

UNA ONG ESPERA TU RESPUESTA, ATIÉNDELA PARA QUE PUEDA AYUDAR A OTROS

OPCIÓN A

CUESTIÓN 2.- Indica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones, justificando su respuesta:

- Una reacción espontánea nunca puede ser endotérmica.
- Cuando aumenta la temperatura en un equilibrio exotérmico, la constante de velocidad de la reacción directa disminuye.
- En una reacción entre gases del tipo $A + 2B \rightleftharpoons 2C$, los valores de K_c y K_p son iguales.
- En una reacción entre gases del tipo $A + 2B \rightleftharpoons 2C + D$, un aumento en la presión del recipiente, a temperatura constante, no modifica la cantidad de reactivos y productos presentes en el equilibrio.

Solución:

a) Falsa. Una reacción es espontánea cuando su variación de energía libre de Gibbs es menor que cero, es decir, cuando $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S < 0$. Luego, si $\Delta H > 0$ (reacción endotérmica) y $\Delta S < 0$ (aumenta el orden molecular), ocurre que al sumar a ΔH el producto $T \cdot \Delta S$, la variación de $\Delta G < 0$ y la reacción nunca será espontánea, pero si $\Delta S > 0$, ahora al restar a ΔH el producto $T \cdot \Delta S$, para temperaturas elevadas, la reacción es espontánea por ser $\Delta G < 0$.

b) Falsa. En un equilibrio exotérmico, la velocidad de reacción de las reacciones directa e inversa es la misma, y al aumentar la temperatura, dar calor, el sistema reacciona desplazando el equilibrio en el sentido endotérmico, lo que pone de manifiesto que se incrementa la velocidad de reacción inversa. Ello se debe a que el valor de K_c se hace menor que el de Q_c y, por ello, debe disminuir la concentración de los productos de reacción y aumentar la de los reactivos. Luego, el valor de la constante de velocidad, k , no modifica su valor, son los productos y reactivos los que alteran sus concentraciones.

c) Falsa. En una reacción entre gases en equilibrio, la relación entre las constantes K_c y K_p es: $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$, y solo cuando $\Delta n = 0$, los valores de K_c y K_p son iguales. Como en el equilibrio que se propone los moles de reactivo es mayor que los de producto, ambas constantes tienen distintos valores.

d) Verdadera. En el equilibrio, el número de moles gaseosos es el mismo en ambos miembros de la ecuación, lo que significa que los valores de las constantes de equilibrio K_c y K_p son iguales, y ello lo pone de manifiesto la relación entre ambas constantes, $K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n} = K_c \cdot (R \cdot T)^0 \Rightarrow K_p = K_c$, luego, la cantidad de moles gaseosos en los productos y reactivos no sufre modificación alguna.

PROBLEMA 1.- Una disolución de ácido nítrico concentrado oxida al zinc metálico, obteniéndose nitrato de amonio y nitrato de cinc.

- Ajusta las semirreacciones de oxidación y reducción de este proceso, y la reacción molecular global.
- Calcula la masa de nitrato de amonio producida si se parte de 13,08 g de Zn y 100 mL de ácido nítrico comercial, que posee un 68% en masa de ácido nítrico y una densidad de $1,12 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$.

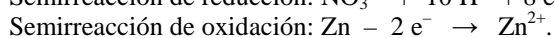
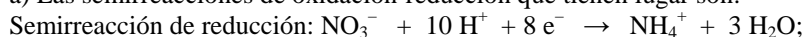
DATOS: $A_r(\text{H}) = 1,0 \text{ u}$; $A_r(\text{N}) = 14,0 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16,0 \text{ u}$; $A_r(\text{Zn}) = 65,4 \text{ u}$.

Solución:

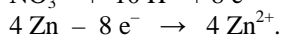
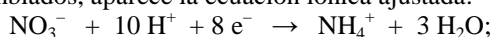
La ecuación de la reacción molecular que se produce es:



a) Las semirreacciones de oxidación-reducción que tienen lugar son:



Multiplicando la semirreacción de oxidación por 4 y sumándolas para eliminar los electrones intercambiados, aparece la ecuación iónica ajustada:



$\text{NO}_3^- + 4 \text{Zn} + 10 \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+ + 4 \text{Zn}^{2+} + 3 \text{H}_2\text{O}$, y llevando estos coeficientes a la ecuación molecular, sabiendo que los 10H^+ son del HNO_3 , queda ésta ajustada:
 $10 \text{HNO}_3 + 4 \text{Zn} \rightarrow 4 \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$.

b) La molaridad de 1 L de disolución acuosa de HNO_3 es:

$$1,12 \frac{\text{g disolución}}{\text{mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{\text{L disolución}} \cdot \frac{68 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 12,1 \text{ M.}$$

Los moles de ácido contenidos en el volumen de disolución propuesto y los moles de Zn que se emplean en la reacción son: $n(\text{HNO}_3) = M \cdot V = 12,1 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,1 = 1,21 \text{ moles}$;

$$n(\text{Zn}) = \frac{13,08 \text{ g}}{65,4 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,2 \text{ moles, y al indicar la estequiometría de la reacción que cuatro moles de Zn}$$

reaccionan con 10 moles de HNO_3 , se deduce que el Zn es el reactivo limitante, correspondiendo a los

$$\text{moles de Zn que reaccionan la masa: } 0,2 \text{ moles Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{4 \text{ moles Zn}} \cdot \frac{80 \text{ g NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} = 4 \text{ g NH}_4\text{NO}_3.$$

Resultado: b) 4 g NH_4NO_3 .

PROBLEMA 2. Un ácido monoprótico presenta una constante de acidez $K_a = 2,5 \cdot 10^{-5}$.

- Calcula la concentración inicial de este ácido necesaria para obtener una disolución con $\text{pH} = \text{p}K_a - 2$.
- Calcula la masa de KOH necesaria para neutralizar 100 mL de la disolución del ácido del apartado a).
- Razona si el pH resultante de la neutralización del apartado b) es ácido, básico o neutro.

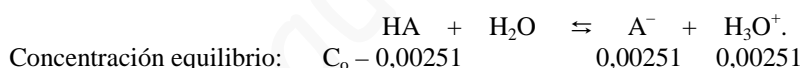
DATOS: $A_r(\text{H}) = 1,0 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16,0 \text{ u}$; $A_r(\text{K}) = 39,1 \text{ u}$.

Solución:

a) El $\text{p}K_a$ del ácido monoprótico, HA, es $-\log K_a = -\log 2,5 \cdot 10^{-5} = 5 - 0,4 = 4,6$.

El pH de la disolución será $\text{pH} = \text{p}K_a - 2 = 4,6 - 2 = 2,6$, siendo la concentración de iones oxonios y del anión: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = 10^{-1,6} = 10^{0,4} \cdot 10^{-2} = 2,51 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

Llamando C_o a la concentración inicial del ácido monoprótico, HA, la concentración de cada una de las especies en el equilibrio de ionización es:



Llevando estas concentraciones a la constante de equilibrio, despejando C_o y operando, se tiene su valor:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \Rightarrow 2,5 \cdot 10^{-5} = \frac{0,00251^2}{C_o - 0,00251} \Rightarrow C_o = \frac{0,00251^2 + 0,00251 \cdot 2,5 \cdot 10^{-5}}{2,5 \cdot 10^{-5}} = 0,2545 \text{ M.}$$

b) La ecuación correspondiente a la reacción de neutralización es:

$\text{HA} + \text{KOH} \rightarrow \text{KA} + \text{H}_2\text{O}$, en la que la estequiometría indica que un mol de ácido reacciona con un mol de base; luego, los moles de ácido utilizados son los de base que hay que emplear.

Moles de ácido: $n(\text{HA}) = M \cdot L = 0,2545 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,02545 \text{ moles}$, que son los que se necesitan de base, y les corresponde la masa: $0,02545 \text{ moles KOH} \cdot \frac{56,1 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 1,43 \text{ g}$.

c) Al ser el anión de la sal, A^- , la base conjugada relativamente fuerte del ácido débil, HA, sufre hidrólisis según la ecuación: $\text{A}^-(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HA}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$, en la que el ión hidróxido hace que el pH de la disolución sea básico.

Resultado: a) $[\text{HA}] = 0,2545 \text{ M}$; b) 1,43 g.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 2. En tres matraces sin etiquetar se dispone de disoluciones de la misma concentración de cloruro de sodio, hidróxido de sodio y acetato de sodio.

- Razona cómo podría identificar cada una de las disoluciones midiendo su pH.
- Justifica, sin hacer cálculos, cómo se modifica el pH de las disoluciones si se añade a cada matraz 1 L de agua.

DATO: pKa (ácido acético) = 4,8.

Solución:

a) El cloruro de sodio, NaCl, en disolución se encuentra totalmente ionizado, siendo ambos iones, Na⁺ y Cl⁻, el ácido y base conjugados muy débiles de la base y ácido muy fuerte, NaOH y HCl, de los que procede la sal. Esto es la razón por la que no sufre hidrólisis y proporcionan un pH neutro a la disolución.

El hidróxido de sodio, NaOH, es una base fuerte totalmente ionizada en disolución acuosa, por lo que su pH es muy básico.

El acetato sódico, CH₃COONa, es una sal totalmente ionizada en disolución acuosa, y es el anión acetato, CH₃COO⁻, base conjugada relativamente fuerte del ácido débil acético, CH₃COOH, el que sufre hidrólisis según el equilibrio: CH₃COO⁻ + H₂O ⇌ CH₃COOH + OH⁻, y es la concentración de iones hidróxidos que aparece la que da un pH básico a la disolución.

Al ser una disolución neutra y las otras, una muy básica y la otra menos básica, es el valor del pH el que permite identificar a cada una de las disoluciones.

b) La disolución de NaCl no modifica el valor de su pH al diluir, pues sea cual sea la concentración de los iones Na⁺ y Cl⁻, siguen sin sufrir hidrólisis y el pH de la disolución permanece constante.

La disolución de NaOH disminuye su concentración y por ello la de los iones hidróxidos, lo que altera el pH de la disolución disminuyéndolo.

Al diluir la sal acetato de sodio, disminuye su concentración y, en consecuencia, la de los iones acetato, lo que se traduce en una disminución de la concentración de iones hidróxido en la disolución, por lo que crece el pH.

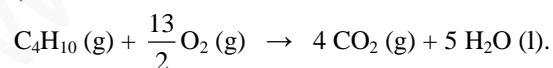
PROBLEMA 1.- Considera la reacción de combustión del butano gaseoso.

- Formula y ajusta dicha reacción.
- Estima la variación de entalpía de la reacción a partir de las energías de enlace.
- Calcula la variación de entalpía de la reacción a partir de las entalpías de formación.
- Teniendo en cuenta que en el apartado b) se supone que los productos están en estado gaseoso, utiliza los resultados de los apartados b) y c) para estimar la entalpía de vaporización molar del agua.

DATOS: Energías enlace (kJ · mol⁻¹): C-H = 415,0; C-C = 347,0; O-H = 460,0; C=O = 802,0; O=O = 498,0; Entalpías de formación estándar (kJ · mol⁻¹): C₄H₁₀ (g) = -125,6; CO₂ (g) = -393,5; H₂O (l) = -285,8.

Solución:

a) La reacción de combustión del butano es:



b) La entalpía de reacción en función de las entalpías de enlace es:

$$\begin{aligned} \Delta H_c &= \Delta H_{\text{rotos}} - \Delta H_{\text{formados}} = 4 \cdot \Delta H_{\text{C-C}} + 10 \cdot \Delta H_{\text{C-H}} + \frac{13}{2} \cdot \Delta H_{\text{O=O}} - 8 \cdot \Delta H_{\text{C=O}} - 10 \Delta H_{\text{O-H}} = \\ &= (4 \cdot 347,0 + 10 \cdot 415,0 + \frac{13}{2} \cdot 498,0) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (8 \cdot 802,0 + 10 \cdot 460,0) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -2.241,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \end{aligned}$$

c) La entalpía de reacción en función de las entalpías de formación es:

$$\Delta H_c = \Delta H_{\text{f productos}} - \Delta H_{\text{f reactivos}} = 4 \cdot \Delta H_{\text{f CO}_2} (\text{g}) + 5 \cdot \Delta H_{\text{f H}_2\text{O}} (\text{l}) - \Delta H_{\text{f C}_4\text{H}_{10}} (\text{g}) = [4 \cdot (-393,5) + 5 \cdot (-285,5)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-125,6) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -2.875,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

d) La entalpía de vaporización de un mol de agua líquida, a partir de las variaciones de entalpía de la reacción de combustión de butano es: $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$: $\Delta H_v = -2.241 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} - (-2.875,9) \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 634,9$ que por llevar en su cálculo 5 moles de agua, ha de dividirse por 5 para dar el resultado por mol, es decir, la entalpía de vaporización molar sería $126,98 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Resultado: b) $-2.241,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; c) $-2.875,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; d) $125,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

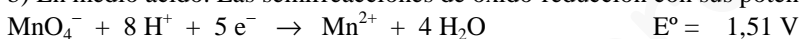
PROBLEMA 2.- El permanganato de potasio actúa como oxidante en medio ácido, dando como producto Mn^{2+} . Por el contrario, como oxidante en medio básico el permanganato de potasio da como producto MnO_2 .

- a) **Ajusta las semirreacciones del anión permanganato como oxidante en medio ácido y en medio básico.**
 b) **Razona qué medio es necesario (ácido o básico) si se quiere usar permanganato de potasio para oxidar una barra de plata.**
 c) **De acuerdo con los resultados del apartado anterior, calcula qué volumen de una disolución de permanganato de potasio 0,2 M es necesario para oxidar 10,8 g de plata metálica.**
DATOS: $E^\circ(\text{V})$: $\text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,80$; $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+} = 1,51$; $\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2 = 0,59$; $A_r(\text{Ag}) = 108$.

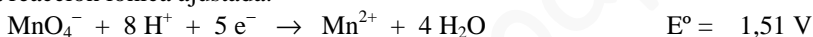
Solución:

a) Semirreacción de reducción en medio ácido: $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$.
 Semirreacción de reducción de medio básico: $\text{MnO}_4^- + 2 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4 \text{OH}^-$.

b) En medio ácido. Las semirreacciones de oxido-reducción con sus potenciales son:



Multiplicando la semirreacción de oxidación por 5 y sumándolas para eliminar los electrones, queda la reacción iónica ajustada:



$\text{MnO}_4^- + 5 \text{Ag} + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5 \text{Ag}^+ + 4 \text{H}_2\text{O} \quad E^\circ = 0,71 \text{ V}$, que por ser positivo indica que la reacción se produce espontáneamente.

En medio básico potencial de la reacción sería negativa, $-0,21 \text{ V}$, por lo que la reacción no es posible.

c) La reacción indica que 1 mol de permanganato reacciona con 5 moles de plata, luego, determinando los moles de plata que se emplean se obtienen los moles de permanganato, y de ellos, el volumen de disolución necesario.

$$\text{Moles de plata: } n(\text{Ag}) = \frac{\text{moles}}{\text{masamolar}} = \frac{10,8 \text{ g}}{108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1 \text{ moles, por lo que de permanganato se}$$

necesitan $0,1/5 = 0,02$ moles, que se encuentran disueltos en el volumen de disolución:

$$V = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{0,02 \text{ moles}}{0,2 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,1 \text{ L} = 100 \text{ mL.}$$

Resultado: c) 100 mL L.