

Pruebas de acceso a la universidad para mayores de 25 años.

Programa de las materias de examen

QUÍMICA

1. Conceptos generales:

1.1 Formulación inorgánica (Se formularán los ácidos y sales en nomenclatura tradicional).

1.2 Formulación orgánica (hidrocarburos, derivados halogenados, alcoholes, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, éteres, aminas, amidas, nitrilos, benceno y derivados).

1.3 Masa atómica. Masa molecular. Mol. Equivalente químico.

1.4 Estequiometría de las reacciones químicas.

1.5 Estado gaseoso: Ley general de los gases perfectos. Presiones parciales de los gases. Ley de Dalton.

1.6 Disoluciones: Formas de expresar la concentración: %, M, N, m, X.

1.7 Problemas

- Mol y número de moléculas.
- Ley general de los gases y presiones parciales.
- Preparación de disoluciones a partir de productos comerciales.
- Estequiometría (combustión, carbonatos con ácidos, metales con ácidos)
- Reactivo limitante. Impurezas de reactivos. Rendimiento.

2. Estructura de la materia

2.1 Modelo atómico de Bohr y sus limitaciones.

2.2 Introducción a la mecánica cuántica moderna. Hipótesis de De Broglie. Principio de Heisenberg. Números cuánticos

2.3 Concepto de orbital. Orbitales atómicos (s,p).

2.4 Configuraciones electrónicas. Principio de Pauli y regla de Hund.

2.5 Descripción sistema periódico actual. Variación de las propiedades de los elementos químicos: radio atómico, energía ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

2.6 Concepto de enlace químico y su relación con la estabilidad de los átomos enlazados.

2.7 Enlace iónico. Concepto de energía de red. Ciclo de Born-Haber. Propiedades de las sustancias iónicas.

2.8 Enlace covalente. Estructuras de Lewis: H₂, Cl₂, HF, N₂.

2.9 Teoría de enlace de valencia. Hibridación de orbitales atómicos (sp, sp², sp³): moléculas de metano, amoníaco, agua, eteno y etino. Enlaces σ y π . Polaridad de enlaces y polaridad molecular.

2.10 Fuerzas intermoleculares: Puentes de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals. Propiedades de las sustancias covalentes.

2.11 Enlace metálico. Propiedades de los metales.

2.12 Problemas

- Configuraciones electrónicas de los átomos: su relación con la posición que ocupan los átomos en el sistema periódico y con los electrones de valencia de cada átomo.
- Comparar las propiedades periódicas de diferentes elementos químicos según su posición en el S.P.

3. Reacciones químicas: Fundamentos

3.1 Energía de enlace.

3.2 Entalpía de reacción. Ley de Hess.

3.3 Concepto de entropía.

3.4 Energía libre y espontaneidad de las reacciones químicas.

3.5 Velocidad de reacción.

- Teorías de las Colisiones y del Estado de Transición
- Choque eficaz y Energía de activación.
- Factores que influyen en la velocidad de la reacción.
- Catalizadores y su funcionamiento

3.6 Equilibrio químico.

- Constante de equilibrio. Formas de expresar la constante de equilibrio: K_c y K_p .
- Factores que modifican el estado de equilibrio: Principio de Le Chatelier.
- Obtención industrial del Amoniaco.

3.7 Problemas

- Ley de Hess.
- Cálculo de entalpía de reacción.
- Cálculo de entalpías de reacción a partir de las entalpías de enlace en procesos sencillos, tales como hidrogenación de alquenos o reacciones de formación de agua o de amoniaco.
- Cálculos estequiométricos con entalpías de reacción. Cálculo de ΔG .
- Equilibrios homogéneos en fase gas. Ejemplos prácticos del Principio de Le Chatelier.

4. Reacciones de transferencia de protones

4.1 Concepto de ácido, base y neutralización según la teoría de Brønsted Lowry

4.2 Equilibrio iónico del agua. Concepto de pH

4.3 Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación. K_a y K_b .

4.4 Estudio cualitativo de la hidrólisis de sales. Tipos de hidrólisis.

4.5 Volumetrías ácido-base. Punto de equivalencia. Indicadores ácido-base.

4.6 Problemas

- Cálculo de pH de disoluciones de ácidos y bases fuertes y débiles
- Valoración ácido-base. Elección del indicador.

5. Reacciones de transferencia de electrones

- 5.1 Concepto de oxidación y reducción. Sustancias oxidantes y reductoras.
- 5.2 Ajuste de reacciones red-ox por el método ión electrón.
- 5.3 Potencial normal. Electrodo de hidrógeno. Escala de potenciales.
- 5.4 Espontaneidad de los procesos red ox.· Pila galvánica. Funcionamiento y cálculo del potencial normal. Estudio de la cuba electrolítica. Leyes de Faraday.
- 5.5 Problemas·
 - Estequiometría de reacciones red-ox.
 - Manejo de la escala de potenciales.
 - Cálculo de potenciales normales de pilas.
 - Aplicaciones de la electrólisis.

6. Química del carbono

- 6.1 Formulación y nomenclatura orgánicas (hidrocarburos, derivados halogenados, alcoholes, aldehídos, acetonas, ácidos, ésteres, éteres, aminas, amidas, nitrilos, benceno y derivados).
- 6.2 Reactividad de los compuestos orgánicos: Ejemplos de:
 - Ácidos y bases orgánicos: ácido acético y trietilamina.
 - Oxidación y reducción: etanol-etanal-ácido acético.
 - Reacciones de sustitución: formación de alcoholes a partir de haluros de alquilo y formación de ésteres a partir de ácidos y alcoholes.· Reacciones de eliminación: formación de alquenos por deshidratación de alcoholes.
 - Reacciones de adición: formación de alcanos por hidrogenación de alquenos y formación de haluros de alquilo por reacción de alquenos con haluros de hidrógeno.
- 6.3 Polímeros de origen artificial. Ejemplos significativos: polietileno, poliestireno, nylon y dracón.

Bibliografía:

En general los libros de texto de Química de Bachillerato LOGSE de contenidos similares a:

- 1.- J. Morcillo, M. Fernández, V. Carrión. Química. Editorial Anaya, Madrid, 2001.
- 2.- T. García Pozo y J. R. García Serna. Química. Editorial Edebe, Barcelona, 1999.
- 3.- M. A. Pérez, E. Pastor, M. J. Ortiz. Química. Editorial Santillana, Madrid, 2003.

Estructura del examen y criterios de puntuación:

- 1.- Se presentarán dos opciones A y B, cada una con cinco preguntas, para que los estudiantes seleccionen y contesten únicamente una de las opciones. Dos o tres de las cinco preguntas serán problemas y el resto cuestiones.
- 2.- Cada pregunta se valorará hasta un máximo de dos puntos.
- 3.- Se valorará la concreción de las respuestas, la capacidad de síntesis, la claridad y la coherencia de la exposición y la presentación del ejercicio. Se estimará la inclusión de diagramas, esquemas, dibujos, etc.
- 4.- Se valorará el correcto dominio de la nomenclatura y unidades químicas.

5.- Se valorará que los resultados de los distintos ejercicios sean obtenidos paso a paso y debidamente razonados, pudiéndose utilizar calculadora que no sea programable.