

### 3.1 Desplazamiento del equilibrio del agua

Al disolver un ácido en agua pura, la disolución se vuelve ácida, y ya no es cierto que  $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ : como el ácido aporta iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  a la disolución, aumentará la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  (será mayor de  $10^{-7}$ ), con lo cual el equilibrio de disociación del agua se desplazará hacia la izquierda, de acuerdo con el principio de Le Chatelier. Por tanto, disminuirá la  $[\text{OH}^-]$  (se hará menor que  $10^{-7}$ ), de tal forma que el producto de ambas concentraciones,  $K_w$ , permanezca constante.



Esta influencia que ejercen los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  sobre la concentración de los iones  $\text{OH}^-$  es un caso particular del fenómeno que ya conoces llamado efecto del ión común. En este caso, el  $\text{H}_3\text{O}^+$  es el ión común entre el agua y el ácido: al aumentar la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , disminuye la autoionización del agua.

De forma análoga, si en agua pura se disuelve una base (disolución básica), aumentará la concentración de iones  $\text{OH}^-$  y disminuirá, en la misma proporción, la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ , de forma que  $K_w$  también permanezca constante.

En resumen, las disoluciones acuosas son neutras, ácidas o básicas, cuando:



#### Importante

Disolución acuosa	A cualquier temperatura	A 25 °C, en mol L <sup>-1</sup>
<b>Neutra</b>	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$
<b>Ácida</b>	$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$	$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$ $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$
<b>Básica</b>	$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$	$[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}$ $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$

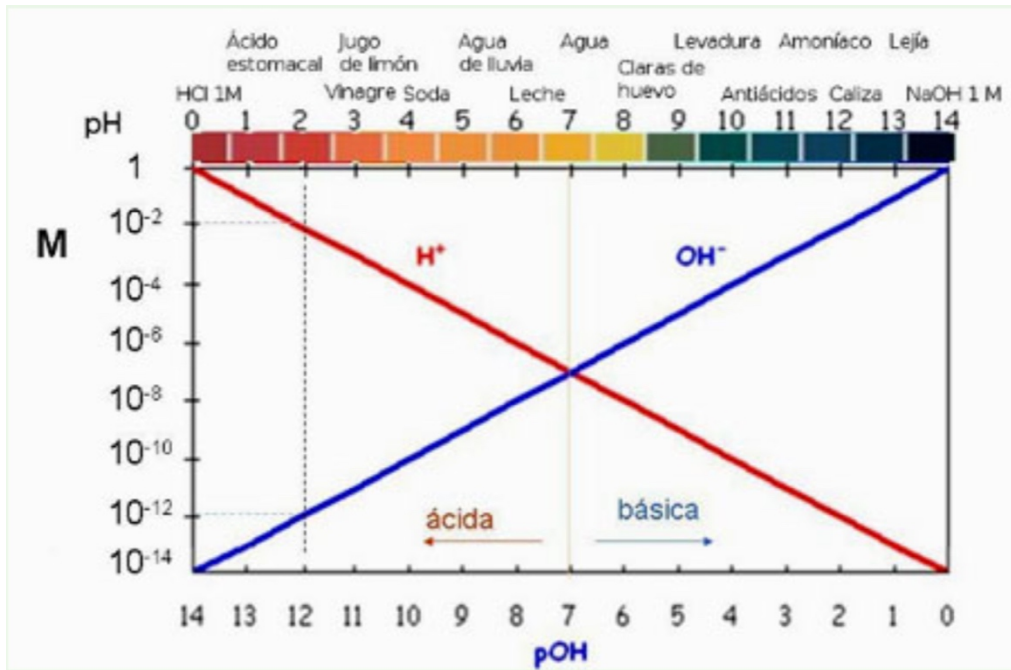
### 4. Concepto, escala y medida del pH

Para establecer cuantitativamente la acidez o basicidad de una disolución, en lugar de usar las concentraciones de  $\text{OH}^-$  o  $\text{H}_3\text{O}^+$  resulta más cómodo usar su logaritmo cambiado de signo, llamado pOH y pH respectivamente.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

El cambio de signo se hace con el fin de que el pH sea un número positivo, pero tienes que tener cuidado porque la escala de pH va en sentido contrario al de la concentración de iones  $[H_3O^+]$ , es decir que el pH aumenta a medida que disminuye  $[H_3O^+]$ .

En la imagen adjunta, muy gráfica para retener los conceptos, puedes ver la relación entre la escala de pH y pOH y las concentraciones  $[H_3O^+]$  y  $[OH^-]$ .



Vamos a analizarla, contesta a las siguientes preguntas:

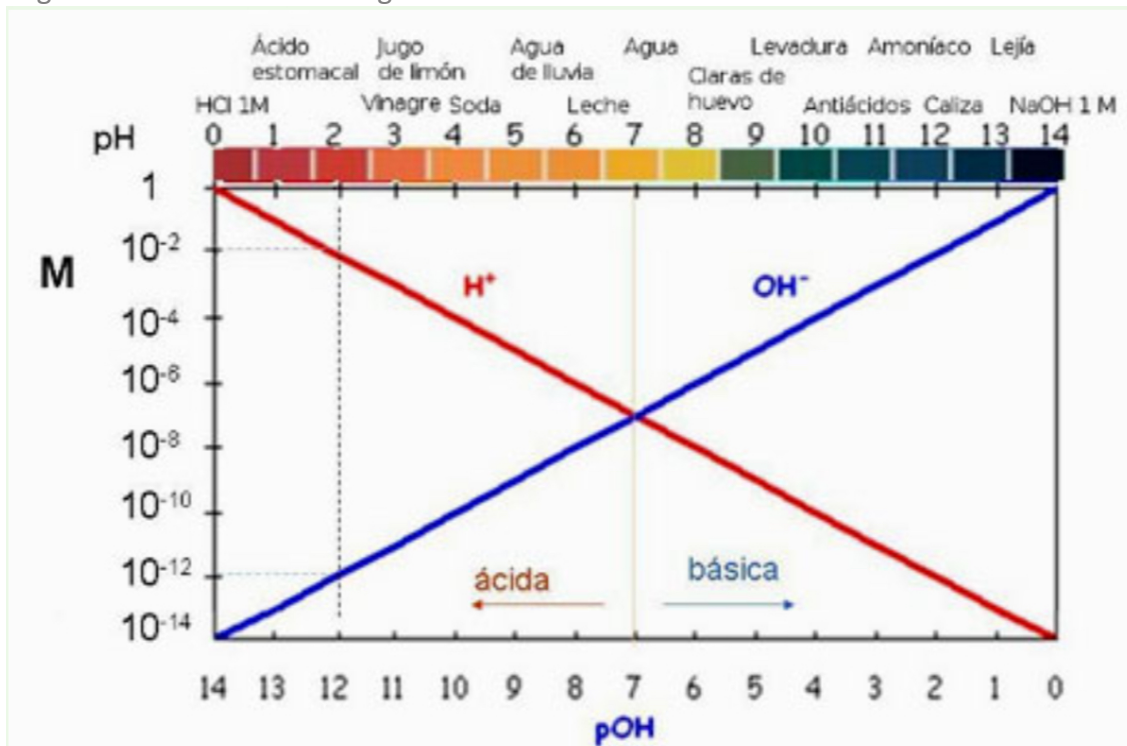
a) Si en una disolución  $[H_3O^+] = 10^{-2}$  ¿Cuál es el valor de pH? ¿Cuál es el valor de  $[OH^-]$ ? ¿Y el valor del pOH?

b) Si una disolución es neutra cuando se cumple que  $[H_3O^+] = [OH^-]$ , ¿a qué valor de pH se considerará neutra la disolución? ¿Y ácida? ¿Y básica?

Completa la tabla adjunta con los valores de pH para las tres clases de disoluciones:

Disolución acuosa	A cualquier temperatura	A 25 °C, en mol L <sup>-1</sup>	pH	
Neutra	$[H_3O^+] = [OH^-]$	$[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$		
Ácida	$[H_3O^+] > [OH^-]$	$[H_3O^+] > 10^{-7}$ $[OH^-] < 10^{-7}$		
Básica	$[H_3O^+] < [OH^-]$	$[H_3O^+] < 10^{-7}$ $[OH^-] > 10^{-7}$		

Seguimos observando la imagen:



c) Si la  $[H_3O^+]$  disminuye, ¿qué le ocurre al valor del pH?

d) Si una disolución es ácida cuando el pH es \_\_\_\_\_, cuando la  $[H_3O^+]$  disminuye, ¿la acidez de la disolución aumenta o disminuye?

e) Si una disolución es básica cuando el pH es \_\_\_\_\_, cuando la  $[OH^-]$  aumenta, ¿la acidez de la disolución aumenta o disminuye?