

Fisicoquímica

Datos administrativos de la asignatura

Departamento:	Ingeniería Química		
Asignatura:	Fisicoquímica		
Carrera:	Ingeniería Química (Ord. N° 1875)		
Nivel de la carrera	Tercer Año	Duración	Anual
Bloque curricular:	Tecnologías Básicas		
Cantidad de comisiones:	1 (una)		
Carga horaria presencial semanal:	3,00 h reloj	Carga Horaria total:	96 h reloj
Carga horaria no presencial semanal	-	% horas no presenciales	-

Contenidos mínimos de acuerdo con el Diseño Curricular.

Sistemas multicomponentes y equilibrio de fases. Mezclas y soluciones, funciones molares parciales. Termodinámica de las reacciones químicas y equilibrio químico. Electroquímica. Cinética química homogénea. Fenómenos de superficie.

Programa analítico. Unidades temáticas

UNIDAD TEMÁTICA 1: INTRODUCCIÓN A LA FISICOQUÍMICA.

Presentación de la materia. Discusión de su importancia. Vinculación horizontal y vertical de la materia. Establecer la diferencia entre: hipótesis y teoría. Aplicación del método científico.

UNIDAD TEMÁTICA 2: PROPIEDADES DE LOS GASES.

Establecer la ley de Boyle, la de Charles y la de Gay Lussac, la hipótesis de Avogadro y la ley general de los gases. Obtención de la constante de los gases. Análisis del comportamiento no ideal de los gases. Definir camino libre medio y diámetro de choque. Calcular la capacidad calorífica de moléculas poliatómicas.

UNIDAD TEMÁTICA 3: TERMODINÁMICA Y TERMOQUÍMICA.

Establecer la primera ley de la Termodinámica. Cuantificar cantidades termodinámicas. Definir energía interna, trabajo y variaciones calóricas. Definir calor de reacción y combustión. Analizar las leyes de la Termodinámica. Estudiar procesos reversibles. Interpretar la ecuación de Kirchhoff para la evaluación del efecto de la temperatura sobre el calor de reacción.



Ing. Mario Daniel FLORES
Director Dto. Ing. Química

UNIDAD TEMÁTICA 4: SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA.

Establecer la Segunda Ley de la Termodinámica. Definir el cambio de entropía para un sistema de referencia. Establecer y justificar la desigualdad de Clausius, y demostrar que los cambios espontáneos van acompañados de un aumento de entropía. Establecer y utilizar una expresión para la entropía de una transición de fase. Especificar el ciclo de Carnot. Calcular el cambio de entropía en un proceso irreversible. Establecer la ecuación de Clausius-Clapeyron. Definir la función de Helmholtz y la función de Gibbs.

UNIDAD TEMÁTICA 5: LICUACIÓN Y PROPIEDADES DE LOS LÍQUIDOS.

Definir y explicar el significado de presión de vapor. Determinar las constantes críticas. Establecer la ecuación de van der Waals. Definir la ley de los estados correspondientes y los factores de compresibilidad. Definir tensión superficial e interfacial. Relacionar cambios en la función de Helmholtz con cambios en el área superficial. Realizar estudios reológicos.

UNIDAD TEMÁTICA 6: SOLUCIONES DILUIDAS.

Establecer la ley de Raoult. Establecer la ley de Henry para la presión parcial de un soluto y utilizarla para deducir las solubilidades de gases. Deducir expresiones para el aumento de presión de vapor y el descenso del punto de congelación de una disolución ideal. Explicar los fundamentos de la ebulloscopia y crioscopia. Explicar el término propiedades coligativas y dar ejemplos de ellas. Definir presión osmótica, deducir la ecuación de van't Hoof y explicar los fundamentos de la osmometría. Escribir y justificar una expresión para el potencial químico de un soluto, definir su actividad y su coeficiente de actividad; explicar cómo se puede medir. Definir los estados "standard" para los componentes de disoluciones ideales y reales.

UNIDAD TEMÁTICA 7: ENERGÍA LIBRE Y EQUILIBRIO QUÍMICO.

Deducir la condición de equilibrio químico a partir de la función de Gibbs. Definir la constante de equilibrio de una reacción. Establecer el principio de Le Chatelier y justificarlo para cambios de presión y temperatura. Deducir y utilizar la isocora de van't Hoof para analizar la dependencia de la constante de equilibrio de la temperatura. Establecer la tercera ley de la Termodinámica. Determinar la entropía por mediciones de temperatura.

UNIDAD TEMÁTICA 8: EQUILIBRIO DE FASES.

Establecer y deducir la regla de las fases. Aplicar la regla de las fases a sistemas de un componente. Interpretar diagramas de fases líquido-líquido. Describir la destilación de líquidos parcialmente miscibles en función de diagramas de fases. Interpretar los diagramas de fases líquido-sólido y explicar el término eutéctico. Interpretar los diagramas de tres componentes para líquidos parcialmente miscibles y para disoluciones de dos sales.



2

Ing. Mario Daniel FLORES
Director Dto. Ing. Química

UNIDAD TEMÁTICA 9: CONDUCTANCIA DE ELECTROLITOS.

Interpretar las leyes de Faraday. Analizar el fenómeno de la migración de iones y cuantificarlo. Explicar la teoría de la atracción interiónica. Medición de la conductancia en electrolitos. Explicar la ecuación de Onsager. Analizar casos de disociación incompleta. Interpretar el significado del grado de disociación. Determinación de la conductancia independiente de los iones.

Tiempo estimado de actividades teórico-prácticas: 6,00 h reloj

UNIDAD TEMÁTICA 10: FUERZA ELECTROMOTRIZ.

Explicar los términos pila galvánica y pila electrolítica; definir cátodo y ánodo. Escribir una expresión para el potencial electroquímico de un ion. Deducir y utilizar una expresión para la diferencia de potencial en un electrodo redox. Describir la formación de un potencial de unión líquida. Deducir y utilizar una expresión para las diferencias de potencial a través de una membrana. Definir la FEM de una pila, explicar la forma de medirla y relacionarla con la constante de equilibrio de la reacción. Utilizar la serie electroquímica. Celdas electrolíticas: sobrepotenciales.

UNIDAD TEMÁTICA 11: EQUILIBRIO EN ELECTROLITOS.

Definir la actividad y el coeficiente de actividad medio de iones en solución. Describir el fundamento físico de la teoría de Debye-Hückel para disoluciones iónicas; explicar la formación y la función de la atmósfera iónica en la determinación de los coeficientes de actividad. Expresión de Debye en función de la fuerza iónica de una disolución y explicación de sus propiedades.

UNIDAD TEMÁTICA 12: CINÉTICA QUÍMICA HOMOGÉNEA.

Establecer las formas de clasificar las reacciones químicas. Definir orden de una reacción. Definir la molecularidad de una reacción. Catálisis.

UNIDAD TEMÁTICA 13: FENÓMENOS DE SUPERFICIE.

Definir adsorción y adsorbentes. Examinar los fenómenos que acompañan la adsorción de los gases. Diferenciar la adsorción física de la adsorción química. Establecer la isoterma de Langmuir. Propiedades de los coloides.

TRABAJOS PRÁCTICOS DE LABORATORIO

- Trabajo Práctico de Laboratorio N°1: Propiedades de los gases.
- Trabajo Práctico de Laboratorio N° 2: Termodinámica y termoquímica.
- Trabajo Práctico de Laboratorio N° 3: Soluciones diluidas.
- Trabajo Práctico de Laboratorio N° 4: Equilibrio de electrolitos.
- Trabajo Práctico de Laboratorio N° 5: Fenómenos de superficie.



Ing. Mario Daniel FLORES
Director Dto. Ing. Química

Referencias bibliográficas

Recomendada

- Levine, I. (2013). *Fisicoquímica*. Mc. Graw-Hill.
- Atkins, P., De Paula, J. (2012). *Química Física*. Ediciones Panamericana.
- Engel, T. P. (2007). *Introducción a la Fisicoquímica Termodinámica*. Pearson.
- Laidler, K., Meiser, J. (2013). *Fisicoquímica*. Larousse.
- Chang, R. (2009). *Fisicoquímica*. Mc. Graw-Hill.

Complementaria

- Cengel, Y. A., Boles, M. A. (2012). *Termodinámica*. Mc Graw Hill.
- Smith, J. M., Van Ness, H., Abbott, M. M. (2007). *Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química*. Mc Graw Hill.
- Facorro Ruiz, L. (2011). *Curso de Termodinámica*. Nueva Libreta.
- Criado-Sancho, M., Casas-Vázquez, J. (1997). *Termodinámica Química de los Procesos Irreversibles*. Addison – Wesley.
- Barrow, G. M. (2002). *Química Física*. Reverté.
- Glasstone, S., Lewis, D. (1984). *Elementos de Química Física*. El Ateneo.
- Castellán, G. (1987). *Fisicoquímica*. Addison – Wesley.



Ing. Mario Daniel FLORES
Director Dto. Ing. Química