

UNIVERSIDAD NACIONAL DEL SUR					1/5	
BAHIA BLANCA			ARGENTINA			
DEPARTAMENTO DE QUIMICA						
PROGRAMA DE: FISICOQUÍMICA AMBIENTAL I					CODIGO: 6104	
					AREA NRO: IV	
H O R A S D E C L A S E					Profesor/a Responsable	
TEORICAS			PRACTICAS			
Por semana		Por cuatrimestre		Por semana		Por cuatrimestre
4		60		4		60
A S I G N A T U R A S C O R R E L A T I V A S P R E C E D E N T E S						
A P R O B A D A S				C U R S A D A S		
I0401 Idioma (Lic. Ciencias Ambientales) Física II-IC (Lic. en Oceanografía)				Análisis Instrumental (Lic. Ciencias Ambientales) Física II-IC (Lic. Ciencias Ambientales)		
<p><u>DESCRIPCIÓN</u></p> <p>Asignatura destinada a alumnos de Lic. en Ciencias Ambientales y Lic. en Oceanografía. Se proporciona un enfoque cualitativo y cuantitativo de Físicoquímica. La asignatura incluye trabajos prácticos de laboratorio y guía práctica de problemas con el fin que el alumno compruebe los conceptos desarrollados en las clases teóricas. La asignatura tiene por objetivo que el alumno adquiera los conocimientos teóricos de físicoquímica necesarios para fundamentar los fenómenos presentes en el ambiente natural y a partir de ellos poder evaluar la influencia de factores antrópicos.</p>						
<p><u>PROGRAMA SINTÉTICO</u></p> <p>TEMA 1: Energía Libre de Gibbs. TEMA 2: Agua, Dióxido de carbono: sistemas termodinámicos de un solo componente. TEMA 3: Mezclas, soluciones acuosas, suelo: diagramas de fase. TEMA 4: Equilibrio químico. TEMA 5: Soluciones no iónicas. TEMA 6: Sales y solutos iónicos en sistemas acuosos naturales: propiedades eléctricas. TEMA 7: Disolución y precipitación en sistemas acuosos. Corrosión en medios naturales. TEMA 8: Cinética química homogénea. Fotoquímica TEMA 9: Físicoquímica de superficie, catálisis. TEMA 10: Macromoléculas y Coloides.</p>						
VIGENCIA AÑOS		2021				

PROGRAMA ANALÍTICO**TEMA 1:**

Segundo Principio de la termodinámica y Energía libre de Gibbs. Energía libre de Helmholtz. Procesos termodinámicos: Exergónico, Endergónico, en equilibrio; relación entre entalpía, entropía y temperatura. Energía libre de reacción, espontaneidad y velocidad. Fórmula general de Energía Libre de Gibbs: trabajo diferente al de expansión; procesos a temperatura y la presión constante. Energía libre en función de la temperatura: ecuación de Gibbs-Helmholtz. Energía libre en función de la presión: a) Gases: variación respecto del estado estándar, adimensionalidad del argumento logarítmico, actividad, fugacidad; b) Líquidos y sólidos.

TEMA 2:

Agua: procesos termodinámicos asociados a sus equilibrios de fases. Estabilidad de fases del agua y energía libre de Gibbs: a) en función de la temperatura, temperatura de fusión y ebullición; b) en función de la presión, modificación en la temperatura de fusión y ebullición, diferencias entre agua y dióxido de carbono. Ecuaciones que relacionan presión y temperatura en equilibrios de fases del agua y de sustancias puras en general. Procesos de fusión-solidificación, vaporización-licuefacción, sublimación-deposición, transición entre fases sólidas. Diagrama de fases del agua, diferencias con el dióxido de carbono. Estructuras cristalinas del agua a presiones muy elevadas. Relación entre altitud y presión atmosférica: temperaturas de ebullición y fusión. Regla de las fases.

TEMA 3:

Sistemas de dos componentes. Diagramas de fase: líquido-líquido; sólido-líquido, mezcla eutéctica, mezclas acuosas; sólido-líquido con sólidos miscibles. Sistemas de tres componentes. Diagramas de fase triangulares: líquido-líquido-líquido; sólido-sólido-líquido, sólido-sólido-sólido. Estructura del suelo, porosidad y capilaridad. Diagramas de fase de mezclas de líquidos volátiles: mezclas ideales y no ideales (reales), mezclas azeotrópicas.

TEMA 4:

Clasificación de los equilibrios químicos. Ecuación de energía libre de reacción, consideraciones en relación con su valor. Relación entre ΔG° y constante de equilibrio de una reacción. Constante de equilibrio en sistemas heterogéneos. Influencia de la presión sobre la constante de equilibrio. Influencia de los catalizadores sobre la constante de equilibrio. Reacciones acopladas. Relación entre ΔG° fisicoquímico y bioquímico. Influencia de la temperatura sobre la energía libre y la constante de equilibrio: ecuación de van't Hoff. Equilibrio químico en sistemas reales: relación entre constantes de equilibrio termodinámica y aparente.

TEMA 5:

Soluciones: definición, concentración, soluto, solvente, clasificación. Soluciones no iónicas: ideales, no ideales, interacciones moleculares, propiedades molares, potencial químico. Propiedades termodinámicas: en soluciones gaseosas; en soluciones de líquidos volátiles, ley de Raoult, relación presión de vapor-composición de soluciones ideales y no ideales, Ley de Henry. Relación entre presión de los componentes y presión total. Soluciones de solvente volátil-soluto no volátil: asociaciones moleculares, influencia de solutos no iónicos en la presión de vapor, temperaturas de fusión y ebullición, presión osmótica, diferencias entre soluciones iónicas y no iónicas.

TEMA 6:

Soluciones de sales y solutos iónicos en sistemas acuosos naturales: relación entre propiedades eléctricas y contenido de sales, instrumental, determinaciones experimentales, relación conductividad-concentración. Interacciones electrostáticas entre iones en solución y grado de disociación, conductividad molar, equivalente, ley de Kohlrausch. Conductividad y movilidad iónica: desplazamiento de iones en soluciones acuosas, electroforesis. Conductividad y solubilidad de sales poco solubles. Influencia de las interacciones electrostáticas en las determinaciones de total de sólidos disueltos en agua, dureza y salinidad por conductividad.

TEMA 7:

Disolución en agua de gases de la atmósfera. Disolución de dióxido de carbono en sistemas acuosos: equilibrios de ionización asociados, disolución de carbonato de calcio, precipitación de bicarbonato de calcio. Corrosión en medios naturales. Sales poco soluble: influencia de la concentración de las sales solubles, relación entre constante termodinámica, aparente y solubilidad, coeficientes de actividad, efecto salino. Disolución de solutos entre solventes no miscibles: coeficiente de reparto.

TEMA 8:

Velocidad de reacción. Molecularidad: reacciones unimoleculares y bimoleculares. Leyes cinéticas y orden de reacción. Leyes integradas: determinaciones experimentales, orden de reacción, constantes de velocidad y tiempo de vida media. Métodos de aislamiento y velocidades iniciales. Efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción. Mecanismos de reacción, reacciones que tienden al equilibrio y consecutivas, aproximación del estado estacionario, cinética enzimática y mecanismo de Michaelis-Menten. Reacciones en cadena. Fotoquímica: espectro electromagnético, fotón, mecanismo de reacción y rendimiento cuántico.

TEMA 9:

Interfaz, generalidades. Interfaz líquido-gas: tensión superficial, presión en cavidades y burbujas, ecuaciones de Laplace y Kelvin, ascenso capilar. Capilaridad, textura de suelos y napa freática, humedales. Adsorción sobre sólidos: adsorbato, adsorbente, grado de cubrimiento. Adsorción física y química. Propiedades termodinámicas y adsorción. Isotermas de adsorción en sistemas sólido-gas: Langmuir, B.E.T., Freundlich, Tempkin. Calor de adsorción. Determinación de superficies específicas. Adsorción y catálisis: energía de activación y mecanismos de reacción. Morfología de sólidos adsorbentes.

TEMA 10:

Difusión: flujo, 1° ley de difusión, coeficientes de difusión y fricción, ecuación de Stokes-Einstein. Viscosidad: flujo laminar y turbulento, determinación experimental de viscosidad: relativa, específica, reducida, intrínseca y masa molar de solutos. Macromoléculas: características de la masa molar, naturaleza, clasificación de soluciones. Sedimentación en ultracentrífuga: estado estacionario, velocidad y equilibrio de sedimentación, determinación de masas molares. Electroforesis: estado estacionario, velocidad y movilidad electroforética. Coloides: clasificación, preparación y purificación. Superficie, estructura, estabilidad. Doble capa eléctrica.

PROGRAMA DE TRABAJOS PRÁCTICOS

Los trabajos prácticos constan de la resolución de problemas y la realización de las siguientes experiencias de laboratorio:

Equilibrio líquido-vapor de sustancias puras: "Esterilización por calor húmedo"

Sales y solutos iónicos, conductividad: "Determinación de la conductividad de agua subterránea del partido de Bahía Blanca"

Cinética Química: "Estudio cinético de la degradación de un colorante por espectroscopia UV-Vis"

Propiedades de soluciones no iónicas. Descenso de la temperatura de fusión.

Difusión: "Determinación del coeficiente de difusión de compuestos inorgánicos en un medio gelificado"

METODOLOGÍA DE LA ENSEÑANZA

La carga horaria se divide en clases teórico-prácticas, resolución de problemas y trabajos prácticos de laboratorio. Mediante la página Web de la cátedra (Moodle) se provee el material necesario para la participación en las clases teóricas, las de resolución de problemas y la realización de trabajos prácticos de laboratorio.

Durante las clases teórico-prácticas, el temario propuesto se desarrolla teniendo como objetivo fomentar los hábitos de participación y de reformulación e investigación de los temas estudiados. Con este fin se hace hincapié en la lectura previa de los temas.

Las prácticas tienen como objetivo comprobar mediante formulaciones matemáticas adecuadas el comportamiento y las propiedades de los sistemas macroscópicos analizados en las clases teóricas, los cuales están en función del comportamiento y de las propiedades de las moléculas que componen dichos sistemas.

FORMA DE EVALUACIÓN

La materia cuenta con un régimen de promoción cuya modalidad se informa en el cronograma al inicio del cuatrimestre. Si el alumno no cumple con los requisitos necesarios para aprobar la asignatura durante el desarrollo del cuatrimestre, tiene la posibilidad de rendir un examen final que cubre todo el temario.

Las evaluaciones, régimen de promoción o examen final, constan de dos partes, una práctica en la cual el alumno resuelve problemas numéricos y una teórica en la cual el alumno debe interpretar los resultados obtenidos mediante los fundamentos teóricos desarrollados en clase.

DEPARTAMENTO DE QUIMICA

PROGRAMA DE: FISICOQUÍMICA AMBIENTAL I

CODIGO: 6104

AREA NRO: IV

BIBLIOGRAFÍA:

Se recomienda la edición más nueva a disposición.

- Chang R., Físicoquímica, Editorial Continental.
- Atkins P.W., de Paula J., Química Física, Editorial Panamericana.
- Levine I.N., Físicoquímica, McGraw-Hill/Interamericana de España.
- Atkins P.W. Físicoquímica, Editorial Addison Wesley Iberoamericana.
- Barrow G.M., Química-Física, Editorial Reverte.
- Castellan G., Físicoquímica, Editorial Addison Wesley Iberoamericana.
- Figueruelo Alejano, J. E.; Dávila, M.M., Química Física del Ambiente y de los Procesos Medioambientales, Editorial Reverte.
- Figueruelo Alejano, J. E.; León Isidro, L. M., Introducción a la Química-Física para las Ciencias Ambientales, Editorial Universidad del País Vasco.
- Sanz Pedrero P., Físicoquímica para Farmacia y Biología, Ed. Masson.
- Barrow G.M., Química física para las ciencias de la vida, Editorial Reverte.
- Maron S., Prutton, C., Fundamentos de Físicoquímica, Limusa, Méjico.
- Moore W., Physical Chemistry, Editorial Prentice Hall Inc.
- Garreth Morris J., A Biologist's Physical Chemistry, J Ed. E. Arnold Ltd.

AÑO	PROFESOR/A RESPONSABLE (firma aclarada)	AÑO	PROFESOR/A RESPONSABLE (firma aclarada)
2021	Prof. Nelson J. García		

V I S A D O

COORDINADOR/A DE AREA	SECRETARIO/A ACADÉMICO/A	DIRECTOR/A DECANO/A
FECHA:	FECHA:	FECHA: