

PROBLEMAS EQUILIBRIO ÁCIDO BASE

- 1.- a)** Aplicando la teoría de Brönsted-Lowry, explique razonadamente, utilizando las ecuaciones químicas necesarias, si las siguientes especies químicas se comportan como ácidos o como bases: NH_3 , $\text{CH}_3\text{-COOH}$, CN^- , HCO_3^- . **b)** Señale en cada caso la base o el ácido conjugado. ☒
- 2.-** Demuestra la relación matemática existente entre la constante de un ácido y la de la base conjugada de dicho ácido. ☒
- 3.-** Completar los siguientes equilibrios entre pares de ácidos y bases conjugados, de tal forma que el primer compuesto de cada ecuación actúe como ácido:
a) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{_____} + \text{_____}$ **b)** $\text{_____} + \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{_____} + \text{H}_2\text{O}$;
c) $\text{NH}_4^+ + \text{_____} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{_____}$; **d)** $\text{H}_2\text{O} + \text{CN}^- \rightarrow \text{_____} + \text{_____}$ ☒
- 4.-** Cuando a una disolución de amoníaco se le añade cloruro de amonio: Decide si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones justificando las respuestas. **a)** Aumenta el grado de disociación del amoníaco; **b)** El grado de disociación del amoníaco no varía; **c)** el pH disminuye; **d)** aumenta el pH. ☒
- 5.-** Calcula el pH de las siguientes disoluciones. **a)** 250 ml de HCl 0,1 M; **b)** 250 ml de HClO 0,1 M si su $K_a = 3,2 \cdot 10^{-8}$ M. ☒
- 6.-** Calcula el pH y la concentración de todas las especies presentes en una disolución 10^{-2} M de hidróxido de calcio. ☒
- 7.-** A 25°C una disolución 0,1 M de amoníaco tiene un pH de 11,12. Determina la constante de basicidad del amoníaco y la de acidez del ion amonio. ☒
- 8.-** En 500 ml de agua se disuelven 3 g de ácido acético. Calcula: **a)** el pH de la disolución resultante; **b)** el porcentaje de ácido acético disociado. M_{at} : C=12; O=16; H=1. $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$. ☒
- 9.-** Se sabe que 100 ml de una disolución de ácido hipocloroso que contiene 1,05 gramos, tiene un pH de 4,1. Calcula: **a)** La constante de disociación del ácido. **b)** El grado de disociación. Masas atómicas: Cl: 35,5; O: 16; H: 1. ☒
- 10.-** Calcula el pH y la molaridad de cada especie química presente en el equilibrio de ionización del amoníaco 0,15 M: $\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-$. $K_b(\text{:NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$. ☒
- 11.-** Discute razonadamente las siguientes afirmaciones: **a)** Si se añade agua destilada a una disolución de pH = 4, aumenta la concentración de protones. **b)** Si se añade cloruro amónico a una disolución de pH = 7, disminuye el pH. ☒
- 12.-** Indica cómo será el pH de una disolución 1 M de: **a)** NaCl; **b)** $\text{CH}_3\text{-COONa}$; **c)** NH_4Cl ; **d)** $\text{CH}_3\text{-COONH}_4$. [$K_b(\text{NH}_3) = K_a(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ M]. ☒
- 13.- a)** En cada una de las disoluciones acuosas de los siguientes compuestos: **a)** carbonato de sodio, **b)** hidróxido de calcio, **c)** cloruro de amonio, **d)** dióxido de carbono, indique justificadamente si el pH será 7, mayor que 7 o menor que 7. ☒
- 14.-** Calcular el pH de la siguiente mezcla: 100 ml de ácido fluorhídrico 1,5 M y 200 ml de agua destilada. **Datos:** Considerar que los volúmenes son aditivos. La constante de disociación ácida del ácido fluorhídrico a 25 °C es $8,8 \cdot 10^{-4}$. ☒

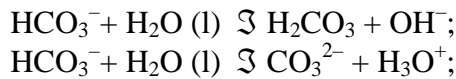
- 15.- Justificar si son correctas o no las siguientes afirmaciones: **a)** Una disolución de NH_4Cl siempre da lugar a una disolución básica; **b)** La mezcla estequiométrica de HCl y NaOH da lugar a una disolución ácida; **c)** La mezcla estequiométrica de HCl y NH_4OH da lugar a una disolución básica; **d)** Una disolución de CH_3COONa siempre tiene carácter básico. ☒
- 16.- Calcula el pH de la disolución que se forma cuando se mezclan 1,0 litro de amoníaco 0,25 M con 0,400 litros de ácido clorhídrico 0,30 M. K_b (amoníaco) = $1,8 \cdot 10^{-5}$. ☒
- 17.- 250 ml de ácido nítrico concentrado del 32 % y densidad 1,19 g/ml, se colocan en un matraz aforado de 1 litro y se añade agua destilada hasta enrasar. ¿Cuántos ml de la disolución diluida de ácido nítrico serán necesarios para neutralizar 50 ml de una disolución de NaOH cuyo pH es 13,93? Masas atómicas: H: 1; O: 16; N: 14. ☒
- 18.- Calcula el pH de la disolución formada cuando 500 ml de ácido clorhídrico 2,20 M reaccionan con 400 ml de disolución de hidróxido de sodio, de 1,200 g/ml de densidad y del 20 % en peso. Masas atómicas: Na: 23; O: 16; H: 1. ☒
- 19.- Se desea preparar 100 ml de una disolución de ácido nítrico de $\text{pH} = 2,4$. Para ello se dispone de otra disolución de ácido nítrico de $\text{pH} = 0,3$. **a)** ¿Qué volumen habrá que tomar de esta disolución para preparar la disolución deseada? **b)** ¿Cuántos miligramos de hidróxido sódico habrá que añadir a esos 100 ml de disolución para neutralizarla? Masas atómicas: Na: 23; O: 16.. ☒
- 20.- Se desea preparar 200 ml de ácido clorhídrico 0,4 M a partir de un ácido comercial de 1,18 g/ml de densidad y una riqueza del 36,2 % en peso. **a)** ¿Cuántos ml de ácido comercial se necesitan? **b)** Calcular el pH obtenido al añadir 15 ml de hidróxido sódico 0,15 M, a 5 ml de ácido clorhídrico 0,4 M. **c)** ¿Cuántos ml de hidróxido sódico 0,15 M neutralizan exactamente a 5 ml de ácido clorhídrico 0,4 M? ☒
- 21.- Calcula la riqueza de una sosa comercial (hidróxido de sodio), si 25 g de la misma precisan para neutralizarse 40 ml de ácido sulfúrico 3 M. ☒
- 22.- A 80 ml de una disolución acuosa 0,10 M de NaOH , se le añaden 20,0 ml de una disolución acuosa 0,50 M de HCl . Calcular el pH de la disolución resultante. ☒
- 23.- Se mezclan 25 ml de HCl 0,3 M y 35 ml de NaOH 0,4 M. **a)** ¿Cuál es el pH de la mezcla resultante? **b)** ¿Qué volumen de HCl tendríamos que haber cogido desde el principio, para que el pH de la mezcla resultante fuese igual a 7?. ☒
- 24.- Se disuelven 6,8 g de amoníaco en la cantidad de agua necesaria para obtener 500 ml de disolución. Calcule: **a)** El pH de la disolución. **b)** Qué volumen de ácido sulfúrico 0,10 M se necesitará para neutralizar 20 ml de la disolución anterior. K_b (amoníaco) = $1,8 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: N: 14; H: 1. ☒

SOLUCIONES

1.-



- a)** $\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$; **Base** pues captura H^+ .
 $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{OH}^-$; **Ácido** pues cede H^+ .
 $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$; **Base** pues captura H^+ .



Base pues captura H^+ .

Ácido pues cede H^+ .

- b) NH_4^+ : Ácido conjugado.
 $\text{CH}_3\text{-COO}^-$: Base conjugada
 HCN : Ácido conjugado.
 H_2CO_3 : Ácido conjugado.
 CO_3^{2-} : Base conjugada.

2.-

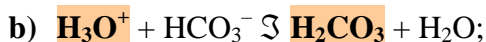
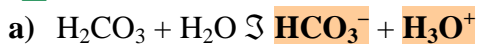
Equilibrio de disociación de un ácido: $\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

Reacción de la base conjugada con el agua: $\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AH} + \text{OH}^-$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} ; \quad K_b = \frac{[\text{HA}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$

$$K_a \cdot K_b = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{HA}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{HA}] \cdot [\text{A}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$$

3.-



4.-

a) **FALSO**, pues al añadir NH_4^+ , que es uno de los productos de disociación del NH_3 , el equilibrio: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, se desplazará hacia la izquierda disminuyéndola disociación del mismo.

b) **FALSO**, por la razón antes expuesta.

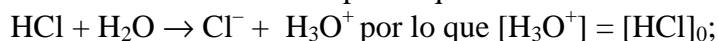
c) **VERDADERO**, pues al desplazarse el equilibrio hacia la izquierda también disminuirá $[\text{OH}^-]$, con lo que aumentará $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y por tanto disminuirá el pH.

d) **FALSO**.

5.-



a) El HCl es un ácido fuerte por lo que está totalmente disociado según:



$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,1 = \mathbf{1}$$

b) $\text{HClO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ClO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $3,2 \cdot 10^{-8} \text{ M} \cong 0,1 \text{ M} \cdot \alpha^2 \Rightarrow \alpha = 5,66 \cdot 10^{-4}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ M} \cdot 5,66 \cdot 10^{-4} = 5,66 \cdot 10^{-5} \text{ M};$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 5,66 \cdot 10^{-5} = \mathbf{4,25}.$$

6.-



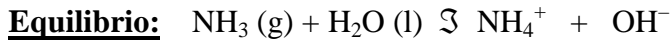
El hidróxido de calcio es una base fuerte que se encuentra totalmente disociada: $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2 \text{OH}^-$.

$$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0, [\text{Ca}^{2+}] = 10^{-2} \text{ M y } [\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14} \text{ M}^2}{2 \cdot 10^{-2} \text{ M}} = 5 \cdot 10^{-13} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = -\log 5 \cdot 10^{-13} = \mathbf{12,30}$$

7.- \otimes

$$\text{pOH} = 14 - 11,12 = 2,88 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$



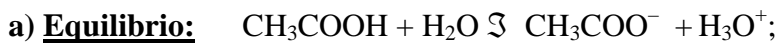
$$c_0 (\text{mol/l}) \quad 0,1 \quad \quad \quad 0 \quad \quad 0$$

$$c_{\text{eq}} (\text{mol/l}) \quad 0,1 - 1,32 \cdot 10^{-3} \quad \quad 1,32 \cdot 10^{-3} \quad 1,32 \cdot 10^{-3}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(1,32 \cdot 10^{-3} \text{ M})^2}{(0,1 - 1,32 \cdot 10^{-3}) \text{ M}} = \mathbf{1,76 \cdot 10^{-5} \text{ M}}$$

$$K_a(\text{NH}_4^+) = \frac{K_w}{K_b(\text{NH}_3)} = \frac{10^{-14} \text{ M}^2}{1,76 \cdot 10^{-5} \text{ M}} = \mathbf{5,68 \cdot 10^{-10} \text{ M}}$$

8.-



$$n_0(\text{mol}) \quad 3/60 \quad \quad \quad 0 \quad \quad 0$$

$$c_0 (\text{mol/l}) \quad 0,05/0,5 \quad \quad \quad 0 \quad \quad 0$$

$$c_{\text{eq}} (\text{mol/l}) \quad 0,1(1-\alpha) \quad \quad \quad 0,1\alpha \quad 0,1\alpha$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{0,1\alpha^2}{1-\alpha} \cong 0,1\alpha^2$$

De donde: $\alpha = 0,0134$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,1 \text{ M} \cdot 0,0134 = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow \mathbf{\text{pH} = 2,87}$$

b) % disociado = $100 \cdot \alpha = \mathbf{1,34 \%}$.

9.- \otimes

a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,1} \text{ M} = 7,94 \cdot 10^{-5} \text{ M}$



$$n_0(\text{mol}) \quad 1,05/52,5 \quad \quad \quad 0 \quad \quad 0$$

$$c_0 (\text{mol/l}) \quad 0,02/0,1 \quad \quad \quad 0 \quad \quad 0$$

$$c_{\text{eq}} (\text{mol/l}) \quad 0,2 - 7,94 \cdot 10^{-5} \quad 7,94 \cdot 10^{-5} \quad 7,94 \cdot 10^{-5}$$

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} \cong \frac{(7,94 \cdot 10^{-5} \text{ M})^2}{0,2 \text{ M}} = \mathbf{3,15 \cdot 10^{-8} \text{ M}}$$

b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,94 \cdot 10^{-5} = 0,2 \text{ M} \cdot \alpha \Rightarrow \mathbf{\alpha = 3,97 \cdot 10^{-4}}$

d) **Menor que 7 (ácido)**, pues el CO_2 al disolverse en agua forma ácido carbónico, que en su disociación produce H_3O^+ .

14.-

$$n_0(\text{HF}) = 0,100 \text{ L} \cdot 1,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,150 \text{ mol}$$

Equilibrio: $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$

$$c_0(\text{mol/l}) \quad 0,150/0,300 \quad 0 \quad 0$$

$$c_{\text{eq}}(\text{mol/l}) \quad 0,5 - x \quad x \quad x$$

$$8,8 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{F}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} = \frac{x^2}{0,5 - x} \Rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2,054 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 2,054 \cdot 10^{-2} = \mathbf{1,69}$$

15.-

a) **FALSO**, pues el mientras el catión NH_4^+ proviene de una base débil (amoníaco), y por tanto provoca hidrólisis ácida ($\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$), el Cl^- proviene de ácido fuerte y no provoca hidrólisis.

b) **FALSO**, pues se produce una neutralización completa con formación de NaCl y agua. Tanto el Cl^- como el Na^+ proceden de electrolitos fuertes y ninguno provoca hidrólisis, con lo que al no haber exceso ni de OH^- ni de H_3O^+ la disolución mezcla será neutra.

c) **FALSO**, pues se produce una neutralización completa con formación de NH_4Cl y agua. Tal y como se vio en a) el NH_4^+ provoca hidrólisis ácida.

d) **VERDADERO**, pues el CH_3COO^- es la base conjugada de un ácido débil (ácido acético) y provoca hidrólisis básica: $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$.

16.-

$$n(\text{NH}_3) = 1,0 \text{ L} \cdot 0,25 \text{ mol/L} = 0,25 \text{ mol}; \quad n(\text{HCl}) = 0,4 \text{ L} \cdot 0,30 \text{ mol/L} = 0,12 \text{ mol}$$

Reacción de neutralización: $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$

Se neutralizan 0,12 mol de HCl con 0,12 mol de NH_3 , con lo que queda un exceso de 0,13 mol de NH_3 en un total de 1,4 litros de disolución. Se forma así, una disolución reguladora, donde hay base débil en concentración $0,13 \text{ mol}/1,4 \text{ L} = 0,093 \text{ M}$, y una sal de dicha base débil en concentración $0,12 \text{ mol}/1,4 \text{ L} = 0,086 \text{ M}$.

Equilibrio: $\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$;

$$c_0 (\text{mol/l}) \quad 0,13/1,4 \quad 0,12/1,4 \quad 0$$

$$c_{\text{eq}} (\text{mol/l}) \quad 0,093 - x \quad 0,086+x \quad x$$

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(0,086+x) \cdot x}{(0,093 - x)}$$

Dado que la concentración de NH_4^+ es prácticamente la de la sal, y la concentración de NH_3 la del amoníaco, se puede aproximar a:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(0,086) \cdot [\text{OH}^-]}{(0,093)}$$

$$\text{y despejando } \text{pOH}^- = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{(0,093)}{(0,086)} = 4,71 ; \text{pH} = 14 - \text{pOH}^- = 9,28$$

17.-

$$m(\text{HNO}_3) = 0,32 \cdot 250 \text{ ml} \cdot 1,19 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1} \cdot (1 \text{ mol}/63 \text{ g}) = 1,5 \text{ moles}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HNO}_3] = \frac{1,5 \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 1,5 \text{ mol/l}$$

$$\text{pOH} = 14 - 13,93 = 0,07 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 0,85 \text{ M}$$

$$V_a \cdot 1,5 \text{ M} = 50 \text{ ml} \cdot 0,85 \text{ M} \Rightarrow V_a = \mathbf{28,3 \text{ ml}}$$

18.-

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = V_a \cdot \text{Molaridad} \cdot a = 0,50 \text{ L} \cdot 2,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 2 = 2,20 \text{ mol}$$

$$m(\text{NaOH}) = 0,20 \cdot 1,200 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1} \cdot 400 \text{ ml} = 96 \text{ g}$$

$$n(\text{OH}^-) = n(\text{NaOH}) = \frac{m}{M} = \frac{96 \text{ g}}{40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,40 \text{ mol}$$

Se neutralizan 2,20 moles de H_3O^+ con 2,20 moles de OH^- quedando un exceso de 0,20 moles de OH^- en un volumen total de 900 ml.

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,2 \text{ mol}}{0,9 \text{ L}} = 0,22 \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = 14 + \log 0,22 = \mathbf{13,35}$$

19.-

$$\text{a) } [\text{HNO}_3]_{\text{primera}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{primera}} = 10^{-2,4} = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = V_{\text{primera}} \cdot [\text{HNO}_3]_{\text{primera}} = 0,100 \text{ L} \cdot 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[\text{HNO}_3]_{\text{segunda}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{segunda}} = 10^{-0,3} = 0,501 \text{ M}$$

$$V_{\text{segunda}} = \frac{n(\text{H}_3\text{O}^+)}{[\text{HNO}_3]_{\text{segunda}}} = \frac{3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,501 \text{ mol/L}} = 7,94 \cdot 10^{-4} \text{ L} = \mathbf{0,794 \text{ ml}}$$

b) Se necesitan $3,98 \cdot 10^{-4}$ moles de OH^- , es decir $3,98 \cdot 10^{-4}$ moles de NaOH.

$$m = n \cdot M = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,0159 \text{ g} = \mathbf{15,9 \text{ mg}}$$

20.-

$$\text{a) } n(\text{HCl}) = V \cdot [\text{HCl}] = 0,200 \text{ L} \cdot 0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,080 \text{ mol}$$

$$m(\text{HCl}) = n \cdot M = 0,080 \text{ mol} \cdot 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 2,92 \text{ g}$$

$$V = \frac{2,92 \text{ g}}{0,362 \cdot 1,18 \text{ g} \cdot \text{ml}^{-1}} = \mathbf{6,84 \text{ ml}}$$

$$\text{b) } n(\text{H}_3\text{O}^+) = V_a \cdot [\text{HCl}] \cdot a = 0,005 \text{ L} \cdot 0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1 = 0,002 \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^-) = V_b \cdot [\text{NaOH}] \cdot b = 0,015 \text{ L} \cdot 0,15 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1 = 0,00225 \text{ mol}$$

Se neutralizan 0,002 moles de H_3O^+ con 0,002 moles de OH^- quedando un exceso de $2,5 \cdot 10^{-4}$ moles de OH^- en un volumen total de 20 ml.

$$[\text{OH}^-] = \frac{2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,02 \text{ L}} = 0,0125 \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = 14 + \log 0,0125 = \mathbf{12,1}$$

c) $5 \text{ ml} \cdot 0,4 \text{ M} \cdot 1 = V_b \cdot 0,15 \text{ M} \cdot 1 \Rightarrow \mathbf{V_b = 13,33 \text{ ml}}$

21.-

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = V \cdot [\text{H}_2\text{SO}_4] \cdot 2 = 0,040 \text{ L} \cdot 3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 2 = 0,24 \text{ mol}$$

que neutralizan 0,24 moles de OH^- , es decir, 0,24 moles de NaOH.

$$m(\text{NaOH}) = n \cdot M = 0,24 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 9,6 \text{ g}$$

$$\text{riqueza} = \frac{9,6 \text{ g}}{25 \text{ g}} \cdot 100 = \mathbf{38,4 \%}$$

22.-

$$n(\text{OH}^-) = V_b \cdot [\text{NaOH}] \cdot b = 0,080 \text{ L} \cdot 0,10 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1 = 0,008 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = V_a \cdot [\text{HCl}] \cdot a = 0,020 \text{ L} \cdot 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1 = 0,010 \text{ mol}$$

Se neutralizan 0,008 moles de OH^- con 0,008 moles de H_3O^+ quedando un exceso de 0,002 moles de H_3O^+ en un volumen total de 100 ml.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{0,002 \text{ mol}}{0,10 \text{ L}} = 0,02 \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = -\log 0,02 = \mathbf{1,7}$$

23.-

a) $n(\text{H}_3\text{O}^+) = V_a \cdot [\text{HCl}] \cdot a = 0,025 \text{ L} \cdot 0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1 = 0,0075 \text{ mol}$

$$n(\text{OH}^-) = V_b \cdot [\text{NaOH}] \cdot b = 0,035 \text{ L} \cdot 0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 1 = 0,014 \text{ mol}$$

Se neutralizan 0,0075 moles de H_3O^+ con 0,0075 moles de OH^- quedando un exceso de 0,0065 moles de OH^- en un volumen total de 60 ml.

$$[\text{OH}^-] = \frac{6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,060 \text{ L}} = 0,1083 \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = 14 + \log 0,1083 = \mathbf{13,03}$$

b) Al ser tanto el ácido como la base electrolitos fuertes cuando se produzca la neutralización el pH de la mezcla será neutro.

$$V_a \cdot 0,3 \text{ M} \cdot 1 = 35 \text{ ml} \cdot 0,4 \text{ M} \cdot 1 \Rightarrow \mathbf{V_a = 46,67 \text{ ml}}$$

24.-

a) $[\text{NH}_3]_0 = \frac{6,8 \text{ g}}{17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,5 \text{ L}} = 0,8 \text{ mol/L}$

Equilibrio: $\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-;$

c_0 (mol/l)	0,8		0	0
---------------	-----	--	---	---

