

COLOQUIO N° 14:

ÁCIDOS Y BASES I.

Ecuaciones Básicas

$K_w = [H^+][OH^-]$	Constante del producto iónico del agua
$pH = -\log[H^+]$	Definición del pH de una solución
$[H^+] = 10^{-pH}$	Cálculo de la concentración del ion H^+ a partir del pH
$pOH = -\log[OH^-]$	Definición del pOH de una solución
$[OH^-] = 10^{-pOH}$	Cálculo de la concentración del ion OH^- a partir del pOH
$pH + pOH = 14$	
$\% \text{ionización} = \frac{\text{concentración del electrolito ionizado en el equilibrio}}{\text{concentración inicial del electrolito}} \times 100\%$	
$K_a K_b = K_w$	Relación entre las constantes de ionización ácida y básica de un par conjugado ácido base
$pK_a = -\log K_a$	Definición del pK_a de un electrolito débil
$K_a = 10^{-pK_a}$	Cálculo de la constante de acidez K_a a partir del pK_a
$pK_b = -\log K_b$	Definición del pK_b de un electrolito débil
$K_b = 10^{-pK_b}$	Cálculo de la constante de basicidad K_b a partir del pK_b

NOTA: Los problemas con el símbolo * están propuestos para resolver en clase.

PROBLEMA 1.

Clasifique cada una de las siguientes especies como ácido o base de Brønsted, o como ambos:

- | | | |
|-------------|----------------|---------------|
| a) H_2O | e) NH_4^+ | i) HBr |
| b) OH^- | f) NH_2^- | j) HCN |
| c) H_3O^+ | g) NO_3^- | k) CH_3COOH |
| d) NH_3 | h) CO_3^{2-} | l) HS^- |

PROBLEMA 2.

Identifique los pares conjugados ácido-base en cada una de las siguientes reacciones:

- $CH_3COO^- + HCN \rightarrow CH_3COOH + CN^-$
- $HCO_3^- + HCO_3^- \rightarrow H_2CO_3 + CO_3^{2-}$
- $H_2PO_4^- + NH_3 \rightarrow HPO_4^{2-} + NH_4^+$
- $HClO + CH_3NH_2 \rightarrow CH_3NH_3^+ + ClO^-$
- $CO_3^{2-} + H_2O \rightarrow HCO_3^- + OH^-$

PROBLEMA 3.

Escriba la fórmula del ácido conjugado de cada una de las siguientes bases:

- | | | |
|----------------------------------|--|----------------------------------|
| a) HS ⁻ | d) H ₂ PO ₄ ⁻ | g) HSO ₄ ⁻ |
| b) HCO ₃ ⁻ | e) HPO ₄ ²⁻ | h) SO ₄ ²⁻ |
| c) CO ₃ ²⁻ | f) PO ₄ ³⁻ | i) SO ₃ ²⁻ |

PROBLEMA 4.

Escriba la fórmula de la base conjugada de cada uno de los siguientes ácidos:

- | | | |
|--|-----------------------------------|---------------------|
| a) CH ₂ ClCOOH | f) H ₂ SO ₄ | k) H ₂ S |
| b) HIO ₄ | g) HSO ₄ ⁻ | l) HS ⁻ |
| c) H ₃ PO ₄ | h) HIO ₃ | m) HClO |
| d) H ₂ PO ₄ ⁻ | i) HSO ₃ ⁻ | |
| e) HPO ₄ ²⁻ | j) NH ₄ ⁺ | |

** **PROBLEMA 5.**

Calcule la concentración de iones OH⁻ en una disolución de HCl 1.4×10⁻³ M.

** **PROBLEMA 6.**

Calcule la concentración de iones H⁺ en una disolución de NaOH 0.62 M.

PROBLEMA 7.

¿Cuál es el pH de una solución de HCl 0.0025 M?

PROBLEMA 8.

¿Cuál es la concentración de HNO₃ de una solución acuosa de ese ácido, cuyo pH es 5.8?

PROBLEMA 9.

Se prepara una solución acuosa colocando 180 mg de HClO₄ en un matraz, enrasando luego a 500 mL. Calcular el pH de la misma.

PROBLEMA 10.

Se dispone de una solución de HBr, con pH = 4.5 Calcular:

- %v/v del ácido
- Masa (gramos) de ácido presente en 350 ml de solución.

PROBLEMA 11.

Determinar el pH y pOH de las siguientes soluciones acuosas (considerar disociación completa):

- | | | |
|--|---|--------------------------------|
| a) HCl 0.43 M | e) HI 7.2×10 ⁻⁴ M | i) LiOH 3.6×10 ⁻² M |
| b) HNO ₃ 2.7×10 ⁻³ M | f) NaOH 4.7×10 ⁻⁵ M | j) NaOH 4.2×10 ⁻⁶ M |
| c) HBr 7.9×10 ⁻⁵ M | g) KOH 9.4×10 ⁻⁴ M | |
| d) H ₂ SO ₄ 4.0×10 ⁻⁶ M | h) Ba(OH) ₂ 2.5×10 ⁻³ M | |

PROBLEMA 12.

Calcular el pH para las siguientes soluciones:

- | | |
|------------------------------------|----------------------------------|
| a) KOH 0.06 M | d) Ni(OH) ₂ 0.03 M |
| b) Al(OH) ₃ 0.014 % v/v | e) HBr 0.08 % v/v |
| c) HI 0.3 % v/v | f) Zn(OH) ₂ 0.9 % v/v |

PROBLEMA 13.

El pH de una solución que se prepara con 0.056 g de KOH en 100 mL de agua es igual que el de otra solución preparada con 0.0185 g de Ca(OH)₂ en 50 mL de agua. ¿Verdadero o falso? Justificar con los cálculos correspondientes.

**** PROBLEMA 14.**

La solubilidad del Mn(OH)₂ es $S = 3.221 \times 10^{-4}$ g/100 g de agua. Calcular:

- Masa de soluto necesaria para preparar 200 g de solución saturada.
- pH de la solución del punto anterior. Considerar $\rho = 1$ g/mL, para la solución
- pH de una solución que tiene 12 g del soluto y un volumen final de 280 mL.

PROBLEMA 15.

La solubilidad del Fe(OH)₂ es $S = 5.255 \times 10^{-5}$ g/100 g de agua. Calcular:

- Masa de soluto necesaria para preparar 250 g de solución saturada.
- pH de la solución del punto anterior. Considerar $\rho = 1$ g/ml, para la solución
- pH de una solución con 5 g del soluto y un volumen final de 150 mL.

**** PROBLEMA 16.**

Compare el pH de una disolución de HCl 0.040 M con el de una disolución de H₂SO₄ 0.040 M. (Dato: El H₂SO₄ es un ácido fuerte; K_a para el HSO₄⁻ = 1.2×10^{-2})

**** PROBLEMA 17.**

¿Cuáles son las concentraciones de HSO₄⁻, SO₄²⁻ y H⁺ en una disolución de KHSO₄ 0.20 M? (Dato: pK_a para el HSO₄⁻ = 1.92)

PROBLEMA 18.

Calcule las concentraciones de H⁺, HCO₃⁻ y CO₃²⁻ en una disolución de H₂CO₃ 0.025 M. (ver Apéndice)

**** PROBLEMA 19.**

Calcule el porcentaje de ionización del ácido benzoico a las siguientes concentraciones:

- 0.20 M, b) 0.00020 M.

PROBLEMA 20.

Calcule el porcentaje de ionización del ácido fluorhídrico en las siguientes concentraciones:

- 0.60 M, b) 0.0046 M, c) 0.00028 M. Comente en relación con las tendencias.

PROBLEMA 21.

En una disolución un ácido monoprótico 0.040 M está ionizado en 14%. Calcule la constante de ionización del ácido.

PROBLEMA 22.

El pKa de un ácido débil, HA, es de 5.35. ¿Cuál es la concentración del anión, A⁻, en una solución 0.100 M?

PROBLEMA 23.

Clasifique la solución acuosa de las siguientes sales como ácida, básica o esencialmente neutra; justifique su selección:

- | | | |
|--|------------------------------------|-----------------------|
| a) (NH ₄) ₂ SO ₄ | d) LiBrO | g) NH ₄ Cl |
| b) (NH ₄)HSO ₄ | e) AlCl ₃ | h) KCl |
| c) LiCl | f) Na ₂ SO ₄ | i) NH ₄ CN |

**** PROBLEMA 24.**

Utilice los valores del Apéndice para calcular la constante de hidrólisis de los aniones de ácidos débiles siguientes:

- a) NO₂⁻ b) OBr⁻ c) HCOO⁻

¿Cuál es la relación entre K_a , la constante de ionización de un ácido débil, y K_b , la constante de hidrólisis del anión del ácido débil?

PROBLEMA 25.

Utilice los valores del Apéndice para calcular las constantes de hidrólisis de los siguientes cationes de las bases débiles:

- a) NH₄⁺
 b) CH₃NH₃⁺, ion metilamonio
 c) C₆H₅NH₃⁺, ion anilinio
 d) (CH₃)₂NH₂⁺, ion dimetilamonio
 e) C₅H₅NH⁺, ion piridinio
 f) (CH₃)₃NH⁺, ion trimetilamonio

APÉNDICE: Constantes de ionización de ácidos y bases débiles a 25°C

Ácido	Fórmula y ecuación de ionización		K_a	pK_a
Acético	CH_3COOH	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	1.8×10^{-5}	4.74
Arsénico	H_3AsO_4	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{AsO}_4^-$	$2.5 \times 10^{-4} = K_{a1}$	3.60
	H_2AsO_4^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HAsO}_4^{2-}$	$5.6 \times 10^{-8} = K_{a2}$	7.25
	HAsO_4^{2-}	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{AsO}_4^{3-}$	$3.0 \times 10^{-13} = K_{a3}$	12.52
Arsenioso	H_3AsO_3	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{AsO}_3^-$	$6.0 \times 10^{-10} = K_{a1}$	9.22
	H_2AsO_3^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HAsO}_3^{2-}$	$3.0 \times 10^{-14} = K_{a2}$	13.52
Benzoico	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	6.3×10^{-5}	4.20
Bórico*	B(OH)_3	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{BO(OH)}_2^-$	$7.3 \times 10^{-10} = K_{a1}$	9.14
	BO(OH)_2^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{BO}_2(\text{OH})^{2-}$	$1.8 \times 10^{-13} = K_{a2}$	12.74
	$\text{BO}_2(\text{OH})^{2-}$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{BO}_3^{3-}$	$1.6 \times 10^{-14} = K_{a3}$	13.80
Carbónico	H_2CO_3	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4.2 \times 10^{-7} = K_{a1}$	6.38
	HCO_3^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$4.8 \times 10^{-11} = K_{a2}$	10.32
Cítrico	$\text{C}_3\text{H}_5\text{O}(\text{COOH})_3$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_4\text{H}_5\text{O}_3(\text{COOH})_2^-$	$7.4 \times 10^{-3} = K_{a1}$	2.13
	$\text{C}_4\text{H}_5\text{O}_3(\text{COOH})_2^-$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_5\text{H}_5\text{O}_5\text{COOH}^{2-}$	$1.7 \times 10^{-5} = K_{a2}$	4.77
	$\text{C}_5\text{H}_5\text{O}_5\text{COOH}^{2-}$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}$	$7.4 \times 10^{-7} = K_{a3}$	6.13
Ciánico	HOCN	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OCN}^-$	3.5×10^{-4}	3.46
Fórmico	HCOOH	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	1.8×10^{-4}	3.74
Hidrazoico	HN_3	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{N}_3^-$	1.9×10^{-5}	4.72
Hidrocianico	HCN	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	4.0×10^{-10}	9.40
Hidroflórico	HF	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$	7.2×10^{-4}	3.14
Peróxido de hidrógeno	H_2O_2	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HO}_2^-$	2.4×10^{-12}	11.62
Hidrosulfúrico	H_2S	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$	$1.0 \times 10^{-7} = K_{a1}$	7.00
	HS^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	$1.0 \times 10^{-19} = K_{a2}$	19.00
Hipobromoso	HOBr	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OBr}^-$	2.5×10^{-9}	8.60
Hipocloroso	HOCl	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OCl}^-$	3.5×10^{-8}	7.46
Hipoyodoso	HOI	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OI}^-$	2.3×10^{-11}	10.64
Nitroso	HNO_2	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	4.5×10^{-4}	3.35

Oxálico	$(\text{COOH})_2$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{COOCOOH}^-$	$5.9 \times 10^{-2} = K_{a1}$	1.23
	COOCOOH^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + (\text{COO})_2^{2-}$	$6.4 \times 10^{-5} = K_{a2}$	4.19
Fenol	$\text{HC}_6\text{H}_5\text{O}$	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	1.3×10^{-10}	9.89
Fosfórico	H_3PO_4	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7.5 \times 10^{-3} = K_{a1}$	2.12
	H_2PO_4^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6.2 \times 10^{-8} = K_{a2}$	7.21
	HPO_4^{2-}	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$3.6 \times 10^{-13} = K_{a3}$	12.44
Fosforoso	H_3PO_3	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_3^-$	$1.6 \times 10^{-2} = K_{a1}$	1.80
	H_2PO_3^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_3^{2-}$	$7.0 \times 10^{-7} = K_{a2}$	6.15
Selénico	H_2SeO_4	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSeO}_4^-$	Muy grande = K_{a1}	
	HSeO_4^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SeO}_4^{2-}$	$1.2 \times 10^{-2} = K_{a2}$	1.92
Selenioso	H_2SeO_3	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSeO}_3^-$	$2.7 \times 10^{-3} = K_{a1}$	2.57
	HSeO_3^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SeO}_3^{2-}$	$2.5 \times 10^{-7} = K_{a2}$	6.60
Sulfúrico	H_2SO_4	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$	Muy grande = K_{a1}	
	HSO_4^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$1.2 \times 10^{-2} = K_{a2}$	1.92
Sulfuroso	H_2SO_3	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$	$1.2 \times 10^{-2} = K_{a1}$	1.92
	HSO_3^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$6.2 \times 10^{-8} = K_{a2}$	7.21
Teluroso	H_2TeO_3	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HTeO}_3^-$	$2 \times 10^{-3} = K_{a1}$	2.70
	HTeO_3^-	$\rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{TeO}_3^{2-}$	$1 \times 10^{-8} = K_{a2}$	8.00

Base	Fórmula y ecuación de ionización			K_b	$\text{p}K_b$
Amoníaco	NH_3	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+$	$+ \text{OH}^-$	1.8×10^{-5}	7.74
Anilina	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+$	$+ \text{OH}^-$	4.2×10^{-10}	9.38
Dimetilamina	$(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+$	$+ \text{OH}^-$	7.4×10^{-4}	3.13
Etilendiamina	$(\text{CH}_2)_2(\text{NH}_2)_2$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_2)_2(\text{NH}_2)_2\text{H}^+$	$+ \text{OH}^-$	$8.5 \times 10^{-5} = K_{b1}$	4.07
	$(\text{CH}_2)_2(\text{NH}_2)_2\text{H}^+$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_2)_2(\text{NH}_2)_2\text{H}_2^{2+}$	$+ \text{OH}^-$	$2.7 \times 10^{-8} = K_{b2}$	7.57
Hidracina	N_2H_4	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+$	$+ \text{OH}^-$	$8.5 \times 10^{-7} = K_{b1}$	6.07
	N_2H_5^+	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_6^{2+}$	$+ \text{OH}^-$	$8.9 \times 10^{-16} = K_{b2}$	15.05
Hidroxilamina	NH_2OH	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{OH}^+$	$+ \text{OH}^-$	6.6×10^{-9}	8.18
Metilamina	CH_3NH_2	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+$	$+ \text{OH}^-$	5.0×10^{-4}	3.30
Piridina	$\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$	$+ \text{OH}^-$	1.5×10^{-9}	8.82
Trimetilamina	$(\text{CH}_3)_3\text{N}$	$+ \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$	$+ \text{OH}^-$	7.4×10^{-5}	4.13

Logaritmos

Logaritmos comunes

El concepto de logaritmos es una extensión del concepto de exponentes, el cual se analizó en el capítulo 1. El logaritmo *común*, o base-10 de cualquier número, es la potencia a la cual 10 debe elevarse para igualar el número. Los siguientes ejemplos ilustran esta relación:

Logaritmo	Exponente
$\text{Log } 1 = 0$	$10^0 = 1$
$\text{Log } 10 = 1$	$10^1 = 10$
$\text{Log } 100 = 2$	$10^2 = 100$
$\text{Log } 10^{-1} = -1$	$10^{-1} = 0.1$
$\text{Log } 10^{-2} = -2$	$10^{-2} = 0.01$

En cada caso, el logaritmo del número se puede obtener mediante análisis.

Debido a que los logaritmos de los números son exponentes, tienen las mismas propiedades que éstos. Así se tiene que

Logaritmo	Exponente
$\log AB = \log A + \log B$	$10^A \times 10^B = 10^{A+B}$
$\log \frac{A}{B} = \log A - \log B$	$\frac{10^A}{10^B} = 10^{A-B}$

Además, los $A^n = n \log A$.

Ahora suponga que se desea encontrar el logaritmo común de 6.7×10^{-4} . En la mayor parte de las calculadoras electrónicas, el número se ingresa primero y después se presiona la tecla log. Esta operación da el siguiente resultado

$$\log 6.7 \times 10^{-4} = -3.17$$

Observe que hay tantos dígitos *después* del punto decimal como cifras significativas en el número original. El número original tiene dos cifras significativas y el "17" en -3.17 implica que el log tiene dos cifras significativas. El "3" en -3.17 sólo sirve para localizar el punto decimal en el número 6.7×10^{-4} . Otros ejemplos son

Número	Logaritmo común
62	1.79
0.872	-0.0595
1.0×10^{-7}	-7.00

Algunas veces (como en el caso de los cálculos del pH) es necesario obtener el número cuyo logaritmo se conoce. Este procedimiento se conoce como sacar el antilogaritmo; esto simplemente es lo contrario de sacar el logaritmo de un número. Suponga que en determinado cálculo se tiene que $\text{pH} = 1.46$ y se pide que se calcule $[\text{H}^+]$. Con base en la definición del pH ($\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$) se puede escribir

$$[\text{H}^+] = 10^{-1.46}$$

Muchas calculadoras tienen una tecla \log^{-1} o INV log para obtener los antilogaritmos. Otras calculadoras tienen una tecla 10^x o y^x (donde x corresponde a -1.46 en este ejemplo y y es 10 para el logaritmo base-10). Por tanto, se tiene que $[\text{H}^+] = 0.035 \text{ M}$.

Logaritmos naturales

Los logaritmos que se sacan en base e en lugar de en base 10 se conocen como logaritmos naturales (designados por \ln o \log_e); e es igual a 2.7183. La relación entre logaritmos comunes y logaritmos naturales es como sigue:

$$\begin{array}{ll} \log 10 = 1 & 10^1 = 10 \\ \ln 10 = 2.303 & e^{2.303} = 10 \end{array}$$

Por lo tanto,

$$\ln x = 2.303 \log x$$

Por ejemplo, para encontrar el logaritmo natural de 2.27, primero se ingresa el número en la calculadora electrónica y después se presiona la tecla \ln para obtener

$$\ln 2.27 = 0.820$$

Si no se tiene la tecla \ln , se puede hacer lo siguiente:

$$\begin{aligned} 2.303 \log 2.27 &= 2.303 \times 0.356 \\ &= 0.820 \end{aligned}$$

Algunas veces se conoce el logaritmo natural y se pide que se encuentre el número que representa. Por ejemplo,

$$\ln x = 59.7$$

En muchas calculadoras, simplemente se ingresa el número y se presiona la tecla e :

$$x = e^{59.7} = 8 \times 10^{25}$$

La ecuación cuadrática

La ecuación cuadrática tiene la siguiente forma

$$ax^2 + bx + c = 0$$

Si se conocen los coeficientes a , b y c , entonces x estará dada por

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Suponga que se tiene la siguiente ecuación cuadrática:

$$2x^2 + 5x - 12 = 0$$

Para encontrar el valor de x , se escribe

$$\begin{aligned} x &= \frac{-5 \pm \sqrt{(5)^2 - 4(2)(-12)}}{2(2)} \\ &= \frac{-5 \pm \sqrt{25 + 96}}{4} \end{aligned}$$

Por lo tanto,

$$x = \frac{-5 + 11}{4} = \frac{3}{2}$$

y

$$x = \frac{-5 - 11}{4} = -4$$