

## ***Programa regular de asignatura***

**Ciclo lectivo 2018**

- **Denominación de la Asignatura:** Introducción a la Química
- **Carrera/s a la/s cual/es pertenece:** Ingeniería en Petróleo
- **Docente:**  
Coordinador: Ing. Jorge Zárate  
Integrantes del plantel docente:  
Ing. Juan Ignacio Ambrosis Gómez  
Ing. Jorge Zárate
- **Duración y carga horaria semanal:** Cuatrimestral, 9 horas semanales

### ***Fundamentación:***

La materia Introducción a la Química es una asignatura del tipo de las ciencias básicas, ubicada en el segundo año del Plan de Estudios de la Carrera de Ingeniería en Petróleo. Esta materia se centra en el estudio de las reacciones químicas, con cuestiones tales como energética de las reacciones, cinética o el equilibrio material y sus distintos tipos. Con ello, el estudiante podrá no sólo conocer y comprender cada uno de los aspectos involucrados en una transformación química, sino también hacerse una idea global de lo que ésta lleva consigo. Esto le permitirá a lo largo de la Carrera académica, y luego como futuro profesional, tener un entendimiento de los componentes químicos presentes en los hidrocarburos y otras sustancias, las características inherentes a estas composiciones, los procesos, reacciones y transformaciones, así como la de aquellos otros procesos físico-químicos que tienen vinculación con la industria del Petróleo y del Gas, tanto en el upstream como en el downstream. Asimismo, lo mencionado será abarcativo tanto desde el punto de vista teórico como del práctico-experimental, a través de las correlaciones de las enseñanzas teóricas con las observaciones experimentales obtenidas en el aula-laboratorio.

### ***Objetivos:***

Los objetivos generales de la materia son:

- Que los alumnos conozcan los hechos, conceptos y principios esenciales de la Química y sepan utilizarlos adecuadamente en diversas situaciones.
- Que los alumnos adquieran la terminología básica de la Química y que sepan utilizarla, expresando las ideas con la precisión requerida en el ámbito científico y siendo capaces de establecer relaciones entre los distintos conceptos. Asimismo, se pretende que conozcan las convenciones y manejen correctamente las unidades.
- Que los alumnos desarrollen su capacidad para plantear y resolver problemas numéricos en Química, así como para interpretar los resultados obtenidos. Asimismo, que sean capaces de buscar y seleccionar información en el ámbito de la Química.
- Que los alumnos potencien sus habilidades para el razonamiento y la capacidad de pensar así como para el trabajo en equipo. A su vez, que se fomenten en ellos valores y actitudes que deben ser inherentes a la actividad científica profesional.
- Que se sienten en los alumnos bases sólidas para que puedan continuar con éxito el aprendizaje en asignaturas posteriores. Se pretende que profundicen o se inicien en el conocimiento de partes fundamentales de la disciplina, como son la termodinámica y la cinética química, los equilibrios materiales, las disoluciones y los equilibrios iónicos en disolución.

Para superar la asignatura, hay una serie de objetivos mínimos de naturaleza conceptual que es imprescindible que los alumnos alcancen. Estos objetivos mínimos son:

- Conocer el lenguaje de la química y realizar cálculos estequiométricos en reacciones químicas.
- Entender el concepto de función de estado y distinguir si las variables implicadas en los procesos químicos lo son.
- Conocer las leyes de la Termodinámica y saber utilizarlas en la interpretación de fenómenos de naturaleza química.
- Comprender los conceptos de entalpía, entropía y energía libre, justificar su necesidad y saber aplicarlos en casos concretos.
- Relacionar las variaciones de entalpía, entropía y energía libre de una reacción con la constante de equilibrio y el cociente de reacción.
- Conocer las distintas formas de expresar la constante de equilibrio y ser capaz de decidir cuál conviene emplear en cada caso.

- Conocer el principio de Le Châtelier y ser capaz de explicar sus predicciones mediante el análisis del cociente de reacción.
- Identificar y justificar el carácter ácido-base de diversos tipos de sustancias y de mezclas.
- Distinguir entre solubilidad y producto de solubilidad y delimitar qué factores afectan a cada uno y de qué manera.
- Comprender los equilibrios de fases y relacionarlos con magnitudes termodinámicas.
- Entender los conceptos de velocidad de reacción, ley de velocidad, constante de velocidad, orden de reacción, etapa elemental, mecanismo y molecularidad.
- Comprender el concepto de catálisis y recordar sus distintos tipos.
- Comprender las claves del funcionamiento de una celda galvánica y una electrolítica, así como sus aplicaciones prácticas en la corrosión, electrólisis y los recubrimientos electrolíticos.
- Conocer la ecuación de Nernst, comprender su fundamento termodinámico y reconocer su utilidad.

### ***Contenidos mínimos:***

#### BLOQUE I. FUNDAMENTOS Y CONCEPTOS BÁSICOS

Tema 1.- Los fundamentos de la Química: Reacciones químicas, Nomenclatura y Estequiometría.

#### BLOQUE II. ESTRUCTURA ATÓMICA Y ENLACE QUÍMICO

Tema 2.- Estructura atómica.

Tema 3.- Clasificación periódica de los elementos.

Tema 4.- Enlace químico: Enlace iónico y covalente.

Tema 5.- Enlace en sólidos: Enlace iónico y metálico. Aplicación práctica.

#### BLOQUE III.- ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

Tema 6.- Los estados gaseoso, líquido y sólido.

Tema 7.- Diagramas de fases. Aplicación práctica. Metales y metalurgia.

#### BLOQUE IV.- TERMOQUÍMICA Y EQUILIBRIOS QUÍMICOS

Tema 8.- Termodinámica Química.

Tema 9.- Cinética Química.

Tema 10.- Equilibrio Químico.

Tema 11.- Equilibrios redox y electroquímica: Aplicación práctica: La corrosión.

### ***Contenidos temáticos por unidades:***

#### ***Unidad 1:***

**1. Introducción a la materia y medición:** **1.1.** Definición de conceptos (química, materia, propiedad, átomo, molécula). **1.2.** Estados de la materia (sólido, líquido, gas), sustancia pura, elementos, compuestos, mezclas. **1.3.** Propiedades de la materia (físicas y químicas), intensivas y extensivas. Cambio físico y cambio químico. **1.4.** Repaso de unidades de medida SI: longitud, masa, temperatura, masa, densidad. Definición de exactitud y precisión. Análisis dimensional. Problemas numéricos y de aplicación de los conceptos.

**Experimento en laboratorio:** INTRODUCCIÓN AL TRABAJO EN EL LABORATORIO QUÍMICO: Normas de seguridad. Material e instrumentación. Tratamiento de residuos. Pesada y Balanzas. Medida de volúmenes.

#### ***Unidad 2:***

**2. Introducción a la estructura atómica:** **2.1.** Definición de conceptos (átomo y constituyentes protón, neutrón, electrón), carga y masa, números atómicos, números de masa e isótopos. **2.2.** Escala de masa atómica y masa atómica promedio. **2.3.** Introducción a la tabla periódica, breve descripción, organización, periodos, grupos, periodicidad de propiedades. **2.4.** Moléculas y formulas químicas. Fórmulas empírica y molecular. **2.5.** Iones y compuestos iónicos. Problemas de aplicación.

#### ***Unidad 3:***

**3. Nomenclatura de compuestos inorgánicos:** Clasificación y obtención de compuestos inorgánicos comunes. Oxidos metálicos y no metálicos, hidruros metálicos y no metálicos, hidróxidos y oxoácidos. Sales binarias, oxosales y sales hidrogenadas.

#### ***Unidad 4:***

**4. Estequiometría 1:** Ecuaciones químicas, balanceo. Algunos patrones sencillos de reactividad química. Pesos formularios. El número de Avogadro y el mol. Fórmula empírica y molecular. Información cuantitativa a partir de las ecuaciones balanceadas. Reactivos limitantes. Rendimientos teóricos y porcentuales. Problemas de aplicación

**Experimento en laboratorio:** Estequiometría: demostración de algunos tipos de reacciones químicas.

**Unidad 5:**

**5. Estequiometría 2:** Propiedades generales de las disoluciones acuosas: Electrolitos y no electrolitos, electrolitos fuertes y débiles. Reacciones de precipitación, de intercambio, reacciones ácido base, reacciones de neutralización y sales. Reacciones de óxido reducción. Problemas de aplicación.

**Unidad 6:**

**6. Configuración electrónica y tabla periódica:** **6.1.** La naturaleza ondulatoria de la luz: cuantos y fotones. Comportamiento ondulatorio de la materia (Principio de incertidumbre de Heisenberg). **6.2.** Configuraciones electrónicas, reglas de distribución de los electrones. **6.3.** Configuraciones electrónicas y la tabla periódica. **6.4.** Propiedades periódicas. Carga nuclear efectiva. **6.5.** Tamaños de los átomos y de los iones: radio atómico e iónico. **6.6.** Energía de ionización. **6.7.** Afinidades electrónicas. **6.8.** Electronegatividad. Problemas de aplicación.

**Unidad 7:**

**7. Fuerzas intramoleculares e intermoleculares:** **7.1.** Conceptos básicos de los enlaces químicos propiedades. Estructuras de Lewis. Regla del octeto. Excepciones a la regla del octeto. Geometría electrónica y molecular. Teoría de la repulsión de los pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV). Moléculas polares y no polares. Introducción a la teoría del enlace de valencia. Hibridación. **7.2.** El enlace iónico: características y propiedades. **7.3.** El enlace covalente: características, polaridad de enlace y electronegatividad, momentos dipolares. Cómo distinguir los enlaces iónicos de los covalentes. **7.4.** El enlace metálico: características y propiedades. **7.5.** Fuerzas intermoleculares: Fuerzas ion-dipolo, Fuerzas dipolo-dipolo, Fuerzas de dispersión de London, Enlace por puente de hidrógeno Comparación de las fuerzas intermoleculares. Problemas de aplicación.

**Unidad 8:**

**8. Termodinámica:** **8.1.** La naturaleza de la energía: energía cinética y energía potencial. Unidades. **8.2.** Conceptos básicos de la termodinámica. **8.3.** La primera ley de la termodinámica: energía interna, calor y trabajo. Calorimetría. **8.4.** Entalpía. Entalpías de reacción y de formación. **8.5.** Ley de Hess. **8.6.** Procesos espontáneos. **8.7.** Segunda ley de la

termodinámica: Entropía Interpretación molecular de la entropía. Cambios de entropía en las reacciones químicas. **8.8.** Energía libre de Gibbs. Criterios de espontaneidad. **8.9.** Energía libre y la constante de equilibrio. Problemas de aplicación.

**Trabajo de laboratorio:** Calorimetría: Determinar. (a) La capacidad calorífica de un calorímetro. (b) el calor específico de un metal. (c) la entalpía de neutralización de una reacción ácido-base.

### **Unidad 9:**

**9. Estados de agregación de la materia:** **9.1.** Gases. Características. La presión. Ley ideal de los gases. Volúmenes de gases. **9.2.** Líquidos. Propiedades: Viscosidad y Tensión superficial. Presión de vapor, Volatilidad, presión de vapor y temperatura. Presión de vapor y punto de ebullición. **9.3.** Cambios de estado de sustancias puras: Fases y componentes de un sistema. Equilibrios de fases en sistemas de un componente. Diagrama de fases. **9.4.** Cambios de energía que acompañan a los cambios de fase: Curvas de calentamiento y de enfriamiento. Diagramas de fases del H<sub>2</sub>O y el CO<sub>2</sub>. Problemas de aplicación.

### **Unidad 10:**

**10. Sólidos: cristalinos y amorfos, celda unidad:** **10.1.** Enlaces en sólidos: moleculares, covalentes, iónicos y metálicos. **10.2.** Sistema cubico cristalino: características y clasificación. **10.3.** Defectos en las estructuras sólidas. **10.4.** Índices de Miller. **10.5.** Clases de materiales: semiconductores, materiales cerámicos, superconductores, polímeros y plásticos, biomateriales, nanomateriales.

### **Unidad 11:**

**11. Propiedades de las disoluciones:** **11.1.** Soluciones saturadas y solubilidad, factores que afectan la solubilidad: interacciones soluto-disolvente. Efectos de la presión y de la temperatura. **11.2.** Formas de expresar la concentración: unidades físicas y químicas de concentración. % p/p, %p/v; molaridad, molalidad, fracción molar. **11.3.** Conversión de unidades de concentración. **11.4.** Propiedades coligativas: disminución de la presión de vapor, elevación del punto de ebullición y disminución del punto de congelación.

**Trabajo de laboratorio: PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES:** Cálculo de las diferentes unidades de físicas y químicas de concentración. Diluciones y mezclas.

### **Unidad 12:**

**12. Cinética química:** factores que influyen en las velocidades de reacción. **12.1.** Velocidad instantánea. **12.2.** Ley de la velocidad, órdenes de reacción. Unidades de las constantes de velocidad. **12.3.** Uso de las velocidades iniciales para determinar las leyes de velocidad. **12.4.** Cambio de la concentración con el tiempo: Reacciones de primer y segundo orden. Vida media. **12.5.** Temperatura y velocidad. La ecuación de Arrhenius. **12.6.** Catálisis: homogénea y heterogénea. Problemas de aplicación.

**Unidad 13:**

**13. Equilibrio químico:** **13.1.** El concepto de equilibrio. La constante de equilibrio en reacciones homogéneas. Interpretar y trabajar con constantes de equilibrio. Equilibrios heterogéneos. Cálculo de las constantes de equilibrio. Aplicaciones de las constantes de equilibrio. Principio de Le Châtelier: cambios de concentración, volumen, presión y temperatura. Problemas de aplicación.

**Trabajo de laboratorio:** Demostración del equilibrio químico en distintos tipos de reacciones químicas. Determinación de la Constante de equilibrio.

**Unidad 14:**

**14. Electroquímica:** **14.1.** Reacciones de oxidación-reducción: balanceo. **14.2.** Procesos espontáneos: Celdas galvánicas o voltaicas. **14.3.** Fuerza electromotriz de las pilas. (FEM) o voltaje. **14.4.** Potenciales de electrodo en condiciones estándar. **14.5.** FEM en condiciones no estándar: Ecuación de Nernst. **14.6.** Aplicaciones: Baterías, celdas de combustible y Corrosión. **14.7.** Procesos no espontáneos: Celdas Electrolíticas. **14.8.** Aspectos cuantitativos. **14.9.** Aplicaciones. Problemas de aplicación.

**Trabajo de Laboratorio: Celdas Galvánicas y electrolíticas.** Experimentos simples que demuestren el fenómeno de Corrosión: Diferencia entre corrosión química y electroquímica.

**Bibliografía:**

**Bibliografía Obligatoria:**

Libro principal y de consulta de los estudiantes y en base al cual se han preparado las clases teóricas:

- T.L. Brown, H.E. LeMay, B.E. Bursten. C.J. Murphy. Química. La ciencia central (11ª ed.). Pearson. Prentice Hall. México (2012).

***Bibliografía optativa de consulta:***

- R. H. Petrucci, F. G. Herrin, J.D. Madura, C. Bissonnette. Química general. Principios y aplicaciones modernas (10 ed.). Prentice Hall. Pearson. Madrid (2011).
- P. Atkins, L. Jones. Principios de Química. Los caminos del descubrimiento (3ªed.) Ed. Médica Panamericana. Madrid (2006).
- R. Chang. Química(10ªed.). McGraw-Hill. México (2010).
- B. F. Woodfield, S. Haderlie, H. J. McKnight, B. D. Moser. Virtual physical science Concepts in action. Lab Record Sheets and CD-ROM. Network Version. Prentice Hall, Pearson Ed. New Jersey. USA. 2010.
- American Chemical Society Química. Un proyecto de la ACS. Reverté. Barcelona (2005).
- B. F. Woodfield, M.C. Asplund, S. Haderlie. Laboratorio Virtual de Química General. Tercera edición- Prentice Hall, Pearson Ed. Mexico. 2009.
- J.E. McMurray y R.C. Fay Química General (5ª ed.). Pearson Educación. México (2009).
- W.L. Masterton, C.N. Hurley. Química. Principios y reacciones (4ª ed.). Thomson. Madrid (2003).
- J.C. Kotz, P.M. Treichel. Química y reactividad química (5ªed.).Thomson. México (2003).

***Propuesta Pedagógico-Didáctica:***

Las clases se realizarán en 2 sesiones semanales de 4,5 horas cada una y en las que se alternará la realización de explicación de conceptos, seminarios y los trabajos experimentales de laboratorio. Estos constituyen una actividad imprescindible y esencial en cualquier curso de Química; por lo que se pretende que la realización de los mismos contribuya a que el alumno comprenda y afiance los conocimientos estudiados y correlacione las enseñanzas teóricas con las observaciones experimentales, para lo cual se propone una relación de prácticas sencillas y formativas, que son complementarias con el programa teórico en cuanto a contenidos y en su desarrollo en el tiempo. En la UNAJ se dispone de una infraestructura especialmente diseñada para el área de Química del Instituto de Ingeniería y Agronomía, constituida por 2 aulas-laboratorio, cada una con capacidad para 35 puestos de trabajo de enseñanza personalizada donde pueden desarrollarse por completo las actividades teórico-prácticas, y a su vez cada estudiante, guiado por el cuerpo docente, puede llevar a cabo las actividades experimentales

de laboratorio relacionadas a las mismas. Además, se dispone también de 2 pre-laboratorios para realizar toda la preparación de los trabajos que desarrollarán los estudiantes.

### ***Régimen de aprobación:***

Esta materia puede aprobarse mediante el régimen de promoción directa o mediante examen final regular. No se puede aprobar mediante examen libre. Lo anterior implica que el alumno debe cursar la materia y, de cumplir con los requerimientos correspondientes, puede aprobarla por promoción directa. En caso de no cumplir los mencionados, y cumpliendo otros requisitos mínimos, el alumno puede regularizar la materia aprobando primero la cursada, para luego aprobar la materia por examen final, en las fechas dispuestas por el Calendario Académico de la Universidad.

Para el mencionado esquema de aprobación, se debe considerar también lo referido a Correlatividades, de acuerdo a lo dispuesto por el Reglamento Académico vigente, según Resolución (CS) N°43/14.

Tanto para la promoción directa como para la aprobación de la cursada, y dado el carácter integrado de las clases en sus aspectos teóricos, práctico y seminarios de problemas, la asistencia a las clases es de carácter obligatorio. Se permite un máximo de 25 % de inasistencias justificadas. Se permitirá una tolerancia de 10 minutos luego del comienzo del turno. La realización de los experimentos es de carácter individual y cada estudiante será responsable del material de laboratorio que se utilice durante el TP, debiendo dejarlo en las mismas condiciones en que lo encontró. El estudiante llevará de manera obligatoria un cuaderno de registro de actividades de laboratorio y seminarios de problemas, el cual será revisado de manera continua y constituirá un elemento de evaluación de su trabajo durante la cursada. Cada dos semanas se tomará una evaluación de los contenidos dados. Por estas razones la evaluación del aprendizaje de los estudiantes se llevará a cabo de manera continua a lo largo del curso. Concretamente, se propone el siguiente modelo cuantitativo:

1. Asistencia y Participación activa. Total: 10%
2. Actividades y evaluación continua que comprende:
  - a) Evaluaciones a través de parciales de los contenidos después de cada unidad temática.Total: 20%

b) Evaluación de los informes científicos de los experimentos de laboratorio y de los problemas de seminarios. Total: 20%

3. Se tomarán dos exámenes: uno a la mitad de la cursada y el segundo al final de la misma, cada uno con su respectivo recuperatorio. Total: 50%

Para promocionar la asignatura, el alumno debe tener 7 (siete) o más puntos como promedio final de los 3 aspectos anteriores, y una nota igual o mayor a 6 (seis) en cada una de las instancias evaluativas. Si el estudiante obtiene un promedio de entre 4 y 6 se dará por aprobada la cursada pero deberá rendir examen final para aprobar la materia.

El presente régimen de aprobación se ajusta al Reglamento Académico vigente, según Resolución (CS) N°43/14.