



UNIVERSIDAD COMPLUTENSE DE MADRID
PRUEBAS DE ACCESO A LOS ESTUDIOS UNIVERSITARIOS PARA
ALUMNOS DE BACHILLERATO LOGSE

AÑO 2002

MATERIA: QUÍMICA

Modelos

de

Examen

INSTRUCCIONES GENERALES Y VALORACIÓN

TIEMPO: 1 hora y media.

INSTRUCCIONES: La prueba consta de dos partes. En la **primera parte** se propone un conjunto de cinco cuestiones para que el alumno resuelva tres. La **segunda parte** consiste en dos bloques de problemas A y B. Cada uno de ellos consta de dos problemas; el alumno podrá optar por uno de los bloques y resolver los dos problemas planteados en él sin que pueda elegir un problema de cada bloque.

PUNTUACIÓN: Cada cuestión o problema puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

Cuestión 1.- Teniendo en cuenta la estructura y el tipo de enlace, justifique:

- el cloruro de sodio tiene un punto de fusión mayor que el bromuro de sodio
- el carbono (diamante) es un sólido muy duro
- el nitrógeno molecular presenta una gran estabilidad química
- el amoníaco es una sustancia polar.

Puntuación máxima por apartado: 0,5

Cuestión 2.- En un recipiente cerrado tiene lugar la reacción $\frac{1}{2}H_2(g) + \frac{1}{2}F_2(g) \leftrightarrow HF(g)$ con un ΔH° de $-270,9 \text{ k}\cdot\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$, justifique qué le ocurrirá al equilibrio si se efectúan las modificaciones siguientes:

- se añade un mol de F_2 permaneciendo constantes la temperatura y el volumen del recipiente
- se disminuye el volumen del recipiente
- se introduce un mol de helio sin variar la temperatura ni el volumen del recipiente
- se eleva la temperatura, manteniendo la presión constante.

Puntuación mañana por apartado: 0,5

Cuestión 3.- Considere la reacción redox: $Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + Fe^{3+} + H_2O$

- ¿Qué especie es el oxidante y a qué se reduce? ¿Pierde o gana electrones?
- ¿Qué especie es el reductor y a qué se oxida? ¿Pierde o gana electrones?
- Ajuste por el método del ión-electrón la reacción molecular entre $FeSO_4$ y $K_2Cr_2O_7$ en presencia de ácido sulfúrico, para dar $Fe_2(SO_4)_3$ y $Cr_2(SO_4)_3$, entre otras sustancias.

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5; b) 0,5 y c) 1

Cuestión 4.- Escriba el nombre de los compuestos que se indican a continuación:

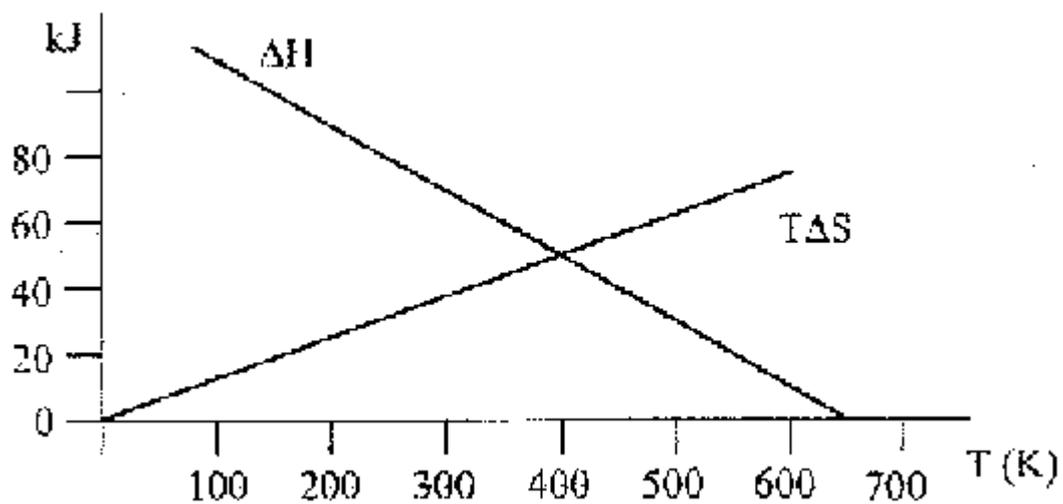
- | | |
|-----------------------------|-----------------------------|
| a) $CH_3-CH_2-COOCH_3$ | b) $CH_3-CH_2-CO-CH_2-CH_3$ |
| c) $CH_3-CHOH-CH_2-CH=CH_2$ | d) $CH_3-CH_2-NH_2$ |
| e) CH_3-CONH_2 | f) $CH_2=CH-CH_2-CH=CH_2$ |
| g) $CH_3-O-CH_2-CH_3$ | h) C_6H_5-COOH |

Puntuación máxima por apartado: 0,25

Question 5.- Teniendo en cuenta la gráfica que representa los valores de ΔH y $T\Delta S$ para la reacción $A \rightarrow B$, razone si las siguientes afirmaciones son ciertas o falsas:

- a) a 500 K la reacción es espontánea
- b) el compuesto A es más estable que el B a temperaturas inferiores a 400 K
- c) a 400 K el sistema se encuentra en equilibrio
- d) la reacción de transformación de A en B es exotérmica a 600 K.

Puntuación máxima por apartado: 0,5



SEGUNDA PARTE

Debe elegir una de las dos opciones que se proponen y resolver los dos problemas enunciados en ella.

OPCION A

Problema 1.- Se dispone de ácido perclórico (ácido fuerte), del 65% de riqueza en peso y de densidad $1,6 \text{ g}\cdot\text{m}\cdot\text{L}^{-1}$. Determine:

- el volumen al que hay que diluir $1,5 \text{ mL}$ de dicho ácido para que el pH resultante sea igual a $1,0$
- el volumen de hidróxido de potasio (base fuerte) $0,2 \text{ M}$ que deberá añadirse para neutralizar 50 mL de la disolución anterior, de $\text{pH} = 1,0$.

Datos.- Masas atómicas: $\text{H} = 1,0$; $\text{Cl} = 35,5$; $\text{O} = 16,0$.

Puntuación máxima por apartado: a) $1,25$; b) $0,75$

Problema 2.- Considere la reacción $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$

Calcule:

- K_p , a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm , si el compuesto N_2O_4 está disociado en un 50%
- ΔH de la reacción, sabiendo que las entalpías de formación de NO_2 y N_2O_4 son $-50,16$ y $-96,14 \text{ k}\cdot\text{J}\cdot\text{mol}^{-1}$, respectivamente.

Puntuación máxima por apartado: a) $1,25$; b) $0,75$

OPCION B

Problema 1.- Se toma una muestra de un cloruro metálico, se disuelve en agua y se realiza la electrolisis de la disolución aplicando una intensidad de corriente de 2 A durante 30 minutos, depositándose entonces en el cátodo $1,26 \text{ g}$ del metal.

- Calcule la carga del catión sabiendo que la masa atómica del elemento es $101,1$.
- Determine el volumen de gas cloro a $27 \text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm que se desprenderá en el ánodo durante la electrolisis.

Datos.- $F = 96500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Puntuación máxima por apartado: 1

Problema 2.- Para ionizar un átomo de rubidio se requiere una radiación luminosa de $4,2 \text{ eV}$.

- Determine la frecuencia de la radiación utilizada.
- Si se dispone de luz naranja de 600 nm , ¿se podría conseguir la ionización del rubidio con esta luz?

Datos.- $h = 6,6\cdot 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$; $c = 3,0\cdot 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6\cdot 10^{-19} \text{ J}$; $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$.

Puntuación máxima por apartado: 1



UNIVERSIDAD COMPLUTENSE DE MADRID
PRUEBAS DE ACCESO A LOS ESTUDIOS UNIVERSITARIOS PARA
ALUMNOS DE BACHILLERATO LOGSE

AÑO **2002**

MATERIA: QUÍMICA

Modelos

de

Examen

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN

Orientaciones generales para la calificación

Cada cuestión se calificará con un máximo de 2 puntos; por ello, la máxima puntuación que se podrá alcanzar en la PRIMERA PARTE será de 6 puntos. Cada problema se calificará igualmente con dos puntos, por lo que la SEGUNDA PARTE tendrá una puntuación máxima de 4 puntos.

Si se han contestado más de tres cuestiones, únicamente deberán corregirse las tres que se encuentren en primer lugar.

Si se resuelven problemas de más de una opción, únicamente se corregirán los de la opción a la que corresponda el problema resuelto en primer lugar.

Se tendrá en cuenta en la calificación de la prueba:

- 1.- Claridad de comprensión y exposición de conceptos.
- 2.- Uso correcto de formulación, nomenclatura y lenguaje químico.
- 3.- Capacidad de análisis y relación.
- 4.- Desarrollo de la resolución de forma coherente y uso correcto de unidades.
- 5.- Aplicación y exposición correcta de conceptos en el planteamiento de los problemas.

Distribución de la puntuación para este ejercicio:

CUESTIONES

Cuestión 1.- 0,5 puntos cada apartado.

Cuestión 2.- 0,5 puntos cada apartado.

Cuestión 3.- 0,5 puntos cada uno de los apartados a) y b) y 1 punto el apartado c).

Cuestión 4.- 0,25 puntos cada apartado.

Cuestión 5.- 0,5 puntos cada apartado.

PROBLEMAS

Opción A

Problema 1.- 1,25 puntos el apartado a); 0,75 puntos el apartado b).

Problema 2.- 1,25 puntos el apartado a); 0,75 puntos el apartado b).

Opción B

Problema 1.- 1 punto cada apartado.

Problema 2.- 1 punto cada apartado.

SOLUCIONES
(ORIENTACIONES PARA EL CORRECTOR)

Cuestión 1.

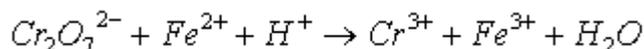
- a) La Energía reticular depende de la relación carga/radio, dado que la carga es la misma, la energía reticular es mayor para el NaCl ya que el radio del Cl⁻ es menor que el del Br⁻.
- b) Es debido a que en el diamante, el carbono es un sólido de red covalente, por tanto es un sólido muy duro.
- c) La molécula de N₂ tiene un enlace triple covalente, difícil de romper, lo que la hace muy estable.
- d) La geometría de la molécula de amoníaco es piramidal trigonal, su momento dipolar es distinto de 0 ya que tiene un par de electrones sin compartir, por tanto el amoníaco es una sustancia polar.

Cuestión 2.

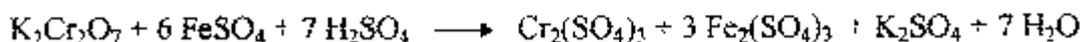
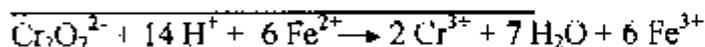
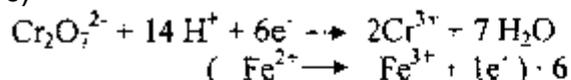
Las justificaciones se basan en el principio de Le Chatelier.

- a) Al añadir F₂, el equilibrio se desplazará hacia la formación de HF.
- b) Si disminuye el volumen aumenta la presión pero como existe el mismo n° de moles en reactivos y en productos, no afecta al equilibrio la variación de la presión.
- c) Al no variar la temperatura y ser Δn = 0, la introducción de helio no afectará al equilibrio.
- d) Como la reacción es exotérmica, un aumento de la temperatura desplazará el equilibrio hacia la formación de los reactivos H₂ y F₂.

Cuestión 3.



- a) El oxidante es Cr₂O₇²⁻, gana e⁻ y se reduce a Cr³⁺
- b) El reductor es Fe²⁺, pierde e⁻ y se oxida a Fe³⁺
- c)



Nota: Si se ajusta la reacción iónica y no la molecular se calificará este apartado con 0,5 puntos.

Cuestión 4.

- a) propanato de metilo
- b) 3-pentanona
- c) 4-penten-2-ol
- d) etilamina o etanoamina
- e) etanoamida o acetamida
- f) 1,4-pentadieno
- g) metiletil éter o metoxietano
- h) ácido benzoico o ácido bencenocaboxílico

Cuestión 5.

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

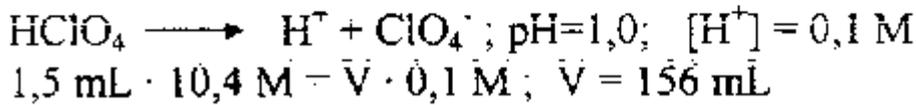
- a) Cierto, a 500 K ΔH < T ΔS, por tanto ΔG < 0, luego es espontánea.
- b) Cierto, ya que a T < 400 K ΔG > 0, luego no es espontánea la reacción A → B; A es más estable que B.
- c) Cierto, ya que a esta temperatura ΔG = 0.
- d) Falso, solo es exotérmica para temperaturas superiores a 650 K (aproximadamente)

OPCIÓN A

Problema 1 .

a)

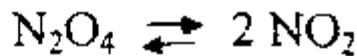
$$[\text{HClO}_4]_{\text{inicial}} = \frac{1,6(\text{g})/100,5(\text{g/mol})}{10^{-3}(\text{L})} \cdot 0,65 = 10,4 \text{ M}$$



b) moles de KOH = moles de HClO₄; 0,2MV = 50 mL 10⁻¹M; V = 25mL de KOH

Problema 2.

a)



moles en el equilibrio $n(1-\alpha)$ $2n\alpha$

$$\text{moles totales} = n(1-\alpha) + 2n\alpha = n(1+\alpha)$$

$$x_{\text{NO}_2} = 2n\alpha/n(1+\alpha) = 0,67; \quad x_{\text{N}_2\text{O}_4} = n(1-\alpha)/n(1+\alpha) = 0,33$$

$$K_p = p_{\text{NO}_2}^2/p_{\text{N}_2\text{O}_4} = (x_{\text{NO}_2}^2/x_{\text{N}_2\text{O}_4}) \cdot P$$

$$K_p = (0,67^2/0,33) \cdot 1 = 1,36$$

b) $\Delta H = \Delta H_f \text{ productos} - \Delta H_f \text{ reactivos} = 2(-50,16) - (-96,14) = -4,18 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

OPCION B

Problema 1.

a) $m = z I t$; $1,26 = (101,1/x) \cdot 2 \cdot 1800/96500$; $x = 3,0$, luego la carga del catión es +3.

b) En el ánodo: $2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2$; n° de moles de Cl₂ = $I \cdot t/2 \cdot 96500 = 2 \cdot 1800/2 \cdot 96500 = 0,019$;

PV = nRT; V = nRT/P; V = $0,019 \cdot 0,082 \cdot 300/1 = 0,47 \text{ L}$.

Problema 2.

a) $E = 4,2 \text{ eV}$ ($1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J/eV}$) = $6,72 \cdot 10^{-19} \text{ J}$.

$E = h \cdot \nu$; $6,72 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 6,6 \cdot 10^{-34} (\text{J} \cdot \text{s}) \cdot \nu$; $\nu = 1,02 \cdot 10^{15} (\text{s}^{-1}) \text{ Hz}$

b) $E = h \cdot c / \lambda = 6,6 \cdot 10^{-34} (\text{J} \cdot \text{s}) \cdot 3,0 \cdot 10^8 (\text{m} \cdot \text{s}^{-1}) / 600 \cdot 10^{-9} (\text{m}) = 3,3 \cdot 10^{-19} \text{ J}$. No es energía suficiente.

O también: $\nu = c/\lambda$; $1,02 \cdot 10^{15} = 3,0 \cdot 10^8/\lambda$; $\lambda = 2,94 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 294 \text{ nm}$.

Con luz naranja de 600 nm no conseguiríamos provocar la ionización del Rb, ya que para esta λ la

E será menor.

ÁMBITO EN EL QUE SE VAN A CONCRETAR LOS CONTENIDOS DE LAS PRUEBAS DE ACCESO LOGSE DE QUIMICA

Durante los dos últimos Cursos Académicos los Profesores de Química de los Centros de Enseñanza Secundaria solicitaron a los miembros de la Comisión Elaboradora de la Prueba de Química, en las reuniones mantenidas con ellos en cada Universidad, la posibilidad de poder disponer de un documento que concretara los contenidos de esta Prueba

Los miembros de la Comisión consideraron de gran importancia estas sugerencias, las asumieron y apoyaron, y comunicaron a sus Universidades y a la Comisión Interuniversitaria la necesidad de poner los medios para llevarlas a cabo.

A consecuencia de esto, la Comisión Interuniversitaria ha enviado instrucciones a la Comisión Elaboradora confiriéndole capacidad para que elabore el presente documento. En cualquier caso, debe quedar claro que en ningún momento la Comisión Elaboradora pretende con este documento modificar o reducir el programa de enseñanzas publicado en B.OE. (RD. 1179/1992), sino presentar una serie de aclaraciones que puedan ser transmitidas a todos los Centros de LOGSE.

Por último, indicar que el documento que se adjunta presenta con respecto al difundido en Noviembre/Diciembre de 2000, un formato que permite una mejor comparación con el programa publicado en el B.O.E., e incorpora tres aclaraciones adicionales, a petición de los profesores asistentes a las reuniones celebradas por los colaboradores con los Profesores de Enseñanza Secundaria de los Centros dependientes de cada Universidad de Madrid.

Aclaración de tipo general sobre los contenidos

De acuerdo con los "Criterios de evaluación" publicados en el B.O.E., se recuerda especialmente que en las Pruebas de Acceso se exigirá "Resolver ejercicios y problemas relacionados con la determinación de cantidades de las sustancias que intervienen en reacciones químicas, tanto las teóricamente irreversibles como aquellas en las que se ha alcanzado el equilibrio químico".

PROGRAMA
CONTENIDOS R.D. 1179
B.O.E. 21/10/92

ACLARACIONES A LOS
CONTENIDOS DE LA PRUEBA
DE ACCESO LOGSE

1. Aproximación al trabajo científico.

Procedimientos que constituyen la base del trabajo científico: planteamiento de problemas, formulación y contrastación de hipótesis, diseño y desarrollo de experimentos, interpretación de resultados, comunicación científica, estimación de la incertidumbre de la medida, utilización de fuentes de información.

Importancia de las teorías y modelos dentro de los cuales se lleva a cabo la investigación.

Actitudes en el trabajo científico:

cuestionamiento de lo obvio, necesidad de comprobación, de rigor y de precisión, apertura ante nuevas ideas.

Hábitos de trabajo e indagación intelectual.

2. Química, tecnología y sociedad.

Análisis de la naturaleza de la Química: sus logros y limitaciones, su carácter tentativo y de continua búsqueda, su evolución, la interpretación de la realidad a través de los modelos.

Relaciones de la Química con la tecnología y las implicaciones de ambas en la sociedad, consecuencias en las condiciones de la vida humana en el medio ambiente. Valoración crítica.

Influencias mutuas entre la sociedad, la química y la tecnología. Valoración crítica.

3. Química descriptiva.

Estudio de las sustancias más relevantes por motivos científicos, sociales, económicos o históricos, que aparecen en el desarrollo de los restantes contenidos.

1. Aproximación al trabajo científico.

Los contenidos de este tema se consideran como informaciones de carácter general para el estudiante.

2. Química, tecnología y sociedad.

Los contenidos de este tema se consideran como informaciones de carácter general para el estudiante.

3. Química descriptiva.

El estudio de las sustancias a que se refiere el contenido del tema induce su preparación y propiedades. Se han elegido como sustancias más relevantes: amoníaco, ácido sulfúrico, ácido clorhídrico, ácido nítrico y cloro gaseoso.

4. Termodinámica.

Primer Principio de termodinámica. Aplicación al estudio de reacciones químicas que se verifican a presión constante. Concepto de entalpía. Ley de Hess. Entalpías de enlace. Cálculo de entalpías de reacción usando la Ley de Hess a partir de las entalpías de enlace. Espontaneidad de las reacciones químicas. Estudio cualitativo de la variación de entropía y de energía libre de Gibbs de una reacción. Concepto de energía de activación. Aplicaciones a algunos procesos químicos de interés.

5. Equilibrios químicos.

Aspecto dinámico de las reacciones químicas: equilibrio. Caracterización de este por sus constantes: K_c y K_p . Aplicaciones el caso de sustancias gaseosas y disoluciones. Modificaciones del estado del equilibrio. Ley de Chatelier. Su importancia en algunos procesos industriales y biológicos. Estudio cualitativo de la velocidad de reacción y de los factores de que depende. Utilización de catalizadores en algunos procesos industriales y biológicos.

6. Reacción de transferencia de protones.

Teoría de Arrhenius, sus limitaciones. Teoría de Brønsted-Lowry. Aplicaciones a diversas sustancias. Equilibrios ácido-base en medio acuoso: disociación del agua, concepto de P_H Constantes de disociación de ácidos y bases en agua. Ácidos y bases Fuertes. Estudio experimentales de las volumetrías ácido-base. Estudio cualitativo de acidez o basicidad de la disolución de sales en agua. Importancia actual de algunos ácidos y bases. Ejemplificación en algún caso concreto.

4. Termodinámica.

Los contenidos induyen el concepto de energía interna y su cálculo.

5. Equilibrios químicos.

A efectos de problemas numéricos, sólo se consideran induidos los equilibrios homogéneos.

6. Reacción de transferencias de protones.

Se considera incluida la hidrólisis a nivel cualitativo y excluidas las disoluciones reguladoras de pH o disoluciones tampón. En el último párrafo relativo a la importancia actual de algunos ácidos y bases, debe hacerse un breve estudio de la utilización actual de los ácidos sulfúrico, clorhídrico, nítrico, fluorhídrico, acético, y benzoico, del amoníaco y del hidróxido de sodio.

7. Reacciones de transferencia de electrones.

Conceptos de oxidación y reducción como transferencia de electrones. Reacciones de oxidoreducción. Ajuste de estas reacciones. Estequiometría.

Sustancias oxidantes y reductoras. Búsqueda experimental de una escala de oxidantes y reductores. Necesidad de un origen: potenciales normales de reducción.

Un proceso químico reversible: pilas y cubo electrolíticas.

Estudio de alguna aplicación de un proceso redox y su importancia industrial y económica, como por ejemplo, un proceso siderúrgico, las baterías, la corrosión y protección de materiales.

8. Estructura de la materia. Introducción a la Química moderna.

Modelo atómico de Bohr. Introducción al modelo cuántico para el átomo de hidrógeno. Aparición de los números cuánticos.

Estructura electrónica y su importancia en la reactividad de los elementos. Ordenación de los elementos en el Sistema Periódico y propiedades periódicas (radios atómico e iónico, potencial de ionización y afinidad electrónica).

Estudio del enlace iónico. Estructura de los compuestos iónicos. Concepto de índice de coordinación. Estudio energético de su formulación: ciclo de Born-Haber. Propiedades de los compuestos iónicos.

Estudio del enlace covalente: solapamiento de orbitales en moléculas diatómicas sencillas.

Justificación de la geometría de las moléculas utilizando el modelo de repulsión de pares de electrones. Concepto de polaridad del enlace.

Propiedades de las sustancias covalentes.

Estudio cualitativo del enlace metálico.

Introducción a la teoría de bandas. Propiedades de las sustancias metálicas.

7. Reacciones de transferencia de electrones.

Se consideran incluidas las leyes de Faraday y los cálculos que pueden realizarse a partir de ellas. No está incluida la ley de Nerst.

8. Estructura de la materia. Introducción a la Química moderna.

Se debe estudiar el modelo mecanocuántico y los conceptos, características y valores de los números cuánticos. Se incluyen cálculos energéticos a partir de la ecuación de Planck. Para explicar las propiedades de los compuestos iónicos debe utilizarse el concepto de energía reticular y su dependencia de la relación carga/radio.

En el estudio del enlace covalente está incluido el concepto de electronegatividad y en la consideración de las propiedades de los compuestos covalentes está implícito el estudio de fuerzas intermoleculares.

No se exigirá identificar el nombre de un elemento por su número atómico.

No está incluida la teoría de hibridación para justificar la geometría de las moléculas.

9. Química del carbono y Química industrial.

Principales grupos funcionales. Formulación y nomenclatura de los compuestos más sencillos.

Descripción de los tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición y eliminación.

Importancia social y económica de los polímeros artificiales. Estudio de un caso particular.

Las macromoléculas naturales. Su importancia biológica.

Química de laboratorio y química industrial: aspectos diferenciales relevantes.

Obtención de alguna sustancia en el laboratorio y estudio del proceso industrial correspondiente a partir de sus materias primas, y sus repercusiones socioeconómicas y ambientales.

Vertidos industriales y medio ambiente.

9. Química del carbono y Química industrial.

Los grupos funcionales a que se refiere el primer párrafo son: hidrocarburos alifáticos y aromáticos, derivados halogenados, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, amidas y aminas.

No se exigirá la descripción de los mecanismos de las reacciones orgánicas. Se considera incluida la esterificación como reacción de adición y eliminación. No están incluidos los conceptos de isomería.

Los casos particulares de estudio de polímeros se refieren a polímeros de adición (polietileno, PVC, poliestireno), polímeros de condensación (nylon) y otro natural (caucho).

En la comparación entre Química de laboratorio y Química industrial debe utilizarse al menos, la destilación. Se considera incluido el esquema general de un proceso industrial.

"Vertidos industriales y medio ambiente" incluye el análisis del papel de contaminantes comunes (CO , CO_2 , SO_2 , NO_x , metales pesados y contaminantes) que afectan al ecosistema terrestre.