

PROBLEMA 1.- El hierro metálico se disuelve en disoluciones de ácido clorhídrico, de acuerdo con la siguiente ecuación química (no ajustada): $\text{Fe (s)} + \text{HCl (ac)} \rightarrow \text{FeCl}_3 \text{ (ac)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$. Una pieza de Fe puro se disolvió en 250,0 mL de una disolución de HCl 0,230 M. Tras la reacción se determinó que la concentración de HCl había disminuido hasta 0,146 M.

- a) Ajusta la ecuación química y calcula la masa (en g) de Fe metálico que reaccionó.
 b) Calcula la concentración molar de FeCl_3 en la disolución final.
 c) Calcula el volumen (en L) de dihidrógeno generado, medido a 740 mm Hg y 25 °C.

DATOS: $A_r(\text{H}) = 1 \text{ u}$; $A_r(\text{Cl}) = 35,5 \text{ u}$; $A_r(\text{Fe}) = 55,8 \text{ u}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$;

Solución:

a) Las semirreacciones iónicas que tienen lugar son:

Semirreacción de oxidación: $\text{Fe} - 3 \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{3+}$;

Semirreacción de reducción: $2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$.

Multiplicando la semirreacción de oxidación por 2, la de reducción por 3 y sumándolas se eliminan los electrones, quedando la ecuación iónica ajustada:

$2 \text{Fe} - 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+}$;

$6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{H}_2$.

$2 \text{Fe} + 6 \text{H}^+ \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+} + 3 \text{H}_2$.

Teniendo en presente que los 6 protones corresponden al ácido clorhídrico, llevando los coeficientes obtenidos a la ecuación molecular, queda ésta ajustada:

$2 \text{Fe(s)} + 6 \text{HCl (ac)} \rightarrow 2 \text{FeCl}_3 \text{ (ac)} + 3 \text{H}_2 \text{ (g)}$

La estequiometría de la reacción indica que 2 moles de Fe metal reacciona con 6 moles de HCl, por lo que determinando los moles de Fe que reaccionan, se calculan sus gramos.

Inicialmente hay 250 mL de disolución 0,23 M de HCl, siendo los moles de HCl disponibles: $(\text{HCl}) = M \cdot V = 0,23 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,250 \text{ L} = 0,0575 \text{ moles}$.

El consumo de HCl en la reacción hace disminuir su concentración hasta 0,146 M, por lo que, los moles de HCl que quedan en el equilibrio son:

$0,0575 \text{ moles} - M \cdot V = 0,0575 \text{ moles} - 0,146 \text{ moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,250 \text{ L} = 0,021 \text{ moles}$ de HCl que no reaccionan, siendo los moles que han reaccionado $0,0575 \text{ moles} - 0,021 \text{ moles} = 0,0365 \text{ moles}$.

Los moles de Fe que reaccionan con el HCl se obtienen de la estequiometría de la reacción y de los moles de HCl que reaccionan, es decir: $0,0365 \text{ moles HCl} \cdot \frac{2 \text{ moles Fe}}{6 \text{ moles HCl}} = 0,012 \text{ moles de Fe}$, a los

que corresponden la masa: $0,012 \text{ moles} \cdot \frac{55,8 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 0,67 \text{ g de Fe}$.

b) Como la estequiometría de la reacción indica que 6 moles de HCl producen 2 moles de FeCl_3 , los moles de esta sustancia que se forman a partir de los 0,0365 moles de HCl que reaccionan, que coinciden con los moles de Fe reaccionados, 0,012 moles. En efecto,

$0,0365 \text{ moles HCl} \cdot \frac{2 \text{ moles FeCl}_3}{6 \text{ moles HCl}} = 0,012 \text{ moles FeCl}_3 \text{ (s)}$, siendo su concentración:

$[\text{FeCl}_3] = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,012 \text{ moles}}{0,25 \text{ L}} = 0,048 \text{ M}$.

c) Los moles de H_2 que se producen, según la estequiometría de la reacción y los moles de HCl reaccionantes: $n(\text{H}_2) = 0,0365 \text{ moles HCl} \cdot \frac{3 \text{ moles H}_2}{6 \text{ moles HCl}} = 0,0183 \text{ moles H}_2$, que ocupan el volumen:

$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,0183 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298 \text{ K} \cdot 760 \text{ mm Hg}}{740 \text{ mm Hg}} = 0,46 \text{ L}$.

Resultado: a) Masa Fe = 0,67 g; b) $[\text{FeCl}_3] = 0,048 \text{ M}$; c) $V(\text{H}_2) = 460 \text{ mL}$.

PROBLEMA 2.- En un reactor de 1 litro de capacidad, se introducen 0,1 moles de PCl_5 y se calienta a 250 °C. A esa temperatura se produce la disociación del PCl_5 , según la ecuación química:

$\text{PCl}_5 \text{ (g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_3 \text{ (g)} + \text{Cl}_2 \text{ (g)}$. Una vez alcanzado el equilibrio, el porcentaje de disociación del PCl_5 es del 48 %. Calcula:

- a) La presión total en el interior del reactor una vez alcanzado el equilibrio.
 b) El valor de las constantes K_p y K_c a la temperatura de trabajo.

c) Indica razonadamente si, al disminuir el volumen del reactor a la mitad, manteniendo la temperatura constante, el porcentaje de disociación del PCl_5 aumentará o disminuirá.
 DATO: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Solución:

a) De los 0,1 moles iniciales de PCl_5 , al disociarse el 48 %, quedan sin disociar $0,52 \cdot 0,1$ moles, y se formarán $0,48 \cdot 0,1$ moles de PCl_3 y $0,48 \cdot 0,1$ moles de Cl_2 .

Esquemáticamente, los moles iniciales y en el equilibrio de cada especie son:

	PCl_5 (g)	\rightleftharpoons	PCl_3 (g)	$+$	Cl_2 (g)
Moles iniciales:	0,1		0		0
Moles en el equilibrio	$0,52 \cdot 0,1$		$0,48 \cdot 0,1$		$0,48 \cdot 0,1$
	0,052		0,048		0,048

Los moles totales en el equilibrio son: $n_t = 0,052 + 0,048 + 0,048 = 0,148$ moles, que ejercen una

presión de: $P_t = \frac{n_t \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0,148 \text{ moles} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 523 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 6,35 \text{ atm}$.

b) La concentración de cada gas en el equilibrio coinciden con sus moles al ser el volumen del reactor 1 L, es decir, $[\text{PCl}_5] = 0,052 \text{ M}$; $[\text{PCl}_3] = [\text{Cl}_2] = 0,048 \text{ M}$.

Llevando estas concentraciones a la constante de equilibrio K_c , y operando se tiene el valor de la misma: $K_c = \frac{[\text{PCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]}{[\text{PCl}_5]} = \frac{0,048^2}{0,052} = 0,044 \text{ M}$

De la relación entre K_p y K_c se obtiene el valor de K_p :

$K_p = K_c \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$, siendo Δn la diferencia entre la suma de los moles gaseosos de los productos y la suma de moles gaseosos de los reactivos, $\Delta n = 2 - 1 = 1$, luego:

$K_p = 0,044 \text{ M} \cdot (0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 523 \text{ K})^1 = 1,887 \text{ atm}$.

c) Al disminuir el volumen del reactor, decrece la concentración de las especies y el equilibrio, ante esta alteración, se desplaza en el sentido en el que se produce una disminución en el número de moles, hacia la izquierda, disminuyendo por ello el grado de disociación del PCl_5 .

Resultado: a) $P_t = 6,35 \text{ atm}$; b) $K_c = 0,044 \text{ M}$; $K_p = 1,887 \text{ atm}$; c) A la izquierda.

PROBLEMA 3.- En un laboratorio se dispone de los siguientes ácidos monopróticos: ácido cloroetanoico $K_a = 1,51 \cdot 10^{-3}$, ácido láctico $K_a = 1,48 \cdot 10^{-4}$, ácido propanoico $K_a = 1,32 \cdot 10^{-5}$, ácido etanoico $K_a = 1,78 \cdot 10^{-5}$.

a) Se mide el pH de una disolución 0,1 M de uno de los ácidos, obteniéndose un valor de 2,42. Teniendo en cuenta los datos suministrados, identifica de qué ácido se trata.

b) Una disolución del ácido más débil de los que figuran en la lista anterior tiene un pH 3,52. ¿Cuál es su concentración molar?

Solución:

a) La concentración de iones oxonios y aniones en el equilibrio es:

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,42} = 10^{0,58} \cdot 10^{-3} = 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$.

La concentración del ácido en el equilibrio es su concentración inicial, 0,1 M, menos la de los iones disociados, 0,0038 M, es decir, $[\text{HA}] = 0,1 - 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ M} = 0,0962 \text{ M}$, y llevando estos valores de concentración a la constante ácida, K_a , se tiene:

$K_a = \frac{(3,8 \cdot 10^{-3})^2}{0,0962} = 1,5 \cdot 10^{-4}$. Se trata del ácido láctico.

b) El más débil de los ácidos es el de menor K_a , el propanoico.

Siendo C_0 la concentración inicial del ácido y x su concentración de ionización, la concentración de todas las especies al inicio y en el equilibrio son:

	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ (aq)	$+$	H_2O	\rightleftharpoons	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}^-$ (aq)	$+$	H_3O^+ (aq)
Concentración inicial:	C_0				0		0
Concentración equilibrio:	$C_0 - x$				x		x

Como el $\text{pH} = 3,52$, la concentración de iones oxonios en el equilibrio es:

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,52} = 10^{0,48} \cdot 10^{-4} = 3,02 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, y llevando las concentraciones a la constante de equilibrio y operando sale para C_0 el valor:

$$K_a = \frac{[C_2H_5COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[C_2H_5COOH]} \Rightarrow 1,32 \cdot 10^{-5} = \frac{(3,02 \cdot 10^{-4})^2}{(C_0 - 3,02 \cdot 10^{-4})} \Rightarrow C_0 = 7,21 \cdot 10^{-3} \text{ M.}$$

Resultado: a) Del ácido láctico; b) $[C_2H_5COOH] = 7,21 \cdot 10^{-3} \text{ M.}$

PROBLEMA 4.- En medio ácido, el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , reacciona con el permanganato de potasio, $KMnO_4$, de acuerdo con la siguiente reacción (no ajustada):



a) Escribe la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada.

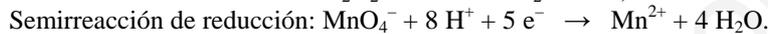
b) Para determinar el contenido en H_2O_2 , 50,0 mL de una muestra de agua oxigenada, que contenía un exceso de H_2SO_4 , se hicieron reaccionar con una disolución de $KMnO_4$ de concentración $0,225 \text{ mol} \cdot L^{-1}$. Se necesitaron 24,0 mL de la disolución de $KMnO_4$ para que la reacción se completase. Calcula la concentración de H_2O_2 (en $\text{mol} \cdot L^{-1}$) en el agua oxigenada analizada.

Solución:

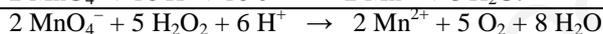
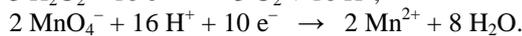
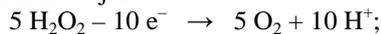
a) La ecuación molecular de la reacción es:



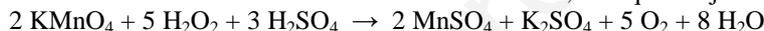
Las semirreacciones de óxido-reducción, ajustadas atómicamente y electrónicamente son:



Sumando ambas semirreacciones, después de multiplicar la primera por 5 y la segunda por 2, se eliminan los electrones ganados y perdidos por el permanganato y el agua oxigenada, quedando la ecuación iónica ajustada:



Llevando estos coeficientes a la ecuación molecular, esta queda ajustada:



b) Los moles de permanganato consumidos en la reacción son:

$n(KMnO_4) = M \cdot V = 0,225 \text{ moles} \cdot L^{-1} \cdot 0,024 \text{ L} = 0,0054 \text{ moles}$, y como la estequiometría de la reacción indica que 2 moles de $KMnO_4$ reaccionan con 5 moles de H_2O_2 , los moles de H_2O_2 contenidos

en la muestra tomada son: $0,0054 \text{ moles } KMnO_4 \cdot \frac{5 \text{ moles } H_2O_2}{2 \text{ moles } KMnO_4} = 0,0135 \text{ moles } H_2O_2$, que al estar

disueltos en 50 mL de disolución, presenta la concentración: $[H_2O_2] = \frac{\text{moles}}{\text{volumen}} = \frac{0,0135 \text{ moles}}{0,05 \text{ L}} = 0,27 \text{ M.}$

Resultado: b) $[H_2O_2] = 0,27 \text{ M.}$

CUESTIÓN 1.- Responde razonadamente a las cuestiones siguientes:

a) ¿Qué átomo tiene primera energía de ionización mayor, el Ca (Z = 20) o el Ge (Z = 32)?

b) ¿Qué átomo tiene mayor electronegatividad, el K (Z = 19) o el As (Z = 33)?

c) ¿Qué átomo tiene mayor radio atómico, el Mg (Z = 12) o el Cl (Z = 17)?

Solución:

La configuración electrónica de los átomos es:

Ca (Z = 20): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; período 4 grupo 2;

Ge (Z = 32): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$; período 4 grupo 14;

K (Z = 19): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$; período 4 grupo 1;

As (Z = 33): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$; período 4 grupo 15;

Mg (Z = 12): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; período 3 grupo 2;

Cl (Z = 17): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$; período 3 grupo 17.

a) Energía de ionización o potencial de ionización es la energía que hay que comunicar a un átomo neutro, gaseoso y en su estado electrónico fundamental, para arrancarle un electrón y convertirlo en ión monopositivo en el mismo estado gaseoso y fundamental. Dentro de un mismo grupo la E. I. o P. I. disminuye al bajar en el grupo por ser los electrones menos fuertemente atraídos al alejarse del núcleo las

capas electrónicas. En un mismo período al situarse el electrón en la misma capa electrónica y crecer la carga nuclear efectiva (crece Z), los electrones son más fuertemente retenidos y crece, por tanto, la E. I. o P. I. al avanzar en el período. La del germanio es la mayor.

b) La electronegatividad es una medida de la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones del enlace químico, covalente, en una molécula. Su valor está directamente relacionado con la masa atómica y la distancia promedio de los electrones de valencia al núcleo atómico. En general, la variación periódica de la electronegatividad es la misma que la de la E. I. La electronegatividad del arsénico es mayor que la del potasio.

c) El radio atómico es la distancia entre el núcleo y el orbital más externo del átomo. A mayor número de capas electrónicas en un átomo, mayor es su tamaño y, por tanto, los radios atómicos de un grupo de elementos situados en un mismo grupo, aumenta al descender en él, mientras que al avanzar en un período, crece la fuerza atractiva con el número atómico Z, y se produce una contracción en el volumen de los elementos, disminuyendo el radio atómico.

El de mayor radio atómico es el magnesio.

CUESTIÓN 2.- a) Dibuja la estructura electrónica de Lewis de la molécula de freón-12 o diclorodifluorometano (CCl₂F₂) y del metanal o formaldehído (H₂CO).

b) Indica la hibridación del átomo de C en cada una de estas especies químicas.

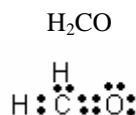
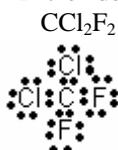
c) Deduce la geometría de ambas moléculas.

d) Discute la polaridad de cada una de las moléculas.

DATOS: Z (H) = 1; Z (C) = 6; Z (O) = 8; Z (F) = 9; Z (Cl) = 17. Electronegatividades: H = 2,2; C = 2,55; O = 3,44; F = 3,98; Cl = 3,16.

Solución:

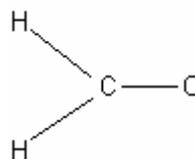
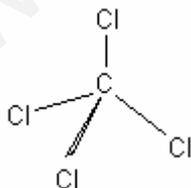
a) La configuración electrónica de los elementos en cada molécula es: H (Z = 1) 1s¹ → 1 e⁻ de valencia; F (Z = 9): 1s² 2s² 2p⁵ → 7 e⁻ de valencia; C (Z = 6): 1s² 2s² 2p² → 4 e⁻ de valencia; Cl (Z = 17): 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵ → 7 e⁻ de valencia.



Como se ve, el carbono de la molécula CCl₂F₂ forma cuatro enlaces covalente y presenta hibridación sp³ al promocionar uno de los electrones 2s al orbital vacío 2p y combinarse seguidamente los nuevos orbitales. El enlace que forma en sus uniones es del σ.

En la molécula H₂CO, el carbono utiliza orbitales híbridos sp³, utilizando 3 de ellos para unirse covalentemente por enlaces σ a los dos hidrógenos y al oxígeno, y el cuarto para unirse mediante un enlace covalente tipo π al átomo de oxígeno.

La estructura es definitiva al ser nula la carga formal sobre todos los átomos. Se trata de una molécula tipo AX₄ que presentara geometría tetraédrica, mientras que la molécula H₂CO es del tipo AX₃ que presentará geometría triangular plana.



De la representación de la molécula CCl₂F₂, se deduce que el momento dipolar resultante de los momentos dipolares de los enlaces, μ_r, es distinto de cero, μ_r ≠ 0, por lo que la molécula es polar.

La geometría de la molécula H₂CO, indica que el momento dipolar resultante de los momentos dipolares de los enlaces, μ_r, es cero, μ_r = 0, por lo que la molécula es apolar.

CUESTIÓN 3.- Se dispone en el laboratorio de láminas de plata, cobre y cinc, así como de disoluciones acuosas, de concentración 1 M, de las sales AgNO₃, Cu(NO₃)₂ y Zn(NO₃)₂. Contesta razonadamente a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cuál de los tres metales es un reductor más fuerte?

Construimos una pila con un electrodo formado por una lámina de Ag metálica sumergida en la disolución de AgNO_3 y otro formado por una lámina de Zn sumergida en la disolución de nitrato de cinc (II), $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$. ¿Cuál de los electrodos funciona como ánodo y cuál como cátodo de la pila? ¿Cuál es el potencial estándar de la pila formada?

b) Considerando la pila del apartado anterior, discute si la lámina de cinc que actúa como electrodo aumenta o disminuye su masa a medida que avanza la reacción.

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

Solución:

a) El metal con mayor poder de reducción es el que tiene mayor tendencia a oxidarse. De los potenciales estándar de reducción:

$$E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V} \rightarrow E^\circ_{\text{oxidación}}(\text{Ag}/\text{Ag}^+) = -0,80 \text{ V};$$

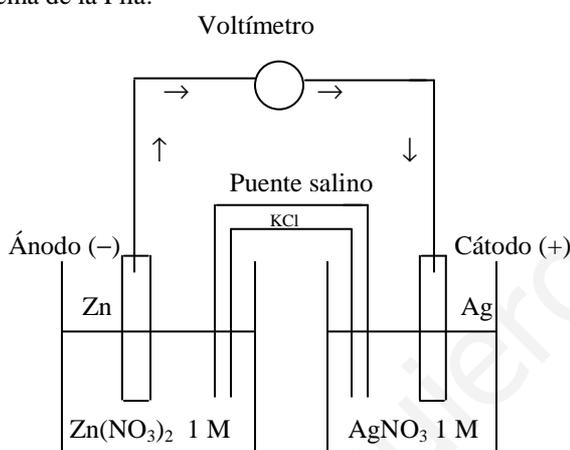
$$E^\circ(\text{Cu}^{2+}) = 0,34 \text{ V} \rightarrow E^\circ_{\text{oxidación}}(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) = -0,34 \text{ V};$$

$$E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V} \rightarrow E^\circ_{\text{oxidación}}(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = 0,76 \text{ V};$$

Se deduce que el cinc es el metal con mayor tendencia a oxidarse, mayor potencial de oxidación o menor potencial estándar de reducción, por lo que es el reductor más fuerte.

De los potenciales dados, el de la Ag^+ (ac) tiene la mayor tendencia a reducirse. Por tanto, Ag^+ (ac) se reduce en el cátodo y el Zn (s) se oxida en el ánodo.

Esquema de la Pila:

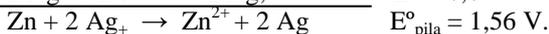
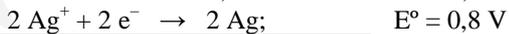
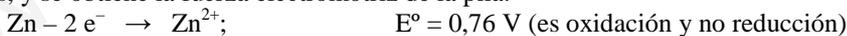


El reductor más fuerte es la lámina de cinc, cuyo potencial estándar de reducción es el más negativo. Es el electrodo que actúa como ánodo, mientras que el electrodo de plata, el de potencial estándar de reducción menos negativo o más positivo, es el que actúa como cátodo.

Para calcular la fuerza electromotriz de la pila se establecen las semirreacciones de óxido-reducción que tiene lugar, cambiando el signo del potencial estándar de reducción a la semirreacción de oxidación:



Multiplicando la semirreacción de reducción por 2 se igualan los electrones que se anulan al sumarlas, y se obtiene la fuerza electromotriz de la pila:



b) La lámina de cinc es el ánodo, de donde salen los electrones hacia el cátodo. La salida de electrones del ánodo hace que el cinc se oxide y el catión Zn^{2+} pasa a la disolución, disminuyendo la masa de la lámina de cinc.

CUESTIÓN 4.- Se dispone en el laboratorio de cuatro disoluciones: A (HCl 0,1 M), B (NaOH 0,1 M), C (HF 0,1 M) y D (NH_3 0,1 M). Discute razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El pH de la disolución A es mayor que el de la disolución C.

b) Al mezclar 50 mL de la disolución A con 25 mL de la disolución B se obtiene una disolución básica.

- c) El pH de la disolución B es mayor que el de la disolución D.
 d) Al mezclar 50 mL de la disolución A con 50 mL de la disolución D se obtiene una disolución neutra.
 DATOS: $K_a(\text{HF}) = 6,6 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 10^{-14}$.

Solución:

a) Falsa. El ácido HCl es muy fuerte y se encuentra totalmente ionizado, siendo la concentración de iones oxonios la misma que la del ácido, mientras que el ácido HF es débil y se encuentra menos ionizado que el A, por lo que su concentración de iones oxonios es bastante menor, siendo esa la razón por la que su pH es superior al del A.

b) Falsa. En los 50 mL de disolución de HCl, A, el número de moles de ácido es superior al número de moles en los 25 mL de disolución NaOH, B, por lo que al haber en la disolución final un exceso de ácido HCl, la disolución que se obtiene es ácida.

c) Verdadera. La disolución B, NaOH, es una base fuerte que se encuentra totalmente ionizada en sus iones sodio e hidróxidos, siendo su pH elevado, mientras que en la disolución del NH_3 , el catión amonio, NH_4^+ , sufre hidrólisis produciendo iones oxonios, que da a la disolución final un carácter ácido y, por ello, un pH inferior al de la disolución B.

d) Falsa. Se obtiene la sal NH_4Cl , que en disolución, el catión NH_4^+ se hidroliza formando iones oxonios que proporcionan a la disolución un carácter ácido y no neutro.

CUESTIÓN 5.- La cinética de la descomposición del peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , al reaccionar con el ión yoduro, I^- , es de primer orden tanto respecto del H_2O_2 como del I^- . Discute razonadamente si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) **Un aumento en la concentración de H_2O_2 no tiene ningún efecto sobre la velocidad de reacción.**

b) **Al aumentar la temperatura a la que se produce la descomposición del peróxido de hidrógeno, aumenta la velocidad de la reacción.**

c) **La variación en la concentración del ión yoduro afecta más al valor de la velocidad de reacción que la variación de la concentración de H_2O_2 .**

d) **La velocidad de la reacción se duplica al duplicar el volumen del reactor, manteniendo constante la temperatura.**

Solución:

a) Falsa. La velocidad de reacción de la descomposición del H_2O_2 en presencia de I^- es:
 $V_{\text{reac}} = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2] \cdot [\text{I}^-]$. Como se ve, la velocidad es proporcional a la concentración de H_2O_2 . Si se aumenta su concentración, también aumenta la velocidad de reacción. Luego, la afirmación es falsa.

b) Falsa. La constante de velocidad depende de la temperatura, según se expone en la ecuación de Arrhenius: $k = A \cdot e^{\frac{-E_a}{RT}}$. Al aumentar la temperatura se incrementa el factor exponencial y, por tanto, la constante de velocidad, lo que provoca el aumento de la velocidad de reacción, luego la afirmación es falsa.

c) Falsa. Al ser de primer orden respecto a I^- , una variación de la concentración afectará a la velocidad de reacción, lo mismo que lo hizo la variación de la concentración del agua oxigenada. Luego, la afirmación es falsa.

d) Falsa. La duplicación del volumen del reactor, disminuye la concentración y, por ello, también disminuye la velocidad de reacción. Afirmación falsa.

$$v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2] \cdot [\text{I}^-]; \quad v' = k \cdot \frac{[\text{H}_2\text{O}_2]}{2} \cdot \frac{[\text{I}^-]}{2}, \text{ de donde } v' = \frac{v}{4}$$

CUESTIÓN 6.- Para cada una de las reacciones siguientes, escribe la fórmula de los reactivos orgánicos, completa las reacciones y nombra los compuestos orgánicos resultantes.

a) **2-buteno (o but-2-eno) + bromuro de hidrógeno \rightarrow**

