

1964

74

Año: 1964-  
1964

## QUIMICA GENERAL E INORGANICA I

### PROGRAMA

#### Nociones fundamentales

La noción de sustancia y las leyes empíricas fundamentales. Sistemas homogéneos, heterogéneos e inhomogéneos. Criterio de igualdad de sistemas homogéneos. Noción de estado.

Los métodos de fraccionamiento. Soluciones y compuestos definidos. Diferencias esenciales. Cuerpos simples. Elementos. Definición experimental de cuerpo simple. Ley de conservación de la masa; su alcance. Ley de las proporciones constantes. Relación con la noción de compuesto definido. Ley de las proporciones múltiples y simples (Dalton). Generalización. Leyes de las combinaciones en volumen (Gay-Lussac).

Teoría atómico-molecular clásica. Antecedentes. Hipótesis de Dalton. Relación con las leyes empíricas; dificultades. Hipótesis de Avogadro. Noción de molécula; alcance. Definición de masa molecular relativa o peso molecular. Definición de molécula gramo. Definición de masa atómica relativa o peso atómico. Unidad de masa atómica. Definición de átomo gramo.

Tablas internacionales. Isótopos.

Fórmulas químicas. Deducción. Interpretación. Definición de fórmula gramo.

Ecuaciones químicas. Su establecimiento. Determinación de los coeficientes. Cálculo de los coeficientes.

Los elementos químicos. Características esenciales de los metales, no metales y gases nobles. Óxidos y oxácidos de los no metales. Nomenclatura. Noción empírica de valencia. Óxidos e hidróxidos de los metales. Nomenclatura.

Familias naturales. Introducción a la clasificación periódica. Periodos. Grupos principales y secundarios. Características principales de los elementos de cada grupo. La clasificación periódica y la valencia. La clasificación periódica y el carácter metálico. Analogías horizontales en los grupos secundarios.

#### I. Evolución de la teoría atómica.

Experiencias de Faraday.

Rayos Catódicos.

El electrón.

Rayos positivos.

Experiencias de Milliken.

Estructura del átomo. Experiencias de Rutherford.

El núcleo atómico. El número atómico. Espectros atómicos.

Niveles de energía de los electrones en los átomos.

La clasificación periódica.

Unión química: los cuatro tipos fundamentales. Electrovalente, covalente metálica y de Van der Waals.

#### II. Gases. Propiedades fundamentales. Leyes de los gases ideales. Nociones sobre la teoría de los gases ideales. Hipótesis fundamentales.

Cálculo de la presión. Temperatura y energía cinética.

Gases reales. Comportamiento empírico.

Ecuación de Van der Waals. Discusión.

Licuefacción de los gases. Isotermas de Andrews. Diagrama de equilibrio del agua


Dr. J. F. POSSIDON ALBINATI

DIRECTORA DEL INSTITUTO DE  
QUIMICA INORGANICA ANALITICA  
Y QUIMICA FISICA

DEPARTAMENTO DE QUIMICA INORGANICA  
ANALITICA Y QUIMICA FISICA  
FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS  
Y NATURALES  
CIUDAD UNIVERSITARIA PAB. N.º 23  
BUENOS AIRES - ARGENTINA

2 -

- III. Líquidos. Propiedades fundamentales. Tensión de vapor saturado. Viscosidad.  
Sólidos. Anisotropía. Estructura cristalina. Celda unidad. Tipos de unión en sólidos.
- IV. Termoquímica. Definiciones fundamentales. Principio de conservación de la energía. Calor de reacción a volumen constante y a presión constante.  
Definición de entalpía. Leyes de Lavoissier y de Hess. Ecuaciones termoquímicas. Calores de formación, neutralización, combustión y disolución. Variación del calor de reacción con la temperatura. Ley de Kirchoff.
- V. Equilibrio de fase. Diagramas. Reglas de las fases. Soluciones de gases en líquidos. Ley de Henry. Soluciones de líquidos en líquidos. Sistemas ideales y ley de Raoult. Soluciones no ideales de líquidos miscibles. Destilación. Líquidos totalmente miscibles. Equilibrio sólido líquido. Sistemas condensados. Análisis térmico.
- VI. Soluciones diluidas de sólidos en líquidos. Presión de vapor. Ley de Raoult.  
Punto de congelación y punto de ebullición. Crioscopía y ebulloscopía. Leyes de Pfeffer y de Van't Hoff. Determinación de pesos moleculares. Propiedades coligativas. Anomalías de los electrolitos. Factor de van't Hoff. Interpretación.
- VII. Equilibrio químico. Ley de acción de masas. Aplicaciones a sistemas homogéneos. Constante de equilibrio en función de concentraciones y presiones parciales. Equilibrio en sistemas heterogéneos. Desplazamiento del equilibrio con la presión y la temperatura.  
Principio de Le Chatellier.
- VIII. Las leyes de la electrólisis y su significado. Conductividad eléctrica de soluciones de electrolitos. Medición. Conductividad específica y equivalente. Resultados experimentales. Leyes de Kohlrausch. Teoría de la conductividad de los electrolitos débiles. Determinación del grado de ionización. Comparación de los resultados con los obtenidos por otros métodos. Electrolitos fuertes (nociones).
- IX. Equilibrio químico en soluciones de electrolitos. Equilibrio de ionización. Soluciones ideales y no ideales. Equilibrio de solubilidad. Producto de solubilidad. Efecto de ión común.  
Equilibrios simultáneos.  
Ácidos y bases. Constante de ionización.  
Producto iónico del agua. pH. Neutralización. Indicadores. Hidrólisis. Soluciones buffer.
- X. Reacciones de oxi-reducción. Balance de estas reacciones. Fuerza electromotriz de pilas. Definiciones fundamentales. Medición. Electrodo y pilas reversibles. Energía libre y f. e. m. Ecuación de Nernst. Potenciales normales de oxidación. Potenciales de descomposición. Determinación experimental de pH. Electrodo de hidrógeno.
- XI. Cinética química. Definiciones fundamentales. Clasificación de las reacciones por su orden. Leyes fundamentales. Variación de la velocidad de reacción con la temperatura. Energía de activación. Catálisis.
- NOTA: Las "nociones fundamentales" que encabezan el programa fueron vistas en el curso de ingreso, y no serán repetidas en este curso por lo que los alumnos deberán conocerlas de antemano, y podrán formar parte del examen final. Empero se hará una revisión de ellas en las clases de problemas

  
Dra. J. P. POSSIDONI de ALBINATI  
DIRECTORA DEL DPTO. DE  
QUIMICA INORGANICA ANALITICA  
Y QUIMICA FISICA