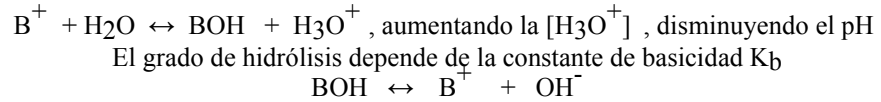


## HIDRÓLISIS DE SALES ( ESQUEMA RESUMEN )

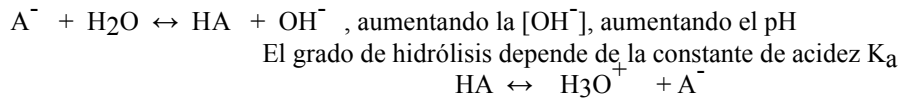
Las sales, por ser compuestos iónicos, al disolverse en agua se disocian, interactuando sus iones con los iones del agua:



Puede suceder que el catión de la sal se hidrolice según:



Puede suceder que el anión de la sal se hidrolice según:



$K_h$ Constante de Hidrólisis	$\alpha$ Grado de Hidrólisis $\equiv$ moles hidrolizados / moles iniciales
$K_a$ Constante de Acidez	$K_b$ Constante de Basicidad

Las siguientes fórmulas son válidas para disoluciones diluidas y grados de ionización muy pequeños.

### a) HIDRÓLISIS DE SAL FORMADA POR ÁCIDO FUERTE Y BASE FUERTE ( [ver teoría](#) )

No hay hidrólisis

pH = 7 , neutro, independiente de la Molaridad de la sal

### b) HIDRÓLISIS DE SAL FORMADA POR ÁCIDO DÉBIL Y BASE FUERTE ( [ver teoría](#) )

Se hidroliza el anión  $A^- + H_2O \leftrightarrow HA + OH^-$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_w}{K_a \cdot M_{sal}}} \quad [OH^-] = \sqrt{\frac{K_w \cdot M_{sal}}{K_a}}$$

$$pH = 14 - pOH = 14 + \log [OH^-] > 7, \text{ básico}$$

### c) HIDRÓLISIS DE SAL FORMADA POR ÁCIDO FUERTE Y BASE DÉBIL ( [ver teoría](#) )

Se hidroliza el catión  $B^+ + H_2O \leftrightarrow BOH + H_3O^+$

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} \quad \alpha = \sqrt{\frac{K_w}{K_b \cdot M_{sal}}} \quad [H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot M_{sal}}{K_b}}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] < 7, \text{ ácido}$$

### d) HIDRÓLISIS DE SAL FORMADA POR ÁCIDO DÉBIL Y BASE DÉBIL ( [ver teoría](#) )

Se hidroliza el anión  $A^- + H_2O \leftrightarrow HA + OH^-$   
Se hidroliza el catión  $B^+ + H_2O \leftrightarrow BOH + H_3O^+$

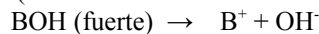
$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b} \quad [H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_a \cdot K_w}{K_b}}$$

Si  $K_a > K_b$  , ácido más fuerte que la base,  
Si  $K_a \approx K_b$  , ácido igual de fuerte que la base,  
Si  $K_a < K_b$  , ácido más débil que la base,

pH =  $-\log [H_3O^+] < 7$  ,, la disolución es ácida  
pH =  $-\log [H_3O^+] \approx 7$  ,, la disolución es neutra  
pH =  $-\log [H_3O^+] > 7$  ,, la disolución es básica

## HIDRÓLISIS DE SAL FORMADA POR ÁCIDO FUERTE Y BASE FUERTE ( [regresar](#) )

El catión de la sal proviene de una base fuerte (la disociación de una base fuerte es total, sin retorno):



por lo tanto el catión no reacciona con el agua para formar hidróxido : el catión no altera el pH

El anión de la sal proviene de un ácido fuerte (la disociación de un ácido fuerte es total, sin retorno):

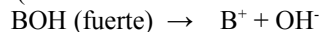


por lo tanto el anión no reacciona con el agua para formar ácido : el anión no altera el pH

El pH de la disolución es 7, neutro

## HIDRÓLISIS DE SAL FORMADA POR ÁCIDO DÉBIL Y BASE FUERTE ( [regresar](#) )

El catión de la sal proviene de una base fuerte (la disociación de una base fuerte es total, sin retorno):



por lo tanto el catión no reacciona con el agua para formar hidróxido : el catión no altera el pH

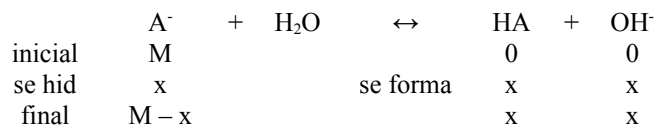
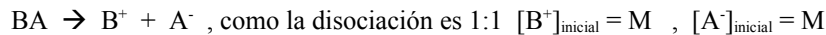
El anión de la sal proviene de un ácido débil (la disociación de un ácido débil es parcial, hay retorno) :



por lo tanto el anión reacciona con el agua para formar ácido :



Sea M la molaridad de la sal disuelta:



supondremos que x es mucho menor que M

Se define constante de hidrólisis a  $K_h = K_w / K_a$  y Grado de Hidrólisis  $\alpha = x / M$

$$\frac{[\text{HA}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = \frac{[\text{HA}] \cdot [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a} = \text{constante}$$

$$\frac{x \cdot x}{M - x} = \frac{K_w}{K_a} \rightarrow \frac{x^2}{M} = \frac{K_w}{K_a} \rightarrow x = \sqrt{\frac{K_w \cdot M}{K_a}} \rightarrow [\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w \cdot M}{K_a}}$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{\sqrt{\frac{K_w \cdot M}{K_a}}} = \sqrt{\frac{K_a \cdot K_w}{M}}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \sqrt{\frac{K_a \cdot K_w}{M}}$$

$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{\sqrt{\frac{K_w \cdot M}{K_a}}}{M} = \sqrt{\frac{K_w}{K_a \cdot M}}$$

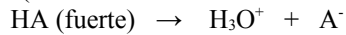
Ejemplo:

Determinar el pH de una disolución 0'2 molar de Nitrito Sódico. Dato:  $K_a(\text{HNO}_2) = 4'5 \cdot 10^{-4}$

$[\text{OH}^-] = (10^{-14} \cdot 0'2 / 4'5 \cdot 10^{-4})^{1/2} = 2'11 \cdot 10^{-6} \rightarrow \text{pOH} = -\log 2'11 \cdot 10^{-6} = 5'7 \rightarrow \text{pH} = 8'3$  básico

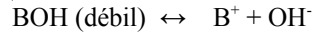
## HIDRÓLISIS DE SAL FORMADA POR ÁCIDO FUERTE Y BASE DÉBIL ( [regresar](#) )

El anión de la sal proviene de un ácido fuerte (la disociación de un ácido fuerte es total, sin retorno):

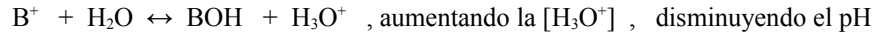


por lo tanto el anión no reacciona con el agua para formar ácido : el anión no altera el pH

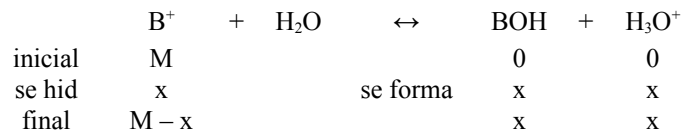
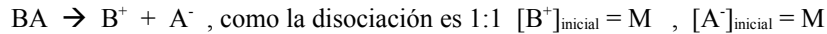
El catión de la sal proviene de una base débil (la disociación de una base débil es parcial, hay retorno) :



por lo tanto el catión reacciona con el agua para formar hidróxido :



Sea M la molaridad de la sal disuelta:



supondremos que x es mucho menor que M

Se define constante de hidrólisis a  $K_h = K_w / K_b$  y Grado de Hidrólisis  $\alpha = x / M$

$$\frac{[\text{BOH}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{B}^+]} = \frac{[\text{BOH}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{B}^+]} \cdot \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{OH}^-]} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{B}^+] \cdot [\text{OH}^-]} = \frac{K_w}{K_b} = \text{constante}$$

$$\frac{x \cdot x}{M - x} = \frac{K_w}{K_b} \rightarrow \frac{x^2}{M} = \frac{K_w}{K_b} \rightarrow x = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} \cdot M} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{\frac{M}{K_b} \cdot K_w}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log \sqrt{\frac{M}{K_b} \cdot K_w}$$

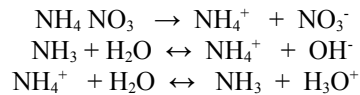
$$\alpha = \frac{x}{M} = \frac{\sqrt{\frac{K_w}{K_b} \cdot M}}{M} = \sqrt{\frac{K_w}{K_b \cdot M}}$$

Ejemplo:

Determinar el pH de una disolución 0'2 molar de Nitrato Amónico. Dato:  $K_b(\text{NH}_3) = 1'8 \cdot 10^{-5}$

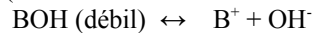
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (10^{-14} \cdot 0'2 / 1'8 \cdot 10^{-5})^{1/2} = 1'05 \cdot 10^{-5} \rightarrow \text{pH} = -\log 1'05 \cdot 10^{-5} = 4'9 , \text{ ácido}$$

En este caso de catión amonio/amoniaco las reacciones son:

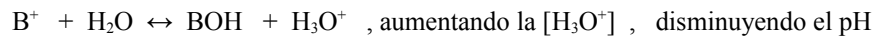


## HIDRÓLISIS DE SAL FORMADA POR ÁCIDO DÉBIL Y BASE DÉBIL ( [regresar](#) )

El catión de la sal proviene de una base débil (la disociación de una base débil es parcial, hay retorno) :



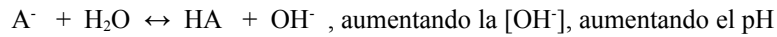
por lo tanto el catión reacciona con el agua para formar hidróxido :



El anión de la sal proviene de un ácido débil (la disociación de un ácido débil es parcial, hay retorno) :

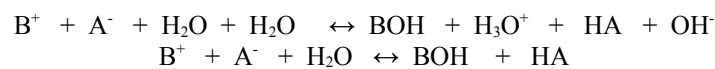


por lo tanto el anión reacciona con el agua para formar ácido :



Según la fortaleza relativa del ácido/base el resultado final puede ser ácido o básico.

La reacción global de hidrólisis, sumando las anteriores, será:



La constante de hidrólisis total será:

$$K_h = \frac{[\text{BOH}].[HA]}{[\text{B}^+].[A^-]} = \frac{[\text{BOH}].[HA]}{[\text{B}^+].[A^-]} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[OH^-]}{[\text{H}_3\text{O}^+].[OH^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[OH^-]}{\frac{[\text{A}^-].[H_3O^+]}{[\text{HA}]} \cdot \frac{[\text{B}^+].[OH^-]}{[\text{BOH}]}} = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

La determinación del pH es difícil pues el grado de hidrólisis de cada ión puede ser diferente.

La disociación de la sal es total, por tanto  $[\text{B}^+]_{\text{inicial}} = [\text{A}^-]_{\text{inicial}} = M$ , molaridad de la sal.

Supondremos que el grado de hidrólisis es semejante, por tanto:  $[\text{B}^+]_{\text{final}} \approx [\text{A}^-]_{\text{final}}$  y  $[\text{BOH}] \approx [\text{HA}]$

$$K_h = \frac{[\text{BOH}].[HA]}{[\text{B}^+].[A^-]} = \frac{[\text{BOH}].[HA]}{[\text{B}^+].[A^-]} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[OH^-]}{[\text{H}_3\text{O}^+].[OH^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[OH^-]}{\frac{[\text{A}^-].[H_3O^+]}{[\text{HA}]} \cdot \frac{[\text{B}^+].[OH^-]}{[\text{BOH}]}} = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

$$K_a = \frac{[\text{A}^-].[H_3O^+]}{[\text{HA}]} \quad , \quad K_b = \frac{[\text{B}^+].[OH^-]}{[\text{BOH}]} \quad \rightarrow \quad \frac{K_a}{K_b} = \frac{[\text{A}^-].[H_3O^+]/[\text{HA}]}{[\text{B}^+].[OH^-]/[\text{BOH}]} = \frac{[\text{A}^-].[H_3O^+].[BOH]}{[\text{B}^+].[OH^-].[HA]}$$

$$\frac{K_a}{K_b} \approx \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].[BOH]}{[\text{OH}^-].[HA]} \quad \rightarrow \quad \frac{K_a}{K_b} \approx \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-]} \quad \rightarrow \quad \frac{K_a}{K_b} \approx \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{OH}^-]} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{K_w}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \approx \sqrt{\frac{K_a}{K_b} \cdot K_w} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log \sqrt{\frac{K_a}{K_b} \cdot K_w}$$

El pH resulta ser independiente de la concentración de la sal.

Si  $K_a > K_b$  , ácido más fuerte que la base,  $\text{pH} < 7$  ,, la disolución es ácida

Si  $K_a \approx K_b$  , ácido igual de fuerte que la base,  $\text{pH} \approx 7$  ,, la disolución es neutra

Si  $K_a < K_b$  , ácido más débil que la base,  $\text{pH} > 7$  ,, la disolución es básica

Ejemplo:

Determinar el pH de una disolución 0'2 molar de Nitrito Amónico. Dato:  $K_b(\text{NH}_3) = 1'8 \cdot 10^{-5}$  ,,  $K_a(\text{HNO}_2) = 4'5 \cdot 10^{-4}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (10^{-14} \cdot 4'5 \cdot 10^{-4} / 1'8 \cdot 10^{-5})^{1/2} = 5 \cdot 10^{-7} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log 5 \cdot 10^{-7} = 6'3 \quad ,, \text{ ligeramente ácido}$$