

# OLIMPIADAS LOCALES

**Fecha prueba:** 22 marzo.

**Estructura de la prueba:**

- 3 PROBLEMAS.
- 35 CUESTIONES DE RESPUESTA MÚLTIPLE (5 posibles respuestas en cada cuestión).

**Contenidos:**

## **1. La T.A.M. y cálculos estequiométricos.**

- 1.1. Leyes de combinación química: leyes ponderales y volumétricas.
- 1.2. Leyes de los gases.
- 1.3. Determinación de masas atómicas y moleculares.
- 1.4. Relación entre masa, mol y nº de átomos, moléculas e iones presentes en una cantidad de sustancia.
- 1.5. Mezclas y disoluciones. Expresión de la concentración de una disolución: Porcentaje en peso y volumen, molaridad y fracción molar.
- 1.6. Determinación de fórmulas empíricas y moleculares.
- 1.7. Ajuste de reacciones.
- 1.8. Cálculos estequiométricos. Rendimiento de una reacción.
- 1.9. Formulación y nomenclatura.

## **2. Estructura atómica de la materia y Sistema periódico.**

- 2.1. Evolución de las teorías atómicas: de Dalton a Schöridenger.
- 2.2. La luz y los espectros atómicos.
- 2.3. El modelo de Bohr.
- 2.4. El modelo mecanocuántico
  - 2.4.1.1. Hipótesis de De Broglie y Principio de Heisemberg.
  - 2.4.1.2. Ecuación de ondas de Schrödinger.
  - 2.4.1.3. Significado de la función de onda y números cuánticos.
  - 2.4.1.4. Orbitales hidrogenoides.
  - 2.4.1.5. Spin del electrón.
- 2.5. Átomos polielectrónicos. Configuraciones electrónicas. Principio de construcción. Principio de Pauli y Regla de Hund. Excepciones y configuraciones de iones.
- 2.6. El Sistema Periódico. Periodos, grupos y bloques.
- 2.7. Propiedades periódicas. Carga nuclear efectiva y su variación en el SP.
  - 2.7.1. Radios atómicos y radios iónicos. Variación periódica.
  - 2.7.2. Energía de ionización y su variación en el S.P.
  - 2.7.3. Electronegatividad y su variación en el S.P.

## **3. El enlace químico.**

- 3.1 El enlace covalente.
  - 3.1.1. Estructuras de Lewis.
  - 3.1.2. Geometría molecular: Modelo RPECV (VSPR) y de la hibridación de orbitales..

- 3.1.3. Polaridad de las moléculas.
- 3.1.4. Teoría de orbitales moleculares.
- 3.2. Las sustancias moleculares.
  - 3.2.1. Características generales. Fuerzas intermoleculares.
  - 3.2.2. Fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno.
  - 3.2.3. Propiedades de las sustancias moleculares.
- 3.3. Sólidos con redes covalentes. Estructura y propiedades.
- 3.4. Sólidos iónicos.
  - 3.4.1. Características generales del enlace iónico.
  - 3.4.2. Estructuras iónicas.
  - 3.4.3. Energía reticular. Ciclo del Born-Haber.
  - 3.4.4. Propiedades de los sólidos iónicos.
- 3.5. Sólidos metálicos.
  - 3.5.1. Propiedades generales de los metales.
  - 3.5.2. Estructura de los sólidos metálicos.
  - 3.5.3. El enlace en los metales: teorías de bandas.
  - 3.5.3. Conductividad eléctrica: conductores, semiconductores y aislantes

#### **4. Energía de las reacciones químicas y espontaneidad.**

- 4.1. Energía, calor y trabajo. Primer principio de la termodinámica.
- 4.2. Concepto de entalpía. Determinación de la entalpía de una reacción.
  - 4.2.1 Ley de Hess.
  - 4.2.2 Cálculo a partir de las entalpías estándar de formación.
  - 4.2.3 Cálculo a partir de las energías o entalpías de enlace.
  - 4.2.4 Procesos endotérmicos y exotérmicos
- 4.3. Variación de la entalpía de reacción con la temperatura.
- 4.4. Espontaneidad de un proceso químico. 2º principio.
- 4.5. Concepto y cálculos de entropía.
- 4.6. Energía libre y espontaneidad.

#### **5. Cinética química.**

- 5.1 Concepto de velocidad de reacción.
- 5.2. Ecuaciones cinéticas. Orden de reacción.
- 5.3. Factores de los que depende v. Catalizadores
- 5.4. Dependencia de v con las concentraciones. Ecuación de velocidad.
- 5.5. Ecuaciones integradas de cinéticas sencillas (orden 0, 1 y 2).
- 5.6. Influencia de la temperatura sobre v. Ecuación de Arrhenius.
- 5.7. Mecanismo de reacción y molecularidad

#### **6. Equilibrio químico.**

- 6.1. Ley de equilibrio químico. Expresión de la constante de equilibrio aplicado a sistemas homogéneos y heterogéneos.
- 6.2. Significado del valor numérico de una constante de equilibrio.
- 6.3. Predicción del sentido de una reacción. El cociente de reacción Q.
- 6.4. Relación entre las constantes de equilibrio.
- 6.5. Modificación de las condiciones de equilibrio. Principio de Le Chatelier.
- 6.6. Cálculo de constantes de equilibrio y composición de equilibrio.
- 6.7. Relación entre la variación de energía libre estándar y la constante de equilibrio. Su dependencia con la temperatura.

#### **7. Equilibrios de disolución-precipitación.**

- 7.1. Disoluciones de sales en agua. Concepto de solubilidad.
- 7.2. Equilibrios de disolución precipitación. Interpretación de la Kps y del P.I.

- 7.2.1. Determinación de la composición de los iones presentes en el equilibrio
- 7.3. Efecto de un cambio en las condiciones de equilibrio.

## **8. Reacciones de transferencia de protones . Equilibrios ácido-base**

- 8.1. Definición de Arrhenius y de Brønsted-Lowry, sus limitaciones y aplicaciones. Fuerza de los ácidos y las bases.
- 8.2. Autoionización del agua. Interpretación del significado del pH.
- 8.3. Cálculo de pH de disoluciones de:
  - 8.3.1. Ácidos y bases fuertes y débiles.
  - 8.3.2. Ácidos polipróticos.
  - 8.3.3. Mezclas de ácidos y bases.
- 8.4. Estudio del proceso de disolución de sales en agua. La hidrólisis. Determinación del pH.
- 8.5. Disoluciones amortiguadoras. Cálculo del pH.
- 8.6. Valoraciones ácido-base. Indicadores.

## **9 . Introducción a la química del carbono.**

- 8.1. Formulación y nomenclatura de los compuestos orgánicos: Hidrocarburos, alcoholes, aldehídos, cetonas, ácidos, éteres, ésteres, aminas, amidas y nitrilos.
- 8.2. Isomería.