

UNIVERSIDADES PÚBLICAS DE LA COMUNIDAD DE MADRID PRUEBA DE ACCESO A LAS ENSEÑANZAS UNIVERSITARIAS OFICIALES DE GRADO Modelo Curso 2012-2013 MATERIA: QUÍMICA	MODELO
---	---------------

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 se trata agua líquida con exceso de azufre sólido en un recipiente cerrado, a 25 °C, se obtienen los gases sulfuro de hidrógeno y dióxido de azufre.

- Formule el equilibrio que se establece entre reactivos y productos.
- Escriba las expresiones de K_c y K_p .
- Indique cómo afecta al equilibrio un aumento de presión.
- Indique el signo de la variación de entropía del proceso

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta A2.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas, justificando su respuesta:

- La reacción redox entre el Sn y el Pb^{2+} es espontánea.
- El Sn se oxida espontáneamente en medio ácido.
- La reducción del Pb^{2+} con sodio metálico tiene un potencial $E = 0,125 - 2 \times (-2,713) = 5,551$ V.
- La reducción del Sn^{2+} con sodio metálico tiene un potencial $E = -0,137 - (-2,713) = 2,576$ V.

Datos. Potenciales normales de reducción (V): (Sn^{2+}/Sn) = -0,137; (Pb^{2+}/Pb) = +0,125; (Na^+/Na) = -2,713

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta A3.- La obtención de alcoholes y fenoles se puede realizar por distintos métodos. Para cada uno de los siguientes apartados, formule la reacción completa e indique el nombre de todos los productos orgánicos:

- Hidrólisis en medio ácido del propanoato de etilo para obtener etanol.
- Reducción con hidrógeno de 3-metilbutanona para obtener un alcohol secundario.
- Hidrólisis, en presencia de KOH, del 2-bromo-2-metilpropano para obtener un alcohol terciario.
- Tratamiento de la amina primaria fenilamina con ácido nitroso para obtener fenol, nitrógeno molecular y agua.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta A4.- En un acuario es necesario que haya una cierta cantidad de CO_2 disuelto en el agua para que las plantas sumergidas puedan realizar la fotosíntesis, en la que se libera oxígeno que ayuda a su vez a la respiración de los peces. Si suponemos que en la fotosíntesis el CO_2 se transforma en glucosa ($C_6H_{12}O_6$):

- Formule y ajuste la reacción global del proceso de la fotosíntesis.
- Calcule cuántos gramos de CO_2 hay que aportar al acuario en un día, para mantener una población de peces que consume en ese periodo 10 L de O_2 , medidos a 700 mm de Hg y 22 °C.
- Calcule cuántos gramos de glucosa se producen en las plantas del acuario en un día.
- Determine la entalpía de reacción del proceso de la fotosíntesis.

Datos. Entalpías de formación ($kJ mol^{-1}$): agua (l) = -286; CO_2 (g) = -394; glucosa (s) = -1271

Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta A5.- ¿Cuál de las siguientes acciones modificará el pH de 500 mL de una disolución de KOH 0,1 M? Justifique la respuesta mediante el cálculo del pH final en cada caso.

- Añadir 100 mL de agua.
- Evaporar la disolución hasta reducir el volumen a la mitad.
- Añadir 500 mL de una disolución de HCl 0,1 M.
- Añadir a la disolución original 0,1 mol de KOH en medio litro de agua.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

OPCIÓN B

Pregunta B1.- Sean dos átomos X e Y. Los números cuánticos posibles para el último electrón de cada uno de ellos en su estado fundamental son: $X = (4, 0, 0, \pm 1/2)$, $Y = (3, 1, 0 \text{ ó } \pm 1, \pm 1/2)$. Justifique:

- El periodo y los grupos posibles a los que pertenece cada uno de ellos.
- Cuál de ellos es más electronegativo.
- Cuál tiene menor radio atómico.
- Si X conduce la electricidad en estado sólido.

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta B2.- El yoduro de bismuto (III) es una sal muy poco soluble en agua.

- Escriba el equilibrio de solubilidad del yoduro de bismuto sólido en agua.
- Escriba la expresión para la solubilidad del compuesto BiI_3 en función de su producto de solubilidad.
- Sabiendo que la sal presenta una solubilidad de 0,7761 mg en 100 mL de agua a 20 °C, calcule la constante del producto de solubilidad a esa temperatura.

Datos. Masas atómicas: Bi = 209,0; I = 126,9

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

Pregunta B3.- Indique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Justifíquelas.

- Una mezcla de NaCl (ac) y NaOH (ac) presenta $\text{pH} > 7$.
- El agua de la atmósfera tiene pH ácido por tener una cierta cantidad de CO_2 disuelto.
- Cuando se mezclan 100 mL de HCl 0,5 M con 200 mL de KOH 0,25 M el pH resultante es 7.
- Cuando se mezcla CaCO_3 con HCl se produce una reacción redox en la que burbujea CO_2 .

Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

Pregunta B4.- En un recipiente de 15 litros se introducen 3 mol de compuesto A y 2 mol del compuesto B. Cuando se calienta el recipiente a 400 K se establece el siguiente equilibrio: $2 \text{ A (g)} + \text{ B (g)} \rightleftharpoons 3 \text{ C (g)}$. Sabiendo que cuando se alcanza el equilibrio las presiones parciales de B y C son iguales, calcule:

- Las concentraciones de A, B y C en el equilibrio.
- La presión total en el equilibrio.
- El valor de las constantes de equilibrio K_c y K_p a 400 K.

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

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

Pregunta B5.- A 30 mL de una disolución de CuSO_4 0,1 M se le añade polvo de hierro en exceso.

- Escriba y ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción 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 hierro necesaria para llevar a cabo esta reacción.

Datos. $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^0) = -0,04 \text{ V}$; Masa atómica Fe = 56.

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

**QUÍMICA
SOLUCIONES**

OPCIÓN A

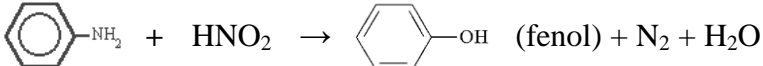
Pregunta A1.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- $3S(s) + 2H_2O(l) \rightleftharpoons 2H_2S(g) + SO_2(g)$
- $K_c = [H_2S]^2 \cdot [SO_2]$; $K_p = p(H_2S)^2 \cdot p(SO_2)$
- Como el número de moles de especies gaseosas es mayor en los productos, el equilibrio se desplaza hacia los reactivos.
- $S_{gas} > S_{líquido} > S_{sólido}$; luego $\Delta S = S_{productos} - S_{reactivos} > 0$.

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

- Verdadera. $Sn + Pb^{2+} \rightarrow Sn^{2+} + Pb$; $E^\circ = E^\circ(Pb^{2+}/Pb) - E^\circ(Sn^{2+}/Sn) = 0,262 V > 0$; espontánea.
- Verdadera. $Sn + 2H^+ \rightarrow Sn^{2+} + H_2$; $E^\circ = E^\circ(H^+/H_2) - E^\circ(Sn^{2+}/Sn) = 0,137 V > 0$; espontánea.
- Falsa. $Pb^{2+} + 2Na \rightarrow Pb + 2Na^+$; $E^\circ = E^\circ(Pb^{2+}/Pb) - E^\circ(Na^+/Na) = 0,125 - (-2,713) V$;
[Es también válido decir simplemente que los potenciales de semirreacción no se multiplican por los coeficientes estequiométricos para calcular el potencial total de la reacción.]
- Verdadera. $Sn^{2+} + 2Na \rightarrow Sn + 2Na^+$; $E^\circ = E^\circ(Sn^{2+}/Sn) - E^\circ(Na^+/Na) = -0,137 - (-2,713) V$

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

- $CH_3-CH_2-COO-CH_2-CH_3 + H_2O \rightarrow CH_3-CH_2OH$ (etanol) + CH_3-CH_2-COOH (ácido propanoico).
- $CH_3-CO-CH(CH_3)-CH_3 + H_2$ (cond. reductoras) $\rightarrow CH_3-CHOH-CH(CH_3)-CH_3$ (3-metil-2-butanol).
- $CH_3-C(CH_3)Br-CH_3 + H_2O \xrightarrow{KOH/H_2O} CH_3-C(CH_3)OH-CH_3$ (2-metil-2-propanol) + KBr
- 

Pregunta A4.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos.

- $6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$
- $n(O_2) = p \cdot V / R \cdot T = (700/760) \times 10 / (0,082 \times 295) = 0,38 \text{ mol} = n(CO_2)$;
masa (CO_2) = $0,38 \times (12 + 2 \times 16) = 16,7 \text{ g}$
- $n(C_6H_{12}O_6) = n(O_2) / 6 = 0,063 \text{ mol}$; masa ($C_6H_{12}O_6$) = $0,063 \times (6 \times 12 + 12 + 6 \times 16) = 11,3 \text{ g}$
- $\Delta H_r = \Delta H_f(C_6H_{12}O_6) - 6 \times \Delta H_f(CO_2) - 6 \times \Delta H_f(H_2O) = -1271 - 6 \times (-394) - 6 \times (-286) = 2809 \text{ kJ}$

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

- El pH se modifica porque se modifica la concentración inicial de KOH
 $[KOH]_{inicial} = 0,1M$; $pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,1 = 1$; $pH = 14-1 = 13$
 $[KOH]_{final} = 0,1 \times 0,5 / 0,6 = 0,083 M$; $pOH = -\log 0,083 = 1,1$; $pH = 12,9$
- Se modifica el pH porque se modifica la concentración inicial de KOH (solo se evapora el disolvente)
 $[KOH]_{final} = 0,1 \times 0,5 / 0,25 = 0,2 M$; $pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,2 = 0,7$; $pH = 14-0,7 = 13,3$
- Se modifica el pH ya que al añadir igual número de moles de H^+ se consigue neutralizar; $pH = 7$
- Si se modifica el pH al modificarse la concentración: $[KOH] = [(0,1 \times 0,5) + 0,1] / 1 = 0,15 M$; $pH = 13,2$

OPCIÓN B

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

- X tiene $n = 4$, luego pertenece al periodo 4. Su valor de $l = 0$, luego su configuración ha de terminar en $4s^1$ ó $4s^2$. Sus grupos posibles, por lo tanto, son el de metales alcalinos o el de alcalinotérreos. Y tiene $n = 3$, luego pertenece al periodo 3. Su valor de $l = 1$, luego su configuración ha de terminar en $3p^m$, con $m = 1, 2, 3, 4, 5$ ó 6 . Sus grupos posibles, por lo tanto, son IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA u VIIIA.
- Es más electronegativo el átomo Y, al estar situado más arriba y más a la derecha en el sistema periódico.
- Tiene menor radio atómico el átomo Y, al estar en un periodo menor al del átomo X, y más a la derecha.
- Como se trata de un metal alcalino o alcalinotérreo, presenta enlace metálico, luego conduce la electricidad.

Pregunta B2.- Puntuación máxima por apartado: 0,5 puntos apartados a) y b); 1 punto apartado c).

- $\text{BiI}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Bi}^{3+}(\text{ac}) + 3 \text{I}^{-}(\text{ac})$
- $K_{\text{ps}} = [\text{Bi}^{3+}] \cdot [\text{I}^{-}]^3 = s \cdot (3s)^3 = 27 \cdot s^4$; $s = (K_{\text{ps}} / 27)^{1/4}$
- Masa molecular $\text{BiI}_3 = 209 + 3 \times 126,9 = 589,7$; $s = (0,7761 \times 10^{-3} / 589,7) / 0,1 = 1,32 \times 10^{-5} \text{ M}$.
 $K_{\text{ps}} = 27 \cdot s^4 = 8,2 \times 10^{-19}$

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

- Verdadera. $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^{+} + \text{Cl}^{-}$, y no modifica el pH. A cambio, $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^{+} + \text{OH}^{-}$, y resulta un pH básico (> 7).
- Verdadera. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{HCO}_3^{-} + \text{H}^{+}$, resultando un pH ácido.
- Verdadera. Moles $\text{H}^{+} = 0,1 \times 0,5 = 0,05 \text{ mol}$; moles $\text{OH}^{-} = 0,2 \times 0,25 = 0,05 \text{ mol}$. Como la neutralización es mol a mol, la disolución resultante es neutra, y $\text{pH} = 7$.
- Falsa, la reacción $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{Cl}^{-} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ es una reacción ácido base, no redox (no se modifican los estados de oxidación de los elementos).

Pregunta B4.- Puntuación máxima por apartado: 1 punto apartado a); 0,5 puntos apartados b) y c).

- Reacción: $2 \text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 3 \text{C}$

nº mol inic.	3	2	-
nº mol eq.	$3-2x$	$2-x$	$3x$

En el equilibrio: $p_{\text{B}} = p_{\text{C}}$; entonces: $n_{\text{B}} = n_{\text{C}}$; $2-x = 3x$; $x = 0,5 \text{ mol}$
 $[\text{A}] = (3-2x) / 15 = 0,133 \text{ M}$; $[\text{B}] = (2-x) / 15 = 0,1 \text{ M}$; $[\text{C}] = 3x / 15 = 0,1 \text{ M}$
- $n_{\text{T}} = 2 + (1,5 \times 2) = 5 \text{ mol}$; $p_{\text{T}} = n_{\text{T}} \text{RT} / V = 5 \times 0,082 \times 400 / 15 = 10,9 \text{ atm}$
- $K_{\text{c}} = \frac{[\text{C}]^3}{[\text{A}]^2[\text{B}]} = \frac{(0,1)^3}{(0,133)^2 \times (0,1)} = 0,57$
 $K_{\text{p}} = K_{\text{c}} (\text{RT})^{\Delta n}$; $\Delta n = 0$; $K_{\text{p}} = K_{\text{c}} = 0,57$

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

- | | |
|--|----------------------|
| $3 \times (\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Cu}^0)$ | (se reduce) oxidante |
| $2 \times (\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^{-})$ | (se oxida) reductor |

$$3\text{Cu}^{2+} + 2\text{Fe}^0 \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cu}^0$$
- $E^0 = 0,34 + 0,04 = 0,38 \text{ V}$; $E^0 > 0$ (espontánea)
- $n \text{Cu}^{2+} = 0,1 \times 0,030 = 0,003 \text{ mol}$; $n \text{Fe} = 0,003 \times 2/3 = 0,002 \text{ mol} \Rightarrow \text{masa Fe} = 0,002 \times 56 = 0,112 \text{ g}$.

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 los problemas.

Distribución de puntuaciones máximas para este ejercicio

OPCIÓN A

Pregunta A1.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.

Pregunta A2.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.

Pregunta A3.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.

Pregunta A4.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.

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 apartados a) y b); 1 punto apartado c).

Pregunta B3.- 0,5 puntos cada uno de los apartados.

Pregunta B4.- 1 punto apartado a); 0,5 puntos apartados b) y c).

Pregunta B5.- 0,75 puntos apartados a) y c); 0,5 puntos apartado b).

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, septiembre de 2012

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.

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 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 mercuríeo
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	Dihidroxidooxidoazufre 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	Heptaoxidicromato(VI) de potasio	Dicromato de potasio	Heptaoxididicromato 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+)