

CUESTIONES Y PROBLEMAS

Ácidos y bases de Bronsted

1) Escribir la fórmula el nombre de la base conjugada de cada uno de los siguientes ácidos de Brönsted:

- a) HF b) HSO_4^- c) H_3O^+ d) H_2PO_4^- e) HCN



Las bases conjugadas se obtienen al ceder un protón la especie que actúa como ácido:

- a) F^- , anión fluoruro b) SO_4^{2-} anión sulfato c) H_2O , agua d) HPO_4^{2-} , anión hidrógeno ortofosfato
e) CN^- , anión cianuro.



2) Escribir la fórmula y el nombre del ácido conjugado de cada una de las siguientes bases de Brönsted:

- a) H_2PO_4^- d) $\text{CH}_3\text{-NH}_2$
b) OH^- e) NO_2^-
c) HCO_3^- f) ClO_4^-



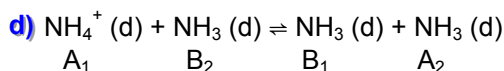
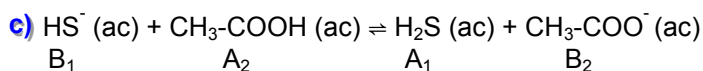
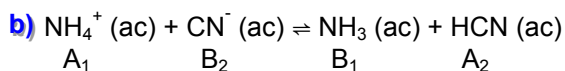
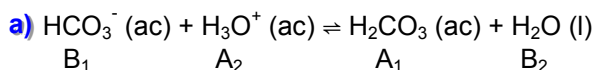
Ahora es al contrario los ácido conjugados se obtienen al captar la base un protón:

- a) H_3PO_4 , ácido fosfórico. b) H_2O , agua. c) H_2CO_3 , ácido carbónico. d) $\text{CH}_3\text{-NH}_3^+$, catión metil amonio
e) HNO_2 , ácido nitroso f) HClO_4 , ácido perclórico.



3) Identificar cada uno de los pares ácido-base conjugados en las siguientes reacciones:

- a) HCO_3^- (ac) + H_3O^+ (ac) \rightleftharpoons H_2CO_3 (ac) + H_2O (l)
b) NH_4^+ (ac) + CN^- (ac) \rightleftharpoons NH_3 (ac) + HCN (ac)
c) HS^- (ac) + $\text{CH}_3\text{-COOH}$ (ac) \rightleftharpoons H_2S (ac) + $\text{CH}_3\text{-COO}^-$ (ac)
d) NH_4^+ (d) + NH_3 (d) \rightleftharpoons NH_3 (d) + NH_3 (d)



Concepto de pH. Disoluciones de ácidos y bases.

④ Calcular el pH y el pOH de las siguientes disoluciones, indicando en cada caso si se trata de una disolución ácida o básica:

- a) bebida carbónica, $[H_3O^+] = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$
- b) leche comercial, $[H_3O^+] = 3,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$
- c) agua potable, $[H_3O^+] = 1,8 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$
- d) agua de mar, $[H_3O^+] = 4,8 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l}$
- e) zumo de cítricos, $[H_3O^+] = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$



- a) $\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (2,5 \cdot 10^{-4}) = 3,6$. $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 3,6 = 10,4$.
- b) $\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (3,2 \cdot 10^{-7}) = 6,49$. $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 6,49 = 7,51$.
- c) $\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (1,8 \cdot 10^{-7}) = 6,74$. $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 6,74 = 7,25$.
- d) $\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (4,8 \cdot 10^{-9}) = 8,31$. $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 8,31 = 5,69$.
- e) $\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log (1,4 \cdot 10^{-3}) = 2,85$. $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 2,85 = 11,15$.



⑤ El pH del suelo de un bosque es 4,50, mientras que el pH del suelo de una zona desértica es 10,0. Calcular la concentración de iones hidronio en cada caso. Justificar la diferencia de pH teniendo en cuenta que en el suelo de los bosques la descomposición de la materia orgánica produce $\text{CO}_2(\text{g})$.



Como $\text{pH} = -\log [H_3O^+] \Leftrightarrow [H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}$

Bosque : $[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4,50} = 3,16 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

Desierto : $[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10,0} = 10^{-10} \text{ M}$.

El suelo del bosque es más ácido pues el CO_2 procedente de la descomposición de la materia orgánica reacciona con el agua que contiene el suelo húmedo y forma ácido carbónico H_2CO_3 que aumenta su acidez.



⑥ En una disolución acuosa diluida de un ácido fuerte HA, se cumple que:

- a) La concentración de H_3O^+ es mayor que la de A
- b) Las concentraciones de las especies H_3O^+ , A^- y HA son aproximadamente iguales.
- c) Solamente existen las especies H_3O^+ y A^- en la misma proporción molar.

Indicar la respuesta correcta.



Como un ácido fuerte es el que está totalmente disociado, y HA tiene proporciones 1:1 de H y A, la correcta es la c), cuando escribimos:

$$\underset{\text{c}}{\text{HA}} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \underset{\text{c}}{\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})} + \underset{\text{c}}{\text{A}^-(\text{aq})}$$

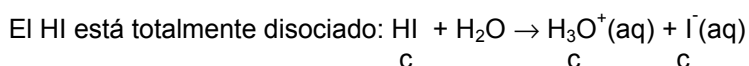
lo que queremos indicar es que las concentraciones de las especies iónicas que se obtienen al disolver el ácido (en agua generalmente) es la misma concentración que tenía el ácido antes de disociarse, pero no es un equilibrio, (ponemos flecha con sentido izquierda para indicar la total disociación) sólo existen las especies iónicas y no la especie molecular inicial.



7 Consultar la tabla 3 y seleccionar el ácido más fuerte y el más débil de los que se indican a continuación: HI, HF, HCN, C₆H₅-COOH (ácido benzoico). Calcula el pH de disoluciones 0,25 M de ambos ácidos.



El más ácido es el HI y el de acidez más débil es el cianhídrico HCN.
c = 0,25 M



luego $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (c) = -\log(0,25) = 0,60$

Sin embargo el HCN es débil y se halla en equilibrio con sus especies iónicas:

	HCN	H ₂ O	⇌	CN ⁻	H ₃ O ⁺
Inicial	c			-	-
Reaccionan	x	No varía		-	-
Se forman	-	-		x	x
En el equilibrio	c - x	-		x	x

$$K_a = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]} = \frac{x^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c} = 4,0 \cdot 10^{-10} \Rightarrow x = \sqrt{4,0 \cdot 10^{-10} \cdot 0,25} = 0,00001, \text{ luego } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (10^{-5}) = 5$$



8 Calcular el pH de la disolución que se obtiene:

- a) al mezclar 40 ml de HBr 0,1 M con 60 ml de HCl 0,025 M;
- b) al disolver 2,90 g de KOH en agua hasta completa 520 ml de disolución.



a) Moles de HBr = M_{HBr} · V_{HBr} = 0,1 mol/L · 0,040 L = 4 · 10⁻³ moles.
Moles de HCl = M_{HCl} · V_{HCl} = 0,025 mol/L · 0,060 L = 1,5 · 10⁻³ moles.

Como los dos son ácido fuertes y están totalmente disociados proporcionan un número de moles de hidrogeniones igual a los iniciales de manera que el n° total de moles de H₃O⁺ es la suma:

Moles de H₃O⁺ = 4 · 10⁻³ + 1,5 · 10⁻³ = 5,5 · 10⁻³ moles, que ,teniendo en cuenta que el volumen total es de (40 + 60) = 100 ml, equivale a una concentración:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{5,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 5,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}, \text{ luego } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5,5 \cdot 10^{-2}) = 1,26$$

b) Hallamos la concentración de KOH que al ser fuerte será misma concentración de hidroxilo existentes en la disolución:

$$[\text{KOH}] = [\text{OH}^-] = \frac{2,90\text{g}/56\text{g/mol}}{0,52\text{L}} = 0,1\text{M} \text{ entonces } \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(0,1) = 1 \text{ y } \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1 = 13.$$



① Calcular el volumen de ácido clorhídrico comercial ($\rho = 1,18 \text{ g/ml}$ y $35,6 \%$ en masa) necesario para preparar $1,0 \text{ l}$ de una disolución de ácido clorhídrico de $\text{pH} = 1,0$.



Como $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Leftrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1} \text{ M}$ que será la concentración de HCl ya que es fuerte.

$$10^{-1} \frac{\text{moles de HCl}}{\text{L}} \cdot 1\text{L} \cdot \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g de disolución}}{35,6 \text{ g de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ ml}}{1,18 \text{ g de disolución}} = 8,69 \text{ ml de disolución de ácido clorhídrico comercial.}$$



①① Se dispone de medio litro de disolución $1,5 \text{ M}$ de HF. Se toman 20 ml de la disolución y se diluyen con agua hasta un volumen de 300 ml . ¿Cuál es el pH y el grado de disociación del HF en cada una de las dos disoluciones? (Para el HF: $K_a = 7,0 \cdot 10^{-4}$.)



El equilibrio de disociación del ácido HF:

	HF	H ₂ O	⇌	F ⁻	H ₃ O ⁺
Inicial	c			-	-
Reaccionan	x	No varía		-	-
Se forman	-	-		x	x
En el equilibrio	c - x	-		x	x

En la **disolución concentrada** $c = 1,5$, luego:

$$K_a = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} = \frac{x^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c} = 7,0 \cdot 10^{-4} \Rightarrow x = \sqrt{7,0 \cdot 10^{-4} \cdot 1,5} = 0,0324, \text{ luego } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (x) = -\log(0,0324) = 1,49, \alpha = x/c = 0,0324/1,5 = 0,216.$$

En 20 ml de disolución $1,5 \text{ M}$ hay $1,5 \text{ moles/L} \cdot 0,020 \text{ L} = 0,03 \text{ moles}$ de HF que en un volumen de $300 \text{ ml} = 0,3 \text{ l}$ suponen una concentración del ácido de $c = 0,03 \text{ moles de HF}/0,3 \text{ L} = 0,1\text{M}$. Luego en la diluida

$$K_a = \frac{[\text{F}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HF}]} = \frac{x^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c} = 7,0 \cdot 10^{-4} \Rightarrow x = \sqrt{7,0 \cdot 10^{-4} \cdot 0,1} = 0,00837, \text{ luego } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (x) = -\log(0,00837) = 2,077, \alpha = x/c = 0,00837/0,1 = 0,0837.$$



①① El pH de una disolución $0,2 \text{ M}$ de metilamina, $\text{CH}_3\text{-NH}_2$, es $11,96$. Calcular la constante de disociación K_b de esta base débil.



Si $\text{pH} = 11,96$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-11,96} = 1,09 \cdot 10^{-12} \text{ M}$, luego $[\text{OH}^-] = 10^{-14} / 1,09 \cdot 10^{-12} = 9,12 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

El equilibrio de disociación de la base es:

	$\text{CH}_3\text{-NH}_2$	H_2O	\rightleftharpoons	$\text{CH}_3\text{-NH}_3^+$	OH^-
Inicial	c			-	-
Reaccionan	x	No varía		-	-
Se forman	-	-		x	x
En el equilibrio	c - x	-		x	x

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{-NH}_3^+]}{[\text{HF}]} = \frac{x^2}{c-x} = \frac{(9,12 \cdot 10^{-3})^2}{0,2 - 9,12 \cdot 10^{-3}} = 4,360 \cdot 10^{-4}$$



12) Calcular el valor de K_b para la base conjugada de cada uno de los siguientes ácidos en disolución acuosa:

- a) HClO , $K_a = 3,0 \cdot 10^{-8}$
- b) NH_4^+ , $K_a = 5,5 \cdot 10^{-10}$
- c) HS^- , $K_a = 1,0 \cdot 10^{-13}$



Sabemos que $K_a \cdot K_b = K_w$, luego $K_b = \frac{K_w}{K_a}$

a) $K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{3,0 \cdot 10^{-8}} = 3,33 \cdot 10^{-7}$

b) $K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{5,5 \cdot 10^{-10}} = 1,82 \cdot 10^{-5}$

c) $K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,0 \cdot 10^{-13}} = 1,0 \cdot 10^{-1}$



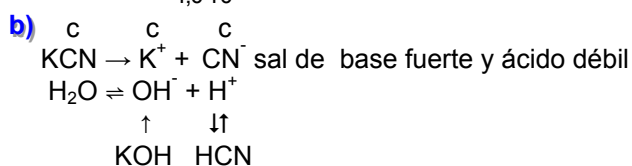
Comportamiento ácido-base de las sales. Hidrólisis.

13) El ion CN^- se comporta como una base en disolución acuosa.

- a) Calcular el valor de K_b si la constante de disociación del HCN es $K_a = 4,0 \cdot 10^{-10}$.
- b) Calcular el pH y el grado de hidrólisis para una disolución de KCN 0,2 M.



a) $K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4,0 \cdot 10^{-10}} = 2,5 \cdot 10^{-5}$



La hidrólisis es básica: $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$

Hidrólisis	CN^-	H_2O	\rightleftharpoons	HCN	OH^-
<i>Inicial</i>	c			-	-
<i>Reaccionan</i>	$c\alpha$	No varía		-	-
<i>Se forman</i>	-	-		$c\alpha$	$c\alpha$
<i>En el equilibrio</i>	$c - x = c(1 - \alpha)$	-		$c\alpha$	$c\alpha$

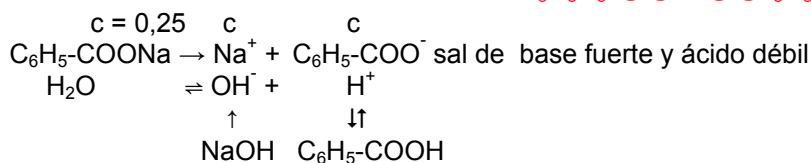
$$K_h = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4,0 \cdot 10^{-10}} = 2,5 \cdot 10^{-5} = \frac{(c\alpha)^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \approx c\alpha^2 \Leftrightarrow \alpha = \sqrt{\frac{2,5 \cdot 10^{-5}}{0,2}} = 0,011$$

(1) Despreciamos α frente a uno ya que el ácido es muy débil.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (K_w/[\text{OH}^-]) = -\log (K_w/c\alpha) = -\log (10^{-14}/0,2 \cdot 0,011) = 11,34.$$



①④ La sal sódica del ácido benzoico, $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COONa}$, es un aditivo alimentario. ¿Cuál es el pH de una disolución acuosa de $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COONa}$ 0,25 M? (Para el $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$, $K_a = 6,6 \cdot 10^{-5}$.)



La hidrólisis es básica: $\text{C}_6\text{H}_5\text{-COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH} (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$

Hidrólisis	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-COO}^-$	H_2O	\rightleftharpoons	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}$	OH^-
<i>Inicial</i>	c			-	-
<i>Reaccionan</i>	x	No varía		-	-
<i>Se forman</i>	-	-		x	x
<i>En el equilibrio</i>	$c - x$	-		x	x

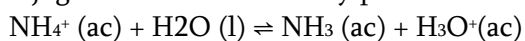
$$K_h = \frac{[\text{C}_6\text{H}_5\text{-COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{-COO}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{-COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6,6 \cdot 10^{-5}} = 1,52 \cdot 10^{-10} = \frac{(x)^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c} \Leftrightarrow x = \sqrt{1,52 \cdot 10^{-10} \cdot 0,25} =$$

(1) Despreciamos α frente a uno ya que el ácido es muy débil.

$$= 6,16 \cdot 10^{-6}, \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (K_w/x) = -\log (10^{-14}/6,16 \cdot 10^{-6}) = 8,79.$$



①⑤ El ion amonio es el ácido conjugado de una base débil y por ello se hidroliza en agua según la ecuación:



Para reducir el grado de hidrólisis del ion NH_4^+ , ¿qué es necesario añadir?

- a) Una disolución de KOH.
- b) Una disolución de NaCl.

c) Una disolución de amoniaco.



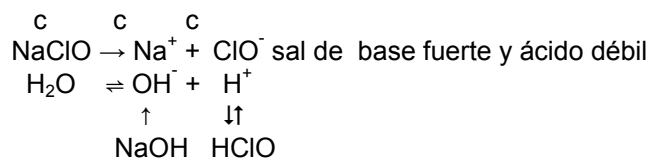
a) $\text{KOH} \rightarrow \text{OH}^- + \text{K}^+$, los aniones hidroxilo reaccionan con los cationes hidronio y desplazan el equilibrio, según el principio de Le Châtelier, hacia la derecha lo que aumenta la hidrólisis y, por tanto, el grado de hidrólisis.

b) $\text{NaCl} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{Na}^+$, no intervienen en el equilibrio y el grado de hidrólisis no se modifica.

c) Al añadir amoníaco estamos añadiendo un ión común que desplaza el equilibrio hacia la izquierda, según el principio de Le Châtelier, lo que disminuye la hidrólisis y, por tanto, **reduce el grado de hidrólisis**.



①⑥ Los agentes blanqueadores comerciales (lejías) son disoluciones acuosas que contienen el ion hipoclorito ClO^- , como « ingrediente activo». ¿Qué masa de hipoclorito de sodio, NaClO , es necesario disolver en un litro de agua para obtener una lejía de $\text{pH} = 10,67$? (Para el HClO , $K_a = 3,0 \cdot 10^{-8}$.)



La hidrólisis es básica: $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$

Hidrólisis	ClO^-	H_2O	\rightleftharpoons	HClO	OH^-
<i>Inicial</i>	c			-	-
<i>Reaccionan</i>	x	No varía		-	-
<i>Se forman</i>	-	-		x	x
<i>En el equilibrio</i>	c - x	-		x	x

$$\text{pH} = 10,67 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10,67} = 2,13 \cdot 10^{-11}, x = [\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 2,13 \cdot 10^{-11} = 4,68 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_h = \frac{[\text{HClO}][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{3,0 \cdot 10^{-8}} = 3,33 \cdot 10^{-7} = \frac{(x)^2}{c-x} \stackrel{(1)}{\approx} \frac{x^2}{c} \Leftrightarrow c = \frac{(4,68 \cdot 10^{-4})^2}{3,3 \cdot 10^{-7}} = 0,657 \text{ M}$$

Ahora a conocida la concentración molar podemos hallar la masa de hipoclorito sódico a disolver para lograrla:

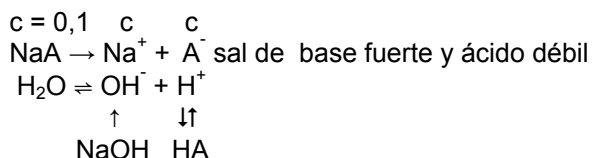
$$c = \frac{m/M}{V} \Leftrightarrow m = c \cdot M \cdot V = 0,657 \cdot 74,5 \cdot 1 = 48,95 \text{ g de NaClO son necesarios.}$$



①⑦ Las sales NaA y NaB proceden de los ácidos HA y HB respectivamente. El pH de dos disoluciones de concentración $0,1 \text{ M}$ de las sales NaA y NaB es $7,00$ y $8,30$, respectivamente. ¿Qué ácido es el más débil? Calcular su constante de disociación K_a .



$$\text{pH} = 7 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7}, x = [\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 10^{-7} = 10^{-7} \text{ M}$$

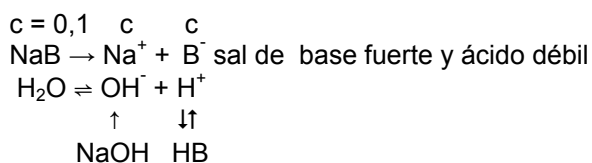


La hidrólisis es básica: $\text{A}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HA (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$

Hidrólisis	A^-	H_2O	\rightleftharpoons	HA	OH^-
<i>Inicial</i>	c			-	-
<i>Reaccionan</i>	x	No varía		-	-
<i>Se forman</i>	-	-		x	x
<i>En el equilibrio</i>	$c - x$	-		x	x

$$K_h = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{(x)^2}{c-x} = \frac{(10^{-7})^2}{0,1-10^{-7}} \Rightarrow K_a = 0,1 \text{ M}$$

○ $\text{pH} = 8,3 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-8,3} = 5 \cdot 10^{-9}$, $x = [\text{OH}^-] = K_w/[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}/5 \cdot 10^{-9} = 2 \cdot 10^{-6} \text{ M}$



La hidrólisis es básica: $\text{B}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HB (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$

Hidrólisis	B^-	H_2O	\rightleftharpoons	HB	OH^-
<i>Inicial</i>	c			-	-
<i>Reaccionan</i>	x	No varía		-	-
<i>Se forman</i>	-	-		x	x
<i>En el equilibrio</i>	$c - x$	-		x	x

$$K_h = \frac{[\text{HB}][\text{OH}^-]}{[\text{B}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{(x)^2}{c-x} = \frac{(2 \cdot 10^{-6})^2}{0,1-2 \cdot 10^{-6}} = 4 \cdot 10^{-11} \Rightarrow K_a = \frac{K_w}{4 \cdot 10^{-11}} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

luego el más débil es el HB cuya K_a es menor.

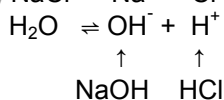


13. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) Cuando se disuelve NaCl en H_2O , el pH de la disolución no cambia.
- b) El pH de una disolución de NaNO_2 en H_2O es básico.
- c) La disolución de $\text{CH}_3\text{-COONa}$ en H_2O da lugar a una disolución ácida.
- d) El pH de una disolución de NH_4Cl en H_2O es menor que siete.

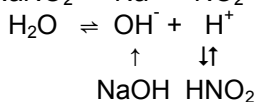


a) $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ sal de base fuerte y ácido fuerte.



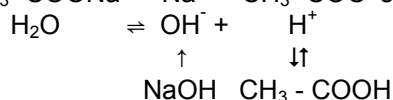
No hay hidrólisis y el pH de la disolución no varía.

b) $\text{NaNO}_2 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_2^-$ sal de base fuerte y ácido débil



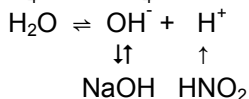
La hidrólisis es básica: $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

c) $\text{CH}_3\text{-COONa} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{-COO}^-$ sal de base fuerte y ácido débil



La hidrólisis es básica, no ácida: $\text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{-COOH}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

d) $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ sal de base débil y ácido fuerte.



La hidrólisis es ácida: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$, luego el pH es menor que siete.



Disoluciones amortiguadoras

11 Calcular el pH de las disoluciones amortiguadoras preparadas al mezclar amoníaco y cloruro de amonio en las siguientes proporciones molares:

a) $[\text{NH}_3] / [\text{NH}_4^+] = 4 : 1$

b) $[\text{NH}_3] / [\text{NH}_4^+] = 1 : 2$



$$\text{pOH} = \text{pKb} + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}, \text{Kb} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

a) $\text{pOH} = \text{pKb} + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{1}{4} = 4,74 - 0,6 = 4,14$; luego $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,14 = 9,85$.

b) $\text{pOH} = \text{pKb} + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{2}{1} = 4,74 + 0,30 = 5,04$; luego $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,04 = 8,96$.



21 Se mezclan volúmenes iguales de las siguientes disoluciones. Indicar en qué caso la disolución resultante se comporta como una disolución amortiguadora.

- a) HBr (1 M) y CH₃-COOH (1 M).
- b) KOH (0,5 M) y CH₃-COOH (0,5 M).
- c) KOH (0,5 M) y CH₃-COOH (1 M).
- d) NH₃ (0,3 M) y HBr (0,1 M).



- a) Son dos ácidos que no reaccionan, no hay amortiguación.
- b) Todo el acético es neutralizado por la base fuerte, mismas concentraciones y volúmenes, habrá hidrólisis, pero no regulación pues no queda suficiente acético.
- c) Si hay regulación pues la mitad del acético es neutralizado por el KOH, quedando en solución una mezcla de acético y acetato en proporciones semejantes.
- d) También hay regulación pues una parte del amoníaco es neutralizado por el ácido habiendo en solución amoníaco y catión amonio que forman la disolución reguladora.



21 Calcular el pH de la disolución amortiguadora que se obtiene en cada caso:

- a) Se mezclan 240 ml de H-COOH 0,24 M y 360 ml de H-COONa 0,20 M.
- b) Se disuelven 0,36 moles de NH₃ y 0,6 moles de NH₄Br en agua suficiente para preparar 1,2l de disolución.



a) $V_{\text{Total}} = V_{\text{H-COOH}} + V_{\text{H-COONa}} = 240 \text{ ml} + 360 \text{ ml} = 600 \text{ ml}$

número de moles de H-COOH = $n_{\text{H-COOH}} = 0,24 \text{ mol/L} \cdot 0,24 \text{ L} = 0,0576 \text{ moles}$, luego:

$$[\text{H-COOH}] = \frac{n_{\text{H-COOH}}}{V_T} = \frac{0,0576 \text{ moles}}{0,6 \text{ L}} = 0,096 \text{ M}$$

número de moles de H-COONa = $n_{\text{H-COONa}} = 0,20 \text{ mol/L} \cdot 0,36 \text{ L} = 0,072 \text{ moles}$, luego:

$$[\text{H-COONa}] = \frac{n_{\text{H-COONa}}}{V_T} = \frac{0,072 \text{ moles}}{0,6 \text{ L}} = 0,12 \text{ M}$$

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{H-COONa}]}{[\text{H-COOH}]} = -\log(1,8 \cdot 10^{-4}) + \log \frac{0,12}{0,096} = 3,74 + 0,097 = 3,837$$

b) $[\text{NH}_3] = \frac{0,36 \text{ moles}}{1,2 \text{ L}} = 0,3 \text{ M}$, $[\text{NH}_4\text{Br}] = [\text{NH}_4^+] = \frac{0,6 \text{ moles}}{1,2 \text{ L}} = 0,496 \text{ M}$

$$\text{pOH} = \text{pKb} + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{0,496}{0,3} = 4,74 + 0,22 = 4,96; \text{ luego } \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,96 = 9,04.$$



El estudio de muchas reacciones biológicas requiere un estricto control del pH. Un investigador necesita mantener el pH en torno a 9,00 y para ello prepara una disolución amortiguadora disolviendo 0,28 moles de NH_4Cl (s) en un litro de disolución 0,16 M de NH_3 . Comprobar que la disolución elegida es adecuada. Calcular la variación de pH que se produce al añadir:

- a) 0,012 moles de HCl a 0,1 l de disolución amortiguadora;
- b) 0,012 moles de NaOH (s) a 0,1 l de disolución amortiguadora.

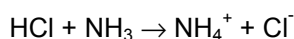


$$[\text{NH}_3] = 0,16 \text{ M}, [\text{NH}_4\text{Br}] = [\text{NH}_4^+] = \frac{0,28 \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 0,28 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = \text{pKb} + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{0,28}{0,16} = 4,74 + 0,24 = 4,98; \text{ luego } \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,98 = 9,02.$$

Sí es adecuada pues proporciona un pH entorno a 9 que es el que se necesita.

- a) Si añadimos HCl reacciona con la reserva ácida de la disolución tampón, el NH_3 , :



Recalculamos las concentraciones de NH_3 y NH_4^+ :

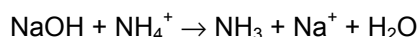
$$\text{Moles iniciales en la disolución reguladora: } \begin{cases} \text{moles de } \text{NH}_3 = 0,16 \frac{\text{moles}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,016 \text{ moles} \\ \text{moles de } \text{NH}_4^+ = 0,28 \frac{\text{moles}}{\text{L}} \cdot 0,1 \text{ L} = 0,028 \text{ moles} \end{cases}$$

Al añadir 0,012 moles de HCl desaparecen 0,012 moles de NH_3 que reaccionan con él, quedando $0,016 - 0,012 = 0,004$ moles de NH_3 en 0,1 L, luego la nueva concentración de NH_3 es : $[\text{NH}_3] = \frac{0,004 \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 0,04 \text{ M}$

Al añadir 0,012 moles de HCl aparecen 0,012 moles de NH_4^+ de la reacción, quedando $0,028 + 0,012 = 0,04$ moles de NH_4^+ en 0,1 L, luego la nueva concentración de NH_4^+ es : $[\text{NH}_4^+] = \frac{0,04 \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 0,4 \text{ M}$

Y ahora $\text{pOH} = \text{pKb} + \log \frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{0,4}{0,04} = 4,74 + 1 = 5,74$; luego $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5,74 = 8,26$, luego la variación de pH es $\Delta \text{pH} = 8,26 - 9,02 = -0,76$

- b) Si añadimos NaOH reacciona con la reserva básica de la disolución tampón, el NH_4^+ :



Recalculamos las concentraciones de NH_3 y NH_4^+ :

Al añadir 0,012 moles de NaOH desaparecen 0,012 moles de NH_4^+ que reaccionan con él, quedando $0,028 - 0,012 = 0,016$ moles de NH_4^+ en 0,1 L, luego la nueva concentración de NH_4^+ es :

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{0,016 \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 0,16 \text{ M}$$

Al añadir 0,012 moles de NaOH aparecen 0,012 moles de NH_3 de la reacción, quedando $0,016 + 0,012 = 0,028$ moles de NH_3 en 0,1 L, luego la nueva concentración de NH_3 es : $[\text{NH}_3] = \frac{0,028 \text{ moles}}{0,1 \text{ L}} = 0,28 \text{ M}$

Y ahora $pOH = pK_b + \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{0,16}{0,28} = 4,74 - 0,24 = 4,5$; luego $pH = 14 - pOH = 14 - 4,5 = 9,5$, luego la variación de pH es $\Delta pH = 9,5 - 9,02 = 0,48$



Valoración ácido-base

23 ¿Qué volumen expresado en ml de disolución de NaOH, cuya concentración es 0,052 mol/l, se necesita para alcanzar el punto de equivalencia en la valoración de las siguientes disoluciones?:

- a) 40,0 ml de HBr 0,048 M.
- b) 32,0 ml de H₂SO₄ 0,022 M.
- c) 25,0 ml de HF 0,026 M.



a) $H^+ Br^- + Na^+ OH^- \rightarrow NaBr + H_2O$, en el punto de equivalencia:

moles de ácido = moles de base; $0,048 \text{ moles/L} \cdot 40,0 \text{ ml} = 0,052 \text{ moles/l} \cdot V_{NaOH} \Leftrightarrow V_{NaOH} = \frac{0,048 \cdot 40}{0,052} = 36,92 \text{ ml}$
de NaOH son necesarios.

b) $2H^+ + SO_4^{2-} + 2(Na^+ OH^-) \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

Como cada mol del ácido proporciona dos protones y la neutralización es equivalente a equivalente el punto de equivalencia se alcanza cuando:

moles de ácido = moles de base / 2; $2 \cdot 0,022 \text{ moles/L} \cdot 32,0 \text{ ml} = 0,052 \text{ moles/l} \cdot V_{NaOH} \Leftrightarrow V_{NaOH} = \frac{0,022 \cdot 32 \cdot 2}{0,052} = 27,1$
ml de NaOH son necesarios.

c) $H^+ F^- + Na^+ OH^- \rightarrow NaF + H_2O$, en el punto de equivalencia:

moles de ácido = moles de base; $0,026 \text{ moles/L} \cdot 25,0 \text{ ml} = 0,052 \text{ moles/l} \cdot V_{NaOH} \Leftrightarrow V_{NaOH} = \frac{0,026 \cdot 25}{0,052} = 12,5 \text{ ml}$
de NaOH son necesarios.



24 Para valorar un volumen V_1 de un ácido se necesita un volumen V_2 de una base. En una segunda experiencia se toma el mismo volumen de ácido y se diluye con agua hasta un volumen total $4V_1$. El volumen de base necesario para valorar el ácido será ahora:

- a) $4V_2$
- b) $V_2/4$
- c) V_2



Porque se diluya el ácido el número de equivalentes no varía, luego el volumen de la base que se necesita tampoco varía, V_2 , la opción es c).



25 El vinagre es una disolución diluida de ácido acético. En la valoración de 10,0 ml. de un vinagre comercial se necesitan 36,20 ml de una disolución 0,106 M de NaOH. Calcular la concentración de ácido acético en el vinagre expresada:

- a) en mol/l;
- b) en % en masa (densidad del vinagre 1,007 g/ml).



La neutralización es equivalente a equivalente: $N_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = N_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$

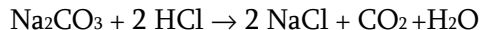
a) $N_{\text{acético}} \cdot V_{\text{acético}} = N_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \Leftrightarrow N_{\text{acético}} = \frac{N_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{acético}}} = \frac{0,106\text{N} \cdot 36,20 \text{ ml}}{10,0 \text{ ml}} = 0,38 \text{ N}$, que como la valencia es 1, será 0,38 M.

b) $0,38 \text{ moles/l} \cdot 0,010 \text{ l} = 0,0038 \text{ moles}$ de acético, que son una masa $m = 0,0038 \text{ moles} \cdot 60 \text{ g/mol} = 0,228 \text{ g}$ de acético puro.

Por otro lado 10ml de disolución tienen una masa de disolución de $1,007 \text{ g/ml} \cdot 10 \text{ ml} = 10,07 \text{ g}$ de disolución, luego $\% = \frac{\text{masa de soluto}}{\text{masa de disolución}} \cdot 100 = \frac{0,228}{10,07} \cdot 100 = 2,26 \%$.



26 Se valora una disolución de ácido clorhídrico de concentración desconocida con carbonato de sodio utilizando naranja de metilo como indicador. Para ello, se pesan exactamente 0,650 g de Na_2CO_3 (s), se disuelven en agua y se neutralizan con 30,6 ml de la disolución de ácido clorhídrico. Calcular la concentración en mol/l del ácido.



Neutralizaciones: nº de equivalentes de la base = nº de equivalentes del ácido.

$$\text{n}^\circ \text{ de equivalentes de la base} = \frac{\text{n}^\circ \text{ de moles de } \text{Na}_2\text{CO}_3}{\text{Valencia}} = \frac{\text{n}^\circ \text{ de gr de } \text{Na}_2\text{CO}_3 / \text{Peso molecular}}{\text{Valencia}} = \frac{0,650 / 106}{2} =$$

$$3,07 \cdot 10^{-3} \text{ equivalentes de base} = \text{equivalentes de HCl} = V_{\text{HCl}} \cdot N_{\text{HCl}} = 0,0306 \text{ l} \cdot N_{\text{HCl}} \Leftrightarrow N_{\text{HCl}} = \frac{3,07 \cdot 10^{-3}}{0,0306} = 0,1\text{N}$$



27 Una muestra de KOH comercial contiene KCl como impureza. Para determinar el % de KOH en la muestra se pesan 0,230 g y se disuelven en agua. La disolución se valora con HCl 0,105 M utilizando fenolftaleína como indicador siendo necesarios 37,20 ml. Calcular la pureza del KOH comercial.



nº de equivalentes del ácido = nº de equivalentes de la base;

nº de equivalentes del ácido = $V_{\text{HCl}} \cdot N_{\text{HCl}} = 0,03720 \text{ L} \cdot 0,105 \text{ equivalentes /L} = 3,9 \cdot 10^{-3}$ equivalentes de HCl que son los equivalentes de base, de donde despejamos la masa de KOH :

nº de equivalentes = $\frac{m}{\text{peso equivalente}}$ $\Leftrightarrow m_{\text{KOH}} = \text{nº equivalentes} \cdot \text{peso equivalente} = 3,9 \cdot 10^{-3} \cdot 56 = 0,2184 \text{ g}$ de KOH.

Luego el % de riqueza es: $\frac{\text{masa KOH pura}}{\text{masa KOH impura}} \cdot 100 = \frac{0,2184\text{g}}{0,230\text{g}} \cdot 100 = 95 \% \text{ de KOH.}$



21. Una muestra de 1,354 g de un ácido monoprótico HA desconocido se disolvió en agua hasta completar un volumen de 250 ml. Sabiendo que para neutralizar 25 ml de esta disolución se necesitan 16,14 ml de NaOH 0,0723 M, calcular la masa molecular del ácido.



Masa del ácido = $m = 1,354 \text{ g.}$
 Volumen de la disolución = $V = 250 \text{ ml} = 0,25 \text{ L.}$

nº de equivalentes del ácido = nº de equivalentes de la base.

Como el ácido y la base tiene valencia 1, el peso equivalente = peso molecular y, por tanto la Normalidad es igual a la molaridad pudiendo escribir: $M_{\text{HA}} \cdot V_{\text{HA}} = M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \Leftrightarrow M_{\text{HA}} = \frac{M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{HA}}} = \frac{0,0723 \cdot 16,1}{25} = 0,0466 \text{ M.}$

A partir de la molaridad del ácido podemos hallar su peso molecular:

$$M_{\text{HA}} = \frac{m}{V_{\text{disolución}}} \Leftrightarrow \text{PM} = \frac{m}{M_{\text{HA}} \cdot V} = \frac{1,354\text{g}}{0,0466\text{M} \cdot 0,25\text{L}} = 116,22 \text{ g/mol.}$$



22. Calcular el pH del punto de equivalencia en las siguientes valoraciones:

- a) 40,0 ml de una disolución de HF 0,10 M con una disolución 0,10 M de NaOH.
- b) 60 ml de NH₃ 0,20 M con HCl 0,12 M.

(Las constantes de acidez y basicidad son: HF, $K_a = 7,0 \cdot 10^{-4}$; NH₃, $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$)

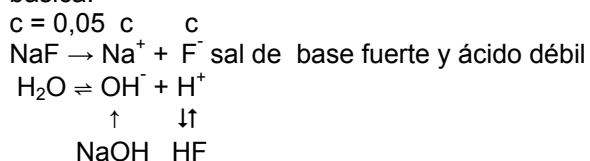


a) La reacción de neutralización es: $\text{HF} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$

para neutralizar 40,0 ml del ácido 0,1 M se necesitan 40,0 ml de la base 0,10 M, luego habrá un volumen de disolución $V = 80 \text{ ml}$ en el que hay $0,10 \text{ moles/L} \cdot 0,040 \text{ L} = 0,0040 \text{ moles}$ de NaF, luego su concentración es:

$$c = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{0,0040 \text{ moles de NaF}}{0,080\text{L}} = 0,05 \text{ M}$$

El fluoruro sódico formado en la neutralización es una sal de base fuerte y ácido débil que sufre, en agua, hidrólisis básica:



La hidrólisis es básica: $F^- + H_2O \rightleftharpoons HF(aq) + OH^-(aq)$

Hidrólisis	F^-	H_2O	\rightleftharpoons	HF	OH^-
<i>Inicial</i>	c			-	-
<i>Reaccionan</i>	x	No varía		-	-
<i>Se forman</i>	-	-		x	x
<i>En el equilibrio</i>	c - x	-		x	x

$$K_h = \frac{[HF][OH^-]}{[F^-]} = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[F^-][H_3O^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{7,0 \cdot 10^{-4}} = 1,43 \cdot 10^{-11} = \frac{(x)^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c} \Leftrightarrow x = \sqrt{c \cdot K_h} = \sqrt{0,05 \cdot 1,43 \cdot 10^{-11}} =$$

$$= 8,45 \cdot 10^{-7} \text{ M, luego } pH = -\log [H_3O^+] = -\log \frac{K_w}{[OH^-]} = -\log \frac{10^{-14}}{8,45 \cdot 10^{-7}} = 7,93 .$$

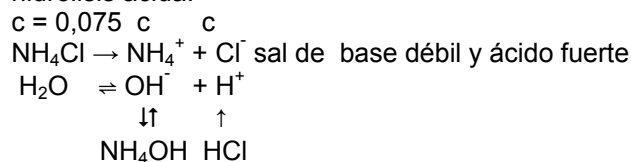
b) La reacción de neutralización es: $HCl + NH_4OH (NH_3 + H_2O) \rightarrow NH_4Cl + H_2O$

para neutralizar 60,0 ml de la base 0,20 M se necesita un volumen de ácido de $V_{HCl} = \frac{60 \text{ ml} \cdot 0,20 \text{ M}}{0,12 \text{ M}} = 100 \text{ ml}$ de

HCl, luego habrá un volumen de disolución $V = 160 \text{ ml}$ en el que hay 0,20 moles/L $\cdot 0,060 \text{ L} = 0,012$ moles de NH_4Cl , luego su concentración es:

$$c = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{0,012 \text{ moles de } NH_4Cl}{0,160 \text{ L}} = 0,075 \text{ M}$$

El cloruro amónico formado en la neutralización es una sal de base débil y ácido fuerte que sufre, en agua, hidrólisis ácida:



La hidrólisis es ácida: $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_4OH(aq) + H^+(aq)$

Hidrólisis	NH_4^+	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4OH	H^+
<i>Inicial</i>	c			-	-
<i>Reaccionan</i>	x	No varía		-	-
<i>Se forman</i>	-	-		x	x
<i>En el equilibrio</i>	c - x	-		x	x

$$K_h = \frac{[NH_4OH][H^+]}{[NH_4^+]} = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[OH^-][NH_4^+]} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10} = \frac{(x)^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c} \Leftrightarrow x = \sqrt{c \cdot K_h} = \sqrt{0,075 \cdot 5,56 \cdot 10^{-10}} =$$

$$= 6,45 \cdot 10^{-6} \text{ M, luego } pH = -\log [H^+] = -\log 6,45 \cdot 10^{-6} = 5,19.$$



31 Se valoran 30,0 ml de una disolución de KOH 0,20 M con una disolución de HBr 0,15 M. Calcular el pH después de añadir los siguientes volúmenes de ácido:

- a) 30,0 ml b) 39,5 ml c) 40,0 ml d) 41,0 ml e) 50 ml



Aunque las reacciones de neutralización ácido-base ocurren equivalente a equivalente, pero como las valencias del ácido y la base son 1, podemos considerar que ocurren mol a mol.

Hallamos primero el volumen de ácido necesario para alcanzar el punto de equivalencia:

$$V_{\text{ácido}} \cdot M_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \cdot M_{\text{base}} \Rightarrow V_{\text{ácido}} = \frac{V_{\text{base}} \cdot M_{\text{base}}}{M_{\text{ácido}}} = \frac{30,0 \text{ ml} \cdot 0,2 \text{ M}}{0,15 \text{ M}} = 40 \text{ ml de HBr}$$

Moles de base existentes = $V_{\text{base}} \cdot M_{\text{base}} = 0,030 \text{ L} \cdot 0,2 \text{ moles/L} = 0,006 \text{ moles de KOH}$.

a) Si añadimos 30,0 ml del ácido nos hayamos por bajo del punto de equivalencia, estamos añadiendo $V_{\text{ácido}} \cdot M_{\text{ácido}} = 0,030 \text{ L} \cdot 0,15 \text{ moles/L} = 0,0045 \text{ moles de HBr}$ que neutralizan 0,0045 moles de KOH, quedando sin neutralizar $0,006 - 0,0045 = 0,0015 \text{ moles de base}$ en $30 \text{ ml} + 30 \text{ ml} = 60 \text{ ml}$ de disolución. Como la base, KOH, es fuerte 0,0015 moles de KOH, que quedan sin neutralizar, producen 0,0015 moles de OH^- , cuya concentración y pH son:

$$[\text{OH}^-] = \frac{0,0015 \text{ moles}}{0,060 \text{ L}} = 0,025 \text{ M} \Leftrightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = -\log \frac{10^{-14}}{0,025} = 12,4$$

b) Si añadimos 39,5 ml del ácido seguimos por debajo del punto de equivalencia, estamos añadiendo $V_{\text{ácido}} \cdot M_{\text{ácido}} = 0,0395 \text{ L} \cdot 0,15 \text{ moles/L} = 0,005925 \text{ moles de HBr}$ que neutralizan 0,005925 moles de KOH, quedando sin neutralizar $0,006 - 0,005925 = 7,5 \cdot 10^{-5} \text{ moles de base}$ en $30 \text{ ml} + 39,5 \text{ ml} = 69,5 \text{ ml}$ de disolución. Como la base, KOH, es fuerte $7,5 \cdot 10^{-5} \text{ moles de KOH}$, que quedan sin neutralizar, producen $7,5 \cdot 10^{-5} \text{ moles de OH}^-$, cuya concentración y pH son:

$$[\text{OH}^-] = \frac{7,5 \cdot 10^{-5} \text{ moles}}{0,0695 \text{ L}} = 1,08 \cdot 10^{-3} \text{ M} \Leftrightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = -\log \frac{10^{-14}}{1,08 \cdot 10^{-3}} = 11,03$$

c) Si añadimos 40 ml de ácido estamos en el punto de equivalencia y, como la sal formada, KBr procede de ácido y base fuertes, no hay hidrólisis y el pH en el punto de equivalencia es neutro, $\text{pH} = 7$.

d) Si añadimos 41 ml de ácido ya hemos rebasado el punto de equivalencia en 1 ml, ese ml supone un número de moles de $0,15 \text{ moles/L} \cdot 0,001 \text{ L} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles}$ que al ser fuerte proporciona igual cantidad de moles de hidrogeniones cuya concentración será:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{1,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles}}{0,071 \text{ L}} = 2,11 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

luego $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2,11 \cdot 10^{-3}) = 2,67$

e) Si añadimos 50 ml de ácido ya hemos rebasado el punto de equivalencia en 10 ml, ese ml supone un número de moles de $0,15 \text{ moles/L} \cdot 0,01 \text{ L} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}$ que al ser fuerte proporciona igual cantidad de moles de hidrogeniones cuya concentración será:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{1,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles}}{0,08 \text{ L}} = 0,01875 \text{ M}$$

luego $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,01875) = 1,73$



CUESTIONES Y PROBLEMAS GENERALES

31 El componente principal de la aspirina, el ácido acetilsalicílico (C₉H₈O₄), es un ácido monoprótico (HA, K_a = 3,3 · 10⁻⁴). Calcular el volumen de agua en el que hay que disolver un comprimido de aspirina, que contiene 0,5 g de ácido acetilsalicílico, para que el pH resultante sea 2,52.



Si pH = 2,52 ⇒ [H₃O⁺] = 10^{-pH} = 10^{-2,52} = 3,02 · 10⁻³ M

El equilibrio de disociación del ácido débil HA es:

	HA	H ₂ O	⇌	A ⁻	H ₃ O ⁺
Inicial	c			-	-
Reaccionan	x	No varía		-	-
Se forman	-	-		x	x
En el equilibrio	c - x	-		x	x

Donde c = concentración inicial de la aspirina disuelta.

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{c-x} \Leftrightarrow 3,3 \cdot 10^{-4} = \frac{(3,02 \cdot 10^{-3})^2}{c - 3,02 \cdot 10^{-3}} \Leftrightarrow c = \frac{(3,02 \cdot 10^{-3})^2}{3,3 \cdot 10^{-4}} + 3,02 \cdot 10^{-3} = 0,0307 \text{ M}$$
 de donde despejamos el volumen necesario para lograr esa concentración inicial:

$$[HA]_0 = c = \frac{\text{masa}}{PM \cdot V} \Leftrightarrow V = \frac{\text{masa}}{PM \cdot c} = \frac{0,5}{180 \cdot 0,0307} = 0,09 \text{ L} = 90 \text{ ml}$$



32 Una planta industrial genera diariamente 30.000 litros de aguas residuales con un pH aproximado de 1,70. Antes de su vertido a un río, y para evitar problemas medioambientales, la empresa hace un tratamiento con NaOH (s) con la finalidad de incrementar el pH hasta 7. ¿Cuál es el coste diario de esta operación si el precio del NaOH es 65 pta/kg.



Tenemos que hallar cuánto NaOH necesitamos para tratar los 30 000 litros de aguas residuales:

Si pH = 1,70 ⇒ [H₃O⁺] = 10^{-pH} = 10^{-1,70} = 0,02 M , luego el número de moles de es 0,02 moles/litro · 30 000 litros = 600 moles de ácido que necesitan 600 moles de NaOH para ser neutralizados, lo que nos cuesta:

$$600 \text{ moles de NaOH} \cdot \frac{40 \text{ g de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} \cdot \frac{65 \text{ pta.}}{1000 \text{ g}} = 1 560 \text{ pta. diarias se necesitan para tratar ese caudal de aguas ácidas.}$$



3 3 Clasificar las siguientes especies en ácidos o bases según la teoría de Brönsted. ¿Cuáles presentan comportamiento anfótero?

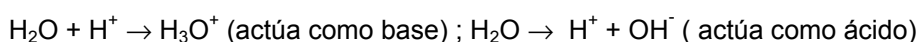
- a) NH_4^+ b) CN^- c) H_2O d) H_2PO_4^- e) HClO



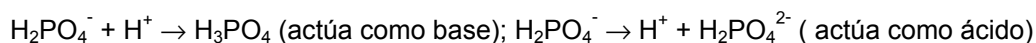
a) $\text{NH}_4^+ \rightarrow \text{H}^+ + \text{NH}_3$, como puede ceder un protón se comporta como ácido.

b) $\text{CN}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HCN}$, como capta protones se comporta como base.

c) Es anfótero pues puede ceder o captar un protón:



d) También es anfótero:



3 4 Un recipiente antiguo contiene un hidróxido de un elemento desconocido del grupo 2: $\text{M}(\text{OH})_2$ (s). Para identificarlo se toman 0,656 g y se tratan con 40 ml de HCl 0,60 M; el exceso de ácido utilizado fue valorado con KOH 0,12 M, necesiándose 12,5 ml. ¿Cuál es la masa molecular del hidróxido? ¿Cuál es el elemento desconocido?



Moles de KOH necesarios para neutralizar el exceso de ácido = 0,12 moles/litro · 0,0125 litros = $1,5 \cdot 10^{-3}$ moles.

Moles de ácido con los que se trata la base desconocida = 0,60 moles/litro · 0,040 litros = 0,024 moles de HCl .

Si restamos a los moles de HCl usados los que quedan en exceso, tenemos los moles necesarios para neutralizar la base desconocida, que son $0,024 - 0,0015 = 0,0225$ moles de ácido.

Como la neutralización ocurre equivalente a equivalente:

$$\text{Equivalentes de HCl} = \text{equivalentes de M(OH)}_2 = 0,0225 \text{ equivalentes} = \frac{m}{\text{PM/val}} = \frac{0,656}{\text{PM}/2} \Leftrightarrow \text{PM} = \frac{0,656 \cdot 2}{0,0225} = 58,31$$

g/ mol, peso molecular del $\text{M}(\text{OH})_2$. Si restamos $2 \cdot 17 = 34$ que son los gramos que corresponden a los dos OH , nos queda $58,31 - 34 = 24,31$ que es el peso atómica del magnesio, luego el hidróxido es de magnesio.



3 5 Calcular el pH de la disolución que resulta de la mezcla de las siguientes disoluciones:

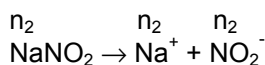
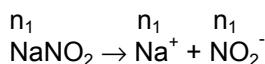
- a) 60 ml de NaNO_2 0,2 M y 140 ml de KNO_2 0,4 M
 b) 60 ml de NaCl 0,2 M y 140 ml de KCl 0,4 M.
 c) 25,0 ml de NaOH 0,12 M y 50,0 ml de HNO_3 0,06 M.
 d) 50,0 ml de HCl 0,12 M y 25,0 ml de NH_3 0,06 M.
 (Consultar la tabla 3)



a) En 60 ml de NaNO_2 0,2 M hay $n_1 = 0,2$ moles/litro · 0,060 litros = 0,012 moles de NaNO_2 .

En 140 ml de KNO_2 0,4 M hay $n_2 = 0,4 \text{ moles/litro} \cdot 0,140 \text{ litros} = 0,056 \text{ moles de } \text{KNO}_2$.

Como las sales son electrolitos fuertes y están totalmente dissociadas



Tenemos pues $n_1 + n_2 = 0,012 \text{ moles} + 0,056 \text{ moles} = 0,068 \text{ moles de } \text{NO}_2^-$ en 200 ml de disolución, es decir una concentración $c = 0,068/0,2 = 0,34 \text{ M}$ en NO_2^- que sufren hidrólisis:

La hidrólisis es básica: $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$

Hidrólisis	NO_2^-	H_2O	\rightleftharpoons	HNO_2	OH^-
<i>Inicial</i>	c			-	-
<i>Reaccionan</i>	x	No varía		-	-
<i>Se forman</i>	-	-		x	x
<i>En el equilibrio</i>	$c - x$	-		x	x

$$K_h = \frac{[\text{HNO}_2][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-4}} = 2,22 \cdot 10^{-11} = \frac{(x)^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c} \Leftrightarrow x = \sqrt{cK_h} = \sqrt{0,34 \cdot 2,22 \cdot 10^{-11}} =$$

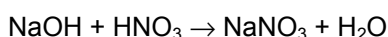
$$= 2,75 \cdot 10^{-6} \text{ M, luego } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = -\log \frac{K_w}{x} = -\log \frac{10^{-14}}{2,75 \cdot 10^{-6}} = 8,44 .$$

b) Como las dos sales proceden de ácido y base fuertes no ocurre hidrólisis y el $\text{pH} = 7$, neutro.

c) Moles de $\text{NaOH} = 0,12 \text{ moles/litro} \cdot 0,025 \text{ litros} = 0,003 \text{ moles}$.

Moles de $\text{HNO}_3 = 0,06 \text{ moles/litro} \cdot 0,050 \text{ litros} = 0,003 \text{ moles}$.

La reacción de neutralización es equivalente a equivalente:



Como hay el mismo número de moles de ácido y base y la valencia de ambos es uno, la neutralización es estequiométrica alcanzándose el punto de equivalencia, unido a que ambos son fuertes y no sufren hidrólisis, la disolución final es neutra, $\text{pH} = 7$.

d) Moles de $\text{HCl} = 0,12 \text{ moles/litro} \cdot 0,050 \text{ litros} = 0,006 \text{ moles}$.

Moles de $\text{NH}_3 = 0,06 \text{ moles/litro} \cdot 0,0250 \text{ litros} = 0,0015 \text{ moles}$.

Los 0,0015 moles de la base son neutralizados por la misma cantidad de ácido (valencia uno) y sobran $0,006 - 0,0015 = 0,0045 \text{ moles de } \text{HCl}$ en 75 ml, que suponen una concentración de $0,0045 \text{ moles} / 0,075 \text{ litros} = 0,06 \text{ M}$. Como es un ácido fuerte esa es la concentración de protones que existirá en disolución, luego $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,06 = 1,22$.



3) 6) En dos disoluciones de la misma concentración de dos ácidos débiles monopróticos HA y HB, se comprueba que $[A^-]$ es mayor que $[B^-]$. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) El ácido HA es más fuerte que el ácido HB.
- b) $K_a(\text{HA})$ es menor que $K_a(\text{HB})$.
- c) El pH de la primera disolución es mayor que el de la segunda.



- a) Si las concentraciones iniciales de ambos ácidos son iguales y se obtiene una mayor concentración de $[\text{A}^-]$ que de $[\text{B}^-]$ es porque el HA está más disociado y por tanto es más fuerte. Afirmación correcta
- b) Si hemos concluido en el apartado anterior que HA es más fuerte que HB, su K_a ha de ser mayor y no menor. Incorrecta.
- c) Si HA es más fuerte que HB y la concentraciones iniciales son iguales, el pH de la primera disolución ha de ser menor (más ácido) no mayor. Incorrecta.



③⑦ Se dispone de dos disoluciones de la misma concentración, una de HBr y otra de ácido fórmico, H-COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$). Las dos disoluciones se valoran con NaOH 0,1 M. Razonar la veracidad de las siguientes afirmaciones:

- a) Para neutralizar 50 ml de la disolución de HBr se necesita la misma cantidad de NaOH que para neutralizar 50 ml de la disolución de H-COOH.
- b) El pH en el punto de equivalencia en la primera valoración (HBr) es mayor que en la segunda (H-COOH).
- c) El indicador más apropiado para ambas valoraciones es la fenolftaleína.



- a) Como HBr es un ácido fuerte y HCOOH es un ácido débil, en volúmenes iguales de ambos ácidos hay mayor concentración de protones del fuerte, luego la cantidad de base (NaOH) necesaria para neutralizar la primera es mayor que para la segunda.
- b) Como el formiato sódico (HCOONa) que se produce al neutralizar el ácido fórmico es una sal procedente de ácido débil, en el punto de equivalencia se produce hidrólisis básica:



luego el pH en el punto de equivalencia es mayor que 7 que es el pH en el punto de equivalencia de la disolución de HBr, al ser fuerte.

- c) El intervalo de viraje recomendado par el uso de la fenolftaleína es de 8,0 – 10,0, luego no se detecta a tiempo el punto de equivalencia del ácido bromhídrico que lo hace a $\text{pH} = 7$.



③⑧ Calcular el volumen de una disolución 0,24 M de KOH que se necesita para neutralizar exactamente:

- a) 60 ml de HCl 0,12 M.
- b) 60 ml de $\text{CH}_3\text{-COOH}$ 0,12 M.

Determinar el pH en el punto de equivalencia en ambos casos. ¿Qué tipo de indicador se puede utilizar en cada valoración?



El punto de equivalencia se consigue cuando el número de equivalentes del ácido es igual al número de equivalentes de la base.

a) $V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b \Leftrightarrow V_b = \frac{N_a \cdot V_a}{N_b} = \frac{0,12}{0,24} \cdot 60 = 30$ ml de KOH son necesarios para conseguir el punto de equivalencia. Como en la neutralización intervienen un ácido y una base fuertes, el pH en el punto de equivalencia será 7, disolución neutra.

b) $V_a \cdot N_a = V_b \cdot N_b \Leftrightarrow V_b = \frac{N_a \cdot V_a}{N_b} = \frac{0,12}{0,24} \cdot 60 = 30$ ml de KOH son necesarios para conseguir el punto de equivalencia. Ahora la neutralización produce una sal (el acetato potásico) que procede de ácido débil y base fuerte, con lo que habrá hidrólisis básica. Indicador: Azul de Bormotimol.

Moles de $\text{CH}_3 - \text{COOK}$ formados = 0,12 moles/litro \cdot 0,060 litros = $7,2 \cdot 10^{-3}$ moles.

Concentración inicial de la sal = c = moles/ volumen de disolución = $7,2 \cdot 10^{-3}$ moles / 0,090 litros = 0,08 M

La hidrólisis es básica: $\text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOOH}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

Hidrólisis	$\text{CH}_3 - \text{COO}^-$	H_2O	\rightleftharpoons	$\text{CH}_3 - \text{COOH}$	OH^-
<i>Inicial</i>	c			-	-
<i>Reaccionan</i>	x	No varía		-	-
<i>Se forman</i>	-	-		x	x
<i>En el equilibrio</i>	c - x	-		x	x

$$K_h = \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10} = \frac{(x)^2}{c-x} \approx \frac{x^2}{c} \Leftrightarrow x = \sqrt{c \cdot K_h} = \sqrt{0,08 \cdot 5,56 \cdot 10^{-10}} =$$

$$= 6,67 \cdot 10^{-6} \text{ M, luego } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = -\log \frac{10^{-14}}{6,67 \cdot 10^{-6}} = 8,82 .$$

Indicador: Fenolftaleína.



3 4 Se prepara una disolución mezclando dos disoluciones, una que contiene 5,0 moles de HNO_3 y otra 4,0 moles de NaOH . A continuación, se añade agua hasta completar 0,5 litros. ¿Cuáles son las concentraciones de los iones presentes en la disolución resultante?

- a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0$, $[\text{NO}_3^-] = [\text{Na}^+] = 10^{-7}$ mol/l
- b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0$, $[\text{NO}_3^-] = [\text{Na}^+] = 8$ mol/l
- c) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2$ mol/l, $[\text{NO}_3^-] = [\text{Na}^+] = 8$ mol/l
- d) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2$ mol/l, $[\text{NO}_3^-] = 10$ mol/l, $[\text{Na}^+] = 8$ mol/l



El reactivo limitante es NaOH , cuyos 4,0 moles neutralizan 4,0 moles de ácido nítrico dejando 1.0 moles de HNO_3 sin neutralizar y 4,0 moles de NaNO_3 que al ser un electrolito fuerte se disocia completamente dando 4, 0 moles de Na^+ y 4,0 moles de NO_3^- , como el volumen es medio litro, las concentraciones existentes son:

$[H_3O^+] = \text{moles de } HNO_3 \text{ en exceso} / \text{volumen} = 1,0 \text{ moles} / 0,5 \text{ litros} = 2 \text{ moles/litro.}$

$[NO_3^-] = [Na^+] = 4,0 \text{ moles} / 0,5 \text{ litros} = 8 \text{ moles/litro.}$

La respuesta correcta es la **c)**

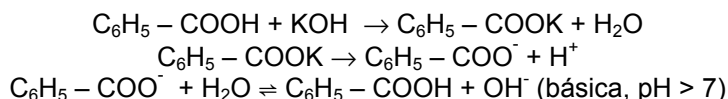


11. Si a un litro de disolución 0,12 M de ácido benzoico ($K_a = 6,6 \cdot 10^{-5}$) se le añaden 0,12 moles de KOH, sin variar el volumen, la disolución resultante:

- a) Es una disolución amortiguadora.
- b) Tiene un $pH = 7$.
- c) Tiene un $pH > 7$.
- d) Tiene un $pH < 7$.



Ocurre una neutralización estequiométrica de ácido débil y base fuerte que da lugar a benzoato sódico, sal procedente de ácido débil y base fuerte que sufre hidrólisis básica, dando un $pH > 7$:



Opción **c)**



11. Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido sulfúrico concentrado del 78,5% en masa y 1,71 g/ml de densidad. Calcular el volumen de esta disolución, necesario para preparar medio litro de una disolución diluida de concentración 0,250 mol/l. Este ácido se utilizó para valorar 0,420 g de una mezcla de KOH y NaOH que, una vez disuelta en agua, reaccionó con 17,40 ml del ácido sulfúrico 0,250 mol/l. Calcular la composición de la mezcla.



Volumen necesario : $0,250 \frac{\text{mol de soluto}}{\text{litro}} \cdot 0,5 \text{ litros} \cdot \frac{98 \text{ g}}{1 \text{ mol soluto}} = 12,25 \text{ g de soluto tiene que haber en la disolución.}$

$12,25 \text{ g de soluto} \cdot \frac{100 \text{ g de disolución}}{78,5 \text{ g de soluto}} \cdot \frac{1 \text{ ml de disolución}}{1,71 \text{ g de disolución}} = 9,126 \text{ ml de disolución al } 78,5 \% \text{ en masa y densidad}$

1.71 g/l, son necesarios para preparar 0,5 litros de disolución 0,250 M.

Este ácido se usa para neutralizar una mezcla de hidróxidos fuertes para lo que se necesitaron 0,250 moles/litro \cdot 0,0174 litros = $4,35 \cdot 10^{-3}$ moles de ácido que son los que había de mezcla de bases.

Si llamamos:

$x = \text{g de KOH en la mezcla}$ e $y = \text{g de NaOH en la mezcla}$, y teniendo en cuenta que $PM(KOH) = 56 \text{ g/mol}$ y $PM(NaOH) = 40 \text{ g/mol}$, se forma un sistema de ecuaciones :

$$\begin{cases} x + y = 0,42 \\ \frac{x}{56} + \frac{y}{40} = 4,35 \cdot 10^{-3} \end{cases} \Leftrightarrow \begin{cases} x + y = 0,42 \\ 40x + 56y = 9,744 \end{cases} \text{ que resuelto da una contradicción pues sale un valor de } y \text{ negativo}$$



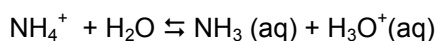
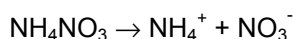
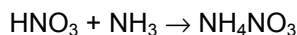
④② Se mezclan volúmenes iguales de las siguientes disoluciones:

- a) H₂O y KCN 0,1 M.
- b) HCl 0,2 M y KOH 0,2 M.
- c) CH₃-COOH 0,12 M y KOH 0,15 M.
- d) HNO₃ 0,15 M y NH₃ 0,15 M.

¿Cuál de ellas tendrá un pH ácido?



- a) Es una disolución de sal de ácido débil con base fuerte que produce hidrólisis básica.
- b) Neutralización estequiométrica de ácido fuerte con base fuerte que produce una disolución neutra de pH = 7.
- c) Hay exceso de base lo que provoca una reacción básica.
- d) En la neutralización se produce nitrato amónico que al ser una sal procedente de ácido fuerte y base débil sufre hidrólisis ácida:



④③. Un camión cisterna que transporta 25 t de ácido sulfúrico del 95 % ($\rho = 1,85 \text{ g/ml}$) vierte accidentalmente la mitad de su carga. Para neutralizar el ácido se utiliza carbonato de sodio sólido. Escribir la reacción de neutralización que se produce y estimar el coste aproximado de la operación si el precio del Na₂CO₃ (s) es de 45 pta/kg.



La reacción de neutralización es:



Si se vierte, accidentalmente; la mitad de la carga, se vierten 12,5 toneladas que se neutralizan con carbonato sódico. Los 12 500 g de sulfúrico, como están al 95 %, son $12\,500 \cdot 0,95 = 11\,875 \text{ kg}$ de sulfúrico puro que son $11\,875\,000 \text{ g} / 98 \text{ g/mol} = 121\,170$ moles de sulfúrico, que necesita, para ser neutralizado, otros tantos moles de carbonato sódico, cuyo peso es :

$$121170 \text{ moles} \cdot 106 \text{ g/mol} = 12\,844\,020 \text{ g de carbonato}$$

como cuesta a 45 ptas/kg, su importe será $12\,844,02 \cdot 45 = 577\,981 \text{ ptas.}$



④④. Indicar cuál de los siguientes métodos será más eficaz para disminuir el grado de hidrólisis del nitrato de amonio, NH₄NO₃.

- a) Añadir nitrato de sodio a la disolución.
- b) Diluir la disolución.

- c) Añadir amoníaco a la disolución.
- d) Añadir hidróxido de sodio a la disolución.



Disociación del nitrato amónico: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$

Hidrólisis: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$

- a) Si añadimos nitrato sódico a la disolución el ión nitrato común nada influye en la hidrólisis y no modifica su grado.
- b) Si diluimos la disolución el grado de hidrólisis disminuye un poco al disminuir la concentración inicial de sal.
- c) Si añadimos NH_3 , el equilibrio de hidrólisis, por efecto ión común, se desplaza hacia la izquierda, haciendo que disminuya el grado de hidrólisis.
- d) Si se añade NaOH que reacciona con los hidrogeniones producidos en la hidrólisis, el equilibrio de hidrólisis se desplaza hacia la derecha para oponerse a la disminución de hidrogeniones, y el grado de hidrólisis aumenta, produciendo el efecto contrario al que se desea conseguir.

