

**UNIVERSIDAD DE BUENOS AIRES**  
**CICLO BÁSICO COMÚN**  
**QUÍMICA (05) - CÁTEDRA IDOYAGA**  
**PROGRAMA ANALÍTICO**

**A- CONTENIDOS MÍNIMOS (Resol. UBA N°4426/16)**

**1. Sistemas Materiales**

Características de la materia. Cambios de estado. Clasificación de los sistemas materiales. Sustancias puras y mezclas.

**2. Estructura atómica y clasificación periódica**

Composición atómica. Partículas subatómicas: protones, neutrones y electrones. Número atómico y número másico. Isótopos. Iones: cationes y aniones. Estructura electrónica de los átomos. Modelo de Bohr y modelo orbital. Orbitales atómicos. Niveles y subniveles electrónicos. Configuración electrónica. Configuración electrónica externa. Tabla periódica de los elementos. Clasificación de los elementos. Períodos y grupos. Tendencias periódicas en las propiedades de los átomos: radio atómico, electronegatividad y energía de ionización.

**3. Uniones químicas y nomenclatura**

Uniones químicas. Tipos de unión química: iónica, covalente, metálica. Unión covalente simple, múltiple y coordinada (dativa). Estructuras de Lewis. Características del enlace covalente: longitud, energía y polaridad. Número de oxidación y nomenclatura. Concepto de número de oxidación. Nomenclatura de compuestos inorgánicos binarios, terciarios y cuaternarios.

**4. Fuerzas de atracción entre partículas y propiedades físicas de las sustancias**

Estructura tridimensional. Teoría de repulsión de pares electrónicos de valencia, (TRePEV). Geometría molecular. Polaridad de moléculas. Geometría de iones poliatómicos. Fuerzas de atracción entre partículas. Redes cristalinas. Fuerzas intermoleculares: London, dipolo-dipolo y puente de hidrógeno. Relación entre la estructura y las propiedades de las sustancias. Punto de fusión, punto de ebullición y solubilidad.

**5. Magnitudes atómicas y moleculares**

Magnitudes atómicas y moleculares. Masa atómica, masa molecular, cantidad de materia (mol), masa molar, volumen molar. Constante de Avogadro.

**6. Gases ideales**

Gases ideales. Propiedades de los gases. Nociones de la teoría cinético-molecular. Hipótesis de Avogadro. Ecuación general de estado del gas ideal. Mezcla de gases. Presiones parciales. Fracción molar.

**7. Soluciones**

Soluciones. Solute y solvente. Distintos tipos de soluciones. Formas de expresar la concentración de las soluciones: % m/m, % m/V, % V/V, molaridad, partes por millón. Soluciones acuosas de compuestos iónicos, disociación, electrolitos. Variación de la concentración por dilución. Mezcla de soluciones.

## 8. Reacciones químicas

Reacciones químicas. Concepto de reacción química. Ecuaciones químicas. Distintos tipos de reacciones químicas. Balance de ecuaciones químicas. Reacciones químicas que experimentan cambios en el número de oxidación: balanceo de ecuaciones por método de ión electrón en medio ácido y en medio básico. Cálculos estequiométricos. Reactivo limitante. Pureza de reactivos. Rendimiento de reacción.

## 9. Equilibrio químico y cinética química

Equilibrio químico. Concepto de equilibrio químico. Constante de equilibrio y su significado. Cociente de reacción. Perturbaciones a un sistema en equilibrio. Principio de Le Chatelier. Nociones de Cinética Química. Curva de concentraciones de reactivos y productos en función del tiempo. Expresión genérica de velocidad de reacción

## 10. Ácidos y bases

Ácidos y bases. Concepto de ácido y de base. Teoría de Arrhenius. Teoría de Brønsted y Lowry. Autoionización del agua. Escala de pH. Ácidos y bases fuertes. Equilibrio ácido-base.

## CONTENIDOS MÍNIMOS ADICIONALES PARA LA CARRERA DE ODONTOLOGÍA

## 11. Compuestos orgánicos

Compuestos orgánicos. Hidrocarburos. Alcoholes. Cetonas. Aldehídos. Ácidos carboxílicos. Ésteres. Éteres. Aminas. Amidas. Compuestos halogenados y polifuncionales. Nomenclatura. Isomería plana (estructural) y estereoisomería. Quiralidad.

## **B- UNIDADES TEMÁTICAS**

### **Unidad 1: Naturaleza de la química y sistemas materiales**

Objeto de estudio y método. Experimento. Aplicaciones. Medición. Sistema internacional de medidas. Notación científica y cifras significativas. Error. Exactitud y precisión. Materia. Clasificación de los sistemas materiales. Estados de agregación. Cambios de estado. Propiedades físicas y químicas de la materia. Densidad. Sustancias y mezclas. Composición centesimal.

### **Unidad 2: Estructura atómica**

Teoría atómica. Estructura del átomo. Número atómico. Número de masa. Símbolo químico. Isótopos estables y radiactivos. Descomposición radiactiva. Usos de los radionucleidos. Moléculas e Iones. Tabla periódica. Clasificación de los elementos. Fórmulas químicas.

### **Unidad 3: Relaciones de masa**

Masa atómica. Masa molecular. Número de Avogadro. Cantidad de materia. Masa molar. Composición porcentual de los compuestos. Fórmula Empírica.

### **Unidad 4: Gases**

Presión de un gas. Leyes de los gases. Ecuación del gas ideal. Ley de Dalton de las presiones parciales. Teoría cinética molecular de los gases. Estequiometría de los gases. Gases reales: desviación del comportamiento ideal.

### **Unidad 5: Configuración electrónica y propiedades periódicas**

Teoría cuántica. Modelo de Bohr del átomo de hidrógeno. Naturaleza dual del electrón. Números cuánticos: principal, momento angular, magnético y de spin. Orbitales atómicos. Configuración electrónica. Configuración electrónica externa. Desarrollo de la tabla periódica moderna. Variaciones

periódicas de las propiedades físicas: radio atómico, iónico, carga nuclear efectiva, energía de ionización y afinidad electrónica.

### **Unidad 6: Enlace químico**

Representación de puntos de Lewis. Electronegatividad. Enlace iónico. Energía reticular. Enlace covalente. Longitud, energía y polaridad. Estructuras de Lewis. Resonancia. Geometría molecular. Momento dipolar. Teoría de repulsión entre pares electrónicos de valencia (TRePEV). Polaridad molecular. Hibridación. Interacciones intermoleculares.

### **Unidad 7: Compuestos químicos**

Estados de oxidación. Compuestos inorgánicos binarios, ternarios y cuaternarios sencillos. Nomenclatura. Compuestos orgánicos: hidrocarburos, compuestos halogenados, oxigenados y nitrogenados; compuestos polifuncionales. Nomenclatura. Isomería estructural (constitucional) y estereoisomería. Compuestos de interés biológico: nociones.

### **Unidad 8: Soluciones**

Enfoque molecular del proceso de disolución. Tipo de soluciones. Expresión de la concentración: fracción molar, % m/m, % V/V, % m/V, concentración molar, molalidad, ppm, eq/L. Propiedades coligativas. Coloides. Iones en solución acuosa: electrolitos, disociación. Dilución y mezcla de soluciones.

### **Unidad 9: Reacciones químicas y su estequiometría**

Reacciones químicas. Ecuación Química. Reacciones de precipitación, ácido base y de oxidación reducción. Balanceo de ecuaciones químicas. Balanceo de ecuaciones por el método ion electrón. Cálculos estequiométricos. Reactivo limitante. Rendimiento de reacción. Pureza de reactivos.

### **Unidad 10: Cinética y Equilibrio químico**

Rapidez de reacción. Ley de rapidez. Relación entre la concentración de reactivos y el tiempo. Constantes de rapidez. Energía de activación. Mecanismos de reacción. Catálisis. Concepto de equilibrio. Constante de equilibrio. Cociente de reacción. Ley de acciones de masas. Principio de Le Châtelier.

### **Unidad 11: Ácidos y bases**

Ácidos y bases. Arrhenius. Brønsted y Lowry. Propiedades ácido base del agua. Escala de pH. Ácidos y bases fuertes. Equilibrio ácido-base. Ácidos y bases débiles. Constante de acidez y de basicidad. Ácidos y bases conjugados. Ácidos dipróticos y polipróticos. Propiedades ácido base de las sales. Ácidos y bases de Lewis. Soluciones amortiguadoras. Indicadores ácido base. Efecto ión común.

### **Unidad 12: Compuestos del carbono y biomoléculas**

Compuestos orgánicos. Hidrocarburos alifáticos y aromáticos. Grupos Funcionales. Alcoholes. Cetonas. Aldehídos. Ácidos carboxílicos. Ésteres. Éteres. Aminas. Amidas. Compuestos halogenados y polifuncionales. Isomería plana (estructural) y estereoisomería. Quiralidad. Hidratos de carbono. Lípidos. Ácidos Nucleicos. Aminoácidos. Polímeros naturales.

## **C- DESCRIPCIÓN DE LAS ACTIVIDADES**

La asignatura se desarrolla durante 16 semanas. El estudiante asiste a 2 encuentros semanales presenciales obligatorios de 3 horas (6 horas semanales). Los encuentros corresponden a 9 seminarios teóricos, 18 talleres de resolución de problemas, análisis de casos y trabajo interactivo, 2 trabajos prácticos en laboratorios remotos y 3 instancias de evaluación (2 parciales y 1 recuperatorio). Adicionalmente, la propuesta permite de manera optativa el desarrollo de trabajos asincrónicos a través

del aula virtual, donde se ofrece material bibliográfico complementario, guías de lectura, guías de ejercicios, videos sobre abordajes teóricos y estrategias de resolución de problemas, un foro de discusión e intercambio y autoevaluaciones.

### Cronograma de actividades

1. Semana 1 Encuentro 1- Seminario Unidad 1 y 2
2. Semana 1 Encuentro 2- Taller Unidad 1
3. Semana 2 - Encuentro 1- Taller Unidad 2
4. Semana 2 - Encuentro 2- Seminario Unidad 3 y 4
5. Semana 3 - Encuentro 1- Taller Unidad 3
6. Semana 3 - Encuentro 2- Taller Unidad 4
7. Semana 4 - Encuentro 1- Laboratorio Unidad 4
8. Semana 4 - Encuentro 2- Seminario Unidad 5, 6 y 7
9. Semana 5 - Encuentro 1- Taller Unidad 5 y 7
10. Semana 5 - Encuentro 2- Taller Unidad 6 y 7
11. Semana 6 - Encuentro 1- Seminario Unidad 8
12. Semana 6 - Encuentro 2- Taller Unidad 8
13. Semana 7 - Encuentro 1- Taller Unidad 8
14. Semana 7 - Encuentro 2- Primer Parcial Unidad 1 a 8
15. Semana 8 - Encuentro 1- Seminario Unidad 9 (parte 1)
16. Semana 8 - Encuentro 2- Taller Unidad 9 (parte 1)
17. Semana 9 - Encuentro 1- Taller Unidad 9 (parte 1)
18. Semana 9 - Encuentro 2- Seminario Unidad 9 (parte 2: redox)
19. Semana 10 - Encuentro 1- Taller Unidad 9 (parte 2: redox)
20. Semana 10 - Encuentro 2- Taller Unidad 9 (parte 2: redox)
21. Semana 11 - Encuentro 1- Seminario Unidad 10
22. Semana 11 - Encuentro 2- Taller Unidad 10
23. Semana 12 - Encuentro 1- Taller Unidad 10
24. Semana 12 - Encuentro 2- Seminario Unidad 11
25. Semana 13 - Encuentro 1- Taller Unidad 11
26. Semana 13 - Encuentro 2- Taller Unidad 11
27. Semana 14 - Encuentro 1- Laboratorio Unidad 11
28. Semana 14 - Encuentro 2- Seminario Unidad 12
29. Semana 15 - Encuentro 1- Taller Unidad 12
30. Semana 15 - Encuentro 2- Taller Unidad 12
31. Semana 16 - Encuentro 1- Segundo parcial
32. Semana 16 - Encuentro 2- Recuperatorio

### Trabajos prácticos

Trabajo práctico 1 (Laboratorio): **Leyes de los Gases:** Observación e interpretación sobre la manipulación de variables en el comportamiento de los gases.

Actividad Experimental 1: observación de la variación de presión a partir del cambio de volumen a temperatura y cantidad de sustancia constantes. Laboratorio Remoto Ley de Boyle.

Actividad experimental 2: efectos del cambio de temperatura sobre la presión a volumen constante. Laboratorio Remoto Ley de Gay Lussac.

Trabajo Practico 2 (Laboratorio): **Valoración Ácido Base :** observar e interpretar el significado cambio de color de un indicador ácido base cuando se valora un acido debil y un acido fuerte.

Actividad Experimental 3: valoración colorimétrica de tres muestras incógnitas de ácido acético

(ácido débil) con dos titulantes de hidróxido de sodio.

Actividad experimental 4: valoración colorimétrica de tres muestras de ácido clorhídrico (ácido fuerte) con 2 titulantes de hidróxido de sodio .

#### **D- CARGA HORARIA:**

Carga horaria total: 96 hs

Carga horaria de seminarios teóricos: 27 hs

Carga horaria de talleres prácticos y laboratorios: 60 hs

Carga horaria de evaluaciones: 9hs

#### **E- Modalidad de evaluación y requisitos de aprobación y promoción (identificar si se trata de modalidad a distancia o presencial y su localización)**

Según la normativa del Ciclo Básico Común (CBC) de la Universidad de Buenos Aires para regularizar la asignatura será necesario asistir al 75% de los talleres teórico-prácticos obligatorios y aprobar 2 (dos) exámenes presenciales escritos en los que se evaluará la totalidad de los contenidos impartidos (teóricos y prácticos). Para regularizar la asignatura los estudiantes deberán aprobar cada uno de ellos con al menos 4 (cuatro) y acceder a la instancia de examen final. En el caso de promediar 7 (siete) o más puntos entre ambos exámenes, la asignatura quedará aprobada por promoción directa. En el caso de desaprobado un examen y tener otro aprobado, pero no promediar entre 4 puntos y 7 puntos, tendrán la posibilidad de rendir el examen desaprobado en una instancia de recuperación y acceder a la instancia de examen final, excluyéndose la posibilidad de promoción.

#### **Bibliografía**

- Química, Raymond Chang y Ken Goldsby. 2013. 11° edición.
- Principios de Química, Peter Atkins y Loretta Jones. 2012. 5° edición.
- Química: La Ciencia Central, Brown y otros. 2014. 12° edición.
- Temas de Química General, Angelini y otros. 2013.
- Química General, Petrucci y otros 2011. 10° edición.
- Química Curso Universitario, Bruce Mahan y Rollie Myers. 1995. 4° edición.
- Aprendiendo Química Orgánica, Fernández Cirelli y otros. 2020.