



PAÍS VASCO 2016

EJERCICIO K1

R. ALCARAZ DE LA OSA · J. SÁNCHEZ MAZÓN

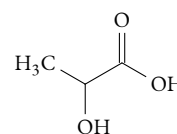
El ácido láctico (ácido 2-hidroxipropanoico) se forma en los músculos durante la actividad física intensa. En la sangre, el ácido láctico se neutraliza por reacción con hidrogenocarbonato de sodio. Calcula:

- El pH de una disolución de ácido láctico 3.00×10^{-3} M.
- El valor de la constante de equilibrio para la reacción entre el ácido láctico y el ion hidrogenocarbonato.

Datos: Constantes de disociación del ácido carbónico: $K_a^1 = 4.5 \times 10^{-7}$; $K_a^2 = 4.7 \times 10^{-11}$.

Constante de disociación del ácido láctico: $K_a = 1.4 \times 10^{-4}$.

¹ Su FÓRMULA ESTRUCTURAL es:



aunque para este ejercicio podría escribirse como HA, siendo su base conjugada A⁻.

Solución

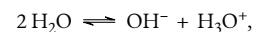
- El ÁCIDO LÁCTICO, CH₃CH(OH)COOH, es un ácido MONOPRÓTICO¹ cuyo EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE viene dado por:

	CH ₃ CH(OH)COOH	+	H ₂ O	⇌	CH ₃ CH(OH)COO ⁻	+	H ₃ O ⁺
INICIAL	c_0		—		0		0
REACCIONAN	$-x$		—		x		x
EQUILIBRIO	$c_0 - x$		—		x		x

Calculamos la concentración de [H₃O⁺] en el equilibrio², x , a partir de la expresión de su constante de acidez K_a :

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{CH(OH)COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CH(OH)COOH}]} = \frac{x \cdot x}{c_0 - x} = \frac{x^2}{c_0 - x}$$

² El agua también está en equilibrio con sus iones hidronio, H₃O⁺, e hidroxilo, OH⁻:



pero estas concentraciones típicamente se pueden despreciar.

Despejamos x de la ECUACIÓN DE SEGUNDO GRADO:

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

con $c_0 = 3.00 \times 10^{-3}$ M y $K_a = 1.4 \times 10^{-4}$:

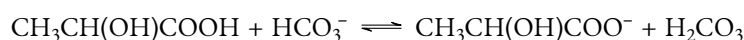
$$x = 5.82 \times 10^{-4} \text{ M (obviamos la solución negativa),}$$

por lo que el pH de la disolución será³:

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = 3.24$$

³ pH claramente ácido.

- La REACCIÓN entre el ÁCIDO LÁCTICO y el ION HIDROGENOCARBONATO viene dada por el EQUILIBRIO:



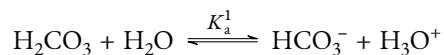
cuya constante será:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{CH(OH)COO}^-][\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{CH}_3\text{CH(OH)COOH}][\text{HCO}_3^-]} \quad (1)$$

A partir de la constante del ácido láctico, K_a , obtenemos:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]} \rightarrow \frac{[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}]} = \frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

El EQUILIBRIO del ÁCIDO CARBÓNICO:



nos permite relacionar las concentraciones de ácido carbónico e ion hidrogenocarbonato⁴:

$$K_a^1 = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \rightarrow \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{HCO}_3^-]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a^1}$$

Sustituyendo en (1):

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COO}^-][\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{COOH}][\text{HCO}_3^-]} = \frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \cdot \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{K_a^1} = \frac{K_a}{K_a^1}$$

Sustituyendo:

$$K = \frac{1.4 \times 10^{-4}}{4.5 \times 10^{-7}} = 311.1$$

⁴ Despreciamos aquí el equilibrio del ion hidrogenocarbonato con el ion carbonato:

