. Calor de disolución y de dilución.

3. Sentido de los cambios físicoquímicos

Fecha	MA-SGC-2-3.56	V.01
2013/12/30	Página 1 de 3	

3.1. Cambios de estado espontáneos. La desigualdad de Clausius y el Segundo Principio de la Termodinámica. La función entropía. Dependencia de la entropía con las variables de estado. Entropía y probabilidad. El Tercer Principio de la Termodinámica.

3.2. Aplicación del Segundo Principio a procesos fisicoquímicos: isotermos, monoterms, adiabáticos, a presión constante, a volumen constante, reacciones químicas.

4. La función energía libre

4.1. Funciones derivadas del Segundo Principio: A y G. Criterios de espontaneidad y equilibrio.

4.2. Dependencia de la energía libre con la temperatura y la presión. Concepto de potencial químico.

4.3. Cálculo de la variación de la energía libre en procesos fisicoquímicos: isotermos, monoterms, adiabáticos, a presión constante, a volumen constante, reacciones químicas.

5. Equilibrio físico: sustancias puras

5.1. Equilibrio de fases de una sustancia pura. Dependencia de la presión de equilibrio con la temperatura: ecuación de Clapeyron y de Clausius Clapeyron. Estudio del diagrama de fases de una sustancia pura.

6. Estudio termodinámico de las soluciones

6.1. Introducción al tema: concepto de presión de vapor de una solución. Soluciones ideales: Ley de Raoult. Potencial químico de una solución ideal. Ecuaciones derivadas.

6.2. Soluciones ideales con soluto no volátil. Las propiedades coligativas: descenso crioscópico, aumento ebulloscópico, presión osmótica (ósmosis directa e inversa). Ejemplos de aplicación.

6.3. Regla de las fases. Aplicación a sustancias puras.

6.4. Soluciones ideales con soluto volátil. Diagramas de equilibrio. Destilación simple y destilación fraccionada. Regla de la palanca. Ejemplos de aplicación.

6.5. Soluciones no ideales diluidas. Solubilidad de gases y Ley de Henry.

6.6. Desviaciones de la solución ideal: azeotropía.

6.7. Distribución de un soluto entre dos solventes inmiscibles: Ley de Reparto.

7. Introducción a la Electroquímica

7.1. Reacciones redox. Fuerza electromotriz de las pilas electroquímicas en equilibrio. Electrodo de referencia. Electrodo de vidrio y medida del pH. Potencial redox.

7.2. Relación entre la fuerza electromotriz y la constante de equilibrio: ecuación de Nerst. Algunos ejemplos de aplicación: pilas de uso común y batería de plomo.

7.3. Fenómenos de transporte. Conducción de la corriente eléctrica. Conductancia molar y equivalente. Leyes de Kohlrausch. Velocidades iónicas, movilidad y número de transporte.

Bibliografía:

- Atkins, P.W., *Fisicoquímica*, Addison-Wesley Iberoamericana, 1991.
- Castellan, G.W., *Fisicoquímica*, Addison-Wesley Iberoamericana, 1987.
- Chang, R., *Fisicoquímica con aplicaciones a sistemas biológicos*, CECSA, 1992.
- Diaz Peña, M., Muntaner, A.R., *Química Física*, tomo II, Alambra, 1975.
- Faires, V.M., Simmang, C.M., *Termodinámica*, Uthea, 1982.
- Levine, I.N., *Fisicoquímica*, Volumen 1 y 2, Mc Graw Hill, 1996.
- Van Wylen, G.J., Sonntag, R.E., *Fundamentos de Termodinámica*, Limusa, 1991.
- Vemulapalli, G.K., *Physical Chemistry*, Prentice Hall, 1993.

Fecha	MA-SGC-2-3.56	V.01
2013/12/30	Página 2 de 3	

Modalidad del Curso:

	Teórico	Practico	Laboratorio	Otros (*)
Asistencia Obligatoria			X	
Modalidad Flexible (carga horaria mínima)				

(*) Especificar (talleres, seminarios, visitas, tareas de campo, pasantías supervisadas, etc.)

Régimen de ganancia:

2 controles teóricos = 10p + 20p = 30p

Laboratorio = 40p 2 controles de laboratorio = 10p + 10p

Desempeño en Laboratorio 20p (Pregunta previa, concepto y cuestionario final)

Si nota de laboratorio < 20p : Pierde curso

Si nota de laboratorio $\geq 20p$

y nota de teórico: $\geq 15p$: Exonera curso

$9p \leq \text{nota} < 15p$. Aprueba curso (debe dar examen, sin tiempo limite para hacerlo).

nota < 9p A examen (puede darlo hasta que se de el curso nuevamente, 1 año).

Por mayor información visitar la página del curso o consultar directamente en la estructura responsable de la asignatura.