

**INSTRUCCIONES Y CRITERIOS GENERALES DE CALIFICACIÓN**

La prueba consta de dos opciones, A y B, y el alumno deberá escoger una de las opciones y resolver las cinco preguntas planteadas en ella, sin que pueda elegir preguntas de diferentes opciones. Cada pregunta puntuará sobre un máximo de dos puntos. No se contestará ninguna pregunta en este impreso.

**TIEMPO:** una hora y treinta minutos

**OPCIÓN A**

**Pregunta A1.-** Cuando una muestra de átomos del elemento con  $Z = 19$  se irradia con luz ultravioleta, se produce la emisión de electrones, formándose iones con carga  $+1$ .

- Escriba la configuración electrónica del átomo, indicando su grupo y periodo.
- Razone si el segundo potencial de ionización de estos átomos será mayor o menor que el primero.
- Calcule la velocidad de los electrones emitidos si se utiliza radiación con  $\lambda = 200$  nm, sabiendo que el valor del primer potencial de ionización es  $418,8 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

Datos.  $m_e = 9,11 \times 10^{-31} \text{ kg}$ ;  $h = 6,626 \times 10^{-34} \text{ J}\cdot\text{s}$ ;  $c = 3 \times 10^8 \text{ m}\cdot\text{s}^{-1}$ ;  $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ .

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

**Pregunta A2.-** La ecuación de velocidad para la reacción  $2A + B \rightarrow C$  viene dada por la expresión:  $v = k[A][B]^2$ . Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Duplicar la concentración de B hace que la constante cinética reduzca su valor a la mitad.
- El orden total de la reacción es igual a 3.
- Se trata de una reacción elemental.
- Las unidades de la constante cinética son  $\{\text{tiempo}\}^{-1}$ .

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

**Pregunta A3.-** Considere los compuestos orgánicos de fórmula  $C_3H_8O$ .

- Escriba y nombre los posibles alcoholes compatibles con esa fórmula.
- Escriba y nombre los isómeros de función compatibles con esa fórmula, que no sean alcoholes.
- Escriba las reacciones de deshidratación de los alcoholes del apartado a), nombrando los productos correspondientes.
- Escriba las reacciones de oxidación de los alcoholes del apartado a), nombrando los productos correspondientes.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

**Pregunta A4.-** A 30 mL de una disolución de  $\text{CuSO}_4$  0,1 M se le añade aluminio metálico en exceso.

- Escriba y ajuste las semirreacciones de reducción y oxidación e indique el comportamiento oxidante o reductor de las especies que intervienen.
- Calcule  $E^0$  y justifique si la reacción es o no espontánea.
- Determine la masa de aluminio necesaria para que se consuma todo el sulfato de cobre.

Datos.  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,69 \text{ V}$ . Masa atómica:  $\text{Al} = 27,0$ .

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

**Pregunta A5.-** Considere la reacción en equilibrio  $A(g) + 3B(g) \rightleftharpoons 2C(g)$ . Cuando se introduce 1 mol de A y 3 mol de B en un recipiente de 5 L y se alcanza el equilibrio a 350 K, se observa que se han formado 1,6 mol de C.

- Calcule la constante de equilibrio  $K_p$  de la reacción a 350 K.
- Sabiendo que a 200 K la constante de equilibrio tiene un valor  $K_p = 17$ , determine el signo de la variación de entalpía de la reacción.
- Deduzca qué signo tendrá  $\Delta S$  para esta reacción.
- Explique si la reacción será o no espontánea a cualquier temperatura.

Dato.  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

## OPCIÓN B

**Pregunta B1.-** Los átomos X, Y y Z corresponden a los tres primeros elementos consecutivos del grupo de los anfígenos. Se sabe que los hidruros que forman estos elementos tienen temperaturas de ebullición de 373, 213 y 232 K, respectivamente.

- Explique por qué la temperatura de ebullición del hidruro de X es mucho mayor que la de los otros dos.
- Explique por qué la temperatura de ebullición del hidruro de Y es menor que la del hidruro de Z.
- Justifique la geometría molecular del hidruro del elemento X.
- Explique el carácter anfótero del hidruro del elemento X.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

**Pregunta B2.-** Justifique si el pH resultante de cada una de las siguientes mezclas será ácido, básico o neutro.

- 50 mL de HCl 0,1 M + 10 mL de NaOH 0,2 M.
- 20 mL de HAc 0,1 M + 10 mL de NaOH 0,2 M.
- 30 mL de NaCl 0,2M + 30 mL de NaOH 0,1 M.
- 10 mL de HCl 0,1 M + 10 mL de HCN 0,1 M.

Datos:  $pK_a$  (HAc) = 5;  $pK_a$  (HCN) = 9

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

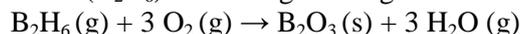
**Pregunta B3.-** Para las siguientes reacciones:

- $\text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$
- $\text{CH}_3\text{-C}\equiv\text{CH} + 2\text{Br}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CBr}_2\text{-CHBr}_2$
- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO} + \text{LiAlH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$
- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH=CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- Nombre los reactivos y productos e indique el tipo de reacción que se produce en cada caso.
- Indique los cambios de hibridación que tienen lugar en los átomos de carbono en cada reacción.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

**Pregunta B4.-** La combustión del diborano ( $\text{B}_2\text{H}_6$ ) ocurre según la siguiente reacción:



- Calcule la entalpía de la reacción de combustión.
- Calcule la energía que se libera cuando reaccionan 4,0 g de  $\text{B}_2\text{H}_6$ .
- ¿Qué dato adicional necesitaría para calcular la entalpía de formación del diborano gaseoso si solo dispusiera de la entalpía de combustión del diborano (g) y de las entalpías de formación del  $\text{B}_2\text{O}_3$  (s) y del agua líquida?

Datos. Masas atómicas: B = 10,8; O = 16,0; H = 1,0.

Entalpías de formación (en  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ):  $\text{B}_2\text{H}_6(\text{g}) = -57$ ;  $\text{B}_2\text{O}_3(\text{s}) = -1273$ ;  $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241$ .

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

**Pregunta B5.-** El producto de solubilidad del hidróxido de hierro (III) a 25 °C es  $K_s = 2,8 \times 10^{-39}$ .

- Calcule la solubilidad de este hidróxido, en  $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$ .
- ¿Cuál será el pH de una disolución saturada de esta sal?
- Calcule qué volumen de ácido clorhídrico comercial (densidad  $1,13 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ , riqueza 36% en masa) es necesario para neutralizar una disolución saturada formada a partir de 10,7 g de hidróxido de hierro (III).

Datos. Masas atómicas: Fe = 55,8; O = 16,0; H = 1,0; Cl = 35,5.

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

**QUÍMICA**  
**SOLUCIONES (orientaciones para el corrector)**

**OPCIÓN A**

**Pregunta A1.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos apartados a) y b); 1 punto apartado c).

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ ; periodo 4, grupo 1 (alcalinos).  
b) Al perder un electrón el átomo adquiere configuración de gas noble, que se perdería al arrancar un segundo electrón. Por tanto, el segundo potencial de ionización será mayor que el primero. (Es válido si responden que en cualquier átomo el 2º P.I. es mayor que el 1º).  
c)  $E_{\text{radiación}} = h \cdot \nu = h \cdot c / \lambda = 6,626 \times 10^{-34} \times 3 \times 10^8 / 200 \times 10^{-9} = 9,94 \times 10^{-19} \text{ J}$   
 $E_{\text{ionización}} = 418,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 418,8 \times 10^3 / 6,022 \times 10^{23} = 6,95 \times 10^{-19} \text{ J}$   
 $E_{\text{c electrones}} = E_{\text{radiación}} - E_{\text{ionización}} = 2,99 \times 10^{-19} \text{ J} = \frac{1}{2} m_e v^2$ ;  $v = 8,1 \times 10^5 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ .

**Pregunta A2.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a) Falsa. La constante cinética de una reacción depende exclusivamente de la temperatura, por lo que una modificación en la concentración no le afecta.  
b) Verdadera. El orden parcial de la reacción es la suma de los órdenes parciales respecto a A y B, por lo que  $1 + 2 = 3$ .  
c) Falsa. La reacción no puede ser elemental ya que los órdenes parciales no coinciden con los coeficientes estequiométricos.  
d) Falsa. En una reacción de orden 3 las unidades de la constante cinética son  $\{\text{M}^{-2} \cdot \text{tiempo}^{-1}\}$ . (También se considera válido si justifican que  $\{\text{tiempo}\}^{-1}$  corresponde a una cinética de orden 1.)

**Pregunta A3.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- a)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$ , 1-propanol;  $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$ , 2-propanol.  
b)  $\text{CH}_3\text{-O-CH}_2\text{CH}_3$ , etilmetil éter (o éter etilmetílico).  
c)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$ ;  $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH=CH}_2$ ; en ambos casos el producto es el propeno.  
d)  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH}$  (condiciones oxidantes)  $\rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHO}$ , propanal; es válido si la oxidación continúa hasta  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-COOH}$ , ácido propanoico o propiónico;  
 $\text{CH}_3\text{-CHOH-CH}_3$  (condiciones oxidantes)  $\rightarrow \text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$ , propanona; es válido si la oxidación da lugar a los ácidos etanoico y metanoico.

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

- a)  $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^-$  (se oxida) reductor  
 $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$  (se reduce) oxidante  
b)  $E^0 = 0,34 + 1,69 = 2,03\text{V}$ ;  $E^0 > 0$  (espontánea)  
c) Reacción iónica global:  $3\text{Cu}^{2+} + 2 \text{Al} \rightarrow 3\text{Cu} + 2\text{Al}^{3+}$   
Moles  $\text{Cu}^{2+} = 0,1 \times 0,030 = 0,003 \text{ mol}$ ; Moles  $\text{Al} = 0,003 \times 2/3 = 0,002 \text{ mol} \Rightarrow \text{Masa Al} = 0,002 \times 27,0 = 0,054 \text{ g}$ .

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

- a)
- |                 |         |   |          |                      |      |  |
|-----------------|---------|---|----------|----------------------|------|--|
|                 | A       | + | 3B       | $\rightleftharpoons$ | 2C   |  |
| $n_i$           | 1       |   | 3        |                      | 0    | $2x = 1,6$ ; $x = 0,8 \text{ mol}$ ;   |
| $n_{\text{eq}}$ | $1 - x$ |   | $3 - 3x$ |                      | $2x$ | $n_A = 0,2 \text{ mol}$ ; $n_B = 0,6 \text{ mol}$ ; $n_C = 1,6 \text{ mol}$ ; $n_{\text{tot}} = 2,4 \text{ mol}$ |
- $p_{\text{tot}} = 2,4 \times 0,082 \times 350 / 5 = 13,8 \text{ atm}$ ;  $p_A = (0,2 / 2,4) \times 13,8 = 1,15 \text{ atm}$ ;  $p_B = (0,6 / 2,4) \times 13,8 = 3,45 \text{ atm}$ ;  
 $p_C = (1,6 / 2,4) \times 13,8 = 9,2 \text{ atm}$ ;  $K_p = p_C^2 / (p_A \cdot p_B^3) = 1,79$ .  
(También podría calcularse primero  $K_c$  y a partir de esta  $K_p$ :  
 $K_c = (1,6/5)^2 / (0,2/5) \cdot (0,6/5)^3 = 1481,5$ ;  $K_p = 1481,5 (0,082 \times 350)^{-2} = 1,79$ )
- b) A 200 K,  $K_p = 17$ , mientras que disminuye al aumentar la temperatura hasta 350 K. Por lo tanto, la cantidad de productos disminuye al aumentar T, lo cual corresponde a una reacción exotérmica:  $\Delta H < 0$ .  
c)  $\Delta S < 0$  al ser una reacción entre gases en la que disminuye el número de moles gaseosos al pasar de reactivos a productos.  
d)  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$ . En esta reacción  $\Delta H < 0$  y  $\Delta S < 0$ ; por lo tanto, la reacción será espontánea ( $\Delta G < 0$ ) solo a temperaturas bajas, para las que  $|\Delta H| < |T\Delta S|$ .

## OPCIÓN B

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

Al ser del grupo de los anfígenos, los hidruros tendrán la estequiometría  $H_2X, \dots$  y los elementos presentan una electronegatividad que va disminuyendo al descender en el grupo.

- El elemento X debe ser el oxígeno, y su hidruro ( $H_2O$ ) es el único de los tres capaz de formar interacciones intermoleculares por enlace de hidrógeno, mucho más fuertes que las interacciones de van der Waals de los otros dos.
- Las fuerzas de dispersión se hacen más intensas conforme aumenta la masa molecular.
- Molécula angular, con hibridación  $sp^3$  del átomo de O. (Es válido justificarlo por la repulsión de los dos pares de electrones libres del O, si se dibuja la estructura de Lewis de la molécula).
- $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ , con  $K_w = 10^{-14}$ ; la molécula puede comportarse como ácido y como base (débiles).

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

- $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$ ; moles de  $HCl = 50 \times 0,1 \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-3}$ ;  
moles de  $NaOH = 10 \times 0,2 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-3}$ ;

Al final queda  $HCl$  (ácido fuerte) y  $NaCl$  (neutro) luego el pH es ácido.

- $HAc + NaOH \rightarrow NaAc + H_2O$ ; moles de  $HAc = 20 \times 0,1 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-3}$ ;  
moles de  $NaOH = 10 \times 0,2 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-3}$ ;

Se neutralizan y al final queda  $NaAc$  (base débil que procede de ácido débil y base fuerte) luego pH básico.

- No hay reacción. Es mezcla de especie neutra ( $NaCl$ ) y especie básica ( $NaOH$ ) luego pH básico.
- No hay reacción. Es mezcla de ácido fuerte ( $HCl$ ) y ácido débil ( $HCN$ ) luego pH ácido.

**Pregunta B3.-** Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

- $CH_3-CH=CH_2 + H_2 \rightarrow CH_3-CH_2-CH_3$   
Propeno + hidrógeno  $\rightarrow$  propano. Reacción de adición.
  - $CH_3-C \equiv CH + 2Br_2 \rightarrow CH_3-CBr_2-CHBr_2$   
Propino + bromo (molecular)  $\rightarrow$  1,1,2,2-tetrabromopropano. Reacción de adición.
  - $CH_3-CH_2-CHO +$  tetrahidruro de litio y aluminio (agente reductor)  $\rightarrow CH_3-CH_2-CH_2OH$   
Propanal + reductor  $\rightarrow$  1-propanol. Reacción de reducción.
  - $CH_3-CH_2-CH_2OH + H_2SO_4 \rightarrow CH_3-CH=CH_2 + H_2O$   
1-Propanol + ácido sulfúrico  $\rightarrow$  propeno + agua. Reacción de eliminación o deshidratación.
- Hay cambio de hibridación, de  $sp^2$  a  $sp^3$ , en dos carbonos del propano.
  - Hay cambio de hibridación,  $sp$  a  $sp^3$ , en los carbonos 1 y 2 del triple enlace al formarse el producto saturado.
  - Hay cambio en el carbono 1 del grupo funcional aldehído,  $sp^2$ , a  $sp^3$  en el carbono 1 del alcohol.
  - Hay cambio de hibridación en los carbonos 1 y 2 del alcohol,  $sp^3$ , a  $sp^2$  en los carbonos 1 y 2 del alqueno.

**Pregunta B4.-** 0,75 puntos apartados a) y c); 0,5 puntos apartado b).

- $\Delta H_R = -1273 + 3 \times (-241) - (-57) = -1939 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

b) Masa molecular  $B_2H_6 = 27,6$ ;  $n = 4,0 / 27,6 = 0,145 \text{ mol}$ ; calor desprendido =  $1939 \times 0,145 = 281 \text{ kJ}$ .

- Como en la reacción de combustión el agua aparece en estado gas, se necesitaría conocer también la entalpía de la reacción de evaporación del agua:  $H_2O(l) \rightarrow H_2O(g)$ , para poder aplicar la ley de Hess.

**Pregunta B5.-** Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos apartado a); 0,75 puntos apartados b) y c).

- $Fe(OH)_3(s) \rightleftharpoons Fe^{3+}(ac) + 3 OH^-(ac)$ ;  $K_s = s \cdot (3s)^3 = 27s^4$ ;  $s = (2,8 \times 10^{-39} / 27)^{1/4} = 1,01 \times 10^{-10} \text{ M}$ ;  
masa molecular  $Fe(OH)_3 = 55,8 + 3 \times 17 = 106,8$ ;  $s = 106,8 \times 1,01 \times 10^{-10} = 1,08 \times 10^{-8} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ .

- $[OH^-] = 3s = 3,03 \times 10^{-10} \text{ M} \ll 10^{-7}$ ; por lo tanto, a efectos prácticos el pH viene dado por la disociación del agua, y  $pH \approx 7$ .

- El ácido desplaza el equilibrio de solubilidad hacia la derecha según va reaccionando con los  $OH^-$ , por lo que acaba reaccionando con todo el hidróxido de hierro (III). Moles  $Fe(OH)_3 = 10,7 / 106,8 = 0,1 \text{ mol}$ ;  
moles  $HCl = 3 \times \text{moles } Fe(OH)_3 = 0,3 \text{ mol}$ ; masa  $HCl$  puro =  $0,3 \times (35,5 + 1) = 10,95 \text{ g}$ ;

$V_{HCl \text{ comercial}} = 10,95 \times (100 / 36) / 1,13 = 26,9 \text{ cm}^3$ .

## QUÍMICA

### CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN Y CALIFICACIÓN

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 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 apartados a) y b); 1 punto apartado c)  
Pregunta A2.- 0,5 puntos cada uno de los apartados  
Pregunta A3.- 0,5 puntos 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.- 1 punto cada uno de los apartados  
Pregunta B4.- 0,75 puntos apartados a) y c); 0,5 puntos apartado b)  
Pregunta B5.- 0,5 puntos apartado a); 0,75 puntos apartados b) y c)

## **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 2013

## 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, sp<sup>2</sup>, sp<sup>3</sup>) 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.

## 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 supone 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  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{NH}_3$  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 <sub>2</sub> O	Óxido de cobre(I)	Óxido de dicobre	Óxido de cobre(I)	Óxido de cobre(1+)	Óxido cuproso
Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Óxido de hierro(III)	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro(III)	Óxido de hierro(3+)	Óxido férrico
AlH <sub>3</sub>		Trihidruro de aluminio	Hidruro de aluminio		
BaO	Óxido de Bario	Monóxido de bario	Óxido de bario		
BaO <sub>2</sub>		Dióxido de bario	Peróxido de Bario	Dióxido(2-) de bario	
CrO <sub>3</sub>	Óxido de cromo(VI)	Trióxido de cromo	Óxido de cromo(VI)		Óxido cromoso
Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Óxido de cromo(III)	Trióxido de dicromo	Óxido de cromo(III)		Óxido crómico
PCl <sub>5</sub>	Cloruro de fósforo(V)	Pentacloruro de fósforo	Cloruro de fósforo(V)	Cloruro de fósforo(5+)	
N <sub>2</sub> O	Óxido de nitrógeno(I)	Óxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno(I)		Óxido nitroso Anhídrido hipónitroso
NO	Óxido de nitrógeno(II)	Óxido de nitrógeno <sup>1</sup> Monóxido de nitrógeno Monóxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno(II)		Óxido nítrico
NO <sub>2</sub>	Óxido de nitrógeno(IV)	Dióxido de nitrógeno	Óxido de nitrógeno(IV)		
MnO <sub>2</sub>	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 <sub>2</sub>	Óxido de carbono(IV)	Dióxido de carbono	Óxido de carbono(IV)		Anhídrido carbónico
OCl <sub>2</sub>	Óxido de cloro(I)	Dicloruro de oxígeno <sup>2</sup>			
SF <sub>6</sub>	Fluoruro de azufre(VI)	Hexafluoruro de azufre	Fluoruro de azufre(VI)		
HgCl <sub>2</sub>	Cloruro de mercurio(II)	Dicloruro de mercurio	Cloruro de mercurio(II)	Cloruro de mercurio(2+)	Cloruro mercurio
FeCl <sub>3</sub>	Cloruro de hierro(III)	Tricloruro de hierro	Cloruro de hierro(III)	Cloruro de hierro(3+)	Cloruro férrico
HF		Fluoruro de hidrógeno			
PH <sub>3</sub>		Trihidruro de fósforo <sup>3</sup>			
AsH <sub>3</sub>		Trihidruro de arsénio <sup>4</sup>			
Fe(OH) <sub>3</sub>	Hidróxido de hierro(III)	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro(III)		Hidróxido férrico
Al(OH) <sub>3</sub>	Hidróxido de Aluminio	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio		

<sup>1</sup>El 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, NO<sub>2</sub>, etc.). <sup>2</sup>Por 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. <sup>3</sup>Fosfano (Nombre de hidruro progenitor, nomenclatura de sustitución), se abandona el uso de fosfina. <sup>4</sup>Arsano (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 <sub>3</sub>	Ácido trioxoiódico(V) Trioxidoyodato(V) de hidrógeno	Ácido iódico/yódico	Hidroxidodioxidoyodo IO <sub>2</sub> (OH)	Hidrogeno(trioxidoyodato)	
HClO <sub>2</sub>	Ácido dioxoclórico(III) Dioxoclorato(III) de hidrógeno	Ácido cloroso	hidroxidooxidocloro ClO(OH)	Hidrogeno(dioxidoclorato)	
HNO <sub>2</sub>	Ácido dioxonítrico(III) Dioxonitrato(III) de hidrógeno	Ácido nitroso	Hidroxidooxidonitrógeno NO(OH)	Hidrogeno(dioxidonitrato)	
HClO <sub>4</sub>	Ácido tetraoxoclórico(VII) Tetraoxoclorato(VII) de hidrógeno	Ácido perclórico	hidroxidotrioxidocloro ClO <sub>3</sub> (OH)	Hidrogeno(tetraoxidoclorato)	
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Ácido trioxosulfúrico(IV) Trioxosulfato(IV) de hidrógeno	Ácido sulfuroso	Dihidroxidooxidoazufre SO(OH) <sub>2</sub>	dihidrogeno(trioxidosulfato)	
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ácido tetraoxofosfórico(V) Tetraoxofosfato(V) de hidrógeno	Ácido fosfórico	Trihidroxidooxidofosforo PO(OH) <sub>3</sub>	Trihidrogeno(tetraoxidofosfato)	Ácido ortofosfórico
H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	Ácido tetraoxosilícico Tetraoxosilicato de hidrógeno	Ácido silícico	Tetrahidroxidosilicio Si(OH) <sub>4</sub>	Tetrahidrogeno(tetraoxidosilicato)	
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Ácido tetraoxocrómico(VI) Tetraoxocromato(VI) de hidrógeno	Ácido crómico	dihidroxidodioxidocromo CrO <sub>2</sub> (OH) <sub>2</sub>	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 <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Trioxocarbonato(IV) de potasio	Carbonato de potasio	Trioxidocarbonato de dipotasio	Trioxidocarbonato(2-) de potasio	Carbonato potásico
NaNO <sub>2</sub>	Dioxonitrato(III) de sodio	Nitrito de sodio	Dioxidonitrato de sodio	Dioxidonitrato(1-) de sodio	
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	Trioxonitrato(V) de calcio	Nitrato de calcio	Bis(trioxidonitrato) de calcio	Trioxidonitrato(1-) de calcio	
AlPO <sub>4</sub>	Tetraoxofosfato(V) de aluminio	Fosfato de aluminio	Tetraoxidofosfato de aluminio	Tetraoxidofosfato(3-) de aluminio	
Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Trioxosulfato(IV) de sodio	Sulfito de sodio	Trioxidosulfato de disodio	Trioxidosulfato(2-) de sodio	
Fe <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	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 <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>	Dioxoclorato(III) de calcio	Clorito de calcio	Bis(dioxidoclorato) de calcio	Dioxidoclorato(1-) de calcio	
Ba(IO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	Trioxoyodato(V) de bario	Yodato de bario	Bis(trioxidoyodato) de bario	Trioxidoyodato(1-) de bario	
KIO <sub>4</sub>	Tetraoxoyodato(VII) de potasio	Peryodato de potasio	Tetraoxidoyodato de potasio	Tetraoxidoyodato(1-) de potasio	
CuCrO <sub>4</sub>	Tetraoxocromato(VI) de cobre(II)	Cromato de cobre(II) (**)	Tetraoxidocromato de cobre	Tetraoxidocromato(2-) de cobre(2+)	Cromato cúprico
K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Heptaoxidicromato(VI) de potasio	Dicromato de potasio	Heptaoxidodicromato de dipotasio	μ-oxidobis(trioxidocromato)(2-) de potasio	
Ca(MnO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	Tetraoxomanganato(VII) de calcio	Permanganato de calcio	Bis(tetraoxidomanganato) de calcio	Tetraoxidomanganato(1-) de calcio	
KHCO <sub>3</sub>	Hidrogenotrioxocarbonato(IV) de potasio	Hidrógenocarbonato de potasio	Hidrogeno(trioxidocarbonato) de potasio	Hidroxidodioxidocarbonato(1-) de potasio	Bicarbonato de potasio
Ba(H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	Dihidrogenotetraoxofosfato(V) de bario	Dihidrógenofosfato de bario	Bis[dihidrogeno(tetraoxidofosfato)] de bario	Dihidroxidodioxidofosfato(1-) de bario	Dibifosfato de bario
Na <sub>2</sub> HPO <sub>4</sub>	Hidrogenotetraoxofosfato(V) de sodio	Monohidrógenofosfato de sodio	Hidrogeno(tetraoxidofosfato) de disodio	Hidroxidotrioxidofosfato(2-) de sodio	Bifosfato de sodio
Fe(HSO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	Hidrogenotrioxosulfato(IV) de hierro(III)	Hidrógeno sulfito de hierro(III)	Tris[hidrogeno(trioxidosulfato)] de hierro	Hidroxidodioxidosulfato(1-) de hierro(3+)	Bisulfito férrico
CsHSO <sub>4</sub>	Hidrogenotetraoxosulfato(VI) de cesio	Hidrógenosulfato de cesio	Hidrogeno(tetraoxidosulfato) de cesio	Hidroxidotrioxidosulfato(1-) de cesio	Bisulfato de cesio
Ca(HSeO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	Hidrogenotrioxoseleniato(IV) de calcio	Hidrógeno selenito de calcio	Bis[hidrogeno(trioxidoseleniato)] de calcio	Hidroxidodioxidoseleniato(1-) de calcio	Biselenito de calcio
Fe(HSeO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	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+)