



# Reacciones ácido-base

Tema 2  
Estequiometría

Tema 3  
Termoquímica

Tema 4  
Espontaneidad

¿Cuánto se produce? ¿Desprende o absorbe calor? ¿Por qué se produce?  
¿Cuánto reacciona? ¿Cuánto calor? ¿En qué dirección?

Tema 5  
Equilibrio

## Reacciones químicas

Tema 11  
Cinética

¿Cuándo se alcanza?  
¿Cómo modificarlo?

¿Cómo de rápido va?  
¿Cómo acelerarla?

Tipos

Tema 6  
Eq. de fases

Tema 7  
Disoluciones

Tema 8: Eq. ácido-base

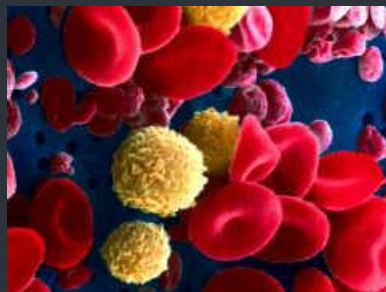
Tema 9: Eq. solubilidad

Tema 10: Eq. redox

*“Probablemente no haya otro tipo de equilibrio tan importante como el de ácidos y bases”*

B. M. Mahan y R. J. Myers

Química. Curso Universitario (4ª ed.)



# 1

## DEFINICIONES DE ÁCIDOS Y BASES.

### 1.1.- Arrhenius (1883)

**Ácido:** Sustancia que, en disolución acuosa, da  $H^+$



**Base:** Sustancia que, en disolución acuosa, da  $OH^-$





## 1903 Tercer premio Nobel de Química

*“En reconocimiento a los extraordinarios servicios que ha prestado al avance de la química mediante su teoría electrolítica de la disociación”.*

[<http://nobelprize.org/chemistry/laureates/1903/index.html>]



**Svante August Arrhenius**  
(1859-1927)

Limitaciones:

- \* Sustancias con propiedades básicas que no contienen iones hidroxilo (p.ej.:  $\text{NH}_3$  líquido)
- \* Se limita a disoluciones acuosas.

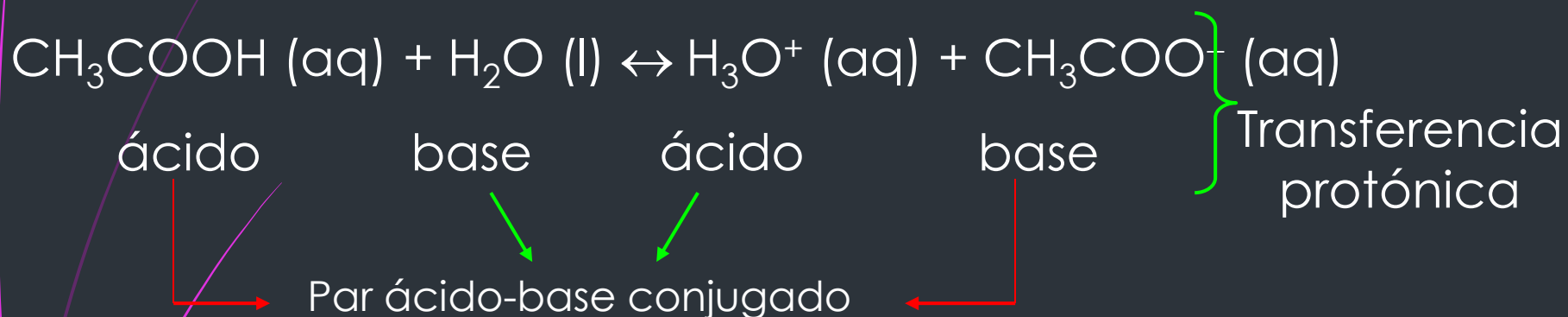


Se requiere una perspectiva más general

## 1.2.- Brønsted-Lowry (1923)

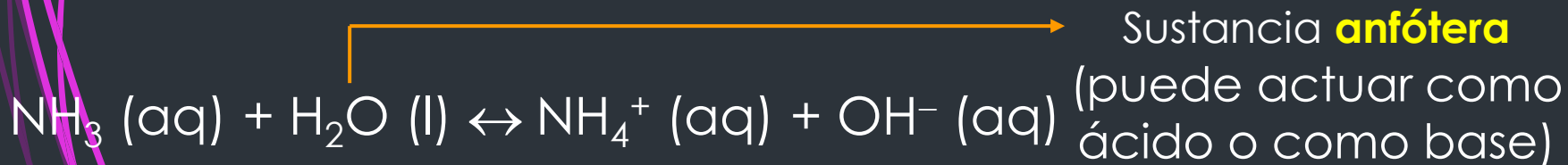
**Ácido:** Especie que tiene tendencia a ceder un  $H^+$

**Base:** Especie que tiene tendencia a aceptar un  $H^+$



Ventajas

- \* Ya no se limita a disoluciones acuosas
- \* Se explica el comportamiento básico de, p.ej.,  $\text{NH}_3$





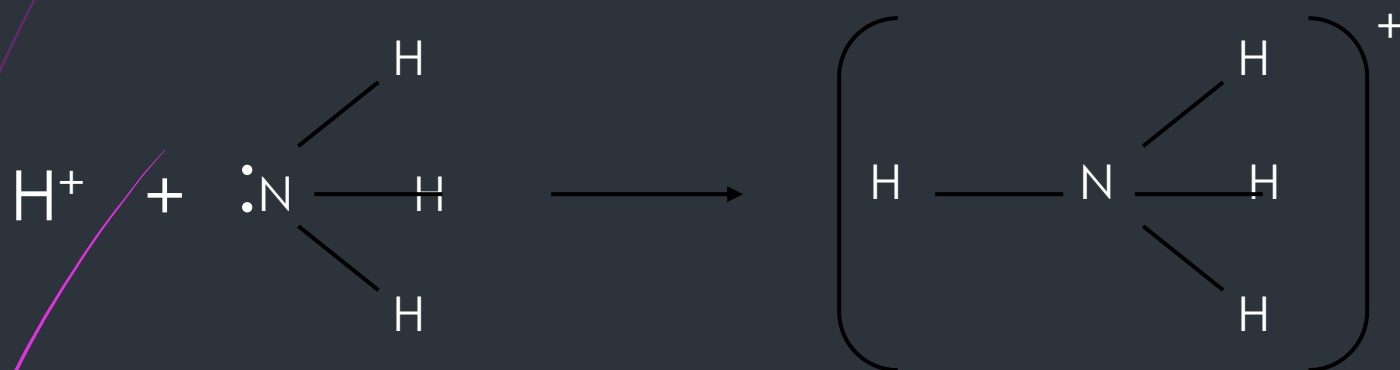
**Johannes Nicolaus Brønsted**  
(1879-1947)



**Thomas Martin Lowry**  
(1874-1936)

### 1.3.- Lewis (1923)

Para que una sustancia acepte un  $H^+$  debe poseer de electrones no compartidos.



**Ácido:** Especie que puede aceptar pares de electrones

**Base:** Especie que puede ceder pares de electrones

El  $H^+$  es ácido de Lewis, pero no es el único.

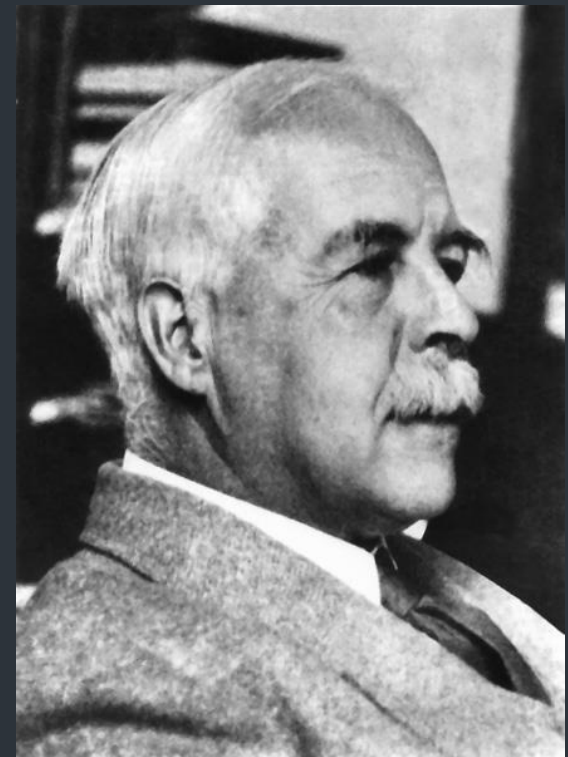
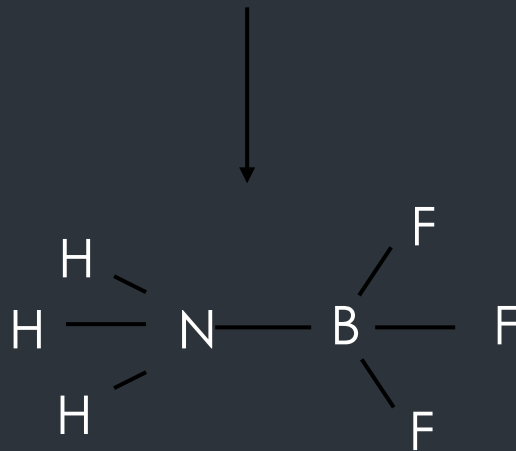
La base puede ceder pares de electrones a otras especies

↳ Definición más general



base

ácido

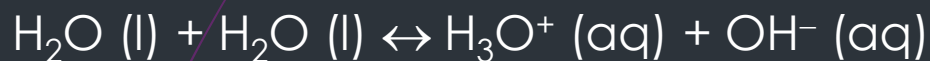


**Gilbert Newton Lewis**

(1875-1946)

# 2 LA AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA. ESCALA DE pH.

## Equilibrio de autoionización del agua



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

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Producto iónico del agua  
A 25°C,  $K_w = 10^{-14}$

[Tomando logaritmos y cambiando el signo]

$$-\log 10^{-14} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log [\text{OH}^-]$$

$$14 = \text{pH} + \text{pOH}$$

Agua pura:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$  ;  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \Rightarrow \text{pH} = 7$   
 $[\text{OH}^-] = 10^{-7} \Rightarrow \text{pOH} = 7$

DISOLUCIÓN  
NEUTRA

$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$   
 $\text{pH} = 7$

DISOLUCIÓN  
ÁCIDA

$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$   
 $\text{pH} < 7$

DISOLUCIÓN  
BÁSICA

$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$   
 $\text{pH} > 7$

ácida

7

básica

pH

# 3

## FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES. CONSTANTES DE IONIZACIÓN.

**Fuerza de un ácido o base:** mayor o menor tendencia a transferir o aceptar un protón.

Medida cuantitativa: constante de equilibrio de su reacción con agua.



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

**Constante de acidez**  
(de disociación, de ionización)

Mayor fuerza de un ácido: mayor será  $K_a$  (menor  $\text{p}K_a$ )

Caso extremo: ácido fuerte (p.ej.  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_4$ , ...)

se encuentra totalmente disociado

( $K_a \gg 1$ ,  $K_a \rightarrow \infty$ )

Análogamente con las bases:



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

**Constante de basicidad**

Mayor fuerza de una base: mayor será  $K_b$  (menor  $pK_b$ )

Caso extremo: base fuerte (p.ej. NaOH, KOH, ...)

se encuentra totalmente disociada ( $K_b \gg 1$ ,  $K_b \rightarrow \infty$ )

# 4

## TRATAMIENTO EXACTO DE LOS EQUILIBRIOS DE IONIZACIÓN.

*¿Cómo podemos calcular las concentraciones de todas las especies presentes en una disolución en la que se establecen diversos equilibrios de ionización?*

### MÉTODO GENERAL

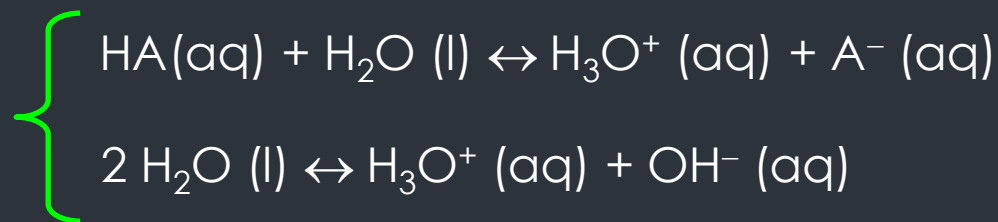
1. Expresiones de las constantes de equilibrio
2. Balance de materia
3. Balance de cargas (condición de electroneutralidad)
4. Resolución del sistema de ecuaciones

P.ej.: equilibrio de ionización de un ácido débil HA en agua



## 1. Expresiones de las constantes de equilibrio

Equilibrios presentes



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

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

2. Balance de materia:  $[\text{HA}]_o + [\text{A}^-]_o = [\text{HA}] + [\text{A}^-]$

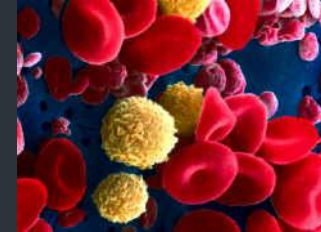
3. Balance de cargas (condición de electroneutralidad)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{A}^-] + [\text{OH}^-]$$

4. Resolver el sistema: 4 ecuaciones con 4 incógnitas

# DISOLUCIONES AMORTIGUADORAS.

Para muchos procesos, el **control del pH** resulta fundamental  
(p.ej. reacciones bioquímicas)



**Disoluciones amortiguadoras (o tampón):** Disoluciones que mantienen un pH aproximadamente constante cuando se añaden pequeñas cantidades de ácido o base o cuando se diluyen.

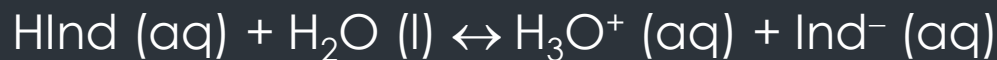
## Composición

Cantidades sustanciales de un ácido débil y de su base conjugada  
(o una base débil y su ácido conjugado).

(p.ej.:  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$ )

# INDICADORES.

**Indicadores:** Ácidos o bases débiles cuyas formas ácidas conjugadas presentan colores diferentes.



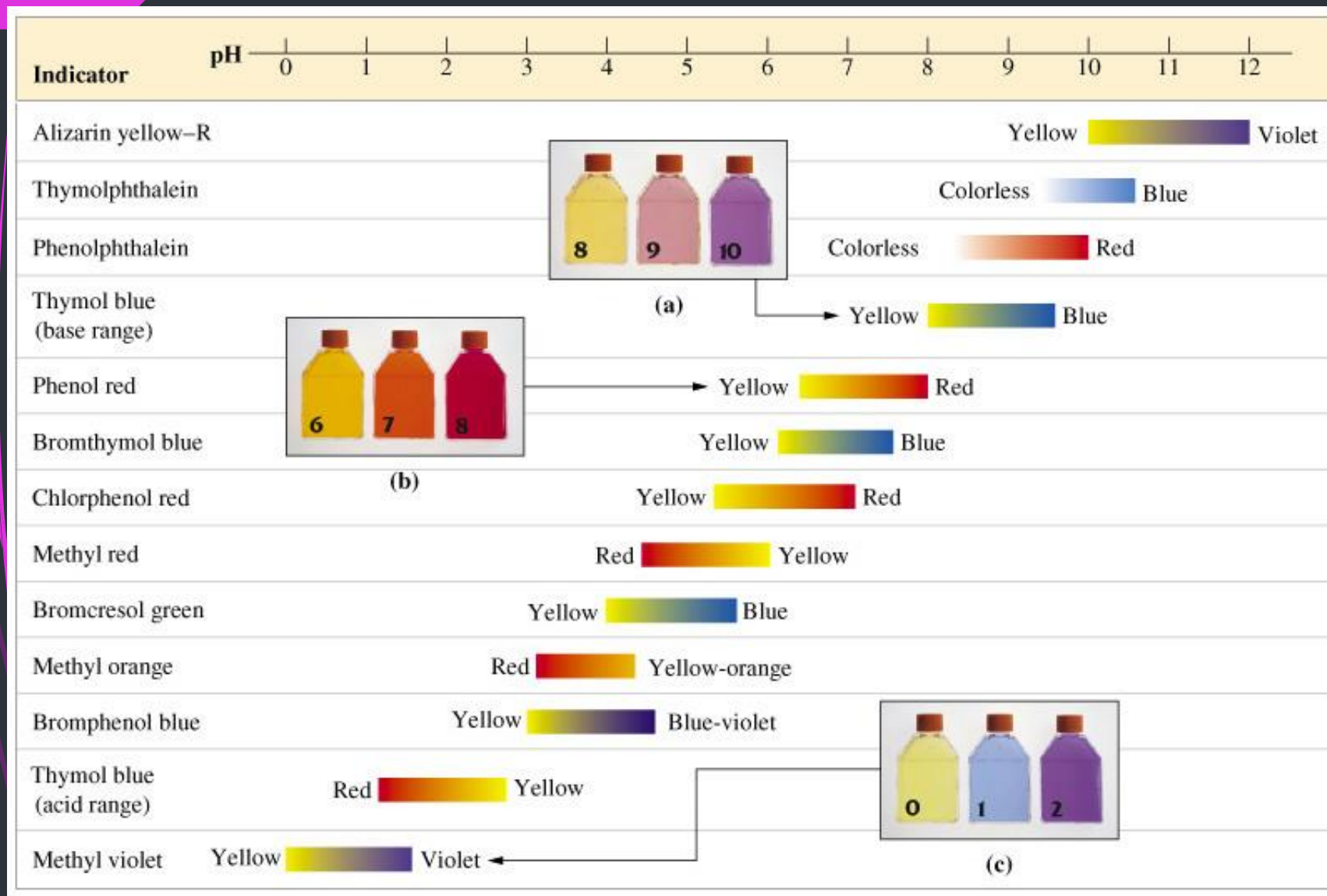
Color A

Color B

$$K_a(\text{HInd}) = \frac{[\text{Ind}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HInd}]}$$

Cuando a una disolución le añadimos un indicador, estarán presentes las dos especies HInd e Ind<sup>-</sup>.

# Intervalos de viraje de indicadores



Calcule el pH de una solución en la cual la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  es de 0.050 mol/L.

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= 0.050 \text{ M} = 5.0 \times 10^{-2} \text{ M} \\ \text{pH} &= -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log [5.0 \times 10^{-2}] = 1.30 \end{aligned}$$

El pH de una solución es de 3.301. ¿Cuál es la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  de esta solución?

$$\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -3.301$$

Tomando la inversa del logaritmo (antilog) de ambos miembros de la ecuación, se obtiene

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3.301} \quad \text{de donde} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 5.00 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Calcule  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , pH,  $[\text{OH}^-]$  y pOH de una solución de  $\text{HNO}_3$  0.015 M.

### Solución



Como el ácido nítrico es un ácido fuerte (se ioniza por completo), se sabe que

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0.015 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0.015) = -(-1.82) = 1.82$$

También se sabe que  $\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$ . Por lo tanto,

$$\text{pOH} = 14.00 - \text{pH} = 14.00 - 1.82 = 12.18$$

Como  $[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$ , puede calcularse  $[\text{OH}^-]$  con facilidad.

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{0.015} = 6.7 \times 10^{-13} \text{ M}$$



Calcule  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , pH,  $[\text{OH}^-]$  y pOH de una solución de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  0.015 M.

El ácido nicotínico es un ácido orgánico monoprótico débil que puede representarse como



Se encontró que una solución diluida de ácido nicotínico contiene las siguientes concentraciones en equilibrio a 25 °C. ¿Cuáles son los valores de  $K_a$   $[\text{HA}] = 0.049 \text{ M}$ ,  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 8.4 \times 10^{-4} \text{ M}$ ,  $[\text{A}^-] = 8.4 \times 10^{-4} \text{ M}$ .