



PROGRAMA DE FISICOQUIMICA

1. **Carrera:** Profesorado de Grado Universitario en Química
2. **Año de Vigencia:** 2008
3. **Carga Horaria:** 120 horas
4. **Equipo de cátedra:** Profesor Adjunto: Ing. Ana I. Ravalle
Aux. de Primera: Ing. Mariana Revuelta
Aux. de Primera: Ing. Verónica Videla

5. **Objetivos generales:**

- Introducir el Análisis Diferencial de funciones con más de una variable independiente para su aplicación en la comprensión de la Fisicoquímica.
- Proporcionar los conocimientos y desarrollar las habilidades y destrezas que le permitan al estudiante plantear y resolver problemas prácticos y teóricos propios de las diferentes áreas de actividad de su profesión; mediante el estudio de situaciones de equilibrio desde el punto de vista del comportamiento de los sistemas macroscópicos que gobiernan la fisicoquímica y sus transformaciones.
- Desarrollar un pensamiento objetivo, dando mayor importancia al razonamiento y a la reflexión, antes que a la mecanización y memorización

6. **Contenidos:**

Unidad N° 1: ANALISIS DIFERENCIAL DE DOS VARIABLES INDEPENDIENTES

Introducción al análisis matemático multivariable y su presencia en los contenidos de la carrera. Análisis en dos variables independientes. Derivadas parciales, expresiones diferenciales y diferencial total exacto: definición analítica, concepto, representación gráfica e interpretación física. Su relación con las ecuaciones de estado y las propiedades de estado termodinámico.

Unidad N° 2: CARACTERIZACION DE SISTEMAS AISLADOS. PRINCIPIO CERO.

Estado de agregación de la materia. Fase.
Sistema, clasificación, frontera. Sistema simple, compuesto y complejo. Formas de descripción: punto de vista microscópico y macroscópico. Equilibrio termodinámico y equilibrio local. Estado. Propiedades: regla de las dos propiedades, postulado de



estado. Ecuación de estado: propiedades matemáticas. Parámetros de caracterización: estado térmico y equilibrio térmico: Principio cero, temperatura, escalas. Tensiones: presiones. Cantidad unitaria de masa.

Sistemas gaseosos: Leyes de los gases ideales, termómetro de gas, ecuación de estado, ecuación de Clapeyron. Superficie termodinámica. Coeficientes termoelásticos. Sistemas sólidos: comportamiento a las tensiones, sistema simple elástico. Comportamiento a los cambios de estado térmico, dilatación, termómetro bimetalico. Sistemas líquidos: comportamiento a los cambios de tensión y de estado térmico, termómetro de mercurio. Vapores: experiencia de Andrews, calentamiento a presión constante. Calor latente de vaporización. Mezcla de gases: Composición. Ley de Dalton y de Amagat. Masa molecular y constante particular de una mezcla. Aire húmedo: definiciones. Ecuación de estado. Volumen específico. Grado de saturación y humedad relativa.

Ecuaciones de estado no experimentales: Teoría cinético - molecular: postulados, presión de un gas, velocidad cuadrática media, verificación de leyes. Ecuación de Van der Waals.

Factor de compresibilidad.

Unidad N° 3: INTERACCIONES EN SISTEMAS CERRADOS Y ABIERTOS. PRIMER PRINCIPIO.

Transformación: definición, tipos. Transformación cuasi - estática.

Interacciones: Calor: calor específico. Calor sensible y latente. Leyes de la calorimetría. Propiedades calóricas de sólidos, líquidos y gases. Trabajo: Definición. Trabajo en mecánica: energía potencial y energía cinética. Trabajo termodinámico: de agitación y de compresión / expansión. Equivalencia entre calor y trabajo: experiencia de Joule. Principio de conservación de la energía. Formulación matemática para sistemas cerrados. Características de la Energía Interna. Flujo de materia: Balances. Formulación matemática del Primer Principio para sistemas abiertos. Características de la Entalpía. Transformaciones en sistemas gaseosos, politrópicas. Transformaciones en vapores: Título de un vapor. Ecuación de Clausius-Clapeyron. Calorímetro de estrangulación. Transformaciones con aire húmedo: Aire húmedo: Temperatura de rocío, de bulbo húmedo, de saturación adiabática. Diagrama psicrométrico. Procesos de enfriamiento, humidificación y secado de aire húmedo.

Unidad N° 4: SEGUNDO PRINCIPIO. EXERGIA

Ciclo. Formulaciones del Segundo Principio. Móvil perpetuo. Transformaciones reversibles. Causas de irreversibilidad. Ciclos reversibles: condiciones, entre dos fuentes de calor. Teorema de Carnot. Escala Termodinámica de Temperaturas. Propiedades de ciclos reversibles e irreversibles: teorema de Clausius. Entropía. Sistemas aislados. Diagrama T-S. Concepto de entropía.

Exergía: definición. Desequilibrio térmico y mecánico, reversibilidad. Exergía por desequilibrio térmico y mecánico. Funciones de Darrieus. Ecuación de Guye-Stodola. Variación de exergía.



Unidad N° 5: SISTEMAS QUIMICOS

Termoquímica: Calor de reacción: definición, consecuencias, ley de Hess. Calor de formación: definición, consecuencias, ecuación de Lavoisier. Calor de combustión: definición, consecuencias. Cambio de fase. Ecuación de Kirchoff: Temperatura máxima de llama y explosión. Equilibrio químico para sustancias simples: criterio para sistemas aislados y sistemas cerrados isotérmicos. Conformación de la energía. Ecuaciones de Maxwell. Sistemas multicomponentes monofásicos. Función potencial químico. Criterio general para el equilibrio termodinámico en sistemas cerrados.

Unidad N°6: TERMODINAMICA QUIMICA

Potencial químico de un gas ideal puro. Potencial químico en sistemas abiertos con cambios de composición. Ecuación fundamental de la termodinámica química.

Unidad N° 7: EQUILIBRIO DE FASES EN SUSTANCIAS PURAS

Estabilidad de las fases Ecuación de Clapeyron Diagrama de fases
Equilibrio: sólido – líquido, líquido – vapor, sólido – vapor. Análisis de diagramas de fases de sistemas reales

Unidad N° 8: TRANSFORMACIONES FISICOQUIMICAS EN MEZCLAS SIMPLES Y EQUILIBRIO QUIMICO

Magnitudes molares parciales. Potencial químico de un gas ideal en una mezcla de gases ideales. Funciones termodinámicas de mezcla: energía libre, entropía, entalpía y volumen de mezclado. Equilibrio químico en una reacción química. Dirección espontánea: mínimo de la función de Gibbs. Las constantes de equilibrio. Avance de reacción. Dependencia de la constante de equilibrio con la temperatura. Respuesta de equilibrio a las condiciones: Principio de Le Chatelier

Unidad N° 9: SOLUCIONES. PROPIEDADES COLIGATIVAS

La solución ideal. Potenciales químicos de los líquidos. Ley de Raoult. Soluciones diluidas ideales. Ley de Henry. Ley de Henry y solubilidad de los gases: coeficiente de Bunsen. Distribución de un soluto entre dos disolventes.

Propiedades coligativas: la característica común.

- Elevación del punto de ebullición.
- Descenso del punto de congelación.
- Presión osmótica.

Solubilidad.

Mezclas de líquidos volátiles: soluciones binarias

- Diagramas de presión de vapor – composición
- Diagramas de temperatura – composición



- Regla de la palanca
 - Destilación fraccionada. Volatilidad relativa
- Mezclas azeotrópicas
Actividad: concepto y métodos de cálculo.

Unidad N° 10: CAMBIOS DE ESTADO Y EQUILIBRIO ENTRE FASES

Regla de las fases. Sistemas de un componente. Sistemas de dos componentes.
Diagramas de fases líquido – líquido. Destilación de líquidos inmiscibles y parcialmente miscibles.

Diagramas de fases sólido – líquido:

- Diagramas de fases para sistemas reactivos
- Miscibilidad en el estado sólido
- Miscibilidad parcial en el estado sólido

Equilibrio gas – sólido. Presión de vapor de sales hidratadas

Sistemas de tres componentes

- Diagramas de fase triangulares
- Líquidos parcialmente miscibles
- Solubilidad de las sales. Efecto de ion común
- Método de los residuos húmedos

Unidad N° 11: : SISTEMAS ELECTROQUÍMICOS

Potencial químico de especies cargadas. Termodinámica de los sistemas electroquímicos. Termodinámica de las celdas galvánicas: ecuación de Nernst. Dependencia de la temperatura del potencial de celda. Aplicaciones simples de las mediciones de la F.E.M.: determinación de las cantidades termodinámicas, productos de solubilidad, determinación de constantes de equilibrio, valoraciones potenciométricas. Celdas electroquímicas como fuente de energía: celda de almacenamiento de plomo, celda de combustible. Bioelectroquímica

Unidad N° 12: FENOMENOS SUPERFICIALES

La interfase y la tensión superficial. Formulación termodinámica para interfases planas y curvas. Ascenso y descenso capilar

Propiedades de partículas muy pequeñas:

- Aumento de la presión de vapor
- Aumento de la solubilidad

Burbujas y gotas. Películas líquidas sobre líquidos

Adsorción en sólidos:

- Adsorción física
- Adsorción química



7. Bibliografía recomendada por la cátedra:

1. Leithold Louis. El Calculo con Geometría Analítica. México. Harla. 6ª y 7ª ediciones.
2. Zill Dennis G. Calculo con Geometría Analítica. Grupo Editorial Iberoamérica.
3. Rabuffetti Hebe T. Introducción al Análisis Matemático (calculo 2). Librería El Ateneo.
4. Stewart James. Calculo multivariable. International Thomson Editores. 3ª edición. 1999.
5. Bradley G.L., Smith K.J. Calculo de varias variables. Volumen 2. Prentice Hall. 1998.
6. García C.A. Termodinámica Técnica. Bs. As. Ed. Alsina. 1984
7. Facorro Ruiz L.A. Curso de Termodinámica. Ed. Melior . 1974.
8. Kirillin-Sichev-Sheidlin. Termodinámica Técnica. Ed. Moscú, 1976.
9. De Estrada A. Termodinámica Técnica. Ed. Alsina . Bs. As.
10. Wylen-Sonntag. Fundamentos de Termodinámica. México. Ed. Limusa Wiley. 1973.
11. Zemansky, M. W. Calor y Termodinámica. Madrid. Ed.Aguilar, 1973.
12. Greco F.I. Calor y Principios de Termodinámica. Ed.N. Librería Bs.As.
13. Glasstone. Termodinámica para Químicos. Ed.Aguilar.
14. Moran-Shapiro. Termodinámica Técnica. Barcelona. Ed.Reverte, 1993.
15. Russel-Adebisi. Termodinámica clásica. Addison-Wesley. Iberoamericana, 1997.
16. Castellan, Gilbert W. Fisicoquímica. México. Addison-Wesley Iberoamericana, 1987.
17. Atkins, P. W. Fisicoquímica. Delaware E.U.A. Addison- Wesley Iberoamericana, 1991.
18. Levine Ira N. Fisicoquímica. México. McGraw Hill. 1989.
19. Rodríguez Renuncio, Juan. Termodinámica Química. España. Ed. Síntesis
20. Rodríguez Renuncio, Juan. Problemas Resueltos de Termodinámica Química. España. Ed. Síntesis.
21. Levine, I. Problemas de Fisicoquímica. Schaum. España. Mc Graw Hill, 2005

Bibliografía de consulta

22. Barrow Gordon M. Química Física. España. De. Reverte.1976. Ed. Mc Graw Hill. 1999.
23. Smith, Van Ness y Abbott. Introducción a la termodinámica en Ingeniería Química.
24. Ball, David. Fisicoquímica. Ed. International Thomson Editores
25. Wark, K. Termodinámica. Ed. Mc Graw Hill
26. Prausnitz J. , Lichtenthaler R., Gomes de Azevedo E. Termodinámica molecular de los equilibrios de fases. España. Prentice Hall, 2000
27. Gargallo, Ligia. Termodinámica Química. Ed. Universidad Católica de Chile
28. Glasstone, S. Tratado de Química Física. Ed. Aguilar



8. Actividades Teóricas: 60 horas

En algunos temas se utiliza la exposición abierta, con participación del alumno mediante discusiones dirigidas. Se promueve el trabajo grupal en algunos casos, a fin de estimular el intercambio de ideas sobre todo en la resolución de problemas de aplicación de la teoría.

9. Actividades Prácticas: 53 horas

Los alumnos tienen a su disposición una Guía de resolución de problemas, que deberán completar obligatoriamente y una Guía Adicional que es optativa para quien considere necesario reforzar algunos aspectos de la Asignatura. Algunos de estos problemas son resueltos con la utilización de programas de computación.

- Trabajo Práctico N°1: Revisión de Termodinámica
- Trabajo Práctico N°2: Equilibrio de Fases en Sustancias Puras
- Trabajo Práctico N°3: Transformaciones Físicoquímicas en Mezclas Simples. Equilibrio Químico
- Trabajo Práctico N°4: Soluciones. Propiedades Coligativas
- Trabajo Práctico N°5: Equilibrio entre Fases
- Trabajo Práctico N°7: Electroquímica y Química de Superficies
- Autoevaluación de trabajos de Investigación
- Guía Complementaria

Laboratorio: 7horas

- Trabajo Práctico de HYSYS: Disoluciones No Ideales: Estudio de una mezcla azeotrópica

10. Metodología de Enseñanza

El plan de acción para llevar a cabo el proceso de enseñanza-aprendizaje en los alumnos se concreta de la siguiente manera:

A) Transmisión de los contenidos a los alumnos

- Clases teóricas

Exposición oral y escrita (mediante pizarra y medios audiovisuales) de los temas correspondientes a la asignatura. Se hace un esfuerzo en que la clase no sea únicamente expositiva sino que se fomente el diálogo y la interacción docente – alumno.

Para cada tema se facilita al alumno el programa detallado, los objetivos de aprendizaje, una guía de estudio con problemas seleccionados, la bibliografía recomendada por la cátedra y en algunas temáticas en particular se les entrega el



material audiovisual empleado por el docente en la clase (impreso y/o disponible en el servidor de la FCAI).

B) Consolidación en los alumnos del objetivo del aprendizaje

- **Trabajos prácticos de ejercicios y problemas**

Se trabaja en grupos reducidos para que la mayor interacción docente – alumno implique un esfuerzo adicional de los alumnos en la preparación y participación del práctico. Tanto en los tp de aula como así también en el tp en que se emplea el simulador se procura que los alumnos tengan que elaborar la información recibida para la resolución de las actividades propuestas. También que se produzca una discusión general de las estrategias empleadas con propuestas alternativas y evaluación de resultados numéricos, es por ello que estos prácticos se resuelven en su totalidad en clase. En el caso del tp del simulador se les solicita la presentación de un informe el que debe contener la toma de datos, la expresión de resultados y las conclusiones respectivas.

Se prepara una colección de ejercicios de dificultad media, similares a los exámenes anteriores, para que el alumno conozca exactamente el nivel que se le va a exigir en la instancia final. En las horas de consulta de los docentes, los alumnos pueden solicitar las explicaciones a las dudas originadas de resolver esta guía.

- **Trabajos especiales**

Es otra forma de participación del alumno en el proceso educativo. Se trata de iniciar a los estudiantes en el empleo de los métodos específicos de la investigación científica realizando búsqueda bibliográfica actualizada en distintos medios sobre las aplicaciones prácticas de algunos temas desarrollados (que son propuestos por la cátedra o por ellos), a fin de establecer un debate y relacionar los aspectos teóricos con las necesidades del medio. Esta técnica permite mejorar sus capacidades de expresión oral y escrita.

- **Horas de consulta**

El docente dedica un tiempo semanal a la atención de aquellos alumnos que precisen una orientación o ayuda adicional para superar las dificultades que les plantea el aprendizaje de esta asignatura.

11. Evaluación

La evaluación se realizará en forma continua, con el propósito de estimar las habilidades y destrezas adquiridas por el estudiante. Se tendrá en cuenta la participación de los alumnos en la clase, en los trabajos prácticos y en coloquios semanales. La resolución de los problemas de aplicación de la teoría se realizará en su gran mayoría en clase. Los alumnos trabajarán en grupos de no más de cuatro integrantes, lo que facilita el seguimiento de los mismos.



A mediados del semestre se tomará un examen parcial sobre las tres primeras unidades. En estos temas se dan todos los fundamentos para establecer el equilibrio en distintos sistemas, con el análisis de diferentes restricciones, para luego aplicarlos a casos concretos de equilibrios en los temas siguientes, razón por la cual es fundamental afianzar los conceptos en las primeras unidades. La prueba es escrita y consta de una parte de cuestiones teóricas aplicadas y una parte de problemas.

La aprobación de la asignatura se realiza por Examen Final.

12. Condiciones para lograr la regularidad:

- ◆ Aprobación del parcial con 60%
- ◆ Porcentaje de asistencia: 70%
- ◆ Presentación de trabajos prácticos: 100%
- ◆ Presentación la carpeta de trabajos prácticos con los problemas resueltos.
- ◆ Instancia Global, en el caso que se requiera

13. Distribución de la carga horaria

Actividades	Horas
1. Teóricas	60
2. Apoyo teórico (incluye trabajos prácticos de aula)	53
3. Experimentales (laboratorio, planta piloto, taller, etc.)	7
4. Resolución de Problemas de Ingeniería (sólo incluye Problemas Abiertos)	-
Total de Horas de la Actividad Curricular	120