

PROGRAMA DE QUÍMICA

(Prueba de Acceso a la Universidad)

La asignatura se ajustará al programa oficial (Decreto 115/2008, de 6 de junio, por el que se establece el currículo de Bachillerato en Extremadura- DOE, nº 117, de 18 de junio de 2008-).

En la programación que se adjunta, adaptada al Decreto citado, se recogen, con fines aclaratorios, el **contenido mínimo de los temas que se reseñan**:

II. ESTRUCTURA ATÓMICA Y CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

1. Bases experimentales: Hipótesis de Planck. Espectros atómicos
2. Modelos atómicos clásicos: Modelo de Rutherford. Modelo de Bohr.
3. Concepto de orbital atómico. Introducción de los números cuánticos y su significado
4. Hipótesis de Broglie y Principio de Incertidumbre de Heisemberg
5. Configuraciones electrónicas: Principio de exclusión de Pauli. Principio de mínima energía. Principio de máxima multiplicidad o regla de Hund.
6. Sistema Periódico. Relación entre la posición de un elemento y su configuración
7. Propiedades periódicas y su variación en el Sistema Periódico. Radio atómico y radio iónico. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Electronegatividad

III. ENLACE QUÍMICO Y PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

1. Concepto de enlace químico. Clasificación de los enlaces químicos
2. **Enlace covalente**. Formación. Elementos entre los que se establece. Valencia covalente
 - a. Estructuras de Lewis.
 - b. Enlace covalente coordinado
 - c. Teoría del enlace de valencia
 - d. Teoría de la hibridación de orbitales atómicos
 - e. Concepto de polaridad de enlace
 - f. Geometría de las moléculas (TRPECV)
 - g. Propiedades de las sustancias covalentes
3. **Enlace iónico**. Formación. Elementos entre los que se establece. Valencia iónica
 - a. Estudio energético en la formación de un enlace iónico: Energía reticular. Ciclo de Born-Haber
 - b. Propiedades de los compuestos iónicos
4. **Enlace metálico**. Estudio cualitativo (modelo del gas electrónico)
 - a. Propiedades de las sustancias metálicas

5. **Fuerzas intermoleculares** (puentes de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals)
 - a. Propiedades de las sustancias moleculares
6. **Repaso de formulación y nomenclatura inorgánicas**

IV. LA MATERIA. CÁLCULOS EN REACCIONES QUÍMICAS

Revisión de algunos conceptos para los problemas

1. Disoluciones: formas de expresar las concentraciones
2. Gases: sus leyes
3. Concepto de mol. Volumen molar y número de Avogadro.
4. Estequiometría

V. TRANSFORMACIONES ENERGÉTICAS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

1. Conceptos previos de termodinámica: sistema, estado y magnitudes termodinámicas
2. Primer principio de la termodinámica. Concepto de energía interna
3. Transferencia de calor a presión constante. Concepto de entalpía
4. Entalpías de formación y de combustión
5. Propiedad aditiva de las entalpías de reacción: Ley de Hess. Diagramas entálpicos
6. Entalpías de enlace
7. Espontaneidad de las reacciones químicas. Concepto de entropía
8. Concepto de energía libre de Gibbs
9. Variación de la energía libre de Gibbs como criterio de espontaneidad de los procesos químicos. Influencia de la temperatura

VI. EQUILIBRIO QUÍMICO

1. Reacciones reversibles e irreversibles
2. Sistemas homogéneos y heterogéneos
3. Naturaleza del equilibrio químico. Equilibrio dinámico
4. Ley del equilibrio químico. Constantes de equilibrio: K_c y K_p
5. Relación entre las constantes de equilibrio
6. Factores que modifican el equilibrio químico. Principio de Le Chatelier.
7. Concepto de solubilidad. Precipitación. Constante del producto de solubilidad. Efecto del ión común.

VII. ÁCIDOS Y BASES

1. Teoría de Arrhenius. Sus limitaciones
2. Teoría de Brønsted-Lowry: Pares conjugados.
3. Fuerza relativa de ácidos y bases. Clasificación

4. Constante de equilibrio, K_i .
5. Grado de ionización o disociación.
6. Sustancias anfóteras.
7. Equilibrio de ionización del agua. Producto iónico del agua.
8. Concepto de pH. Cálculo de pH
9. Indicadores ácido-base. Volumetrías ácidos fuertes-bases fuertes
10. Estudio cualitativo de acidez o basicidad de las disoluciones de sales en agua.
11. Estudio de la importancia actual del ácido nítrico, ácido sulfúrico y amoníaco (Trabajo en el aula).

VIII. INTRODUCCIÓN A LA ELECTROQUÍMICA

1. Concepto restringido de oxidación-reducción
2. Concepto electrónico de oxidación-reducción. Número de oxidación. Oxidantes y reductores. Pares redox
3. Ajuste de ecuaciones de oxidación-reducción por el método del ión electrón (medio ácido)
4. Procesos electroquímicos: pilas galvánicas
5. Potencial de electrodo. Electrodo de referencia. Escala de potenciales normales de reducción de algunos electrodos
6. Potencial normal de una pila
7. Predicción de reacciones redox
8. Electrólisis. Leyes de Faraday
9. Estudio de alguna aplicación de un proceso redox: las baterías y la corrosión y protección de metales. Importancia industrial y económica (Trabajo en el aula).

IX. QUÍMICA DEL CARBONO

1. Formulación y nomenclatura de los principales grupos funcionales: hidrocarburos, derivados halogenados, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres y aminas.

NOTA: Sólo un grupo funcional, aunque este puede repetirse en la cadena. En ella pueden darse una o varias insaturaciones.

2. Hibridación del carbono. Enlaces sigma y pi.
3. Las cadenas carbonadas
4. Concepto de isomería. Isomería plana
5. Reacciones orgánicas de oxidación, reducción, sustitución, adición y eliminación aplicadas a las obtenciones y propiedades de alcoholes, ácidos orgánicos y ésteres
6. Introducción a polímeros y reacciones de polimerización (Trabajo en el aula).

PROBLEMAS

1. Preparación de disoluciones y cálculo de sus concentraciones (M, N, m, X, g/L, % peso y % volumen).
2. Ejercicios de gases y sus leyes
3. Ejercicios sobre átomos, moléculas y moles.
4. Cálculos estequiométricos en las reacciones químicas
5. Termoquímica. Ejercicios relacionados con: el primer principio de la termodinámica, entalpías, ley de Hess, entropía y energía libre de Gibbs.
6. Equilibrio químico. Concentraciones en el equilibrio. Cálculo de las constantes K_c y K_p para sustancias gaseosas y en disolución. Relación entre las constantes de equilibrio.
7. Equilibrio heterogéneo. Reacciones de precipitación. Relación entre la solubilidad y la constante del producto de solubilidad. Efecto del ión común.
8. Equilibrio ácido-base. Ácidos y bases fuertes. Constantes de ionización de ácidos y bases débiles en agua. Grado de ionización. Cálculo del pH. Reacciones de neutralización. Volumetrías ácido-base.
9. Reacciones redox. Ajuste de ecuaciones por el método del ión electrón (medio ácido).
10. Sustancias oxidantes y reductoras. Reacciones químicas redox.
11. Pilas. Reacciones en los electrodos y en las pilas. Cálculo de la f.e.m. normal de una pila.
12. Leyes de Faraday.
13. Fórmulas empíricas y moleculares de compuestos orgánicos preferentemente. Isomería. Reacciones orgánicas de oxidación, reducción, sustitución, adición y eliminación aplicadas a las obtenciones y propiedades de alcoholes, ácidos orgánicos y ésteres

PRÁCTICAS

1. Conocimiento del material
2. Preparación de disoluciones
3. Volumetría ácido-base