

1L disolución HA (débil), $[HA] = 0,2 \text{ M}$ y $\alpha = 22\%$

a) K_a

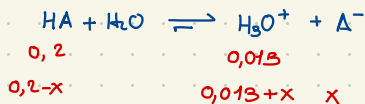
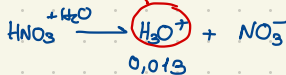
	$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$	$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(0,2 \cdot 0,22)^2}{0,2 - 0,2 \cdot 0,22} = 1,2 \cdot 10^{-2}$
C_0	0,2	
C_{eq}	0,2 - x	x x

$\alpha = \frac{x}{C_0} \quad x = 0,2 \cdot 0,22 \text{ M}$

b) $pH = -\log [H_3O^+] = -\log x = 1,4$

c) α al añadir 0,8 g HNO_3 (ác. fuerte)

$[HNO_3] = \frac{0,8 \text{ g}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{63 \text{ g}} = 0,013 \text{ M}$

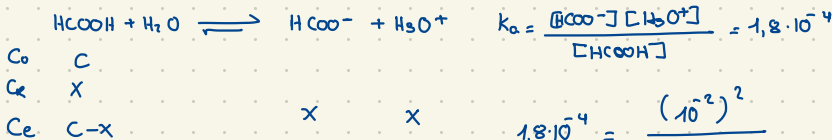


$K_a = 1,2 \cdot 10^{-2} = \frac{(x + 0,013) \cdot x}{0,2 - x}$

$\alpha = \frac{x}{C_0} \cdot 100 = \frac{0,038}{0,2} \cdot 100 = 19\%$

$x = 0,038 \text{ M}$

P294 n° 10



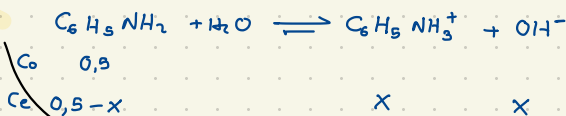
$pH = 2 \Rightarrow [H^+] = 10^{-pH} = 10^{-2} \text{ M}$

$1,8 \cdot 10^{-4} = \frac{(10^{-2})^2}{(C - 10^{-2})}$

$C = 0,57 \text{ M}$

$n = 0,57 \cdot 0,2 = 0,114 \text{ mol} = 5,244 \text{ g HCOOH}$

12

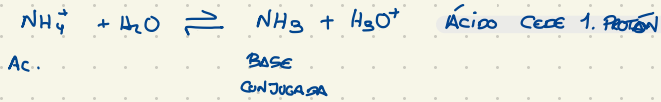
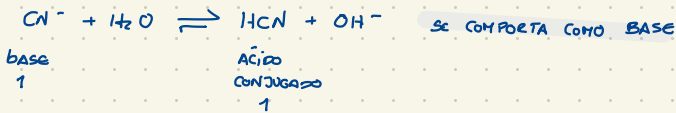


$pH = 11,2 \Rightarrow pOH = 2,8 \quad [OH^-] = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$\alpha = \frac{x}{C_0} \cdot 100 = \frac{1,58 \cdot 10^{-3}}{0,5} \cdot 100 = 3,16\%$

$K_B = \frac{[C_6H_5NH_3^+][OH^-]}{[C_6H_5NH_2]} = \frac{(1,58 \cdot 10^{-3})^2}{0,05 - 1,58 \cdot 10^{-3}} = 5,01 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

1. ÁCIDO BRONSTED : CEDER H^+
 BAS " : CAPTAR H^+



$C_0 \quad 0,025 M$

$C_e \quad 0,025 - x$

x

x

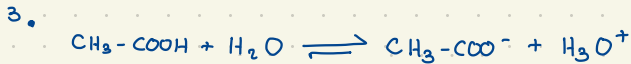
$pH = 3,24$

$[H_3O^+] = 10^{-3,24} = 5,75 \cdot 10^{-4} M$

$$K_a = \frac{[CH_3CH_2COO^-][H_3O^+]}{[CH_3CH_2COOH]} = \frac{x \cdot x}{0,025 - x} = \frac{(5,75 \cdot 10^{-4})^2}{0,025 - 5,75 \cdot 10^{-4}} = 1,35 \cdot 10^{-5}$$

$$\alpha = \frac{x}{C_{ini}} = \frac{5,74 \cdot 10^{-4}}{0,025} = 0,023$$

$$K_a \cdot K_b = K_w \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{1,35 \cdot 10^{-5}} = 7,40 \cdot 10^{-10}$$



$0,1 M$

$pK_a = 4,74$

$K_a = 10^{-4,74} = 1,82 \cdot 10^{-5}$

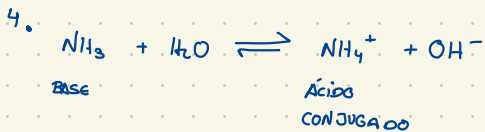
$0,1 - x$

x

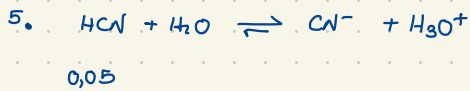
x

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \Rightarrow$$

$$1,82 \cdot 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x} \quad x = 1,34 \cdot 10^{-3} M$$



BASE: CAPTA
PROTONES



$$0,67 \text{ g HCN} \frac{1 \text{ mol HCN}}{(12 + 14 + 1)} = 0,025 \text{ mol HCN}$$

$$0,05 - x \qquad x \qquad x$$

$$[HCN] = \frac{0,025}{0,5} = 0,05 M$$

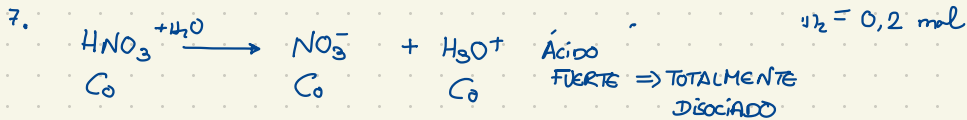
$$pH = 4,9 \quad [H_3O^+] = 10^{-4,9} M$$

$$\alpha = \frac{X}{C_0} = \frac{10^{-4,9}}{0,05} \cdot 100 \quad \alpha = \underline{0,025\%}$$

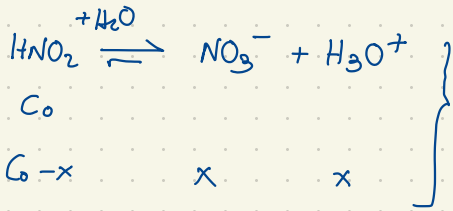
$$K_a = \frac{[CN^-][H_3O^+]}{[HCN]} = \frac{10^{-4,9} \cdot 10^{-4,9}}{0,05 - 10^{-4,9}} = 3,17 \cdot 10^{-9}$$

$$k_w = k_a \cdot k_b \quad 10^{-14} = 3,17 \cdot 10^{-9} \cdot k_b$$
$$k_b = 3,15 \cdot 10^{-6}$$

6. No


$$n_2 = 0,2 \text{ mol}$$

$[H_3O^+] \Rightarrow$ IGUAL A LA DISOCIACIÓN INICIAL



Ácido débil
LA DISOCIACIÓN ES MENOR

↳ pH disolución HNO_3 MAYOR.



0,03

$$\alpha = \frac{X}{C_0}$$

$0,03 - 7,26 \cdot 10^{-6} \quad 7,26 \cdot 10^{-6} \quad 7,26 \cdot 10^{-6}$

$$2,42 \cdot 10^{-2} = \frac{X}{0,03} \quad X = 7,26 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

$$K_a K_b = K_w$$

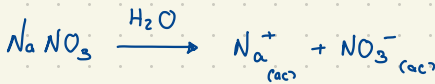
$$K_a \cdot 1,8 \cdot 10^{-5} = 10^{-14} \quad K_a = 5,5 \cdot 10^{-10}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,75$$

$$\text{pH} = 9,25$$

9. NO

10.

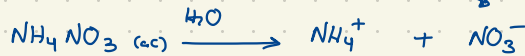


Ácido
conjugado
de una base
fuerte $\Rightarrow$ Ác. débil

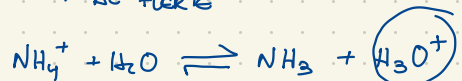
Base conjugada
de un Ác. fuerte
 $\Rightarrow$ Base débil

Ninguno de los dos
sufrirá hidrólisis
 $\text{pH} \Rightarrow$ NEUTRO

IGUAL



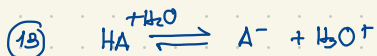
Ác conjugado
de una base
débil $\Rightarrow$ Ác fuerte



LIBERA
protones
 pH ácido

11. NO

12. NO



C_0 0,03

C_e 0,03 - x x x

$$\alpha = \frac{x}{C_0} = \frac{1,04 \cdot 10^{-4}}{0,03} =$$

$$= 3,47 \cdot 10^{-3} \rightsquigarrow 0,35\%$$

$$[A^-] = 1,04 \cdot 10^{-4} M$$

pH = 3,98

$$[H_3O^+] = 10^{-3,98} = 1,04 \cdot 10^{-4} M$$

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x \cdot x}{0,03 - x} = 3,61 \cdot 10^{-7}$$

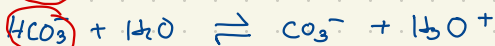
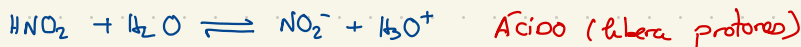
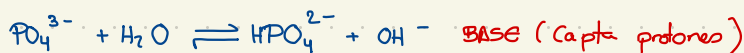
$$K_w = K_a \cdot K_b$$

$$10^{-14} = 3,61 \cdot 10^{-7} \cdot K_b$$

$$K_b = 2,7 \cdot 10^{-8}$$

14. NO

15.

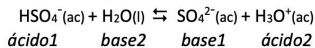


ANFÓTERA

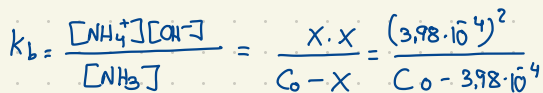
16. NO

17.

1.2. Segundo a teoría de Brønsted-Lowry un ácido é unha sustancia que en medio acuoso é capaz de ceder protóns, H_3O^+ , a outra sustancia que se denomina base; e pola contra, unha base é una sustancia que en medio acuoso é capaz de aceptar protóns dun ácido. Se o aplicamos ao equilibrio do enunciado, resulta que a afirmación é falsa xa que o HSO_4^- actúa como un ácido e a molécula de auga como unha base.



1 punto por apartado. Total 2 puntos.



$$pH = 10,6 \quad 14 - 10,6 = 3,4 = pOH$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-3,4} = 3,98 \cdot 10^{-4} \text{ M} = x$$

$$\alpha = \frac{x}{C_0} = 0,0398 \quad 3,98\% = \alpha$$



25% RIQUEZA

1 mL

$$d = \frac{m}{V} \quad m = 1,15 \cdot 1 = 1,15 \text{ g}$$

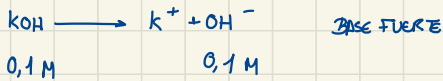
dooslaan

$$1,15 \text{ g disolución} \cdot \frac{30 \text{ g } \cdot \text{HNO}_3}{100 \text{ g disolución}} = 0,345 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \cdot \text{HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 0,0055 \text{ mol HNO}_3$$

$$[\text{HNO}_3] = \frac{0,0055}{0,1} = 0,054 \Rightarrow \text{FUERTE} \Rightarrow \text{TOTALMENTE DISOCIADO} \Rightarrow [\text{H}^+] = 0,054$$

$\text{pH} = 1,25$

21



0,1 M

0,1 M

$$n_{\text{OH}^-} = 0,1 \cdot 50 \cdot 10^{-3}$$



0,2 M

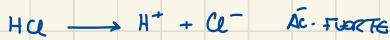
2 · 0,2 M

$$n_{\text{OH}^-} = 2 \cdot 0,2 \cdot 150 \cdot 10^{-3}$$

$$\left. \begin{array}{l} n_{\text{OH}^-} = 0,1 \cdot 50 \cdot 10^{-3} \\ n_{\text{OH}^-} = 2 \cdot 0,2 \cdot 150 \cdot 10^{-3} \end{array} \right\} \begin{array}{l} n_{\text{TOTAL}} = 0,065 \\ n_{\text{OH}^-} \\ [\text{OH}^-] = \frac{0,065}{0,2} = 0,325 \text{ M} \end{array}$$

$$\text{pOH} = 0,48 \quad \text{pH} = 13,52$$

22



$$n_{\text{H}^+} = 0,4 \cdot 0,15 = 0,06$$

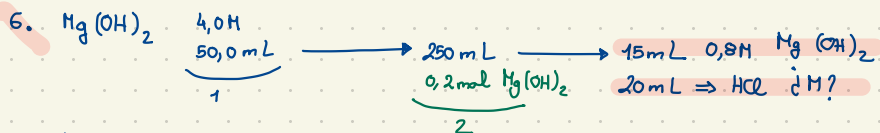


$$n_{\text{H}^+} = 0,7 \cdot 0,02 = 0,014$$

$$n_{\text{TOTAL}} = 0,074$$

$$[\text{H}^+] = \frac{0,074}{(1,1)} = 0,0672$$

$$\text{pH} = 1,17$$



a)

$$M_1 = \frac{n_1}{V_1} \quad n_1 = 4 \cdot 50 \cdot 10^{-3} = 0,2 \text{ mol } \text{Mg}(\text{OH})_2$$

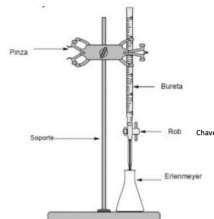
$$M_2 = \frac{0,2}{0,25} = 0,8\text{M}$$



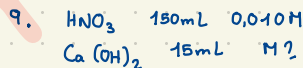
$$15 \cdot 10^{-3} \text{ L } \text{Mg}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{disolución}} \frac{0,8 \text{ mol } \text{Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ L}} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } \text{Mg}(\text{OH})_2} \cdot \frac{1}{20 \cdot 10^{-3} \text{ L } \text{disolución}} = 1,2\text{M}$$

8.2. Procedemento e material (subliñado): Con axuda dunha probeta medimos 20,0 mL da disolución de HCl e vertémola nun Erlenmeyer. Colocamos a bureta mediante a pinza no soporte metálico, a cal enchemos con axuda dun funil coa disolución diluída de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ 0,8 M, enrasándoa correctamente. Engadimos a disolución de HCl unhas gotas de indicador apropiado. A continuación, e sen deixar de axitar a disolución contida no Erlenmeyer, abrimos a chave da bureta e vaise deixando caer lentamente a disolución de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ata que se produza o cambio de cor, o cal ocorrerá cando se gasten 15 mL da disolución.

1 punto por apartado. Total 2 puntos.

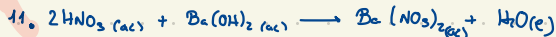


4



$$150 \cdot 10^{-3} \text{ L } \text{disolución } \text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{disolución}} \frac{0,010 \text{ mol } \text{HNO}_3}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol } \text{HNO}_3} \cdot \frac{1}{15 \cdot 10^{-3} \text{ L } \text{disolución}} = 0,05\text{M}$$

8.2. Procedemento e material (subliñado): Tómanse 150 mL da disolución de ácido nítrico coa axuda dunha probeta e se introducen nun matraz Erlenmeyer. Engadimos unhas pingas de indicador ácido-base. Enchemos unha bureta (suxeita con pinza nun soporte) coa disolución de hidróxido de calcio axudándonos dun funil, e comezamos a valoración deixando caer pouco a pouco a base sobre o ácido mentres axitamos o matraz coa man. O punto final detectarase pola viraxe de cor do indicador, neste caso ocorre cando se gasten 15 mL da disolución de hidróxido sódico.



$$50 \cdot 10^{-3} \text{ L disolución } \text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot \frac{0,25 \text{ mol } \text{Ba}(\text{OH})_2}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{HNO}_3}{1 \text{ mol } \text{Ba}(\text{OH})_2} = 0,25 \text{ mol } \text{HNO}_3$$

$$0,25 \text{ mol } \text{HNO}_3 \cdot \frac{63 \text{ g } \text{HNO}_3}{1 \text{ mol } \text{HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{2 \text{ g } \text{HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1000 \text{ g } \text{HNO}_3} = 78 \text{ mL } \text{HNO}_3$$

7.2. Procedemento e material: Tómanse 50 mL da disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ coa axuda dunha probeta/pipeta (se se emprega esta última necesítase un aspirador) e se introducen nun matraz Erlenmeyer, engadindo a continuación unhas pingas de indicador ácido-base. Enchemos unha bureta (suxeita con pinza nun soporte) coa disolución de ácido nítrico e comezamos a valoración deixando caer pouco a pouco o ácido sobre a base mentres axitamos o matraz coa man. O punto final neste caso detectárase pola viraxe de cor do indicador, neste caso ocorre cando se gasten 78 mL da disolución do ácido.

7.1. A reacción de neutralización que ten lugar é: $2\text{HCl}(\text{ac}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{ac}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Calculamos a molaridade da disolución diluída de HCl:

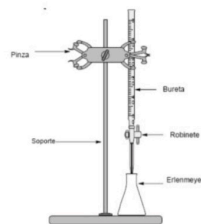
$$30 \cdot 10^{-3} \text{ L} \times \frac{6,0 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L}} = 0,18 \text{ moles de HCl} ; M = \frac{0,18 \text{ moles HCl}}{250 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0,72 \text{ mol/L}$$

Calculamos agora a molaridade da disolución da base:

$$25 \cdot 10^{-3} \text{ L disolución HCl} \times \frac{0,72 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol } \text{Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ moles HCl}} \times \frac{1}{20 \cdot 10^{-3} \text{ L disolución } \text{Ca}(\text{OH})_2} = 0,45 \text{ M}$$

7.2. Procedemento e material (subliñado): Con axuda dunha probeta medimos 25,0 mL da disolución diluída de HCl 0,72 M e vertémola nun Erlenmeyer. Colocamos a bureta mediante a pinza no soporte metálico, a cal enchemos con axuda dun funil coa disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,45 M, enrasándoa correctamente. Añadimos a disolución de HCl unhas gotas de indicador apropiado. A continuación, e sen deixar de axitar a disolución contida no Erlenmeyer, abrimos a chave da bureta e vaise deixando caer lentamente a disolución ata que se produza o cambio de cor, o cal ocorrerá cando se gasten 20 mL da disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

1 punto por apartado. Total 2 puntos.



8.1. A reacción que ten lugar é: $2\text{HCl}(\text{ac}) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{ac}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{ac}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Cálculase a molaridade da base que se valora:

$$0,0181 \text{ L} \cdot \frac{0,250 \text{ mol HCl}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ moles HCl}} \cdot \frac{1}{0,020 \text{ L}} = 0,113 \text{ M}$$

8.2. Procedemento e material: Tómanse 20 mL da base coa axuda dunha pipeta/probeta e se introducen nun matraz Erlenmeyer, engadimos unhas pingas dun indicador ácido-base. Enchemos unha bureta (suxeita cunha pinza nun soporte) coa disolución de ácido clorhídrico e comezamos a valoración deixando caer pouco a pouco o ácido sobre a base mentres axitamos o matraz coa man. O punto final neste caso detectárase pola viraxe do cor do indicador e neste caso ocorre cando se gasten 18,1 mL da disolución do ácido.





$$\left. \begin{array}{l} 10 \text{ mL} \\ \text{HCl} \\ 1,19 \text{ g/mL} \\ 36\% \text{ peso} \end{array} \right\} 100 \text{ mL}$$

① ②

$$10 \text{ mL} \cdot \frac{1,19 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,117 \text{ mol}$$

$$M = \frac{0,117}{0,1} = 1,17 \text{ M HCl}$$

$$M_{ac} \cdot V_{ac} = M_B \cdot V_B \Rightarrow \text{CUANDO ES MOL A MOL}$$

$$20 \cdot 10^{-3} \text{ L disolución} \cdot \frac{1,17 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{0,8 \text{ mol NaOH}} = 0,02925 \sim \underline{29,2 \text{ L}}$$

M_{base}

V_{base}

7.2 Procedemento e material: Tómanse 20 mL do ácido preparado coa axuda dunha pipeta/probeta e se introducen nun matraz Erlenmeyer, engadimos unhas pingas dun indicador ácido-base. Enchemos unha bureta coa disolución de hidróxido de sodio e comenzamos a valoración deixando caer pouco a pouco a base sobre o ácido mentras axitamos o matraz coa man. O punto final neste caso detectarase pola viraxe do indicador de incoloro a rosado e neste caso ocorre cando se gasten 29,2 mL da disolución da base.