

## QUÍMICA

### Departamento de Geofísica y Astronomía

<b>Carrera:</b>	<b>Licenciatura en Geofísica</b>
<b>Área:</b>	<b>Química</b>
<b>Ubicación curricular:</b>	<b>1º año</b>
<b>Despliegue:</b>	<b>Primer y segundo cuatrimestre</b>
<b>Carga horario semanal:</b>	<b>8 hs</b>
<b>Correlativas para rendir:</b>	<b>ninguna</b>

### Programa de examen – Segundo Cuatrimestre - 2016:

#### **UNIDAD 1: Estructura Atómica. Distribución Electrónica y Distribución Periódica**

DISTRIBUCION ELECTRONICA: Átomo de Bohr: postulados. Aportes e inconvenientes de dicho modelo. Principio de dualidad onda-partícula. Principio de incertidumbre de Heisenberg. Modelo mecano cuántico. Números cuánticos. Principios de construcción: principio de exclusión de Pauli, regla de Hund, principio de Aufbau. Regla de las diagonales. Distribuciones electrónicas. Penetración y apantallamiento. Configuraciones electrónicas y tabla periódica. Z efectivo.

DISTRIBUCIÓN PERIÓDICA Ley periódica. Grupo y período. Zonificación de la tabla: por subniveles y por niveles energéticos. Análisis de regularidades y discrepancias por grupo y por período. Concepto y variación por grupo y por período de las Propiedades periódicas: Radio atómico, Radio iónico, Energía de ionización. Afinidad electrónica. Electronegatividad.

#### **UNIDAD 2: Enlaces Químicos y Química del Carbono**

ENLACE QUÍMICO: Enlace interatómico: Regla del octeto. Enlace iónico. Estructura y propiedades de los compuestos iónicos. Enlace covalente: normales y dativos; polares y apolares. Enlaces múltiples. Propiedades de los compuestos covalentes. Estructura de Lewis de compuestos iónicos y covalentes. Sólidos macromoleculares. Números de oxidación. Geometría molecular (TRPECV). Momento dipolar. Polaridad de las moléculas. Teorías del enlace covalente: TEV y TOM. Enlace metálico. Propiedades de los metales. Enlaces intermoleculares. Fuerzas de Van der Waals. Puente de hidrógeno. Fuerzas de dispersión.

QUÍMICA DEL CARBONO: Hibridación: caso del Carbono y otros elementos. Interpretación y representación de los enlaces del carbono por TEV y TOM. Enlaces según el grado de superposición: Enlace sigma y pi. Clasificación de compuestos orgánicos. Nomenclatura: Alifáticos. Parafinas. Cicloparafinas. Olefinas. Aromáticos: Benceno.

#### **UNIDAD 3: Estado Gaseoso. Estado Líquido. Sistemas Dispersos**

ESTADO LÍQUIDO: Características. Evaporación. Presión de vapor. Puntos de ebullición. Viscosidad. Tensión superficial. Capilaridad. Diagramas de fase.

SISTEMAS DISPERSOS: Concepto y clasificación de soluciones. Soluciones acuosas. Solubilidad y su variación con la temperatura. Electrolitos fuertes y débiles. Distintas unidades de expresión de la Concentración de soluciones, Ejercicios. Aplicación a estequiometría ponderal y volumétrica. Propiedades coligativas: Disminución de la presión de vapor: Ley de Raoult. Aumento del punto de ebullición y disminución del punto de congelamiento: Ley de Blagden. Influencia de las características de los solutos: factor de Van't Hoff. Presión osmótica.

ESTADO GASEOSO: Estados de agregación. Mezclas. Sistemas materiales. Teoría cinética molecular de los gases. Presión de un gas. Leyes de los gases: Ley de Boyle, Ley de Charles - Gay Lussac. Escala absoluta de temperatura. Ecuación general de los gases ideales. Ecuación general de cambio de estado. Mezcla de gases: Ley de Dalton de las presiones parciales. Difusión de gases: Ley de Graham. La atmósfera: Su zonificación y composición. Contaminación. Reacciones químicas y Ecuaciones químicas. Significado cuali y cuantitativo. Estequiometría ponderal y volumétrica

#### **UNIDAD 4: Núcleo Atómico**

Concepto. Estabilidad nuclear. Radiactividad natural e inducida. Radiación alfa, beta y gama. Tipos de reacciones nucleares. Equilibrio de ecuaciones nucleares. Series radiactivas. Energía asociada a las reacciones nucleares. Energía de enlace por nucleon: Fusión y fisión nuclear. Efecto de la radiación sobre la materia viva. Aplicaciones civiles de las reacciones nucleares.

#### **UNIDAD 5: Cinética Química y Equilibrio Químico**

CINÉTICA QUÍMICA: Velocidad de reacción. Teoría de las colisiones. Choque efectivo y no efectivo. Energía de activación. Energética de las reacciones químicas: reacciones exotérmicas y endotérmicas. Factores que afectan la

velocidad de reacción. Ecuaciones de velocidad de reacción. Orden de reacción. Ecuaciones integradas de velocidad de reacción: reacciones de orden cero, primer orden y segundo orden. Cinética de las reacciones nucleares. Datación. Tiempo de semireacción (semidesintegración).

**EQUILIBRIO QUÍMICO:** Conceptos de equilibrio dinámico. Constante de equilibrio: Ley de acción de masas. Significado del valor numérico de  $K_e$ . Factores que afectan el equilibrio. Equilibrio entre gases: relación entre  $K_c$ ,  $K_p$ . Cociente de reacción: predicción del sentido del desplazamiento del equilibrio. Cálculos de las concentraciones de equilibrio en distintos casos. Principio de Le Chatelier. Desplazamiento del equilibrio por la variación de la concentración, la presión o el volumen. La temperatura en reacciones exotérmicas y endotérmicas. Relación entre  $\Delta G$  y la constante de equilibrio. Equilibrios de solubilidad. Producto de solubilidad. Aplicaciones.

**EQUILIBRIO FÍSICO:** Cambios de estado. Curvas de enfriamiento de sustancias puras y de soluciones. Diagramas binarios: de fases P-T de un componente. Regla de las fases de Gibbs. Diagramas T-composición de dos componentes. Miscibilidad total en estado sólido y en estado líquido. Miscibilidad total en estado líquido e inmiscibilidad en estado sólido. Miscibilidad total en estado líquido y miscibilidad parcial en estado sólido. Interpretación de los diagramas. Enfriamientos: cantidad y composición de cada fase. Regla de la palanca inversa. Relación entre diagramas de fase - microestructura

### **UNIDAD 6: Reacciones Ácido-Base**

Comparación de las distintas teorías de ácidos y bases: Teoría de Arrhenius, Bronsted-Lowry y Lewis. Fuerza relativa de ácidos y bases:  $K_a$  y  $K_b$ . Par ácido-base conjugado.  $K_w$ . Definición de pH. pOH,  $pK_a$ ,  $pK_b$ ,  $pK_w$ . Escala convencional de pH y pOH, Cálculo de pH de disoluciones de ácidos y bases fuertes y débiles. Espontaneidad de las reacciones ácido-base: constante de protólisis. Indicadores ácido-base. Hidrólisis y pH de soluciones salinas. Estructura molecular y carácter ácido-base. Soluciones amortiguadoras. Neutralización. Estequiometría

### **UNIDAD 7: Reacciones Redox**

Oxidación. Reducción. Agente Oxidante y Reductor. Par red-ox. Pilas. Potencial normal de reducción. Fem de la pila. Ajuste de ecuaciones red-ox. Espontaneidad de las reacciones red-ox. Ecuación de Nernst. Procesos electroquímicos. Pila seca y acumulador de plomo. Estequiometría.

### **UNIDAD 8: Elementos Fundamentales: Hidrógeno y Oxígeno. El Agua. Regularidades Periódicas**

Hidrógeno y Oxígeno: Estado natural e isótopos. Propiedades físicas y químicas. Fundamentos de la obtención industrial. Compuestos principales de los respectivos elementos.

Agua: Propiedades físicas y químicas. Agua potable. Agua dura: Dureza temporal y permanente. Agua pesada. Obtención.

REGULARIDADES PERIÓDICAS: METALES Y NO METALES

METALES: Metales alcalinos y alcalino-térreos. Estado natural y propiedades. Los metales en los sistemas biológicos. Compuestos importantes. Potasio. Calcio. Aluminio. Obtención. Afinamiento. Metales de transición: propiedades, compuestos y usos. Hierro. Estado natural. Fundición y acero. Oro y plata. Estaño y plomo: abundancia, usos y compuestos. Su influencia en sistemas biológicos.

NO METALES: No metales en los sistemas Biológicos. Carbono. Estado natural, compuestos y usos. Silicio. Estado natural, compuestos y usos. Nitrógeno y fósforo. Obtención en el laboratorio y en la industria. Propiedades, abundancia y usos. Compuestos: Amoníaco, ácido nítrico, agua regia, Usos. Arsénico. Halógenos: Propiedades del grupo. Abundancia, usos y compuestos. Haluros del hidrógeno, propiedades. Boro. Propiedades, compuestos y usos.

#### Distribución por bolillas

Bolillas	Unidades
B-1	U-1 y U-5
B-2	U-2 y U-6
B-3	U-3 y U-7
B-4	U-4 y U-8

#### Bibliografía

- 1) Química. Chang. Editorial Mc Graw-Hill
- 2) Química. La Ciencia Central. Theodore Brown. Editorial Prentice -Hall Hispanoamericana S.A. Novena Edición
- 3) Química General: Enlace Químico y Estructura de la materia. Vol I y II. Petrucci, R., Harwood, W. y Herring, F. 8ª Edición. Editorial Prentice Haal. 2003

Programa de examen de Química - 2016

- 4) Principios de Química. Atkins- Jones. Editorial Panamericana. 2006. 3ª Edición
- 5) Química General Moderna. Babor Ibarz. Editorial Marín.
- 6) Química. Curso Universitario. Mahan Mayers. Editorial Addison Wesley. Iberoamericana. 1990.
- 7) Química. Ritter
- 8) Química. Sienko Plane. Editorial Aguilar. 1979
- 9) Apuntes de clases

.....  
Ing. María Rosa Belbruno  
Prof. Titular Química General y Química