

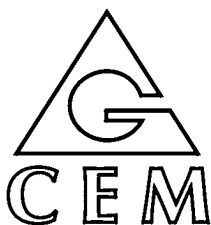


ASIGNATURA : QUÍMICA

(Selectividad)- MODALIDAD EXTRANJEROS CONVALIDABLES

PROGRAMA

1. Conceptos Elementales: Objeto de la Química. Elementos y compuestos. Mezclas. Enunciados de las leyes ponderales. Composición centesimal. Conceptos de mol, masa atómica, masa molecular y equivalente. Gases ideales: ley general. Disoluciones. Tipos y unidades de concentración y sus relaciones. Reacciones químicas. Cálculos estequiométricos.
2. Naturaleza de la materia: naturaleza eléctrica de la materia, evidencias experimentales. Partículas constituyentes del átomo: protón, neutrón y electrón. Modelos atómicos clásicos. Números cuánticos. Espectros atómicos. Modelo mecano-cuántico: aspectos descriptivos del concepto de función de onda. Enunciado del principio de incertidumbre. Concepto de orbital y de probabilidad. Orbitales atómicos s y p. Configuraciones electrónicas de átomos y de iones. Principios de Pauli y de Hund. Sistema periódico. Propiedades periódicas: tamaño, potencial de ionización y electroafinidad. Electronegatividad.
3. Enlace químico: enlace iónico. Aspectos cualitativos de la formación de redes iónicas: condicionamientos de tamaño y neutralidad electrostática. Energía reticular. Propiedades de los sólidos iónicos. Enlace covalente: compartición de pares de electrones. Covalencia. Enlace covalente coordinado. Polaridad de los enlaces heteronucleares: momento dipolar. Enlaces sencillos y múltiples. Geometrías de moléculas covalentes: lineales, angulares, piramidal-trianguulares y tetraédricas. Hibridación de orbitales atómicos. Concepto de orbital molecular. Compuestos moleculares y sólidos covalentes: propiedades. Fuerzas intermoleculares: enlace de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals. Enlace metálico. Aspectos cualitativos de la teoría de bandas: conductores, semiconductores y aislantes. Otras propiedades de los sólidos metálicos.
4. Conceptos termodinámicos: primer principio de la termodinámica: energía interna y entalpía. Ley de Hess: entalpías de reacción, entalpías de formación y combustión. Segundo principio de la termodinámica: entropía. Energía libre: espontaneidad de las reacciones. Equilibrio químico. Constantes de equilibrio: K_p y K_c . Factores que afectan al equilibrio. Principio de Le Chatelier. Aspectos cinéticos de la reacción química. Energía de activación, velocidad de reacción. Factores que influyen en la velocidad de reacción. Catálisis. Aspecto dinámico del equilibrio químico: ley de acción de masas.
5. Conceptos de ácido y base en disolución acuosa: Arrhenius y Brønsted-Lowry. Fuerza relativa de ácidos y bases. Constante de disociación. Concepto de pH. Hidrólisis. Disoluciones reguladoras. Reacciones de neutralización. Volumetrías



ácido-base. Indicadores. Definición de ácidos y bases de Lewis.

6. Conceptos de oxidación y reducción: pares redox. Número (o estado) de oxidación. Ajuste de ecuaciones redox por el método del ión-electrón. Procesos electroquímicos: pilas galvánicas y cubas electrolíticas. Potenciales normales de electrodo. Escala de potenciales de reducción y su aplicación. Espontaneidad de un proceso redox. Ecuación de Nernst. Electrolisis. Leyes de Faraday.

7. Solubilidad: factores determinantes. Producto de solubilidad. Relaciones entre solubilidad y producto de solubilidad. Efecto del ion común.

8. Propiedades de los elementos de los grupos principales (representativos, s y p) relacionadas con su configuración electrónica: estados de oxidación, capacidad para formar enlaces sencillos y múltiples, carácter redox, carácter ácido-base. Elementos más electronegativos: hidrógeno, halógenos, oxígeno, azufre y nitrógeno. Formas moleculares de los elementos: naturaleza del enlace, estructura y reactividad.

9. Hidruros, óxidos y oxoácidos: tipos de hidruros, agua, amoníaco, haluros de hidrógeno: estructuras moleculares y propiedades. Tipos de óxidos: SO_2 , SO_3 , NO y NO_2 : estructuras moleculares y propiedades. Oxoácidos: ácido nítrico y ácido sulfúrico. Interés industrial y comportamiento químico.

10. Características de los enlaces que forma el carbono: tipos de cadenas orgánicas. Grupos funcionales. Serie homóloga. Isomería: constitucional y estereoisomería.

11. Reacciones orgánicas: tipos de reacciones orgánicas y efectos electrónicos. Tipos de reactivos (electrófilos y nucleófilos). Reacciones de sustitución: radicales libres (hidrocarburos saturados), sustitución nucleófila (haluros de alquilo, alcoholes, aminas), sustitución electrófila (hidrocarburos aromáticos). Reacciones de adición: adición electrófila (alquenos, alquinos), adición nucleófila (grupo carbonilo: aldehídos, cetonas, ácidos y sus derivados). Reacciones de eliminación: deshidratación de alcoholes, deshidrohalogenación de haluros de alquilo. Reacciones redox de funciones orgánicas oxigenadas.

Modelo de Examen

Ejemplo 1

ATENCIÓN:

- Este ejercicio consta de cinco preguntas, distribuidas en dos partes. Deberá responder en total a tres preguntas, una de la primera parte (puntuación máxima 4 puntos) y dos de la segunda (puntuación máxima 3 puntos por pregunta).
- Aquellas preguntas que en su enunciado se pida la justificación de la respuesta y no se hagan se puntuaran con el 25% de su valor.
- Sólo se autoriza el uso de calculadoras no programables



PRIMERA PARTE

1. Se disuelven en 500 gramos de agua, 100 litros de HCl (g) medidos a 25°C y 789 mm de Hg de presión. La disolución tiene una densidad de 1,085 g/mL. Calcular su concentración en tanto por ciento en masa y su molaridad.

Datos : Masas atómicas: H = 1,0 ; Cl = 35,5 ; O = 16,0

2. Una disolución reguladora se preparó mezclando 200 mL de NH₃ 0,6 M y 300 mL de NH₄Cl 0,3 M. Calcular :

a) ¿Cuál será su pH?

b) ¿Cuál será el pH después de la adición de 0,02 moles de H⁺?

Datos: K_{NH₄⁺} = 1,8 x 10⁻⁵

SEGUNDA PARTE

1. El producto de solubilidad del PbSO₄ es 2 x 10⁻¹⁰. Hallar la concentración de sulfato que puede existir en una disolución que contiene 1 mg de catión plumboso por litro.

Dato: Masa atómica del Pb = 207,2

2. Dados los elementos de números atómicos 8 y 28, sitúelos en la tabla periódica (es decir, indíquese su grupo y su periodo) en función de su configuración electrónica, pero sin consultar la tabla periódica. Indíquese, asimismo, algunas de sus propiedades.

3. En medio ácido, el clorato potásico reacciona con cloruro de hierro (II) para dar cloruro de hierro (III) y cloruro potásico.

a) Formular y ajustar la reacción por el método del ión-electrón.

b) Indicar qué especie actúa como oxidante y cuál como reductor.

Ejemplo 2

PRIMERA PARTE

1. Conociendo el producto de solubilidad del hidróxido de zinc, 2,2 x 10⁻¹⁷, calcúlese:

a) La solubilidad en gramos/litro del mencionado hidróxido.

b) El pH de una disolución saturada del mismo.

Datos: Masas atómicas: Zn = 65,4 ; O = 16,0 ; H = 1,0

2. El análisis de un compuesto orgánico proporcionó la siguiente composición centesimal: carbono 40,0%; hidrógeno 6,7% y oxígeno 53,3 % . Sabiendo que su masa molecular experimental es 182,0, determinar la fórmula molecular de este compuesto.

Datos: Masas atómicas : C = 12,0 ; H = 1,0 ; O = 16,0

SEGUNDA PARTE

1. Dados los siguientes compuestos: H₂ ; NH₃ ; Zn ; KClO₃ y H₂O. Indicar

a) ¿En qué tipo de compuestos los clasificaría : covalente, iónico, metálico?

b) Estado de agregación, de cada uno de ellos, previsible a temperatura ordinaria.



2. Dadas las siguientes cantidades de materia en condiciones normales de presión y temperatura, señalar la que tenga mayor número de átomos.

- a) 0,5 moles de CO_2 b) 0,1 moles de NO_2
c) 14,0 gramos de ozono d) 16,0 gramos de Cl_2

Datos: $N_A = 6,022 \times 10^{23}$

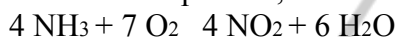
Masas atómicas: C = 12,0 ; O = 16,0 ; H = 1,0 ; N = 14,0 ; Cl = 35,5

3. Para la pila $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn} = 0,14 \text{ V}$ y $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = 0,44 \text{ V}$, indique cuál es el ánodo y cuál es el cátodo, así como las reacciones que ocurren en los electrodos y la reacción iónica total.

Ejemplo 1

PRIMERA PARTE

1. Cuando se introducen 12 moles de amoníaco y 448 g de oxígeno a 1000 K y 1 atmósfera de presión, se alcanza el equilibrio con un 80% de rendimiento según:



Calcular las presiones parciales de cada gas en el equilibrio.

Datos: Masas atómicas: O = 16,0 ; N = 14,0 ; H = 1,0

2.- Calcular la entalpía estándar de la reacción:

metano (g) + cloro (g) \rightarrow cloroformo (l) + cloruro de hidrógeno (g)

sabiendo que los valores de las entalpías estándar de formación del cloruro de hidrógeno, metano y cloroformo o triclorometano son: -22,06 kcal/mol ; -17,88 kcal/mol y -32,14 kcal/mol respectivamente.

SEGUNDA PARTE

1. Calcular el pH de una disolución 0,1 M de cianuro potásico sabiendo que la constante de ionización del ácido cianhídrico es $5,7 \times 10^{-10}$.

2. Formular :

- a) El ácido butanoico y un isómero de esqueleto o cadena, indicando su nombre.
b) Todos los isómeros del 2-butanol , indicando su nombre y tipo de isomería que presentan.

3. Calcular la molaridad y normalidad del ácido sulfúrico de densidad 1,83 g/mL y 93,64 de riqueza en peso.

Datos: Masas atómicas: S = 32,0 ; O = 16,0 ; H = 1,0