



**PRUEBA DE EVALUACIÓN DE BACHILLERATO
PARA EL ACCESO A LA UNIVERSIDAD Y PRUEBAS
DE ADMISIÓN**

QUÍMICA

ANDALUCÍA, CEUTA, MELILLA y CENTROS en MARRUECOS

CURSO 2023-2024 (JULIO)

- Instrucciones:**
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Todas las cuestiones deben responderse en el papel entregado para la realización del examen y nunca en los folios que contienen los enunciados.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su identificación (A1, B4, C3, etc.).
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas.
 - f) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas, ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

El examen consta de 3 bloques (A, B y C)

En cada bloque se plantean varias preguntas, de las que deberá responder al número que se indica en cada uno. En caso de responder a más cuestiones de las requeridas, serán tenidas en cuenta las respondidas en primer lugar hasta alcanzar dicho número.

BLOQUE A (Formulación)

Puntuación máxima: 1,5 puntos

En este bloque se plantean 2 preguntas de las que debe responder

SOLAMENTE 1. La pregunta elegida tiene un valor máximo de 1,5 puntos.

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Sulfuro de plomo(II); **b)** Hidróxido de berilio; **c)** Etanoato de metilo; **d)** TiF_4 ; **e)** $\text{Ni}_3(\text{PO}_4)_2$; **f)** $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$

a) PbS **b)** $\text{Be}(\text{OH})_2$ **c)** $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$ **d)** Tetrafluoruro de titanio **e)** Fosfato de níquel(II) **f)** Propanamina

A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Peróxido de hidrógeno; **b)** Arsenato de hierro(III); **c)** 2,2,4-trimetilpentano; **d)** O_3I_2 ; **e)** $\text{Cr}(\text{OH})_3$; **f)** $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$

a) H_2O_2 **b)** FeAsO_4 **c)** $\text{CH}_3\text{C}(\text{CH}_3)_2\text{CH}_2\text{CH}(\text{CH}_3)\text{CH}_3$ **d)** Diyoduro de trióxigeno **e)** Trihidróxido de cromo

f) Propanal

BLOQUE B (Cuestiones)

Puntuación máxima: 4,5 puntos

En este bloque se plantean 6 cuestiones de las que debe responder SOLAMENTE 3.

Cada cuestión, a su vez, consta de tres apartados.

Cada cuestión tendrá un valor máximo de 1,5 puntos (0,5 puntos por apartado).

B1. Dados los elementos A, B y C, con números atómicos: A ($Z = 11$), B ($Z = 16$), C ($Z = 37$).

a) ¿Cuál será el número de oxidación más probable para los elementos A y B? Razónelo en base a su configuración electrónica. Escribimos las estructuras electrónicas primero: A ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$), B ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$) y C ($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$). No dicen nada, pero $A=\text{Na}$, $B=\text{S}$ y $C=\text{Rb}$. Para el A resulta fácil perder el electrón de la última capa, Na^+ y para el B, captar dos electrones para completarla, S^{2-} . Esa configuración más estable se puede razonar desde el punto de vista clásico, para obtener la configuración electrónica del gas noble más cercano o desde el punto de vista cuántico, los orbitales son más estables cuando están llenos, semillenos o vacíos, según el Principio de Hund.

b) Indique, razonadamente, si $(4, 0, 0, +\frac{1}{2})$ puede ser un conjunto de números cuánticos válido para el electrón más externo del elemento C. No puede ser, porque el electrón más externo de C es el $5s^1$, podría ser $(5, 0, 0, \frac{1}{2})$.

c) Ordene, razonadamente, de menor a mayor radio atómico los elementos A, B y C. El mayor radio es del rubidio por tener más capas, el A y el B están en el periodo 3, tendrá mayor radio el que tiene menor carga nuclear efectiva, el A. Luego $\text{Ra}(\text{B}) < \text{Ra}(\text{A}) < \text{Ra}(\text{C})$.

B2. El bromuro de amonio es un sólido cristalino que se descompone en un proceso endotérmico según el siguiente equilibrio:



En un reactor en el que se ha alcanzado el equilibrio anterior:

- a) Explique si la cantidad de $\text{NH}_4\text{Br(s)}$ aumenta, disminuye o no se modifica al introducir $\text{NH}_3\text{(g)}$ en el reactor. Según el Principio de L'Chatelier, al aumentar la concentración de amoníaco, el sistema tiende a disminuirla, desplazando el equilibrio hacia la izquierda y formando más sólido.
- b) Justifique qué ocurre si duplicamos el volumen del reactor a temperatura constante. Disminuimos la presión y el sistema se desplaza hacia donde hay más materia, más moles, hacia la derecha, formando más gas.
- c) Razone si el valor de la constante de equilibrio a 400 °C será mayor, menor o igual que a 25 °C. Aplicamos la ecuación de Van't Hoff, por lo menos en signos, $\ln \frac{K_1}{K_2} = \frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$, si T_1 es 673 y T_2 es 298, como es endotérmica, el segundo miembro es positivo, por ello el ln es positivo, si eso ocurre, $(K_1 / K_2) > 1$, $K_1 > K_2$, esto es, la constante a 400 °C es mayor que a 25 °C.

B3. Dadas las siguientes moléculas NCl_3 y BCl_3

- a) Explique por qué el NCl_3 presenta carácter polar y, sin embargo, el BCl_3 es apolar. Si hacemos las estructuras de Lewis, vemos que el tricloruro de nitrógeno presenta estructura electrónica tetraédrica, con un par de electrones sin compartir, la estructura molecular es una pirámide trigonal. Como el boro es hipovalente, la estructura electrónica es triangular plana y la molecular también es triangular plana, estando todos los pares de electrones compartidos por el mismo átomo periférico. Por ello la suma de momentos dipolares en el tricloruro de boro es cero y la molécula es apolar. La otra molécula, tricloruro de nitrógeno, es polar, porque la suma de momentos dipolares es distinta de cero.
- b) Justifique la solubilidad en agua de ambas sustancias. Sólo las moléculas polares son solubles en agua, también polar. El tricloruro de nitrógeno es soluble y el tricloruro de boro, insoluble.
- c) Indique la hibridación del átomo central en cada una de las moléculas. En el tricloruro de nitrógeno sp^3 y en el tricloruro de boro, sp^2 .

B4. El número de protones de cuatro átomos es el siguiente: A= 8; B= 9; C= 12 y D= 20. Razone: Hacemos las estructuras electrónicas de todos, como en B1. A ($1s^2 2s^2 2p^4$), B($1s^2 2s^2 2p^5$), C($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$) y D($1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$).

- a) ¿Cuál es el más electronegativo? Es el B, puesto que es el más pequeño al que le falta un solo electrón para completar capa, es el flúor.
- b) ¿Cuál posee menor energía de ionización?. El más grande, el D, es el calcio, está en el cuarto periodo.
- c) ¿Cuál puede convertirse en anión divalente estable? . El A, el oxígeno, le faltan dos electrones para completar capa.

B5. Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) Toda reacción exotérmica es espontánea. Falso, es la energía libre de Gibbs la que indica la espontaneidad de un sistema, una reacción es espontánea si: $\Delta G = \Delta H - T\Delta S < 0$.
- b) En toda reacción química espontánea la variación de entropía es positiva. Falso, un sistema puede ser espontáneo si el término entálpico es negativo y mayor que el término entrópico, siendo ésta negativa.
- c) En el cambio de estado $\text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O(g)}$ se produce un aumento de entropía. Verdadero, aumenta el desorden, pues pasamos de líquido a gas.

B6. Escriba las siguientes reacciones:

- a) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2$ con Cl_2 : Adición, $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CHClCH}_2\text{Cl}$.
- b) $\text{CH}\equiv\text{CH}$ con 1 mol de HBr . Adición, $\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_2=\text{CHBr}$.
- c) $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3$ con H_2 . Adición, $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$.

BLOQUE C (Problemas)

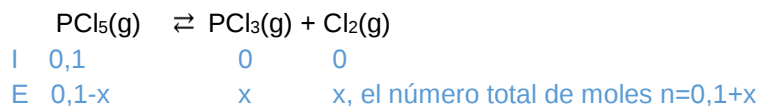
Puntuación máxima: 4 puntos

En este bloque se plantean 4 problemas de los que debe responder SOLAMENTE 2.

Cada problema, a su vez, consta de dos apartados.

Cada problema elegido tendrá un valor máximo de 2 puntos (1 punto por apartado).

C1. Se introduce 0,1 mol de PCl_5 en un matraz cerrado de 0,5 L y se calienta a 525°C , disociándose un 48% según la siguiente reacción:



Calcule:

- a)** Las concentraciones de los gases en el equilibrio y el valor de K_c a esa temperatura. Hemos hecho el planteamiento de la ecuación arriba, no dicen que el grado de disociación, $\alpha=0,48$, en este caso $\alpha=x/0,1$, podemos calcular x de ese dato, $x=0,1 \cdot 0,48$ moles $=0,048$ moles. Pasamos a las concentraciones: $[\text{PCl}_3]=[\text{Cl}_2]=0,048/0,5 \text{ M} = 0,024 \text{ M}$ y la de $[\text{PCl}_5]=(0,1-0,048)/0,5 \text{ M} = 0,104 \text{ M}$. Con las concentraciones la K_c es inmediata, $K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = 5,54 \cdot 10^{-3}$.
- b)** La presión total en el interior del matraz cuando se alcanza el equilibrio y el valor de K_p a esa temperatura. Para la presión total aplicamos la ecuación de los gases ideales, $P = nRT/V = \frac{(0,1+0,048) \cdot 0,082 \cdot 798}{0,5} = 19,37 \text{ atm}$. Para calcular K_p , aplicamos la fórmula: $K_p = K_c RT = 5,54 \cdot 10^{-3} \cdot 0,082 \cdot 798 = 0,36 = K_p$.

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

C2. a) A partir del equilibrio correspondiente, calcule el producto de solubilidad del $\text{Mg}(\text{OH})_2$ sabiendo que en una disolución saturada de dicho compuesto la concentración de iones OH^- es $2,88 \cdot 10^{-4} \text{ M}$. Planteamos el equilibrio de solubilidad: $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$, en el equilibrio:

$\text{C}_0 - s \qquad \qquad s \qquad \qquad 2s$, como vemos $[\text{OH}^-] = 2s = 2,88 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, luego $s = 1,44 \cdot 10^{-4} \text{ M}$. Eso significa que podemos disolver esos moles de hidróxido en un litro de disolución. La $K_s = 4s^3 = 1,2 \cdot 10^{-11}$.

- b)** Calcule la masa de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ que hay disuelta en 500 mL de una disolución saturada de dicho compuesto. Hemos calculado antes s, podemos disolver $1,44 \cdot 10^{-4}$ moles en un litro, en medio, la mitad, $7,2 \cdot 10^{-5}$ moles en medio litro, que son $4,2 \cdot 10^{-3} \text{ g}$ de hidróxido.

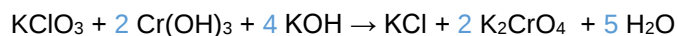
Datos: Masas atómicas relativas: $\text{Mg} = 24,3$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$. $M_m(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 58,3 \text{ g}$.

C3. El agua fuerte es una disolución acuosa que contiene un 25% en masa de HCl y tiene una densidad de $1,09 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$. Se diluyen 25 mL de agua fuerte añadiendo agua hasta un volumen final de 250 mL.

- a)** Calcule la concentración molar y el pH de la disolución diluida. $25 \text{ mL} \cdot 1,09 \text{ g/mL} = 27,25 \text{ g}$ de disolución. Como está al 25%, $m_s = 0,25 \cdot 27,25 \text{ g} = 6,8125 \text{ g}$ de HCl puro. Teniendo en cuenta que la masa molar del HCl es 36,5 g, tenemos $0,187$ moles de HCl puro, le añadimos agua hasta 250 mL $= 0,25 \text{ L}$, luego es $0,187/0,25 = 0,75 \text{ M}$. $\text{pH} = -\log 0,75 = 0,13$.
- b)** ¿Qué volumen de una disolución que contiene $3,7 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ será necesario para neutralizar 20 mL de la disolución diluida de HCl ? Escribimos la reacción de neutralización, $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, por cada mol de hidróxido se necesitan dos de HCl , tenemos 0,75 moles en 1000 mL, pues en 20 mL tendremos 0,015 moles, sólo necesitamos la mitad de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ por la estequiometría de la reacción, esto es, $7,5 \cdot 10^{-3}$ moles. Hacemos la conversión sabiendo que la masa molar del hidróxido es 74 g, serían $0,555 \text{ g}$. $1 \text{ L}/3,7 \text{ g} = 0,15 \text{ L}$.

Datos: Masas atómicas relativas: $\text{Ca} = 40$; $\text{Cl} = 35,5$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$

C4. El clorato de potasio reacciona con hidróxido de cromo(III) en medio básico:



- a)** Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón. Veamos los elementos que cambian su número de oxidación, vemos que $\text{ClO}_3^- \rightarrow \text{Cl}^-$, y que $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$, llegamos a que: $\text{ClO}_3^- + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 3 \text{H}_2\text{O}$, la segunda sería: $\text{Cr}^{3+} + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 8 \text{H}^+ + 3 \text{e}^-$. Multiplicamos esta última por dos y sumamos ambas y llegamos a la iónica global: $\text{ClO}_3^- + 2 \text{Cr}^{3+} + 5 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + 2 \text{CrO}_4^{2-} + 10 \text{H}^+$, ahora tenemos en cuenta que el medio es básico, sumamos 10 OH^- en ambos miembros, obteniendo: $\text{ClO}_3^- + 2 \text{Cr}^{3+} + 10 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 2 \text{CrO}_4^{2-} + 5 \text{H}_2\text{O}$, obtenemos la iónica global. Trasladamos coeficientes arriba en azul y comprobamos.
- b)** Cuántos gramos de $\text{Cr}(\text{OH})_3$ del 90% de riqueza se necesitan para reaccionar completamente con 50 mL de una disolución de KClO_3 0,55 M?. Tenemos $\frac{0,55 \text{ moles}}{1000 \text{ mL}} \cdot 50 \text{ mL} = 0,0275$ moles de KClO_3 reaccionan con el doble de hidróxido, son 0,055 moles de hidróxido, como la masa molar $\text{Cr}(\text{OH})_3$ es 103 g, quedan 5,665 g de hidróxido puro, como no es puro, dividimos entre 0,9 y tendremos 6,294 g de hidróxido al 90%.

Masas atómicas relativas: $\text{Cr} = 52$; $\text{O} = 16$; $\text{H} = 1$