

## Programa Regular

### Química General

**Modalidad de la Asignatura:** Teórico-práctica.

**Carga horaria:** 6 hs.

#### **OBJETIVOS:**

##### **a) OBJETIVOS GENERALES.**

- Que los alumnos conozcan los hechos, conceptos y principios esenciales de la Química y sepan utilizarlos adecuadamente en diversas situaciones.
- Lograr que adquieran la terminología básica de la Química y que sepan utilizarla, expresando las ideas con la precisión requerida en el ámbito científico y siendo capaz de establecer relaciones entre los distintos conceptos. Asimismo, se pretende que conozcan las convenciones y manejen correctamente las unidades.
- Sentar 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.
- Desarrollar en los estudiantes su capacidad para plantear y resolver problemas numéricos en Química, así como para interpretar los resultados obtenidos. Conseguir que sean capaces de buscar y seleccionar información en el ámbito de la Química.
- Potenciar sus habilidades para el razonamiento y la capacidad de pensar así como para el trabajo en equipo. Fomentar en ellos valores y actitudes que deben ser inherentes a la actividad científica profesional.

##### **b) OBJETIVOS MÍNIMOS**

Para superar la asignatura, hay una serie de objetivos mínimos de naturaleza conceptual que es imprescindible alcanzar:

- 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 tres 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.

### **c) OBJETIVOS ESPECÍFICOS (DESTREZAS) A ADQUIRIR**

- Calcular las cantidades de materia implicadas en una reacción química, bien en fase gas, con sólidos y/o líquidos o en disolución.
- Obtener la entalpía de reacción mediante distintas estrategias en función de las condiciones en que se lleva a cabo y de los datos disponibles.
- Emplear correctamente el criterio de signos para la transferencia de energía en forma de calor y trabajo.
- Aplicar los criterios de espontaneidad y equilibrio con el fin de interpretar la dirección de los cambios en la naturaleza.
- Calcular las cantidades de las distintas sustancias presentes en un sistema cuando éste alcanza el estado de equilibrio.
- Predecir el desplazamiento de un equilibrio químico cuando se le somete a una modificación de las condiciones.
- Resolver problemas numéricos ácido-base mediante el empleo de las expresiones de las constantes y los balances de materia y carga.
- Obtener la solubilidad de sales iónicas en distintas circunstancias y predecir si la mezcla de dos disoluciones provocará la aparición de un precipitado.
- Ajustar reacciones de oxidación-reducción.
- Utilizar una tabla de potenciales redox para establecer si se producirá o no una reacción entre dos especies.
- Elaborar un esquema de una pila galvánica, indicando toda la información relevante
- Calcular la variación de la fuerza electromotriz de una pila en función del cambio en las concentraciones.
- Extraer información a partir de un diagrama de fases de una sustancia pura.
- Determinar propiedades coligativas de disoluciones no electrolíticas.
- Obtener el orden y la constante de velocidad de reacciones químicas sencillas a partir de datos experimentales.

### **d) COMPETENCIAS TRANSVERSALES A DESARROLLAR:**

Además de los objetivos específicos propios del Grado de Ingeniero señalados con anterioridad, durante el curso se fomentará el desarrollo de una gran cantidad de competencias genéricas, entre las cuales destacamos:

- Potenciar sus habilidades para el razonamiento y la capacidad de pensar. Fomentar en ellos valores y actitudes que deben ser inherentes a la actividad científica profesional.
- Habilidad para argumentar desde criterios racionales.
- Capacidad de construir un texto escrito comprensible y organizado a través de la presentación de los informes escritos de los trabajos experimentales.
- Capacidad para obtener la información adecuada con la que poder afrontar nuevos problemas científicos que se le planteen.
- Habilidad para el empleo adecuado de las tecnologías de la información y la comunicación.
- Capacidad de análisis y de síntesis.
- Sensibilización medioambiental.

Estas competencias serán trabajadas simultáneamente en el laboratorio, dado que la metodología de enseñanza a través de la realización de los experimentos e inmediata contextualización y

posterior aplicación a problemas numéricos permite la interacción con y entre los estudiantes. La concientización de la importancia de los aspectos medioambientales se trabajará a lo largo de todo el curso. Para ello se propondrán ejemplos, ejercicios, cuestiones y trabajos en que los conceptos químicos estudiados en cada tema se aplicarán a problemas relacionados con el respeto del entorno y la necesidad de lograr un desarrollo sostenible.

### **Contenidos:**

#### **Programa General:**

#### **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 y clasificación periódica de los elementos.

Tema 3.- Enlace químico: Enlace iónico, covalente y enlace metálico: Aplicación práctica: Materiales cerámicos y poliméricos

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

Tema 4.- Los estados gaseoso, líquido y sólido.

Tema 5.- Diagramas de fases. Aplicación práctica: Metales y metalurgia

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

Tema 6.- Termodinámica Química.

Tema 7.- Cinética Química.

Tema 8.- Equilibrio Químico y equilibrios ácido-base.

Tema 9.- Equilibrios redox y electroquímica: Aplicación práctica: La corrosión

#### **Unidades temáticas:**

1.- 1.1 Presentación de la asignatura. 1.2. El laboratorio químico: comportamiento, conducta. 1.3 Normas y manual de seguridad en el laboratorio. 1.4 El material de laboratorio. 1.5. Técnicas comunes en la práctica de laboratorio químico.

2.- Introducción a la materia y medición. 2.1 Definición de conceptos (química, materia, propiedad, átomo, molécula). 2.2. Estados de la materia (sólido, líquido, gas), sustancia pura, elementos, compuestos, mezclas. 2.3. propiedades de la materia (físicas y químicas), intensivas y extensivas. 2.4. Cambio físico y cambio químico.

3. Introducción a la estructura atómica: 3.1 Definición de conceptos (átomo y constituyentes protón, neutrón, electrón), carga y masa, números atómicos, números de masa e isótopos. 3.2. Escala de masa atómica y masa atómica promedio. 3.3 Pesos formularios. El número de Avogadro y el mol.

4. Estequiometría: 4.1. Ecuaciones químicas, balanceo. Algunos patrones sencillos de reactividad química. 4.2 Información cuantitativa a partir de las ecuaciones balanceadas. 4.3. Reactivos limitantes. 4.4 Rendimientos teóricos y porcentuales. 4.5. Propiedades generales de las disoluciones acuosas: Electrolitos y no electrolitos, electrolitos fuertes y débiles. 4.6. Reacciones de precipitación, de intercambio, reacciones ácido base, reacciones de neutralización y sales. Reacciones de oxidación-reducción. Problemas de aplicación.

5. Soluciones: Concentración de las Disoluciones: 5.1. Solubilidad y concentración: soluciones diluidas, concentradas, saturadas y sobresaturadas. 5.2. Formas de expresar la concentración: unidades físicas y químicas de concentración. % p/p, %p/v, molaridad, molalidad, fracción molar.

6. Termodinámica: La energía de las reacciones químicas: 6.1. Sistemas químicos. 6.2. Funciones de estado. Procesos. 6.3 Energía, calor y trabajo. 6.4. Primer principio de la Termodinámica. 6.5. La entalpía de las reacciones químicas: Ley de Hess. Entalpía estándar de formación. 6.6. Espontaneidad y Segundo principio de la Termodinámica: Entropía. 6.7 Energía libre de Gibbs. Criterio de espontaneidad y equilibrio.

7. Estructura electrónica de los átomos. 7.1 Naturaleza ondulatoria de la luz: energía cuantizada y fotones. 7.2. Configuración electrónica de los elementos: reglas de distribución de los electrones. 7.3. Configuración electrónica y la tabla periódica.

8. Introducción a la tabla periódica, breve descripción. 8.1. Organización: periodos, grupos. 8.2. Metales y no metales. 8.3 Periodicidad de propiedades. 8.4. Propiedades periódicas: radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad. 8.5. Una introducción al enlace químico: iónico, covalente y metálico. Problemas de aplicación

9. Conceptos básicos de la cinética química: 9.1. Factores que influyen en las velocidades de reacción. 9.2. Velocidad instantánea, ley de la velocidad, orden de reacción. Unidades de las constantes de velocidad. 9.3. Reacciones de primer y segundo orden. Vida media. 6.4. Temperatura y velocidad. La ecuación de Arrhenius; Problemas de aplicación.

10. Equilibrio químico: 10.1.El concepto de equilibrio. 10.2. La constante y el cociente de equilibrio en reacciones homogéneas. 10.3. Equilibrios heterogéneos. 10.4. Interpretar y trabajar con constantes de equilibrio. 10.5. Aplicaciones de las constantes de equilibrio: Principio de Le Châtelier: cambios de concentración volumen, presión y temperatura. 10.6. Equilibrio ácido base: conceptos de ácidos y bases fuertes y débiles. 10.7. La escala de pH y su determinación cuali-cuantitativa. Problemas de aplicación.

11. Electroquímica: 11.1. Procesos espontáneos: Celdas galvánicas o voltaicas. 11.2. Fuerza electromotriz de las pilas. (FEM) o voltaje. 11.3. Potenciales de electrodo en condiciones estándar. 11.4 FEM en condiciones no estándar: Ecuación de Nernst. 11.5. Aplicaciones: Baterías, celdas de combustible y Corrosión. 11.6. Procesos no espontáneos: Celdas Electrolíticas: aspectos cuantitativos y aplicaciones. Problemas de aplicación.

#### **Bibliografía Obligatoria:**

- T.L. Brown, H.E. LeMay, B.E. Bursten. C.J. Murphy. Química. La ciencia central (11ª ed.). Pearson. Prentice Hall. México (2009). La biblioteca de la universidad posee 30 copias

#### **Bibliografía 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 didáctica**

El objeto principal es establecer un modelo de enseñanza-aprendizaje más centrado en los alumnos, promoviendo en éstos un contexto de aprendizaje activo e intentando prepararlos para la adquisición de habilidades de aprendizaje y competencias de utilidad a lo largo de su vida.

Desde este punto de vista, es que el desarrollo de la asignatura se estructura en torno a tres ejes: los experimentos químicos como eje principal y motivador para el planteo de los conceptos y marco teórico de cada tema para finalmente complementar con el planteo de problemas numéricos que consoliden la aplicación de los conceptos.

La realización de los experimentos en el laboratorio se desarrollaran de manera individual, (el diseño del laboratorio lo permite) y contarán con la asesoría de un profesor y una auxiliar docente presente en todo momento. La química es una asignatura de carácter experimental que desarrolla algunas de las competencias más valoradas en Ingeniería como son la capacidad para experimentar, para comunicar, de forma oral o escrita. Es la única forma de lograr un desarrollo de las habilidades manuales como complemento del desarrollo de las habilidades intelectuales. Todas estas competencias, además de las cognitivas propias de la Química, pueden ser trabajadas de forma eficaz en el laboratorio.

El desarrollo de problemas numéricos de aplicación de los conceptos se realizara siguiendo dos estrategias diferentes y dando una participación muy importante al trabajo del estudiante. En unas sesiones se explicarán una serie de problemas-tipo gracias a los cuales aprenda a identificar los elementos esenciales del planteamiento y la resolución de los problemas de este tema. En ellas el protagonismo recaerá básicamente en el docente, quien hará la exposición al grupo entero. En otras sesiones, en cambio, el protagonismo pasará por completo a manos de los estudiantes, quienes se tendrán que enfrentar con problemas análogos y de mayor complejidad.

La capacidad de resolución de problemas es una de la competencias genéricas más valoradas en Ingeniería y, al mismo tiempo, una de las competencias en las que más puede contribuir la Química, por su carácter eminentemente práctico.

Se intentará seguir una estrategia de enseñanza de Química universitaria centrada en los alumnos, en la que el que aprende debe estar “activo” y esto significa esfuerzo en la que la innovación docente que se pretende, supone un “cambio de paradigma”. La innovación docente en el contexto que requiere la enseñanza de la Química a principios del siglo XXI implica no sólo nuevos métodos de formación, con disminución de clases magistrales para dar paso al trabajo del estudiante y métodos docentes más participativos, sino una integración real de las tecnologías de la información y la comunicación en el aprendizaje, nuevos objetivos de formación, y trabajo en equipo, entre otros aspectos.

Las dificultades que se pueden presentar al aplicar estrategias educativas centradas en los alumnos para el aprendizaje de la Química, involucran una mayor necesidad de tiempo tanto para los docentes como para los alumnos , necesidad de nuevos espacios de aprendizaje , mayor esfuerzo organizativo y de coordinación, necesidad de apoyo institucional, falta de preparación en el alumnado que está acostumbrado a asistir pasivamente a clase y orientar su actividad para el aprendizaje casi con exclusividad a la superación de los exámenes, necesidad de formación pedagógica del profesorado, y mayor dificultad en el proceso de evaluación, que no debe depender sólo del examen tradicional. Obviamente, el cambio de metodología implica modificaciones sustanciales de los sistemas de evaluación. No es comprensible cambiar de objetivos y de procedimientos educativos para que sea un examen final la única fase que decida el éxito o fracaso de los alumnos.

### **Régimen de Evaluación:**

Los alumnos que no cumplan con el mínimo de asistencia del 75%,( 6 clases) automáticamente quedaran desafectados de la materia.

La evaluación del aprendizaje de los estudiantes se llevará a cabo de manera continua a lo largo del curso.

Por cada unidad temática, el alumno deberá entregar un informe científico que será elaborado en base a un formato y contenido definido y que estará indicado al final de cada unidad temática de la guía de procedimientos de trabajos prácticos.

Debido a que se trata de un proceso de evaluación continua la manera como iremos evaluando su nivel de aprendizaje es a través del informe científico, el cual deberá ser entregado, sin excepción en una única fecha que será al empezar la siguiente clase después de finalizar cada unidad temática.

Los informes se califican de 0 al 10. Por lo tanto cada alumno tendrá tantas notas como unidades temáticas se desarrollen. El promedio de esta nota se promedia con la nota de los exámenes.

Durante la cursada se tomarán dos exámenes, uno al promediar la mitad de la cursada y el segundo al finalizar la misma. El mismo será en una única fecha para todas las comisiones (ver cronograma). Cada examen tiene la posibilidad de una recuperación.

Teniendo en cuenta que para promocionar la materia se necesita una nota de 7 (siete), los alumnos que en el examen parcial califiquen por debajo de 6 pueden presentarse al examen recuperatorio. Deben tener presente estos alumnos, que se considerará como nota final del parcial la que se obtenga en el recuperatorio. Por ejemplo si un estudiante en el examen obtiene un 5 (cinco) y se presenta al recuperatorio y en el mismo su nota es 4 (cuatro), la nota que le queda para este parcial será de 4.

La nota final, promedio obtenido de los informes y los parciales, para promocionar es 7. Notas de 4 a 6 dan por aprobada la cursada y el estudiante deberá presentarse a un examen final en las fechas que determine la universidad de acuerdo a su cronograma. Notas menores a 4 indican cursada desaprobada.

### **Descripción de trabajos prácticos dentro del proceso áulico**

**A continuación se menciona los experimentos de laboratorio implementados para cada unidad temática:**

1.- Presentación y descripción de las normas y manual de seguridad en el laboratorio. El material de laboratorio: reconocimiento. Técnicas comunes en la práctica de laboratorio químico.

2.- Introducción a la materia y medición: 1) Realización de medidas con distintos materiales de laboratorio. Realización de medidas con distintos materiales de laboratorio. 2. Determinación de la densidad de distintos líquidos. 3. Determinación del Punto de fusión y punto de ebullición del agua y mezcla de agua y sal. 4. Reconocimiento de las propiedades físicas y químicas de dos sólidos metálicos C y D. 5. Realización de algunas reacciones químicas entre distintos reactivos desconocidos

3. Introducción a la estructura atómica: 1) Determinación de la masa media de un objeto en relación a su abundancia en una muestra. 2: Determinación del número de átomos y moléculas de diferentes masas de algunas sustancias como: plomo, zinc, sulfato de cobre, cloruro de potasio, bicarbonato de potasio.

4. Estequiometría: 1) Realización de algunas reacciones químicas y obtención de información cuantitativa a partir de las ecuaciones químicas. 2) Demostración de la conservación de la masa en reacciones químicas. 3) Demostración experimental de cuando una sustancia química es un electrolito y un no electrolito. 4) Determinación del reactivo limitante en una reacción química.

5. Soluciones: 1) Disolución y solubilidad de un compuesto químico en agua: Determinación de la masa se soluto de cloruro de sodio en una solución saturada. 2) Formas de expresar la concentración de una solución: Preparación de una solución y determinación de las diferentes unidades físicas y químicas de concentración. 3) Preparación de una solución de concentración y volumen determinado a partir de un reactivo en estado líquido con una concentración y densidad conocidos. 4) Preparación de Soluciones de concentraciones conocidas y diluciones.

6. Termodinámica: 1) Identificación de distintos tipos de sistemas termodinámicos. 2) Determinación del calor en un equilibrio térmico. 3) Determinación de la constante de un calorímetro. 4) Determinación del calor específico del hierro. 5) Experimento para comprender cualitativamente la primera ley de la termodinámica. 6) Determinación de la Entalpia de neutralización ( $H$ ) de una reacción ácido-base. (HCl con NaOH. 7) Observar el concepto de entropía, espontaneidad y reversibilidad de un proceso.

7. Estructura electrónica de los átomos. 1) : Ensayos a la llama para reconocer la presencia de elementos metálicos y asociarlos con la estructura atómica.

8. Introducción a la tabla periódica y propiedades periódicas. 1) Determinación de propiedades físicas y químicas de metales y no metales. 2) Demostración de la reactividad de metales y no metales con oxígeno. 3) Demostración de la variación de las propiedades periódicas de compuestos de elementos del 3<sup>er</sup> período. 4) Demostración del tipo de enlace químico de diversas sustancias.

9. Conceptos básicos de la cinética química. 1) Determinación cualitativa del efecto de la Concentración sobre la velocidad de reacción. 2) Determinación cualitativa del efecto de la Temperatura sobre la velocidad de reacción. 3) Determinación cualitativa del efecto de la superficie sobre la velocidad de reacción. 4) Determinación cualitativa del efecto del estado de la materia sobre la velocidad de reacción. 5) Determinación cualitativa del efecto del catalizador sobre la velocidad de reacción.

10. Equilibrio químico. 1) Demostración de reacciones químicas reversibles e irreversibles. 2) Demostración cualitativa de perturbaciones de la concentración y la temperatura al equilibrio químico: Aplicación del principio de LE CHÂTELIER. 3) Demostración del Equilibrio químico ácido-base: dicromato – cromato. 4) Medida cualitativa y cuantitativa del pH de diversas sustancias químicas de uso común.

11. Electroquímica. 1) Demostración de reacciones químicas sencillas de oxido reducción (Redox). 2) Montaje de la celda electroquímica Galvánica de Daniell: Medida de la FEM y determinación de la constante de equilibrio. 3) Montaje de una celda de concentración: Determinación de la FEM de una celda de concentración con electrodos de cobre. 4) Montaje de una Celdas Electrolítica y su aplicación a la síntesis electroquímica del Dióxido de plomo ( $\text{PbO}_2$ ). 5) Medida de FEM del acumulador de plomo.