

TEMA 8

ÁCIDOS, BASES Y SALES



1

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

Contenidos:

1. Reacciones ácido-base. Teoría de Arrhenius. Teoría de Brönsted y Lowry.
2. La disociación del agua.
3. Concepto de pH
4. Fuerza de los ácidos y de las bases.
5. Ácidos polipróticos
6. Volumetrías ácido base. Indicadores ácido-base
7. Disoluciones reguladoras o tampón. Efecto de ión común.
8. Hidrólisis de sales.

2

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

Bibliografía:

Libros de Teoría y Problemas

- Chang R. Química. McGraw Hill. México, 2010. (Cap. 4, 15, 16)
- Petrucci R. H., Harwood W.S. Química General. Prentice Hall. Madrid, 2003. (Capítulo 16, 17 y 18)
- Reboiras M.D. Química. La Ciencia Básica. Thomson. Madrid, 2005.

Libros de Problemas Resueltos

- Fernández M.R., Fidalgo J.A. 1000 Problemas de Química General. Everest. León, 1996.
- Reboiras M.D. Problemas Resueltos de Química. La Ciencia Básica. Thomson. Madrid, 2007.

3

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

Webs de Interés

1- Chang 8^a edición:

http://highered.mcgraw-hill.com/sites/0072512644/student_view0/

2- Química. La ciencia central. 7^a edición:

http://cwx.prenhall.com/bookbind/pubbooks/blb_la/

4

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

0. Introducción

Ácidos en la naturaleza

- ✓ Tienen un sabor agrio (latín: ácidus/agrio)
- ✓ El sabor “ácido” de muchos productos está asociado a la presencia de ácidos

Vinagre: ácido acético

Limón: ácido cítrico

Pescado: ácidos grasos omega 3

Aceite: ácido oleico

Vitaminas: ácido fólico (B9),
ácido cítrico (C),
ácido retinoico (A)

ADN y ARN



5

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

0. Introducción

Ácidos en la naturaleza

- ✓ Son corrosivos:

HCl en el estómago

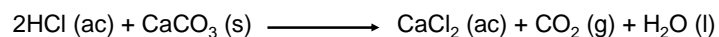
Ácido fórmico en hormigas rojas



Reaccionan con los metales liberando gas (H₂)



Reaccionan con carbonatos y bicarbonatos liberando gas (CO₂)



- ✓ Ocasionalmente ocasionan cambios de color en pigmentos vegetales
 - 1-papel tornasol azul a rosado
 - 2-el anaranjado de metilo de anaranjado a rojo
 - 3-deja incolora a la fenolftaleína

6

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

0. Introducción

Bases en la naturaleza

- ✓ Tienen un sabor amargo
- ✓ Tienen un tacto jabonoso
- ✓ Contrarrestan (neutralizan a los ácidos)
- ✓ Ocasionalmente cambian el color de los pigmentos vegetales
 - 1-papel tornasol rosado a azul
 - 2-el anaranjado de metilo de rojo a anaranjado
 - 3-deja rosa a la fenolftaleína
- ✓ El jabón es un compuesto básico
- ✓ Ciertas bases son fuertemente exotérmicas con agua



7

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

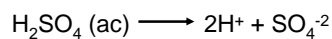
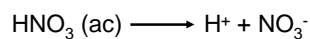
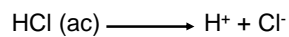
1. Reacciones ácido-base

Según la teoría desarrollada por Arrhenius:



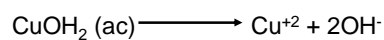
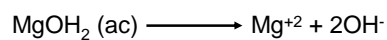
✓ Ácido es cualquier compuesto que libera protones (H⁺) cuando se disuelven en agua.

✓ Base es cualquier compuesto que libera iones hidroxilo (OH⁻) cuando se disuelve en agua



ACIDOS

BASES

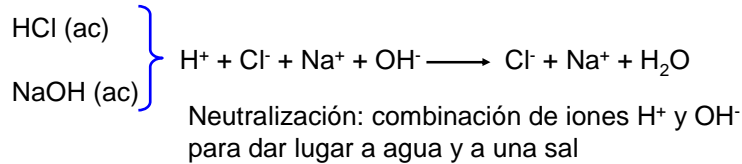


8

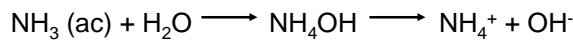
OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

1. Reacciones ácido-base

Según la teoría desarrollada por Arrhenius:



La teoría no consigue explicar qué pasa con el amoníaco



↓
No tiene OH^-



El amoníaco en disolución acuosa existe como NH_4OH

↓
Aparece OH^-

✗ Solo sirve para disoluciones acuosas

9

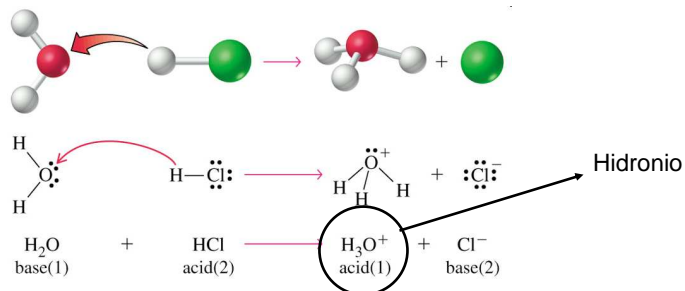
OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

1. Reacciones ácido-base

Según la teoría desarrollada por Brønsted-Lowry



✓ Ácido es cualquier compuesto que actúa como donador de protones
✓ Base es cualquier compuesto que actúa como aceptor de protones

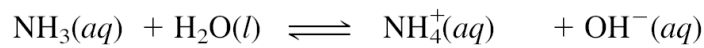
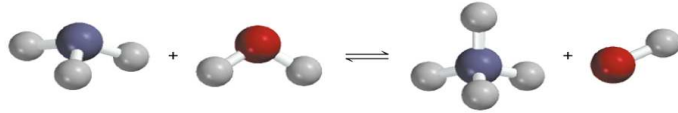


10

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

1. Reacciones ácido-base

Según la teoría desarrollada por Brønsted-Lowry



Base

Ácido

Ácido

Base

✓ El amonio acepta un H^+ luego es una base

Ácido conjugado

Base conjugada

Par conjugado ácido-base

Cuando una base gana un H^+ da lugar a un ácido conjugado

Cuando una ácido libera un H^+ da lugar a una base conjugada

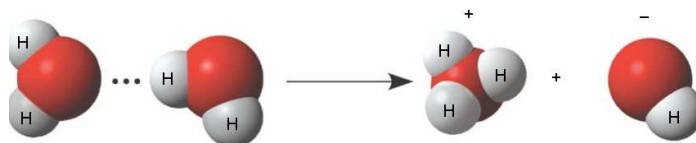
OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

2. Disociación del agua

Según la teoría desarrollada por Brønsted-Lowry

El agua es capaz de actuar como una base cuando acepta un H^+ de un ácido

El agua es capaz de actuar como ácido cuando dona un H^+ a una base



H_2O

+

H_2O

→

Hydronium ion (H_3O^+)

+

Hydroxide ion (OH^-)

El agua actúa a la vez ganando H^+ (base) y cediendo H^+ (ácido)

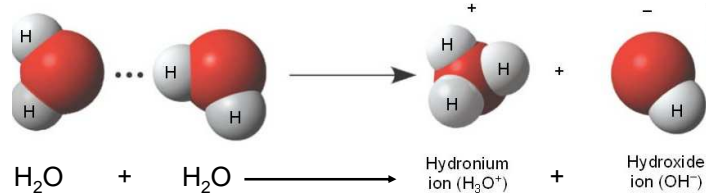
AUTOIONIZACIÓN DEL AGUA

12

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

2. Disociación del agua

Según la teoría desarrollada por Brønsted-Lowry



Constante de equilibrio del agua

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2}$$

$$K_c [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

Constante del producto iónico del agua a una t° determinada

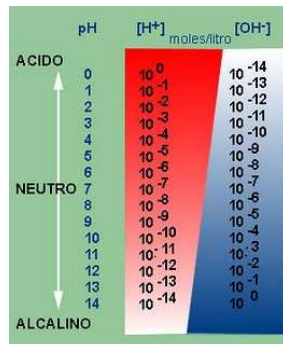
$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

2. Disociación del agua

Según la teoría desarrollada por Brønsted-Lowry

$$K_W = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \quad \text{En agua pura a } 25^\circ\text{C } [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$$



$$K_W = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

En cualquier disolución acuosa a 25°C se cumple que $K_w = 10^{-14}$

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ Disolución neutra

$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ Disolución básica

$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ Disolución ácida

14

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

2. Disociación del agua

¿Cual es la concentración de iones OH^- en una disolución de HCl cuya concentración de iones H^+ es de 1.3 M ?

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = 1.3 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.3} = 7.7 \times 10^{-15} \text{ M}$$

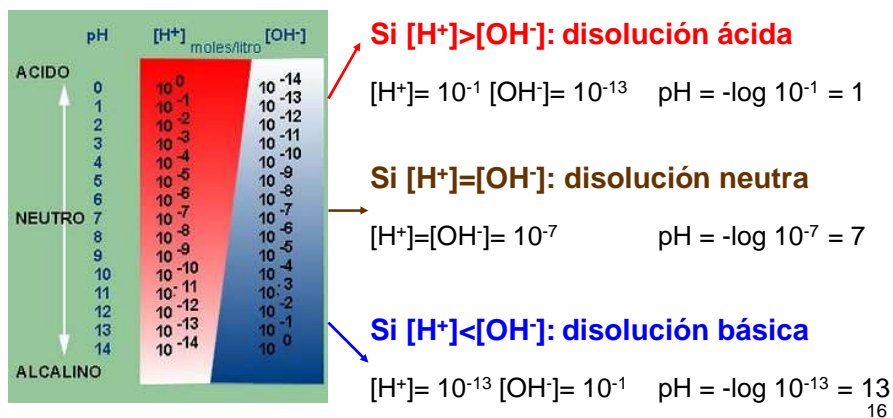
15

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

3. Concepto del pH

En cualquier disolución acuosa a 25°C se cumple que $K_w = 10^{-14}$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

3. Concepto del pH

Medida de pH: pH-metros

Efectos en el medio ambiente	Valores del PH	Ejemplos
Ácido ↑	pH = 0	Ácido de baterías
	pH = 1	Ácido sulfúrico
	pH = 2	Jugo de limón, vinagre
	pH = 3	Juego de naranja, bebida gaseosa
Mueren todos los peces (4.2) Mueren los huevos de rana, renacuajos, cangrejos de río y efímeras (5.5)	pH = 4	Lluvia ácida (4.2-4.4)
	pH = 5	Lago ácido (4.5)
	pH = 6	Bananas (5.0-5.3)
Neutro ↓	pH = 6	Lluvia limpia (5.6)
	pH = 7	Lago saludable (6.5)
Básico ↓	pH = 7	Leche (6.5-6.8)
	pH = 8	Agua pura
	pH = 9	Agua de mar, huevos
	pH = 10	Bicarbonato de soda
	pH = 11	Leche de magnesia
	pH = 12	Amoniaco
	pH = 13	Agua jabonosa
	pH = 14	Blanqueador Limpiador líquido para desagües



17

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

3. Concepto del pH

El pH de una disolución es 4.82. ¿Cual es la concentración de iones H⁺ en dicha disolución?

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

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-4.82} = 1.5 \times 10^{-5} \text{ M}$$

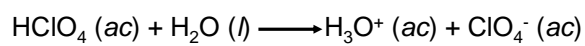
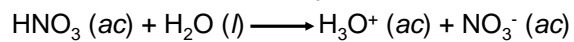
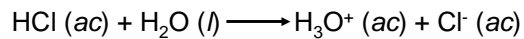
18

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

4. Fuerza de los ácidos y las bases

Ácido fuerte

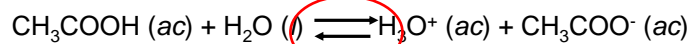
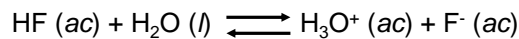
↳ Compuesto electrolítico que en disoluciones acuosas permanece completamente disociado



$$[\text{H}_n\text{A}] = \text{N}[\text{H}]$$

Ácido débil

↳ Compuesto electrolítico que en disoluciones acuosas permanece parcialmente disociado

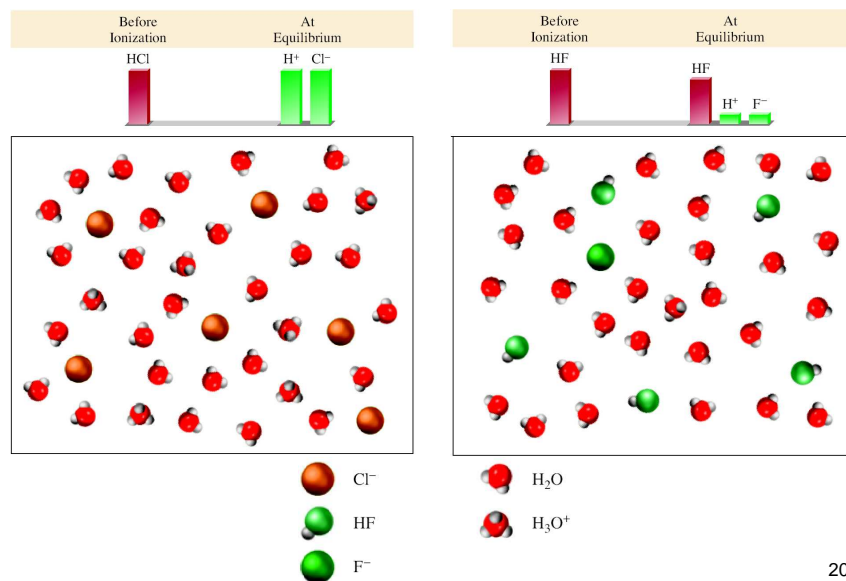


$$[\text{H}_n\text{A}] \neq \text{N}[\text{H}]$$

19

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

4. Fuerza de los ácidos y las bases



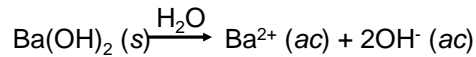
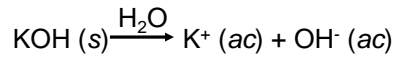
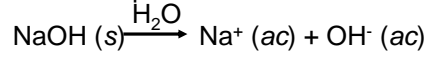
20

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

4. Fuerza de los ácidos y las bases

Base fuerte

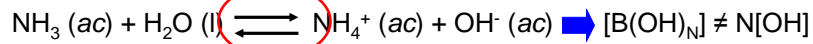
↳ Compuesto electrolítico que en disoluciones acuosas permanece completamente disociado



$$[\text{B(OH)}_N] = N[\text{OH}^-]$$

Base débil

↳ Compuesto electrolítico que en disoluciones acuosas permanece parcialmente disociado



21

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

4. Fuerza de los ácidos y las bases

Ácidos fuertes

Ácido clorhídrico HCl
 Ácido bromhídrico HBr
 Ácido Yodhídrico HI
 Ácido sulfúrico H₂SO₄
 Ácido nítrico HNO₃
 Ácido clórico HClO₃
 Ácido perclórico HClO₄

Fuerza del ácido ↑	Strong	HCl → H ⁺ + Cl ⁻	Negligible
		H ₂ SO ₄ → H ⁺ + HSO ₄ ⁻	
		HNO ₃ → H ⁺ + NO ₃ ⁻	
	Medium	H ₂ O ⁺ → H ⁺ + H ₂ O	Very Weak
		HSO ₄ ⁻ → H ⁺ + SO ₄ ²⁻	
		H ₃ PO ₄ → H ⁺ + H ₂ PO ₄ ⁻	
	Weak	HF → H ⁺ + F ⁻	Weak
		CH ₃ COOH → H ⁺ + CH ₃ COO ⁻	
		H ₂ CO ₃ → H ⁺ + HCO ₃ ⁻	
	Very Weak	H ₂ S → H ⁺ + HS ⁻	Medium
H ₂ PO ₄ ⁻ → H ⁺ + HPO ₄ ²⁻			
NH ₄ ⁺ → H ⁺ + NH ₃			
Negligible	HCO ₃ ⁻ → H ⁺ + CO ₃ ²⁻	Strong	
	HPO ₄ ²⁻ → H ⁺ + PO ₄ ³⁻		
		H ₂ O → H ⁺ + OH ⁻	
		HS ⁻ → H ⁺ + S ²⁻	
		H ₂ → H ⁺ + H ⁻	

Fuerza de la base ↓

Bases fuertes

- Hidróxido de litio LiOH
- Hidróxido de sodio NaOH
- Hidróxido de potasio KOH
- Hidróxido de rubidio RbOH
- Hidróxido de cesio CsOH
- Hidróxido de calcio CaOH
- Hidróxido de estroncio SrOH
- Hidróxido de bario BaOH

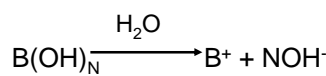
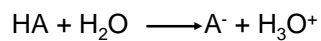
OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

4. Fuerza de los ácidos y las bases

La mayoría de los ácidos y las bases son compuestos electrolíticos débiles que se disocian parcialmente

Nos encontraremos en la disolución tanto al ácido y la base de partida como su base y ácido conjugados respectivos

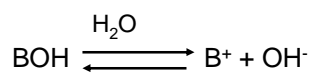
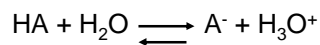
Ácido/base fuerte



$$[\text{HA}] = [\text{H}^+]$$

$$[\text{B}(\text{OH})_N] = \text{N}[\text{OH}^-]$$

Ácido/base débil



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

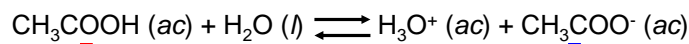
$$K_b = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

Constante de disociación del ácido/base a una t^a dada

23

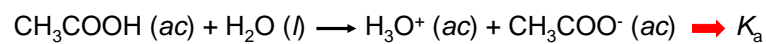
OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

4. Fuerza de los ácidos y las bases



↓
Ácido débil

↓
Base conjugada fuerte



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

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

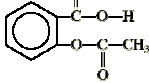

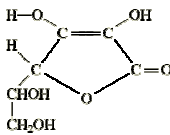
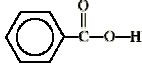
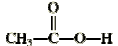
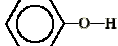
$$K_a \cdot K_b = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

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

24

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

4. Fuerza de los ácidos y las bases

Name of Acid	Formula	Structure	K_a	Conjugate Base	K_b^*
Hydrofluoric acid	HF	H—F	7.1×10^{-4}	F ⁻	1.4×10^{-11}
Nitrous acid	HNO ₂	O=N—O—H	4.5×10^{-4}	NO ₂ ⁻	2.2×10^{-11}
Acetylsalicylic acid (aspirin)	C ₉ H ₉ O ₄		3.0×10^{-4}	C ₉ H ₇ O ₄ ⁻	3.3×10^{-11}
Formic acid	HCOOH		1.7×10^{-4}	HCOO ⁻	5.9×10^{-11}
Ascorbic acid ^o	C ₆ H ₈ O ₆		8.0×10^{-5}	C ₆ H ₇ O ₆ ⁻	1.3×10^{-10}
Benzoic acid	C ₆ H ₅ COOH		6.5×10^{-5}	C ₆ H ₅ COO ⁻	1.5×10^{-10}
Acetic acid	CH ₃ COOH		1.8×10^{-5}	CH ₃ COO ⁻	5.6×10^{-10}
Hydrocyanic acid	HCN	H—C≡N	4.9×10^{-10}	CN ⁻	2.0×10^{-5}
Phenol	C ₆ H ₅ OH		1.3×10^{-10}	C ₆ H ₅ O ⁻	7.7×10^{-5}

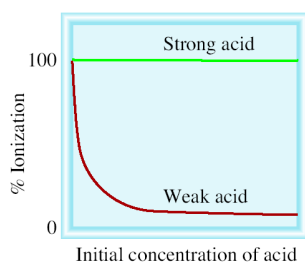
OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

25

4. Fuerza de los ácidos y las bases

También se puede medir la fuerza de un ácido mediante el porcentaje de ionización

$$\% \text{ Ionización} = \frac{\text{Concentración del ácido/base ionizado en equilibrio}}{\text{Concentración inicial del ácido}} \cdot 100$$



Mayor K_a mayor % ionización mayor acidez
Menor K_a menor % ionización menor acidez

A mayor [ácido]:

A.fuertes: % ion. No varía K_a no varía

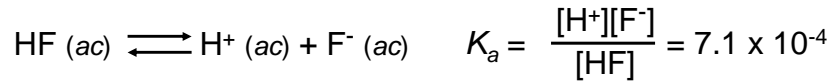
A.débiles: % ion. disminuye K_a no varía

26

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

4. Fuerza de los ácidos y las bases

¿Cual es el pH de una disolución 0.5 M de HF (25°C)?



	$\text{HF (ac)} \rightleftharpoons \text{H}^+ \text{ (ac)} + \text{F}^- \text{ (ac)}$		
Inicial (M)	0.50	0.00	0.00
Cambio (M)	-x	+x	+x
Equilibrio (M)	0.50 - x	x	x

$$K_a = \frac{x^2}{0.50 - x} = 7.1 \times 10^{-4}$$

$$K_a \ll 1 \Rightarrow x \approx 0 \text{ (muy pequeño)} \Rightarrow 0.50 - x \approx 0.50$$

27

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

4. Fuerza de los ácidos y las bases

$$K_a = \frac{x^2}{0.50 - x} = 7.1 \times 10^{-4}$$



$$K_a \approx \frac{x^2}{0.50} = 7.1 \times 10^{-4} \quad x^2 = 3.55 \times 10^{-4} \quad x = 0.019 \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = 0.019 \text{ M} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 1.72$$

$$[\text{HF}] = 0.50 - x = 0.48 \text{ M}$$

Cuando la x sea menos del 5% del valor de la concentración inicial la aproximación es correcta

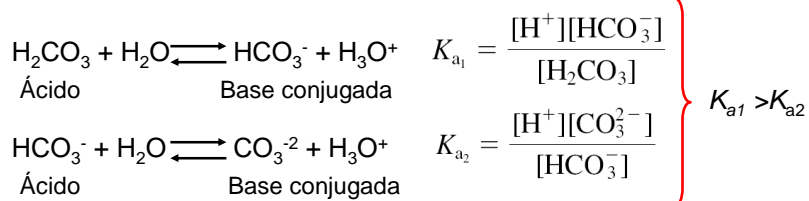
$$x = 0.019 \quad \frac{0.019 \text{ M}}{0.50 \text{ M}} \times 100\% = 3.8\% \quad \begin{array}{l} \text{Menos de 5\%} \\ \text{Aproximación ok.} \end{array}$$

28

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

5. Ácidos polipróticos

¿Qué pasa con los ácidos que tienen más de 1 H⁺ en su composición?



El HCO₃⁻ es un ácido más débil que el H₂CO₃

El CO₃²⁻ es una base más fuerte que el HCO₃⁻

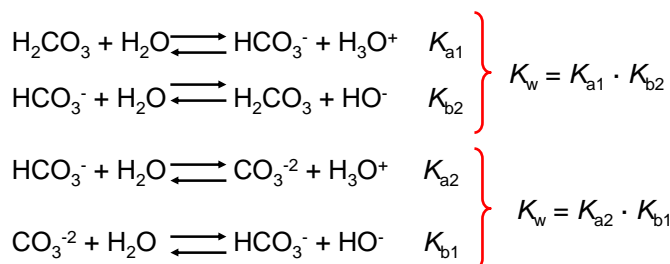
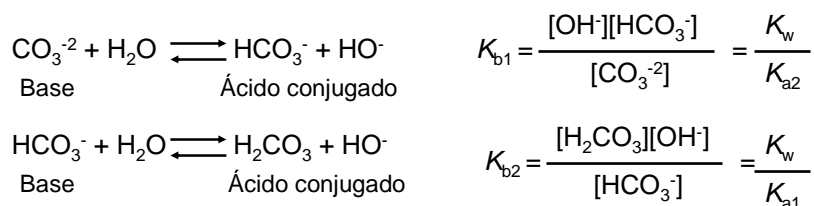
El H₂CO₃ puede actuar como un ácido diprótico

El CO₃²⁻ puede actuar como una base diprótica

29

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

5. Ácidos polipróticos



30

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

5. Ácidos polipróticos

Name of Acid	Formula	Structure	K_a	Conjugate Base	K_b
Sulfuric acid	H_2SO_4	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-S-O-H \\ \\ O \end{array}$	very large	HSO_4^-	very small
Hydrogen sulfate ion	HSO_4^-	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-S-O^- \\ \\ O \end{array}$	1.3×10^{-2}	SO_4^{2-}	7.7×10^{-13}
Oxalic acid	$H_2C_2O_4$	$\begin{array}{c} O \quad O \\ \quad \\ H-O-C-C-O-H \end{array}$	6.5×10^{-2}	$HC_2O_4^-$	1.5×10^{-13}
Hydrogen oxalate ion	$HC_2O_4^-$	$\begin{array}{c} O \quad O \\ \quad \\ H-O-C-C-O^- \end{array}$	6.1×10^{-5}	$C_2O_4^{2-}$	1.6×10^{-10}
Sulfurous acid ^a	H_2SO_3	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-S-O-H \end{array}$	1.3×10^{-2}	HSO_3^-	7.7×10^{-13}
Hydrogen sulfite ion	HSO_3^-	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-S-O^- \end{array}$	6.3×10^{-8}	SO_3^{2-}	1.6×10^{-7}
Carbonic acid	H_2CO_3	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-C-O-H \end{array}$	4.2×10^{-7}	HCO_3^-	2.4×10^{-8}
Hydrogen carbonate ion	HCO_3^-	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-C-O^- \end{array}$	4.8×10^{-11}	CO_3^{2-}	2.1×10^{-4}

31

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

5. Ácidos polipróticos

Name of Acid	Formula	Structure	K_a	Conjugate Base	K_b
Hydrosulfuric acid	H_2S	$H-S-H$	9.5×10^{-8}	HS^-	1.1×10^{-7}
Hydrogen sulfide ion [†]	HS^-	$H-S^-$	1×10^{-10}	S^{2-}	1×10^2
Phosphoric acid	H_3PO_4	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-P-O-H \\ \\ O \\ \\ H \end{array}$	7.5×10^{-3}	$H_2PO_4^-$	1.3×10^{-12}
Dihydrogen phosphate ion	$H_2PO_4^-$	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-P-O^- \\ \\ O \\ \\ H \end{array}$	6.2×10^{-8}	HPO_4^{2-}	1.6×10^{-7}
Hydrogen phosphate ion	HPO_4^{2-}	$\begin{array}{c} O \\ \\ H-O-P-O^- \\ \\ O^- \end{array}$	4.8×10^{-13}	PO_4^{3-}	2.1×10^{-2}

32

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

6. Volumetrías ácido-base. Indicadores

Valoración / volumetría



Consiste en agregar una disolución de concentración conocida (**disolución estándar**) de forma gradual sobre otra disolución de concentración desconocida (**disolución problema**) hasta que la reacción química entre las 2 disoluciones se complete (**punto de equivalencia**)

Valoraciones ácido base

Disolución estándar: Disolución ácida (o básica)

Disolución problema: Disolución básica (o ácida)

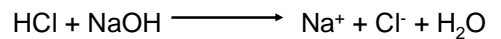
Punto de equivalencia: El ácido neutraliza a la base

33

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

6. Volumetrías ácido-base. Indicadores

Valoraciones ácido base de NaOH con HCl



Si se trata de ácidos y bases monopróticos y la reacción es 1 mol de ácido reacciona con 1 mol de base se cumple que:

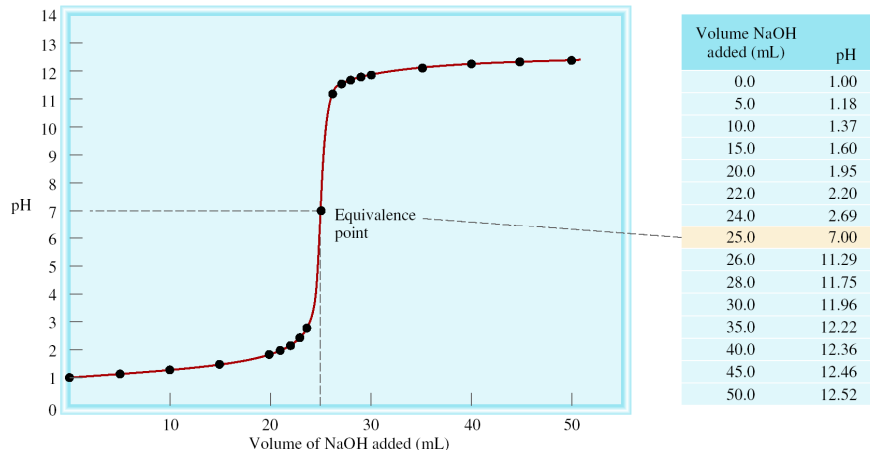
$$V_{\text{ácido}} \cdot M_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \cdot M_{\text{base}}$$

$$\text{moles}_{\text{ácido}} = \text{moles}_{\text{base}}$$

34

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

6. Volumetrías ácido-base. Indicadores



35

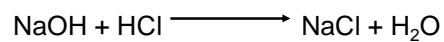
OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

6. Volumetrías ácido-base. Indicadores

Se consideran 3 tipos de neutralizaciones:

Ácido fuerte-Base fuerte

Se obtiene una sal neutra pH = 7



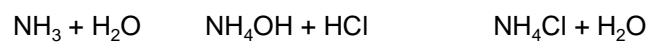
Ácido débil-Base fuerte

Se obtiene una sal básica pH > 7



Ácido fuerte-Base débil

Se obtiene una sal ácida pH < 7

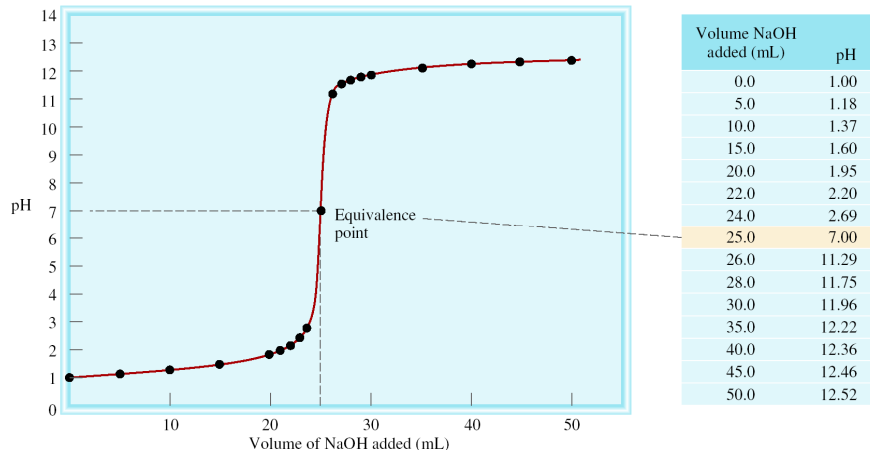


36

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

6. Volumetrías ácido-base. Indicadores

Ácido fuerte-Base fuerte

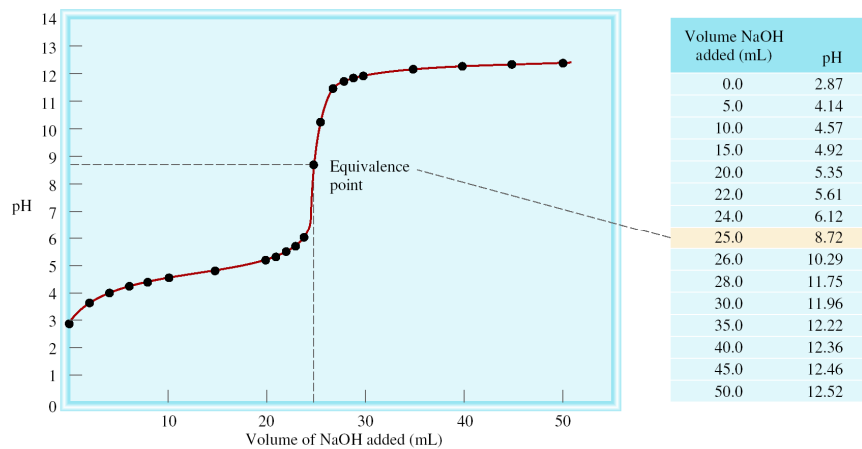


37

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

6. Volumetrías ácido-base. Indicadores

Ácido débil-Base fuerte

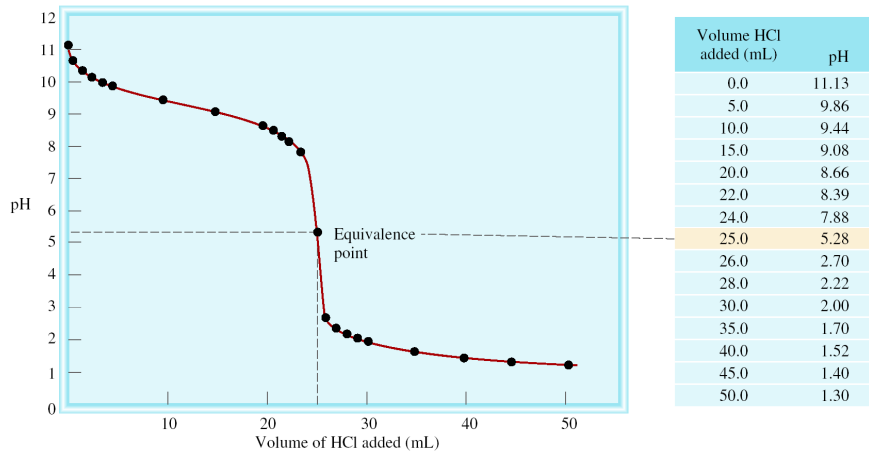


38

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

6. Volumetrías ácido-base. Indicadores

Ácido fuerte-Base débil

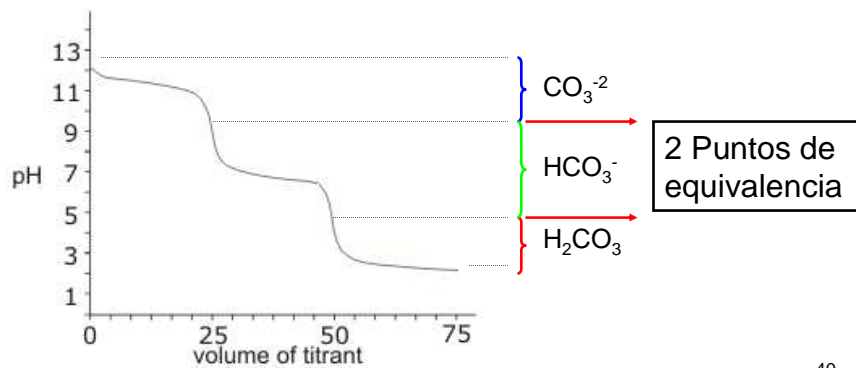
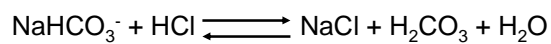
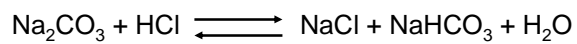


39

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

6. Volumetrías ácido-base. Indicadores

Ácidos dipróticos



40

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

6. Volumetrías ácido-base. Indicadores

¿Cómo determinamos el punto de equivalencia?

Recordemos que...



P.Equivalencia: moles de H^+ = moles de OH^-

Pigmentos naturales que cambian de color en función del pH

pHmetro

Estudiar cuantitativamente la variación del pH a medida que adicionamos ácido-base



Indicador

Detectar cualitativamente el punto de equivalencia por cambio de color del indicador



41

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

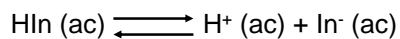
6. Volumetrías ácido-base. Indicadores

¿Cómo determinamos el punto de equivalencia?

Indicador:



ácido orgánico o base orgánica débil que presenta colores diferentes en sus formas ionizada y no ionizada



Medio ácido $\rightarrow \frac{[HIn]}{[In^-]} \geq 10 \rightarrow$ Color de HIn

Medio básico $\rightarrow \frac{[HIn]}{[In^-]} \leq 0,1 \rightarrow$ Color de In^-

42

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

6. Volumetrías ácido-base. Indicadores

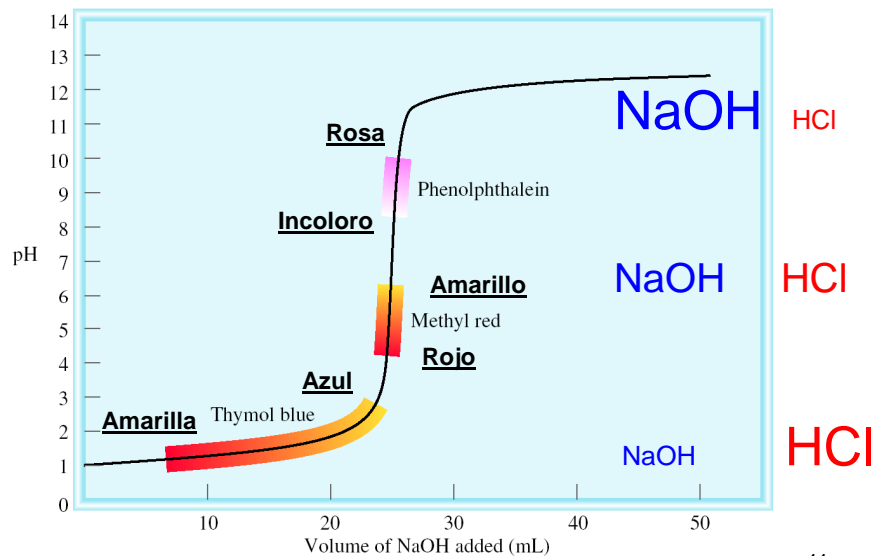
INDICADOR	COLOR ACIDO	COLOR BASICO	INTERVALO DE pH DE CAMBIO DE COLOR
Azul de timol	Rojo	Amarillo	1,2 - 2,8
Naranja de metilo	Rojo	Amarillo	3,2 - 4,4
Azul de bromofenol	Amarillo	Violeta	3,0 - 4,6
Rojo congo	Azul	Rojo	3,0 - 5,0
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4,2 - 6,3
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul	6,0 - 7,6
Tornasol	Rojo	Azul	6,0 - 8,0
Azul de timol	Amarillo	Azul	8,0 - 9,6
Fenolftaleína	Incoloro	Rosa	8,2 - 9,8
Amarillo de alizarina	Amarillo	Violeta	10,0 - 12,1

El indicador debe cambiar de color en el intervalo en el que la pendiente de la valoración es máxima (cuando empieza a predominar la forma básica o ácida en caso de valoración con base o ácido respectivamente)

43

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

6. Volumetrías ácido-base. Indicadores

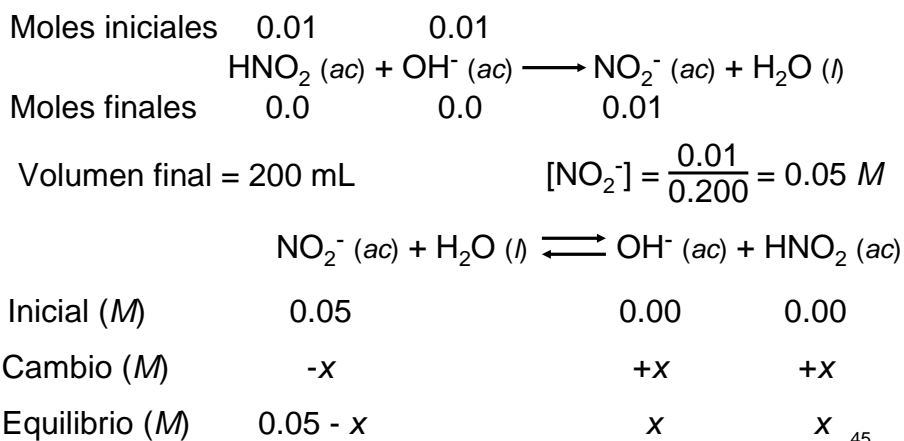


44

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

6. Volumetrías ácido-base. Indicadores

100 mL de una disolución 0.10 M de HNO_2 son valorados con 100 mL de NaOH 0.10 M. Cual es el pH en el punto de equivalencia?



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

6. Volumetrías ácido-base. Indicadores

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]} = \frac{x^2}{0.05-x} = 2.2 \times 10^{-11}$$

$$0.05 - x \approx 0.05 \quad x \approx 1.05 \times 10^{-6} = [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = 5.98$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8.02$$

46

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

7. Disoluciones reguladores o tampón

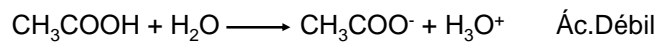
Una disolución reguladora / amortiguadora / tampón / buffer

- ✓ Disolución de un ácido débil y su sal
- ✓ Disolución de una base débil y su sal



Es capaz de mantener el pH a pesar de agregar pequeñas cantidades de ácido o base

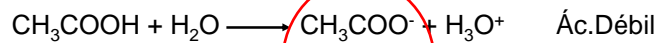
Si mezclamos cantidades molares semejantes de CH_3COOH y CH_3COONa en medio acuoso



47

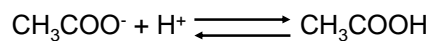
OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

7. Disoluciones reguladores o tampón



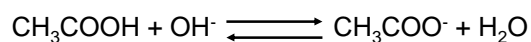
Efecto del ion común

1-Si se añade un ácido a la disolución tampón



pH no variará
mientras quede
 CH_3COO^-

2-Si se añade una base a la disolución tampón



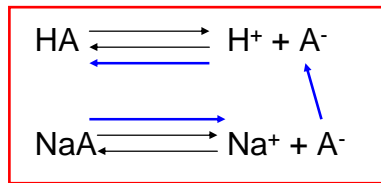
pH no variará
mientras quede
 CH_3COOH

48

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

7. Disoluciones reguladores o tampón

De forma general:



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

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

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

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]} \quad \text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

49

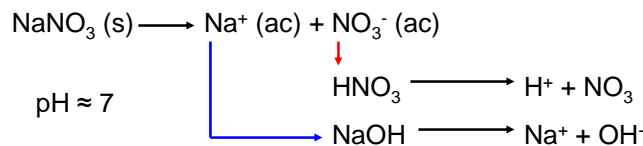
OCW 2011 © M^º Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

8. Hidrólisis de las sales

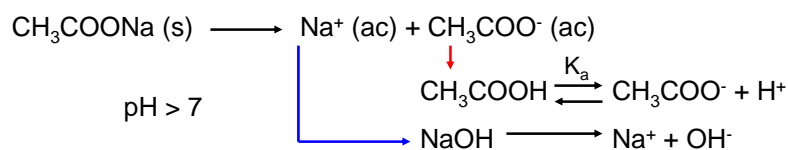
Hidrólisis de una sal:

Reacción de un anión, o un catión de una sal o de ambos, con el agua

Sales que producen disoluciones neutras



Sales que producen disoluciones básicas



50

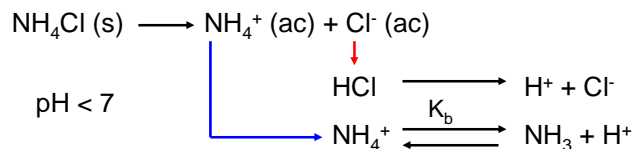
OCW 2011 © M^º Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

8. Hidrólisis de las sales

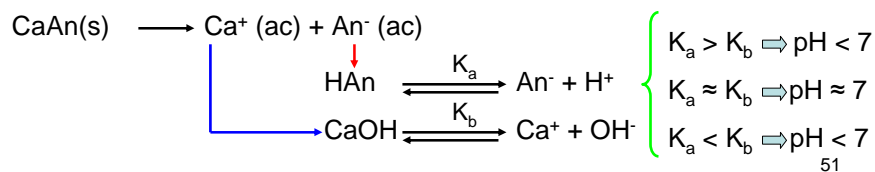
Hidrólisis de una sal:

Reacción de un anión, o un catión de una sal o de ambos, con el agua

Sales que producen disoluciones ácidas



Si tanto el anión y el catión se hidrolizan



OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

9. Resumen

- 1- Los ácidos de Brønsted donan protones, y las bases de Brønsted aceptan protones. Estas son las definiciones a las que normalmente se refieren los términos “Ácido” y “base”
- 2- La acidez de una disolución acuosa se expresa como su pH, que se define como el logaritmo negativo de la concentración del ion hidrógeno (mol/L)
- 3- A 25°C, una disolución ácida tiene un pH<7, una disolución básica tiene un pH>7, y una disolución neutra tiene un pH=7.
- 4- Los siguientes ácidos se clasifican como ácidos fuertes en disoluciones acuosas: HClO₄, HI, HBr, HCl, H₂SO₄ (primera etapa de ionización) y HNO₃. Las bases fuertes en disolución acuosa incluyen los hidróxidos de los metales alcalinos y alcalinotérreos (excepto el berilio)
- 5- La constante de ionización de un ácido K_a aumenta al incrementarse la fuerza del ácido. De forma semejante, la K_b expresa la fuerza de las bases.

52

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

9. Resumen

- 6-** El porcentaje de ionización es otra forma de medir la fuerza de los ácidos. Cuanto más diluida es una disolución de un ácido débil, mayor será su porcentaje de ionización
- 7-** El producto de la constante de ionización de un ácido y la constante de ionización de su base conjugada es igual a la constante del producto iónico del agua
- 8-** El pH en el punto de equivalencia de una valoración ácido-base depende de la hidrólisis de la sal formada en la reacción de neutralización. Para las valoraciones ácido fuerte-base fuerte, el pH en el punto de equivalencia es de 7; para las valoraciones ácido débil-base fuerte, el pH será mayor que 7; para las valoraciones ácido fuerte-base débil, el pH será menor que 7.
- 9-** Los indicadores ácido-base son ácidos o bases orgánicos débiles que cambia nde color cerca del punto de equivalencia en una reacción de neutralización ácido-base.

53

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería

9. Resumen

- 10-** Una disolución amortiguadora es una combinación de un ácido débil y su base conjugada débil (procedente de una sal) o una base débil y su ácido conjugado débil (procedente de una sal); la disolución reacciona con pequeñas cantidades de ácido o base que se le agregan, de forma que el pH de la disolución permanece casi constante. Los sistemas amortiguadores tienen una función vital en el mantenimiento del pH de los fluidos corporales.
- 11-** El efecto del ion común tiende a suprimir la ionización de un ácido débil o una base débil. Esta acción puede explicarse mediante el principio de Le Châtelier.
- 12-** La mayoría de las sales son electrolitos fuertes que se disocian por completo en sus iones cuando se disuelven. La reacción de estos iones con el agua, denominada hidrólisis de la sal, puede producir disoluciones ácidas o básicas. En la hidrólisis de una sal, las bases conjugadas de los ácidos débiles forman disoluciones básicas, en tanto que los ácidos conjugados de las bases débiles producen disoluciones ácidas.

54

OCW 2011 © M^a Pilar Ruiz Ojeda, Borja Muñoz Leoz. Fundamentos Químicos de la Ingeniería