

### Pauta revisión pep 3 2022

1. Una solución 0,10 M de un ácido débil, HX, está ionizada al 0,059%. Determine Ka para el ácido.

$$0,059 \% = \frac{x}{0,1 \text{ M}} \times 100$$

$$x = 5,9 \times 10^{-5} \text{ M}$$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]} = \frac{5,9 \times 10^{-5} \times 5,9 \times 10^{-5}}{0,1} = 3,5 \times 10^{-8}$$

El pH de una disolución acuosa de ácido nitroso 0,0516 M es 2,34. Determinar la Ka del ácido nitroso y la Kb de su base conjugada, el ion nitrito.

$$\text{pH} = 2,34 \text{ /antilog}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-2,34}$$

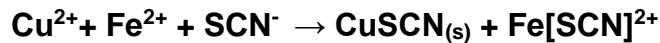
$$[\text{H}^+] = 4,57 \times 10^{-3}$$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{4,57 \times 10^{-3} \times 4,57 \times 10^{-3}}{0,0516} = 4,04 \times 10^{-4}$$

$$K_w = K_a \times K_b \rightarrow K_b = \frac{1 \times 10^{-14}}{4,04 \times 10^{-4}} = 2,25 \times 10^{-11}$$

2. La siguiente reacción de oxidación-reducción es balanceada en medio ácido:



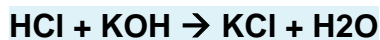
Indique la cantidad de electrones ( $e^-$ ) transferidos en la reacción redox.

Aquí se observa que el  $\text{SCN}^-$  posee una carga negativa lo que implica que su estado de oxidación es -1. Sabiendo eso se puede confirmar que el Fe en  $\text{Fe}[\text{SCN}]^{2+}$  tiene un estado de oxidación de +3, siendo el que se oxida por ende el  $\text{Cu}^{2+}$  se reduce a  $\text{Cu}^+$



Por lo tanto se transfiere  $1e^-$

3. Calcule el pH final de la solución al mezclar  $75 \text{ cm}^3$  de HCl 0,30 M con  $0,10 \text{ dm}^3$  de KOH 0,30 M.



75 ml HCl 0,3 M + 100 ml KOH 0,3

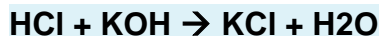
$$[\text{OH}^-]_{175 \text{ ml}} = \frac{0,3\text{M} \times 0,1\text{L} - 0,3\text{M} \times 0,075 \text{ L}}{0,175 \text{ L}} = 0,043$$

$$\text{Poh} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{Poh} = -\log [0,043]$$

$$\text{Poh} = 1,37 \rightarrow \text{pH} = 12,63$$

Determine el pH resultante al mezclar 120 mL de KOH 0,50 M con 150 ml de HCl 0,20 M. asuma volúmenes aditivos.



150 ml HCl 0,2 M + 120 ml KOH 0,5

$$[\text{OH}^-]_{270 \text{ ml}} = \frac{0,5\text{M} \times 0,120 \text{ L} - 0,2\text{M} \times 0,15\text{L}}{0,270 \text{ L}} = 0,11$$

$$\text{Poh} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{Poh} = -\log [0,11]$$

$$pOH = 0,95 \rightarrow pH = 13,05$$

Calcule el pH final de la solución al mezclar 75 cm<sup>3</sup> de HCl 0,30 M con 75 mL de KOH 0,30 M.



en este caso al tener el mismo volumen y misma concentración de ambas especies, se neutraliza completamente, por ende se calcula el pH en base a la  $K_w$  del agua

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1 \times 10^{-7} \times 1 \times 10^{-7}$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_w} = 1 \times 10^{-7} \rightarrow pH = 7$$

Determine el pH resultante al mezclar 200 mL de KOH 0,250 M con 125 mL de HCl 0,35 M. asuma volúmenes aditivos.



125 mL HCl 0,35 M + 200 mL KOH 0,250

$$[OH^-]_{325 \text{ mL}} = \frac{0,250M \times 0,20 \text{ L} - 0,35M \times 0,125L}{0,325 \text{ L}} = 0,019$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pOH = -\log [0,019]$$

$$pOH = 1,71 \rightarrow pH = 12,3$$

Calcule el pH final de la solución al mezclar 75 cm<sup>3</sup> de HCl 0,30 M con 0,10 dm<sup>3</sup> de KOH 0,20 M.

75 mL HCl 0,3 M + 100 mL KOH 0,2

$$[H^+]_{175 \text{ mL}} = \frac{0,3M \times 0,075 \text{ L} - 0,2M \times 0,1L}{0,175 \text{ L}} = 0,014$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = -\log [0,014]$$

$$pH = 1,85$$

Determine el pH resultante al mezclar 150 mL de KOH 0,50 M con 300 ml de HCl 0,35 M. asuma volúmenes aditivos.

300 ml HCl 0,35 M + 150 ml KOH 0,5 M

$$[H^+]_{450 \text{ ml}} = \frac{0,3M \times 0,075 \text{ L} - 0,2M \times 0,1L}{0,450 \text{ L}} = 0,067$$

$$Ph = - \log [H^+]$$

$$Ph = - \log [0,067]$$

$$pH = 1,17$$

4. Dados los potenciales normales de reducción de los pares:



¿Cuál es el peor agente oxidante y reductor? explique, justifique su respuesta.



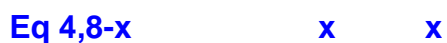
5. Determine la concentración de una solución de cloruro de amonio si su pH es 4,80 (pKa= 9,25)

$$pH = 4,8$$

$$Poh = 9,2 / \text{antilog}$$

$$[OH^-] = 10^{-9,2}$$

$$[OH^-] = 6,3$$



$$pK_a = 9,25 / \text{antilog}$$

$$K_a = 10^{-9,25}$$

$$K_a = 5,6 \times 10^{-10}$$

$$5,6 \times 10^{-10} = \frac{6,3^2}{-x}$$

$$2,7 \times 10^{-9} = x^2$$

$$5,2 \times 10^{-5} = x$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pOH = -\log [5,2 \times 10^{-5}]$$

$$pOH = 4,3 \rightarrow pH = 12,63$$

¿Qué masa en gramos de hidróxido de calcio se necesita para preparar 0,15 dm<sup>3</sup> de solución a pH = 11,5?

$$pH = 11,5$$

$$pOH = 2,5 / \text{antilog}$$

$$[OH^-] = 10^{-2,5}$$

$$[OH^-] = 3,2 \times 10^{-3}$$



$$3,2 \times 10^{-3} / 2 = 1,6 \times 10^{-3} M$$

$$1,6 \times 10^{-3} M = \frac{x \text{ mol}}{0,150 L}$$

$$x \text{ mol} = 2,4 \times 10^{-4}$$

$$2,4 \times 10^{-4} \text{ mol} \times 74 \text{ g/mol} = 0,01775$$

¿Qué masa en gramos de hidróxido de calcio se necesita para preparar 750 cm<sup>3</sup> de solución a pH = 11,5?

$$pH = 11,5$$

$$pOH = 2,5 / \text{antilog}$$

$$[OH^-] = 10^{-2,5}$$

$[\text{OH}^-] = 3,2 \times 10^{-3} \rightarrow$  recordar que este valor corresponde a X en la ecuación del ICE

Pero como hay 2  $\text{OH}^-$  se tiene que dividir



$$3,2 \times 10^{-3} / 2 = 1,6 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$1,6 \times 10^{-3} \text{ M} = \frac{x \text{ mol}}{0,750 \text{ L}}$$

$$X \text{ mol} = 1,2 \times 10^{-3}$$

$$1,2 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 74 \text{ g/mol} = 0,0888$$

¿Qué masa en gramos de hidróxido de calcio se necesita para preparar 250 mL de solución a  $\text{pH} = 11,5$ ?

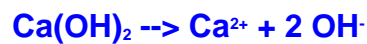
$$\text{pH} = 11,5$$

$$\text{pOH} = 2,5 \text{ /antilog}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-2,5}$$

$[\text{OH}^-] = 3,2 \times 10^{-3} \rightarrow$  recordar que este valor corresponde a 2X en la ecuación del ICE

Pero como hay 2  $\text{OH}^-$  se tiene que dividir



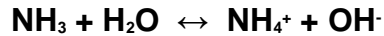
$$3,2 \times 10^{-3} / 2 = 1,6 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$1,6 \times 10^{-3} \text{ M} = \frac{x \text{ mol}}{0,250 \text{ L}}$$

$$X \text{ mol} = 4 \times 10^{-4}$$

$$4 \times 10^{-4} \text{ mol} \times 74 \text{ g/mol} = 0,0293$$

Determine el porcentaje de ionización de una solución de amoníaco 0,0435 M, si la  $K_b$  es  $1,85 \times 10^{-5}$



|            |    |    |
|------------|----|----|
| I 0,0435   | 0  | 0  |
| C -x       | +x | +x |
| <hr/>      |    |    |
| E 0,0435-x | x  | x  |

$$1,85 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,0435-x}$$

$$x^2 + 1,85 \times 10^{-5} x - 8,0475 \times 10^{-7} = 0$$

$$X1 = 8,8 \times 10^{-4}$$

$$x2 = -9,064 \times 10^{-4}$$

$$\% d = \frac{8,8 \times 10^{-4}}{0,0435} \times 100 = 2,02$$

Determine el porcentaje de ionización de una solución de amoníaco 0,4350 M, si la  $K_b$  es  $1,85 \times 10^{-5}$



|            |    |    |
|------------|----|----|
| I 0,4350   | 0  | 0  |
| C -x       | +x | +x |
| <hr/>      |    |    |
| E 0,4350-x | x  | x  |

$$1,85 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,4350-x}$$

$$x^2 + 1,85 \times 10^{-5} x - 7,835 \times 10^{-6} = 0$$

$$X1 = 2,8 \times 10^{-3}$$

$$x_2 = -2,81 \times 10^{-3}$$

$$\% d = \frac{2,8 \times 10^{-3}}{0,4350} \times 100 = 0,64\%$$

**Determine el porcentaje de ionización de una solución de amoníaco 0,0250 M, si la  $K_b$  es  $1,85 \times 10^{-5}$**



$$\text{I } 0,0250 \quad \quad 0 \quad \quad 0$$

$$\text{C } -x \quad \quad +x \quad \quad +x$$

$$\text{E } 0,0250-x \quad \quad x \quad \quad x$$

$$1,85 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,0250-x}$$

$$x^2 + 1,85 \times 10^{-5} x - 4,5 \times 10^{-7} = 0$$

$$X_1 = 6,6 \times 10^{-4}$$

$$x_2 = -6,8 \times 10^{-4}$$

$$\% d = \frac{6,6 \times 10^{-4}}{0,0250} \times 100 = 2,64\%$$

**El valor del  $pK_b$  de la etilamina ( $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$ ) a  $25^\circ\text{C}$  es 3,29. Calcular el pH de la disolución 0,01M de etilamina.**

$$pK_b = 3,29 \text{ /antilog}$$

$$K_b = 10^{-3,29}$$



$$K_b = 5,13 \times 10^{-4}$$



|   |          |    |    |
|---|----------|----|----|
| I | 0,01     | 0  | 0  |
| C | -X       | +X | +X |
| E | 0,01 - X | +X | +X |

$$5,13 \times 10^{-4} = \frac{X^2}{0,01 - X}$$

$$0,01 - X$$

$$x^2 + 5,13 \times 10^{-4} x - 5,13 \times 10^{-6} = 0$$

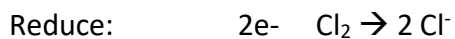
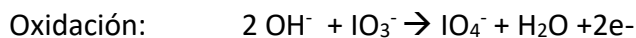
$$X_1 = 2,02 \times 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log(\text{OH}^-)$$

$$\text{pOH} = -\log(2,02 \times 10^{-3})$$

$$\text{pOH} = 2,7 \rightarrow \text{pH} = 11,3$$

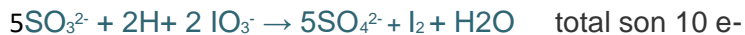
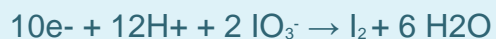
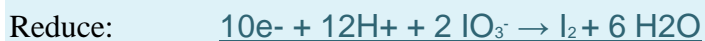
**Balancear ecuación en medio básico:**



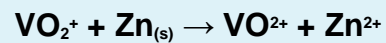
**La siguiente reacción de oxidación-reducción es balanceada en medio ácido:**



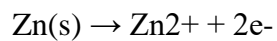
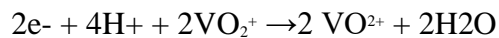
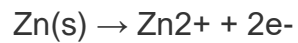
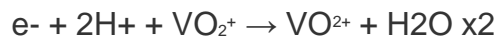
**Indique la cantidad de electrones (e-) transferidos en la reacción redox.**



La siguiente reacción de oxidación-reducción es balanceada en medio ácido:



Indique la cantidad de electrones (e-) transferidos en la reacción redox.



se intercambian 2 e-