

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

Dada una disolución acuosa 0,0025 M de ácido fluorhídrico, calcule:

- a) Las concentraciones en el equilibrio de HF, F⁻ y H⁺.
 b) El pH de la disolución y el grado de disociación.

Dato: $K_a = 6,66 \times 10^{-4}$.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2005)

SOLUCIÓN:-

La reacción de disociación ácida del HF es:

Reacción:	$\text{HF(ac)} \rightleftharpoons \text{F}^{\text{-}}(\text{ac}) + \text{H}^{\text{+}}(\text{ac})$
Moles iniciales:	n_0 — —
Concentraciones iniciales:	$\frac{n_0}{V} = C_0$ — —
Cambio en moles:	-x x x
Cambio en concentraciones:	$-\frac{x}{V} = -c$ c c
Moles en equilibrio:	$n_0 - x$ x x
Concentraciones en equilibrio:	$C_0 - c$ c c

Dado que la constante de acidez: K_a es la constante del equilibrio de disociación de este ácido débil:

$$K_a = \frac{[\text{F}^{\text{-}}] \cdot [\text{H}^{\text{+}}]}{[\text{HF}]} = \frac{c^2}{C_0 - c} = \frac{c^2}{0,0025 - c} = 6,66 \times 10^{-4};$$

queda: $c^2 + 6,66 \times 10^{-4}c - 1,67 \times 10^{-6} = 0$

cuya solución positiva -la negativa carece de sentido- es:

$$c = 0,0010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Las concentraciones en el equilibrio son, entonces:

$$[\text{HF}] = C_0 - c = 0,0025 - 0,0010 = 0,0015 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$[\text{F}^{\text{-}}] = [\text{H}^{\text{+}}] = c = 0,0010 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

RESULTADO

Conocida la concentración de protones: H^+ , el pH vale:

$$pH = -\log[H^+] = -\log 0,0010 = 3 \quad : \quad \text{RESULTADO}$$

Finalmente, recordando que el grado de disociación: α es el tanto por uno de moles disociados:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{\frac{x}{V}}{\frac{n_0}{V}} = \frac{c}{c_0}$$

encontramos:

$$\alpha = \frac{0,0010}{0,0025} = 0,4 \quad \leftrightarrow \quad \text{un } 40\%$$

RESULTADO

El pH de la disolución es: $pH = 3 < 7$, lo que confirma que estamos ante una disolución ácida.

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

Un ácido (HA) está disociado al 0,5 % en una disolución 0,3 M. Calcule:

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

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2003)

SOLUCIÓN:

El **grado de disociación**: α es el tanto por uno de moles disociados:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{\frac{x}{V}}{\frac{n_0}{V}} = \frac{c}{C_0} = \frac{0,5}{100} = 0,005$$

La reacción de disociación del ácido débil HA es:

Reacción:	$\text{HA}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{A}^-(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac})$		
Moles iniciales:	n_0	—	—
Concentraciones iniciales:	C_0	—	—
Cambio en moles:	$-x = -n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$
Cambio en concentraciones:	$-c = -C_0\alpha$	$c = C_0\alpha$	$c = C_0\alpha$
Moles en equilibrio:	$n_0(1-\alpha)$	$n_0\alpha$	$n_0\alpha$
Concentraciones en equilibrio:	$C_0(1-\alpha)$	$C_0\alpha$	$C_0\alpha$

Dado que la **constante de acidez**: K_a es la constante del equilibrio de disociación de este ácido, tenemos:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1-\alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1-\alpha} \quad (\text{Ley de Ostwald})$$

En nuestro caso:

$$K_a = \frac{0,3 \cdot 0,005^2}{1-0,005} = 7,54 \times 10^{-6} : \text{RESULTADO}$$

La concentración de protones: H^+ en el equilibrio es:

$$[H^+] = C_0 \alpha = 0,3 \cdot 0,005 = 0,0015 \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

y el pH de la disolución vale:

$$pH = -\log[H^+] = -\log 0,0015 = 2,82 \quad : \text{ RESULTADO}$$

En efecto, se trata de una disolución ácida: $pH < 7$.

La disociación del agua -disolvente- aporta iones H^+ y OH^- :



Recordando la expresión del producto iónico del agua, su valor -a $25^\circ C$ - y despreciando la aportación de la disociación del agua a la concentración total de protones -frente a los que aporta la disociación del ácido-, tenemos:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] .$$

La concentración de iones OH^- vale:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{0,0015} = 6,67 \cdot 10^{-12} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

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.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2005)

SOLUCIÓN.-

El grado de disociación: α es el tanto por uno de moles disociados:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{\frac{x}{V}}{\frac{n_0}{V}} = \frac{c}{C_0} = \frac{2}{100} = 0,02$$

La reacción de disociación del ácido débil HA es:

Reacción:	$\text{HA}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{A}^-(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac})$		
Moles iniciales:	n_0	—	—
Concentraciones iniciales:	C_0	—	—
Cambio en moles:	$-x = -n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$
Cambio en concentraciones:	$-C = -C_0\alpha$	$C = C_0\alpha$	$C = C_0\alpha$
Moles en equilibrio:	$n_0(1-\alpha)$	$n_0\alpha$	$n_0\alpha$
Concentraciones en equilibrio:	$C_0(1-\alpha)$	$C_0\alpha$	$C_0\alpha$

Dado que la constante de acidez: K_a es la constante del equilibrio de disociación de este ácido, tenemos:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1-\alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1-\alpha} \quad (\text{Ley de Ostwald})$$

En nuestro caso:

$$K_a = \frac{0,2 \cdot 0,02^2}{1-0,02} = 8,16 \times 10^{-5} \quad : \quad \text{RESULTADO}$$

La concentración de protones: H^+ en el equilibrio es:

$$[H^+] = c_0 \alpha = 0,2 \cdot 0,02 = 0,004 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

y el pH de la disolución vale:

$$\text{pH} = -\log [H^+] = -\log 0,004 = 2,40 : \text{ RESULTADO}$$

En efecto, se trata de una disolución ácida: $\text{pH} < 7$.

La disociación del agua -disolvente- aporta iones H^+ y OH^- :



Recordando la expresión del producto iónico del agua, su valor -a 25°C- y despreciando la aportación de la disociación del agua a la concentración total de protones -frente a los que aporta la disociación del ácido-, tenemos:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

La concentración de iones OH^- vale:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{0,004} = 2,5 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} : \text{ RESULTADO}$$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

Una disolución 0,1 M de un ácido monoprótico, HA, tiene un pH de 4,8. Calcule:

- Las concentraciones en el equilibrio de todas las especies presentes en la disolución (incluir la concentración de OH^-).
- La constante de disociación del ácido HA y el grado de disociación del ácido.

Dato: $K_w = 1 \times 10^{-14}$.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2008)

SOLUCIÓN.-

La reacción de disociación ácida del HA es:

Reacción:	$\text{HA}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{A}^-(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac})$
Moles iniciales:	n_0 — —
Concentraciones iniciales:	$\frac{n_0}{V} = C_0$ — —
Cambio en moles:	$-x$ x x
Cambio en concentraciones:	$-\frac{x}{V} = -c$ c c
Moles en equilibrio:	$n_0 - x$ x x
Concentraciones en equilibrio:	$C_0 - c$ c c

A partir de la definición del pH encontramos la concentración de protones: H^+ :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]; \quad [\text{H}^+] = \text{antilog}(-\text{pH}) = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4,8} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

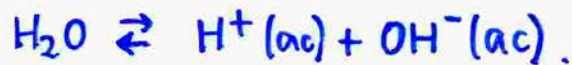
Del esquema anterior de la disociación ácida vemos:

$$\boxed{[\text{A}^-] = [\text{H}^+] = 10^{-4,8} = 1,58 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} : \text{RESULTADO}}$$

La concentración en el equilibrio del ácido HA sin disociar es:

$$\boxed{[\text{HA}] = C_0 - c = 0,1 - 1,58 \times 10^{-5} \approx 0,1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} : \text{RESULTADO}}$$

La disociación del agua -disolvente- aporta iones H^+ y OH^- :



Recordando la expresión del producto iónico del agua, su valor -a $25^\circ C$ - y despreciando la aportación de la disociación del agua a la concentración total de protones -frente a los que aporta la disociación del ácido-, tenemos:

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-].$$

La concentración de iones OH^- vale:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{1,58 \times 10^{-5}} = 6,31 \times 10^{-10} \text{ mol} \cdot L^{-1} : \text{RESULTADO}$$

La constante de acidez: K_a es la constante del equilibrio de disociación del ácido:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H^+]}{[HA]} \approx \frac{(1,58 \times 10^{-5})^2}{0,1} = 2,51 \times 10^{-9} : \text{RESULTADO}$$

Finalmente, el grado de disociación: α es el tanto por uno de moles disociados:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{\frac{x}{V}}{\frac{n_0}{V}} = \frac{c}{c_0} = \frac{1,58 \times 10^{-5}}{0,1} = 1,58 \times 10^{-4} \leftrightarrow 0,016\% \\ \text{RESULTADO}$$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

El ácido benzoico (C_6H_5-COOH) es un buen conservante de alimentos ya que inhibe el desarrollo microbiano, siempre y cuando el medio creado posea un pH inferior a 5. Deduzca, mediante cálculos numéricos apropiados, si una disolución acuosa de ácido benzoico, de concentración $6,1 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$, es adecuada como líquido conservante.

Datos: $K_a(C_6H_5-COOH) = 6,5 \times 10^{-5}$

Masas atómicas (u): H = 1,0 , C = 12,0 , O = 16,0 .

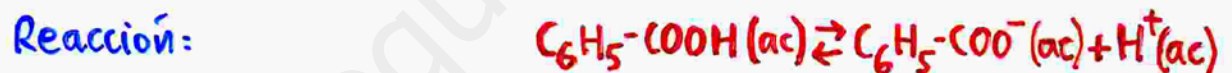
(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 1999)

SOLUCIÓN:-

El grado de disociación: α es el tanto por uno de moles disociados:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{\frac{x}{V}}{\frac{n_0}{V}} = \frac{c}{c_0}$$

La reacción de disociación del ácido benzoico -ácido débil- es:



Moles iniciales:	n_0	—	—
Concentraciones iniciales:	c_0	—	—
Cambio en moles:	$-x = -n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$
Cambio en concentraciones:	$-c = -c_0\alpha$	$c = c_0\alpha$	$c = c_0\alpha$
Moles en equilibrio:	$n_0(1-\alpha)$	$n_0\alpha$	$n_0\alpha$
Concentraciones en equilibrio:	$c_0(1-\alpha)$	$c_0\alpha$	$c_0\alpha$

Dado que la **constante de acidez**: K_a es la constante del equilibrio de disociación de este ácido, tenemos:

$$K_a = \frac{[C_6H_5-COO^-] \cdot [H^+]}{[C_6H_5-COOH]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0\alpha^2}{1-\alpha} \quad (\text{Ley de Ostwald}).$$

La masa molar del ácido benzoico es:

$$1 \text{ mol} = (7 \times 12,0) + (2 \times 16,0) + (6 \times 1,0) = 122,0 \text{ g} \quad ;$$

por lo que la concentración inicial vale:

$$C_0 = 6,1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1} = \frac{6,1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}}{122,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad .$$

Sustituyendo en la expresión de K_a tenemos:

$$6,5 \times 10^{-5} = \frac{0,05\alpha^2}{1-\alpha} \quad ;$$

de donde obtenemos la ecuación:

$$0,05\alpha^2 + 6,5 \times 10^{-5}\alpha - 6,5 \times 10^{-5} = 0$$

cuya solución válida - la negativa no tiene sentido - es:

$$\alpha = 0,0354 \quad \leftrightarrow \quad 3,54 \% \text{ de disociación} \quad .$$

La concentración de protones: H^+ vale, entonces:

$$[\text{H}^+] = C_0\alpha = 0,05 \times 0,0354 = 1,77 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

y el pH es:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(1,77 \times 10^{-3}) = 2,75 < 5$$

Al ser el pH inferior a 5, esta disolución de ácido benzoico de $6,1 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ de concentración sí es válida como líquido conservante.

RESULTADO

NOTA: Para determinar el grado de disociación hubiera sido válido aproximar: $\alpha \ll 1$, y entonces:

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{6,5 \times 10^{-5}}{0,05}} = 0,036 \quad \rightarrow \quad \text{pH} = 2,74 \quad .$$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

Se dispone de una disolución acuosa 0,001 M de ácido 2-cloroetanoico cuya constante K_a es $1,3 \times 10^{-3}$. Calcule:

- El grado de disociación del ácido.
- El pH de la disolución.
- Los gramos de ácido que se necesitarán para preparar dos litros de esta disolución.

Datos: Masas atómicas (u): H = 1,0 , C = 12,0 , O = 16,0 , Cl = 35,5 .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2001)

SOLUCIÓN.-

El grado de disociación: α es el tanto por uno de moles disociados:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{\frac{x}{V}}{\frac{n_0}{V}} = \frac{c}{c_0}$$

La reacción de disociación del ácido 2-cloroetanoico es:



Moles iniciales:	n_0	—	—
Concentraciones iniciales:	c_0	—	—
Cambio en moles:	$-x = -n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$
Cambio en concentraciones:	$-c = -c_0\alpha$	$c = c_0\alpha$	$c = c_0\alpha$
Moles en equilibrio:	$n_0(1-\alpha)$	$n_0\alpha$	$n_0\alpha$
Concentraciones en equilibrio:	$c_0(1-\alpha)$	$c_0\alpha$	$c_0\alpha$

Dado que la constante de acidez: K_a es la constante del equilibrio de disociación de este ácido, tenemos:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_2\text{Cl}-\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_2\text{Cl}-\text{COOH}]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0\alpha^2}{1-\alpha} \quad (\text{Ley de Ostwald})$$

Sustituyendo en la expresión anterior queda:

$$1,3 \times 10^{-3} = \frac{0,001 \alpha^2}{1 - \alpha} ;$$

de donde obtenemos la ecuación:

$$10^{-3} \alpha^2 + 1,3 \times 10^{-3} \alpha - 1,3 \times 10^{-3} = 0$$

cuya solución válida -la negativa no tiene sentido- es:

Grado de disociación: $\alpha = 0,66 \leftrightarrow$ Disociado al 66%
RESULTADO

La concentración de protones: H^+ vale, entonces:

$$[H^+] = C_0 \alpha = 0,001 \times 0,66 = 6,62 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

y el pH es:

$$\text{pH} = -\log[H^+] = -\log(6,62 \times 10^{-4}) = 3,18 : \text{ RESULTADO}$$

La masa molar del ácido 2-cloroetanoico es:

$$1 \text{ mol} = (2 \times 12,0) + 35,5 + (2 \times 16,0) + (3 \times 1,0) = 94,5 \text{ g}$$

Para preparar 2 L de disolución 0,001 M de ácido 2-cloroetanoico se necesitan:

$$n_0 = M \cdot V = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 2 \text{ L} = 0,002 \text{ moles},$$

que suponen:

$$\text{una masa: } m = 0,002 \text{ mol} \times 94,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 0,189 \text{ g}$$

RESULTADO

El pH de la disolución es: $\text{pH} = 3,18 < 7$, lo que confirma que estamos ante una disolución ácida.

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

Se tiene una disolución de un ácido cuya constante es $2,0 \times 10^{-3}$ y su grado de disociación: 0,15. Calcule:

- La concentración de la disolución del ácido.
- El pH de otra disolución del mismo ácido, de concentración: $1,0 \times 10^{-3}$ M.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 1999)

SOLUCIÓN.-

El grado de disociación: α es el tanto por uno de moles disociados:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{\frac{x}{V}}{\frac{n_0}{V}} = \frac{c}{c_0}$$

La reacción de disociación del ácido "HA_c" es:

Reacción:



(ácido débil)

(se supone un ácido monoprótico)

Moles iniciales:	n_0	—	—
Concentraciones iniciales:	c_0	—	—
Cambio en moles:	$-x = -n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$
Cambio en concentraciones:	$-c = -c_0\alpha$	$c = c_0\alpha$	$c = c_0\alpha$
Moles en equilibrio:	$n_0(1-\alpha)$	$n_0\alpha$	$n_0\alpha$
Concentraciones en equilibrio:	$c_0(1-\alpha)$	$c_0\alpha$	$c_0\alpha$

Dado que la constante de acidez: K_a es la constante del equilibrio de disociación del ácido, tenemos:

$$K_a = \frac{[\text{A}_c^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{HA}_c]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0\alpha^2}{1-\alpha} \quad (\text{Ley de Ostwald})$$

Para la **primera** disolución tenemos:

$$K_a = \frac{C_{0,1} \alpha_1^2}{1 - \alpha_1}; \quad 2,0 \times 10^{-3} = \frac{C_{0,1} \cdot 0,15^2}{1 - 0,15};$$

de donde:

$$C_{0,1} = 0,076 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} : \text{RESULTADO}$$

Aunque varíe la concentración, si la temperatura permanece inalterada la constante de acidez, que es una constante de equilibrio, no se modifica. Quien **sí cambia al variar la concentración es el grado de disociación**. Ahora tenemos:

$$K_a = \frac{C_{0,2} \alpha_2^2}{1 - \alpha_2}; \quad 2,0 \times 10^{-3} = \frac{1,0 \times 10^{-3} \alpha_2^2}{1 - \alpha_2};$$

de donde obtenemos la ecuación:

$$1,0 \times 10^{-3} \alpha_2^2 + 2,0 \times 10^{-3} \alpha_2 - 2,0 \times 10^{-3} = 0$$

cuya solución válida - la negativa no tiene sentido - es:

$$\alpha_2 = 0,732 \quad \Leftrightarrow \quad 73,21\%$$

En este segundo caso, la concentración de **protones**: H^+ en el equilibrio es:

$$[\text{H}^+]_2 = C_{0,2} \cdot \alpha_2 = 1,0 \times 10^{-3} \cdot 0,732 = 7,32 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

y el pH vale:

$$\text{pH}_2 = -\log[\text{H}^+]_2 = -\log(7,32 \times 10^{-4}) = 3,14 : \text{RESULTADO}$$

Al reducirse la concentración aumenta el grado de disociación y también se incrementa el pH, que sigue siendo ácido ($\text{pH} < 7$).

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

Se prepara una disolución de un ácido débil, HA, con una concentración inicial de 10^{-2} M. Cuando se llega al equilibrio el ácido presenta una disociación del 1 %. Calcule:

- El pH de la disolución.
- La constante de acidez de HA.
- El grado de disociación si se añade agua hasta aumentar 100 veces el volumen de la disolución.
- El pH de la disolución del apartado c).

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2009)

SOLUCIÓN.-

El grado de disociación: α es el tanto por uno de moles disociados:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{\frac{x}{V}}{\frac{n_0}{V}} = \frac{c}{c_0}$$

La reacción de disociación del ácido débil HA es:

Reacción:	$HA(ac) \rightleftharpoons A^-(ac) + H^+(ac)$		
Moles iniciales:	n_0	—	—
Concentraciones iniciales:	c_0	—	—
Cambio en moles:	$-x = -n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$
Cambio en concentraciones:	$-c = -c_0\alpha$	$c = c_0\alpha$	$c = c_0\alpha$
Moles en equilibrio:	$n_0(1-\alpha)$	$n_0\alpha$	$n_0\alpha$
Concentraciones en equilibrio:	$c_0(1-\alpha)$	$c_0\alpha$	$c_0\alpha$

Dado que la constante de acidez: K_a es la constante del equilibrio de disociación del ácido, tenemos:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H^+]}{[HA]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0\alpha^2}{1-\alpha} \quad (\text{Ley de Ostwald})$$

Para la **primera** disolución tenemos:

$$c_{0,1} = 10^{-2} \text{ M} ; \alpha_1 = 0,01$$

La concentración de **protones**: H^+ en el equilibrio es:

$$[\text{H}^+]_1 = c_{0,1} \cdot \alpha_1 = 10^{-2} \cdot 0,01 = 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} ;$$

de donde el **pH** vale:

$$\text{pH}_1 = -\log [\text{H}^+]_1 = -\log 10^{-4} = 4 : \text{RESULTADO}$$

La **constante de acidez** vale:

$$K_a = \frac{c_{0,1} \cdot \alpha_1^2}{1 - \alpha_1} = \frac{10^{-2} \cdot 0,01^2}{1 - 0,01} = 1,01 \times 10^{-6} : \text{RESULTADO}$$

Aunque varíe la concentración, si la temperatura permanece inalterada la constante de acidez, que es una constante de equilibrio, no se modifica.

Quien **sí cambia al variar la concentración es el grado de disociación**. Ahora tenemos:

$$K_a = \frac{c_{0,2} \cdot \alpha_2^2}{1 - \alpha_2} ; \quad 1,01 \times 10^{-6} = \frac{\frac{10^{-2}}{100} \cdot \alpha_2^2}{1 - \alpha_2} = \frac{10^{-4} \alpha_2^2}{1 - \alpha_2}$$

de donde obtenemos la ecuación:

$$10^{-4} \alpha_2^2 + 1,01 \times 10^{-6} \alpha_2 - 1,01 \times 10^{-6} = 0$$

cuya solución válida -la negativa no tiene sentido- es:

Grado de disociación para la segunda disolución:

$$\alpha_2 = 0,0956 \quad \leftrightarrow \quad 9,56\%$$

RESULTADO

En esta segunda disolución la concentración de protones: H^+ vale:

$$[H^+]_2 = C_{0,2} \cdot \alpha_2 = 10^{-4} \cdot 0,0956 = 9,56 \times 10^{-6} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

y el pH es:

$$pH_2 = -\log [H^+]_2 = -\log(9,56 \times 10^{-6}) = 5,02 : \text{RESULTADO}$$

Al reducirse la concentración aumenta el grado de disociación y también se incrementa el pH, que sigue siendo ácido ($pH < 7$).

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

Una disolución acuosa de ácido acético 0,01 M está ionizada en un 4,2 %.
Calcule:

- Su constante de ionización.
- ¿Qué concentración de ácido clorhídrico hay que preparar para tener un pH igual al de la disolución problema?.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2003)

SOLUCIÓN.-

El grado de disociación: α es el tanto por uno de moles disociados:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{\frac{x}{V}}{\frac{n_0}{V}} = \frac{c}{c_0}$$

El ácido acético (etanoico) es ácido débil. Su reacción de disociación es:

Reacción:



Moles iniciales:

 n_0

—

—

Concentraciones iniciales:

 c_0

—

—

Cambio en moles:

 $-x = -n_0\alpha$ $x = n_0\alpha$ $x = n_0\alpha$

Cambio en concentraciones:

 $-c = -c_0\alpha$ $c = c_0\alpha$ $c = c_0\alpha$

Moles en equilibrio:

 $n_0(1-\alpha)$ $n_0\alpha$ $n_0\alpha$

Concentraciones en equilibrio:

 $c_0(1-\alpha)$ $c_0\alpha$ $c_0\alpha$

Dado que la constante de acidez: K_a es la constante del equilibrio de disociación del ácido, tenemos:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0\alpha^2}{1-\alpha} \quad (\text{Ley de Ostwald})$$

Tenemos: $c_0 = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$; $\alpha = \frac{4,2}{100} = 0,042$.

Sustituyendo:

$$K_a(\text{ácido acético}) = \frac{0,01 \times 0,042^2}{1 - 0,042} = 1,84 \times 10^{-5} : \text{RESULTADO}$$

A diferencia del ácido acético, el ácido clorhídrico es ácido fuerte, por lo que lo podemos considerar totalmente disociado:



$$\alpha(\text{HCl}) \approx 1 \quad (100\%).$$

Si el pH es el mismo en las dos disoluciones se debe a que en ambas coincide la concentración de protones: H^+ (recordemos: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$).

Tenemos, pues:

$$[\text{H}^+](\text{ácido acético}) = [\text{H}^+](\text{ácido clorhídrico})$$

$$[\text{H}^+] = c_0 \cdot \alpha$$

$$c_0 \cdot \alpha |_{\text{ácido acético}} = c_0 \cdot \alpha |_{\text{ácido clorhídrico}} ;$$

de donde despejamos:

concentración de la disolución de HCl:

$$c_0(\text{HCl}) = \frac{c_0(\text{CH}_3\text{-COOH}) \cdot \alpha(\text{CH}_3\text{-COOH})}{\alpha(\text{HCl})} \approx \frac{0,01 \times 0,042}{1} = 4,2 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

En un laboratorio se tienen dos matraces, uno conteniendo 15 mL de HCl cuya concentración es 0,05 M y el otro 15 mL de ácido etanoico (acético) de concentración 0,05 M.

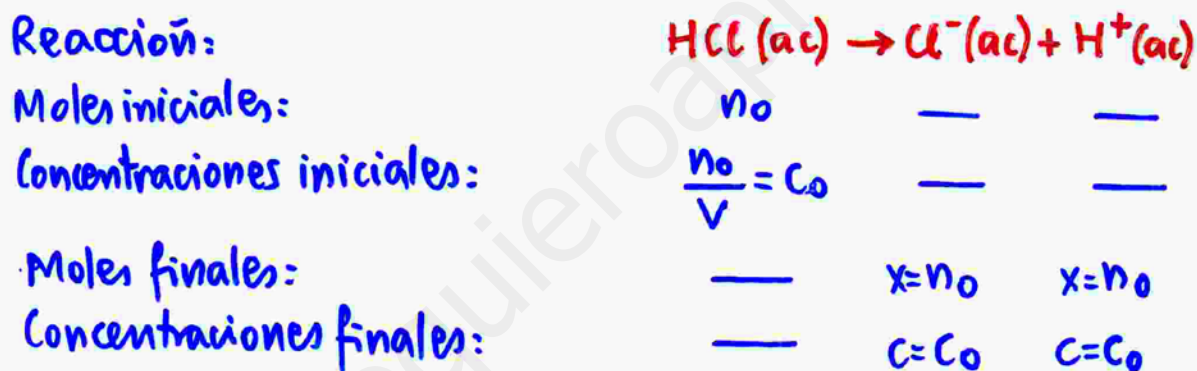
- Calcule el pH de cada una de ellas.
- ¿Qué cantidad de agua se deberá añadir a la más ácida para que el pH de las dos disoluciones sea el mismo?.

Dato: K_a (ácido etanoico) = $1,8 \times 10^{-5}$.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 1998)

SOLUCIÓN.-

El ácido clorhídrico es ácido fuerte, por lo que lo podemos considerar totalmente disociado:



Tenemos, entonces, una concentración de protones: H^+ igual a:

$$[\text{H}^+] = n_0 = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

y el pH vale:

$$\text{pH (HCl)} = -\log [\text{H}^+] = -\log 0,05 = 1,30 : \text{RESULTADO}$$

En efecto, es un pH bastante ácido (muy por debajo de 7).

A diferencia del ácido clorhídrico, el **ácido acético** es **ácido débil** - poco disociado -:

Reacción:	$\text{CH}_3\text{-COOH}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COO}^-(\text{ac}) + \text{H}^+(\text{ac})$		
Moles iniciales:	n_0	—	—
Concentraciones iniciales:	$\frac{n_0}{V} = c_0$	—	—
Cambio en moles:	$-x$	x	x
Cambio en concentraciones:	$-\frac{x}{V} = -c$	c	c
Moles en equilibrio:	$n_0 - x$	x	x
Concentraciones en equilibrio:	$c_0 - c$	c	c

Dado que la **constante de acidez**: K_a es la constante del equilibrio de disociación del ácido, tenemos:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{-COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{-COOH}]} = \frac{c^2}{c_0 - c} = \frac{c^2}{0,05 - c} = 1,8 \times 10^{-5};$$

de donde obtenemos la ecuación:

$$c^2 + 1,8 \times 10^{-5}c - 9 \times 10^{-7} = 0$$

cuya solución válida - la negativa no tiene sentido - es:

$$c = 9,40 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = [\text{H}^+];$$

por lo que el **pH** de la disolución de ácido acético vale:

$$\text{pH}(\text{CH}_3\text{-COOH}) = -\log[\text{H}^+] = -\log(9,40 \times 10^{-4}) = 3,03$$

RESULTADO

Este pH sigue siendo inferior a 7 - ácido -, pero es superior al del ácido clorhídrico.

Si queremos que el ácido **clorhídrico** tenga un **pH** igual a **3,03** la concentración de protones en su disolución -que, recordemos, era igual a la concentración inicial de este ácido **fuerte**- deberá tener el mismo valor que en la disolución de ácido acético:

$$c_0(\text{HCl})_2 = 9,40 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

El número de moles de cloruro de hidrógeno es el que teníamos inicialmente:

$$n_0 = c_0(\text{HCl})_1 \cdot V_1 = 0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,015 \text{ L} = 7,5 \times 10^{-4} \text{ mol}.$$

Con este número de moles de soluto y la nueva concentración hallamos el volumen final:

$$V_2 = \frac{n_0}{c_{0,2}} = \frac{7,5 \times 10^{-4} \text{ mol}}{9,40 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 0,798 \text{ L}.$$

Suponiendo que los volúmenes son **aditivos**:

Hemos tenido que **añadir**:

$$V_{\text{agma}} = V_2 - V_1 = 0,798 - 0,015 = 0,783 \text{ L} = 783 \text{ mL}$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

Se dispone de una disolución acuosa que en el equilibrio tiene 0,2 M de ácido fórmico (ácido metanoico), cuya concentración en protones es: 10^{-3} M.

- Calcule qué concentración de ión formiato tiene dicha disolución.
- Calcule la constante de basicidad del ión formiato o metanoato. ¿Es una base débil o fuerte?
- ¿Cuántos mililitros de ácido clorhídrico 0,1 M habría que tomar para preparar 100 mL de una disolución del mismo pH que la disolución 0,2 M de ácido fórmico?

Dato: K_a (ácido fórmico) = 2×10^{-3} .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2005)

SOLUCIÓN.-

La reacción de disociación del ácido fórmico -ácido débil- es:



Concentraciones en equilibrio: 0,2 \times 10^{-3}

La constante de acidez: K_a es la constante del equilibrio de disociación de este ácido débil:

$$K_a = \frac{[\text{H-COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{H-COOH}]} ; 2 \times 10^{-3} = \frac{[\text{H-COO}^-] \cdot 10^{-3}}{0,2} ; \text{de donde:}$$

la concentración de ión formiato en el equilibrio vale:

$$[\text{H-COO}^-] = \frac{2 \times 10^{-3} \times 0,2}{10^{-3}} = 0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} : \text{RESULTADO}$$

El ión formiato es la base conjugada del ácido fórmico. En efecto: su reacción, en disolución acuosa, es la siguiente:



y su constante de basicidad: K_b es la constante de este equilibrio, es decir:

$$K_b = \frac{[\text{H-COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H-COO}^-]} = \frac{[\text{H-COOH}] \cdot [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H-COO}^-] \cdot [\text{H}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-3}} ;$$

siendo: $K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ el producto iónico del agua (que vale 10^{-14} a 25°C).

$$K_b = 5 \times 10^{-12}$$

Al ser una constante de basicidad muy pequeña el ión formiato es una base muy débil: el equilibrio anterior está muy desplazado hacia la izquierda.

RESULTADO

El pH de la disolución de ácido fórmico vale:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-3} = 3$$

El ácido clorhídrico es un ácido fuerte, pudiéndose considerar totalmente disociado en disolución acuosa:



Concentraciones iniciales: C_0 — —

Concentraciones finales: — C_0 $C_0 = 10^{-3} \text{ M}$

La concentración final del ácido clorhídrico ha de ser 10^{-3} M , por lo que en 100 mL debe contener:

$$n_0 = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \times 0,1 \text{ L} = 10^{-4} \text{ mol}$$

El volumen inicial de ácido clorhídrico 0,1 M que contiene estos 10^{-4} moles es:

$$V = \frac{n_0}{C_{0,1}} = \frac{10^{-4}}{0,1} = 10^{-3} \text{ L} = 1 \text{ mL} : \text{ RESULTADO}$$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

Calcule:

- a) El pH de una disolución 0,2 M de ácido fórmico (ácido metanoico) cuya K_a vale 10^{-4} .
- b) El pH y el grado de disociación del ácido fórmico cuando a 40 mL de dicha disolución se le añaden 10 mL de ácido nítrico 0,05 M.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 1997)

SOLUCIÓN.-

La reacción de disociación del ácido fórmico -ácido débil- es:



Moles iniciales: n_0 — —

Concentraciones iniciales: $\frac{n_0}{V} = c_0$ — —

Cambio en moles: $-x$ x x

Cambio en concentraciones: $-\frac{x}{V} = -c$ c c

Moles en equilibrio: $n_0 - x$ x x

Concentraciones en equilibrio: $c_0 - c$ c c

Dado que la constante de acidez: K_a es la constante del equilibrio de disociación del ácido, tenemos:

$$K_a = \frac{[\text{H-COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{H-COOH}]} = \frac{c^2}{c_0 - c} = \frac{c^2}{0,2 - c} = 10^{-4}; \text{ de donde:}$$

$$c^2 + 10^{-4}c - 2 \times 10^{-5} = 0$$

cuya solución positiva -la negativa no tiene sentido- es:

$$c = [\text{H}^+] = 4,42 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1};$$

y el pH vale:

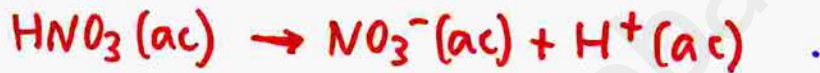
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log(4,42 \times 10^{-3}) = 2,35 : \text{ RESULTADO}$$

40 mL de disolución 0,2 M de **ácido fórmico** contienen inicialmente:

$$n_0 = 0,2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \times 0,040 \text{ L} = 0,008 \text{ moles de soluto.}$$

Según el esquema anterior, de estas moles de ácido fórmico se disocian "x" moles, dando lugar a "x" moles de ión formiato y otros "x" moles de protones, y quedando: $0,008 - x$ moles de ácido sin disociar.

El **ácido nítrico** es **ácido fuerte**, pudiéndose considerar totalmente disociado:



10 mL de disolución 0,05 M de **ácido nítrico** contienen inicialmente:

$n_0 = 0,05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} \times 0,010 \text{ L} = 0,0005 \text{ moles de soluto;}$
 estos moles se disocian totalmente, y aportan 0,0005 moles de protones, que se suman a los que proceden de la disociación del ácido fórmico.

Por otra parte, suponiendo que los volúmenes son aditivos, tenemos ahora:

$$V = 40 \text{ mL} + 10 \text{ mL} = 50 \text{ mL} = 0,050 \text{ L} .$$

Con todo lo anterior, la constante de acidez del ácido fórmico vale ahora:

$$K_a = \frac{[\text{H-COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{H-COOH}]} = \frac{\frac{x}{V} \cdot \frac{0,0005+x}{V}}{\frac{0,008-x}{V}} = \frac{x^2 + 0,0005x}{0,050(0,008-x)} = 10^{-4} .$$

De aquí obtenemos:

$$x^2 + 5,05 \times 10^{-4} x - 4 \times 10^{-8} = 0$$

cuya solución válida - la negativa no tiene sentido - es:
 $x = 6,96 \times 10^{-5}$ moles.

La concentración de protones: H^+ vale, pues:

$$[H^+] = \frac{0,0005 + x}{V} = \frac{0,0005 + 6,96 \times 10^{-5}}{0,050} = 0,011 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

y el pH vale ahora:

$$\text{pH} = -\log[H^+] = -\log 0,011 = 1,94 \quad : \text{ RESULTADO}$$

Como es evidente, al adicionar la disolución de ácido fuerte aumenta la acidez: disminuye el pH.

El grado de disociación: α del ácido fórmico es el tanto por uno de moles disociados:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{\frac{x}{V}}{\frac{n_0}{V}} = \frac{c}{c_0}$$

Antes de adicionar la disolución de ácido nítrico teníamos:

$$\alpha_1(\text{H-COOH}) = \frac{4,42 \times 10^{-3}}{0,2} = 0,0221 \leftrightarrow 2,21\%$$

Al añadir ácido nítrico tenemos:

$$\alpha_2(\text{H-COOH}) = \frac{6,96 \times 10^{-5}}{0,008} = 8,70 \times 10^{-3} \leftrightarrow 0,87\%$$

RESULTADO

En efecto: el exceso de protones debido a la adición de $\text{HNO}_3(\text{ac})$ provoca que el equilibrio de disociación del $\text{H-COOH}(\text{ac})$ se desplace hacia la izquierda, disminuyendo el grado de disociación: Principio de Le Châtelier.

Es fácil comprobar que hubiera sido una aproximación válida despreciar la aportación de protones procedentes de la disociación del ácido fórmico -débil- y considerar únicamente la debida a la disociación completa del ácido nítrico -fuerte- en el cálculo del pH de la mezcla de las dos disoluciones.

En efecto, hubiéramos obtenido:

- moles de $H^+ \approx 0,0005$ moles.
- Volumen = $0,050$ L.
- concentración de protones: $[H^+] \approx \frac{0,0005}{0,050} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$[H^+] = 0,01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

- $\text{pH} = -\log [H^+] = -\log 0,01 = 2 \approx 1,94$.

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

Una disolución de un ácido HA tiene un pH de 2,5 y su grado de disociación es 0,16. Determine:

- La concentración de la disolución de ácido.
- La constante de disociación del ácido.
- El pH de la disolución que se obtiene si se mezclan 100 mL de la disolución del ácido HA con otros 100 mL de disolución 0,20 M de ácido nítrico.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 1999)

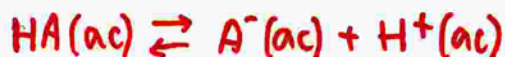
SOLUCIÓN:-

El grado de disociación: α es el tanto por uno de moles disociados:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{\frac{x}{V}}{\frac{n_0}{V}} = \frac{C}{C_0} = 0,16$$

La reacción de disociación del ácido débil HA es:

Reacción:



Moles iniciales:

$$n_0 \quad \text{---} \quad \text{---}$$

Concentraciones iniciales:

$$C_0 \quad \text{---} \quad \text{---}$$

Cambio en moles:

$$-x \quad x \quad x$$

$$-n_0\alpha \quad n_0\alpha \quad n_0\alpha$$

Cambio en concentraciones:

$$-C = -C_0\alpha \quad C = C_0\alpha \quad C = C_0\alpha$$

Moles en equilibrio:

$$n_0(1-\alpha) \quad n_0\alpha \quad n_0\alpha$$

Concentraciones en equilibrio:

$$C_0(1-\alpha) \quad C_0\alpha \quad C_0\alpha$$

Si el pH de la disolución es:

$$pH = -\log[H^+] = 2,5$$

La concentración de protones: H^+ en el equilibrio vale:

$$[H^+] = \text{antilog}(-2,5) = 10^{-2,5} = 3,16 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = C_0 \cdot \alpha = C_0 \cdot 0,16$$

La concentración inicial de la disolución del ácido es:

$$C_0 = \frac{3,16 \times 10^{-3}}{0,16} = 1,98 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad : \text{ RESULTADO}$$

La constante de acidez: K_a es la constante del equilibrio de disociación del ácido:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H^+]}{[HA]} = \frac{(c\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \quad (\text{Ley de Ostwald})$$

Sustituyendo:

$$K_a = \frac{1,98 \times 10^{-2} \cdot 0,16^2}{1-0,16} = 6,02 \times 10^{-4} \quad : \text{RESULTADO}$$

Si añadimos ahora ácido nítrico estamos adicionando un ácido fuerte, que podemos considerar totalmente disociado:



100 mL de disolución 0,20 M de ácido nítrico contienen inicialmente:

$n_0 = 0,100 \text{ L} \times 0,20 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 0,02$ moles de HNO_3 , que al disociarse completamente producen 0,02 moles de H^+ .

Dado que el ácido nítrico es más de seis veces más fuerte que "HA", y que la concentración inicial de aquél es más de diez veces superior a la de éste, podemos despreciar la aportación de protones que vienen de la disociación del ácido débil "HA", y, considerando volúmenes aditivos, encontramos:

$$V_{\text{tot}} = 100 \text{ mL} + 100 \text{ mL} = 200 \text{ mL} = 0,2 \text{ L} .$$

$$[H^+]_{\text{total}} \approx [H^+]_{\text{ac. nítrico}} = \frac{0,02 \text{ moles}}{0,2 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

y el pH de la mezcla de las dos disoluciones queda:

$$\text{pH} = -\log [H^+] \approx -\log 0,1 = 1 \quad : \text{RESULTADO}$$

Lógicamente, ahora el pH es menor - más ácido -.

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

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

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2007)

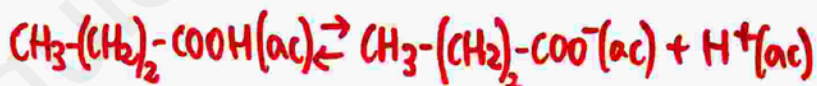
SOLUCIÓN.-

El grado de disociación: α es el tanto por uno de moles disociados:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{\frac{x}{V}}{\frac{n_0}{V}} = \frac{c}{c_0}$$

La reacción de disociación del ácido butanoico-ácido débil - es:

Reacción:



Moles iniciales:

n_0

—

—

Concentraciones iniciales:

c_0

—

—

Cambio en moles:

$-x = -n_0\alpha$

$x = n_0\alpha$

$x = n_0\alpha$

Cambio en concentraciones:

$-c = -c_0\alpha$

$c = c_0\alpha$

$c = c_0\alpha$

Moles en equilibrio:

$n_0(1-\alpha)$

$n_0\alpha$

$n_0\alpha$

Concentraciones en equilibrio:

$c_0(1-\alpha)$

$c_0\alpha$

$c_0\alpha$

Dado que la constante de acidez: K_a es la constante del equilibrio de disociación del ácido, tenemos:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COO}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_2-\text{COOH}]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0\alpha^2}{1-\alpha} \quad (\text{Ley de Ostwald}).$$

Sustituyendo: $1,8 \times 10^{-5} = \frac{0,02 \cdot \alpha^2}{1 - \alpha}$;

de donde obtenemos: $0,02\alpha^2 + 1,8 \times 10^{-5}\alpha - 1,8 \times 10^{-5} = 0$
 cuya solución válida - la negativa no tiene sentido - es:

$$\alpha = 0,03 \leftrightarrow 3\% : \text{RESULTADO}$$

Hubiera sido válida la aproximación: $\alpha \ll 1$
 y entonces:

$$\alpha \approx \sqrt{\frac{1,8 \times 10^{-5}}{0,02}} = 0,03$$

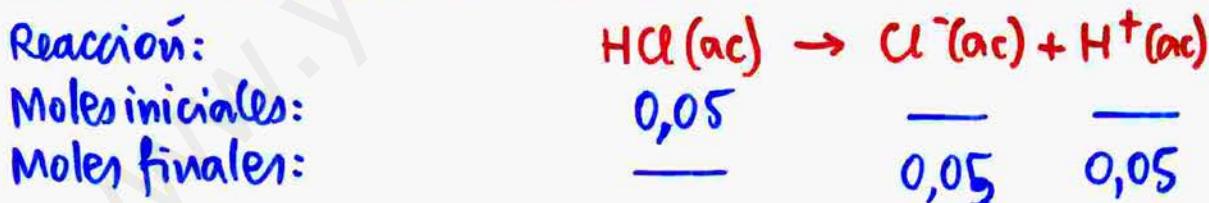
la concentración de protones: H^+ vale:

$$[H^+] = C_0 \cdot \alpha = 0,02 \cdot 0,03 = 5,91 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

y el pH es:

$$\text{pH} = -\log [H^+] = -\log (5,91 \times 10^{-4}) = 3,23 : \text{RESULTADO}$$

Si ahora añadimos ácido clorhídrico estamos
 adicionando un ácido fuerte, que podemos consi-
 derar totalmente disociado:



El ácido butanoico es un ácido débil, y, además,
 se halla bastante diluido, por lo que su aportación
 a la concentración total de protones en la mezcla
 de las dos disoluciones es despreciable frente a
 la aportación de la disociación total del HCl.

Entonces: $[H^+] = \frac{0,05 \text{ moles}}{0,250 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

y:

$$\text{pH} = -\log [H^+] = -\log 0,2 = 0,70 : \text{RESULTADO}$$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

Una disolución acuosa 0,01 M de un ácido débil HA tiene un grado de disociación de 0,25. Calcule:

- K_a del ácido.
- pH de la disolución.
- K_b de la base conjugada A^- .

Dato: Producto iónico del agua: $K_w = 10^{-14}$.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2001)

SOLUCIÓN.-

El grado de disociación: α es el tanto por uno de moles disociados:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{\frac{x}{V}}{\frac{n_0}{V}} = \frac{c}{c_0} = 0,25$$

La reacción de disociación del ácido débil HA es:

Reacción:	$HA(ac) \rightleftharpoons A^-(ac) + H^+(ac)$
Moles iniciales:	$n_0 \quad \quad \quad \quad$
Concentraciones iniciales:	$c_0 \quad \quad \quad \quad$
Cambio en moles:	$-x = -n_0\alpha \quad x = n_0\alpha \quad x = n_0\alpha$
Cambio en concentraciones:	$-c = -c_0\alpha \quad c = c_0\alpha \quad c = c_0\alpha$
Moles en equilibrio:	$n_0(1-\alpha) \quad n_0\alpha \quad n_0\alpha$
Concentraciones en equilibrio:	$c_0(1-\alpha) \quad c_0\alpha \quad c_0\alpha$

Dado que la constante de acidez: K_a es la constante del equilibrio de disociación del ácido, tenemos:

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H^+]}{[HA]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0\alpha^2}{1-\alpha} \quad (\text{Ley de Ostwald})$$

Sustituyendo:

$$K_a = \frac{0,01 \times 0,25^2}{1 - 0,25} = 8,33 \times 10^{-4} \quad \text{: RESULTADO}$$

La concentración de protones: H^+ vale:

$$[H^+] = c_0 \cdot \alpha = 0,01 \cdot 0,25 = 2,5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

y el pH es:

$$\text{pH} = -\log[H^+] = -\log(2,5 \times 10^{-3}) = 2,60 : \text{RESULTADO}$$

El ión A^- es la base conjugada del ácido HA. En efecto, su reacción, en disolución acuosa, es:



y su constante de basicidad: K_b es la constante del equilibrio anterior:

$$K_b = \frac{[HA] \cdot [OH^-]}{[A^-]} = \frac{[HA] \cdot [H^+] \cdot [OH^-]}{[A^-] \cdot [H^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{8,33 \times 10^{-4}} \text{ (a } 25^\circ\text{C)}$$

$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$: producto iónico del agua

Obtenemos:

$$K_b = 1,2 \times 10^{-11} : \text{RESULTADO}$$

Un valor tan pequeño de K_b indica que A^- es una base muy débil.

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

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.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, junio 2002)

SOLUCIÓN.-

El grado de disociación: α es el tanto por uno de moles disociados:

$$\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{\frac{x}{V}}{\frac{n_0}{V}} = \frac{c}{c_0}$$

La reacción de disociación del ácido orgánico monoprótico -ácido débil: alto pH (inferior a 7) - "HAc" es:

Reacción:



Moles iniciales:



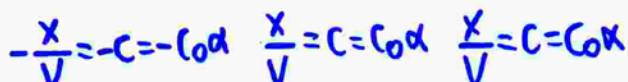
Concentraciones iniciales:



Cambio en moles:



Cambio en concentraciones:



Moles en equilibrio:



Concentraciones en equilibrio:



Recordando la definición de pH:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 5,7$$

encontramos:

$$[\text{Ac}^-] = [\text{H}^+] = c = \text{antilog}(-5,7) = 10^{-5,7} = 2 \times 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

La constante de acidez: K_a es la constante del equilibrio de disociación de este ácido:

$$K_a = \frac{[Ac^-] \cdot [H^+]}{[HAc]} = \frac{c^2}{c_0 - c} = \frac{\left(2 \times 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2}{\frac{0,2 \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} - 2 \times 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}$$

$$K_a = 1,0 \times 10^{-11} \quad : \text{ RESULTADO}$$

Se trata, en efecto, de un ácido muy débil (K_a : muy pequeña).

El grado de disociación vale:

$$\alpha = \frac{c}{c_0} = \frac{2 \times 10^{-6}}{\frac{0,2}{0,5}} = 5 \times 10^{-6} \quad \leftrightarrow \quad 5 \times 10^{-4} \%$$

RESULTADO

El ión Ac^- es la base conjugada del ácido HAc . En efecto, su reacción, en disolución acuosa, es:



y su constante de basicidad: K_b es la constante del equilibrio anterior:

$$K_b = \frac{[HAc] \cdot [OH^-]}{[Ac^-]} = \frac{[HAc] \cdot [H^+] \cdot [OH^-]}{[H^+] \cdot [Ac^-]} = \frac{K_w}{K_a}$$

donde $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$ es el producto iónico del agua - que vale 10^{-14} a $25^\circ C$ -. Tenemos:

$$K_b = \frac{10^{-14}}{1,0 \times 10^{-11}} = 1,0 \times 10^{-3} : \text{ RESULTADO}$$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

El ácido clorhídrico se obtiene industrialmente calentando cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado.

- Formule y ajuste la reacción que tiene lugar.
- ¿Cuántos kilogramos de ácido sulfúrico de una concentración del 90 % en masa se necesitará para producir 100 kg de ácido clorhídrico concentrado al 35 % en masa?
- ¿Cuántos kilogramos de cloruro de sodio se emplean por cada tonelada de sulfato de sodio obtenido como subproducto?

Datos: Masas atómicas (u): H = 1 , O = 16 , Na = 23 , S = 32 , Cl = 35,5 .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2008)

SOLUCIÓN.-

La ecuación ajustada es:



Las masas molares son:

$$1 \text{ mol (NaCl)} = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol (H}_2\text{SO}_4) = (2 \times 1) + 32 + (4 \times 16) = 98 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol (Na}_2\text{SO}_4) = (2 \times 23) + 32 + (4 \times 16) = 142 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol (HCl)} = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g} .$$

100 kg de HCl concentrado al 35 % en masa contienen:

$$\frac{100.000 \text{ g} \times \frac{35}{100}}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 958,90 \text{ moles de HCl} .$$

En la ecuación ajustada la proporción es:

$$1 \text{ mol (H}_2\text{SO}_4) : 2 \text{ moles (HCl)} \quad ;$$

$$\text{luego hacen falta: } \frac{958,90}{2} = 479,45 \text{ moles de H}_2\text{SO}_4.$$

Estos moles de H_2SO_4 corresponden a una masa de ácido puro:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}) = 479,45 \text{ mol} \times 98 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 46.986,30 \text{ g} ;$$

por lo que la masa de ácido sulfúrico concentrado al 90% en masa vale:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 90\%}) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ puro})}{0,90} = \frac{46.986,30 \text{ g}}{0,90} = 52.207 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 90\%}) = 52,21 \text{ kg} : \text{RESULTADO}$$

Una tonelada de sulfato de sodio contiene:

$$\frac{1.000.000 \text{ g}}{142 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 7.042,25 \text{ moles de } \text{Na}_2\text{SO}_4 .$$

En la ecuación ajustada la proporción es:

$$2 \text{ moles } (\text{NaCl}) : 1 \text{ mol } (\text{Na}_2\text{SO}_4) ;$$

luego hacen falta: $2 \times 7.042,25 = 14.084,51$ moles de NaCl, que corresponden a una masa igual a:

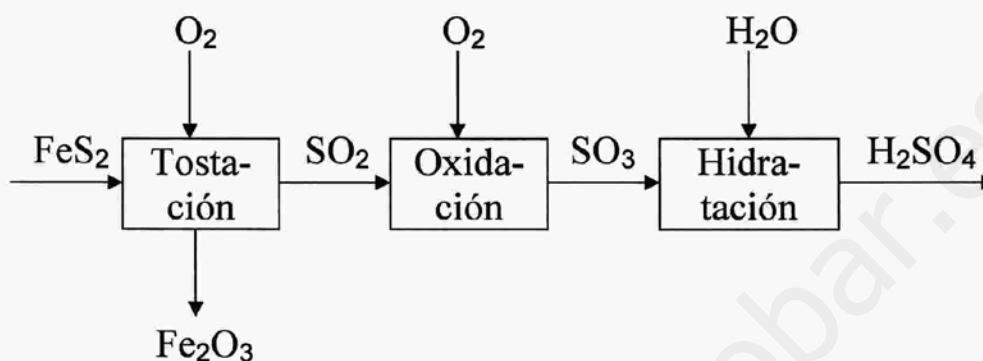
$$m(\text{NaCl}) = 14.084,51 \text{ mol} \times 58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 823.943,66 \text{ g}$$

$$m(\text{NaCl}) = 823,94 \text{ kg} : \text{RESULTADO}$$

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

Uno de los métodos de fabricación industrial de ácido sulfúrico a partir de pirita -disulfuro de hierro (II)- se resume en el siguiente esquema:



- Formule y ajuste las reacciones que tienen lugar en cada una de las tres etapas.
- ¿Cuál es el porcentaje en masa de azufre que contiene una pirita con el 90 % de riqueza?
- Si se partiese de 100 kg de pirita del 90 % de riqueza, ¿cuántos gramos de ácido sulfúrico se obtendrían, sabiendo que el proceso transcurre con un rendimiento del 85 %?

Datos: Masas atómicas (u): H = 1,0 , O = 16,0 , S = 32,1 , Fe = 55,8 .

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2003)

SOLUCIÓN.-

Las ecuaciones ajustadas que representan las tres etapas son:

- Tostación de la pirita: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
- Oxidación del dióxido de azufre: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
- Hidratación del trióxido de azufre: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

RESULTADO

Las masas molares del FeS_2 y del H_2SO_4 son, respectivamente:

$$1 \text{ mol } (\text{FeS}_2) = 55,8 + (2 \times 32,1) = 120,0 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol } (\text{H}_2\text{SO}_4) = (2 \times 1,0) + 32,1 + (4 \times 16,0) = 98,1 \text{ g} .$$

Si tomamos 100 g de una pirita del 90% de riqueza -en masa- tenemos 90 g de FeS_2 . Como en 120,0 g de FeS_2 -puro- tenemos 64,2 g de azufre, en esos 90 g de FeS_2 -100 g de pirita con impurezas- hay:

$$90 \times \frac{64,2}{120,0} = 48,15\% \text{ de azufre} : \text{RESULTADO}$$

De las tres ecuaciones químicas ajustadas anteriores comprobamos que por cada cuatro moles de FeS_2 -puro- se obtendrían 8 moles de H_2SO_4 .

Sin embargo, al ser el rendimiento de un 85%, realmente por cada cuatro moles: $4 \times 120,0 = 480,0 \text{ g}$ de FeS_2 -puro- se obtienen: $0,85 \times 8 = 6,8$ moles de H_2SO_4 ($= 6,8 \times 98,1 = 667,08 \text{ g}$).

Si partimos de 100 kg (100.000 g) de una pirita del 90% en masa tenemos realmente 90.000 g de FeS_2 , que, según la última proporción comentada, permiten obtener una masa de ácido sulfúrico igual a:

$$90.000 \times \frac{667,08}{480,0} = 125.077,5 \text{ g de ácido sulfúrico} .$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

- a) El pH de una disolución de NaOH es 13. Calcule su concentración.
 b) El pH de una disolución de igual concentración de amoníaco es 11,13. Calcule la constante K_b del amoníaco y su grado de disociación.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 1998)

SOLUCIÓN.-

- a) El hidróxido de sodio: NaOH es una base fuerte, pudiendo considerar que en disolución acuosa está completamente disociado:



Moles iniciales: n_0 — —

Concentraciones iniciales: $\frac{n_0}{V} = c_0$ — —

Moles finales: — n_0 n_0

Concentraciones finales: — c_0 c_0

Por otra parte, recordando la definición de pH: $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ vemos que:

$$13 = \text{pH} = -\log[\text{H}^+]; \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-13} \text{ mol. L}^{-1}$$

Dado que el producto iónico del agua es:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad \text{-a } 25^\circ\text{C-}$$

tenemos que la concentración de iones OH^- es:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-13}} = 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}; \text{ por lo que:}$$

Concentración de la disolución de NaOH: $c_0 = 10^{-1} \text{ mol. L}^{-1}$

RESULTADO

b) Disuelto en agua el amoníaco: NH_3 es una base débil, encontrándose parcialmente disociado:

Reacción:	$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$		
Moles iniciales:	n_0	—	—
Concentraciones iniciales:	$\frac{n_0}{V} = c_0$	—	—
Cambio en moles:	$-x = -n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$
Cambio en concentraciones:	$-\frac{x}{V} = -c$ $-c_0\alpha$	$\frac{x}{V} = c$ $c_0\alpha$	$\frac{x}{V} = c$ $c_0\alpha$
Moles en equilibrio:	$n_0 - x = n_0(1 - \alpha)$	$n_0\alpha$	$n_0\alpha$
Concentraciones en equilibrio:	$c_0 - c = c_0(1 - \alpha)$	$c_0\alpha$	$c_0\alpha$

Siendo α el grado de disociación: $\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{c}{c_0}$.

Razonando como en el caso anterior, tenemos:

$$11,13 = \text{pH} = -\log[\text{H}^+]; \quad [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11,13} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$c_0 = 0,1 = 10^{-1} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-11,13}} = 10^{-2,87} = 1,35 \times 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = c_0\alpha.$$

Por tanto, el grado de disociación vale:

$$\alpha = \frac{[\text{OH}^-]}{c_0} = \frac{1,35 \times 10^{-3}}{10^{-1}} = 1,35 \times 10^{-2} \leftrightarrow 1,35\%$$

La constante de basicidad: K_b es la constante del equilibrio anterior:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(c_0\alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0\alpha^2}{1-\alpha} = \frac{10^{-1}(1,35 \times 10^{-2})^2}{1-1,35 \times 10^{-2}}$$

$$\alpha = 1,35 \times 10^{-2} \leftrightarrow 1,35\%$$

$$K_b = 1,84 \times 10^{-5}$$

RESULTADO

(α pequeño \leftrightarrow base débil).

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

Una disolución acuosa de amoníaco de uso doméstico tiene una densidad de $0,962 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ y una concentración del 6,5 % en masa. Determine:

- La concentración molar de amoníaco en dicha disolución.
- El pH de la disolución.
- El pH de la disolución resultante al diluir 10 veces.

Datos: Masas atómicas (u): H = 1, N = 14 ; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 2008)

SOLUCIÓN.-

En $1\text{L} = 1.000 \text{ cm}^3$ de disolución hay:

$$m_{\text{total}} = \rho \cdot V = 0,962 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} \times 1000 \text{ cm}^3 = 962 \text{ g}.$$

De esa masa total, corresponde al soluto:

$$m_{\text{NH}_3} = \frac{6,5}{100} m_{\text{total}} = 0,065 \times 962 = 62,53 \text{ g}.$$

La masa molar del amoníaco es:

$$1 \text{ mol} = 14 + (3 \times 1) = 17 \text{ g} \quad ;$$

por lo que el número de moles de NH_3 vale:

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{62,53 \text{ g}}{17 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 3,68 \text{ moles}.$$

Por consiguiente:

Tenemos una disolución 3,68 M de amoníaco en agua.
RESULTADO

Disuelto en agua, el amoníaco es una base débil, encontrándose parcialmente disociado, de acuerdo al esquema siguiente:

Reacción:	$\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$		
Moles iniciales:	n_0	—	—
Concentraciones iniciales:	$\frac{n_0}{V} = c_0$	—	—
Cambio en moles:	$-x$	x	x
Cambio en concentraciones:	$\frac{-x}{V} = -c$	$\frac{x}{V} = c$	$\frac{x}{V} = c$
Moles en equilibrio:	$n_0 - x$	x	x
Concentraciones en equilibrio:	$c_0 - c$	c	c

La constante de basicidad: K_b es la constante de este equilibrio, es decir:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c_1^2}{c_0 - c_1} = \frac{c_1^2}{3,68 - c_1} = 1,8 \times 10^{-5} ;$$

de donde obtenemos la ecuación de segundo grado:

$$c_1^2 + 1,8 \times 10^{-5} c_1 - 6,62 \times 10^{-5} = 0$$

cuya solución válida -la negativa no tiene sentido- es:

$$c_1 = 8,13 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = [\text{OH}^-]_1$$

Dado que el producto iónico del agua es:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad \text{-a } 25^\circ\text{C-}, \text{ tenemos:}$$

$$[\text{H}^+]_1 = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]_1} = \frac{10^{-14}}{8,13 \times 10^{-3}} = 1,23 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} ; \text{ y}$$

$$\text{el pH vale: } \text{pH}_1 = -\log[\text{H}^+]_1 = -\log(1,23 \times 10^{-12}) = 11,91 .$$

RESULTADO

Si añadimos agua, hasta diluir diez veces la mezcla inicial, con el mismo razonamiento del caso anterior tenemos:

$$C_2 = 3,68 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{C_2^2}{C_2 - C_2} = \frac{C_2^2}{3,68 \times 10^{-1} - C_2} = 1,8 \times 10^{-5};$$

de donde obtenemos la ecuación de segundo grado:

$$C_2^2 + 1,8 \times 10^{-5} C_2 - 6,62 \times 10^{-6} = 0$$

cuya solución válida es:

$$C_2 = 2,56 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = [\text{OH}^-]_2 \quad ;$$

$$[\text{H}^+]_2 = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]_2} = \frac{10^{-14}}{2,56 \times 10^{-3}} = 3,90 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

y, en definitiva:

$$\text{el pH vale ahora: } \text{pH}_2 = -\log[\text{H}^+]_2 = -\log(3,90 \times 10^{-12}) = 11,41$$

RESULTADO

Obviamente, al diluir disminuye la concentración de iones OH^- , aumenta la concentración de protones: H^+ y disminuye el pH.

Como es natural, en los dos casos el pH es superior a 7 -básico-.

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

Una disolución acuosa de amoníaco de uso doméstico tiene de densidad $0,85 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$ 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^+ y OH^-) en la disolución diluida 10 veces.

Datos: Masas atómicas (u): $\text{H} = 1$, $\text{N} = 14$; $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$.

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2006)

SOLUCIÓN:-

En $1\text{L} = 1.000 \text{ cm}^3$ de disolución hay:

$$m_{\text{total}} = \rho \cdot V = 0,85 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3} \times 1.000 \text{ cm}^3 = 850 \text{ g}.$$

De esa masa total, corresponde al soluto:

$$m_{\text{NH}_3} = \frac{8}{100} m_{\text{total}} = 0,08 \times 850 = 68 \text{ g}.$$

La masa molar del amoníaco es:

$$1 \text{ mol} = 14 + (3 \times 1) = 17 \text{ g};$$

por lo que el número de moles de NH_3 vale:

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{68 \text{ g}}{17 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 4 \text{ moles}.$$

Por consiguiente:

Tenemos una disolución 4M de amoníaco en agua.
RESULTADO

Si añadimos agua, hasta diluir diez veces la mezcla anterior, la nueva concentración es:

$$C_0 = 0,4 \text{ M} = 0,4 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}.$$

Disuelto en agua el amoníaco es una **base débil**, encontrándose parcialmente disociado:

Reacción:	$\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$		
Moles iniciales:	n_0	—	—
Concentraciones iniciales:	$\frac{n_0}{V} = c_0$	—	—
Cambio en moles:	$-x$	x	x
Cambio en concentraciones:	$-\frac{x}{V} = -c$	$\frac{x}{V} = c$	$\frac{x}{V} = c$
Moles en equilibrio:	$n_0 - x$	x	x
Concentraciones en equilibrio:	$c_0 - c$	c	c

La **constante de basicidad**: K_b es la constante del equilibrio anterior:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{c^2}{c_0 - c} = \frac{c^2}{0,4 - c} = 1,8 \times 10^{-5}$$

de donde obtenemos la ecuación de segundo grado:

$$c^2 + 1,8 \times 10^{-5}c - 7,2 \times 10^{-6} = 0$$

cuya solución válida - la negativa no tiene sentido - es:

$$c = [\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 2,67 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} : \text{RESULTADO}$$

$$\text{Además: } [\text{NH}_3] = c_0 - c = 0,4 - 2,67 \times 10^{-3} = 3,97 \times 10^{-1} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ \text{RESULTADO}$$

Dado que el producto iónico del agua es:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad \text{- a } 25^\circ\text{C} \text{ - , tenemos:}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{2,67 \times 10^{-3}} = 3,74 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} : \text{RESULTADO}$$

por lo que el **pH** vale:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(3,74 \times 10^{-12}) = 11,43 : \text{RESULTADO}$$

Naturalmente, el pH es mayor que 7 - básico -.

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

Una disolución 0,03 M de hidróxido de amonio está disociada un 1,82 %. ¿Qué cantidad de agua habría que añadir a 100 mL de dicha disolución para que el pH de la disolución resultante sea 10,5?

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, septiembre 1997)

SOLUCIÓN.-

El hidróxido de amonio en disolución es una base débil, encontrándose parcialmente disociado:



Dado que el pH de la disolución final es 10,5, recordando su definición tenemos:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 10,5$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10,5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

Teniendo en cuenta que el producto iónico del agua es:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad \text{- a } 25^\circ\text{C} -$$

la concentración de iones OH^- en la disolución final diluida ha de ser:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-10,5}} = 10^{-3,5} = 3,16 \times 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$$

En 100 mL = 0,1 L de disolución 0,03 M de NH_4OH hay, inicialmente:

$$n_0 = 0,1 \text{ L} \times 0,03 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1} = 3 \times 10^{-3} \text{ moles de } \text{NH}_4\text{OH}$$

De estos moles el 1,82% están disociados, por lo que, al aparecer un mol de iones NH_4^+ y un mol de iones OH^- por cada mol de NH_4OH disociado, el número de moles de iones OH^- es:

$$n(\text{OH}^-) = \frac{1,82}{100} \times n_0(\text{NH}_4\text{OH}) = \frac{1,82}{100} \times 3 \times 10^{-3} = 5,46 \times 10^{-5} \text{ molen.}$$

En la **disolución final diluida** tenemos, pues:

$$[\text{OH}^-] = \frac{n(\text{OH}^-)}{V_{\text{final}}} \quad ; \quad \text{de donde:}$$

$$V_{\text{final}} = \frac{n(\text{OH}^-)}{[\text{OH}^-]} = \frac{5,46 \times 10^{-5}}{3,16 \times 10^{-4}} = 172,66 \times 10^{-3} \text{ L} = 172,66 \text{ mL.}$$

Suponiendo que los **volúmenes sean aditivos**, encontramos:

$$V_{\text{final}} = V_{\text{inicial}} + V_{\text{añadido}} \quad ;$$

$$V_{\text{añadido}} = V_{\text{final}} - V_{\text{inicial}} = 172,66 - 100 = 72,66 \text{ mL}$$

RESULTADO

QUÍMICA de 2º de BACHILLERATO

ÁCIDOS Y BASES

El amoníaco acuoso de concentración 0,20 M tiene un valor de $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$.

- 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 ($pK_b = 3,13$).

(Pruebas de acceso a la Universidad – Madrid, modelo 2004)

SOLUCIÓN:

Disuelto en agua el amoníaco: NH_3 es una base débil, encontrándose parcialmente disociado:

Reacción:	$NH_3(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$		
Moles iniciales:	n_0	—	—
Concentraciones iniciales:	$\frac{n_0}{V} = c_0$	—	—
Cambio en moles:	$-x = -n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$	$x = n_0\alpha$
Cambio en concentraciones:	$-\frac{x}{V} = -c$ $-c_0\alpha$	$\frac{x}{V} = c$ $c_0\alpha$	$\frac{x}{V} = c$ $c_0\alpha$
Moles en equilibrio:	$n_0 - x = n_0(1 - \alpha)$	$n_0\alpha$	$n_0\alpha$
Concentraciones en equilibrio:	$c_0 - c = c_0(1 - \alpha)$	$c_0\alpha$	$c_0\alpha$

siendo α el grado de ionización: $\alpha = \frac{x}{n_0} = \frac{c}{c_0}$.

La constante de basicidad: K_b es la constante del equilibrio anterior:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{c^2}{c_0 - c} = \frac{c^2}{0,20 - c} = 1,8 \times 10^{-5}$$

de donde obtendremos la ecuación de segundo grado:

$$c^2 + 1,8 \times 10^{-5}c - 3,6 \times 10^{-6} = 0$$

cuya solución válida -la negativa no tiene sentido- es:

$$c = [\text{OH}^-] = 1,89 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} : \text{RESULTADO}$$

Dado que el producto iónico del agua es:

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ -a } 25 \text{ }^\circ\text{C} \text{ - , tenemos:}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{1,89 \times 10^{-3}} = 5,30 \times 10^{-12} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ , y}$$

$$\text{el pH vale: } \text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(5,30 \times 10^{-12}) = 11,28 \text{ .}$$

RESULTADO

Naturalmente, es un pH mayor que 7 -básico-.

Según lo dicho anteriormente, el **grado de disociación o ionizaciones**:

$$\alpha = \frac{c}{c_0} = \frac{1,89 \times 10^{-3}}{0,20} = 9,44 \times 10^{-3} \leftrightarrow 0,94\% : \text{RESULTADO}$$

(α pequeño \leftrightarrow base débil).

Análogamente al pH, se define: $\text{p}K_b$ de este modo:

$$\text{p}K_b = -\log K_b ;$$

de donde: $K_b = 10^{-\text{p}K_b}$. Entonces:

- Amoníaco: $\text{NH}_3 \rightarrow K_b = 1,8 \times 10^{-5}$.
- Metilamina: $\text{CH}_3\text{-NH}_2 \rightarrow K_b = 10^{-3,30} = 5,01 \times 10^{-4}$
- Dimetilamina: $\text{CH}_3\text{-NH-CH}_3 \rightarrow K_b = 10^{-3,13} = 7,41 \times 10^{-4}$.

Cuanto mayor es K_b más disociada está la base, y más fuerte es; por tanto:

El orden creciente de basicidad es:



RESULTADO