



1. Complete y ajuste las siguientes ecuaciones ácido base y nombre todos los compuestos:

- $\text{HNO}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow$
- $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- $\text{HCO}_3^- + \text{Na}(\text{OH}) \rightarrow$
- $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{KOH} \rightarrow$

SOLUCIÓN:

- $$2 \text{HNO}_3 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$$

Ácido nítrico hidróxido de magnesio nitrato de magnesio agua
- $$2 \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

amoníaco ácido sulfúrico sulfato amónico
- $$\text{NaHCO}_3 + \text{Na}(\text{OH}) \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

Bicarbonato de sodio hidróxido de sodio carbonato de sodio agua
- $$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{K}(\text{OH}) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOK} + \text{H}_2\text{O}$$

Ácido acético hidróxido de potasio acetato de potasio agua

2. Una disolución acuosa 0,2 M de un ácido débil HA tiene un grado de disociación de un 2%. Calcule:

- La constante de disociación del ácido.
- El pH de la disolución
- La concentración de OH^- de la disolución

SOLUCIÓN:

a)

$\text{HA} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{A}^- + \text{H}_3\text{O}^+$	Como $\alpha = \frac{x}{C_0}$;	$x = C_0 \cdot \alpha = 0,2 \cdot 0,02 = 4 \cdot 10^{-3}$
concentración inicial	C_0	— —
cambios para el equilibrio	-x	+x +x
concentración en el equilibrio	$C_0 - x$	x x

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{C_0 - x} = \frac{(4 \cdot 10^{-3})^2}{0,2 - 4 \cdot 10^{-3}} = 8,16 \cdot 10^{-5}$$

b) Como $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$; $\text{pH} = -\log(4 \cdot 10^{-3}) = 2,4$

c) Como $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{4 \cdot 10^{-3}} = 2,5 \cdot 10^{-12}$$

3. Justifique con cuál de las dos especies químicas de cada apartado, reaccionará el HF (aq) en mayor medida. Escriba las reacciones correspondientes:

- NO_3^- o NH_3
- Cl^- o NaOH
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$ o H_2O
- CH_3COOH o CH_3COO^-

Datos $K_a(\text{HF}) = 6 \cdot 10^{-4}$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{HAc}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

SOLUCIÓN:

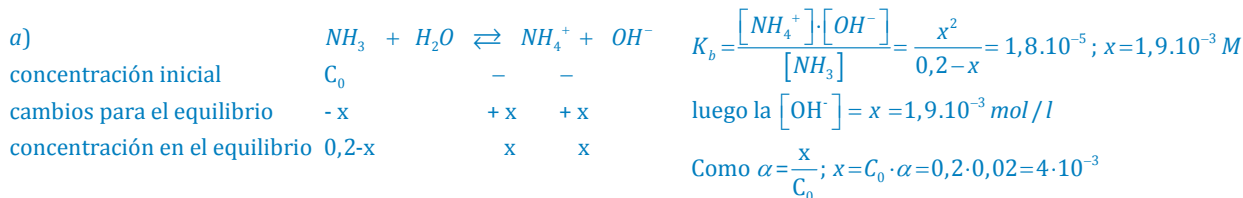
El HF es un ácido débil y por otro lado, las reacciones de transferencia de protones avanzan en el sentido de formar predominantemente el ácido y la base más débil, con lo que:

- Reaccionará en mayor medida con el NH_3 , ya que el NO_3^- es una base débil : $\text{HF} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{NH}_4^+$
- Reaccionará en mayor medida con el NaOH , ya que el Cl^- es una base débil : $\text{HF} + \text{NaOH} \rightleftharpoons \text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$
- Reaccionará en mayor medida con el $\text{Mg}(\text{OH})_2$: $2 \text{HF} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{MgF}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- Reaccionará en mayor medida con el ión CH_3COO^- : $\text{HF} + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{F}^-$

4. El amoníaco acuoso de concentración 0,2 M tiene un valor de $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

- Calcular la concentración de iones hidroxilo de la disolución.
- Calcular el pH de la disolución
- Calcular el grado de ionización para el amoníaco acuoso.
- Compare la basicidad del amoníaco con la de las bases que se indican, formulando y ordenando los compuestos en sentido creciente de basicidad: metilamina ($pK_b = 3,30$) dimetilamina ($pK_b = 3,13$)

SOLUCIÓN:



b) Como $pOH = -\log[OH^-] = -\log(1,9 \cdot 10^{-3}) = 2,72$
 $pH + pOH = 14$ resulta que $pH = 14 - 2,72 = 11,28$

c) Como $\alpha = \frac{x}{C_0} = \frac{1,9 \cdot 10^{-3}}{0,2} = 0,0095$
 resultando un porcentaje de ionización del 0,95%

d) Como una base es tanto más débil cuanto menor sea su constante de basicidad o lo que es lo mismo cuanto mayor sea su pK_b , resulta que de todas las indicadas la base más débil es el amoníaco ($pK_b = 4,74$), seguido de la metilamina y de la dimetilamina. El orden creciente de basicidad sería: $NH_3 < CH_3-NH_2 < (CH_3)_2-NH$

5. Una disolución acuosa de amoníaco de uso doméstico, tiene de densidad $0,85 g/cm^3$ y el 8% de NH_3 en masa.

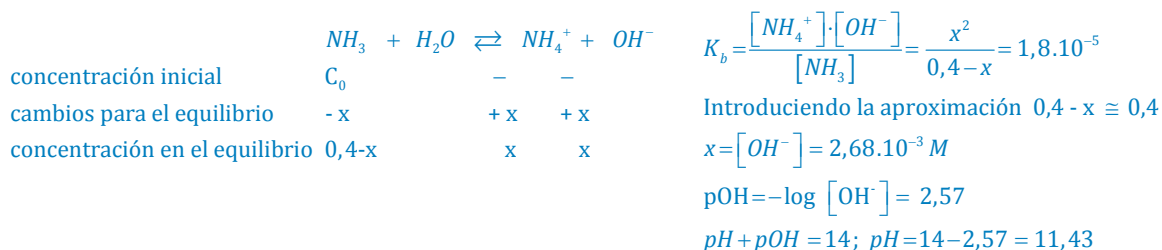
- Calcule la concentración molar de amoníaco en dicha disolución.
- Si la disolución anterior se diluye 10 veces, calcule el pH de la disolución resultante.
- Determine las concentraciones de todas las especies (NH_3, NH_4^+, H^+, OH^-) en la disolución diluida 10 veces. Datos: masa atómicas $N=14$; $H=1$; $K_b(NH_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

SOLUCIÓN:

a) Como la densidad de la disolución es $0,85 g/cm^3$, eso significa que $1 cm^3$ de disolución pesa 0,85 g; si suponemos que disponemos de **1 litro** de disolución, éste pesará 850 g y como la disolución de NH_3 es al 8% en masa, de cada 100 g de disolución 8 g son de amoníaco, luego en los 850 g de disolución habrá: $(850 \cdot 8)/100 = 68 g$ de NH_3 y la concentración molar de la disolución será:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{68 g}{17 g \cdot mol^{-1}} = 4 mol \cdot l^{-1}$$

b) Si esta disolución se diluye 10 veces la concentración de amoníaco también será diez veces menor, es decir 0,4 M y para determinar el pH de la disolución hay que calcular la concentración de OH^- :



c) Para determinar la concentración de todas las especies en la disolución:

$$[NH_3] = 0,4 - x = 0,397 M \cong 0,4 M$$

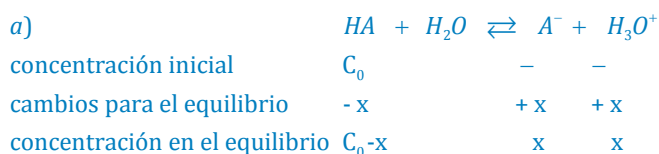
$$[NH_4^+] = [OH^-] = x = 2,68 \cdot 10^{-3} M$$

$$[H_3O^+] = 3,72 \cdot 10^{-12} M$$

6. Se preparan 500 ml de una disolución que contiene 0,2 moles de un ácido orgánico monoprótico cuyo pH es 5,7. Calcule:

- La constante de disociación del ácido.
- El grado de disociación del ácido en la disolución.
- La constante K_b de la base conjugada.

SOLUCIÓN:



$$C_0 = \frac{n_0}{V} = \frac{0,2 \text{ moles}}{0,5l} = 0,4 M$$

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{C_0 - x} = \frac{(2 \cdot 10^{-6})^2}{0,4 - 2 \cdot 10^{-6}} \cong \frac{(2 \cdot 10^{-6})^2}{0,4} = 1 \cdot 10^{-11}$$

$$\text{Como } pH = -\log[H_3O^+] = 5,7 \Rightarrow [H_3O^+] = x = 10^{-5,7} = 2 \cdot 10^{-6} M$$

$$b) \text{ Como } \alpha = \frac{x}{C_0} = \frac{2 \cdot 10^{-6}}{0,4} = 5 \cdot 10^{-6}$$

$$c) \text{ Como } K_w = K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$

$$K_b = \frac{10^{-14}}{1 \cdot 10^{-11}} = 10^{-3}$$

7. Conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

- ¿cuál es el orden de mayor a menor basicidad de las bases conjugadas de los ácidos: HNO_3 , $HClO$, HF y HCN ?
 - ¿cuál es el orden de mayor a menor acidez de los ácidos conjugados de las bases: NO_2^- , $NaOH$, NH_3 y CH_3COO^- ?
- Datos: $K_a(HClO) = 10^{-7}$; $K_a(HF) = 10^{-3}$; $K_a(HCN) = 10^{-9}$; $K_a(NH_4^+) = 10^{-9}$; $K_a(CH_3COOH) = 10^{-5}$; $K_a(HNO_2) = 10^{-3}$

SOLUCIÓN:

- Sabiendo que $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$ y teniendo presente que cuánto más fuerte es un ácido más débil es su base conjugada, a partir de los valores de K_b para las bases conjugadas de los ácidos propuestos, el orden de mayor a menor basicidad se corresponde con el orden de mayor a menor K_b :

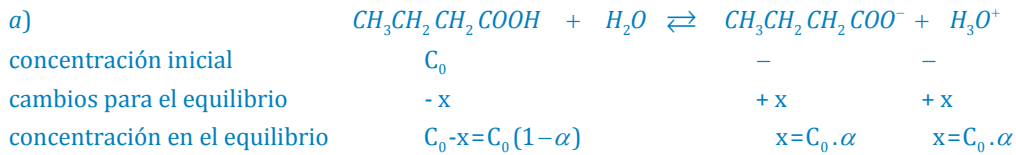
ácido	Base conjugada	K_a	K_b	
HNO_3	NO_3^-	----	---	El NO_3^- va a ser la base más débil de todas ya que proviene de un ácido fuerte.
$HClO$	ClO^-	10^{-7}	10^{-7}	
HF	F^-	10^{-3}	10^{-11}	
HCN	CN^-	10^{-9}	10^{-5}	

- A partir de la relación: $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$ y teniendo presente que cuánto más fuerte es una base más débil es su ácido conjugado, a partir de los valores de K_a para los ácidos conjugados de las bases propuestas, el orden de mayor a menor acidez se corresponde con el orden de mayor a menor K_a :

base	ácido conjugado	K_b	K_a	
NO_2^-	HNO_2	10^{-11}	10^{-3}	El Na^+ va a ser el ácido conjugado más débil de todos ya que proviene de una base fuerte.
$NaOH$	Na^+	---	---	
NH_3	NH_4^+	10^{-5}	10^{-9}	
CH_3COO^-	CH_3COOH	10^{-9}	10^{-5}	

8. El ácido butanoico es un ácido débil de $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Calcule:

- El grado de disociación de una disolución 0,02 M del ácido butanoico.
- El pH de la disolución 0,02 M.
- El pH de la disolución que resulta al añadir 0,05 moles de HCl a 250 ml de una disolución 0,02 M de ácido butanoico. Suponer que no hay variación de volumen.

SOLUCIÓN:

$$\alpha = \frac{x}{C_0} \Rightarrow x = C_0 \cdot \alpha$$

$$K_a = \frac{[CH_3CH_2CH_2COO^-] \cdot [H_3O^+]}{[CH_3CH_2CH_2COOH]} = \frac{(C_0 \cdot \alpha)^2}{C_0(1-\alpha)} = \frac{C_0 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} = \frac{0,02 \cdot \alpha^2}{1-\alpha} = 1,8 \cdot 10^{-5} \quad \alpha = 0,03 \Rightarrow (3\%)$$

b) Como $pH = -\log [H_3O^+] = -\log C_0 \cdot \alpha = -\log 0,02 \cdot 0,03 = -\log 6 \cdot 10^{-4} = 3,22$

c) Al añadir un ácido fuerte a una disolución de un ácido muy débil, como lo es el ácido butanoico la $[H_3O^+]$ procedente del ácido débil se considera despreciable frente a la $[H_3O^+]$ aportada por el ácido fuerte:

$$[H_3O^+] \text{ procedentes del HCl} \Rightarrow [H_3O^+] = C_{0,HCl} = \frac{0,05 \text{ moles}}{0,25 \text{ litros}} = 0,2 \text{ M}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0,2 = 0,7$$