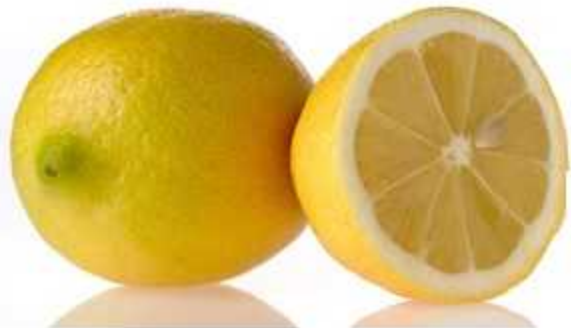


**UNIDAD 1:**  
**REACCIONES ÁCIDO – BASE**

# 1. SUSTANCIAS ÁCIDO - BASE

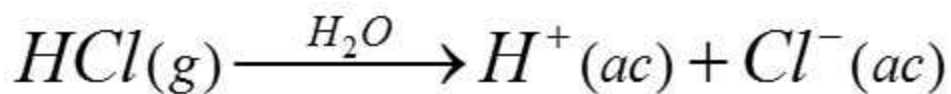


**Tabla 1: Comportamiento de ácidos y bases.**

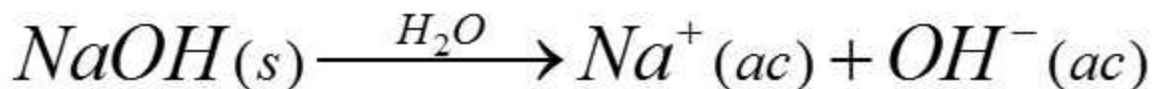
<b>Aspecto</b>	<b>Comportamiento ácido</b>	<b>Comportamiento básico</b>
<b>Sabor</b>	Cítrico, agrio	Amargo
<b>Reacción con metal</b>	Reacciona con algunos metales, desprendiendo $H_2$	No reacciona con algunos metales
<b>Reacción con grasas y materia orgánica</b>	No presenta	Sí presenta
<b>Fenolftaleína (indicador ácido – base)</b>	No cambia el color de la fenolftaleína(incoloro)	Cambia el color de la fenolftaleína a fucsia.

## 2. TEORÍAS ÁCIDO - BASE

- Teoría de Arrhenius: (punto de partida, superada)
  - **Ácido:** sustancia que produce protones ( $H^+$ ) en agua

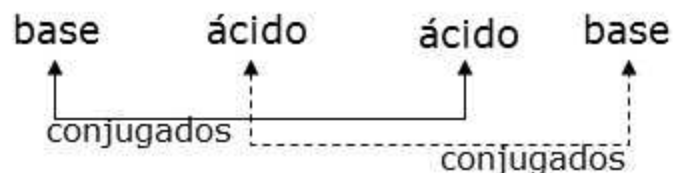
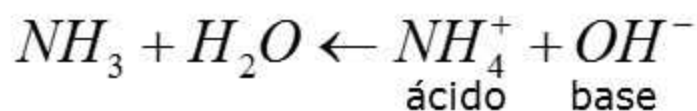
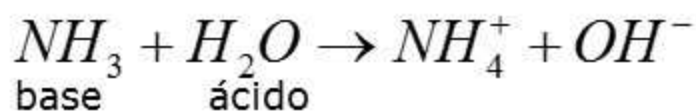
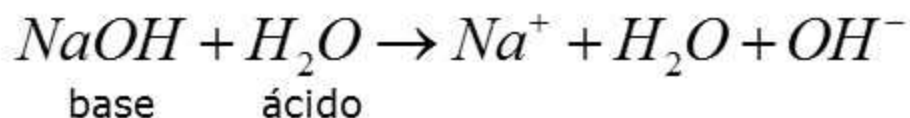
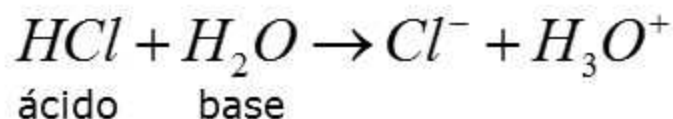


- **Base o álcali:** sustancia que produce iones hidroxilo ( $OH^-$ ) en agua

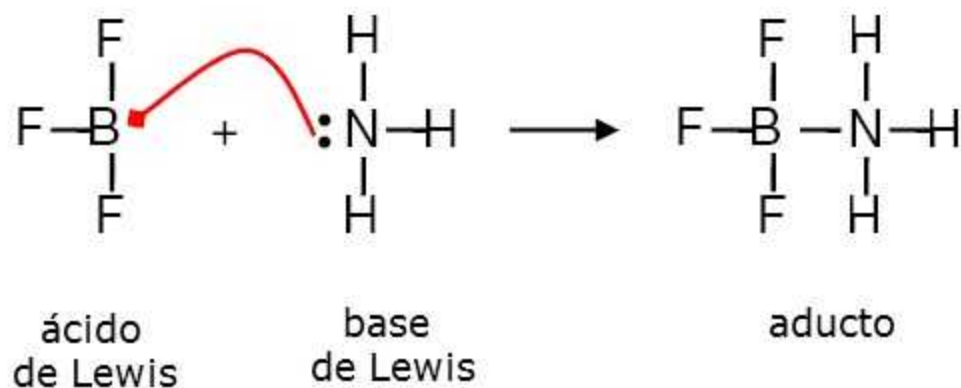


- ¿Por qué es alcalino el amoníaco,  $NH_3$ ?
  - “Porque en disolución acuosa forma  $NH_4OH$ , que cede  $OH^-$ .”
  - ¡Pero nunca se ha detectado la especie química  $NH_4OH$  en agua!
  - Necesitamos otra teoría

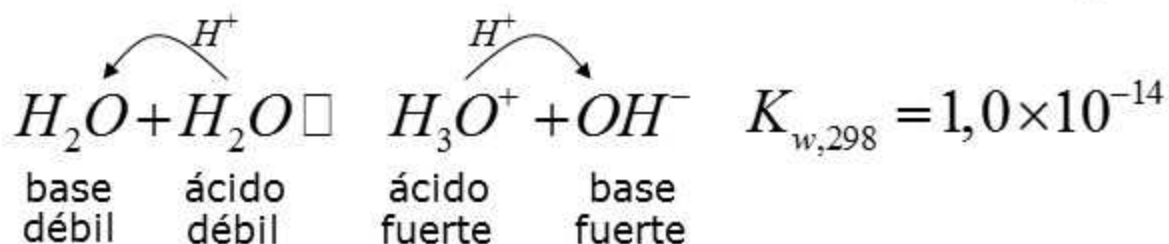
- **Teoría de Brønsted y Lowry:** (aceptada hoy para ácidos y bases en disolución acuosa)
  - **Ácido:** dador de protones
  - **Base o álcali:** aceptor de protones
  - **Reacción ácido-base:** reacción de intercambio de protones



- Teoría de Lewis: (aceptada hoy para ácidos y bases en general)
  - **Ácido**: aceptor de pares de electrones
  - **Base o álcali**: dador de pares de electrones
  - Reacción ácido-base: reacción de intercambio de pares de electrones



### 3. Equilibrio de auto ionización. Producto iónico del agua



Anfótero: sustancia que puede actuar como ácido y como base

$$[H_3O^+][OH^-] = K_w$$

(Aunque no escribimos el subíndice *eq*, nos referirnos a concentraciones de equilibrio de aquí en adelante)

Agua pura:  $[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{K_w}$

a 25°C:  $[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{1,0 \times 10^{-14}} = 1,0 \times 10^{-7} M$

a 60°C:  $[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{9,6 \times 10^{-14}} = 3,1 \times 10^{-7} M$

Dsln. ácida $[H_3O^+] > [OH^-]$	Dsln. neutra $[H_3O^+] = [OH^-]$	Dsln. básica o alcalina $[H_3O^+] < [OH^-]$
------------------------------------	-------------------------------------	--

## 4. pH, pOH y pK

Las concentraciones molares de  $H_3O^+$  y de  $OH^-$  en disolución suelen ser mucho menores que 1 M; p.ej:

$$[H_3O^+] = 3,7 \times 10^{-4} M$$

$$[OH^-] = 2,7 \times 10^{-11} M$$

$$K_w = 1,0 \times 10^{-14} \quad 25^\circ C$$

Def.:

$$pH \equiv -\log[H_3O^+]$$

$$pH = 3,43$$

$$pOH \equiv -\log[OH^-]$$

$$pOH = 10,57$$

$$pK_w \equiv -\log K_w$$

$$pK_w = 14,00$$

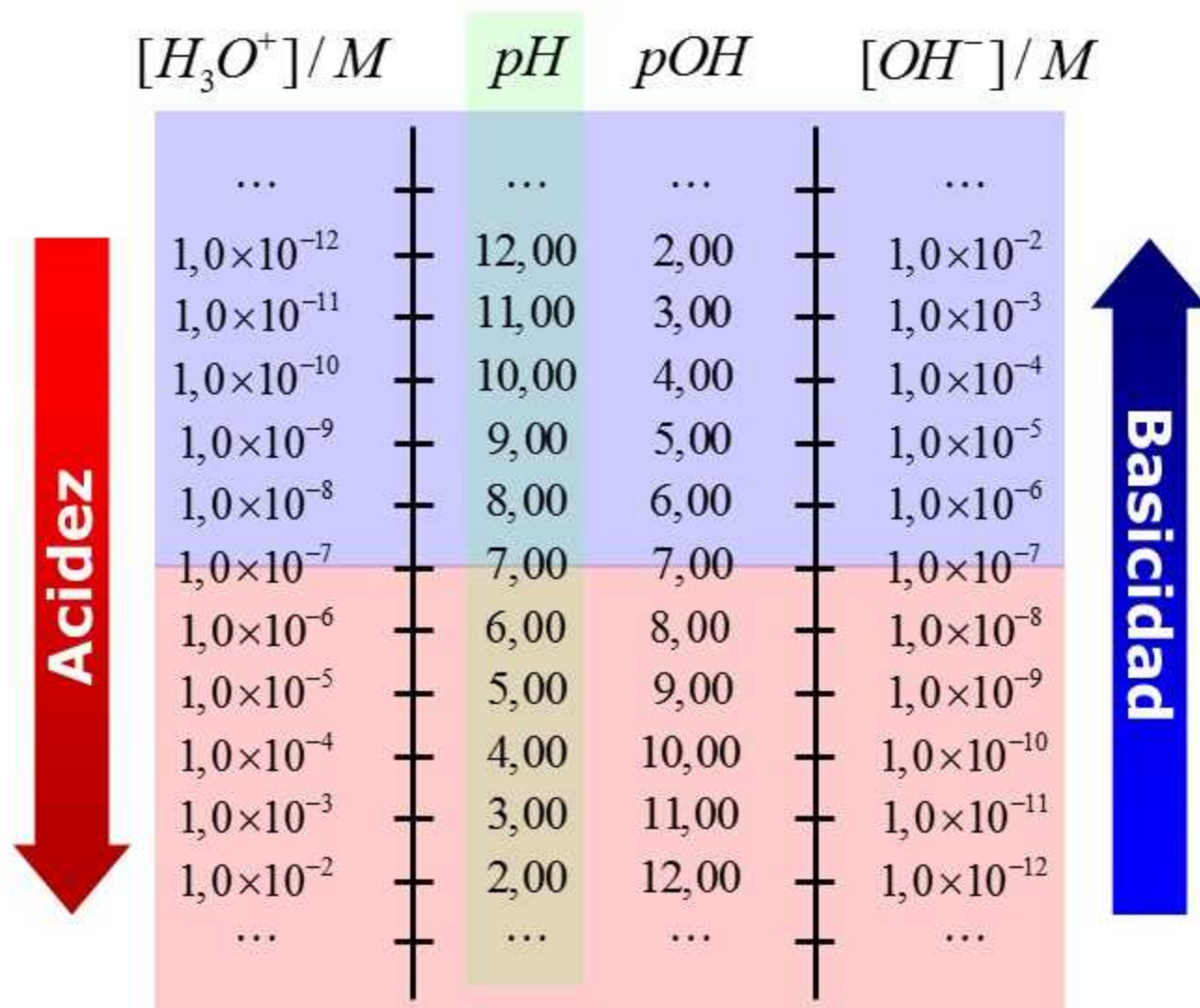
$$[H_3O^+][OH^-] = K_w$$

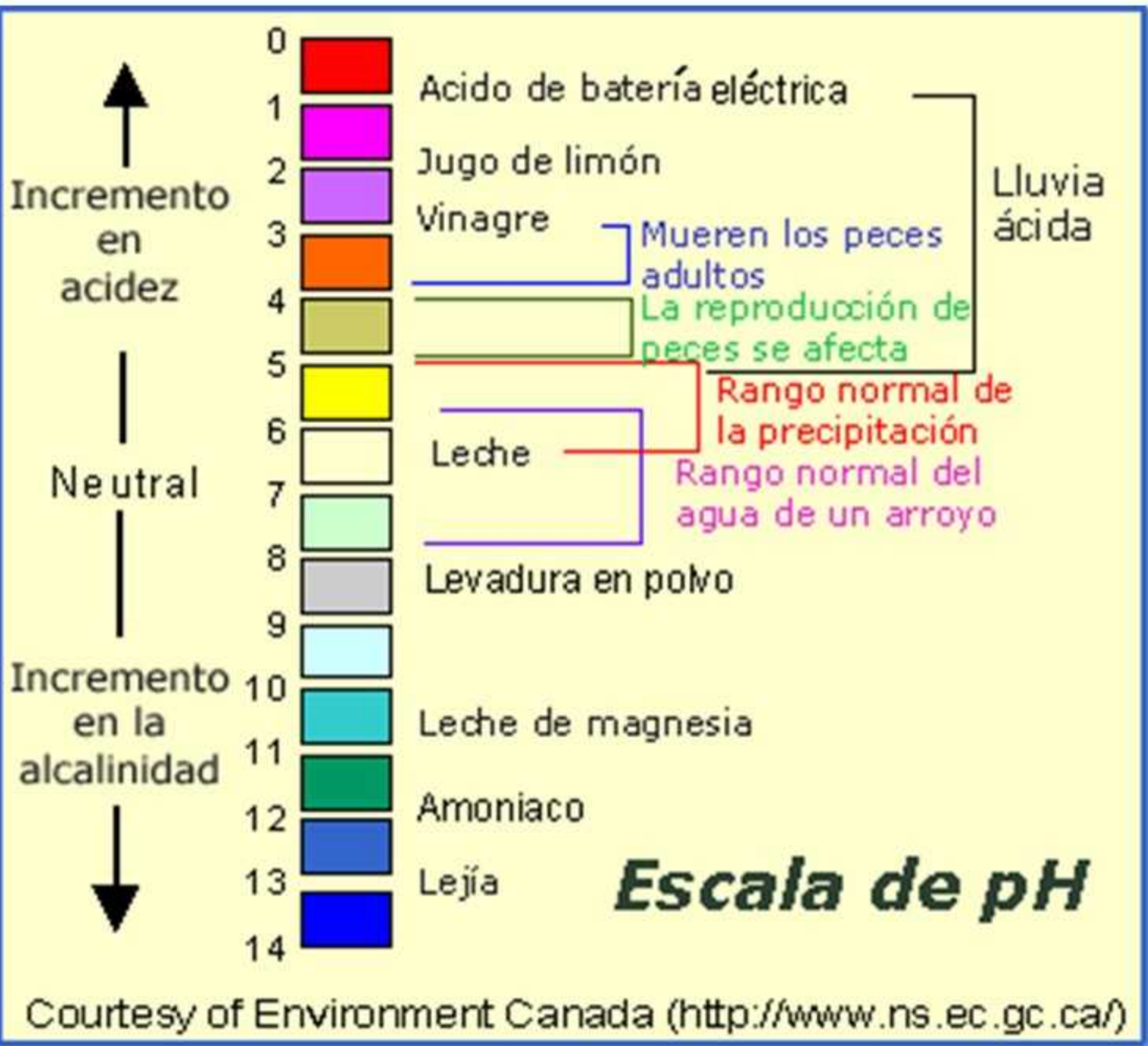
$$-\log[H_3O^+] - \log[OH^-] = -\log K_w$$

$$pH + pOH = pK_w$$

$$25^\circ C; \quad pH + pOH = 14,00$$









## EJEMPLOS

1. Una muestra de agua de lluvia tiene  $\text{pH}=4,35$ . ¿Cuánto vale  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ ?

$$4,35 = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad \log[\text{H}_3\text{O}^+] = -4,35 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4,35} = 4,5 \times 10^{-5} \text{ M}$$

2. Una muestra de un amoniacos de uso doméstico tiene  $\text{pH}=11,28$ .  
¿Cuánto vale  $[\text{OH}^-]$ ?

$$pOH = 14,00 - pH = 14,00 - 11,28 = 2,72$$

$$2,72 = -\log[\text{OH}^-] \quad [\text{OH}^-] = 10^{-2,72} = 1,9 \times 10^{-3} \text{ M}$$

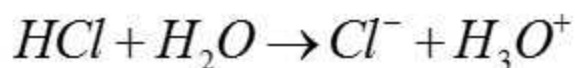


## 5. FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES

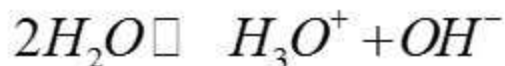
### 5.1. ÁCIDOS Y BASES FUERTES

Tienen el equilibrio de ionización muy desplazado a la derecha

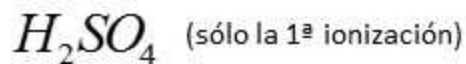
- puede considerarse totalmente desplazado, salvo en disoluciones muy concentradas



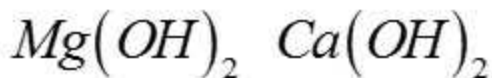
- el aporte de la autoionización del agua a la concentración de  $H_3O^+$  en las disoluciones de ácidos fuertes y de  $OH^-$  en las de bases fuertes es despreciable



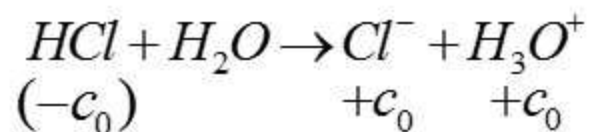
Ácidos fuertes más frecuentes



Bases fuertes más frecuentes



**Ejemplo:** Disolución HCl(ac) 0,015 M. ¿Cuánto valen las concentraciones molares de las especies presentes en la disolución y el pH?



$$[\text{Cl}^-] = c_0 = 0,015\text{M} \quad \textcircled{1}$$

• los Cl<sup>-</sup> proceden de la ionización del ácido

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = c_0 + w \approx c_0 = 0,015\text{M} \quad \textcircled{2}$$

~ todo el H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> procede de la ionización del ácido

$$[\text{OH}^-] = w = 6,7 \times 10^{-13}\text{M} \quad \textcircled{3}$$

• los OH<sup>-</sup> proceden de la ionización del agua

$\textcircled{3}$  • [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] y [OH<sup>-</sup>] deben ser consistentes con K<sub>w</sub>

$\textcircled{4}$

$$\begin{aligned}
 [\text{OH}^-] &= K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] \\
 &= 1,0 \times 10^{-14} / 0,015 \\
 &= 6,7 \times 10^{-13}\text{M}
 \end{aligned}$$

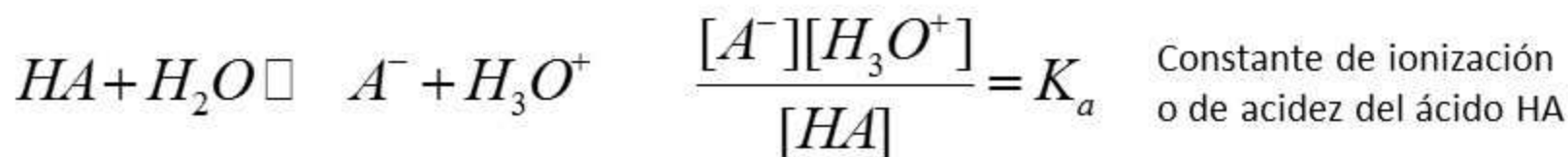
$$pH = -\log 0,015 = 1,82$$



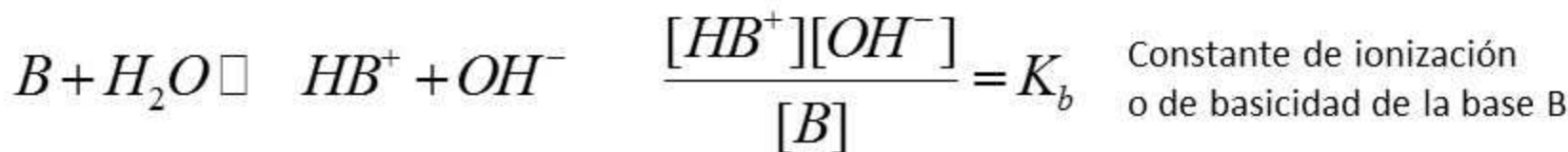


## 5.2. ÁCIDOS Y BASES DÉBILES

Es necesario considerar su equilibrio de ionización



- ácidos más fuertes cuanto mayor  $K_a$  (cuanto menor  $pK_a$ )



- bases más fuertes cuanto mayor  $K_b$  (cuanto menor  $pK_b$ )

**TABLE 10.1** Acidity Constants at 25°C\*

Acid	$K_a$	$pK_a$
trichloroacetic acid, $\text{CCl}_3\text{COOH}$	$3.0 \times 10^{-1}$	0.52
benzene sulfonic acid, $\text{C}_6\text{H}_5\text{SO}_3\text{H}$	$2.0 \times 10^{-1}$	0.70
iodic acid, $\text{HIO}_3$	$1.7 \times 10^{-1}$	0.77
sulfurous acid, $\text{H}_2\text{SO}_3$	$1.5 \times 10^{-2}$	1.81
chlorous acid, $\text{HClO}_2$	$1.0 \times 10^{-2}$	2.00
phosphoric acid, $\text{H}_3\text{PO}_4$	$7.6 \times 10^{-3}$	2.12
chloroacetic acid, $\text{CH}_2\text{ClCOOH}$	$1.4 \times 10^{-3}$	2.85
lactic acid, $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}$	$8.4 \times 10^{-4}$	3.08
nitrous acid, $\text{HNO}_2$	$4.3 \times 10^{-4}$	3.37
hydrofluoric acid, $\text{HF}$	$3.5 \times 10^{-4}$	3.45

**Fuerza del ácido**

\*The values for  $K_a$  listed here have been calculated from  $pK_a$  values with more significant figures than shown so as to minimize rounding errors. Values for polyprotic acids—those capable of donating more than one proton—refer to the first deprotonation.

†The proton transfer equilibrium is  $\text{B}(\text{OH})_3(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{B}(\text{OH})_4^-(\text{aq})$ .

**TABLE 10.2** Basicity Constants at 25°C\*

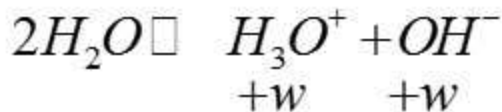
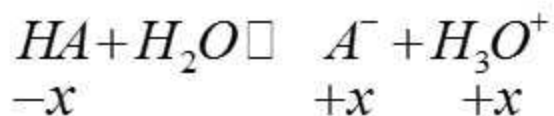
Base	$K_b$	$pK_b$
urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$	$1.3 \times 10^{-14}$	13.90
aniline, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$4.3 \times 10^{-10}$	9.37
pyridine, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$1.8 \times 10^{-9}$	8.75
hydroxylamine, $\text{NH}_2\text{OH}$	$1.1 \times 10^{-8}$	7.97
nicotine, $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$	$1.0 \times 10^{-6}$	5.98
morphine, $\text{C}_{17}\text{H}_{19}\text{O}_3\text{N}$	$1.6 \times 10^{-6}$	5.79
hydrazine, $\text{NH}_2\text{NH}_2$	$1.7 \times 10^{-6}$	5.77

\*The values for  $K_b$  listed here have been calculated from  $pK_b$  values with more significant figures than shown so as to minimize rounding



Fuerza de la base

Disolución HA(ac)  $c_0$  M. ¿Concentraciones molares de las especies presentes en la disolución?



$$\frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = K_a$$

$$[H_3O^+][OH^-] = K_w$$

$$[HA] = c_0 - x \quad \text{①}$$

$$[A^-] = x$$

$$[H_3O^+] = x + w \quad \square \quad x$$

$$[OH^-] = w$$

¿ $4c_0 \gg K_a$ ?

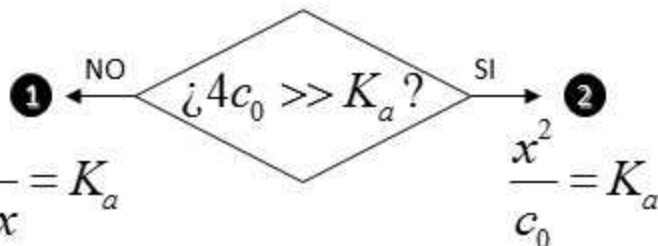
□  $c_0$  ②

• el HA se ioniza parcialmente; ¿es  $K_a$  suficientemente pequeña para que  $c_0 - x = c_0$ ?

• los  $A^-$  proceden de la ionización del ácido

~ todo el  $H_3O^+$  procede de la ionización del ácido ( $K_w \ll K_a$ )

• los  $OH^-$  proceden de la ionización del agua



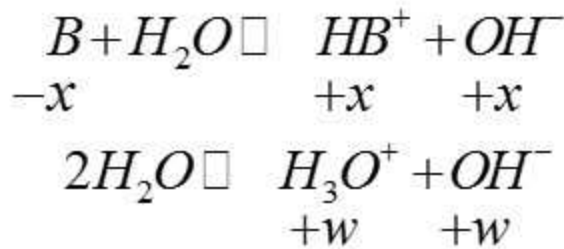
$$x^2 + K_a x - K_a c_0 = 0$$

$$x = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4c_0 K_a}}{2}$$

$$x = \sqrt{c_0 K_a}$$

$$w = \frac{K_w}{x}$$

Disolución B(ac)  $c_0$  M. ¿Concentraciones molares de las especies presentes en la disolución?



✘ No se puede mostrar la imagen en este momento.

$$[H_3O^+][OH^-] = K_w$$

✘ No se puede mostrar la imagen...

$$[B] = c_0 - x \quad \text{①}$$

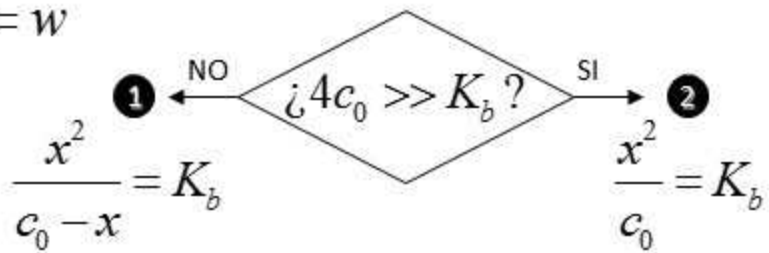
$$\square c_0 \quad \text{②}$$

$$[HB^+] = x$$

$$[OH^-] = x + w \quad \square \quad x$$

$$[H_3O^+] = w$$

- la B se ioniza parcialmente; ¿es  $K_b$  suficientemente pequeña para que  $c_0 - x = c_0$ ?
- los  $HB^+$  proceden de la ionización de la base
- todo el  $OH^-$  procede de la ionización de la base ( $K_w \ll K_b$ )
- los  $H_3O^+$  proceden de la ionización del agua



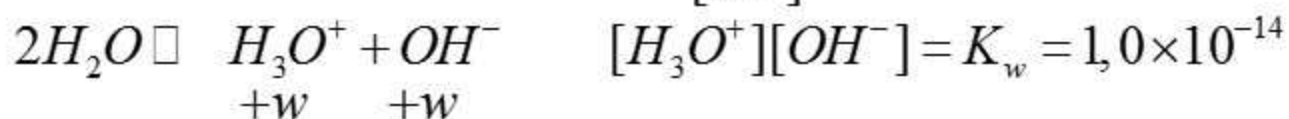
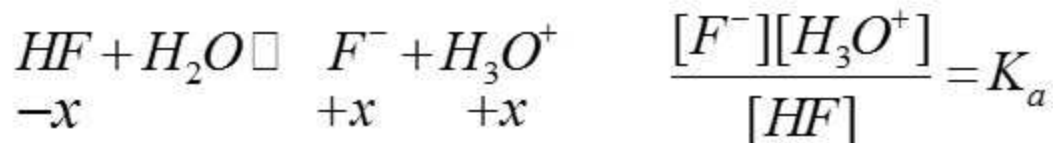
$$x^2 + K_b x - K_b c_0 = 0$$

$$x = \frac{-K_b + \sqrt{K_b^2 + 4c_0 K_b}}{2}$$

$$x = \sqrt{c_0 K_b}$$

$$w = \frac{K_w}{x}$$

**Ejemplo:** El pH de una disolución HF(ac) **0,0015 M** es 3,14. ¿Cuánto vale la constante de ionización del HF?



$$[HF] = c_0 - x$$

$$[F^-] = x$$

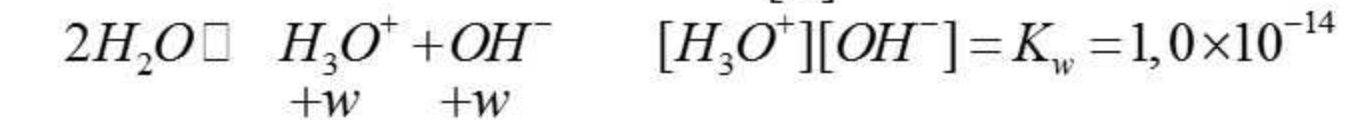
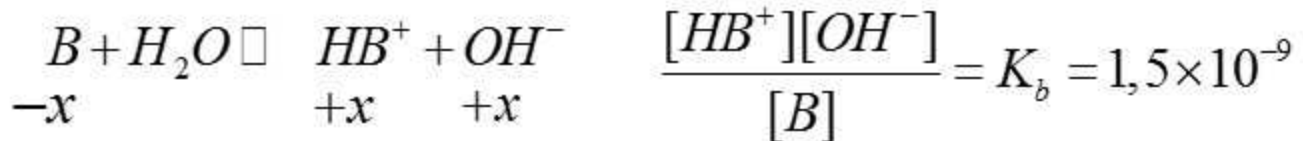
$$[H_3O^+] = x + w \approx x$$

$$[OH^-] = w$$

$$x = [H_3O^+] = 10^{-3,14} = 7,2 \times 10^{-4}$$

$$K_a = \frac{x \cdot x}{c_0 - x} = \frac{(7,2 \times 10^{-4})^2}{0,0015 - 0,00072} = 6,6 \times 10^{-4}$$

**Ejemplo:** Disolución piridina(ac) **0,0015 M**. ¿Concentraciones molares de las especies presentes en la disolución y pH? [Piridina:  $K_b = 1,5 \times 10^{-9}$ ]



$$\begin{aligned} [B] &= c_0 - x \approx c_0 = 0,0015 M \\ [HB^+] &= x = 1,5 \times 10^{-6} M \\ [OH^-] &= x + w \approx x = 1,5 \times 10^{-6} M \\ [H_3O^+] &= w = 6,7 \times 10^{-9} M \end{aligned}$$

$$[B] \gg [HB^+] = [OH^-] \gg [H_3O^+]$$

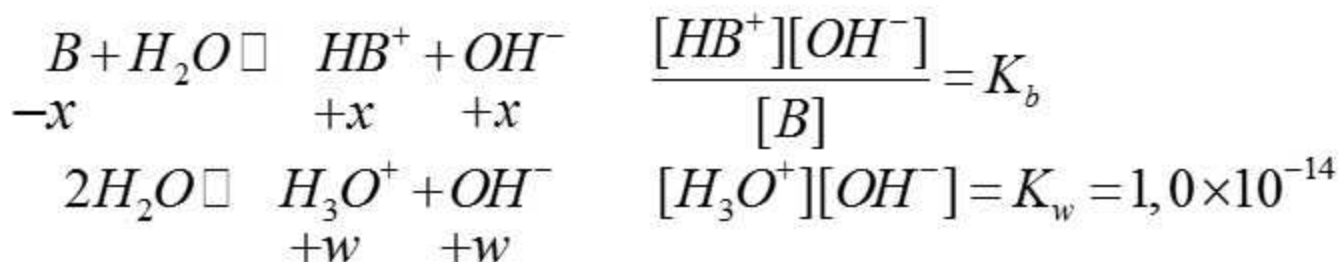
$$\text{¿} 4c_0 \gg K_b? \quad 0,0060 + 1,5 \times 10^{-9} = 0,0060 \quad \text{si} \quad \frac{x^2}{c_0} = K_b \quad x = \sqrt{c_0 K_b}$$

$$x = 1,5 \times 10^{-6}$$

$$w = \frac{K_w}{x} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,5 \times 10^{-6}} = 6,7 \times 10^{-9}$$

$$pOH = -\log 1,5 \times 10^{-6} = 5,82 \quad pH = 14,00 - 5,82 = 8,18$$

**Ejemplo:** El pH de una disolución de piridina(ac) **0,0015 M** es 8,18  
 ¿Cuánto vale la constante de ionización de la piridina?



$$[B] = c_0 - x$$

$$[HB^+] = x$$

$$[OH^-] = x + w \approx x$$

$$[H_3O^+] = w$$

$$pOH = 14,00 - 8,18 = 5,82$$

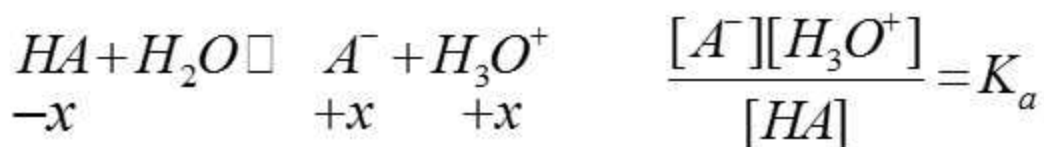
$$x = [OH^-] = 10^{-5,82} = 1,5 \times 10^{-6}$$

$$K_b = \frac{x \cdot x}{c_0 - x} = \frac{(1,5 \times 10^{-6})^2}{0,0015 - 1,5 \times 10^{-6}} = 1,5 \times 10^{-9}$$

no es necesario considerar si se desprecia frente a  $c_0$  o no.



### 5.3. GRADO DE IONIZACIÓN DE UN ÁCIDO O BASE DÉBIL



$$\text{Grado de ionización} = \frac{\text{Molaridad de ácido ionizado}}{\text{Molaridad de ácido inicial}} \times 100\%$$

$$\alpha = \frac{[A^-]}{c_0} = \frac{x}{c_0}$$

$$[HA] = c_0 - x = c_0(1 - \alpha)$$

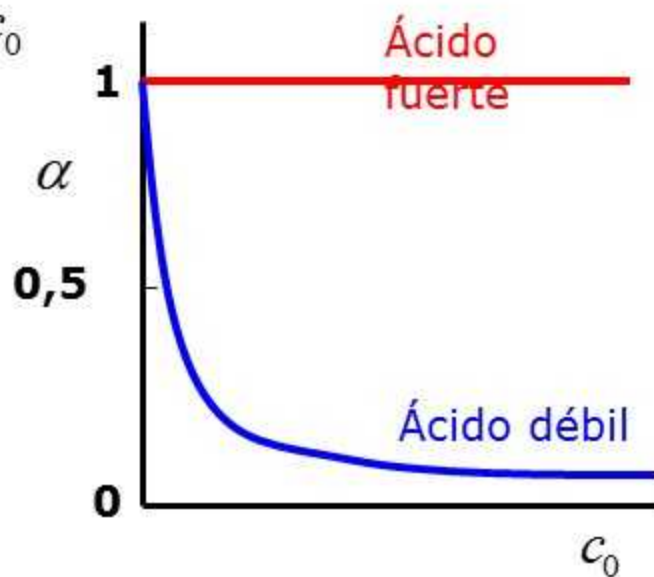
$$[A^-] = x = c_0\alpha$$

$$[H_3O^+] = x = c_0\alpha$$

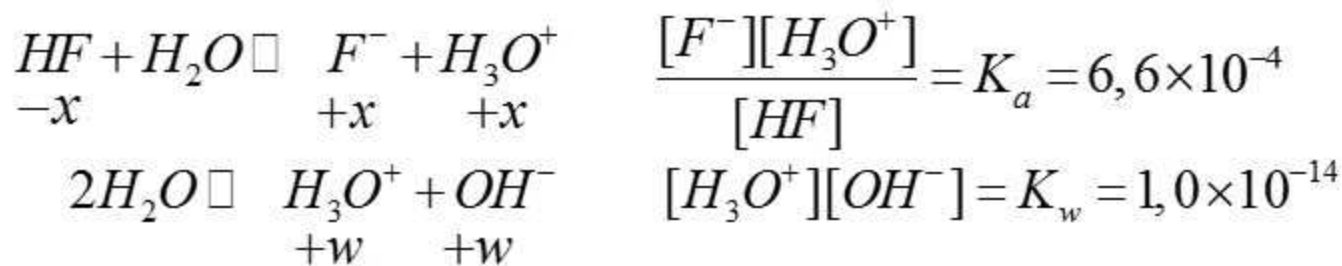
$$\frac{c_0^2\alpha^2}{c_0(1-\alpha)} = K_a$$

$$\frac{c_0\alpha^2}{(1-\alpha)} = K_a$$

$$\alpha = \frac{-K_a + \sqrt{K_a^2 + 4c_0K_a}}{2c_0}$$



**Ejemplo:** Disolución HF(ac) **0,15 M**. ¿Cuánto valen las concentraciones molares de las especies presentes en la disolución, el pH y su grado de ionización? [HF:  $K_a = 6,6 \times 10^{-4}$ ]



$$\begin{array}{l}
 [HF] = c_0 - x \approx c_0 = 0,15M \\
 [F^-] = x = 0,0099M \\
 [H_3O^+] = x + w \approx x = 0,0099M \\
 [OH^-] = w = 1,0 \times 10^{-12}M
 \end{array}$$

$$[HF] \gg [F^-] = [H_3O^+] \gg \gg [OH^-]$$

$$\text{¿ } 4c_0 \gg K_a? \quad 0,60 + 0,00066 = 0,60 \quad \text{SI} \quad \frac{x^2}{c_0} = K_a \quad x = \sqrt{c_0 K_a}$$

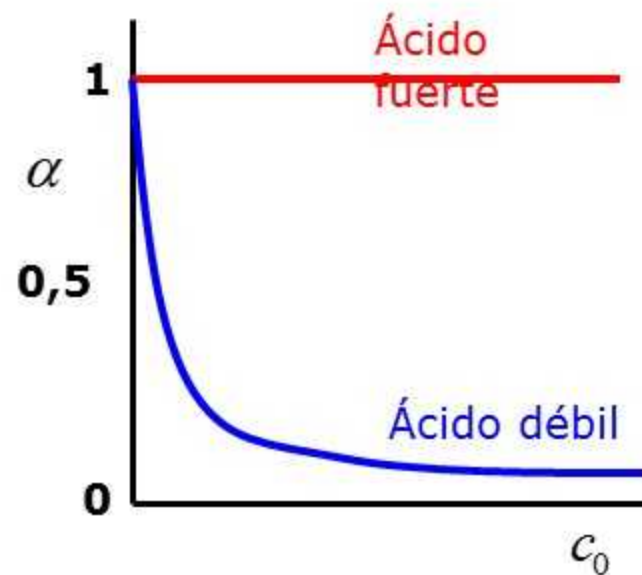
$$w = \frac{K_w}{x} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{9,9 \times 10^{-3}} = 1,0 \times 10^{-12} \quad x = 9,9 \times 10^{-3}$$

$$pH = -\log 9,9 \times 10^{-3} = 2,00$$

$$\alpha = \frac{[F^-]}{c_0} = \frac{x}{c_0}$$

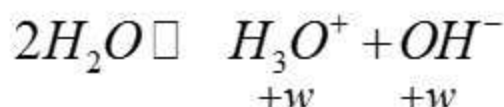
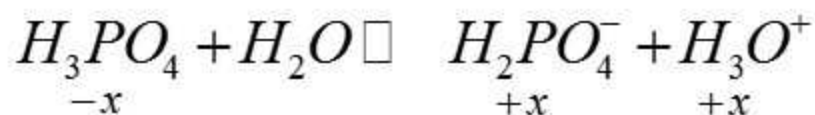
HF(ac) 0,15 M:

$$\alpha = \frac{0,0099}{0,15} = 0,066 = 6,6\%$$



## 5.4. ÁCIDOS POLIPRÓTICOS

Ejemplo:  $H_3PO_4$ , con  $K_{a1} \gg K_{a2} \gg K_{a3}$



$$[H_3PO_4] = c_0 - x$$

$$[H_2PO_4^-] = x - y \quad \square \quad x \quad (K_{a2} \ll K_{a1})$$

$$[HPO_4^{2-}] = y - z \quad \square \quad y \quad (K_{a3} \ll K_{a2})$$

$$[PO_4^{3-}] = z$$

$$[H_3O^+] = x + y + z + w \quad \square \quad x \quad (& K_w \ll K_{a1})$$

$$[OH^-] = w$$

$$\frac{[H_2PO_4^-][H_3O^+]}{[H_3PO_4]} = K_{a1} = 7,1 \times 10^{-3}$$

$$\frac{[HPO_4^{2-}][H_3O^+]}{[H_2PO_4^-]} = K_{a2} = 6,2 \times 10^{-8}$$

$$\frac{[PO_4^{3-}][H_3O^+]}{[HPO_4^{2-}]} = K_{a3} = 4,4 \times 10^{-13}$$

$$[H_3O^+][OH^-] = K_w = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$\frac{x^2}{c_0 - x} = K_{a1} \longrightarrow x \quad \text{①}$$

$$y = K_{a2} \longrightarrow y \quad \text{②}$$

$$\frac{z x}{y} = K_{a3} \longrightarrow z \quad \text{③}$$

$$x w = K_w \longrightarrow w \quad \text{④}$$

**Ejemplo:** Disolución  $H_3PO_4(ac)$  **3.00 M**. ¿Cuánto valen las concentraciones molares de las especies presentes en la disolución y el pH?

$$\textcircled{1} \quad \dot{4}c_0 \gg K_{a1} \quad 12,00 + 7,1 \times 10^{-3} = 12,00 \quad \text{SI} \quad \frac{x^2}{c_0} = K_{a1} \quad x = \sqrt{c_0 K_{a1}} = \sqrt{3,00 \cdot 7,1 \times 10^{-3}}$$

$$\textcircled{2} \quad y = K_{a2} = 6,2 \times 10^{-8} \quad x = 0,15$$

$$\textcircled{3} \quad z = K_{a3} \frac{y}{x} = 4,4 \times 10^{-13} \frac{6,2 \times 10^{-8}}{0,15} = 1,9 \times 10^{-19}$$

$$\textcircled{4} \quad w = \frac{K_w}{x} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{0,15} = 6,7 \times 10^{-14}$$

$$[H_3PO_4] = c_0 - x = 2,85 M$$

$$[H_2PO_4^-] = x - y \approx x = 0,15 M$$

$$[HPO_4^{2-}] = y - z \approx y = 6,2 \times 10^{-8} M$$

$$[PO_4^{3-}] = z = 1,9 \times 10^{-19} M$$

$$[H_3O^+] = x + y + z + w \approx x = 0,15 M$$

$$[OH^-] = w = 6,7 \times 10^{-14} M$$

$$pH = -\log 0,15 = 0,82$$

$$\frac{x^2}{c_0 - x} = K_{a1} \longrightarrow x \quad \textcircled{1}$$

$$y = K_{a2} \longrightarrow y \quad \textcircled{2}$$

$$\frac{z x}{y} = K_{a3} \longrightarrow z \quad \textcircled{3}$$

$$x w = K_w \longrightarrow w \quad \textcircled{4}$$

## 6. HIDRÓLISIS

La hidrólisis es una reacción química que se produce cuando algunos iones reaccionan con el agua y generan iones  $H^+$  u  $OH^-$ .

Estas reacciones se producen cuando las sales se disuelven en agua y se disocian totalmente.

Todas las sales son electrolitos fuertes, razón por la cual, las propiedades ácido base de las disoluciones de sales se deben al comportamiento de los cationes y aniones que los constituyen.

**Aniones  $X_{(ac)}^-$**  : Pueden considerarse como la base conjugada de un ácido.

Si HX es un ácido fuerte, entonces  $X_{(ac)}^-$  tiene una baja tendencia a quitar protones al agua y el equilibrio está desplazado a la izquierda en la ecuación:



Lo que significa que el anión  $X_{(ac)}^-$  no influye en el pH de la disolución.

En cambio si es un ácido débil,  $X_{(ac)}^-$  reacciona con el agua para formar el ácido débil e iones  $OH_{(ac)}^-$ , influyendo sobre el pH, aumentándolo.

**Cationes:** Los cationes (carga positiva) poliatómicos (contienen uno o más protones) se consideran como ácidos conjugados o bases débiles. Así:

- Los cationes con presencia de  $H^+$ , donan protones al agua, permitiendo la formación de iones hidronio, provocando la disminución del pH, al igual que los iones metálicos.
- Los iones de los metales alcalinos y alcalinotérreos (grupo 1 y 2 de la tabla periódica) presentes generalmente en bases fuertes, no reaccionan con el agua y no influyen en el pH.



## EJERCICIOS

1. Hallar el pH y las concentraciones finales de todas las especies presentes en una disolución 0,8M de nitrito de calcio. (  $K_a(\text{ácido nitroso}) = 4 \cdot 10^{-4}$
2. El pH de una disolución de acetato de sodio es 8,35. Calcular la concentración de esta disolución si  $K_a$  del ácido acético es  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .

## 7. NEUTRALIZACIÓN

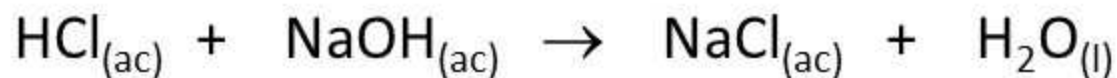
Al reaccionar un ácido con una base se produce una neutralización, en la que es posible constatar la formación de una sal y de agua según el mecanismo general:



Al obtener una sal neutra, el pH de los productos es cercano a 7,0, lo que ciertamente depende de la fuerza de las especies que reaccionan.

Esto se explica al recordar que los ácidos liberan iones hidrógeno y las bases iones hidroxilo, los que al combinarse forman como producto una molécula de agua.

Por ejemplo:



En la práctica, la obtención del punto de neutralización de una sustancia tiene diversas aplicaciones, siendo la más primordial la de establecer mecanismos que permitan restringir la acción de una base o de un ácido; por ejemplo, en quemaduras o cuando nos “arde el estómago” o en la picadura de un insecto para neutralizar el dolor.

El punto de neutralización supone que la cantidad de moles de iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$  se igualan, alcanzando el pH neutro. Así:

$$n_{\text{H}^+} = n_{\text{OH}^-}$$

Sabiendo que la concentración molar de las especies se define como:  $M = n/V$  y que al despejar la cantidad de sustancia o moles de soluto se obtiene:  $n = M \cdot V$ .

Reemplazando la expresión  $n = M \cdot V$ , en la  $n_{H^+} = n_{OH^-}$ , se obtiene lo siguiente:

$$M_{H^+} \cdot V_{H^+} = M_{OH^-} \cdot V_{OH^-}$$

La expresión obtenida nos permitirá determinar teóricamente el volumen y/o concentración de una especie al ser neutralizada.

## EJEMPLOS

1. Se tienen 2 tubos de ensayo:

Tubo 1: 2mL de agua destilada y 2 mL de HCl 0.1 M

Tubo 2: 2mL de agua destilada y 2 mL de NaOH 0.1 M

Al mezclar ambos tubos, determine:

- Existe neutralización
- Queda exceso de algún reactivo.

2. Se tienen 2 tubos de ensayo:

Tubo 1: 1mL de agua destilada y 2 mL de HCl 0.1 M

Tubo 2: 1mL de agua destilada y 1 mL de NaOH 0.1 M

Al mezclar ambos tubos, determine:

- a) Existe neutralización
- b) ¿Queda exceso de algún reactivo?, ¿cuál?
- c) ¿Qué volumen de ácido se requiere para neutralizar la base?
- d) En el caso contrario, ¿cuánta base se necesita para neutralizar el ácido?

## 8. TITULACIONES ÁCIDO – BASE

Al preparar una disolución en el laboratorio existe una alta posibilidad de que la concentración obtenida no sea exactamente igual a la que se propuso originalmente, esto por los errores experimentales asociados al proceso, como por ejemplo:

- Exactitud de medición
- Limpieza de materiales empleados
- Pureza de las sustancias usadas, etc

El proceso más común y exacto para determinar la concentración de una disolución, es la **TITULACIÓN O VOLUMETRÍA ÁCIDO-BASE**, que consiste en agregar gradualmente una disolución de concentración conocida , a otra disolución de concentración desconocida, hasta que la neutralización se complete.

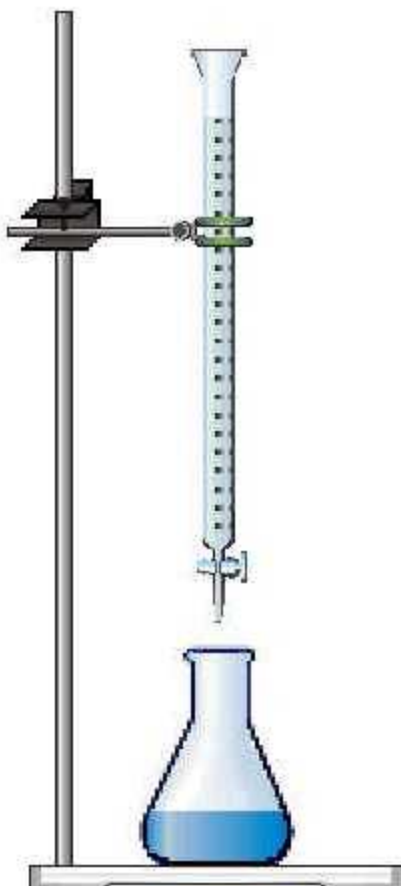
El punto en que ha reaccionado completamente el ácido con la base se llama **PUNTO DE EQUIVALENCIA DE LA TITULACIÓN**. Para determinar este punto, se utiliza un indicador que se caracteriza porque tiene colores diferentes en medio ácido y en medio básico.

El punto en que cambia el color de un indicador se llama **PUNTO FINAL DE LA TITULACIÓN**. Por lo tanto, hay que elegir un indicador cuyo punto final corresponda o se acerque lo más posible al punto de equivalencia.

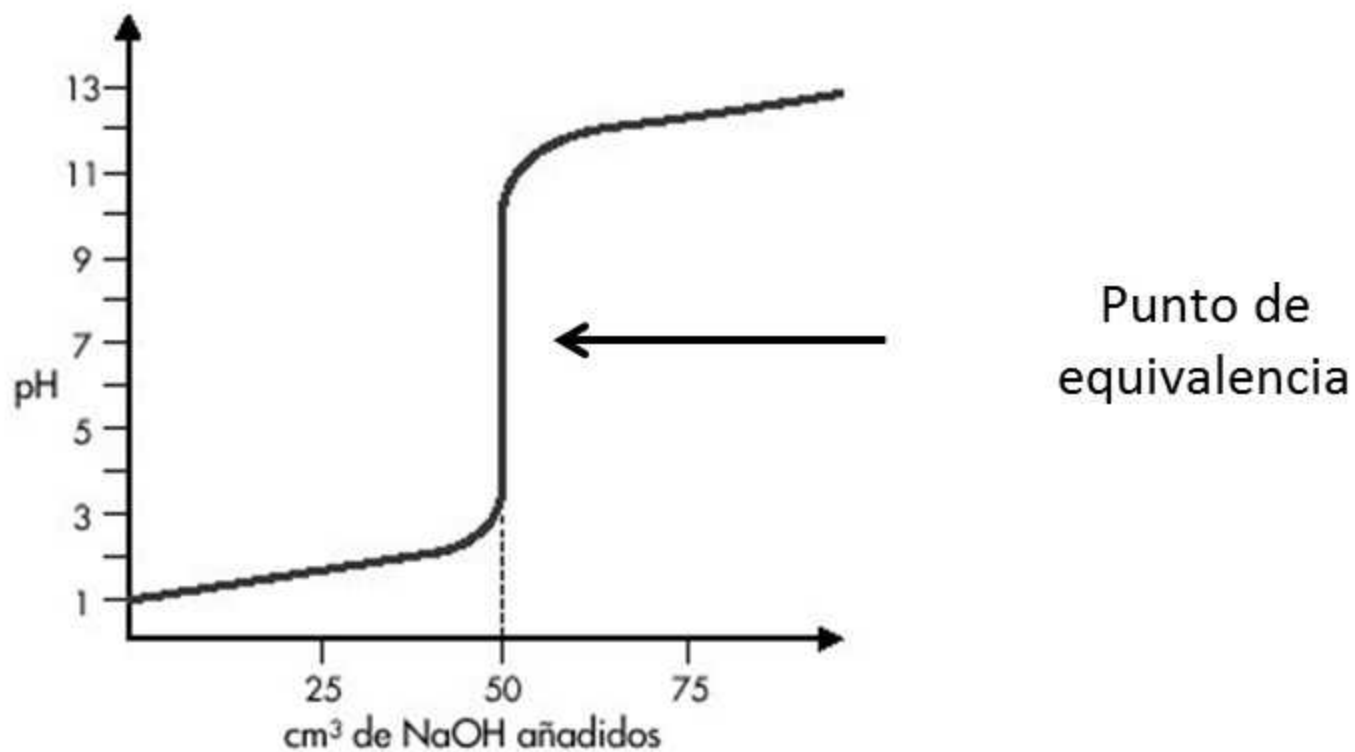
En una titulación ácido-base, se agrega poco a poco una disolución que contiene una concentración conocida de base a un ácido (o viceversa). Se puede emplear un pH-metro para seguir en avance de la reacción, elaborando una curva de titulación de pH, que es una gráfica del pH en función del volumen de titulante agregado.



La forma de la curva de titulación permite establecer el punto de equivalencia de la titulación, así como la elección de indicadores idóneos y determinar  $K_a$  del ácido débil o  $K_b$  de la base débil que se está titulando.

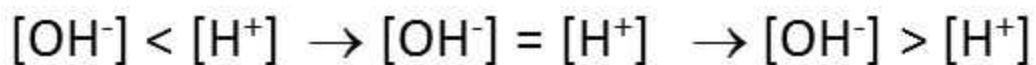


Instrumentación para  
una titulación



Curva de titulación de un ácido

Se observa que:



## **A. DETERMINACIÓN DEL pH EN TITULACIONES**

Durante la titulación, el pH de la disolución va experimentando cambios que se pueden registrar de manera experimental empleando un pH-metro o una cinta de pH, la última arroja resultados menos exactos.

Teóricamente, comprender el proceso no resulta complejo y calcular su pH, menos; solo se necesita la concentración.

Al titular un ácido fuerte con una base fuerte (independiente de cuál es el titulante y cual el titulado) el cálculo de pH es fácil de realizar, pues la concentración de pH se considera 100% disociada.

## EJEMPLO

Al titular 5 mL de NaOH de concentración 0,1M con HCl 0,1M del cual se dispone 20 mL, deberás conocer en primer lugar la cantidad de moles de cada sustancia, considerando que  $n = M \cdot V$ .

$$\begin{aligned}n \text{ H}^+ &= 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,02 \text{ L} \\n \text{ H}^+ &= 2 \cdot 10^{-3} \text{ M}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}n \text{ OH}^- &= 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,005 \text{ L} \\n \text{ OH}^- &= 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}\end{aligned}$$

El número de moles de la base es menor que el del ácido, así es que se dispone de ácido en la bureta y la base en el matraz.

Inicialmente el pH depende solo de la base, pues  $V_{\text{HCl}} = 0$ . En este caso la base es fuerte ( $[\text{OH}^-] = C_0$ ).

$$\text{pOH} = -\log 0,1$$

$$\text{pOH} = 1$$

$$\text{pH} = 13$$

Al agregar ácido a la solución, por ejemplo 1 mL, se añade en el matraz una cantidad de moles específica que calcularemos a continuación:

$$V_{\text{HCl}} = 1 \text{ mL}$$

$$n \text{ H}^+ = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,001 \text{ L} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Estos moles reaccionarán con los moles de  $\text{OH}^-$  presentes en el matraz, formando agua; entonces a los  $5 \cdot 10^{-4}$  moles debemos restar los moles de ácido agregados, pues pasarán a formar agua, pero aún quedarán algunos libres en la disolución:

$$n_{\text{(OH}^- \text{ no neutralizados)}} = n_{\text{(OH}^- \text{ en disolución)}} - n_{\text{(H}^+ \text{ adicionados)}}$$

$$n_{\text{(OH}^- \text{ no neutralizados)}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} - 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{\text{(OH}^- \text{ no neutralizados)}} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Los moles de OH<sup>-</sup> disueltos se encuentran en 6 mL (5 mL de base y 1 mL de ácido agregado). Por lo tanto, la nueva concentración de OH<sup>-</sup> en la disolución será:

$$M_{\text{(disolución)}} = n_{\text{(OH}^- \text{ no neutralizados)}} / V_{\text{total}}$$

$$M_{\text{(disolución)}} = 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} / 6 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$M_{\text{(disolución)}} = 0,067 \text{ M}$$

La concentración obtenida corresponde a los iones [OH<sup>-</sup>] que no han sido neutralizados; por lo tanto, de ellos depende el pH. Visto así, el pH de la disolución es:

$$\text{pOH} = -\log 0,067 = 1,17$$

$$\text{pH} = 12,8$$

Como el cambio de pH no es significativo, agregaremos un volumen mayor; por ejemplo, 2 mL de ácido para completar un volumen total de 3 mL.

$$n \text{ H}^+ = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 0,003 \text{ L} = 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

$$n_{\text{OH}^- \text{ no neutralizados}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} - 3 \cdot 10^{-4} \text{ mol} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

Los moles de OH<sup>-</sup> disueltos se encuentran en un volumen total de 8 mL (5 mL originales y 3 mL de ácido agregado); por lo tanto, la nueva concentración de OH<sup>-</sup> en la solución será:

$$M_{\text{(disolución)}} = 2 \cdot 10^{-4} \text{ mol} / 8 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$M_{\text{(disolución)}} = 0,025 \text{ M}$$

La concentración obtenida corresponde a los iones  $[\text{OH}^-]$  que no han sido neutralizados; entonces , de ellos depende el pH. Visto así, el pH de la disolución es:

$$\text{pOH} = -\log 0,025 = 1,6$$

$$\text{pH} = 12,4$$

Realice el cálculo de pH y concentración cuando:

- a) Se han adicionado 5 mL
- b) Se han adicionado 6 mL
- c) Se han adicionado 7 mL



## 9. AMORTIGUADORES

Las disoluciones **amortiguadores** o **buffer** son disoluciones que se preparan a partir de un ácido o base débil y su respectiva sal (HAc/MAc).

Se caracterizan por poseer la capacidad de resistir cambios de pH cuando se agregan pequeñas cantidades de ácidos y bases.

El pH de una disolución amortiguadora se calcula aplicando la siguiente fórmula, conocida como **ecuación de Henserson – Hasselbach**:

$$pH = pKa + \frac{[Sal]}{[Ácido]}$$

Donde:

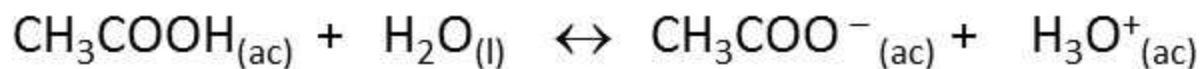
pKa : Corresponde al logaritmo negativo de la constante de acidez del ácido que forma el buffer.

[Sal] : Representa la concentración molar de la sal derivada del ácido.

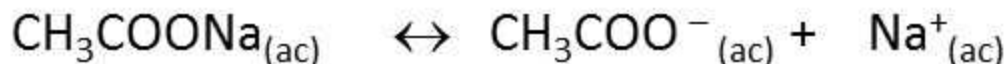
[Ácido] : Corresponde a la concentración molar del ácido.

Las disoluciones amortiguadoras forman un ácido o una base débil y agua al reaccionar con el ácido o la base de acuerdo con el siguiente proceso:

1. El ácido (HAc) en disolución acuosa se disocia, y forma un anión ( $\text{Ac}^-$ ) y libera iones hidrógeno, por ejemplo:



2. En disolución, la sal del ácido (NaAc) se disocia, y libera el anión del ácido ( $\text{Ac}^-$ ) y el metal como catión ( $\text{Na}^+$ ), por ejemplo:



3. Si se adiciona un ácido fuerte al amortiguador, la sal del ácido (NaAc) reacciona con el ácido (HX), y da origen a un ácido débil (HAc) y a una sal (NaX), por ejemplo:



4. Al adicionar una base fuerte (MOH), esta reacciona con el ácido (HAc), para formar una sal (MAc) y agua (H<sub>2</sub>O), por ejemplo:



Esto permite que el pH se conserve en un rango similar al original de la disolución amortiguadora, lo que significa que el buffer cambia de pH, pero lo hace levemente.