

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Para las siguientes sustancias, H₂, HF, HCl, HBr, indica, justificando brevemente la respuesta:

- La sustancia que presentará mayor longitud de enlace.
- Las sustancias que presentarán momento dipolar permanente.
- La sustancia que presentará mayor momento dipolar.
- Las sustancias en las que el enlace se formará por solapamiento entre un orbital s y uno p.

CUESTIÓN 2.- a) Indica, justificando la respuesta, que condiciones tiene que cumplir una reacción para que sus valores de K_c y K_p sean iguales.

b) Indica en qué sentido (formación de productos o de reaccionantes) evolucionará una reacción química cuando su cociente de reacción vale 3 sabiendo que su constante de equilibrio, K_c = 4.

c) Para una determinada reacción química, a 300 K de temperatura, su constante de equilibrio, K_c = 3, mientras que a 350 K de temperatura, K_c = 5. Indica, justificando brevemente la respuesta, a cuál de esas dos temperaturas llevarías a cabo la reacción si quieres favorecer la formación de productos.

PROBLEMA 1.- La reacción $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ es de orden 1 y su constante de velocidad a 45 °C vale $5 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$. Suponiendo que la concentración inicial de N₂O₅ 0,25 M, determina a esa temperatura:

- La concentración de N₂O₅ después de 3 minutos.
- El tiempo necesario para que la concentración de N₂O₅ sea 0,15 M.

Resultado: a) [N₂O₅] = 0,228 M; b) t = 1.020 s.

PROBLEMA 2.- Calcula el pH de la disolución que resulta de añadir a 1 L de ácido acético, CH₃COOH, 0,3 M a 1,5 L de hidróxido de sodio, NaOH, 0,2 M.

DATOS: K_a (CH₃COOH) = $1,8 \cdot 10^{-5}$; K_w = 10^{-14} .

Resultado: pH = 8,914.

OPCIÓN B

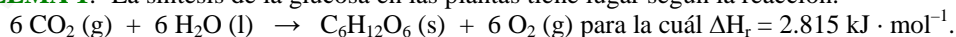
CUESTIÓN 1.- Los iones X⁺ e Y⁻ tienen la misma configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Indica, justificando brevemente la respuesta:

- Cuál es el número atómico de los elementos X e Y.
- Cuál de los dos iones tendrá mayor volumen.
- Si los iones X⁺ e Y⁻ tendrán tendencia a aumentar su carga.
- Cuál de los dos elementos tendrá mayor tendencia a perder un electrón.

CUESTIÓN 2.- Sabiendo que para el ácido acético K_a = $1,8 \cdot 10^{-5}$ y para el amoníaco K_b = $1,8 \cdot 10^{-5}$, indica, justificando la respuesta, el tipo de pH (ácido, básico o neutro) que cabe esperar cuando se disuelven en agua las siguientes sales:

- Acetato de sodio.
- Cloruro de sodio.
- Cloruro de amonio.

PROBLEMA 1.- La síntesis de la glucosa en las plantas tiene lugar según la reacción:



- Determina la entalpía de formación de la glucosa.
- Calcula la energía necesaria para obtener 50 g de glucosa mediante la reacción del enunciado.
- Determina los litros de oxígeno desprendidos a 25 °C y 1 atm por cada gramo de glucosa formado.

DATOS: $\Delta H^\circ [(\text{H}_2\text{O}(\text{l}))] = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ [(\text{CO}_2(\text{g}))] = -393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
R = 0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

Resultado: a) $\Delta H_f^\circ(\text{glucosa}) = -1.260,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$; b) 781,94 kJ; c) 0,81 L.

PROBLEMA 2.- Para valorar en medio ácido una disolución acuosa que contenía 0,188 g de oxalato de sodio, Na₂C₂O₄, se necesitaron 17,5 mL de una disolución de KMnO₄.

- a) Ajusta por el método del ión-electrón la ecuación del proceso:
 $\text{MnO}_4^- + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{CO}_2$

- b) Determina la molaridad de la disolución de KMnO_4 utilizada.

DATOS: $A_r(\text{C}) = 12 \text{ u}$; $A_r(\text{O}) = 16 \text{ u}$; $A_r(\text{Na}) = 23 \text{ u}$.

Resultado: b) 0,032 M.

www.yoquieroaprobar.es

OPCIÓN A

CUESTIÓN 1.- Para las siguientes sustancias, H₂, HF, HCl, HBr, indica, justificando brevemente la respuesta:

- La sustancia que presentará mayor longitud de enlace.
- Las sustancias que presentarán momento dipolar permanente.
- La sustancia que presentará mayor momento dipolar.
- Las sustancias en las que el enlace se formará por solapamiento entre un orbital s y uno p.

Solución:

a) Longitud de enlace es la distancia entre los núcleos de dos átomos unidos por un enlace covalente. Luego, por tener todas las sustancias un átomo común, el de hidrógeno, y pertenecer el otro átomo, en las tres últimas sustancias, al grupo de los halógenos, la sustancia con mayor longitud de enlace es la HBr, pues el átomo de bromo es el de mayor volumen.

b) Debido a la diferencia de electronegatividad entre los halógenos y el hidrógeno, las sustancias HF, HCl y HBr presentan un momento dipolar permanente.

c) La sustancia con mayor momento dipolar, por ser mayor la diferencia de electronegatividad entre los átomos que la forman, es el HF.

d) Las sustancias HF, HCl y HBr son las que poseen un enlace covalente formado al solapar el orbital s del átomo de hidrógeno con el orbital 2p, 3p y 4p de los átomos de F, Cl y Br.

CUESTIÓN 2.- a) Indica, justificando la respuesta, que condiciones tiene que cumplir una reacción para que sus valores de K_c y K_p sean iguales.

b) Indica en qué sentido (formación de productos o de reaccionantes) evolucionará una reacción química cuando su cociente de reacción vale 3 sabiendo que su constante de equilibrio, K_c = 4.

c) Para una determinada reacción química, a 300 K de temperatura, su constante de equilibrio, K_c = 3, mientras que a 350 K de temperatura, K_c = 5. Indica, justificando brevemente la respuesta, a cuál de esas dos temperaturas llevarías a cabo la reacción si quieres favorecer la formación de productos.

Solución:

a) Entre las constantes de equilibrio K_c y K_p existe la relación: $K_c = K_p \cdot (R \cdot T)^{-\Delta n}$, en donde Δn es la diferencia entre la suma de los moles de productos y la suma de los moles de reactivos. Luego, si Δn es cero, es decir, si el número de moles de los productos gaseosos de reacción, son los mismos que los de los reactivos gaseosos en el equilibrio, se cumple que $K_c = K_p$.

b) La expresión de la constante de equilibrio, Q_c, es la misma que la de la constante de equilibrio K_c, es decir, $Q_c = K_c = \frac{[\text{concentración de productos}]}{[\text{concentración de reactivos}]}$, y por ser K_c mayor que Q_c, es fácil deducir que el equilibrio se desplazará hacia la formación de los productos de reacción.

c) Si el valor de la constante de equilibrio es mayor a 350 K, se comprende que a esa temperatura el equilibrio se encuentra más desplazado hacia los productos de reacción, que a la temperatura de 300 K, por lo que, si lo que se pretende es favorecer la formación de productos de reacción, la temperatura a la que se debe realizar la reacción es a la de 350 K.

PROBLEMA 2.- Calcula el pH de la disolución que resulta de añadir a 1 L de ácido acético, CH₃COOH, 0,3 M a 1,5 L de hidróxido de sodio, NaOH, 0,2 M.

DATOS: K_a (CH₃COOH) = 1,8 · 10⁻⁵; K_w = 10⁻¹⁴.

Solución:

Al mezclar las disoluciones ácida y básica se produce una reacción de neutralización con formación de la sal acetato de sodio y agua: $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$.

Como la reacción transcurre mol a mol, determinando los moles de ácido y base que hay en cada una de las disoluciones, se conocerá si uno de los dos reactivos, ácido o base, se encuentra en exceso o reaccionan los dos completamente.

Los moles de ácido son: $n(\text{CH}_3\text{COOH}) = M \cdot V = 0,3 \text{ moles} \cdot 1 \text{ L} = 0,3 \text{ moles}$.

Los moles de base son: $n(\text{NaOH}) = M \cdot V = 0,2 \text{ moles} \cdot 1,5 \text{ L} = 0,3 \text{ moles}$.

Luego, al ser iguales los moles de ácido y base que reaccionan la reacción de neutralización es completa, formándose 0,3 moles de la sal acetato de sodio, que en disolución se encuentra totalmente disociada en sus iones: $\text{CH}_3\text{COONa}(\text{ac}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$, siendo el anión acetato, CH_3COO^- , la base conjugada relativamente fuerte del ácido débil CH_3COOH , y el catión sodio, Na^+ , el ácido conjugado muy débil de la base muy fuerte, NaOH , por lo que, el anión se hidroliza según la expresión:

$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$, que por incrementar la concentración de iones hidróxidos, la disolución adquiere un carácter básico, es decir, $\text{pH} > 7$.

La concentración de la sal formada, teniendo presente que los volúmenes son aditivos, es:

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = \frac{\text{moles sal}}{\text{volumen}} = \frac{0,3 \text{ moles}}{2,5 \text{ L}} = 0,12 \text{ M.}$$

La constante de hidrólisis vale: $K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$ y

llamando α al grado de hidrólisis, las concentraciones de todas las especies al inicio y en el equilibrio son:

	$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$
Concentración inicial	0,12 0 0
Concentración en el equilibrio	$0,12 \cdot (1 - \alpha)$ $0,12 \cdot \alpha$ $0,12 \cdot \alpha$

y sustituyendo valores en K_h , despreciando α frente a 1 en el denominador y operando, sale para α el valor:

$$5,56 \cdot 10^{-10} = \frac{0,12^2 \cdot \alpha^2}{0,12 \cdot (1 - \alpha)} \Rightarrow 5,56 \cdot 10^{-10} = 1,12 \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{5,56 \cdot 10^{-10}}{0,12}} = 6,81 \cdot 10^{-5}, \text{ de}$$

donde resulta para $[\text{OH}^-]$ en el equilibrio: $[\text{OH}^-] = 0,12 \cdot 6,81 \cdot 10^{-5} = 8,2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$.

El pOH de la disolución es: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 8,2 \cdot 10^{-6} = 6 - \log 8,2 = 6 - 0,914 = 5,086$ y el pH se obtiene de la expresión: $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,086 = 8,914$.

Resultado: pH = 8,914.

OPCIÓN B

CUESTIÓN 1.- Los iones X^+ e Y^- tienen la misma configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Indica, justificando brevemente la respuesta:

- a) **Cuál es el número atómico de los elementos X e Y.**
- b) **Cuál de los dos iones tendrá mayor volumen.**
- c) **Si los iones X^+ e Y^- tendrán tendencia a aumentar su carga.**
- d) **Cuál de los dos elementos tendrá mayor tendencia a perder un electrón.**

Solución:

a) En un átomo neutro, el número de electrones de la corteza es igual al número de protones del núcleo, e igual al número atómico del átomo. Luego, en un catión, el número de electrones de su corteza más su carga positiva es el número atómico del elemento, y en un anión, dicho número atómico coincide con el número de electrones de su corteza menos su carga negativa. Por tanto, el número atómico del elemento X es $Z = 18 + 1 = 19$, y el del elemento Y es $Z = 18 - 1 = 17$.

b) El ión positivo X^+ , al tener en su corteza un electrón menos que el átomo neutro, la fuerza atractiva del núcleo sobre el electrón más externo es mayor por encontrarse menos apantallado, siendo, por ello, el volumen del catión menor que el del átomo neutro. Por el contrario, el ión negativo Y^- , posee un electrón más en su corteza que el átomo neutro, por lo que, el apantallamiento sobre el electrón más externo es mayor y, en consecuencia, el volumen del anión es mayor que el del átomo neutro. Ahora bien, como los iones son isoelectrónicos, el de mayor carga nuclear es el que ejerce una mayor fuerza atractiva

sobre los electrones de la corteza y provoca en el ión una mayor contracción de su volumen, siendo, por ello, el volumen del catión, X^+ , menor que el del anión, Y^- .

c) Por poseer los correspondientes iones configuración electrónica estable de gas noble, ninguno de los dos tiene tendencia a ceder o aceptar más electrones de los que posee. Ambas especies son estables.

d) El elemento con mayor tendencia a perder un electrón es el X, pues este elemento es un metal alcalino, con un solo electrón en el orbital 4s, que le resulta muy fácil ceder para conseguir la configuración electrónica estable del gas noble anterior, argón. Por el contrario, el elemento Y, un metal halógeno, por poseer 7 electrones en su último nivel energético, $3s^2 3p^5$, no sólo no tiene tendencia a ceder un electrón, sino que tiene tendencia a aceptarlo para así adquirir la configuración electrónica estable del gas noble siguiente, el argón.

CUESTIÓN 2.- Sabiendo que para el ácido acético $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$ y para el amoníaco $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$, indica, justificando la respuesta, el tipo de pH (ácido, básico o neutro) que cabe esperar cuando se disuelven en agua las siguientes sales:

- a) Acetato de sodio.
- b) Cloruro de sodio.
- c) Cloruro de amonio.

Solución:

a) La sal acetato de sodio se encuentra formada por el anión de un ácido débil y el catión de una base muy fuerte. El anión, base conjugada relativamente fuerte se hidroliza mientras que el catión, ácido conjugado muy débil no sufre hidrólisis. Luego, de la expresión de la hidrólisis se puede deducir que:

$CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$ al incrementarse la concentración de iones hidróxidos, OH^- , el pH de la disolución formada al disolver la sal acetato de sodio es básico.

b) La sal cloruro de sodio, formada por el anión cloruro, Cl^- , base conjugada muy débil del ácido muy fuerte clorhídrico, HCl, y el catión sodio, Na^+ , ácido conjugado muy débil de la base muy fuerte hidróxido sódico, NaOH, no sufren hidrólisis, por lo que, la disolución resultante presenta un pH neutro.

c) La sal cloruro de amonio se encuentra formada por el anión cloruro, Cl^- , base conjugada muy débil del ácido muy fuerte clorhídrico, HCl, y el catión amonio, NH_4^+ ácido conjugado relativamente fuerte de la base débil amoníaco, NH_3 , que es la única especie que se hidroliza según la expresión:

$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$, que por incrementar la concentración de los iones oxonios, H_3O^+ , proporciona a la disolución un pH ácido.

PROBLEMA 2.- Para valorar en medio ácido una disolución acuosa que contenía 0,188 g de oxalato de sodio, $Na_2C_2O_4$, se necesitaron 17,5 mL de una disolución de $KMnO_4$.

a) **Ajusta por el método del ión-electrón la ecuación del proceso:**

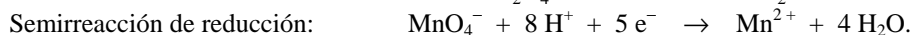


b) **Determina la molaridad de la disolución de $KMnO_4$ utilizada.**

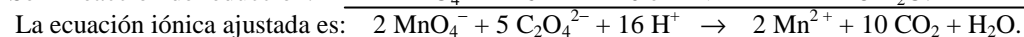
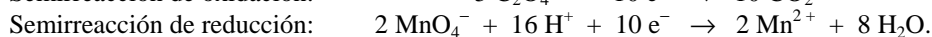
DATOS: $A_r(C) = 12 \text{ u}$; $A_r(O) = 16 \text{ u}$; $A_r(Na) = 23 \text{ u}$.

Solución:

a) Las semirreacciones de oxidación-reducción son:



Al tener las semirreacciones distinto número de electrones, estos se igualan multiplicando cada una por el coeficiente electrónico de la otra, se suman para eliminarlos y queda la ecuación iónica ajustada:



b) Los moles de oxalato de sodio en la disolución son: $n(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{0,188 \text{ g}}{134 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,0014$, y

como por cada 5 moles de oxalato se consumen 2 moles de permanganato, los moles de permanganato que se necesitan consumir para que reaccionen con los 0,00144 moles de oxalato son:

$$0,0014 \text{ moles } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles } \text{KMnO}_4}{5 \text{ moles } \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 5,6 \cdot 10^{-4} \text{ moles de } \text{KMnO}_4, \text{ que por encontrarse}$$

disueltos en un volumen de 17,5 mL de disolución, proporciona a esta la concentración molar:

$$M = \frac{\text{moles}}{\text{Litros}} = \frac{5,6 \cdot 10^{-4} \text{ moles}}{0,0175 \text{ L}} = 0,032 \text{ M.}$$

Resultado: b) 0,032 M.