

	<p style="text-align: center;">UNIVERSIDADES PÚBLICAS DE LA COMUNIDAD DE MADRID PRUEBA DE ACCESO A LAS ENSEÑANZAS UNIVERSITARIAS OFICIALES DE GRADO</p> <p style="text-align: center;">Modelo Curso 2015-2016</p> <p>MATERIA: QUÍMICA</p>	<p style="text-align: center;">MODELO</p>
---	--	---

INSTRUCCIONES GENERALES Y CALIFICACIÓN

Después de leer atentamente todas las preguntas, el alumno deberá escoger **una** de las dos opciones propuestas y responder a las preguntas de la opción elegida.

CALIFICACIÓN: Cada pregunta se valorará sobre 2 puntos.

TIEMPO: 90 minutos.

OPCIÓN A

Pregunta A1.- Considere los siguientes elementos: A es el alcalinotérreo del quinto periodo, B es el halógeno del cuarto periodo, C es el elemento de número atómico 33, D es el kriptón y E es el elemento cuya configuración electrónica de la capa de valencia es $5s^1$.

- Indique el grupo al que pertenece cada uno de los átomos.
- Justifique cuántos electrones con $m = -1$ posee el elemento E.
- Razone cuáles son los iones más estables que forman los elementos B y E.
- Indique razonadamente si el radio del ion A^{2+} es mayor que el del ion B^- .

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta A2.- En un reactor de 1 L se establece el siguiente equilibrio entre especies gaseosas: $NO_2 + SO_2 \rightleftharpoons NO + SO_3$. Si se mezclan 1 mol de NO_2 y 3 mol de SO_2 , al llegar al equilibrio se forman 0,4 mol de SO_3 y la presión es de 10 atm.

- Calcule la cantidad (en moles) de cada gas y sus presiones parciales en el equilibrio.
- Determine los valores de K_p y K_c para esta reacción.
- Justifique cómo se modifica el valor de K_p si la presión total aumenta. ¿Y el equilibrio?

Puntuación máxima por apartado: 1 punto apartado a); 0,5 puntos apartados b) y c).

Pregunta A3.- Un vinagre que contiene un 5 % en masa de ácido acético tiene un pH de 2,4. Calcule:

- La concentración molar inicial de la disolución del ácido.
- La densidad del vinagre.

Datos. $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \times 10^{-5}$. Masas atómicas: H = 1, C = 12, O = 16.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

Pregunta A4.- Se lleva a cabo la electrolisis de una disolución acuosa de bromuro de sodio 1 M, haciendo pasar una corriente de 1,5 A durante 90 minutos.

- Ajuste las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo.
- Justifique, sin hacer cálculos, cuál es la relación entre los volúmenes de gases desprendidos en cada electrodo, si se miden en iguales condiciones de presión y temperatura.
- Calcule el volumen de gas desprendido en el cátodo, medido a 700 mm Hg y 30 °C.

Datos. E° (V): $Br_2/Br^- = 1,07$; $O_2/OH^- = 0,40$; $Na^+/Na = -2,71$. $F = 96485$ C. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Puntuación máxima por apartado: 0,75 puntos apartados a) y c); 0,5 puntos apartado b).

Pregunta A5.- El 2-propanol y el etilmetiléter son dos compuestos isómeros con propiedades muy diferentes.

- Formule dichos compuestos.
- Explique, en función de su estructura molecular, la razón por la que el alcohol presenta mayor punto de ebullición que el éter.
- ¿Cuál de los dos compuestos, cuando se deshidrata con ácido sulfúrico en caliente, da lugar a propeno? Escriba la reacción e indique de qué tipo de reacción se trata.
- Escriba la reacción de obtención del etilmetiléter a partir de la deshidratación de dos alcoholes en presencia de ácido sulfúrico en caliente. Nombre los alcoholes implicados.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

OPCIÓN B

Pregunta B1.- En la tabla adjunta se recogen las dos primeras energías de ionización (E.I., en $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$) y las electronegatividades (EN) de tres elementos pertenecientes al tercer periodo: cloro, magnesio y sodio.

- Defina los conceptos de energía de ionización y de electronegatividad.
- Escriba las configuraciones electrónicas de los tres elementos mencionados en el enunciado.
- Utilizando las energías de ionización, justifique cuáles son cada uno de los elementos X, Y y Z.
- Justifique los valores de las electronegatividades de la tabla.

Elemento	1 ^{er} E.I.	2 ^a E.I.	EN
X	495,8	4562	0,93
Y	737,7	1451	1,31
Z	1251	2298	3,16

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta B2.- El amoníaco gas, a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$, puede oxidarse en presencia de oxígeno molecular, dando NO y agua.

- Escriba y ajuste esta reacción, y calcule su variación de entalpía.
- Calcule ΔG° para la reacción indicada.
- Calcule ΔS° a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ y justifique su signo.
- Determine la temperatura a partir de la cual la reacción es espontánea.

Datos: ΔH°_f ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{NH}_3(\text{g}) = -46$; $\text{NO}(\text{g}) = 90$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -286$. ΔG°_f ($\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$): $\text{NH}_3(\text{g}) = -17$; $\text{NO}(\text{g}) = 86$; $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -237$. $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta B3.- En un recipiente A se introduce 1 mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ sólido y en otro recipiente B 1 mol de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ sólido, y se añade la misma cantidad de agua a cada uno de los recipientes.

- Formule los equilibrios heterogéneos de disociación de estas sales y escriba las expresiones para sus constantes del producto de solubilidad en función de las solubilidades correspondientes.
- Justifique, sin hacer cálculos, en qué disolución la concentración molar del catión es mayor.
- Justifique cómo se modifica la concentración de Ca^{2+} en disolución si al recipiente A se le añade hidróxido de sodio sólido.
- Justifique si se favorece la solubilidad del $\text{Ba}(\text{OH})_2$ si al recipiente B se le añade ácido clorhídrico.

Datos. Productos de solubilidad: $\text{Ca}(\text{OH})_2 = 10^{-5}$; $\text{Ba}(\text{OH})_2 = 10^{-2}$.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta B4.- El color de las flores de la hortensia (*hydrangea*) depende, entre otros factores, del pH del suelo en el que se encuentran, de forma que para valores de pH entre 4,5 y 6,5 las flores son azules o rosas, mientras que a pH superior a 8 las flores son blancas. Dadas las siguientes disoluciones acuosas: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NaClO y NH_3 , indique razonadamente:

- ¿Qué disolución/es añadiría al suelo si quisiera obtener hortensias de color blanco?
- ¿De qué color serán las hortensias si se añadiese al suelo una disolución de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?

Datos. $K_a(\text{HClO}) = 3,1 \times 10^{-8}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

Pregunta B5.- En medio ácido clorhídrico, el clorato de potasio reacciona con cloruro de hierro(II) para dar cloruro de hierro(III) y cloruro de potasio, entre otros.

- Escriba y ajuste la reacción molecular global.
- Calcule la masa de agente oxidante sabiendo que para su reducción completa se emplean 40 mL de una disolución de cloruro de hierro(II) 2,5 M.

Datos. Masas atómicas: O = 16,0; K = 39,0; Cl = 35,5

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

QUÍMICA

CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN

Cada una de las preguntas se podrá calificar con un máximo de 2 puntos.

Si se han contestado preguntas de más de una opción, únicamente deberán corregirse las preguntas de la opción a la que corresponda la pregunta resuelta 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 las preguntas.

Distribución de puntuaciones máximas para este ejercicio:

OPCIÓN A

- Pregunta A1.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.
Pregunta A2.- 1 punto apartado a); 0,5 puntos apartados b) y c).
Pregunta A3.- 1 punto cada uno de los apartados.
Pregunta A4.- 0,75 puntos apartados a) y c); 0,5 puntos apartado b).
Pregunta A5.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.

OPCIÓN B

- Pregunta B1.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.
Pregunta B2.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.
Pregunta B3.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.
Pregunta B4.- 1 punto cada uno de los apartados.
Pregunta B5.- 1 punto cada uno de los apartados.

QUÍMICA

SOLUCIONES (Orientaciones para el corrector)

OPCIÓN A

Pregunta A1.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) A: grupo 2; B: grupo 17; C ($Z = 33$): $[Ar]4s^23d^{10}4p^3$, grupo 15; D: grupo 18; E: grupo 1.
 b) E: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^1$. En esta configuración, $m = -1$ cuando $l = 1$ o $l = 2$. Esto lo cumplen electrones situados en orbitales p y d. Por lo tanto, habrá 8 electrones con $m = -1$: 2 en el orbital 2p, 2 en el 3p, 2 en el 3d y 2 en el 4p.
 c) B: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^5$. Formará el ion estable Br^- , con 8 electrones en su capa de valencia. E: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^{10}4p^65s^1$. Formará el ion estable Rb^+ , con 8 electrones en su capa de valencia.
 d) El ion A^{2+} y el B^- son isoelectrónicos. El radio del ion A^{2+} es menor que el del ion B^- porque en este último, con menor número atómico, las fuerzas nucleares atractivas son menores que en el A^{2+} , con mayor carga nuclear.

Pregunta A2.- Puntuación máxima por apartado: 1 punto apartado a); 0,5 puntos apartados b) y c).

- a) $NO_2 + SO_2 \rightleftharpoons NO + SO_3$

$$\begin{array}{cccc} 1 & & 3 & \\ 1-y & 3-y & y & y \end{array}; y = 0,4 \text{ mol}; [NO_2] = 0,6 \text{ M}; [SO_2] = 2,6 \text{ M}; [NO] = [SO_3] = 0,4 \text{ M}. n_t = 4 \text{ mol}.$$
 $p_i = x_i \cdot p_{tot}; p(NO_2) = 0,6 \times 10 / 4 = 1,5 \text{ atm}, p(SO_2) = 2,6 \times 10 / 4 = 6,5 \text{ atm}; p(NO) = p(SO_3) = 0,4 \times 10 / 4 = 1,0 \text{ atm}.$
 b) $K_p = p(NO) \cdot p(SO_3) / \{p(NO_2) \cdot p(SO_2)\} = 1 \times 1 / (1,5 \times 6,5) = 0,102; K_c = K_p (RT)^{-\Delta n}$; como en esta reacción $\Delta n = 0, K_c = K_p = 0,102$.
 c) K_p no se modifica con la presión. Es una constante de equilibrio que únicamente depende de la temperatura. En esta reacción, al ser igual el número de moles gaseosos en reactivos y productos, un aumento de presión (si se hace a temperatura constante) tampoco modifica la posición del equilibrio.

Pregunta A3.- Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

- a) $CH_3COOH(ac) + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^-(ac) + H_3O^+(ac)$

$$\begin{array}{ccccccc} & & & & & & \\ & & & & & & \\ c_{eq} & & c_0 - x & & x & & x \\ & & & & & & \end{array} \quad x = 10^{-pH} = 10^{-2,4} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ M}.$$
 $K_a = ([H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]) / [CH_3COOH]; 1,8 \times 10^{-5} = (4,0 \times 10^{-3})^2 / (c_0 - 4,0 \times 10^{-3}); c_0 = 0,89 \text{ M}.$
 b) Para $V = 1 \text{ L}$, moles HAc = 0,89 mol. Masa HAc = $0,89 \times (15 + 12 + 32 + 1) = 53,4 \text{ g}$; masa vinagre = $53,4 \times 100 / 5 = 1070 \text{ g}$; densidad = $1,07 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

Pregunta A4.- Puntuación máxima por apartado: 0,75 puntos apartados a) y c); 0,5 puntos apartado b).

- a) En la disolución hay H^+ y OH^- de la disociación del agua, además de Na^+ y Br^- de la disociación de la sal. Posibles oxidaciones (ánodo): $OH^-/O_2 = -0,40 \text{ V}$; $Br^-/Br_2 = -1,07 \text{ V}$; el proceso menos costoso es $4 OH^- \rightarrow O_2 + 2 H_2O + 4 e^-$
 Posibles reducciones (cátodo): $H^+/H_2 = 0,0 \text{ V}$; $Na^+/Na = -2,71 \text{ V}$; el proceso menos costoso es $2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2$
 b) La reacción global es $4 OH^- + 4 H^+ \rightarrow O_2 + 2 H_2O + 2 H_2$, que se puede simplificar a $2 H_2O \rightarrow O_2 + 2 H_2$. Por lo tanto, en iguales condiciones de p y T , el volumen de H_2 desprendido es el doble del volumen de O_2 desprendido, dado que esta es la relación entre los moles de ambos.
 c) En el cátodo se desprende H_2 . Moles $H_2 = \text{moles } e^- / 2 = I \cdot t / (2 \cdot F) = 1,5 \times 90 \times 60 / (2 \times 96485) = 0,042 \text{ mol}$; $V = nRT / p = 0,042 \times 0,082 \times (273 + 30) / (700 / 760) = 1,13 \text{ L}$.

Pregunta A5.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) 2-propanol: $CH_3-CHOH-CH_3$; etilmetiléter: $CH_3-CH_2-O-CH_3$
 b) El grupo OH del 2-propanol puede formar enlaces de hidrógeno con otras moléculas vecinas, mientras que el éter no. Fuerzas intermoleculares más intensas dan lugar a mayores temperaturas de ebullición.
 c) 2-propanol: $CH_3-CHOH-CH_3$ (en presencia de H_2SO_4 , en caliente) $\rightarrow CH_3-CH=CH_2 + H_2O$. Reacción de eliminación.
 d) CH_3OH (metanol) + $HOCH_2-CH_3$ (etanol) $\rightarrow CH_3-O-CH_2-CH_3 + H_2O$

OPCIÓN B

Pregunta B1.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) La energía de ionización es la energía necesaria para extraer el electrón más externo de un átomo en estado gaseoso. La electronegatividad es la tendencia de los átomos de un elemento a atraer los electrones que comparte con otro elemento en un enlace.
- b) Cl: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; Na: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.
- c) Por su configuración electrónica, el Na tiene una 1ª E.I. baja, pero su 2ª E.I. debe ser muy elevada, porque el Na^+ tiene configuración electrónica de gas noble. Por lo tanto debe ser el elemento X. El Mg puede tener las dos primeras energías de ionización bajas, y entonces debe ser el elemento Y. El Cl está también en el tercer periodo, pero al tener más electrones en la capa con $n = 3$ están más fuertemente atraídos por el núcleo, y sus dos primeras energías de ionización serán más elevadas que en el Mg. Debe ser el elemento Z.
- d) Los tres elementos están en el mismo periodo. Por sus configuraciones electrónicas, el cloro (Z) solo necesita un electrón para completar su capa más externa, por lo que es el que presenta mayor electronegatividad, sensiblemente mayor que los otros dos elementos. El sodio (X) es el que menos tendencia tiene a atraer los electrones, y es el que presenta menor EN. El magnesio (Y) tiene un valor intermedio, más cercano al del Na que al del Cl.

Pregunta B2.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) $4 \text{NH}_3(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{NO}(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
 $\Delta H^\circ = 4 \times \Delta H^\circ_f(\text{NO}) + 6 \times \Delta H^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) - 4 \times \Delta H^\circ_f(\text{NH}_3) = 4 \times 90 + 6 \times (-286) - 4 \times (-46) = -1172 \text{ kJ}.$
- b) $\Delta G^\circ = 4 \times \Delta G^\circ_f(\text{NO}) + 6 \times \Delta G^\circ_f(\text{H}_2\text{O}) - 4 \times \Delta G^\circ_f(\text{NH}_3) = 4 \times 86 + 6 \times (-237) - 4 \times (-17) = -1010 \text{ kJ}.$
- c) $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$; $\Delta S^\circ = (\Delta H^\circ - \Delta G^\circ) / T = (-1172 + 1010) / 298 = -0,54 \text{ kJ}\cdot\text{K}^{-1} = -540 \text{ J}\cdot\text{K}^{-1} < 0$, como corresponde a una reacción en la que disminuye el número de moles gaseosos.
- d) $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 0$; $T = \Delta H^\circ / \Delta S^\circ = -1172 / (-0,54) = 2170 \text{ K}$. Será espontánea si $T < 2170 \text{ K}$.
 Es válido si dividen todos los coeficientes estequiométricos entre 2, con lo cual ΔH° , ΔS° y ΔG° son la mitad.

Pregunta B3.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) $\text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \underset{s}{\text{Ca}^{2+}} + 2 \underset{2s}{\text{OH}^-}$ $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{s}) \rightleftharpoons \underset{s'}{\text{Ba}^{2+}} + 2 \underset{2s'}{\text{OH}^-}$
 $K_s = [\text{Ca}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4s^3$ $K'_s = [\text{Ba}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = s' \cdot (2s')^2 = 4(s')^3$
- b) $K'_s > K_s \Rightarrow s' > s$, ya que las expresiones del producto de solubilidad son idénticas, por tener las sales la misma estequiometría. Por lo tanto, $[\text{Ba}^{2+}] > [\text{Ca}^{2+}]$.
- c) $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$; el hidróxido de sodio aumenta la concentración de iones OH^- . Por lo tanto, por efecto ion común, el primer equilibrio indicado en el apartado a) se desplaza hacia la izquierda y $[\text{Ca}^{2+}]$ disminuye.
- d) $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$; el ácido clorhídrico aumenta la concentración de iones H^+ , que reaccionan con los iones OH^- . Por lo tanto el segundo equilibrio indicado en el apartado a) se desplaza hacia la derecha y la solubilidad del $\text{Ba}(\text{OH})_2$, s' , aumenta.

Pregunta B4.- Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

- a) Para que las hortensias sean blancas el pH ha de ser básico, por lo que habrá que añadir una sal cuya hidrólisis dé un pH básico, es decir, una sal de una base fuerte y un ácido débil, como NaClO , o directamente una disolución de NH_3 , que es una base.
- b) En el caso del $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, el catión NH_4^+ se hidroliza ya que proviene de una base débil: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, por lo que la disolución tendrá carácter ácido, y se obtendrán hortensias de color azul o rosa.

Pregunta B5.- Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

- a) $\text{KClO}_3 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 Semirreacciones: $\text{ClO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$
 $6 \times (\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-)$
 $6 \text{H}^+ + \text{ClO}_3^- + 6 \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cl}^- + 6 \text{Fe}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$
 Reacción molecular: $\text{KClO}_3 + 6 \text{FeCl}_2 + 6 \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + 6 \text{FeCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- b) El agente oxidante es el KClO_3 . Moles de $\text{FeCl}_2 = 40 \times 10^{-3} \times 2,5 = 0,10 \text{ mol}$; moles $\text{KClO}_3 = 0,10 / 6 = 0,017 \text{ mol}$. Masa molecular de $\text{KClO}_3 = 122,5$; $0,017 \times 122,5 = 2,08 \text{ g}$ de KClO_3 .

ÁMBITO DE CONTENIDOS DE LA MATERIA QUÍMICA PARA LAS PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

En el curso 2009-2010 se modificaron las enseñanzas del segundo curso del bachillerato LOGSE, en virtud del Decreto 67/2008 de la Comunidad de Madrid. La Comisión Interuniversitaria, en orden a que los Centros dispongan con antelación suficiente de información adecuada, acordó requerir de cada Comisión una propuesta referida a la materia cuyo repertorio elabora, que, de conformidad con los nuevos programas, defina el ámbito en el que se van a concretar los contenidos de las pruebas de acceso a estudios universitarios.

Consecuentemente, la Comisión de Química acordó proponer en el documento que se adjunta, una serie de aclaraciones a cada tema de los publicados en el B.O.C.M. de 19 de junio de 2008, publicado el 27 de junio de 2008. En cualquier caso, debe quedar claro que en ningún momento la Comisión pretende modificar o reducir el programa de enseñanzas, sino presentar una serie de interpretaciones que en reuniones sucesivas son susceptibles de mejorarse.

Madrid, julio de 2015

Programa B.O.C.M 19 de junio de 2008

1. Contenidos comunes.

- Utilización de estrategias básicas de la actividad científica tales como el planteamiento de problemas y la toma de decisiones acerca del interés y la conveniencia o no de su estudio; formulación de hipótesis, elaboración de estrategias de resolución y de diseños experimentales y análisis de los resultados y de su fiabilidad.
- Búsqueda, selección y comunicación de información y de resultados utilizando la terminología adecuada.

2. Estructura atómica y clasificación periódica de los elementos.

- Espectros atómicos. Orígenes de la teoría cuántica. Hipótesis de Planck. Efecto fotoeléctrico. Modelo atómico de Bohr y sus limitaciones. Introducción a la mecánica cuántica moderna. Su importancia. Orbitales atómicos. Números cuánticos. Configuraciones electrónicas: Principio de Pauli y regla de Hund.
- Evolución histórica de la ordenación periódica de los elementos. Tabla periódica de Mendeleev. Predicciones y defectos.
- Sistema periódico actual. Estructura electrónica y periodicidad. Tendencias periódicas en las propiedades de los elementos.

3. El enlace químico y propiedades de las sustancias.

- Concepto de enlace en relación con la estabilidad energética de los átomos enlazados.
- Enlace iónico. Concepto de energía de red. Ciclo de Born-Haber. Propiedades de las sustancias iónicas.
- Enlace covalente. Estructuras de Lewis. Parámetros moleculares. Polaridad de enlaces y moléculas. Teoría del enlace de valencia. Hibridación de orbitales atómicos (sp, sp², sp³) y teoría de la repulsión de pares de electrones de la capa de valencia. Sólidos covalentes. Propiedades de las sustancias covalentes.
- Fuerzas intermoleculares.
- Estudio cualitativo del enlace metálico. Propiedades de los metales.
- Propiedades de algunas sustancias de interés industrial o biológico en función de su estructura o enlaces.

4. Transformaciones energéticas en las reacciones químicas.

Espontaneidad de las reacciones químicas.

- Sistemas termodinámicos. Variables termodinámicas. Cambios energéticos en las reacciones químicas. Procesos endo y exotérmicos.
- Primer principio de la termodinámica. Transferencias de calor a volumen y a presión constante. Concepto de entalpía. Cálculo de entalpías de reacción a partir de las entalpías de formación. Diagramas entálpicos. Ley de Hess. Entalpías de enlace.
- Segundo principio de la termodinámica. Concepto de entropía. Energía libre. Espontaneidad de las reacciones químicas.
- Aplicaciones energéticas de las reacciones químicas. Repercusiones sociales y medioambientales.
- Valor energético de los alimentos. Implicaciones para la salud.

Aclaraciones a los contenidos de las pruebas de acceso de LOGSE de BOCM 2008

1. Contenidos comunes.

2. Estructura atómica y clasificación periódica de los elementos.

En los problemas se podrán pedir cálculos energéticos a partir de la ecuación de Planck, efecto fotoeléctrico y transiciones electrónicas.

Sólo se exigirá identificar el nombre de los elementos de los tres primeros periodos a partir de sus números atómicos y viceversa.

3. El enlace químico y propiedades de las sustancias.

En el estudio de polaridad de enlace está incluido el concepto de electronegatividad.

4. Transformaciones energéticas en las reacciones químicas.

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

Limitar los cálculos en problemas a sistemas con reacción química o cambios de fase.

5. El equilibrio químico.

— Introducción a la cinética química: Aspecto dinámico de las reacciones químicas. Conceptos básicos de cinética: Velocidad de reacción y factores de los que depende. Orden de reacción y molecularidad.

— Concepto de equilibrio químico. Características macroscópicas e interpretación microscópica. Cociente de reacción y constante de equilibrio. Formas de expresar la constante de equilibrio: K_c y K_p ; relación entre ambas. Factores que modifican el estado de equilibrio: Principio de Le Chatelier.

Equilibrios heterogéneos.

— Las reacciones de precipitación como equilibrios heterogéneos. Aplicaciones analíticas de las reacciones de precipitación.

— Aplicaciones del equilibrio químico a la vida cotidiana y a procesos industriales.

6. Ácidos y bases.

— Concepto de ácido y base según las teorías de Arrhenius y Brønsted-Lowry. Concepto de pares ácido-base conjugados. Fuerza relativa de los ácidos. Constante y grado de disociación.

Equilibrio iónico del agua.

— Concepto de pH. Cálculo y medida del pH en disoluciones acuosas de ácidos y bases. Importancia del pH en la vida cotidiana.

Reacciones de neutralización. Punto de equivalencia.

— Volumetrías ácido-base. Aplicaciones y tratamiento experimental.

— Equilibrios ácido-base de sales en disolución acuosa. Estudio cualitativo de la hidrólisis.

— Estudio de algunos ácidos y bases de interés industrial y en la vida cotidiana. Amoníaco, ácidos sulfúrico, nítrico y clorhídrico. El problema de la lluvia ácida y sus consecuencias.

7. Introducción a la electroquímica.

— Concepto de oxidación y reducción. Sustancias oxidantes y reductoras. Número de oxidación. Reacciones de oxidación-reducción. Ajuste de reacciones red-ox por el método del ión-electrón. Estequiometría de las reacciones red-ox.

— Estudio de la pila Daniell. Potencial normal de reducción. Escala de oxidantes y reductores.

— Potencial de una pila. Potencial de electrodo. Espontaneidad de los procesos red-ox. Pilas, baterías y acumuladores eléctricos.

— Electrólisis. Importancia industrial y económica de la electrólisis.

— La corrosión de metales y su prevención. Residuos y reciclaje.

8. Química del carbono.

— Nomenclatura y formulación de los principales compuestos orgánicos. Estudio de los principales tipos de reacciones orgánicas: Sustitución, adición, eliminación y oxidación-reducción.

— Ejemplos característicos de reacciones orgánicas de interés, con especial referencia a la obtención de alcoholes, ácidos y ésteres; propiedades e importancia de los mismos.

— Polímeros y reacciones de polimerización. Valorar la utilización de sustancias orgánicas en el desarrollo de la sociedad actual. Problemas medioambientales.

— La síntesis de medicamentos. Importancia y repercusiones de la industria química orgánica.

5. El equilibrio químico.

Se considera incluido el concepto de energía de activación (ley de Arrhenius), aunque no se exigirán cálculos de la misma.

Se incluye el concepto de catalizador.

En las aplicaciones analíticas solo se exigirán precipitaciones selectivas.

6. Ácidos y bases.

El alumno debe conocer también el concepto de electrolito y sus tipos.

Se consideran excluidas las disoluciones reguladoras de pH o disoluciones tampón.

7. Introducción a la electroquímica.

No se considera incluida la ley de Nernst.

8. Química del carbono.

Los compuestos orgánicos que se exigirán son: hidrocarburos alifáticos y aromáticos, derivados halogenados, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, amidas y aminas.

En relación a las reacciones orgánicas no se exigirá especificar el mecanismo.

GUÍA SOBRE EL USO DE LA NOMENCLATURA DE QUÍMICA PARA LAS PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

La Comisión de Química utiliza la Nomenclatura de la IUPAC, siguiendo las últimas recomendaciones publicadas en 2005 para el caso de los compuestos inorgánicos, y las publicadas en 1993 para los compuestos orgánicos.

Los tres sistemas principales de nomenclatura aceptados por la IUPAC en las recomendaciones de 2005 son los *de composición*, *de sustitución* y *de adición*. Algunos textos utilizan los términos *estequiométrica* como sinónimos *de composición*, o emplean los términos *sustitutiva* y *aditiva* o *de coordinación* en vez de *sustitución* y *de adición*, respectivamente.

Nomenclatura sistemática: aquellos nombres que se construyan sobre la base de reglas definidas y proporcionan información sobre la composición y la estructura del compuesto son *nombres sistemáticos*. Las nomenclaturas *de composición*, *de sustitución* y *de adición* son nomenclaturas sistemáticas.

La comisión no nombrará los compuestos inorgánicos según los criterios de Stock.

La comisión utilizará la nomenclatura de composición o estequiométrica (con prefijos multiplicadores o números romanos para expresar el número de oxidación) excepto en los casos de oxoácidos y oxisales para los que se utilizarán *nombres tradicionales aceptados* por la IUPAC en las recomendaciones del 2005, pero los correctores darán por correcto el uso de cualquiera de los sistemas de nomenclatura aceptados por la IUPAC.

Nombres tradicionales. En general son nombres no sistemáticos, o semisistemáticos, tradicionalmente utilizados para nombrar compuestos inorgánicos. En algunos textos se refieren a ellos como nombres *vulgares* o *comunes*. En el caso de los oxoácidos y los oxoaniones derivados, la IUPAC acepta el uso de los nombres tradicionales (por ejemplo, sulfato de sodio).

Nomenclatura de hidrógeno. Es un tipo de nomenclatura que se puede utilizar para nombrar compuestos que contienen hidrógeno. Por ejemplo hidrogenocarbonato de sodio o hidrogeno (trioxidocarbonato) de sodio (nombre de composición sistemático).

Los nombres sistemáticos recomendados por la IUPAC para nombrar H_2O y NH_3 son oxidano y azano, pero la comisión no los utilizará y los nombrará como agua y amoníaco, que son nombres tradicionales aceptados por la IUPAC.

Fórmula	Nomenclatura de Stock	IUPAC, recomendaciones del 2005 ACEPTADA POR LA PONENCIA			NOMBRES ANTIGUOS INCORRECTOS
		Nomenclatura de composición o estequiométrica			
		Con prefijos multiplicadores	Expresando el número de oxidación con números romanos	Utilizando el número de carga (con números árabes, seguidos del signo)	
Cu ₂ O	Óxido de cobre(I)	Óxido de dicobre	Óxido de cobre(I)	Óxido de cobre(1+)	Óxido cuproso
Fe ₂ O ₃	Óxido de hierro(III)	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro(III)	Óxido de hierro(3+)	Óxido férrico
AlH ₃		Trihidruro de aluminio	Hidruro de aluminio		
BaO	Óxido de Bario	Monóxido de bario	Óxido de bario		
BaO ₂		Dióxido de bario	Peróxido de Bario	Dióxido(2-) de bario	
CrO ₃	Óxido de cromo(VI)	Trióxido de cromo	Óxido de cromo(VI)		Óxido cromoso
Cr ₂ O ₃	Óxido de cromo(III)	Trióxido de dicromo	Óxido de cromo(III)		Óxido crómico
PCl ₅	Cloruro de fósforo(V)	Pentacloruro de fósforo	Cloruro de fósforo(V)	Cloruro de fósforo(5+)	
N ₂ O	Óxido de nitrógeno(I)	Óxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno(I)		Óxido nitroso Anhídrido hiponitroso
NO	Óxido de nitrógeno(II)	Óxido de nitrógeno ¹ Monóxido de nitrógeno Monóxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno(II)		Óxido nítrico
NO ₂	Óxido de nitrógeno(IV)	Dióxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno(IV)		
MnO ₂	Óxido de manganeso(IV)	Dióxido de manganeso	Óxido de manganeso(IV)		
CO	Óxido de carbono(II)	Monóxido de carbono Monoóxido de carbono	Óxido de carbono(II)		Óxido carbonoso
CO ₂	Óxido de carbono(IV)	Dióxido de carbono	Óxido de carbono(IV)		Anhídrido carbónico
OCl ₂	Óxido de cloro(I)	Dicloruro de oxígeno ²			
SF ₆	Fluoruro de azufre(VI)	Hexafluoruro de azufre	Fluoruro de azufre(VI)		
HgCl ₂	Cloruro de mercurio(II)	Dicloruro de mercurio	Cloruro de mercurio(II)	Cloruro de mercurio(2+)	Cloruro mercurio
FeCl ₃	Cloruro de hierro(III)	Tricloruro de hierro	Cloruro de hierro(III)	Cloruro de hierro(3+)	Cloruro férrico
HF		Fluoruro de hidrógeno			
PH ₃		Trihidruro de fósforo ³			
AsH ₃		Trihidruro de arsénio ⁴			
Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro(III)	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro(III)		Hidróxido férrico
Al(OH) ₃	Hidróxido de Aluminio	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio		

¹El uso del prefijo *mono* resulta superfluo y sólo es necesario utilizarlo para enfatizar la estequiometría en un contexto en el que se hable de sustancias de composición relacionadas (por ejemplo NO, NO₂, etc.). ²Por convenio de la Nomenclatura de la IUPAC 2005, los halógenos se consideran más electronegativos que el oxígeno, por tanto, las combinaciones binarias de un halógeno con el oxígeno se nombrarán como haluros de oxígeno (y no como óxidos) y el halógeno se escribirá a la derecha. ³Fosfano (Nombre de hidruro progenitor, nomenclatura de sustitución), se abandona el uso de fosfina. ⁴Arsano (Nombre de hidruro progenitor, nomenclatura de sustitución), se abandona el uso de arsina

Fórmula	Nomenclatura de Stock	IUPAC, recomendaciones del 2005 ACEPTADA POR LA PONENCIA			NOMBRES ANTIGUOS INCORRECTOS
		Nombre tradicional	Nombre de adición	Nombre de hidrógeno	
HBrO	Ácido oxobromico(I) Oxobromato(I) de hidrógeno	Ácido hipobromoso	Hidroxidobromo Br(OH)	Hidrogeno(oxidobromato)	
HIO ₃	Ácido trioxoiódico(V) Trioxidoyodato(V) de hidrógeno	Ácido iódico/yódico	Hidroxidodioxidoyodo IO ₂ (OH)	Hidrogeno(trioxidoyodato)	
HClO ₂	Ácido dioxoclórico(III) Dioxoclorato(III) de hidrógeno	Ácido cloroso	hidroxidooxidocloro ClO(OH)	Hidrogeno(dioxidoclorato)	
HNO ₂	Ácido dioxonítrico(III) Dioxonitrato(III) de hidrógeno	Ácido nitroso	Hidroxidooxidonitrógeno NO(OH)	Hidrogeno(dioxidonitrato)	
HClO ₄	Ácido tetraoxoxlórico(VII) Tetraoxoclorato(VII) de hidrógeno	Ácido perclórico	hidroxidotrioxidocloro ClO ₃ (OH)	Hidrogeno(tetraoxidoclorato)	
H ₂ SO ₃	Ácido trioxosulfúrico(IV) Trioxosulfato(IV) de hidrógeno	Ácido sulfuroso	Dihidroxidooxidoozulfre SO(OH) ₂	dihidrogeno(trioxidosulfato)	
H ₃ PO ₄	Ácido tetraoxofosfórico(V) Tetraoxofosfato(V) de hidrógeno	Ácido fosfórico	Trihidroxidooxidofosforo PO(OH) ₃	Trihidrogeno(tetraoxidofosfato)	Ácido ortofosfórico
H ₄ SiO ₄	Ácido tetraoxosilícico Tetraoxosilicato de hidrógeno	Ácido silícico	Tetrahidroxidosilicio Si(OH) ₄	Tetrahidrogeno(tetraoxidosilicato)	
H ₂ CrO ₄	Ácido tetraoxocrómico(VI) Tetraoxocromato(VI) de hidrógeno	Ácido crómico	dihidroxidodioxidocromo CrO ₂ (OH) ₂	Dihidrogeno(tetraoxidocromato)	

Fórmula	Nomenclatura de Stock	IUPAC, recomendaciones del 2005 ACEPTADA POR LA PONENCIA			Nombre antiguo incorrecto
		Nombre tradicional	Nomenclatura de composición o sistemática estequiométrica	Nomenclatura de adición	
K ₂ CO ₃	Trioxocarbonato(IV) de potasio	Carbonato de potasio	Trioxidocarbonato de dipotasio	Trioxidocarbonato(2-) de potasio	Carbonato potásico
NaNO ₂	Dioxonitrato(III) de sodio	Nitrito de sodio	Dioxidonitrato de sodio	Dioxidonitrato(1-) de sodio	
Ca(NO ₃) ₂	Trioxonitrato(V) de calcio	Nitrato de calcio	Bis(trioxidonitrato) de calcio	Trioxidonitrato(1-) de calcio	
AlPO ₄	Tetraoxofosfato(V) de aluminio	Fosfato de aluminio	Tetraoxidofosfato de aluminio	Tetraoxidofosfato(3-) de aluminio	
Na ₂ SO ₃	Trioxosulfato(IV) de sodio	Sulfito de sodio	Trioxidosulfato de disodio	Trioxidosulfato(2-) de sodio	
Fe ₂ (SO ₄) ₃	Tetraoxosulfato(VI) de hierro(III)	Sulfato de hierro(III) (*)	Tris(tetraoxidosulfato) de dihierro	Tetraoxidosulfato(2-) de hierro(3+)	Sulfato férrico
NaClO	Oxoclorato(I) de sodio	Hipoclorito de sodio	Oxidoclorato de sodio	Clorurooxigenato(1-) de sodio Oxidoclorato(1-) de sodio	
Ca(ClO ₂) ₂	Dioxoclorato(III) de calcio	Clorito de calcio	Bis(dioxidoclorato) de calcio	Dioxidoclorato(1-) de calcio	
Ba(IO ₃) ₂	Trioxoyodato(V) de bario	Yodato de bario	Bis(trioxidoyodato) de bario	Trioxidoyodato(1-) de bario	
KIO ₄	Tetraoxoyodato(VII) de potasio	Peryodato de potasio	Tetraoxidoyodato de potasio	Tetraoxidoyodato(1-) de potasio	
CuCrO ₄	Tetraoxocromato(VI) de cobre(II)	Cromato de cobre(II) (**)	Tetraoxidocromato de cobre	Tetraoxidocromato(2-) de cobre(2+)	Cromato cúprico
K ₂ Cr ₂ O ₇	Heptaoxidodicromato(VI) de potasio	Dicromato de potasio	Heptaoxidodicromato de dipotasio	μ-oxidobis(trioxidocromato)(2-) de potasio	
Ca(MnO ₄) ₂	Tetraoxomanganato(VII) de calcio	Permanganato de calcio	Bis(tetraoxidomanganato) de calcio	Tetraoxidomanganato(1-) de calcio	
KHCO ₃	Hidrogenotrioxocarbonato(IV) de potasio	Hidrógenocarbonato de potasio	Hidrogeno(trioxidocarbonato) de potasio	Hidroxidodioxidocarbonato(1-) de potasio	Bicarbonato de potasio
Ba(H ₂ PO ₄) ₂	Dihidrogenotetraoxofosfato(V) de bario	Dihidrógenofosfato de bario	Bis[dihidrogeno(tetraoxidofosfato)] de bario	Dihidroxidodioxidofosfato(1-) de bario	Dibifosfato de bario
Na ₂ HPO ₄	Hidrogenotetraoxofosfato(V) de sodio	Monohidrógenofosfato de sodio	Hidrogeno(tetraoxidofosfato) de disodio	Hidroxidotrioxidofosfato(2-) de sodio	Bifosfato de sodio
Fe(HSO ₃) ₃	Hidrogenotrioxosulfato(IV) de hierro(III)	Hidrógeno sulfito de hierro(III)	Tris[hidrogeno(trioxidosulfato)] de hierro	Hidroxidodioxidosulfato(1-) de hierro(3+)	Bisulfito férrico
CsHSO ₄	Hidrogenotetraoxosulfato(VI) de cesio	Hidrógenosulfato de cesio	Hidrogeno(tetraoxidosulfato) de cesio	Hidroxidotrioxidosulfato(1-) de cesio	Bisulfato de cesio
Ca(HSeO ₃) ₂	Hidrogenotrioxoseleniato(IV) de calcio	Hidrógeno selenito de calcio	Bis[hidrogeno(trioxidoseleniato)] de calcio	Hidroxidodioxidoseleniato(1-) de calcio	Biselenito de calcio
Fe(HSeO ₄) ₂	Hidrogenotetraoxoseleniato(VI) de hierro(II)	Hidrógenoseleniato de hierro(II)	Bis[hidrogeno(tetraoxidoseleniato)] de hierro	Hidroxidotrioxidoseleniato(1-) de hierro(2+)	Biseleniato ferroso

Puede escribirse también utilizando el número de carga, (*) Sulfato de hierro(3+); (**) Cromato de cobre(2+)