

| | |
|----------------------------|--|
| Carácter del curso | Obligatorio para todas las carreras curriculares |
| Semestre en que se dicta | 5° Semestre |
| Número de créditos | 12 |
| Carga horaria semanal (hs) | Clases teóricas: 3,5 Horas Clases prácticas: 1 Horas Clases laboratorio: 1,6 Horas |
| Previaturas | Fisicoquímica 102 |
| Cupo | ---- |

Estructura Responsable:

DETEMA. Cátedra de Fisicoquímica.

Docente Responsable:

Dr. Alejandro Amaya

Docentes Referentes:

Dr. Juan Bussi, Dr. Néstor Tancredi, Dr. Jorge Castiglioni, M.Sc. Marta Sergio, Lic. Andrés Cuña, Lic. Andrea De León, Qca. Carolina De Los Santos, Qco. Mauricio Musso, 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 Prieto.

Objetivos:

Posibilitar al estudiante la comprensión del comportamiento de sistemas físico-químicos de interés sobre la base de fundamentos termodinámicos y cinéticos, en el marco de los requerimientos globales de los Planes de las Carreras para las que se dicta.

Contenido:

Temas

1. Equilibrio físico en sistemas multicomponentes

1.1. Equilibrio de fases en sistemas condensados de dos componentes. Diagrama de equilibrio de fases con punto eutéctico. Diagrama de equilibrio de fases con formación de soluciones sólidas. Algunos ejemplos de aplicación.

2. Equilibrio químico

2.1. Reacciones químicas espontáneas y en equilibrio. Equilibrio químico en sistemas gaseosos ideales. Constante de equilibrio. Influencia de la temperatura, presión y composición sobre el equilibrio del sistema. Isotherma de reacción y espontaneidad.

2.2. Equilibrio químico heterogéneo con fase gaseosa ideal. Equilibrios químicos en los que intervienen hidratos.

2.3. Equilibrio químico en soluciones ideales. Acoplamiento de reacciones.

2.4. Equilibrios simultáneos. Algunos ejemplos de aplicación.

3. Cinética química: conceptos básicos

3.1. Medidas de la rapidez de reacción y factores de los que depende. Métodos experimentales de medida. Orden y molecularidad. Reacciones elementales de orden cero, uno y dos. Algunos ejemplos de aplicación.

3.2. Reacciones complejas. Reacciones opuestas, sucesivas y paralelas o competitivas. Algunos ejemplos de aplicación.

| | | |
|--------------|----------------------|-------------|
| Fecha | MA-SGC-2-3.57 | V.01 |
| 2013/12/30 | Página 1 de 3 | |

3.3. Mecanismos de reacción. Aproximación del estado estacionario.- Reacciones en cadena. Ejemplos de aplicación. El principio de la reversibilidad microscópica.

3.4. Variación de la rapidez de reacción con la temperatura. Ecuación de Arrhenius. Teoría de las colisiones. Teoría del estado de transición o del complejo activado.

4. Cinética química: catálisis (homogénea, enzimática y heterogénea)

4.1. Conceptos generales sobre catálisis. Catálisis homogénea.

4.2. Catálisis enzimática. Reacciones catalizadas por enzimas. Generalidades sobre enzimas y mecanismos de reacción. Estudios de la rapidez de la reacción en condiciones iniciales para un mecanismo sencillo. Tratamiento de Briggs – Haldane: K_m y número de recambio (k_2). Métodos de linealización. Dependencia del pH. Dependencia de la temperatura y diagrama de energía potencial. Inhibición competitiva, acompetitiva y no competitiva

4.3. Fenómenos de adsorción y catálisis heterogénea. Sólidos porosos. Adsorción de gases sobre superficies sólidas. Estudio de algunas isotermas de adsorción. Catalizadores sólidos. Reacciones gaseosas con catalizador sólido. Modelos de Langmuir- Hinshelwood y de Eley- Rideal.

5. Fisicoquímica de superficies

5.1. La interfase. Tensión superficial de un líquido. Medida de la tensión superficial. Variación de la tensión superficial con la temperatura.

5.2. Tensión superficial de soluciones. Ley de Gibbs. Sustancias tensoactivas. Formación de monocapas.- Solubilidad de tensoactivos y coloides de asociación. Concentración micelar crítica. Formación de micelas.

6. Soluciones reales

6.1. Concepto de actividad en sistemas de no electrolitos y electrolitos. Sistema racional y empírico.

6.2. Mezclas de gases reales. Fugacidad.

Bibliografía:

- Atkins, P.W., *Fisicoquímica*, Addison-Wesley Iberoamericana, 1991.
- Barret, P., *Cinétique Hétérogène*. Gauthier-Villars, 1973.
- Castellan, G.W., *Fisicoquímica*, Addison-Wesley Iberoamericana, 1987.
- Coppes, Z. y Grompone, M.A., *Enzimas*. Fundación de Cultura Universitaria, 1996.
- Diaz Peña, M., Muntaner, A.R., *Química Física*, tomo II, Alambra, 1975.
- Eyring, H., Eyring, E.M., *Cinetica chimica moderna*. Progresso Tecnico Editoriale, 1965.
- Freeman, G.R., *Kinetics of nonhomogeneous processes*. John Wiley & Sons, 1987.
- Gates, B.C., *Catalytic chemistry*. John Wiley & Sons, 1991.
- Levine, I.N., *Fisicoquímica*, Volumen 1 y 2, McGraw Hill, 1996.
- Logan, S., *Introduction à la cinétique chimique*. Dunod, 1996.
- Moreau, C. et Payen, J.P., *Cinétique Chimique*. Belin Sup. Sciences, 1998.
- Moore, J.M., Pearson, R.G., *Kinetics and mechanism*. John Wiley & Sons, 1981.
- Pannetier, G., Souchay, P., *Chemical Kinetics*. Elsevier, 1967.
- Satterfield, C.N., *Heterogeneous catalysis in practice*. McGraw Hill, 1980.
- Scacchi, G, Bouchy, M, Foucaut, J.F., Zahraaa, O., *Cinétique et catalyse*. Lavoisier Tec. Doc., 1996.
- Van Santen, R.A., *Theoretical heterogeneous catálisis*. World Scientific, 1991.
- Vemulapalli, G.K., *Physical Chemistry*. Prentice Hall, 1993.

Modalidad del Curso:

| | Teórico | Practico | Laboratorio | Otros (*) |
|------------|---------|----------|-------------|-----------|
| Asistencia | | | X | |

| Fecha | MA-SGC-2-3.57 | V.01 |
|------------|---------------|------|
| 2013/12/30 | Página 2 de 3 | |

| | | | | |
|--|--|--|--|--|
| Obligatoria | | | | |
| 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 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.