

Programa de Química I

Presentación

Los cursos de Química en el PCU

Los cursos de *Química I, II y III* corresponden a las menciones en Ciencias Exactas y Tecnología del Primer Ciclo Universitario. Con diferentes grados de obligatoriedad, deben ser de utilidad para la formación de los Profesores de Matemática y de Física, de los Licenciados en Ecología Urbana y en Urbanismo y de los Ingenieros Industriales. El propósito general de los mismos es el de presentar a los futuros profesionales un panorama de algunos aspectos básicos de la química, de forma tal que:

i) los Profesores de Física y Matemática puedan desarrollar la docencia en su campo específico con un conocimiento de los fundamentos y tendencias actuales en otras ramas de la ciencia; que puedan también vincular los principios generales de sus campos de especialización con ejemplos de aplicación en áreas tales como procesos de interés tecnológico, industrial, biológico, ambiental.

ii) los Licenciados en Ecología Urbana (LEU) estén en condiciones de decidir, asesorar, formar recursos humanos, formular e implementar estrategias en temas urbanos tales como el uso de los recursos renovables y no renovables, el tratamiento de residuos, la instalación de plantas industriales, el desarrollo de tecnologías alternativas, con una sólida formación básica en los aspectos químicos subyacentes a estos problemas. No se trata de formar químicos ambientalistas, pero sí LEU capaces de interactuar con estos. Un tipo de formación similar, aunque luego será aplicada a situaciones algo diferentes, se pretende dar a los Lic. Urbanismo.

iii) los Ingenieros Industriales puedan encarar el estudio de los procesos industriales y fabriles, de la organización de las plantas industriales, de los materiales y ensayos, de la gestión de calidad, y aún de los escenarios técnico-productivos futuros, conociendo los conceptos de composición, estructura y transformación química inherentes a muchos de ellos.

En este contexto, la enseñanza de la química se ha estructurado en tres cursos: el de *Química I*, que tiene lugar durante el segundo semestre del primer año, el de *Química II*, que se desarrolla durante el primer semestre del segundo año y el de *Química III* (materia optativa, en función de la orientación que el estudiante pretenda darle a su formación), correspondiente al tercer año. El primero apunta fundamentalmente a los aspectos básicos de la Química General (estructura de la materia, reacciones y equilibrios químicos), con algunos elementos de termodinámica elemental y química cinética. El segundo de los cursos implica la aplicación de estos conceptos fundamentales al estudio descriptivo y la racionalización de fenómenos y sistemas tanto de la Química Inorgánica (características esenciales de algunos compuestos químicos de interés y métodos de obtención y procesos industriales significativos) como de la Química Orgánica (grupos funcionales, propiedades, reactividad y obtención de compuestos). El curso de *Química III* contiene tópicos elementales de Química Macromolecular, Química Biológica y Toxicología, presentando además una introducción a la Química Analítica (inorgánica, orgánica y microbiológica) estructurada en torno al análisis de un caso concreto. Quedan excluidas de esta presentación la Bromatología, Fisicoquímica, Operaciones Unitarias y Procesos,

Radioquímica y Química Analítica Instrumental general y aplicada. La condensación de los conceptos de química necesarios para el logro de los propósitos detallados conlleva un esfuerzo por parte de estudiantes (y docentes) para llevar adelante con éxito cursos de esta carga de contenidos.

El Curso de Química I del PCU

Se trata de una materia correspondiente al segundo semestre del primer año del PCU, de 17 semanas de duración, con una carga horaria de 8 horas semanales (136 horas totales). Puede ser cursada por todos los alumnos que hayan aprobado el Taller de Lecto-escritura y Matemática I. La condición de regular en *Química I* es imprescindible para cursar *Química II*.

El cursado de *Química I* se ha estructurado en turnos teórico-prácticos, que incluyen presentación y análisis de conceptos teóricos, aplicación a problemas específicos, experimentos demostrativos y prácticas de laboratorio (7 a lo largo de todo el curso), estas últimas de asistencia obligatoria.

Como se señaló precedentemente, el curso de *Química I* tiene por propósito brindar a los estudiantes una formación inicial en química, básicamente en los *Fundamentos* que les permitan encarar los estudios de sistemas químicos específicos en *Química II* y de metodologías analíticas en *Química III*, y aplicar estos conceptos a materias posteriores del PCU y del SCU. El curso está organizado en dos bloques: Estructura de la Materia (estructura atómica y molecular, estados de la materia) y Cambio Químico y Equilibrio (reacciones químicas, cambios físicos y químicos, cinética y equilibrios simples). En la medida de lo posible, los ejemplos seleccionados para la fijación de conceptos constituyen además en sí mismos problemas de interés en los campos específicos de los futuros profesionales, así como de actualidad en temáticas de interés social.

Objetivos generales

Se espera que al finalizar la materia los alumnos estén en condiciones de:

- Describir con precisión los cambios observados en un experimento, interpretarlos en términos de reacción química y/o de los modelos adecuados.
- Interpretar propiedades moleculares en términos de estructura electrónica.
- Vincular la naturaleza y estructura de los compuestos químicos con sus propiedades físicas y químicas macroscópicas.
- Describir la información contenida en diagramas bidimensionales, utilizarla para la resolución de situaciones específicas.
- Montar aparatos sencillos de laboratorio para operaciones elementales.
- Reconocer el carácter “utilitario” y modificable de un modelo
- Explicar el concepto de *mecanismo de reacción*, y el compromiso entre cinética y termodinámica; asociarlos al *equilibrio químico*.
- Identificar situaciones de interés industrial o ambiental cuyos aspectos problemáticos puedan ser parcialmente encarados con conceptos de composición y equilibrio químico.

UNIDADES DE CONTENIDO

Contenidos Conceptuales:

Composición de sistemas macroscópicos en términos de fases y de componentes microscópicos: átomos y moléculas.
Proporciones entre componentes de sistemas compuestos y de compuestos químicos.
Estructura electrónica de átomos y moléculas en términos de orbitales.
Influencia de la estructura electrónica sobre las características químicas.
Estructura molecular y supramolecular.
Influencia de la estructura electrónica y geométrica sobre las propiedades físicas.
Carácter descriptivo y predictivo de la clasificación periódica de los elementos.
Descripción del enlace covalente por OM y TEV.
Descripción de sistemas con enlace metálico, iónico, de puente hidrógeno.
Interacciones intermoleculares y comportamiento macroscópico.
Propiedades de sistemas con interacciones débiles (gases) y fuertes (fases condensadas).
Cambios físicos y cambios químicos; concepto y representación de reacción química.
Tipos de reacciones químicas.
Reacciones químicas en procesos industriales, biológicos, ambientales, de laboratorio: escala, relevancia, problemáticas características.
Bases termodinámicas de las reacciones químicas: entalpía, entropía, energía libre, criterios de espontaneidad.
Velocidad de las reacciones químicas; dependencia de factores intrínsecos y externos.
Carácter reversible y dinámico del Equilibrio Químico.
Influencia de la presión y la temperatura sobre el equilibrio químico.
Equilibrio ácido-base y su vinculación con sistemas cotidianos, ambientales, biológicos.
Equilibrios de precipitación en diversos contextos.
Aplicaciones analíticas de las reacciones químicas.

Contenidos Procedimentales:

Determinación de proporciones de combinación.
Cálculos de cantidades de sustancia necesarios en diversas situaciones.
Preparación de soluciones de concentraciones predeterminadas.
Interpretación y predicción de comportamientos químicos en función de la estructura electrónica y molecular.
Descripción, análisis y predicción de geometrías moleculares de moléculas pequeñas en base a modelos sencillos (TREPEV).
Análisis de propiedades físicas en base a la naturaleza química y la estructura molecular y supramolecular del sistema en estudio.
Relación entre los estados de la materia y las interacciones presentes.
Purificación de sustancias por combinación de operaciones elementales (disolución, filtración, modificación química, secado).
Determinación experimental de propiedades físicas por combinación de operaciones sencillas.
Identificación de especies químicas en base al desarrollo de una señal visible frente al agregado de reactivos químicos.
Medición de variables fisicoquímicas (volumen, temperatura, masa) c/grado de

precisión dado.

Descripción del cambio químico a través del formalismo de ecuaciones químicas igualadas.

Predicción del sentido espontáneo de reacciones químicas.

Descripción de los cambios macroscópicos observados en reacciones químicas completas o que involucren desplazamiento de equilibrios químicos.

Análisis de la influencia de variables externas sobre el equilibrio.

Análisis de la influencia de variables intrínsecas y externas sobre la velocidad de las reacciones.

Diferenciación entre espontaneidad termodinámica y observabilidad cinética.

Representación gráfica de fenómenos físicos y químicos: variaciones temporales, interdependencia de variables.

Selección de representaciones adecuadas para la descripción que se pretende dar.

Cálculo de concentraciones en equilibrios simples: ácido-base, de precipitación.

Identificación de especies químicas en base al desarrollo de una señal visible frente al agregado de reactivos químicos.

Contenidos Actitudinales:

Interés en la caracterización de productos naturales y/o de aplicación industrial.

Exactitud y precisión en las mediciones.

Valoración del trabajo experimental.

Pulcritud en el trabajo experimental.

Tareas compartidas y repartidas en el trabajo experimental.

Interés en las problemas y desafíos característicos de procesos naturales, tecnológicos, o de interés social.

Reconocimiento del valor de los diagnósticos precisos previos a la elaboración de estrategias.

Los contenidos enunciados se desarrollan a través de los temas detallados en el Programa Analítico, que se adjunta como Anexo.

METODOLOGÍA Y ACTIVIDADES

El curso de *Química I* involucra actividades a ser realizadas en horario de clase y otras a ser realizadas fuera del horario de clase. Las clases se han estructurado en turnos teórico-prácticos, cada uno a cargo de dos docentes. La metodología escogida comprende la realización de las siguientes actividades:

- Presentación de conceptos generales y ejemplos seleccionados por parte de los docentes.
- Análisis de situaciones-problema por los docentes, en horario de clase.
- Análisis y resolución de situaciones-problema (presentadas en guías de problemas) por los alumnos, en forma individual y/o en grupos, dentro y fuera del horario de clases.

- Demostraciones experimentales a cargo de los docentes.
- Discusión con los docentes en forma individual (consultas) o colectiva de los problemas resueltos, en horarios de clase, y en horarios adicionales de consultas.
- Ejecución, por parte de los alumnos, de prácticos de laboratorio (en horarios de clases) en grupos de 2 personas, en base a guías de trabajo y a indicaciones de los docentes.
- Presentación de informes de los prácticos de laboratorio.
- Lectura de bibliografía por parte de los alumnos, en horarios extra-clases, en base a las recomendaciones de los docentes (ver ítem bibliografía).

EVALUACION Y ACREDITACION

Las guías de problemas tienen una doble finalidad: por un lado, constituyen la ejercitación que permite fijar los conceptos analizados en clase, en base al trabajo personal; por otro lado, dan una referencia al estudiante acerca del grado de progreso que está realizando, en la medida en que logra resolver (con las consultas pertinentes) los problemas de cada serie. Las consultas sobre los problemas permitirán a los docentes tener una idea acerca del grado de avance y las dificultades generales registrados por el curso.

El control del grado de progreso individual se efectuará a través de dos exámenes parciales (uno por cada bloque temático) y de los informes de los prácticos de laboratorio. Los informes deberán ser entregados al comienzo de la clase siguiente a aquella en que se realizó el práctico, y podrán ser aprobados, devueltos a los estudiantes para corrección de algunos aspectos de los mismos, o considerados insuficientes; en este último caso, esos alumnos deberán realizar nuevamente el práctico. La asistencia a los prácticos de laboratorio es obligatoria, debiendo recuperarse aquellos trabajos en los cuales el estudiante haya estado ausente. Sólo podrán recuperarse dos trabajos prácticos en fecha a indicar por los docentes.

Para aprobar la materia los estudiantes deberán rendir un examen final, cuya modalidad se exhibe en cartelera. Estarán habilitados para rendir examen final aquellos alumnos que hayan obtenido una nota mínima de 4 en cada uno de los exámenes parciales, y hayan realizado satisfactoriamente los trabajos prácticos de laboratorio y aprobado cada uno de los informes correspondientes. Los parciales no aprobados (nota menor a cuatro) podrán ser recuperados, habiendo un recuperatorio por parcial.

Los estudiantes que no hayan alcanzado la condición de **regular** y deseen optar por rendir un examen **libre**, deberán aprobar las siguientes tres instancias: un examen experimental de laboratorio, un examen práctico de problemas y un examen teórico. La no aprobación de alguna de las tres instancias conducirá a la no aprobación de la materia. Los alumnos que deseen rendir con esta modalidad, deberán comunicarlo a la coordinación de la materia un mínimo de 7 días corridos previos a la fecha de examen, ya que se cada una de las instancias requiere una preparación especial.

BIBLIOGRAFÍA

El programa del curso fue establecido en base a los criterios generales detallados, teniendo en cuenta la posibilidad de contar con un texto único (en lo posible en castellano) acorde al enfoque y desarrollo escogidos, económicamente accesible, con presentación didáctica moderna, y que fuera también de utilidad para una parte sustancial de *Química II*. Existen dos obras de tales características, de las cuales la biblioteca de la UNGS dispone de un número razonable de ejemplares. Se trata de:

Química General

K. Whitten, K. Gailey, R. Davis
Mc Graw Hill

Química la ciencia central

T.H. Brown, H.E. Le Mey, L. Bursten
7º Ed. Prentice Hall

Una tercera obra que cumple una parte de esos requisitos, y de la cual la biblioteca de la UNGS también dispone de un alto número de ejemplares, es: **Química**, de Raymond Chang, 4º, 5º o 6º Edición, Mc Graw Hill

Otros libros que incluyen contenidos similares, con un grado de profundidad y enfoque apropiados, y cuya consulta o utilización puede ser provechosa son:

Moléculas, materia y cambio

P. Atkins y L. Jones
3º Ed. Omega

Química Básica

Miller-Augustine
Harla. México

Química General

Atkins
Omega

Química – Curso universitario

Mahan – Myers
Addison Wesley Interamericana

Química

Bruce H. Mahan
Fondo Educativo Interamericano

ANEXO:
PROGRAMA ANALÍTICO Y CRONOGRAMA PARA QUÍMICA I

Capítulo 1: Elementos y compuestos. (Semana N°1)

- 1.1 Sistemas macroscópicos: sistemas homogéneos y heterogéneos, sustancias y mezclas, propiedades físicas y químicas, intensivas y extensivas. Separación de mezclas
- 1.2 Visión microscópica elementos y compuestos, átomos y moléculas. Estructura atómica: el electrón, el núcleo: protón y neutrón. Relaciones de masa entre los átomos: Número másico (A) y número atómico (Z), masa atómica promedio. Isótopos.
- 1.3 Agrupación periódica de los elementos. Variación de propiedades físicas y químicas en grupos y períodos
- 1.4 Nomenclatura de compuestos inorgánicos: Compuestos iónicos y moleculares.

Capítulo 2: Mediciones y Unidades en Química. (Semana N°2)

- 2.1 Unidades de Medida: masa, temperatura, tiempo, volumen, fuerza, presión, energía, mol.
- 2.2 Incertidumbre en la medición: Precisión y exactitud. Error relativo asociado a una medición y a un proceso. Cifras significativas
- 2.3 Relación entre masa molecular y masa molar: Número de Avogadro. Relaciones molares entre los elementos que forman un compuesto
- 2.4 Moléculas y fórmula química, fórmula empírica y molecular Composición porcentual en masa de los compuestos. Determinación experimental de fórmulas empíricas.
- 2.5 Soluciones: definiciones, soluto, solvente, solución. Expresión de la concentración, cálculos, preparación de soluciones y diluciones.

Capítulo 3: Estructura electrónica de los átomos. (Semana N°2)

- 3.1. Modelo atómico de Bohr. Radiación electromagnética. Espectros de emisión. Aplicaciones
- 3.2. Elementos de mecánica cuántica: naturaleza dual del electrón, principio de incertidumbre de Heisenberg, conceptos de Schrodinger de función de onda y energía, probabilidades.
- 3.3. Aplicaciones a la descripción del átomo de hidrógeno: Orbitales atómicos. Números cuánticos. Número cuántico principal. Número cuántico de momento angular. Número cuántico magnético. Número cuántico de spin electrónico. “Formas” de los orbitales atómicos. Energías de los OA.
- 3.4. Átomos polielectrónicos: Configuración electrónica. Principio de exclusión de Pauli. Regla de Hund. Principio de construcción progresiva.
- 3.5. Configuración electrónica de átomos neutros, cationes y aniones.

Capítulo 4: Relaciones periódicas entre los elementos. (Semana N°3)

- 4.1. Clasificación periódica de los elementos desde el punto de vista de la mecánica cuántica
- 4.2. Variaciones periódicas de las propiedades físicas. Carga nuclear efectiva.
- 4.3. Radio atómico y radio iónico. Energía de ionización y Afinidad electrónica. Definición y tendencias a lo largo de los grupos y períodos de la tabla periódica

Capítulo 5: Enlaces químicos. (Semana N°4 y 5)

- 5.1. Uniones covalentes e iónicas. Fuerza del enlace. Energía de disociación y energía de enlace. Unión metálica. Electronegatividad. Símbolos de Lewis y regla del octeto.
- 5.2. El enlace covalente. Estructuras de Lewis para moléculas diatómicas y poliatómicas. Concepto de resonancia. Carga formal. Excepciones a la regla del octeto: número impar de electrones y octeto expandido.
- 5.3 Polaridad de enlaces y momento dipolar. Geometría molecular. Modelo de Gillespie (TREPEV) Moléculas en las que el átomo central no tiene pares electrónicos libres. Moléculas en las que el átomo central tiene uno o más pares electrónicos libres.
- 5.4 Teoría del enlace de valencia. Fundamentos. Orbitales híbridos sp , sp^2 y sp^3 . Enlaces Sigma y pi
- 5.5 Teoría del orbital molecular (OM). OM de enlace y antienlace. Configuraciones de los OM. Reglas que gobiernan las configuraciones electrónicas moleculares. La molécula de H_2 . Moléculas diatómicas homonucleares.

Capítulo 6: El estado gaseoso. (Semana N°6)

- 6.1. Sustancias que existen en estado gaseoso.
- 6.2. Variables características de estado: presión, volumen, temperatura. Densidad de un gas.
- 6.3. Leyes empíricas: Boyle-Mariotte, Charles-Gay Lussac. Escala de temperaturas absolutas. Ecuación general de estado de los gases ideales. Aplicaciones.
- 6.4. Presiones parciales. Ley de Dalton. Aplicaciones e interpretación.
- 6.5. Interpretación de la ecuación de estado: Teoría cinético molecular de los gases.
- 6.6. Comportamiento de gases reales. Ecuación de Van der Waals.

Capítulo 7: Líquidos y sólidos. (Semanas N° 7)

- 7.1. Fuerzas intermoleculares en sustancias puras y mezclas: Enlace por puente de hidrógeno. Fuerzas dipolo-dipolo y de dispersión. Interacciones ion- dipolo y dipolo-dipolo inducido
- 7.2. Fuerzas intermoleculares y consecuencias sobre el estado de agregación y otras propiedades físicas. Solubilidad y miscibilidad de líquidos y sólidos
- 7.3. El estado líquido. Tensión superficial. Capilaridad. Viscosidad.
- 7.4. El estado sólido. Estructura cristalina. Redes características. Celdas unitarias. Clasificación de Sólidos (iónicos, moleculares, covalentes, metálicos). Sólidos amorfos.
- 7.5. El equilibrio sólido – líquido - vapor. Diagramas de fase.

7.6. Propiedades de las disoluciones acuosas. Propiedades coligativas. Electrolitos y no electrolitos.

Capítulo 8: Reacciones químicas. (Semanas N° 8 y 9)

8.1. Concepto de reacción química. Ecuaciones químicas. Escritura de las ecuaciones químicas. Balanceo de ecuaciones químicas.

8.2. Cantidades de reactivos y productos. Reactivo limitante. Rendimiento de reacción. Relevancia en síntesis.

8.3. Reacciones de precipitación.

8.4. Reacciones ácido base. Definición de ácidos y bases (Arrhenius). Reacciones de neutralización.

8.5. Reacciones de óxido-reducción. Número de oxidación. Balanceo de ecuaciones redox.

Capítulo 9: Termoquímica. (Semana N° 9 y 10)

9.1. Contenido energético y cambios energéticos en reacciones químicas y procesos físicos.

9.2. Calorimetría: Calor específico. Capacidad calorífica. Calorimetría a volumen constante y a presión constante.

9.3. Energía interna, trabajo y calor. Primer principio de la termodinámica. Entalpía: Entalpía standard de formación y reacción.

9.4. Entropía. Segundo principio de la termodinámica. Cambios de entropía del sistema. Cambios de entropía del entorno.

9.5. La tercera ley de la termodinámica y la entropía absoluta.

9.6. Energía libre de Gibbs. Cambios de energía libre. Energía libre y espontaneidad de procesos.

Capítulo 10: Cinética química. (Semana N° 11 y 12)

10.1. Concepto de velocidad de reacción. Definición en función de la estequiometría.

10.2. Leyes de velocidad. Determinación experimental de la ley de velocidad.

10.3. Relación entre concentración de reactivos y velocidad de reacción. Reacciones de primer orden y segundo orden.

10.4. Dependencia de la constante de velocidad respecto de la energía de activación y la temperatura. Ecuación de Arrhenius. Teoría de las colisiones en cinética química.

10.5. Mecanismos de reacción. Leyes de velocidad y etapas elementales.

10.6. Catálisis. Acción y efecto de catalizadores. Catálisis en fase homogénea y heterogénea. Catálisis en procesos biológicos.

Capítulo 11: Equilibrio químico. (Semana N° 13)

11.1. Reacciones “incompletas” y concepto de equilibrio químico. Reacciones directas e inversas, reversibilidad del equilibrio químico y relación con las velocidades directa e inversa.

11.2. Constante de equilibrio, formas de expresión. Equilibrios homogéneos. Equilibrios heterogéneos. Equilibrios múltiples. La forma de K y la ecuación de equilibrio. Magnitud de la constante de equilibrio.

11.3. Predicción de la dirección de una reacción. Relación entre posición de equilibrio y espontaneidad termodinámica. Cálculo de las concentraciones en el equilibrio.

11.4. Factores que afectan el equilibrio. Principio de Le Chatelier. Cambios de concentración, volumen y presión. Cambios de temperatura. Efecto de catalizadores.

Capítulo 12: Equilibrio ácido-base. (Semana N° 14 y 15)

12.1. Ácidos y bases de Brønsted. Par conjugado ácido-base. El ion hidronio. Ácidos y bases de Lewis.

12.2. La autoionización del agua y la escala de pH. Producto iónico del agua. El pH como medida de la acidez.

12.3. Fuerza de ácidos y bases. La estructura molecular y la fuerza de los ácidos. Ácidos binarios. Ácidos ternarios. Ácidos y bases débiles. Constantes de disociación.

12.4. Reacciones ácido-base típicas: ácidos fuertes con bases fuertes, ácidos débiles con bases fuertes, ácidos fuertes con bases débiles, ácidos débiles con bases débiles.

12.5. Titulaciones ácido-base, indicadores, punto final y punto equivalente.

12.6. Reacciones ácido-base de sales: hidrólisis.

12.7. Soluciones buffer, amortiguadoras o reguladoras de pH. La importancia del par ácido-base conjugado en la regulación y en el valor del pH. Cálculo del pH: ecuación de Henderson.

Capítulo 13: Equilibrio de solubilidad. (Semana N° 16)

13.1. Solubilidad y equilibrio. Solubilidad de sólidos iónicos y producto de solubilidad. Predicción de precipitaciones. Cálculos de concentraciones.

13.2. Factores que afectan la solubilidad: Efecto de ion común, efecto salino.

13.3. Equilibrios combinados precipitación/ácido-base.

13.4. Aplicaciones: separación de cationes, ablandamiento de aguas.

PRÁCTICAS DE LABORATORIO:

Se realizarán en el horario de las clases.

- 1) Determinación de la fórmula de un compuesto
- 2) Preparación, propiedades y uso de soluciones
- 3) Determinación del porcentaje de O_2 en aire
- 4) Reacciones químicas
- 5) Velocidad de reacción
- 6) Equilibrio ácido base
- 7) Práctica integradora: Purificación de $CuSO_4$ industrial.

EXPERIMENTOS DEMOSTRATIVOS O SEMIDEMOSTRATIVOS:

Se realizarán en horario de clases, intercalados con las otras actividades áulicas (explicaciones, resoluciones de problemas, actividades). Entre otros, se realizarán:

- Separación de mezclas (arena-azúcar, tintas).
- Colores de sales a la llama.
- Equilibrio químico e influencia de la temperatura.
- Curvas de titulación.

Además, se visualizarán geometrías moleculares con modelos moleculares y programas.

PARCIALES:

1º Parcial: hasta el Capítulo 7 inclusive: Elementos y Compuestos, Mediciones y unidades, Estructura electrónica de los átomos, Relaciones periódicas, Enlaces Químicos, Estados de la materia (Gases, líquidos y sólidos). TP 1,2, y 3. Al final de la 7ª semana de clases.

2º Parcial: desde el capítulo 8 hasta el 13 inclusive: Reacciones químicas, Termoquímica, Cinética, Equilibrio, Equilibrios A/B y de solubilidad. TP 4, 5, 6 y 7. Luego de la 16ª semana de clases.

FINAL:

Leer la modalidad en la cartelera de Química.