

ÁCIDO-BASE. pH. NEUTRALIZACIÓN. DISOLUCIONES. HIDRÓLISIS DE SALES. INDICADORES

Ejercicio 1. Equilibrio simple. Dato pH. Ka. (EJERCICIO SIMILAR A LOS DEL TIPO I de EQUILIBRIOS)

Se preparan 10 L de una disolución de ácido metanoico (HCOOH) disolviendo 23 g en agua.

Teniendo en cuenta que el pH de la disolución es 3, calcule:

a) El grado de disociación del ácido.

b) El valor de la constante de disociación.

Datos: Masas atómicas relativas: C = 12; O = 16; H = 1.

QUÍMICA. 2024. JUNIO. EJERCICIO C3

Aquí usamos siempre concentraciones

Recordatorio: ácido metanoico (si no está dentro del grupo de los ácidos fuertes o nos piden calcular su Ka, se corresponde con un ácido débil: se disocia parcialmente).



I	0,05M	mucha	-	10^{-7} M
R/F	x	x	x	x
Eq	0,05-x	No varía	x	x

V=10 L, 23 g de HCOOH => pasar a concentración molar

$$\text{moles} = 23 \text{ HCOOH} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{46 \text{ g HCOOH}} = 0,5 \text{ mol}; \Rightarrow C_o(\text{ácido}) = \frac{0,5 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0,05 \text{ mol/L}$$

Su constante de equilibrio (de acidez) se define como:

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^{-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x \cdot x}{C_o - x} = \frac{x^2}{C_o} \quad \text{incógnitas } K_a, x \Rightarrow \text{dato más: pH}=3. \quad \text{Aproximación: } C_o - x \sim C_o$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+}] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow 3 = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+}] \Rightarrow \log [\text{H}_3\text{O}^{+}] = -3 \Rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-3} \text{ M}$$

a) Ahora ya tenemos C_o y x , luego el **grado de disociación** es: $\alpha = (\alpha/100) \cdot \text{inicial} \Rightarrow x = (\alpha/100) \cdot C_o$

$$x = (\alpha/100) \cdot C_o \Rightarrow 10^{-3} = (\alpha/100) \cdot 0,05 \Rightarrow \alpha = (10^{-3}/0,05) \cdot 100 = 2 \%$$

Los ácidos débiles se caracterizan por tener un grado de disociación bajo (en este caso, de cada 100 moléculas, solo dos se disocian, esto es, ceden o donar el protón).

b) Constante de acidez $K_a = \frac{[\text{HCOO}^{-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{x \cdot x}{C_o - x} = \frac{x^2}{C_o} = \frac{(10^{-3})^2}{0,05} = 2 \cdot 10^{-5}$ (sin unidades)

($K_a \ll 1$, característica de los ácidos débiles cuyo equilibrio de disociación está desplazado hacia la izquierda)

Ejercicio 2. Equilibrio simple. Dato pH. Cálculo de C_o . *Preparación de disolución.

Una disolución acuosa de ácido hipocloroso (HClO) tiene un valor de pH = 5,5. Basándose en la reacción que tiene lugar, calcule:

a) La concentración inicial del ácido hipocloroso.

b) El pH de la disolución si se diluye a la mitad.

Dato: $K_a(\text{HClO}) = 3,2 \cdot 10^{-8}$

QUÍMICA. 2023. JUNIO. EJERCICIO C3



I	C_o	mucha	-	10^{-7} M
R/F	x	x	x	x
Eq	$C_o - x$	No varía	x	x

Nos dan como dato K_a , luego se corresponde con un ácido débil: se disocia parcialmente.

Sin masa o moles de inicio HClO ni volumen (sin datos)

Desarrollamos el equilibrio con una concentración inicial C_o

Su constante de equilibrio (de acidez) se define como:

$$K_a = \frac{[\text{HClO}^{-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^{+}]}{[\text{HClO}]} = \frac{x \cdot x}{C_o - x} = \frac{x^2}{C_o} \quad \text{incógnita } C_o \text{ (datos pH}=5,5 \text{ y } K_a=3,2 \cdot 10^{-8}). \quad \text{Aproximación: } C_o - x \sim C_o$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+}] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow 5,5 = -\log [\text{H}_3\text{O}^{+}] \Rightarrow \log [\text{H}_3\text{O}^{+}] = -5,5 \Rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^{+}] = 10^{-5,5} \text{ M}$$

a) Se calcula C_0 $K_a = \frac{x^2}{C_0} \Rightarrow C_0 = \frac{x^2}{K_a} = \frac{(10^{-5,5})^2}{3,2 \cdot 10^{-8}} = 3,125 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

b) Si se diluye a la mitad, su concentración debe disminuir a la mitad. Para ello debemos añadir agua HASTA tener el doble de volumen de disolución:

$C_1 = n/V_1$ (de inicio) $\Rightarrow C_2 = n/V_2$ (final), siendo $V_2 = 2 \cdot V_1$ luego $\Rightarrow C_2 = n/2 \cdot V_1 = C_1/2$

Se trata de calcular el pH con la mitad del valor de la concentración del apartado anterior:

$C_0 = 3,125 \cdot 10^{-4} \text{ M} / 2 = 1,56 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ $K_a = \frac{x^2}{C_0} \Rightarrow x = \sqrt{K_a \cdot C_0} \Rightarrow x = \sqrt{3,2 \cdot 10^{-8} \cdot 1,56 \cdot 10^{-4}}$

$x = + 2,23 \cdot 10^{-6} \text{ M} = [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2,23 \cdot 10^{-6}) = 5,65$

Ejercicio 3. Molaridad (% y d). Neutralización.

La etiqueta de una botella de HNO_3 indica que la densidad es $1,014 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ y la riqueza en masa 2'42%. Calcule:

a) La molaridad y el pH de la disolución de HNO_3 .

b) El volumen de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0'1 M necesario para neutralizar 10 mL de ese ácido.

Masas atómicas relativas: N = 14 ; O = 16 ; H = 1

QUÍMICA. 2023. JULIO. EJERCICIO C3

a) **Molaridad** $\Rightarrow$ fórmula para recordar el orden (**$M = \% \cdot d / M_m$**) PERO SE USAN FACTORES:

$M_m(\text{HNO}_3) = 63 \text{ g/mol}$ (se trata de un ácido fuerte) *Está en el listado a saber.

En los ácidos y bases fuertes no hay equilibrio

$$M = \frac{2,42 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g D}} \cdot \frac{1,014 \text{ g D}}{1 \text{ L}_D} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3}$$

$$M = 3,90 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$$

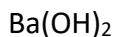
pH de una disolución de HNO_3 de $C_0 = 3,90 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (3,90 \cdot 10^{-4}) = 3,41$$

$\text{HNO}_3 (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightarrow \text{NO}_3^- (\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{ac})$				
I	C_0	mucha	-	10^{-7} M
R/F	C_0	C_0	C_0	C_0
Final	~	No varía	C_0	C_0

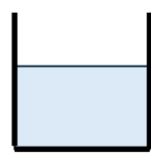
Se habla de situación FINAL, pero no de Equilibrio

b) **NEUTRALIZACIÓN.**



0,1 M

V ¿? $M=n/V$



M_1, V_1
(%, d $\Rightarrow$ M)



$V_{\text{total}} = V_1 + V_2$

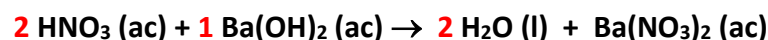


M_2, V_2
(%, d $\Rightarrow$ M)



$3,90 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

10 mL = 0,01 L



moles (HNO_3) = $M \cdot V = 3,90 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot 0,01 \text{ L} = 3,90 \cdot 10^{-6} \text{ mol de HNO}_3$

estequiometría $\Rightarrow 3,90 \cdot 10^{-6} \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol de HNO}_3} = 1,95 \cdot 10^{-6} \text{ mol de Ba}(\text{OH})_2$

$$1,95 \cdot 10^{-6} \text{ mol de Ba}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,1 \text{ mol Ba}(\text{OH})_2} = 1,95 \cdot 10^{-5} \text{ L} = 0,0195 \text{ mL}$$

(no es habitual coger una cantidad tan pequeña, ni siquiera la décima parte de un mililitro). 0,02 mL, es casi cien veces menos que un mL. (se revisó la solución).

Ejercicio 4. Molaridad (% y d). Neutralización.

Se tiene una disolución de KOH de 2'4% de riqueza en masa y 1'05 g·mL⁻¹ de densidad. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:

a) La molaridad y el pH de la disolución.

b) Los gramos de KOH que se necesitan para neutralizar 20 mL de una disolución de H₂SO₄ 0'5 M.

Masas atómicas relativas: K = 39 ; O = 16 ; H = 1

QUÍMICA. 2022. JUNIO. EJERCICIO C3

a) **Molaridad** => fórmula para recordar el orden (**M = %·d / Mm**) PERO SE USAN FACTORES:

Mm(KOH) = 56 g/mol (se trata de una base fuerte)

$$M = \frac{2,4 \text{ g KOH}}{100 \text{ g D}} \cdot \frac{1,05 \text{ g D}}{1 \text{ mL}_D} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}}$$

$$M = 0,45 \text{ mol/L}$$

pH de una disolución de KOH de C₀ = 0,45 M

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0,45) = 0,35$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,35 = 13,65$$

En los ácidos y bases fuertes no hay equilibrio

$$\text{KOH}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{K}^+_{(\text{ac})} + \text{OH}^-_{(\text{ac})}$$

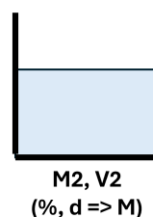
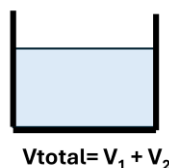
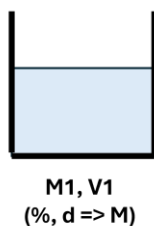
I	0,45 M	-	10 ⁻⁷ M
R/F	0,45	0,45	0,45
Final	~	0,45	0,45

Se habla de situación FINAL, pero no de Equilibrio

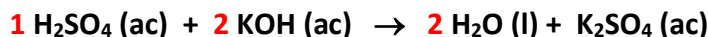
b) **NEUTRALIZACIÓN.**

KOH

moles, gramos ¿?



H₂SO₄
0,5 M
20 mL = 0,02 L



$$\text{moles (H}_2\text{SO}_4) = M \cdot V = 0,5 \text{ mol/L} \cdot 0,02 \text{ L} = 0,01 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{estequiometría} \Rightarrow 0,01 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 0,02 \text{ mol KOH} \cdot \frac{56 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 1,12 \text{ g KOH}$$

Ejercicio 5. Equilibrio simple (dato: grado de disociación). Equilibrio simple (dato: pH)

En una disolución acuosa 0'03 M de amoníaco (NH₃), éste se encuentra disociado en un 2'4 %.

Basándose en la reacción química correspondiente, calcule:

a) El pH de la disolución y el valor de la constante de basicidad del amoníaco.

b) La molaridad que debe tener una disolución de NH₃ para que su pH sea 11.

QUÍMICA. 2022. JULIO. EJERCICIO C3

Nos piden Kb, luego se corresponde con una base débil, reacciona parcialmente aceptando protones.

$$C_0(\text{NH}_3) = 0,03 \text{ M y } \alpha = 2,4 \%$$

Al ser una base débil podemos realizar la aproximación C₀-x ~ C₀ ya que x << C₀

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

I	0,03	mucha	-	10 ⁻⁷ M
R/F	x	x	x	x
Eq	0,03-x	No varía	x	x

Desarrollamos el equilibrio con una concentración inicial C₀

Su constante de equilibrio (de basicidad) se define como:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x \cdot x}{C_o - x} = \frac{x^2}{C_o} \quad \text{incógnita } x, K_b \quad (\text{pero tenemos } C_o \text{ y grado de disociación})$$

$$x = (\alpha/100) \cdot C_o \Rightarrow x = (2,4/100) \cdot 0,03 = 7,2 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad \text{luego } x \text{ es } [OH^-] = 7,2 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad \text{y se calcula pOH}$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (7,2 \cdot 10^{-4}) = 3,15 \Rightarrow \text{luego usamos } \mathbf{pH + pOH = 14} \quad \text{y se calcula el pH}$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 3,15 = 10,85 \quad (\text{pH básico})$$

$$K_b = \frac{x^2}{C_o} = \frac{(7,2 \cdot 10^{-4})^2}{0,03} = 1,728 \cdot 10^{-5} \quad (\text{sin unidades})$$

($K_b \ll 1$, característica de las bases débiles cuyo equilibrio está desplazado hacia la izquierda)

Constante de basicidad del amoníaco, NH_3 , que representa las ganas de aceptar H^+ . Que es muy pequeña, es decir, no tiene muchas ganas de aceptar protones. Esto es, el equilibrio está desplazado hacia la izquierda.

b) molaridad de una disolución de NH_3 para que su pH sea 11.

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x \cdot x}{C_o - x} = \frac{x^2}{C_o} \quad \text{tenemos } K_b \text{ (del apartado anterior) y queremos calcular } C_o.$$

Nos falta saber que x que es $[OH^-]$.

$$\text{Tenemos como DATO el } pH=11 \text{ y sabemos que } \mathbf{pH + pOH = 14} \quad \text{luego } \Rightarrow pOH = 14 - pH = 14 - 11 = 3,$$

$$\text{Como } pOH = -\log[OH^-] \quad \text{de aquí tenemos que } [OH^-] = 10^{-pOH} = \mathbf{10^{-3} \text{ M}}, \text{ ahora ya podemos calcular } K_b$$

$$K_b = \frac{x^2}{C_o} \Rightarrow C_o = \frac{x^2}{K_b} = \frac{(10^{-3})^2}{1,728 \cdot 10^{-5}} = 0,059 \text{ mol/L}$$

****EXTRA PARA COMPRENDER EL SIGNIFICADO DE LAS PAREJAS ÁCIDO-BASE Y DE LA ESCALA DE pH**
($K_a \cdot K_b = K_w$)

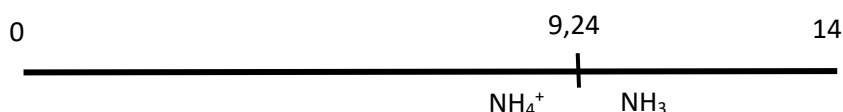
La forma ácida (conjugada) del amoníaco es NH_4^+ , y sus ganas de dar protones está definida por su constante de acidez K_a (amonio). Se dice que la pareja amonio/amoniaco están conjugadas $[NH_4^+]/[NH_3]$

Si conozco K_b para la base (NH_3), puedo calcular K_a de la forma ácida (NH_4^+) con $K_a \cdot K_b = K_w$

$$\text{Esto es } K_a = K_w / K_b = 10^{-14} / 1,728 \cdot 10^{-5} = 5,79 \cdot 10^{-10}$$

$$pK_a = -\log K_a = -\log (5,79 \cdot 10^{-10}) = 9,24$$

En la escala de pH solo se representan los valores de pK_a de la forma ácida de todos los ácidos



INTERVALOS DE PREDOMINIO

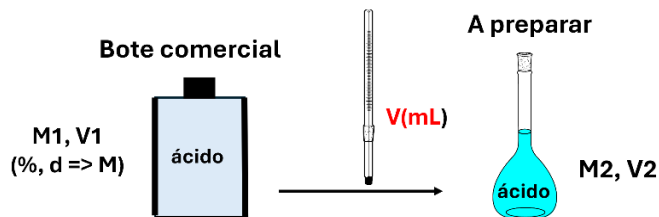
Este valor de pK nos indica que, si el pH de la disolución es 9,24, entonces habrá en la misma proporción amonio y amoniaco.

Si el pH está por encima de 9,24, la especie que predomina es amoniaco (la forma básica). Pero si el pH está por debajo de 9,24, predomina mayoritariamente en disolución la forma ácida (amonio).

Ejercicio 6. *Preparación de una disolución. IMPORTANTÍSIMO. + Neutralización (b).

Se preparan 250 mL de una disolución acuosa de HCl a partir de 2 mL de una disolución de HCl comercial de densidad $1,38 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ y 33% de riqueza en masa.
 a) ¿Cuál es la molaridad y el pH de la disolución que se ha preparado?.
 b) ¿Qué volumen de una disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,02 M es necesario añadir para neutralizar 100 mL de la disolución que se ha preparado?.
 Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5.
 QUÍMICA. 2021. JUNIO. EJERCICIO C3

Calcular ANTES la molaridad del bote comercial
 ($M = \% \cdot d / M_m$) pasar densidad a g/L si nos dan otros datos



$$M = \frac{33 \text{ g HCl}}{100 \text{ g D}} \cdot \frac{1,38 \text{ g D}}{1 \text{ mL}_D} \cdot \frac{1000 \text{ mL}_D}{1 \text{ L}_D} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 12,48 \text{ mol/L}$$

Bote comercial: si ya tengo su concentración 12, 48 mol/L y se coge de ahí 2 mL, puedo calcular los moles de HCl que van en la pipeta y se depositan en el matraz.

$$\frac{12,48 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL}} \cdot 2 \text{ mL} = 0,0250 \text{ mol HCl que se añaden al matraz}$$

Estos moles de HCl (2 mL) se añaden al matraz y después agua hasta alcanzar 250 mL de DISOLUCIÓN.

Luego la molaridad del matraz $M = n/V$

$$M = 0,0250 \text{ mol} / 0,250 \text{ L} = 0,1 \text{ mol/L} \quad \text{HCl}_{(ac)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+_{(ac)} + \text{Cl}^-_{(ac)}$$

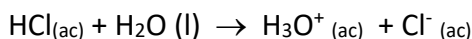
Todo el ácido fuerte se disocia y pasa a oxonio, esto es $[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+]$

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

Ejercicio 7. Equilibrio simple. Cálculo de pH, grado de disociación y constante de acidez K_a

Una disolución 0,1 M de un ácido débil monoprótico (HA) tiene el mismo pH que una disolución de HCl $5,49 \cdot 10^{-3} \text{ M}$. Calcule:
 a) El pH de la disolución y el grado de disociación del ácido débil.
 b) La constante de ionización del ácido débil.
 QUÍMICA. 2021. JULIO. EJERCICIO C3

a) Se calcula primero cuál sería el pH de la disolución de HCl



Todo el ácido fuerte se disocia y pasa a oxonio, esto es $[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (5,49 \cdot 10^{-3}) = 2,26 \text{ (pH ácido)}$$

Ahora ya tenemos un ácido monoprótico HA (que tiene un solo protón para donar; diprótico, dos...) de pH 2,26 y de concentración inicial 0,1 M. Se calcula el grado de disociación, alfa:

Del pH podemos obtener x

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,26} \text{ mol/L}$$

$$x = (\alpha/100) \cdot C_0 \Rightarrow 10^{-2,26} = (\alpha/100) \cdot 0,1 \Rightarrow \alpha = (10^{-2,26}/0,1) \cdot 100 = 5,50 \%$$

Los ácidos débiles se caracterizan por tener un grado de disociación bajo

$\text{HA}_{(ac)} + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+_{(ac)} + \text{A}^-_{(ac)}$				
I	0,1	mucha	-	10^{-7} M
R/F	x	x	x	x
Eq	0,1-x	No varía	x	x

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x \cdot x}{C_0 - x} = \frac{x^2}{C_0} = \frac{(10^{-2,26})^2}{0,1} = 3,02 \cdot 10^{-4} \text{ (sin unidades)}$$

($K_a \ll 1$, característica de los ácidos débiles cuyo equilibrio de disociación está desplazado hacia la izquierda)

Ejercicio 8. Equilibrio simple con amoníaco. Constante de basicidad K_b (ENTRENAMIENTO: FÁCIL)

A 25 °C, una disolución acuosa de amoníaco contiene 0'17 g de este compuesto por litro y se encuentra disociado en un 4'3 %. Calcule:

a) La concentración de iones hidroxilo y amonio.

b) La constante de disociación.

Masas atómicas: N = 14; H = 1.

QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

Pasar los gramos a moles de amoníaco. Dividir entre el volumen y tenemos concentración inicial de amoníaco C_0 . Hacer el equilibrio de disociación y plantear K_b . Dato el grado de disociación en porcentaje.

Ejercicio 9. Equilibrio con amoníaco. *Preparación de otra disolución.

Se preparan 100 mL de una disolución acuosa de amoníaco 0'2 M.

a) Calcule el grado de disociación del amoníaco y el pH de la disolución.

b) Si a 50 mL de la disolución anterior se le añaden 50 mL de agua, calcule el grado de disociación del amoníaco y el valor del pH de la disolución resultante. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Dato: $K_b(NH_3) = 1'8 \cdot 10^{-5}$

QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

a) Problema metódico simple

Desarrollamos el equilibrio con una concentración inicial

$C_0 = 0,2 \text{ M}$

Su constante de equilibrio (de basicidad) se define como:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x \cdot x}{C_0 - x} = \frac{x^2}{C_0}$$

$NH_3(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(ac) + OH^-(ac)$				
I	0,2	mucha	-	10^{-7} M
R/F	x	x	x	x
Eq	0,2-x	No varía	x	x

Hay que calcular el grado de disociación (tenemos C_0 y K_b). Se calcula x

$$K_b = \frac{x^2}{C_0} \Rightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,2} \Rightarrow x = \sqrt{K_b \cdot C_0} \Rightarrow x = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,2} = 1,897 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$x = (\alpha/100) \cdot C_0 \Rightarrow 1,897 \cdot 10^{-3} = (\alpha/100) \cdot 0,2 \Rightarrow \alpha = (1,897 \cdot 10^{-3} / 0,2) \cdot 100 = 0,95 \%$$

Los ácidos débiles se caracterizan por tener un grado de disociación bajo.

luego x es $[OH^-] = 1,897 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ y se calcula pOH

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (1,897 \cdot 10^{-3}) = 2,72 \Rightarrow \text{luego usamos } pH + pOH = 14 \text{ y se calcula el pH}$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,72 = 11,28$$

b) Si a 50 mL de la disolución anterior... (sabemos su concentración, es 0,2 M) luego podemos saber los moles de amoníaco $\Rightarrow n(NH_3) = M \cdot V = 0,2 \text{ mol/L} \cdot 0,05 \text{ L} = 0,01 \text{ mol de } NH_3$,

A esto se le añade 50 mL. Luego estos moles (0,01 mol) van a estar en un volumen total de 50 mL + 50 mL

$V = 100 \text{ mL}$. Luego la nueva concentración es $[NH_3] = 0,01 / 0,1 \text{ L} = 0,1 \text{ M}$

Se trata de calcular ahora el grado de disociación y pH para esa concentración (0,1 M) = => fácil

Por complementar la información. **La frase “de ...volúmenes aditivos”** ($50 + 50 = 100$ mL) significa que la mezcla de dos porciones de volúmenes no siempre es la suma. Depende de la interacción de las moléculas de las sustancias que se mezclan.

Ejemplo: 1 Litro de agua pura tendrá un espacio. 1 litro de etanol puro tendrá su espacio.

Cuando se mezclen podrían suceder dos hechos: que la interacción entre agua y etanol sea favorable y el empaquetamiento entre las moléculas de ambas se muy efectivo (unas moléculas se meten en los huecos que dejan otras), LO QUE RESULTA EN UNA OCUPACIÓN MENOR DEL ESPACIO. ESTO ES: 1 LITRO + 1 LITRO, YA no daría 2 LITROS, SI NO ALGO MENOS.

O que la interacción agua-etanol sea desfavorable e incluso haya cierta repulsión, lo que dará lugar a una ocupación mayor del espacio. Ahora 1 litro + 1 litro, serían más de 2 litros.

En el caso agua-etanol, la interacción es favorable, hay puentes de hidrógenos entre ellas, y las moléculas de ambas cuando mezclan se empaquetan y optimizan mejor el espacio, lo que significa que 1000 mL de agua + 1000 mL de etanol resultan en 1920 mL. El volumen se desvía del modelo ideal en 80 mL.

Como en ácido-base se trabaja con disoluciones muy diluidas (hay mucha agua), la variación de los volúmenes, por interacción entre las moléculas, apenas se va a notar.

Ejercicio 10. Equilibrio simple con amoníaco. *Preparación de una disolución.

- a) El grado de disociación de una disolución 0'03 M de hidróxido de amonio (NH_4OH) es 0'024. Calcule la constante de disociación (K_b) del hidróxido de amonio y el pH de la disolución.
b) Calcule el volumen de agua que hay que añadir a 100 mL de una disolución de NaOH 0'03 M para que el pH sea 11'5.

QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

Para **TODA LA COMUNIDAD CIENTÍFICA**: una disolución de HIDRÓXIDO DE AMONIO, NH_4OH , es equivalente a una disolución de NH_3 en agua. El grado de disociación se presenta en porcentaje. 2,4 % y no 0,024.

$\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$			
$\text{NH}_4\text{OH}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$			
I	0,03	-	10^{-7} M
R/F	x	x	x
Eq	0,03-x	x	x

$\text{NH}_4\text{OH}(\text{ac})$				
$\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$				
I	0,03	mucha	-	10^{-7} M
R/F	x	x	x	x
Eq	0,03-x	No varía	x	x

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]} = \frac{x \cdot x}{0,03 - x} = \frac{x^2}{0,03}$$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x \cdot x}{0,03 - x} = \frac{x^2}{0,03}$$

$x = (\alpha/100) \cdot C_0 \Rightarrow x = (2,4/100) \cdot 0,03 = 7,2 \cdot 10^{-4}$ M luego x es $[\text{OH}^-] = 7,2 \cdot 10^{-4}$ M y se calcula pOH

$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (7,2 \cdot 10^{-4}) = 3,15 \Rightarrow$ luego usamos **pH + pOH = 14** y se calcula el pH

$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 3,15 = 10,85$ (pH básico)

$$K_b = \frac{x^2}{C_0} = \frac{(7,2 \cdot 10^{-4})^2}{0,03} = 1,728 \cdot 10^{-5} \text{ (sin unidades) (todos los hidróxidos son bases fuertes salvo este)}$$

($K_b \ll 1$, característica de las bases débiles cuyo equilibrio de disociación está desplazado hacia la izquierda)

b) IM-POR-TAN-TÍ-SI-MO

100 mL de una disolución 0,03 M de NaOH (inicialmente)

moles = $M \cdot V = 0,03 \text{ mol/L} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,003 \text{ mol NaOH}$

Tengo que preparar otra cuyo pH es 11,5

Este dato es equivalente a decir que tienes que preparar otra disolución con otra concentración (M2) de OH⁻, pero nos dan el pH

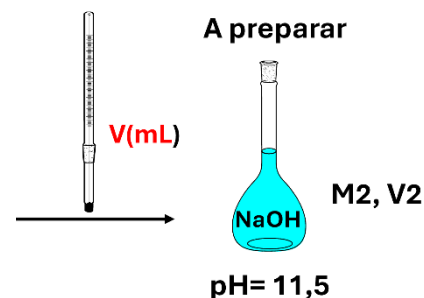
Luego **pH + pOH = 14** pOH = 14 - pH = 14 - 11,5 = 2,5

Luego la concentración de $[\text{OH}^-] = 10^{-2,5} \text{ mol/L}$ es la que tiene que haber en ese matraz.

Es decir, los mismos moles 0,003 mol de NaOH pero en otro volumen (V2)

$[\text{NaOH}] = n/V$ $V = n/[\text{NaOH}] = 0,003/10^{-2,5} = 0,949 \text{ L (949 mL)}$

949 mL sería el volumen total de la disolución, luego hay que añadir a los 100 mL de inicio, una cantidad de agua para llegar hasta los 949 mL, ESTO ES: 949-100= 849 mL de agua.



Ejercicio 11. Equilibrio simple. Cálculo de pH y grado. Neutralización. (BENZOICO-BENZOATO)

Se prepara una disolución de ácido benzoico $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ cuyo pH es 3,1 disolviendo 0,61 g del ácido en agua hasta obtener 500 mL de disolución. Calcule:

a) La concentración inicial del ácido y el grado de disociación.

b) El volumen de hidróxido de sodio 0,1 M necesario para que reaccione completamente con 50 mL de disolución de ácido benzoico.

Datos: Masas atómicas C = 12; H = 1; O = 16.

QUÍMICA. 2013. RESERVA 2. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

A) SIMILAR AL PROBLEMA 1. DEBÍO PREGUNTAR POR LA K_a y el α . Ha preguntado por la concentración inicial, que se obtiene directamente de los gramos y el volumen (*por eso está en reserva).

CALCULAREMOS K_a y el grado de disociación.

V=0,5 L **0,61 g de $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$** => pasar a concentración molar

$$\text{moles} = 0,61 \text{ g ácido} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{122 \text{ g ácido}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$C_o(\text{ácido}) = \frac{5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,5 \text{ L}} = 0,01 \text{ mol/L}$$

Su constante de equilibrio (de acidez) se define como:

$$K_a = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]} = \frac{x \cdot x}{C_o - x} = \frac{x^2}{C_o}$$
 incógnitas K_a , x => dato más: pH=3,1. Aproximación: $C_o - x \sim C_o$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \Rightarrow 3,1 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \log [\text{H}_3\text{O}^+] = -3,1 \Rightarrow x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,1} \text{ M}$$

a) Ahora ya tenemos C_o y x , luego el **grado de disociación** es: reacciona = $(\alpha/100) \cdot \text{inicial} \Rightarrow x = (\alpha/100) \cdot C_o$

$$x = (\alpha/100) \cdot C_o \Rightarrow 10^{-3,1} = (\alpha/100) \cdot 0,01 \Rightarrow \alpha = (10^{-3,1}/0,01) \cdot 100 = 7,94 \%$$

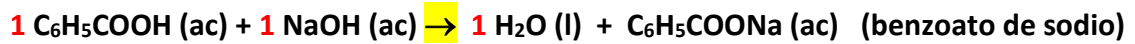
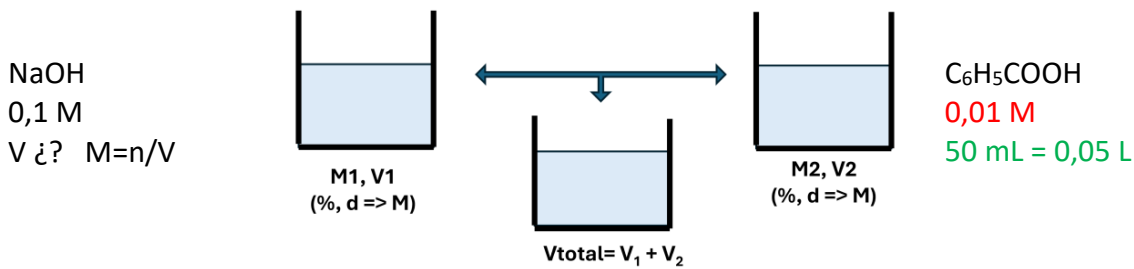
Los ácidos débiles se caracterizan por tener un grado de disociación bajo (en este caso, de cada 100 moléculas, solo ocho se disocian, esto es, ceden o donar el protón).

$$\text{Constante de acidez} \Rightarrow K_a = \frac{x^2}{C_o} = \frac{(10^{-3,1})^2}{0,01} = 6,31 \cdot 10^{-5} \text{ (sin unidades)}$$

($K_a \ll 1$, característica de los ácidos débiles cuyo equilibrio de disociación está desplazado hacia la izquierda)

$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-_{(\text{ac})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})}$				
I	0,01 M	mucha	-	10^{-7} M
R/F	x	x	x	x
Eq	0,01-x	No varía	x	x

b) NEUTRALIZACIÓN. BASE FUERTE-ÁCIDO DÉBIL (normalmente es entre ácidos y bases fuertes).



moles (ácido) = M·V = (0,01 mol/L) · 0,05 L = 5·10⁻⁴ mol de ácido

estequiometría => 5 · 10⁻⁴ mol ácido · $\frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol de ácido}}$ = 5 · 10⁻⁴ mol de NaOH

$$5 \cdot 10^{-4} \text{ mol de NaOH} \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,1 \text{ mol NaOH}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ L} = 5 \text{ mL}$$

ACLARACIÓN: como el hidróxido es una base fuerte, este no presenta equilibrio. Por tanto, se pone una flecha en la reacción global. Si analizamos solo el ácido benzoico con su base (benzoato) por ser débil presentaría un equilibrio. Pero no estudiamos solo el ácido benzoico, si no su reacción con otra especie que no puede estar en equilibrio por ser fuerte.

Ejercicio 12. *Preparación de disolución. Neutralización. (parecido al Problema 6)

Se preparan 187 mL de una disolución de ácido clorhídrico (HCl) a partir de 3 mL de un ácido clorhídrico comercial del 37% de riqueza en masa y densidad 1'184 g/mL. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:

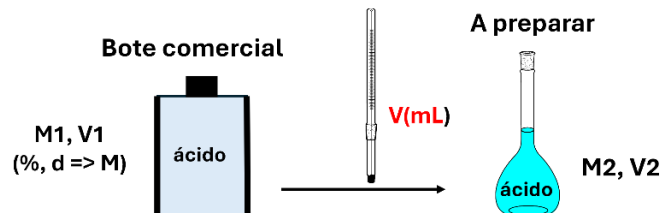
- La concentración de la disolución preparada y su pH.
- El volumen (mL) de disolución de Ca(OH)₂ 0'1 M necesario para neutralizar 10 mL de la disolución final preparada de HCl.

Datos: Masas atómicas relativas: H = 1 ; Cl = 35'5

QUÍMICA. 2018. JUNIO. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

Calcular ANTES la molaridad del bote comercial

(M=%·d/Mm) pasar densidad a g/L si nos dan otros datos



$$M = \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g D}} \cdot \frac{1,184 \text{ g D}}{1 \text{ mL}_D} \cdot \frac{1000 \text{ mL}_D}{1 \text{ L}_D} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 12,00 \text{ mol/L}$$

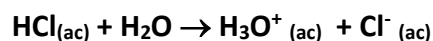
Bote comercial: si ya tengo su concentración 12,00 mol/L y se coge de ahí 3 mL, puedo calcular los moles de HCl que van en la pipeta y se depositan en el matraz.

$$\frac{12,00 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL}} \cdot 3 \text{ mL} = 0,036 \text{ mol HCl que se añaden al matraz}$$

Estos moles de HCl (3 mL) se añaden al matraz y después agua hasta alcanzar 187 mL de DISOLUCIÓN.

Luego la molaridad del matraz M=n/V

$$M = 0,036 \text{ mol} / 0,187 \text{ L} = 0,193 \text{ mol/L}$$



Todo el ácido fuerte se disocia y pasa a oxonio, esto es [HCl]=[H₃O⁺]

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0,193) = 0,71 \text{ (pH muy ácido)}$$

b) similar a otras neutralizaciones ya vistas.

Ejercicio 13. *Preparación de disolución (EN ESTE CASO SE TRATA DE UNA BASE). + Neutralización.

Una disolución acuosa de hidróxido de potasio (KOH) de uso industrial tiene una composición del 40% de riqueza en masa y una densidad de 1,515 g/mL. Determine, basándose en las reacciones químicas correspondientes:

a) La molaridad de esta disolución y el volumen necesario para preparar 10 L de disolución acuosa de pH = 13.

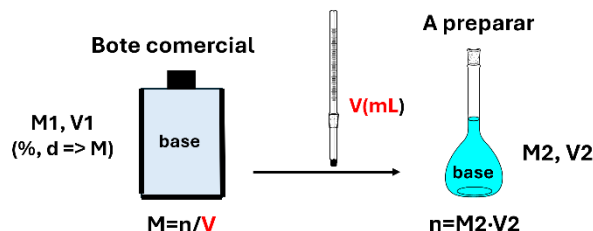
b) El volumen de una disolución acuosa de ácido perclórico (HClO₄) 2 M necesario para neutralizar 50 mL de la disolución de KOH de uso industrial.

Datos: Masas atómicas relativas H = 1 ; O = 16 ; K = 39

QUÍMICA. 2018. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

Calcular ANTES la molaridad del bote comercial

($M = \% \cdot d / M_m$) pasar densidad a g/L si nos dan otros datos



$$M = \frac{40 \text{ g KOH}}{100 \text{ g D}} \cdot \frac{1,515 \text{ g D}}{1 \text{ mL}_D} \cdot \frac{1000 \text{ mL}_D}{1 \text{ L}_D} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g KOH}} = 10,82 \text{ mol/L}$$

Ahora bien: tengo que preparar otra disolución con 10 L y pH=13 ("otra concentración")

Pero estamos trabajando con una base NaOH; nos interesa la concentración de OH-

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 13 = 1$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-1} \text{ M} \quad \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ (\text{ac}) + \text{OH}^- (\text{ac})$$

Calculada ya la concentración de esta nueva disolución y que son 10 L, podemos calcular los moles que van ahí. $n = M \cdot V = (10^{-1} \text{ mol/L}) \cdot 10 \text{ L} = 1 \text{ mol de NaOH}$

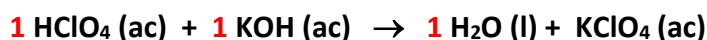
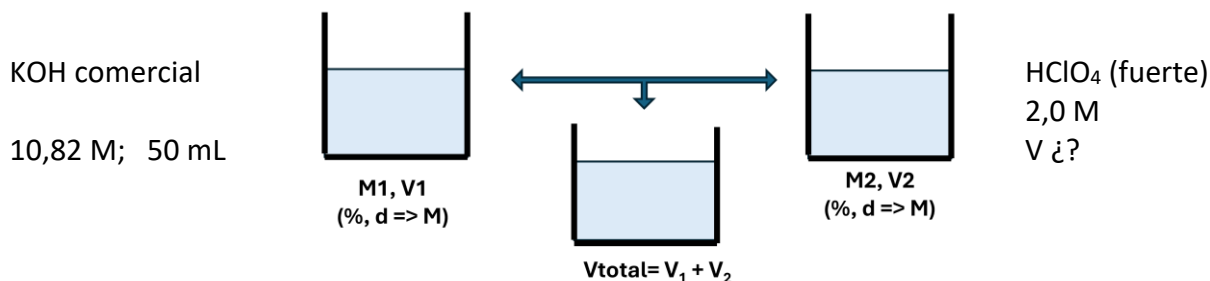
..... Este 1 mol de NaOH, de dónde se coge? Del bote comercial

Luego con moles y concentración del bote comercial $\Rightarrow M = n/V$ se calcula el volumen que tengo que tomar con un a pipeta de ese bote comercial:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{1 \text{ mol NaOH}}{10,82 \text{ M}} = 0,0924 \text{ L} = 92,4 \text{ mL}$$

FRASE A PONER SÍ o SÍ: con una pipeta se toman 92,4 mL del bote comercial y se pasan al matraz de preparación. Luego se añade agua hasta alcanzar los 10 L.

b) similar a otras neutralizaciones ya vistas.



moles (KOH) = $M \cdot V = (10,82 \text{ mol/L}) \cdot 0,05 \text{ L} = 0,541 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$ (poner tres decimales distinto de cero)

$$\text{estequiometría} \Rightarrow 0,541 \text{ mol KOH} \cdot \frac{1 \text{ mol HClO}_4}{1 \text{ mol de KOH}} = 0,541 \text{ mol HClO}_4$$

$$0,541 \text{ mol de KClO}_4 \cdot \frac{1 \text{ L}}{2 \text{ mol HClO}_4} = 0,271 \text{ L KOH} = 271 \text{ mL}$$

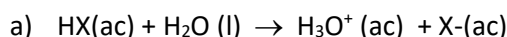
CUESTIONES DE RAZONAMIENTO ÁCIDO-BASE

Ejercicio 1. Fuerza relativa. Hidrólisis de sales.

Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- En una disolución diluida de un ácido fuerte HX hay mayor proporción de HX que de X^- .
- Cuando se disuelve CH_3COONa en agua se producen iones OH^- .
- El pH de una disolución 0,1 M de HCl es menor que el de una disolución 0,1 M de CH_3COOH ($K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$).

QUÍMICA. 2024. JUNIO. EJERCICIO B5



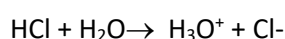
Falso. Sea diluida o concentrada, un ácido fuerte en agua se disocia completamente para dar su forma básica, lo que significa que la especie ácida HX no existirá en disolución, y sí X^- . Por tanto X^- es la especie que predomina en la disolución.

b) Se trata de una disolución de una sal (hidrólisis de sales). Se analiza su reacción frente al agua:

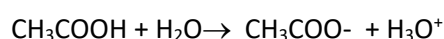


Verdadero. El acetato es una base débil y se encuentra en equilibrio con su forma ácida. Su reacción con agua genera iones hidróxidos. La disolución tendrá un carácter básico (pH por encima de siete); $pH > 7$.

c) Para la misma concentración de partida, el ácido fuerte se disociará completamente, generando más iones oxonio. En cambio, el ácido débil se disociará parcialmente, resultando menos iones oxonio. El pH del ácido fuerte será **MENOR** que el del ácido débil. Por tanto, es **VERDADERO**.



0,1 M 0,1M



0,1 M-x x x

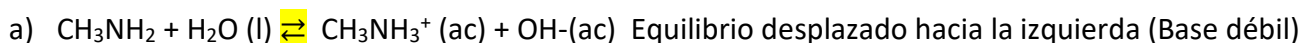
Ejercicio 2. Razonamiento con base débil.

La metilamina, CH_3NH_2 , es una base débil de acuerdo con la teoría de Brönsted-Lowry.

- Escriba su equilibrio de disolución acuosa.
- Escriba la expresión de su constante de basicidad K_b .
- ¿Podría una disolución acuosa de metilamina tener un valor de $pH = 5$? Razone la respuesta.

QUÍMICA. 2023. JUNIO. EJERCICIO B4

Según Brönsted-Lowry una base acepta protones. Las aminas tienen un comportamiento básico.

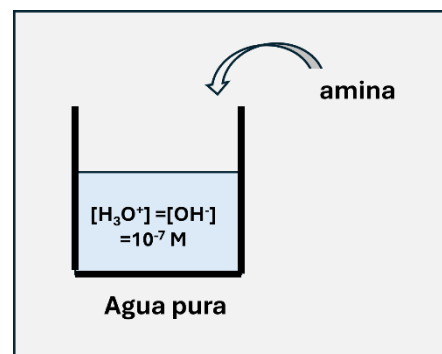


b)
$$K_b = \frac{[CH_3NH_3^+][OH^-]}{[CH_3NH_2]} = \frac{x \cdot x}{Co - x} = \frac{x^2}{Co}$$

c) La amina en disolución (inicialmente agua pura), generará, aunque sea muy poco, una concentración de iones OH^- mayor de la que inicialmente tiene el agua pura ($pH = 7$). Luego, aumentará la concentración de OH^- , y esto hará que el pH aumente por encima de 7. Pero nunca estará por debajo de 7. Por tanto, es falso.

Por situarnos con datos:

Si tenemos 0,1 M inicialmente de amina y esta se disocia muy poco, 0,001 M, es decir, da esa concentración de OH^- . Si comparamos con la inicial del agua: 0,0000001 M, sigue siendo una concentración alta de iones hidróxidos la que aporta la amina cuando esta se disuelve en agua.



Ejercicio 3. Fuerza relativa de los ácidos y bases. Chatelier. Neutralización.

Justifique si el valor del pH aumenta o disminuye:

- a) Se añade CH_3COONa a una disolución de CH_3COOH .
 - b) Se añade HCl a una disolución de NaCl
 - c) Se añaden 10 mL de KOH 0'1 M a 20 mL de disolución 0'1 M de HNO_3 .
- QUÍMICA. 2023. JULIO. EJERCICIO B5

- a) En una disolución de ácido en agua se producirán iones oxonio y el pH de la disolución será ácido.



Al añadir acetato de sodio, según la reacción con agua: (“como la hidrólisis de la sal”)



Se genera más iones OH^- (de lo que inicialmente había). Luego el pH de la disolución aumentará (se hace más básico).

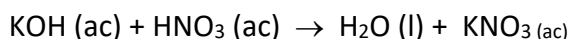
- b) En una disolución de NaCl en agua, no se modifica el pH del agua. Si este es neutro, seguirá siendo neutro ($\text{pH}=7$). Ya que estos iones se consideran inertes respecto al agua.

Si ahora se añade HCl (un ácido fuerte), se producirán iones oxonio en una mayor proporción, y el pH disminuye (se hace más ácido).

NaCl en agua (H-OH). NEUTRO



- c) Se trata de una reacción de neutralización ácido-base fuertes (hacer estequiometría)



Si no se quiere hacer el cálculo (puesto que se trata de razonar) se diría lo siguiente:

Inicialmente la disolución de ácido nítrico es ácida, puesto que genera iones oxonio (H_3O^+) según:



Al añadir base a esta disolución, estamos eliminando (neutralizando) parte de este ácido nítrico, por lo que disminuirá su concentración y, por tanto, generará menos iones oxonio, su pH aumentará.



Ejercicio 4. Hidrólisis de sales. Anfótero. Modificación del equilibrio.

Responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Cómo será el pH de una disolución acuosa de NH_4Cl ?
 - b) En el equilibrio: $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$, la especie HSO_4^- ¿actúa como un ácido o una base según la teoría de Brønsted-Lowry?
 - c) ¿Qué le ocurre al pH de una disolución de NH_3 si se le añade agua?
- QUÍMICA. 2022. JUNIO. B5

- a) Hidrólisis de la sal NH_4Cl (vista en el esquema)

NH_4Cl en agua (H-OH). ÁCIDO



Los iones de la sal proceden de una base débil (NH_3) y un ácido fuerte (HCl). El ion amonio genera iones oxonio y el carácter de la disolución será ácido. Disolver esta sal en agua neutra ($\text{pH}=7$) hará que el pH disminuya.

- b) El ion HSO_4^- es una especie anfótera. De acuerdo con la teoría de Brönsted... se podría comportar como ácido si cede un protón para dar sulfato SO_4^{2-} , o como una base, si acepta un protón para dar H_2SO_4 . En el equilibrio dado, la especie HSO_4^- se comporta como ácido, ya que cede un protón al agua para formar iones oxonio.

c)

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} =$$

$$[\text{OH}^-] = n/V$$

$\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$				
I	Co	mucha	-	10^{-7} M
R/F	x	x	x	x
Eq	Co-x	No varía	x	x

Al añadir amoníaco en agua se generan iones OH^- por encima de los que ya tenía el agua (casi despreciable 10^{-7} M). Si se añade más agua pura, se aportaría algo más de iones OH^- pero esto sería insignificante. Luego podemos decir que los iones OH^- de la disolución son los aportados por el equilibrio de disociación del amoníaco con el agua y se mantienen constante. Si añadimos agua, aumentamos el volumen, y la concentración de iones OH^- disminuye. Según esto, $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$, el pOH aumenta, y según $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, si aumenta el pOH, disminuirá el pH.

Ejercicio 5. Ácido-Base conjugado. Modificación del equilibrio. Hidrólisis de sales.

Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- El par $\text{H}_3\text{O}^+ / \text{OH}^-$ es un par conjugado ácido-base.
- Al diluir con agua una disolución acuosa de un ácido fuerte no se modifica el valor del pH.
- El pH neutro de una disolución acuosa de NaCl no se modifica al adicionar KCl.

QUÍMICA. 2022. JULIO. EJERCICIO B4

- Falso. Si tenemos de inicio H_3O^+ (la forma ácida), su par conjugado, es decir, su forma básica se formaría cuando la forma ácida pierde un protón. Luego esto es, $\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}^+$. Luego el par conjugado sería $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$.
- Falso. Al añadir agua a un ácido fuerte, la cantidad de oxonio que se aporta con el agua añadida es insignificante con la que ya tiene la disolución cuando se añade ácido fuerte. Luego los moles de oxonio se consideran constante. Al añadir agua, se aumenta el volumen y su concentración disminuye. Si $[\text{H}_3\text{O}^+]$ disminuye, el pH aumenta, según $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$, por lo que sí se modifica el pH.
- Al añadir KCl a una disolución no se modifica el pH, ya que estos iones son considerados iones espectadores. No reaccionan con el agua.

KCl en agua (H-OH). NEUTRO



Estos iones no reaccionan con el agua, y el carácter de la disolución no varía. Si el pH es inicialmente neutro, seguirán siendo neutro.

Ejercicio 6. Equilibrio ácido-base fuertes y débiles. Hidrólisis de sales.

Entre las disoluciones de las siguientes sustancias: NH_3 , NaCl , NaOH y NH_4Cl , todas ellas de igual concentración, justifique:

- Cuál de ellas tendrá el pH más alto.
- Cuál de ellas tendrá una $[\text{OH}^-] < 10^{-7} \text{ M}$.
- En cuál de ellas $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$.

QUÍMICA. 2021. JUNIO. EJERCICIO B5

Se trata de ver todos los equilibrios asociados y analizar cuál de ellos proporciona más o menos iones H_3O^+ y OH^- .

$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ base débil (genera poco OH^-)

$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ (no hay reacción, son iones espectadores) 

$\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ (base fuerte, genera mucho OH^-)

NH_4Cl en agua 

NaCl en agua (H-OH). NEUTRO

$\text{Na}^+_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \nrightarrow \text{NaOH} + \text{H}^+_{(\text{ac})}$

$\text{Cl}^-_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \nrightarrow \text{HCl} + \text{OH}^-_{(\text{ac})}$

NH_4Cl en agua (H-OH). ÁCIDO

$\text{Cl}^-_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \nrightarrow \text{HCl} + \text{OH}^-_{(\text{ac})}$ (no hay reacción)

$\text{NH}_4^+_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{NH}_3_{(\text{ac})} + \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{ac})}$

a) pH más alto será la genere más iones OH^- .

En este caso es NaOH (la base fuerte)

b) Una concentración de OH^- por debajo de 10^{-7} M significa que hay más iones oxonio que de hidróxido, luego el pH será ácido. En este caso, la sal que genera un medio ácido es NH_4Cl

c) La que tiene misma proporción de oxonio e hidróxido es la disolución de NaCl , ya que estos iones no reaccionan y no modifican el pH inicial del agua ($\text{pH}=7$).

Ejercicio 7. Escala de pH. Modificación del equilibrio. Neutralización.

Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) En una disolución acuosa básica no existe la especie H_3O^+ .

b) Al disminuir la concentración de un ácido en disolución acuosa aumenta el pH.

c) Al mezclar 100 mL de una disolución acuosa 1 M de HCl con 200 mL de otra disolución acuosa de NaOH 0'5 M, el pH de la disolución resultante es básico.

QUÍMICA. 2021. JULIO. EJERCICIO B5

a) Falso. Sí existe, pero su concentración será mucho menor en comparación con la concentración de iones OH^- ya que se ha de cumplir el producto iónico del agua $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$. Si aumenta una especie, la otra disminuye, y viceversa.

b) Si disminuye la concentración de un ácido, este generará menos iones oxonio $[\text{H}_3\text{O}^+]$, luego si la concentración de oxonio disminuye, su pH aumenta según: $\uparrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \downarrow$

c) Aquí si hay que hacer cálculo porque las concentraciones son distintas. De todas formas hay que analizar también la estequiometría.



$n(\text{NaOH}) = M \cdot V = (0,5 \text{ mol/L}) \cdot 0,2 \text{ L} = 0,1 \text{ mol de NaOH}$

$n(\text{HCl}) = M \cdot V = (1,0 \text{ mol/L}) \cdot 0,1 \text{ L} = 0,1 \text{ mol de HCl}$

Luego hay la misma proporción de ácido que de base (1:1). Por tanto, ambos reaccionan completamente para dar agua y la sal correspondiente disuelta (NaCl), y NO SOBRA NI ÁCIDO NI BASE.

El pH será neutro, ya que la sal tampoco modifica el pH puesto que sus iones son iones espectadores. Por tanto es FALSO.

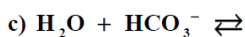
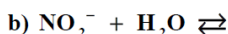
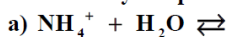
NaCl en agua (H-OH). NEUTRO

$\text{Na}^+_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \nrightarrow \text{NaOH} + \text{H}^+_{(\text{ac})}$

$\text{Cl}^-_{(\text{ac})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \nrightarrow \text{HCl} + \text{OH}^-_{(\text{ac})}$

Ejercicio 8. Ácido-base CONJUGADOS.

Complete los siguientes equilibrios ácido-base e indique las sustancias que actúan como ácido y como base y sus pares conjugados según la teoría de Brønsted-Lowry:



QUÍMICA. 2011. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

Según la teoría de Brønsted-Lowry un ácido es una especie que cede un protón (H^+) y una base lo acepta.

ácido 1 base 2 base 1 ácido 2



base 1 ácido 2 ácido 1 base 2



El HCO_3^- es una especie anfótera (puede perder aún un protón más o ganarlo).

Se definirán sus dos equilibrios (como ácido y como base)

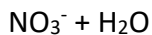
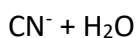
ácido 1 base 2 base 1 ácido 2



base 1 ácido 2 ácido 1 base 2



Añado otros para completar (Recordad que si se formara algún ácido o base FUERTE, no se pone dos flechas). Completar:



Ejercicio 9. HIDRÓLISIS DE SALES. Importante

Al disolver en agua las siguientes sales: KCl , NH_4NO_3 y Na_2CO_3 , justifique mediante las reacciones correspondientes qué disolución es:

- a) Ácida.
b) Básica.
c) Neutra.

QUÍMICA. 2011. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

Hacer las reacciones de hidrólisis de las sales. Esto es, sus iones en agua.

KCl en agua (H-OH). NEUTRO	NH_4NO_3 en agua (H-OH). ÁCIDO	Na_2CO_3 en agua (H-OH). BÁSICA
$\text{K}^+(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \not\rightleftharpoons \text{KOH} + \text{H}^+(\text{ac})$	$\text{NO}_3^-(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \not\rightleftharpoons \text{HNO}_3 + \text{OH}^-(\text{ac})$	$\text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$
$\text{Cl}^-(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \not\rightleftharpoons \text{HCl} + \text{OH}^-(\text{ac})$	$\text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$	$\text{Na}^+(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \not\rightleftharpoons \text{NaOH} + \text{H}^+(\text{ac})$

- a) La sal nitrato de amonio genera iones oxonio, lo que resulta en una disolución ácida. El nitrato no reacciona porque daría ácido nítrico y OH^- , especies que no son compatibles y reaccionarían nuevamente.
- b) La sal carbonato de sodio genera iones OH^- , lo que resulta en una disolución básica. El ion sodio actúa como ion espectador y no reacciona con el agua.
- c) La sal KCl no modifica el pH del agua. Si este es inicialmente neutro, se mantiene así. Los iones de esta sal no reaccionan con el agua, puesto generan ácido y base fuerte incompatibles en disolución.

Ejercicio 10. Concepto de constante de acidez y basicidad. Importante.

Aplicando la teoría de Brønsted y Lowry, en disolución acuosa:

- Razone si las especies NH_4^+ y S^{2-} son ácidos o bases.
 - Justifique cuáles son las bases conjugadas de los ácidos HCN y $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$.
 - Sabiendo que a 25°C , las K_a del $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ y del HCN tienen un valor de $6'4 \cdot 10^{-5}$ y $4'9 \cdot 10^{-10}$ respectivamente, ¿ qué base conjugada será más fuerte?. Justifique la respuesta.
- QUÍMICA. 2017. JUNIO. EJERCICIO 4. OPCIÓN B

- a) Según Brønsted-Lowry un ácido es una especie que suelta un protón, y una base, una especie que lo acepta. (poner sí o sí)

NH_4^+ se considera un ácido porque se comporta dando un protón para generar la forma básica, NH_3 .

S^{2-} , no puede ser un ácido puesto que no tienes protones para dar. Se trata de una base que acepta protones. En este caso puede aceptar hasta dos protones, para dar las formas HS^- y H_2S

- b) HCN su base conjugada se forma cuando pierde un protón, CN^-

$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ su base conjugada es $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ pierde un protón del grupo carboxílico que es el que tiene carácter ácido.

- c) **IMPORTANTE. COMPARACIÓN DE K_a (o K_b) Dentro de los ácidos y bases débiles, también se comparan sus fuerzas relativas. Sabemos que se disocian muy poco. Pero dentro de ese “poco”, algunos se disocian más que otros. Esto es, algunos tienen más ganas que otros de soltar protones**

Una mayor constante de acidez, K_a significa que la forma ácida tiene más ganas de ceder el protón. Y si tiene mayor K_a implica que su K_b (de la forma básica) es menor, según $K_a \cdot K_b = K_w$.

Ahora bien, mayor K_b implica que la forma BÁSICA tiene más ganas de aceptar el protón, será más fuerte. O menor K_b implica que tiene menos ganas de aceptar, será menos fuerte.

Si $K_a(\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}) > K_a(\text{HCN})$ según $K_a \cdot K_b = K_w$ esto implica que:

La K_b de $(\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-) < K_b(\text{CN}^-)$

Por tanto, la forma básica que tenga mayor K_b , será la base más fuerte (más ganas de aceptar protones). En este caso CN^- es más fuerte que $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$

Ejercicio 11. Concepto de constante de acidez y basicidad. Conjugados.

A partir de los siguientes datos: $K_a(\text{HF}) = 3'6 \cdot 10^{-4}$; $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1'8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{HCN}) = 4'9 \cdot 10^{-10}$

- Indique razonadamente qué ácido es más fuerte.
 - Escriba los equilibrios de disociación del CH_3COOH y del HCN , indicando cuáles serán sus bases conjugadas.
 - Deduzca el valor de K_b de la base conjugada del HF.
- QUÍMICA. 2019. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

- a) Todas las K_a están por debajo de la unidad, lo que significa que todos los equilibrios están desplazados hacia la izquierda. La proporción de reactivos frente a la de productos es mayor.

El ácido más fuerte será aquel cuya K_a sea más elevada. Eso significa que el equilibrio no estará tan desplazado hacia la izquierda, y tendrá más ganas de soltar un protón. En este caso es HF.

- b) Para vosotros. + Indicar parejas ácido-base conjugadas $\Rightarrow [\text{ácida}]/[\text{básica}]$

- c) Valor de K_b de la forma básica de HF, esto es, se refiere al K_b de F^-

$K_a \cdot K_b = K_w = 10^{-14}$ se despeja de aquí K_b .

Ejercicio 12. Concepto de constante de acidez y basicidad. Conjugados. Anfótero.

Razone si son cierta o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) En disolución acuosa, cuanto más fuerte es una base más fuerte es su ácido conjugado.
- b) En una disolución acuosa de una base, el pOH es menor que 7.
- c) El ión H_2PO_4^- es una sustancia anfótera en disolución acuosa, según la teoría de Brønsted-Lowry.

QUÍMICA. 2019. JUNIO. EJERCICIO 3. OPCIÓN B

- a) Falso. Si más fuerte es la base (muchas ganas de aceptar el protón), es decir, K_b alta, según $K_a \cdot K_b = K_w$, menor será K_a , esto es, su ácido será menos fuerte (menos ganas de soltar el protón).
- b) En una disolución básica el pH estará por encima de 7 (8,9,10,11,12...), luego según $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, el pOH debe estar por debajo de 7 (6,5,4,3...). Por tanto, es verdadero.
- c) Verdadero, ya que podría comportarse como ácido perdiendo otro protón más, o podría comportarse como base aceptando un protón.

