

ACTIVIDADES

① Teniendo en cuenta lo que acabamos de comentar, localiza en tu casa tres sustancias que tengan carácter ácido y otras tres que tengan carácter básico. Señala en qué te has basado para hacer esa clasificación. Si puedes, localiza en su etiqueta el valor del pH.

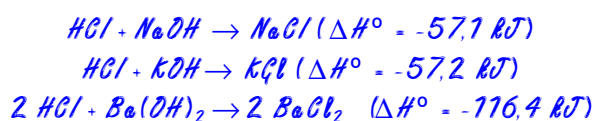


Sustancias ácidas: Aceite de oliva, limón y vinagre.

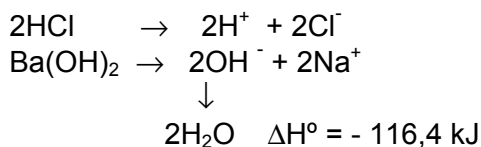
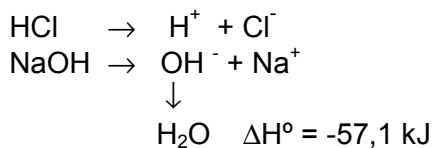
Sustancias básicas: amoníaco, detergente y jabón.



② A continuación, se indica la entalpia estándar de neutralización, a 25 °C, de una serie de compuestos. Justifica esos valores:



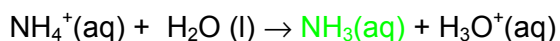
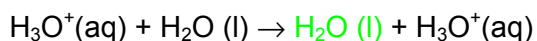
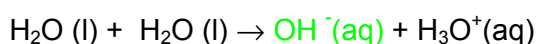
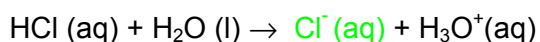
Las dos primeras tienen valores prácticamente iguales pues se neutralizan mol a mol los iones H⁺ y OH⁻ pero en la tercera es el doble pues se neutralizan dos moles:

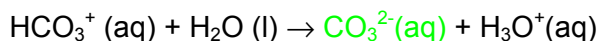


③ Señala cuáles son las bases conjugadas de los ácidos HCl, H₂O, H₃O⁺, NH₄⁺ y HCO₃⁺ A continuación, indica cuáles son los ácidos conjugados de las bases Cl⁻, H₂O, CO₃²⁻, OH⁻ y NH₃.

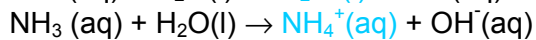
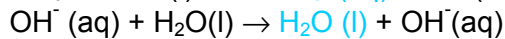
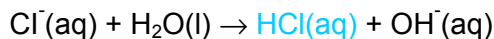


Las bases conjugadas se colorean de verde:





Y las bases conjugadas de azul:



④ ¿En qué unidades se mide K_w ?



Como $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$ es el producto de dos concentraciones sus unidades son $\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^2$.



⑤ Basándote en el principio de Le Chatelier, razona si el número de moléculas ionizadas en un recipiente que contiene agua pura es mayor, menor o igual que el que hay en una disolución ácida o básica.



Como el producto iónico del agua K_w se mantiene constante en un amplio margen de temperaturas el, si añadimos un ácido (H_3O^+) la concentración del catión hidronio aumenta pero según el principio de Le Chatelier, el equilibrio de ionización se desplaza hacia la izquierda disminuyendo la concentración de iones hidroxilo (OH^-) de manera que K_w se mantiene.

Si añadimos una base (OH^-) ocurre algo semejante el equilibrio de ionización se desplaza hacia la izquierda disminuyendo la concentración de (H_3O^+) y se mantiene K_w .



⑥ A un recipiente con agua se añade NaOH hasta que la concentración de iones OH^- es de 10^1 M . Calcula $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e indica si se trata de una disolución ácida o básica.



Si $[\text{OH}^-] = 10^{-1} \text{ M}$ como $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$ $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14-(-1)} = 10^{-13} \text{ M}$ y la disolución es básica $\text{pH} = 13$ pues $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-13} = 13$.



⑦ Justifica si es posible la existencia de una disolución acuosa en la que no existan iones oxidrilo.



Na ya que se trata de un equilibrio químico y se ha de cumplir la constante de equilibrio, ninguna de las especies en equilibrio puede ser nula, tan pequeña como deseemos sí pero no nula.



⑧ **PAU** A un recipiente con agua se añade NaOH hasta que la concentración de iones OH⁻ es de 10¹ M. Calcula su pH e indica si se trata de una disolución ácida o básica.



pH = 13, ver ejercicio nº 6. Disolución básica.



⑨ Justifica si es posible que exista una disolución cuyo pH sea nulo.



Ya que $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$, si $\text{pH} = 0$ entonces $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^0 = 1 \text{ M}$ ha de ser la concentración de iones hidronio.



⑩⑩ **PAU** Los pH del zumo de limón y de las lágrimas son, respectivamente, 2,4 y 7,4. Calcula $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en ambos casos.



Como $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ entonces $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$, luego

$$\left\{ \begin{array}{l} [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{limón}} = 10^{-2,4} = 3,98 \cdot 10^{-3} \text{ M} \\ [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{vinagre}} = 10^{-7,4} = 3,9 \cdot 10^{-8} \text{ M} \end{array} \right.$$


⑪⑪ **PAU** Se ha medido el pH del agua de lluvia en una zona próxima a una gran ciudad industrial, y se ha encontrado que vale 3. ¿Qué conclusiones puedes extraer?



Como $\text{pH} = 3 < 7$, se deduce que la atmósfera está cargada de sustancias ácidas, que al ser disueltas por el agua de lluvia dan una disolución muy ácida (lluvia ácida), es una ciudad con atmósfera muy contaminada por emisiones gaseosas industriales de carácter ácido.



⑫⑫ El mármol es, desde el punto de vista químico, CaCO_3 . De acuerdo con los datos de la tabla de fuerza de los ácidos y bases conjugadas indica qué otros ácidos podrías utilizar para disolverlo.



Cualquier ácido más fuerte que el carbónico servirá para disolver el mármol: Perclórico (HClO_4), iodhídrico (HI), nítrico (HNO_3), etc..., hasta el etanoico o acético (CH_3COOH).



①③ Utiliza los datos de la tabla de fuerza de los ácidos y bases conjugadas para justificar por qué el fosfato de calcio es insoluble en agua, pero, en cambio, se puede disolver en ácido acético. Explica por qué los huesos se vuelven flexibles al introducirlos en vinagre.



El fosfato cálcico se disocia $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow 3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-}$ el ácido conjugado de la base PO_4^{3-} es el HPO_4^{2-} que es más débil que el acético ya que está por debajo de él en la tabla, luego el acético puede disolver fosfato cálcico de los huesos y entonces pierden la rigidez que esta sal les confiere volviéndose flexibles.



①④ ¿Puede el ion HCO_3^- ceder su protón al ion CH_3COO^- ? ¿Y el ion HSO_4^- ?



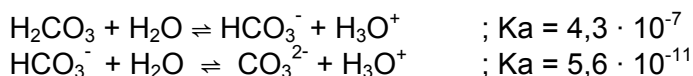
El ión bicarbonato, HCO_3^- , es anfótero, puede actuar como base captando un protón y formando el ácido carbónico H_2CO_3 o perder el protón que le queda actuando como ácido y producir CO_3^{2-} si se enfrenta a una base más fuerte que él, ácido conjugado más débil, como el acético es más fuerte que el anión bicarbonato será el primero el que tienda a ceder su protón y formar el anión acetato y no capta el protón del bicarbonato y lo mismo sucede con el anión bisulfato.

$\text{HCO}_3^- + \text{CH}_3\text{COO}^- \leftarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{CH}_3\text{COOH}$ está desplazada hacia la izquierda pues el acético es más fuerte que el bicarbonato.

$\text{HCO}_3^- + \text{HSO}_4^- \leftarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{SO}_4$ por la misma razón.



①⑤ A partir de los valores de K_a que se recogen en la tabla de fuerza de los ácidos y bases conjugadas escribe los equilibrios de ionización del ácido carbónico. Ordena de mayor a menor concentración los distintos iones que hay en un medio acuoso en el que se ha disuelto ese ácido.



Como el bicarbonato tiene una K_a mucho menor que el carbónico es un ácido mucho más débil y estará menos disociado, luego el orden es:

$$[\text{CO}_3^{2-}] < [\text{HCO}_3^-] < [\text{H}_2\text{CO}_3]$$



16 Repite el ejemplo del CH_3COOH (subepigrafe 6.2) sin despreciar el valor de x frente al valor de HA . ¿Qué error se cometió al hacer tal simplificación? Compara este error con los que se pueden cometer al preparar la disolución del ácido con una concentración determinada.



Si no despreciamos x frente a $0,5$ que da la ecuación :

$$\frac{x^2}{0,5 - x} = 1,8 \cdot 10^{-5} \Leftrightarrow x^2 + 1,8 \cdot 10^{-5} x - 9 \cdot 10^{-6} = 0$$

cuya solución positiva es $x = 0,002991$ que comparado con el valor aproximado obtenido en el libro

arroja un error relativo de: $\epsilon_r = \frac{\epsilon_a}{M} = \frac{|0,003 - 0,002991|}{0,002991} \cdot 100 = 0,3\%$ que es inapreciable y desde luego

bastante menor que los errores que podemos cometer en la experimentación al preparar la disolución (enrase de piteta, bureta, etc.)



17 PAU Calcula el pH y el grado de ionización de una disolución de ácido acético que sea $0,1 \text{ M}$, $0,05 \text{ M}$ y $0,005 \text{ M}$. ¿Qué relación podemos establecer entre el grado de ionización y la concentración inicial del ácido? Dato: $K_d = 1,8 \cdot 10^{-5}$



	CH_3COOH	H_2O	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	H_3O^+
Inicial	c			-	-
Reaccionan	$c\alpha$	No varía		-	-
Se forman	-	-		$c\alpha$	$c\alpha$
En el equilibrio	$c - c\alpha = c(1 - \alpha)$	-		$c\alpha$	$c\alpha$

La constante de disociación del acético es:

$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \Leftrightarrow 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha} \approx c\alpha^2 \Leftrightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K}{c}}$$

y ahora podemos hallar el grado de disociación para las distintas concentraciones de partida:

$$\left\{ \begin{array}{l} \alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = 0,0134 \\ \alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,05}} = 0,019 \\ \alpha = \sqrt{\frac{1,8 \cdot 10^{-5}}{0,005}} = 0,06 \end{array} \right.$$



18 ¿Es lo mismo un ácido fuerte que un ácido concentrado?



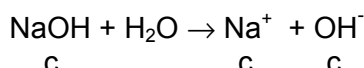
No, un ácido fuerte es aquel que está totalmente disociado en disolución (haya mucha cantidad, concentrado, o poca, diluido,) y un ácido concentrado se refiere a que la cantidad del ácido (sea fuerte, totalmente disociado, o débil, parcialmente disociado,) en disolución es alta.



19 PAU *Determina cuál debe ser la concentración de una disolución de NaOH para que su pH sea 11,48. Compáralo con la disolución de amoníaco que presenta el mismo valor de pH.*



El hidróxido sódico es una base fuerte que está totalmente disociada en agua:



Si $\text{pH} = 11,48$, $\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 11,48 = 2,52$, luego $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-2,52} = 0,003 \text{ M}$.

Sin embargo el amoníaco es una base débil cuyo equilibrio de disociación es:

	NH_3	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4^+	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

Como el pH ha de ser el mismo $[\text{OH}^-] = 0,003$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x \cdot x}{c-x} \approx 1,8 \cdot 10^{-5} \Leftrightarrow \frac{0,003 \cdot 0,003}{c-0,003} = 1,8 \cdot 10^{-5} \Leftrightarrow c = 0,503 \text{ M}$$

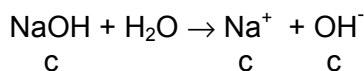
luego las concentraciones se diferencian en $0,503 - 0,003 = 0,5 \text{ M}$



20 PAU *Calcula el pH de una disolución de NaOH de concentración $1 \cdot 10^9 \text{ M}$. ¿Sería útil emplear disoluciones muy diluidas de este compuesto para preparar disoluciones moderadamente ácidas?*



El hidróxido sódico es una base fuerte que está totalmente disociada en agua:



pero como su concentración es menor que la concentración de OH^- en el agua, es esta última la que fija el pH y la disolución es neutra, $\text{pH} = 7$.

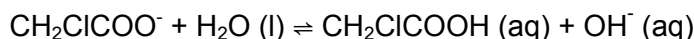
No sirve de nada usar disoluciones muy diluidas para tener disoluciones moderadamente ácidas pues para concentraciones menores de 10^{-7} es la disociación del agua la que predomina y el pH será neutro.



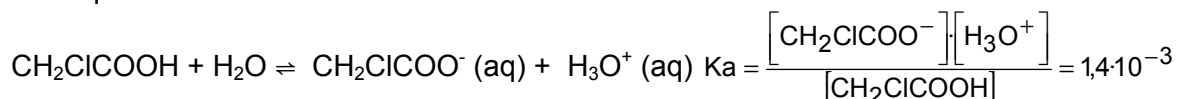
21 PAU Tomando los datos de la tabla de fuerza de los ácidos y bases conjugadas calcula la constante K_h de los aniones procedentes de varios ácidos débiles ($\text{CH}_2\text{ClCOO}^-$, IO_3^- , CN^- , HSO_3^- , HCOO^- y HS^-) y compárala con las K_b de las bases consideradas débiles que aparecen en la tabla 7.6.



○ El equilibrio de hidrólisis es:



Y el equilibrio de disociación del ácido es:



Ahora hallamos la constante de hidrólisis:

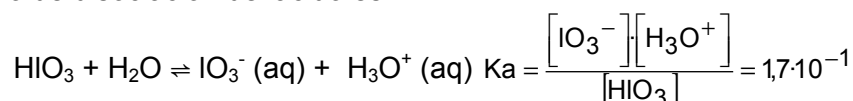
$$K_h = \frac{[\text{CH}_2\text{ClCOOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-]} = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_2\text{ClCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,4 \cdot 10^{-3}} = 7,14 \cdot 10^{-12}$$

es más débil que el NH_2OH .

○ El equilibrio de hidrólisis es:



Y el equilibrio de disociación del ácido es:



Ahora hallamos la constante de hidrólisis:

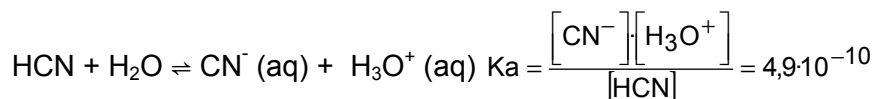
$$K_h = \frac{[\text{HIO}_3][\text{OH}^-]}{[\text{IO}_3^-]} = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{IO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-1}} = 5,88 \cdot 10^{-14}$$

es más débil que el $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$.

○ El equilibrio de hidrólisis es:



Y el equilibrio de disociación del ácido es:

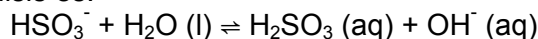


Ahora hallamos la constante de hidrólisis:

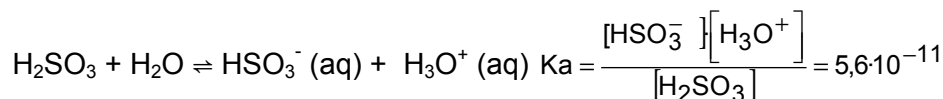
$$K_h = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4,9 \cdot 10^{-10}} = 2,04 \cdot 10^{-5}$$

más débil que el amoníaco.

- El equilibrio de hidrólisis es:



Y el equilibrio de disociación del ácido es:



Ahora hallamos la constante de hidrólisis:

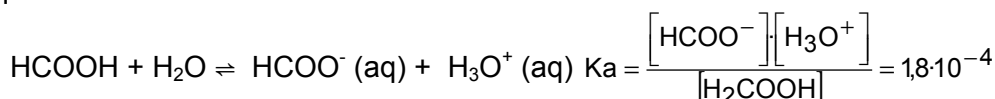
$$K_h = \frac{[\text{H}_2\text{SO}_3][\text{OH}^-]}{[\text{HSO}_3^-]} = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{\frac{[\text{HSO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]}} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{5,6 \cdot 10^{-11}} = 1,79 \cdot 10^{-4}$$

es más débil que acetamina $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$.

- El equilibrio de hidrólisis es:



Y el equilibrio de disociación del ácido es:

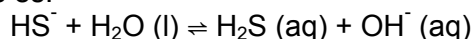


Ahora hallamos la constante de hidrólisis:

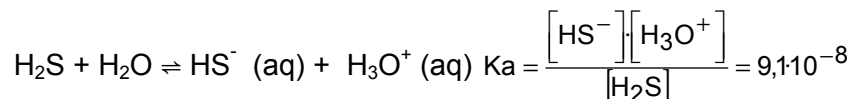
$$K_h = \frac{[\text{HCOOH}][\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]} = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{\frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]}} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-4}} = 5,56 \cdot 10^{-11}$$

es más débil que el $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$.

- El equilibrio de hidrólisis es:



Y el equilibrio de disociación del ácido es:



Ahora hallamos la constante de hidrólisis:

$$K_h = \frac{[\text{H}_2\text{S}][\text{OH}^-]}{[\text{HS}^-]} = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{\frac{[\text{HS}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{S}]}} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{9,1 \cdot 10^{-8}} = 1,09 \cdot 10^{-7}$$

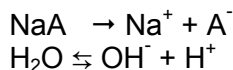
es más débil que el NH_2OH .



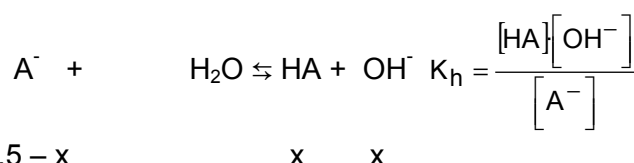
22 PAU Suponiendo que se disuelven en agua sales de sodio de cada uno de los aniones que se recogen en la actividad anterior, hasta tener disoluciones 0,5 M, ordénalas en función de su pH (empezando por la de pH más bajo).



Los aniones de todos los ácidos débiles los vamos a representar por A^- de manera que sus sales sódicas son NaA, escribimos las reacciones de disociación de la sal y el agua :



El catión sodio y el anión hidroxilo no reaccionan pues formarían hidróxido sódico que es base fuerte y tiende a estar disociado, pero el anión que representa a los ácidos del ejercicio anterior como es débil si se hidroliza con el agua:



y, como hemos comprobado en el ejercicio anterior, todas las hidrólisis son bases débiles podemos desprestigiar la hidrólisis del A^- frente a la concentración $c = 0,5 \text{ M}$ proveniente de la sal sódica y tomar $[A^-] = 0,5 \text{ M}$. Por otro lado $[HA] = [OH^-] = x$, luego despejando de la constante de hidrólisis tenemos:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_h [\text{A}^-]} \Leftrightarrow \text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = \frac{1}{2}(-\log K_h - \log[\text{A}^-]) = \frac{1}{2}(-\log K_h - \log 0,5) = \frac{1}{2}(-\log K_h + 0,3010)$$

y, como $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - \frac{1}{2}(-\log K_h + 0,3010)$ expresión que, conocidas las constantes de hidrólisis, lo que tenemos en el ejercicio anterior nos permite hallar el pH:

$$\begin{cases} \text{pH}_{\text{CH}_2\text{ClCOONa}} = 14 - \frac{1}{2}(-\log(7,14 \cdot 10^{-12}) + 0,3010) = 8,28 & \text{pH}_{\text{NaHSO}_3} = 14 - \frac{1}{2}(-\log(1,79 \cdot 10^{-4}) + 0,3010) = 11,98 \\ \text{pH}_{\text{NaIO}_3} = 14 - \frac{1}{2}(-\log(5,88 \cdot 10^{-14}) + 0,3010) = 7,23 & \text{pH}_{\text{HCOONa}} = 14 - \frac{1}{2}(-\log(5,56 \cdot 10^{-11}) + 0,3010) = 8,72 \\ \text{pH}_{\text{NaCN}} = 14 - \frac{1}{2}(-\log(2,04 \cdot 10^{-5}) + 0,3010) = 11,50 & \text{pH}_{\text{NaHS}} = 14 - \frac{1}{2}(-\log(1,09 \cdot 10^{-7}) + 0,3010) = 6,73 \end{cases}$$

Como podemos comprobar todas las disoluciones tienen reacción básica pues $\text{pH} > 7$ y el orden de menor a mayor pH es:

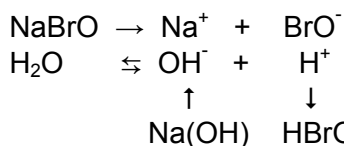
$$6,73 < 7,23 < 8,28 < 8,72 < 11,50 < 11,98$$



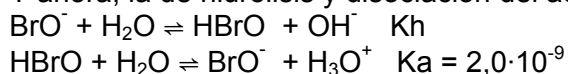
23 Utilizando los datos de las tablas 7.5 y 7.6, localiza una base que proporcione un medio de pH comparable con el que resulta de disolver NaBrO en agua.



Si escribimos la reacción de disociación:



Y ahora, la de hidrólisis y disociación del ácido



Luego la constante de hidrólisis vale:

$$K_h = \frac{[\text{HBrO}][\text{OH}^-]}{[\text{BrO}^-]} = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{BrO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{2,0 \cdot 10^{-9}} = 5 \cdot 10^{-6}$$

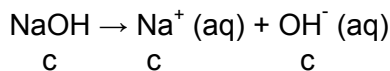
si miramos en la tabla 7. 6 vemos que la base de constante similar a la hidrólisis es NH_2NH_2 .



24 Si queremos obtener una disolución básica, ¿qué será más rentable, disolver una base o una sal de un ácido débil? Para apoyar tu respuesta, calcula la concentración que deberá tener una disolución de NaOH, una de NH_3 y una de NaCH_3COO a fin de que su pH sea 10.



1) Disolución de hidróxido sódico (sosa) NaOH, que es una base fuerte:



Si $\text{pH} = 10$, $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10}$, luego $[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-10}} = 10^{-4} \text{ M}$.

Como NaOH es electrolito fuerte $c = [\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ M}$.

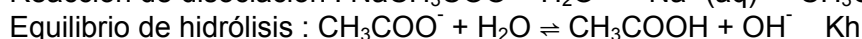
2) Disolución de amoníaco, que es una base débil:

	NH_3	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4^+	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

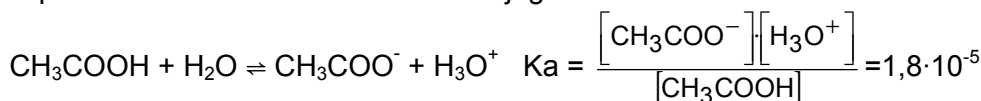
Como el pH ha de ser el mismo $[\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ M}$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x \cdot x}{c - x} \approx 1,8 \cdot 10^{-5} \Leftrightarrow \frac{10^{-4} \cdot 10^{-4}}{c - 10^{-4}} = 1,8 \cdot 10^{-5} \Leftrightarrow c = 6,56 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

3) Disolución de acetato sódico, sal de base fuerte y ácido débil, que sufre hidrólisis básica:



Equilibrio de disociación del ácido conjugado :



$$\text{Luego } K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

Si usamos la fórmula obtenida en el ejercicio n° 22:

$$\text{pH} = 10 = 14 - \text{pOH} = 14 - \frac{1}{2}(-\log K_h - \log c) \Leftrightarrow \frac{1}{2}(\log K_h + \log c) = 10 - 14 = -4 \Leftrightarrow \log c = -8 - \log K_h$$

$$\log c = -8 - \log 5,56 \cdot 10^{-10} = 1,26 \Rightarrow c = 10^{1,26} = 18 \text{ M}$$

De los resultados obtenidos en los tres apartados anteriores concluimos que lo más eficaz es usar una base fuerte o una base débil antes de una sal de ácido débil que también tiene reacción básica pues necesitamos menos concentración de producto.

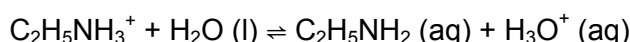


25 PAU *A partir de los datos de la tabla 7.6, calcula la constante K_h de los cationes procedentes de varias bases débiles $[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$, NH_3OH^+ , NH_4^+ y $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{NH}^+$] y compárala con las constantes K_a de los ácidos considerados débiles que aparecen en la tabla 7.5.*

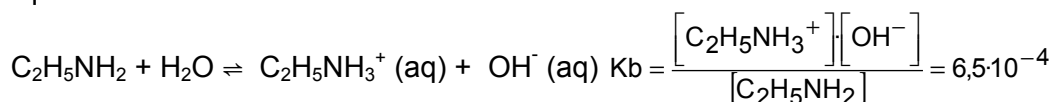


Ahora son hidrólisis de sales de base débil y ácido fuerte que producen reacción ácida:

○ El equilibrio de hidrólisis es:



Y el equilibrio de disociación de la base es:

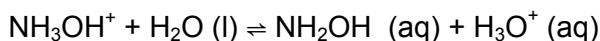


Ahora hallamos la constante de hidrólisis:

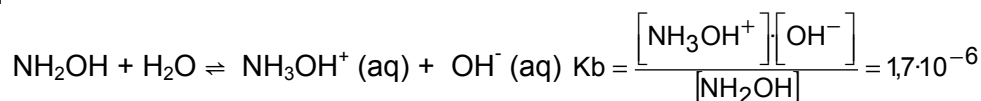
$$K_h = \frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+]} = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{\frac{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]}} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{6,5 \cdot 10^{-4}} = 1,54 \cdot 10^{-11}$$

que tiene una fuerza semejante al ácido hipoyodoso HIO .

○ El equilibrio de hidrólisis es:



Y el equilibrio de disociación de la base es:

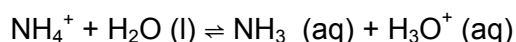


Ahora hallamos la constante de hidrólisis:

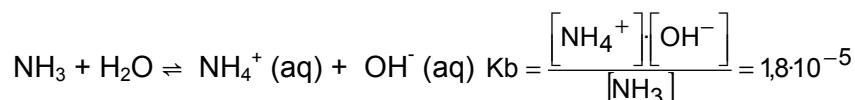
$$K_h = \frac{[\text{NH}_2\text{OH}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_3\text{OH}^+]} = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{\frac{[\text{NH}_3\text{OH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_2\text{OH}]}} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,7 \cdot 10^{-6}} = 5,88 \cdot 10^{-9}$$

que tiene una fuerza semejante al ácido hipobromoso HBrO .

○ El equilibrio de hidrólisis es:



Y el equilibrio de disociación de la base es:

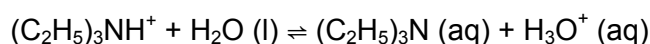


Ahora hallamos la constante de hidrólisis:

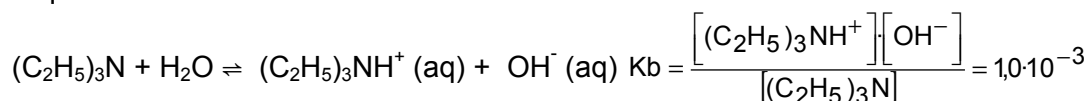
$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{\frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$$

que tiene una fuerza semejante al ácido NH_4^+ .

○ El equilibrio de hidrólisis es:



Y el equilibrio de disociación de la base es:



Ahora hallamos la constante de hidrólisis:

$$K_h = \frac{[(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{NH}^+]} = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{\frac{[(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{NH}^+][\text{OH}^-]}{[(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}]}} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,0 \cdot 10^{-3}} = 1,0 \cdot 10^{-11}$$

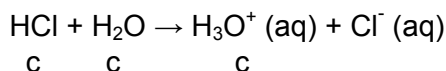
que tiene una fuerza semejante al ácido periódico HIO .



26 PAU Si queremos obtener una disolución ácida, ¿qué será más rentable, disolver un ácido o una sal de una base débil? Para apoyar tu respuesta, calcula la concentración que deberá tener una disolución de HCl, una de CH₃COOH y una de NH₄Cl a fin de que su pH sea 5.



1) Disolución de ácido clorhídrico HCl, que es un ácido fuerte:



Si pH = 5, [H₃O⁺] = 10^{-pH} = 10⁻⁵, como el HCl es electrolito fuerte c = [HCl] = [H₃O⁺] = 10⁻⁵ M.

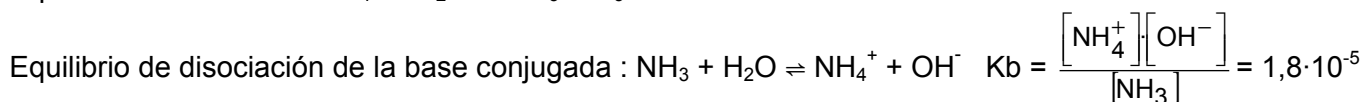
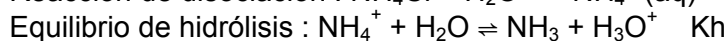
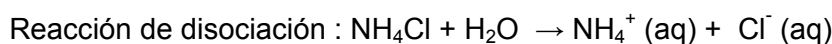
2) Disolución de ácido acético, que es un ácido débil:

	CH ₃ COOH	H ₂ O	⇌	CH ₃ COO ⁻	H ₃ O ⁺
<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

Como el pH ha de ser el mismo [H₃O⁺] = 10⁻⁵ M

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{x \cdot x}{c - x} \approx 1,8 \cdot 10^{-5} \Leftrightarrow \frac{10^{-5} \cdot 10^{-5}}{c - 10^{-5}} = 1,8 \cdot 10^{-5} \Leftrightarrow c = 1,56 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

3) Disolución de cloruro amónico, sal de base débil y ácido fuerte, que sufre hidrólisis ácida:



Luego Kh = $\frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10}$

Además Kh = $\frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x \cdot x}{c - x} = 5,56 \cdot 10^{-10} = \frac{10^{-5} \cdot 10^{-5}}{c - 10^{-5}} \Leftrightarrow c = 0,18 \text{ M}$

De los resultados obtenidos en los tres apartados anteriores concluimos que lo más eficaz es usar un ácido fuerte o un ácido débil antes de una sal de base débil que también tiene reacción ácida pues necesitamos menos concentración de producto.

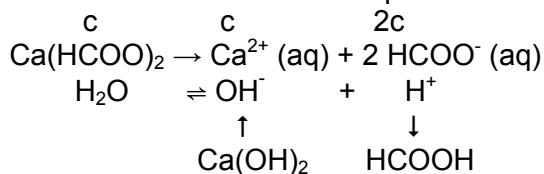


27 PAU Determina el pH y el grado de hidrólisis de una disolución que se prepara disolviendo 5 g de formiato de calcio, $\text{Ca}(\text{HCOO})_2$, en agua hasta tener 100 ml de disolución. Toma de la tabla 7.5 los datos que precisas.

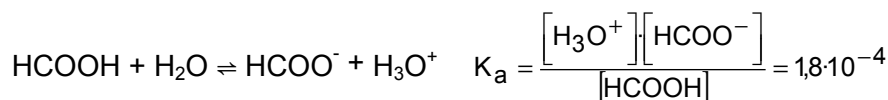


Concentración de la sal de formiato cálcico = $c = [\text{Ca}(\text{HCOO})_2] = \frac{5\text{g}}{0,1\text{L}} = 0,47\text{ M}$

La sal se disocia completamente según:



Como el hidróxido cálcico es base fuerte tiende a estar disociado y no hay reacción, pero el ácido fórmico es débil cuya reacción de disociación y constante es:



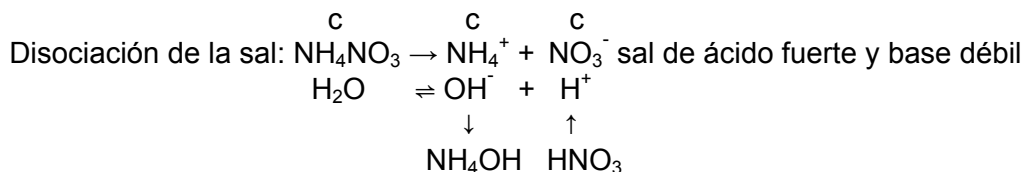
La reacción de hidrólisis y su constante son:

$$\begin{array}{c} \text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOOH} + \text{OH}^- \\ 2c - x \qquad \qquad x \qquad x \\ K_h = \frac{[\text{HCOOH}][\text{OH}^-]}{[\text{HCOO}^-]} = \frac{[\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-4}} = 5,56 \cdot 10^{-11} = \frac{x \cdot x}{2c - x} \approx \frac{x^2}{2c} \Rightarrow x = \sqrt{K_h \cdot 2c} = \sqrt{5,56 \cdot 10^{-11} \cdot 0,47} = \end{array}$$

$= 7,23 \cdot 10^{-6}\text{ M}$ luego $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - (-\log [\text{OH}^-]) = 14 - (-\log x) = 14 - (-\log 7,23 \cdot 10^{-6}) = 8,86$, hidrólisis ligeramente básica.



28 PAU Determina cuántos gramos de nitrato de amonio hay que disolver en 1 l de agua para obtener un medio de pH = 6. Dato: para el amoniaco, $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$



Luego la reacción de hidrólisis es: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$, si $\text{pH} = 6$; $[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-6}\text{ M} = x$

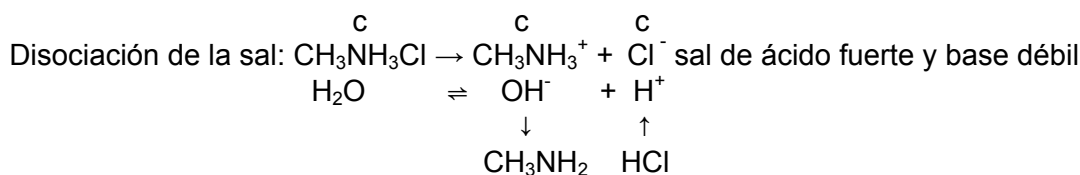
El equilibrio de hidrólisis es:

$$K_h = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}][\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} = 5,56 \cdot 10^{-10} = \frac{x \cdot x}{c - x} \Rightarrow c = \frac{(10^{-6})^2}{5,56 \cdot 10^{-10}} + 10^{-6} = 0,0018 \text{ M}$$

luego la masa de nitrato amónico necesaria es: $0,0018 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 1 \text{ L} \cdot \frac{76 \text{ g}}{\text{mol}} = 0,137 \text{ g}$ de NH_4NO_3 .



29 PAU *Calcula los gramos de cloruro de metilamonio ($\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$) que necesitamos para preparar 500 ml de disolución de pH = 6. Dato: $pK_b = 3,44$*



La reacción de hidrólisis es: $\text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_3\text{O}^+$, si $\text{pH} = 6$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-6} \text{ M} = x$

$\frac{c - x}{\qquad \qquad \qquad} \qquad \qquad \qquad \frac{x}{\qquad \qquad \qquad} \qquad \qquad \qquad \frac{x}{\qquad \qquad \qquad}$

El equilibrio de hidrólisis es:

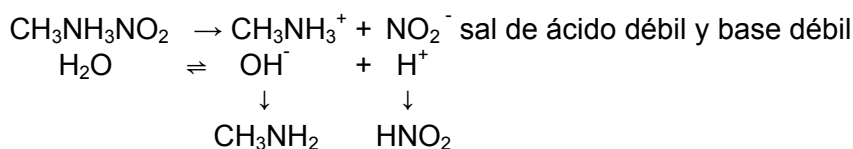
$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_2][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{10^{-3,44}} = 2,75 \cdot 10^{-11} = \frac{x \cdot x}{c - x} \Rightarrow c = \frac{(10^{-6})^2}{2,75 \cdot 10^{-11}} + 10^{-6} = 0,0$$

36 M

luego la masa de cloruro de metilamonio necesaria es: $0,036 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,5 \text{ L} \cdot \frac{67,5 \text{ g}}{\text{mol}} = 1,23 \text{ g}$ de $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$.

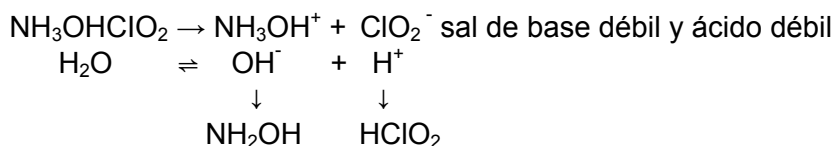


31 PAU *Utilizando los datos de las tablas 7.5 y 7.6, determina el carácter (ácido, básico o neutro) de una disolución de las siguientes sustancias en agua: $\text{CH}_3\text{NH}_3\text{NO}_2$, $\text{NH}_3\text{OHClO}_2$ y $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3\text{CN}$.*

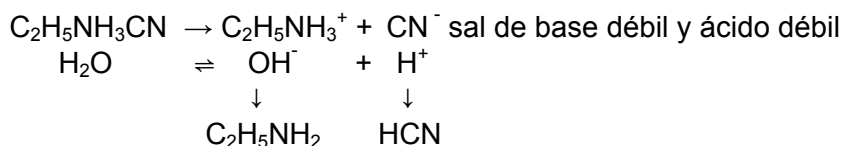
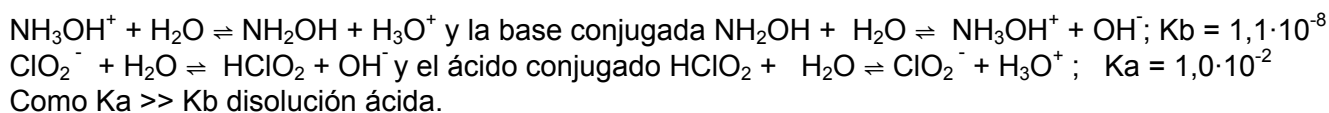


Las reacción de hidrólisis son:

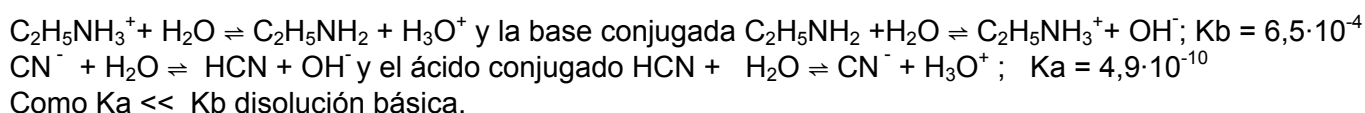
$\text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_3\text{O}^+$ y la base conjugada $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$; $K_b = 3,6 \cdot 10^{-4}$
 $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$ y el ácido conjugado $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $K_a = 4,3 \cdot 10^{-4}$
 Como $K_a > K_b$ disolución ligeramente ácida.



Las reacción de hidrólisis son:

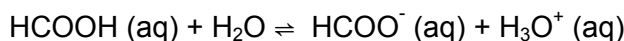


Las reacción de hidrólisis son:



3 1 PAU Tenemos una disolución acuosa de ácido fórmico. Discute cómo afecta a su pH la adición de:

- a) Ácido clorhídrico.
- b) Formiato de sodio.
- c) Cloruro de sodio.



a) Si añadimos ácido clorhídrico, que es un ácido fuerte, $\text{HCl(aq)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- \text{(aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{(aq)}$ y proporciona iones hidronio que hacen que el equilibrio de disociación del ácido se desplace hacia la izquierda por efecto del ión común pero como estamos añadiendo altas concentraciones de hidronio el pH disminuye, disolución más ácida.

b) Como el formiato sódico es una sal que está totalmente disociada según $\text{HCOONa (aq)} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCOO}^- \text{ (aq)} + \text{Na}^+ \text{ (aq)}$, el ión formiato proporcionado es común lo que hace que el equilibrio de disociación del ácido fórmico se desplace hacia la izquierda y su pH aumenta pues disminuye la concentración de iones hidronio.

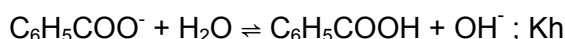
c) $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$, el anión cloro no reacciona con los iones hidronio pues el clorhídrico es fuerte, pero el catión sodio sí reacciona con el anión formiato (efecto salino, también hay hidrólisis) y desplaza el equilibrio de disociación del ácido hacia la derecha con lo que el pH disminuye.



- ③② PAU *Tenemos una disolución acuosa de benzoato de sodio. Discute cómo afecta a su pH la adición de:*
- Hidróxido de potasio.*
 - Benzoato de potasio.*
 - Cloruro de potasio.*



$C_6H_5COONa + H_2O \rightarrow C_6H_5COO^-(aq) + Na^+(aq)$ sal de ácido débil y base fuerte que produce hidrólisis básica:



- a) El hidróxido potásico es una base fuerte $KOH + H_2O \rightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$ que añade iones hidroxilo con lo que el equilibrio de hidrólisis (ala que le añade un ión común, OH^-) se desplaza hacia la izquierda disminuyendo el grado de hidrólisis y disminuyendo el pH.
- b) $C_6H_5COOK + H_2O \rightarrow C_6H_5COO^-(aq) + K^+(aq)$, añade un ión común, el anión benzoato, lo que hace que el equilibrio de hidrólisis se desplace hacia la derecha y por tanto aumenta la concentración de iones hidroxilo y el pH aumenta.
- c) $KCl + H_2O \rightarrow K^+(aq) + Cl^-(aq)$, el catión potasio reacciona con el anión benzoato (efecto salino) desplazando el equilibrio de hidrólisis hacia la izquierda disminuyendo el grado de hidrólisis con lo que el pH disminuye. El anión cloruro no influye.



- ③③ *Calcula en qué proporción hay que mezclar el amoniaco y el cloruro de amonio para que el pH de la disolución reguladora sea de 5,5.*



Si $pH = 5,5$, $pOH = 14 - pH = 14 - 5,5 = 8,5$ y $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$, aplicando la fórmula obtenida en texto:

$$pOH = pK_b + \log \frac{[Sal]}{[Base]} \Leftrightarrow 8,5 = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) + \log \frac{[Sal]}{[Base]} \Leftrightarrow \log \frac{[Sal]}{[Base]} = 3,755 \Leftrightarrow \frac{[Sal]}{[Base]} = 10^{3,755} = 5692$$

es decir proporción Cloruro amónico/amónico = 5692



- ③④ *Comprueba que, si se añade a una disolución reguladora una cantidad de ácido fuerte o de base fuerte que reduzca a la mitad la cantidad de su especie básica o de su especie ácida, el pH del medio no llega a cambiar en una unidad. Calcula el pH de una disolución acuosa formada por esa cantidad de ácido fuerte o de base fuerte.*

Nota: en el problema 2 del apartado Cuestiones y problemas resueltos (página 232) encontrarás una justificación detallada de la actividad aquí planteada.



Véase el ejercicio citado.



CUESTIONES Y PROBLEMAS

Cuestiones generales

① Haz un esquema con las similitudes y diferencias entre el concepto de ácido y base de Arrhenius y el de Brønsted y Lowry.



Aspecto	Teoría	Teoría de Arrhenius	Teoría de Brønsted y Lowry
Definición de ácido		Compuesto que, en agua, cede H ⁺	Especie que cede protones
Definición de base		Compuesto que, en agua, cede OH ⁻	Especie que capta protones
Reacción ácido-base		H ⁺ + OH ⁻ ⇌ H ₂ O	Hac + Ba ⇌ Ac ⁻ + BaH ⁺
Tipo de sustancias		Compuestos	Compuestos e iones
Disolvente		Agua	Otros además del agua

Para Arrhenius los ácidos y las bases actuaban por separado, para Brønsted y Lowry hay pares ácido base conjugados pues para que haya un donador de protones (ácido) debe haber una sustancia que los ceda (base), es decir el concepto ácido base es relativo y las sustancias pueden actuar unas veces como ácido o como bases dependiendo de las sustancias a que se “enfrenten”. En disolución acuosa las dos teorías son parecidas respecto de los ácidos, pero presentan notables diferencias respecto de las bases. Es más general la de Brønsted y Lowry que la de Arrhenius.



② Indica si una sustancia aislada se puede comportar como ácido, según la teoría de Arrhenius. ¿Y según la teoría de Brønsted y Lowry?



Para Arrhenius los ácidos y las bases actuaban por separado, para Brønsted y Lowry hay pares ácido base conjugados pues para que haya un donador de protones (ácido) debe haber una sustancia que los ceda (base), es decir el concepto ácido base es relativo y las sustancias pueden actuar unas veces como ácido o como bases dependiendo de las sustancias a que se “enfrenten”.



③ Explica por qué las reacciones ácido-base se llaman reacciones de transferencia de protones.



El concepto se basa en las definiciones de Brønsted y Lowry para ácidos y bases:

Ácido es una sustancia capaz de ceder un protón (a una base) y una base es una sustancia capaz de aceptar un protón (de un ácido). Es decir el ácido transfiere protones a la base, de ahí que se llamen *transferencia de protones*.



④ Justifica si un ácido siempre se comporta como ácido, y una base siempre como base.



Para Arrhenius los ácidos y las bases actuaban por separado, para Brønsted y Lowry hay pares ácido base conjugados pues para que haya un donador de protones (ácido) debe haber una sustancia

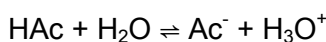
que los ceda (base), es decir el concepto ácido base es relativo y las sustancias pueden actuar unas veces como ácido o como bases dependiendo de las sustancias a que se “enfrenten”.



5) *Justifica si el grado de disociación de un ácido es una constante, de forma similar a como lo es K_a , o si depende de las condiciones en las que se encuentre. Valora la posibilidad de que dependa de la concentración del ácido o de la presencia en la disolución de alguna otra sustancia. Como ejemplo, explica la influencia que puede tener la disolución de ácido clorhídrico, formiato de calcio o cloruro de calcio en el medio sobre el grado de disociación del ácido fórmico.*



Para estudiar la influencia de la concentración supongamos la disociación de un ácido genérico HAC:



	HAc	H ₂ O	↔	Ac ⁻	H ₃ O ⁺
<i>Inicial</i>	c			-	-
<i>Reaccionan</i>	cα	No varía		-	-
<i>Se forman</i>	-	-		cα	cα
<i>En el equilibrio</i>	c - cα	-		cα	cα

Luego la constante de disociación del ácido puede escribirse:

$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HAc}]} = \frac{c\alpha \cdot c\alpha}{c - c\alpha} = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$
, como la constante de equilibrio sólo depende de la temperatura, permanece constante a cada temperatura pero si despejamos α de la fórmula anterior vemos que depende de la concentración inicial c.

Dependencia de otras sustancias:

Si tenemos la disociación del ácido fórmico $\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; K_a

1) Al añadir un ácido fuerte como el HCl estamos aumentando la concentración de iones hidronio (efecto ión común) y el equilibrio de disociación se desplazará hacia la izquierda disminuyendo α .

2) Si añadimos un sal con un ión común como el formiato sódico ($\text{HCOONa} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOO}^- (\text{aq}) + \text{Na}^+ (\text{aq})$) el efecto el equilibrio se desplazará hacia la izquierda disminuyendo α .

3) El cloruro cálcico realiza el efecto contrario pues reacciona con los aniones formiato para formar formiato cálcico, al disminuir la concentración del anión formiato el equilibrio se desplaza hacia la derecha para oponerse a la disminución y α aumenta.



PAU *Ordena las siguientes disoluciones, de la más ácida a la más básica:*

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$;
pH = 3,5;

pOH = 2,7;
 $[\text{OH}^-] = 10^{-2}$;

$[\text{OH}^-] = 10^{-4}$;
pH = 7;

$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8}$;
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-13}$

$[\text{OH}^-] = 10^{-6}$;



Para comparar pasamos a escala de pH las que no lo estén:

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

$$[\text{OH}^-] = 10^{-4} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_w/[\text{OH}^-] = 10^{-14}/10^{-4} = 10^{-10} \Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-10} = 10$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8} \Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-8} = 8.$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-6} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_w/[\text{OH}^-] = 10^{-14}/10^{-6} = 10^{-8} \Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-8} = 8.$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-2} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_w/[\text{OH}^-] = 10^{-14}/10^{-2} = 10^{-12} \Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-12} = 12$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-13} \Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-13} = 13.$$

$$\text{pOH} = 2,7 \Rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,7 = 11,3.$$

Luego el orden de mayor acidez a menor es el orden creciente de pH:

$$\text{pH} = 3 < \text{pH} = 3,5 < \text{pH} = 7 < \text{pH} = 8 < \text{pH} = 10 < \text{pH} = 11,3 < \text{pH} = 12 < \text{pH} = 13$$

es decir:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} < \text{pH} = 3,5 < \text{pH} = 7 < [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-8} = [\text{OH}^-] = 10^{-6} < [\text{OH}^-] = 10^{-4} < \text{pOH} = 2,7 < [\text{OH}^-] = 10^{-2} < [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-13}.$$



7 PAU El ácido nítrico (HNO_3) se emplea para obtener fertilizantes, colorantes, fármacos y explosivos. Calcula el pH de una disolución de HNO_3 , suponiendo que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,6 \text{ M}$.



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,6 \Rightarrow \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,6 = 0,22.$$



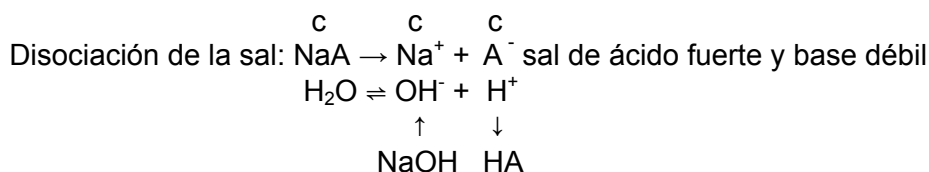
8 PAU Si HA tiene $\text{p}K_a = 3,45$ y HB tiene $\text{p}K_a = 6$, ¿cuál de los dos ácidos es más fuerte?



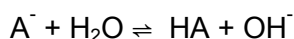
Cuanto mayor sea el valor de $\text{p}K_a$ menor es su fuerza ácida, como $\text{p}K_{a\text{HB}} > \text{p}K_{a\text{HA}}$ el ácido HB es más débil que el HA.



9 PAU La disolución 1 M de las sales NaA, NaB y NaC tiene, respectivamente, $\text{pH} = 11$, $\text{pH} = 9$ y $\text{pH} = 7$. Ordena, en función de su fortaleza, los ácidos HA, HB y HC.



Luego el equilibrio de hidrólisis es:



Cuya constante:

$$K_h = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = \frac{[OH^-][H_3O^+]}{[A^-][H_3O^+]} \cdot \frac{K_w}{K_a} \Rightarrow K_a = K_w \frac{[A^-]}{[OH^-]^2} = K_w \frac{[A^-]}{\left(\frac{K_w}{[H_3O^+]}\right)^2} = \frac{[A^-][H_3O^+]^2}{K_w} = \frac{c[H_3O^+]^2}{K_w}$$

luego substituyendo $[H_3O^+] = 10^{-pH}$ y $c = 1$ M tenemos :

$$\begin{cases} K_{aNaA} = \frac{(10^{-11})^2}{10^{-14}} = 10^{-8} \\ K_{aNaB} = \frac{(10^{-9})^2}{10^{-14}} = 10^{-4} \text{ luego el más fuerte (constante del equilibrio de disociación del ácido mayor)} \\ K_{aNaC} = \frac{(10^{-7})^2}{10^{-14}} = 1 \end{cases}$$

es el que produce una reacción más ácida, el de menor pH, el HC, después el HB y por último el menos fuerte el HA.

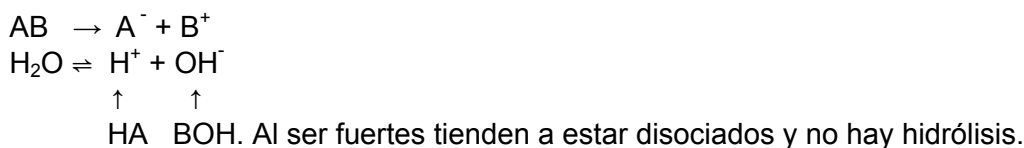


PAU Si una sal resulta de la neutralización de un ácido por una base, explica por qué, al disolver algunas sales en agua se obtiene un medio neutro, mientras que, en otros casos resulta un medio ácido o un medio básico.

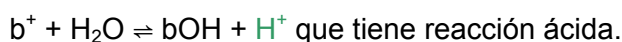
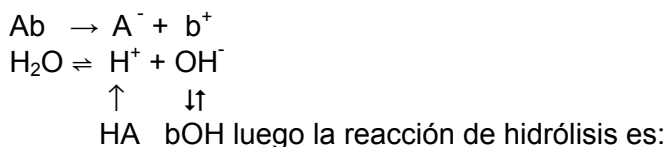


El resultado de disolver una sal en agua depende sus características:

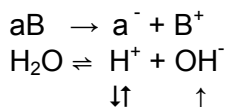
1) Si procede de ácido y base fuerte la reacción es neutra pues no habrá hidrólisis:



2) Si procede de ácido fuerte y base débil la hidrólisis es ácida:



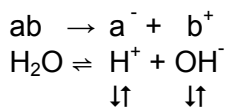
3) Si procede de ácido débil y base fuerte la hidrólisis es básica:



luego la reacción de hidrólisis es:



4) Si procede de ácido débil y base débil la hidrólisis puede ser ácida o básica o neutra:



luego la reacción de hidrólisis es:



11 PAU *En una valoración ácido-base, explica la diferencia entre el punto de neutralización y el punto de equivalencia. Justifica por qué coinciden solo en algunos casos.*



El punto de equivalencia se define como el punto el que la concentración de hidrogeniones aportados por el ácido es igual a la concentración de iones hidroxilo aportados por la base. La disolución resultante sólo será neutra (pH = 7) si la ambos son fuertes, si no es así la sal resultante sufrirá hidrólisis y el pH resultante no será 7 y por tanto la solución no será neutra en su punto de equivalencia, no coincidiendo el punto de equivalencia y el de neutralización.



12 PAU *¿Influye la cantidad de indicador que se emplea en una valoración en la determinación de la concentración de la sustancia que se quiere valorar? Explica por qué no sirve cualquier indicador para determinar el punto final.*



Los indicadores son ácidos o bases débiles cuyas bases o ácidos conjugados tienen colores muy distintos, luego influyen en la valoración por eso deben de añadirse en pequeñas cantidades, pero esas cantidades que produzcan el cambio apreciable de color deben ser tan pequeñas como para que se pueda desprestigiar su interferencia con la valoración de fondo.



13 PAU *Explica qué es y cómo funciona una disolución reguladora. Razona si una disolución reguladora puede dejar en algún momento de serlo.*



Son disoluciones capaces de mantener casi invariable el pH a pesar de la adición de pequeñas cantidades de un ácido o una base. Son ácidos o bases débiles en combinación con alguna de sus sales.

Su mecanismo de regulación es debido a que si añadimos un ácido es neutralizado por la reserva básica de la solución y si se añade una base es neutralizada por la reserva ácida.

La capacidad amortiguadora tiene, lógicamente un límite. La posibilidad de mantener el pH viene determinada por las cantidades de los componentes de la disolución. Para que sea efectiva su capacidad amortiguadora o reguladora el ácido o la base débiles y sus base o ácido conjugados deben estar en concentraciones apreciables y concentraciones similares.



14 PAU *Supón que dispones de 1 L de disolución 1 M de cada una de las siguientes sustancias: HCOOH, NaCl, HCl, NaOH, HCOONa, CH₃COOH y C₂H₅NH₂. Indica cuáles utilizarías para preparar una disolución reguladora y especifica si su pH será ácido o básico.*



El HCl, NaOH son fuertes luego ellos y sus sal NaCl no nos sirven.

El ácido fórmico (HCOOH) es débil, luego junto con el formiato sódico formará una disolución reguladora, amortiguadora o tampón.

El acético (CH₃COH) y la acetamina aunque son débiles no nos sirven pues necesitamos la combinación con una de sus sales.



Concepto de ácido y base

15 PAU *Clasifica las siguientes sustancias como ácidos o como bases. Indica la teoría en la que te has basado para ello:*

HI, NaOH, HClO, HCO₃⁻, NH₄⁺, CH₃NH₂, H₂O, CH₃OH y HCOOH



HI \rightleftharpoons H⁺ + I⁻, ácido pues puede ceder un protón. Teoría de Brønsted y Lowry.

NaOH \rightarrow Na⁺ + OH⁻, base pues en disolución acuosa cede su OH⁻. Arrhenius.

HClO \rightarrow H⁺ + ClO⁻, ácido pues puede ceder un protón. Teoría de Brønsted y Lowry.

HCO₃⁻, anfólito o anfótero pues puede ceder su protón y formar el anión bicarbonato (HCO₃⁻ \rightleftharpoons H⁺ + CO₃⁼) actuando como ácido, o captar un protón para formar el ácido carbónico (HCO₃⁻ + H⁺ \rightleftharpoons H₂CO₃) actuando como base. Teoría de Brønsted y Lowry.

NH₄⁺ \rightleftharpoons NH₃ + H⁺, ácido pues puede ceder un protón. Teoría de Brønsted y Lowry.

CH₃NH₂ + H⁺ \rightleftharpoons CH₃NH₃⁺, una base pues puede captar un protón. Teoría de Brønsted y Lowry.

H₂O, anfólito o anfótero pues puede ceder su protón y formar el anión hidroxilo (H₂O \rightleftharpoons H⁺ + OH⁻) actuando como ácido, o captar un protón para formar el catión hidronio (H₂O + H⁺ \rightleftharpoons H₃O⁺), actuando como base. Teoría de Brønsted y Lowry.

CH₃OH \rightleftharpoons H⁺ + CH₃O⁻, ácido pues puede ceder su H⁺. Teoría de Brønsted y Lowry.

$\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$, ácido pues puede ceder un protón. Teoría de Brønsted y Lowry.



①⑥ En los siguientes procesos, identifica los pares ácido-base conjugados, indicando, en cada caso, qué especie se comporta como ácido y cuál como base:

- a) $\text{HF} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{F}^-$
- b) $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
- c) $2 \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{CO}_3$
- d) $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaNH}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 + \text{NaCl}$
- f) $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaCl}$



- a) $\text{HF} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{F}^-$
 $A_1 \quad B_2 \quad A_2 \quad B_1$
- b) $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$
 $B_1 \quad A_2 \quad A_1 \quad B_2$
- c) $2 \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{CO}_3$
 $B_1 A_2 \quad B_2 \quad A_1$
- d) $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $A_1 \quad B_2 \quad B_1 \quad A_2$
- e) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaNH}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 + \text{NaCl}$
 $A_1 \quad B_2 \quad B_1 \quad A_2$
- f) $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaCl}$
 $B_1 \quad A_2 \quad A_1 \quad B_2$



①⑦ PUA Teniendo en cuenta los valores de la constante K_a de la tabla 7.5, indica cuáles serán los productos de las siguientes reacciones:

- a) $\text{HSO}_4^- + \text{HSO}_3^-$
- b) $\text{HS}^- + \text{HCN}$
- c) $\text{HS}^- + \text{HCO}_3^-$



- a) $\text{HSO}_4^- + \text{HSO}_3^- \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{SO}_3$ ya que el HSO_4^- es más fuerte (mayor K_a) que el HSO_3^- .
- b) $\text{HS}^- + \text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{CN}^-$ ya que HCN es más fuerte
- c) $\text{HS}^- + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{CO}_3$ ya que es más fuerte el HCO_3^- .



①⑧ Mezcla en un vaso vinagre y bicarbonato. Observarás que se produce un gas. Escribe la reacción y justifícala a partir las constantes de acidez que se recogen en la tabla ¿Qué sustancia es el gas?

