

PRUEBA GENERAL

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Considerando el elemento alcalinotérreo del tercer período y el segundo elemento del grupo de los halógenos:

- Escribe sus configuraciones electrónicas.
- Escribe los cuatro números cuánticos posibles para el último electrón de cada elemento.
- ¿Qué tipo de enlace corresponde a la unión química de estos elementos entre sí? Razona la respuesta.
- Indica los nombres y símbolos de ambos elementos y escribe la fórmula del compuesto que forman.

CUESTIÓN 2.- Teniendo en cuenta los valores de las constantes de acidez de los ácidos fluorhídrico, cianhídrico y etanoico en disolución acuosa, contesta razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Ordena los ácidos de menor a mayor acidez en agua.
- A igualdad de concentración inicial de ácido, ¿cuál tiene mayor pH?
- ¿Cuál es la K_b de la base conjugada más débil?
- Escribe la reacción entre el ácido más fuerte y la base conjugada más fuerte.

DATOS: $K_a(\text{HF}) = 10^{-3}$; $K_a(\text{HCN}) = 10^{-10}$; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 10^{-5}$.

CUESTIÓN 3.- Dados los siguientes pares redox: Mg^{2+}/Mg , Cl_2/Cl^- , Al^{3+}/Al y Ag^+/Ag :

- Escribe y ajusta la semirreacción de reducción de cada uno de ellos.
- ¿Qué especie será el oxidante más fuerte? Justifica la respuesta.
- ¿Qué especie será el reductor más fuerte? Justifica la respuesta.
- ¿Podrá el Cl_2 oxidar al Al^{3+} ? Justifica la respuesta.

DATOS: $E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,8 \text{ V}$

PROBLEMA 1.- A 330 K y 1 atm, 368 g de una mezcla al 50 % en masa de NO_2 y N_2O_4 se encuentra en equilibrio. Calcula:

- La fracción molar de cada componente en dicha mezcla.
- La constante de equilibrio K_p para la reacción $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$.
- La presión necesaria para que la cantidad de NO_2 en el equilibrio se reduzca a la mitad.
- El volumen que ocupa la mezcla del apartado c) en el equilibrio.

DATOS: $A_r(\text{N}) = 14 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

Resultado: a) $\chi(\text{NO}_2) = 0,67$; $\chi(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,33$; b) $K_p = 0,735 \text{ atm}^{-1}$; c) $P = 5,1 \text{ atm}$; d) $V = 27,1 \text{ L}$.

PROBLEMA 2.- Para el proceso $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{Al}(\text{s}) \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2 \text{Fe}(\text{s})$, calcula:

- La entalpía de reacción en condiciones estándar.
- La cantidad de calor que se desprende al reaccionar 16 g de Fe_2O_3 con la cantidad suficiente de Al.
- La masa de óxido de aluminio que se obtiene en el apartado anterior.

DATOS: $A_r(\text{Fe}) = 56 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{Al}) = 27 \text{ u}$.

$\Delta H_f^\circ(2 \text{Al} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3) = -1,662 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ(2 \text{Fe} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3) = -836 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Resultado: a) $\Delta H_r^\circ = -826 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) $Q = -82,6 \text{ kJ}$; c) $10,2 \text{ g Al}_2\text{O}_3$.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Considera las dos reacciones siguientes en las que todas las especies son gases ideales:

- (I) $\text{A} \rightleftharpoons 2 \text{B} + \text{C}$; (II) $2 \text{X} \rightleftharpoons \text{Y} + \text{Z}$.
- Escribe para cada una de ellas la relación existente entre su variación de entalpía y su variación de energía interna.
- Indica razonadamente cuál de ellas tendrá mayor variación de entropía.

CUESTIÓN 2.- La siguiente descomposición $2 \text{NaHCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ es un proceso endotérmico.

- Escribe la expresión para la constante de equilibrio K_p de la reacción indicada.
- Razona cómo afecta al equilibrio un aumento de temperatura.

- c) Razona cómo afecta a la cantidad de CO_2 desprendido un aumento de la cantidad NaHCO_3 .
- d) Justifica cómo afecta al equilibrio la eliminación de CO_2 del medio.

CUESTIÓN 3.- Escribe las reacciones y nombre de los productos en los siguientes casos:

- a) Deshidratación del 2-butanol con ácido sulfúrico caliente.
- b) Sustitución del grupo hidroxilo del 2,2,3-trimetil-1-butanol por un átomo de cloro.
- c) Oxidación del etanal.
- d) Reacción del 2-propanol con ácido etanoico.

PROBLEMA 1.- Se disuelven 1,4 g de hidróxido de potasio en agua hasta alcanzar un volumen final de 0,25 L.

- a) Calcula el pH de la disolución resultante.
- b) Si se diluyen 20 mL de la disolución anterior hasta un volumen final de 1 L, ¿cuál será el valor del pH de la disolución resultante?
- c) Si a 20 mL de la disolución inicial se le añaden 5 mL de HCl 0,12 M, ¿cuál será el pH de la disolución resultante?
- d) ¿Qué volumen de ácido nítrico de concentración 0,16 M será necesario para neutralizar completamente 25 mL de la disolución inicial de KOH ?

DATOS: $A_r(\text{K}) = 39 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$.

Resultado: a) pH = 13; b) pH = 11,301; c) pH = 12,747; d) V = 15,6 mL.

PROBLEMA 2.- En dos recipientes que contienen 100 mL de disolución 1 M de sulfato de cinc y nitrato de plata, respectivamente, se introducen electrodos de cobre metálico. Sabiendo que solo en uno de ellos se produce reacción:

- a) Calcula los potenciales estándar de las dos posibles reacciones y justifica cuál se produce de forma espontánea. Para el proceso espontáneo, indica la especie que se oxida y la que se reduce.
- b) Calcula qué masa de cobre ha reaccionado en el proceso espontáneo cuando se consume totalmente el otro reactivo.

DATOS: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$; $A_r(\text{Cu}) = 63,5 \text{ u}$.

Resultado: b) 3,175 g Cu.

PRUEBA ESPECÍFICA

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Considera las sustancias: cloruro de potasio, agua, cloro y sodio.

- a) Indica el tipo de enlace que presenta cada una de ellas.
- b) Escribe las estructuras de Lewis de aquellas que sean covalentes.
- c) Justifica la polaridad del enlace en las moléculas covalentes.
- d) Justifica la geometría y el momento dipolar de la molécula de agua.

CUESTIÓN 2.- Nombra los siguientes compuestos e indica si disoluciones acuosas de los mismos serán ácidas, básicas o neutras. Justifica las respuestas mediante las ecuaciones iónicas que correspondan en cada caso.

- a) KBr ;
- b) Li_2CO_3 ;
- c) Na_2S ;
- d) NH_4NO_3 .

CUESTIÓN 3.- El dicromato de potasio oxida al yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico originándose, entre otros, sulfato de sodio, sulfato de cromo (III) y yodo.

- a) Formula las semirreacciones de oxidación y reducción.
- b) Formula la reacción iónica y dí cuáles son las especies oxidante y reductora.
- c) Formula la reacción molecular.
- d) Justifica si el dicromato de potasio oxidará al cloruro de sodio.

DATOS: $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$.

PROBLEMA 1.- El etanol se utiliza como alternativa a la gasolina en algunos motores de vehículos.

- a) Escribe la reacción ajustada de la combustión del etanol para dar dióxido de carbono y agua, y calcula la energía liberada cuando se quema una cantidad de etanol suficiente para producir 100 L de CO_2 , medido a 1 atm y 25 °C.

- b) Calcula la energía necesaria para romper todos los enlaces de una molécula de etanol, expresando el resultado en eV.

DATOS: $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$; $1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $\Delta H_{C-C} = 347 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{C-O} = 351 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{C-H} = 414 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_{O-H} = 460 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ [\text{etanol (l)}] = -277,6 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ [\text{agua (l)}] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H_f^\circ [\text{dióxido de carbono (g)}] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Resultado: a) $-2.740,44 \text{ kJ}$; b) $3,349 \cdot 10^{-9} \text{ eV}$.

PROBLEMA 2.- En un recipiente de 14 L de volumen se introducen 3,2 moles de nitrógeno y 3 moles de hidrógeno. Cuando se alcanza el equilibrio a 200°C se obtienen 1,6 moles de amoníaco.

- Formula y ajusta la reacción.
- Calcula el número de moles de H_2 y N_2 en el equilibrio.
- Calcula los valores de las presiones parciales en el equilibrio de H_2 , N_2 y NH_3 .
- Calcula K_c y K_p a 200°C .

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

Resultado: b) 2,4 moles N_2 ; 0,6 moles de H_2 ; 1,6 moles de NH_3 ; c) $P(\text{N}_2) = 6,65 \text{ atm}$; $P(\text{H}_2) = 1,66 \text{ atm}$; $P(\text{NH}_3) = 4,43 \text{ atm}$; d) $K_c = 961,51 \text{ M}^2$; $K_p = 0,64 \text{ atm}^2$.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Considerando los elementos Na, Mg, Si y Cl:

- Indica los números cuánticos del electrón más externo del Na.
- Ordena los elementos por orden creciente de su radio atómico y justifica la respuesta.
- Ordena los elementos por orden creciente de su primer potencial de ionización y justifica la respuesta.
- Escribe la configuración electrónica de las especies Na^+ , Mg^{2+} , Si y Cl^- .

CUESTIÓN 2.- La síntesis del amoníaco según la reacción en fase gaseosa $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3$, es un buen ejemplo para diferenciar factores cinéticos y termodinámicos.

- Escribe la expresión para calcular la entalpía de esta reacción en función de las entalpías de formación y justifica que dicha reacción es exotérmica.
- Justifica, desde el punto de vista termodinámico, que dicha reacción está favorecida a bajas temperaturas.
- Justifica, desde el punto de vista cinético, que dicha reacción está favorecida a altas temperaturas.
- Escribe la expresión de K_p en función de la presión total.

DATOS: $\Delta H_f^\circ (\text{NH}_3) < 0$.

CUESTIÓN 3.- Considera las siguientes reacciones químicas:

- $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$; $\Delta H_1 = -145 \text{ kJ}$;
 - $3 \text{A} \rightarrow \text{D} + \text{E}$; $\Delta H_1 = 250 \text{ kJ}$.
- Dibuja un diagrama entálpico para cada una de las reacciones, justificando los dibujos.
 - Considerando que las dos reacciones anteriores tienen variación de entropía negativa ($\Delta S < 0$), indica razonadamente cuál de ellas no puede ser espontánea a ninguna temperatura.

PROBLEMA 1.- El cadmio metálico reacciona con ácido nítrico concentrado produciendo monóxido de nitrógeno como uno de los productos de reacción.

- Escribe y ajusta las semirreacciones de oxidación-reducción, así como la ecuación molecular global.
- Calcula el potencial de la reacción y justifica si se produce de manera espontánea.
- ¿Qué volumen de ácido nítrico 12 M es necesario para consumir completamente 20,2 g de cadmio?

DATOS: $A_r (\text{Cd}) = 112 \text{ u}$; $E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$; $E^\circ (\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V}$.

Resultado: c) $V = 40 \text{ mL}$.

PROBLEMA 2.- Una disolución acuosa 0,2 M de ácido cianhídrico, HCN, está ionizada un 0,16 %. Calcula:

- La constante de acidez.
- El pH y la concentración de OH^- en la disolución.

Resultado: a) $K_a = 5,13 \cdot 10^{-5}$; b) $\text{pH} = 2,495$; $[\text{OH}^-] = 3,13 \cdot 10^{-12} \text{ M}$.