

***EQUILIBRIO
ACIDO-BASE***

ACIDOS Y BASES

Acidos

- Sabor agrio
- Disuelven ciertos metales
- Neutralizan bases
- Cambian el color de algunas algunas sustancias

Bases

Sabor amargo
Jabonosas al tacto.
Neutralizan ácidos
Cambian el color de algunas sustancias

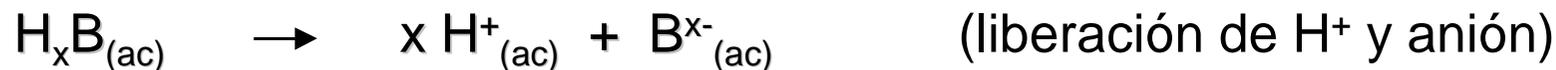
Ejemplos

- Vinagre
- Cerveza
- Limón (cítricos)

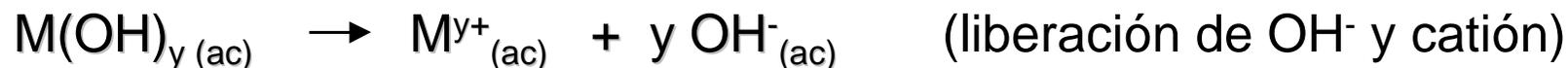
Caliza
Detergentes
Antiácidos

Teoría de Arrhenius.

Acido



Base



Limitaciones:

- ♦ Definiciones **válidas** sólo en **soluciones acuosas**.
- ♦ ¿**Naturaleza** del ion H^+ en solución?
- ♦ Hay muchas sustancias que son bases y **no poseen OH^-** en su estructura.

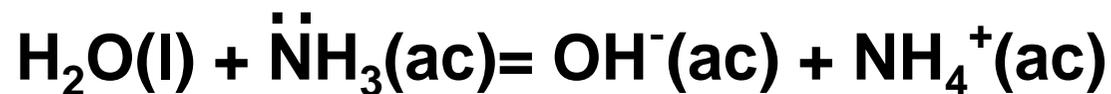
SUSTANCIAS ANFÓTERAS

- Cuando HCl se disuelve en agua:



dador aceptor
ácido base

- Cuando NH₃ se disuelve en agua:

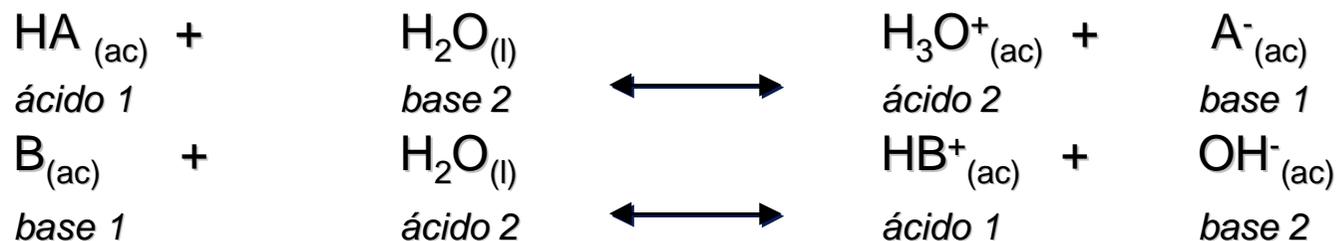


dador aceptor
ácido base

El agua es una sustancia ANFÓTERA (o ANFOLITO)

ÁCIDOS Y BASES CONJUGADAS

- Las reacciones ácido - base son **reversibles**



- Los números indican el **par conjugado**.
- Cada reacción ácido - base tiene **dos** pares conjugados.

CLASIFICACIÓN DE LOS ÁCIDOS y BASES

- Según la fuerza: capacidad de disolución para liberar H⁺ o OH⁻
- Según carácter orgánico o inorgánico

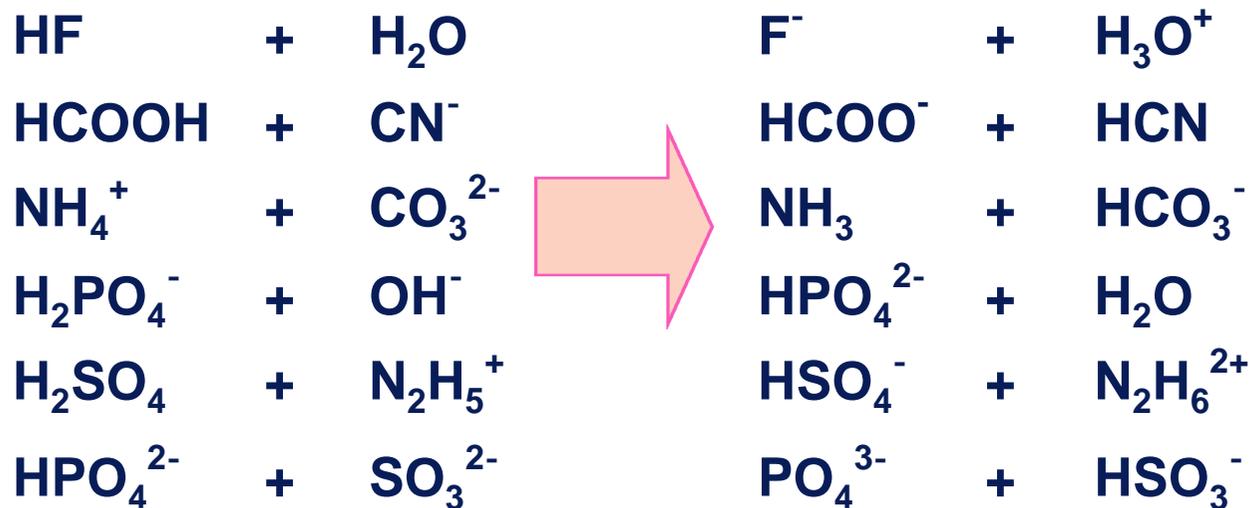
ALGUNOS PARES CONJUGADOS

Par conjugado

Ácido + Base

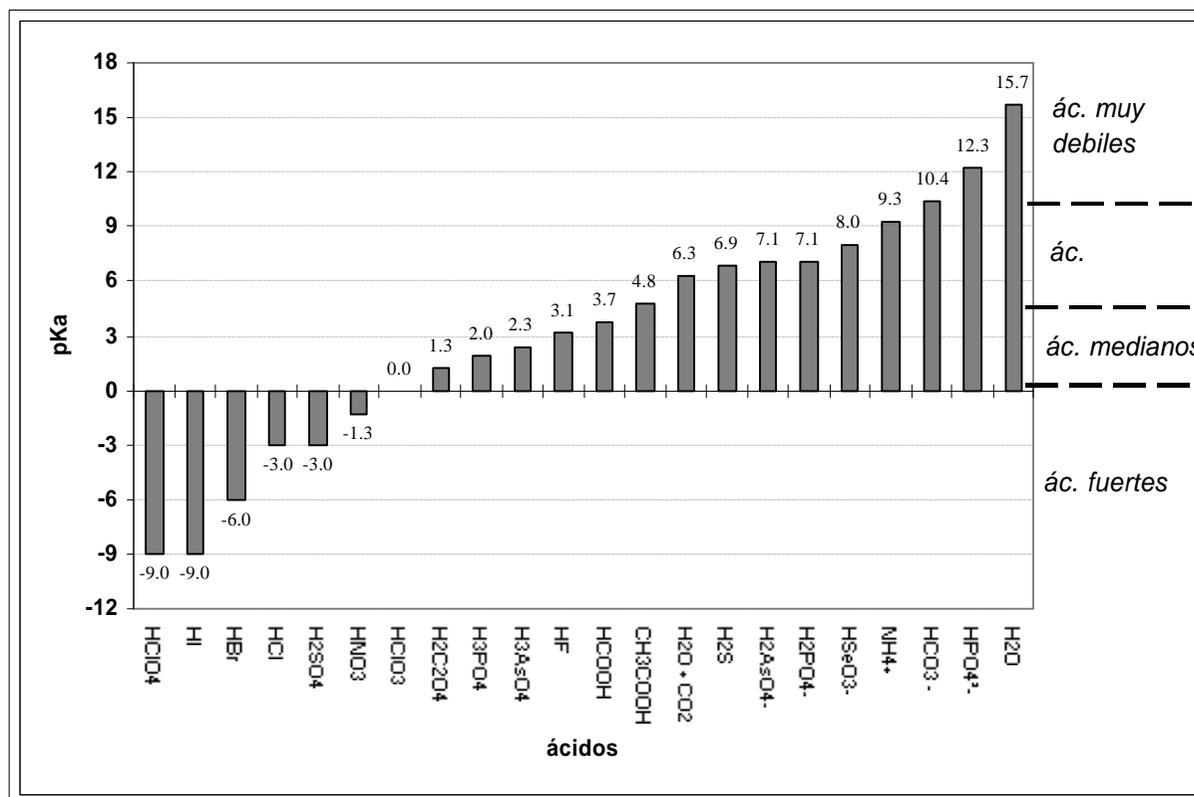
Base + Ácido

Par conjugado



Fuerza de ácidos más comunes según valores de pKa

Ácidos	pKa
HClO ₄	-9
HI	-9
HBr	-6
HCl	-3
H ₂ SO ₄	-3
HNO ₃	-1.3
HClO ₃	0
H ₂ C ₂ O ₄	1.25
H ₃ PO ₄	1.96
H ₃ AsO ₄	2.32
HF	3.14
HCOOH	3.7
CH ₃ COOH	4.75
H ₂ O + CO ₂	6.25
H ₂ S	6.9
H ₂ AsO ₄ ⁻	7.08
H ₂ PO ₄ ⁻	7.12
HSeO ₃ ⁻	8.02
NH ₄ ⁺	9.25
HCO ₃ ⁻	10.4
HPO ₄ ²⁻	12.3
H ₂ O	15.74



Tipo de ácidos	pKa
fuerte	<0
mediano	0-4
débil	4-10
muy débil	>10

FUERZAS RELATIVAS DE ÁCIDOS

- ♦ **Acido Fuerte:** 100% disociado
HClO₄, H₂SO₄, HNO₃, HCl, HBr, HI
- ♦ **Acido débil:** < 10% disociado.

Cte. de disociación ácida

- ♦ En general:



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

- ♦ Para ácidos fuertes K_a muy grande.

Fuerzas relativas de bases

- ✦ **Base Fuerte:** 100% disociado
LiOH, NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Mg(OH)₂
- ✦ **Base débil:** < 10% disociado.
 - NH_{3 (ac)}

Cte. de disociación básica

- ✦ En general:



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

- ✦ Para bases fuertes K_b muy grande.

Constantes de Ionización de ácidos y bases débiles.

	Acido	K_a	Base	K_b	
A c i d o f u e r t e e n a u m e n t o	Acido sulfuroso	H_2SO_3	$1.2 \text{ E-}02$	HSO_3^-	$8.3 \text{ E-}13$
	Sulfato ácido	HSO_4^-	$1.2 \text{ E-}02$	SO_4^{2-}	$8.3 \text{ E-}13$
	Acido fosfórico	H_3PO_4	$7.5 \text{ E-}03$	$H_2PO_4^-$	$1.3 \text{ E-}12$
	Acido fluorhídrico	HF	$7.2 \text{ E-}04$	F^-	$1.4 \text{ E-}11$
	Acido nitroso	HNO_2	$4.5 \text{ E-}04$	NO_2^-	$2.2 \text{ E-}11$
	Acido fórmico	HCOOH	$1.8 \text{ E-}04$	$HCOO^-$	$5.6 \text{ E-}11$
	Acido benzoico	$HC_7H_5O_2$	$6.3 \text{ E-}05$	$C_7H_5O_2^-$	$1.6 \text{ E-}10$
	Acido acético	CH_3COOH	$1.8 \text{ E-}05$	CH_3COO^-	$5.6 \text{ E-}10$
	Acido propanoico	$HC_3H_5O_2$	$1.4 \text{ E-}05$	$C_3H_5O_2^-$	$7.1 \text{ E-}10$
	Acido carbónico	H_2CO_3	$4.2 \text{ E-}07$	HCO_3^-	$2.4 \text{ E-}08$
	Acido sulfhídrico	H_2S	$1.0 \text{ E-}07$	HS^-	$1.0 \text{ E-}07$
	Fosfato biácido	$H_2PO_4^-$	$6.2 \text{ E-}08$	HPO_4^{2-}	$1.6 \text{ E-}07$
	Sulfito ácido	HSO_3^-	$6.2 \text{ E-}08$	SO_3^{2-}	$1.6 \text{ E-}07$
	Acido hipocloroso	HClO	$3.5 \text{ E-}08$	ClO^-	$2.9 \text{ E-}07$
	Amonio	NH_4^+	$5.6 \text{ E-}10$	NH_3	$1.8 \text{ E-}05$
	Acido cianhídrico	HCN	$4.0 \text{ E-}10$	CN^-	$2.5 \text{ E-}05$
	Carbonato ácido	HCO_3^-	$4.8 \text{ E-}11$	CO_3^{2-}	$2.1 \text{ E-}04$
Fosfato ácido	HPO_4^{2-}	$3.6 \text{ E-}13$	PO_4^{3-}	$2.8 \text{ E-}02$	
Sulfuro ácido	HS^-	$1.3 \text{ E-}13$	S^{2-}	$7.7 \text{ E-}02$	

B
a
s
e

f
u
e
r
t
e

e
n

a
u
m
e
n
t
o

TITULACIÓN ÁCIDO - BASE

TITULACIÓN ÁCIDO-BASE ES UN PROCEDIMIENTO ANALÍTICO

OBJETIVO: Determinación de la concentración de un *analito* con propiedades *ácidas o básicas en una solución*.

- El *titulante* es el reactivo de concentración conocida usado para la determinación analítica.
- La reacción entre *titulante* y *analito* es una reacción de *neutralización*.
- La medida analítica es el *volumen* de titulante gastado al completar la titulación (PE).
- Se localiza el *punto de equivalencia (PE)* en donde: $\text{equiv. analito} = \text{equiv. titulante}$.
- En el punto de equivalencia existe una *variación brusca del pH* de la solución.
- La variación del pH puede ser visualizado:
 - indicadores ácido - base coloreados
 - instrumento llamado pH-metro
- Gráfico *volumen* de titulante agregado vs *pH*.

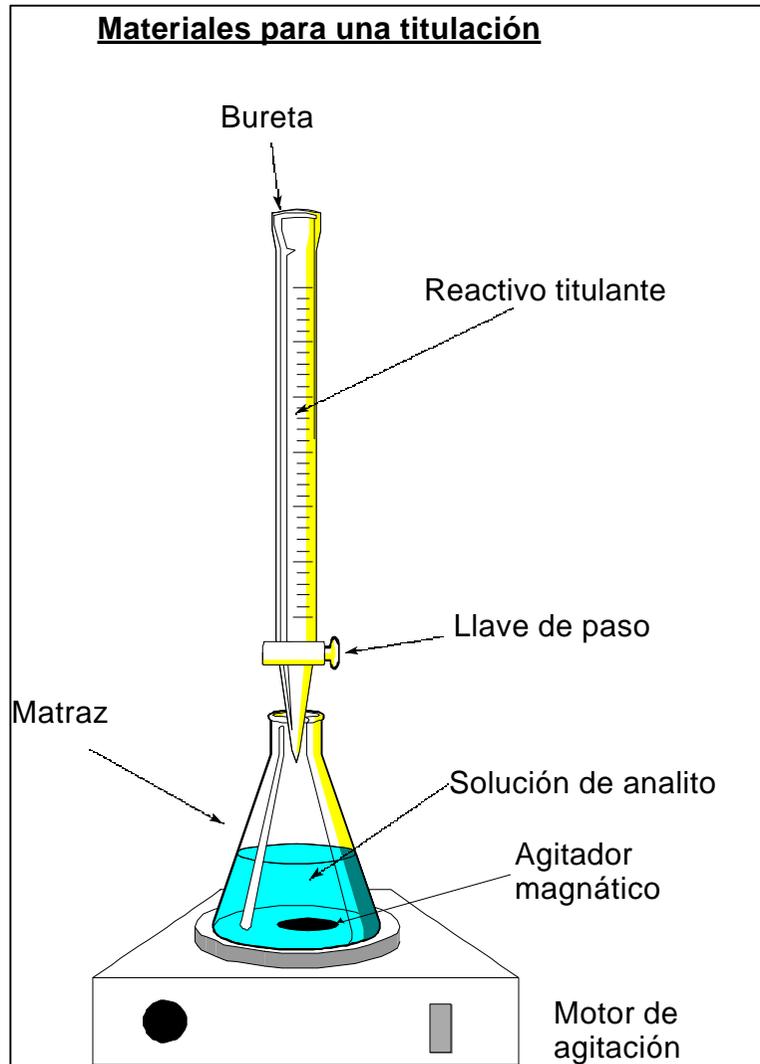
TITULACIÓN ÁCIDO-BASE

- El *titulante* es el reactivo usado para la determinación analítica.
- El *Analito* es el compuesto que se determina

Compuestos con propiedades ácido-bases

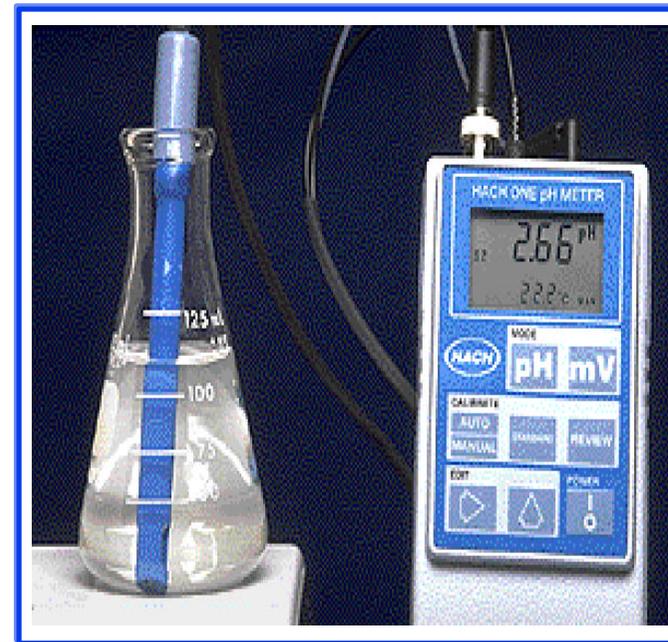
- ácidos inorgánicos: HCl , HNO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_4 , H_3AsO_4 , $\text{H}_2\text{S} \dots$
- bases conjugadas de los ácidos: H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} , HSO_4^- , H_2AsO_4^- , $\text{HS}^- \dots$
- ácidos orgánicos:
 - carboxílicos CH_3COOH , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, $\text{H}_3\text{C}_5\text{H}_5\text{O}_7 \dots$
 - sulfónicos $\text{R-SO}_3\text{H}$
- bases orgánicas
 - aminas (1° , 2° y 3°)
 - anilinas, alcaloides

MATERIALES DE UNA TITULACIÓN ÁCIDO-BASE



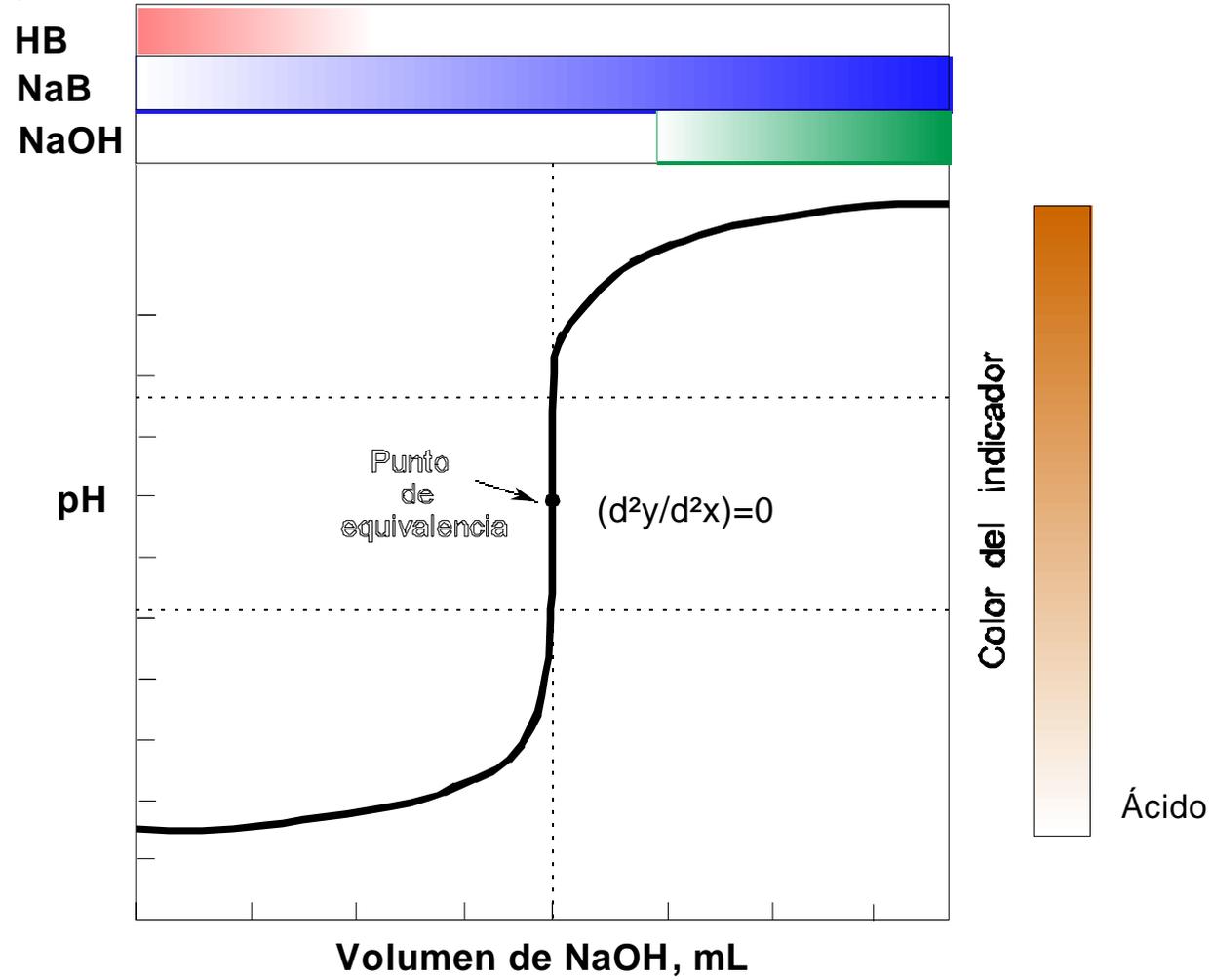
Determinación del punto final

- **Indicador Coloreado**
- **Instrumento: peachimetro**



CURVA DE TITULACIÓN ÁCIDO-BASE TÍPICA

Proporción de:



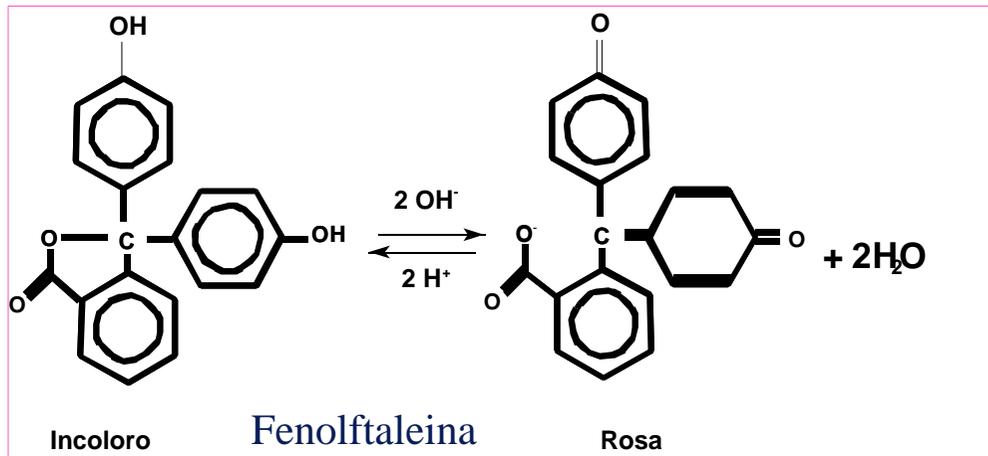
LOCALIZACIÓN DEL PUNTO FINAL

- 1. Indicador coloreado**
- 2. Método de Grann**
- 3. Curva de titulación**
 - 3.a Método Mano-Ojo**
 - 3.b Método de Derivación Gráfica**

LOCALIZACIÓN DEL PUNTO FINAL

Indicadores

Son ácidos o bases orgánicas, cuyas distintas formas protonadas tienen distintos colores.



$$K_i = \frac{[R^-][H^+]}{[R-H]}$$

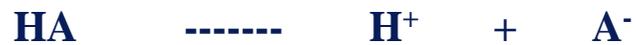
$$pH = pK_i - \log \frac{[R-H]}{[R^-]}$$

<u>Indicador</u>	<u>Transición</u>	<u>Color ácido</u>	<u>Color básico</u>
violeta de	0 - 1,6	amarillo	azul metilo
azul de timol	1,2 - 1,8	rojo	amarillo
verde de bromo	3,8 - 5,3	amarillo	azul cresol
rojo de metilo	4,8 - 6,0	rojo	amarillo
rojo de fenol	6,4 - 8,0	amarillo	rojo
fenolftaleína	8,0 - 9,6	incoloro	rojo
amarillo de	10,1-12,0	amarillo	rojo
alizarina			

DETERMINACIÓN DEL PUNTO DE EQUIVALENCIA 1

1.- Método manual: trazando un recta en la zona de mayor pendiente del gráfico: pH v/s $Vol.titulante$

2.- Método de Gran: mediante cálculo de pendiente de gráfico: $V_{agr} \cdot 10^{-pH}$ v/s V_{agr} .



$$K_a = [H^+] [A^-] / [HA]$$

$$[A^-] = [B] V_{agr} / V_t$$

$$[HA] = ([HA] V_{in} - [B] V_{agr}) / V_t$$

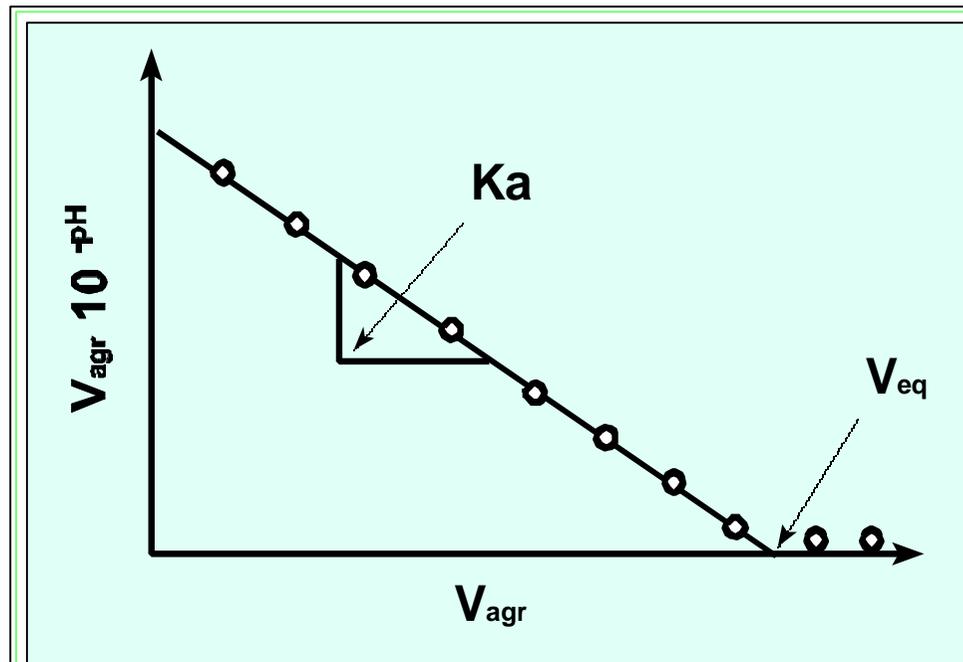
Por lo tanto....

$$K_a = [H^+] [B^-] V_{agr} / [HA] V_{in} - [B] V_{agr}$$

$$V_{agr} 10^{-pH} = K_a ([HA] V_{in} - [B] V_{agr}) / [B]$$

$$V_{agr} 10^{-pH} = K_a (\frac{[HA] V_{in}}{[B]} - V_{agr})$$

$$V_{agr} 10^{-pH} = K_a (V_{eq} - V_{agr})$$



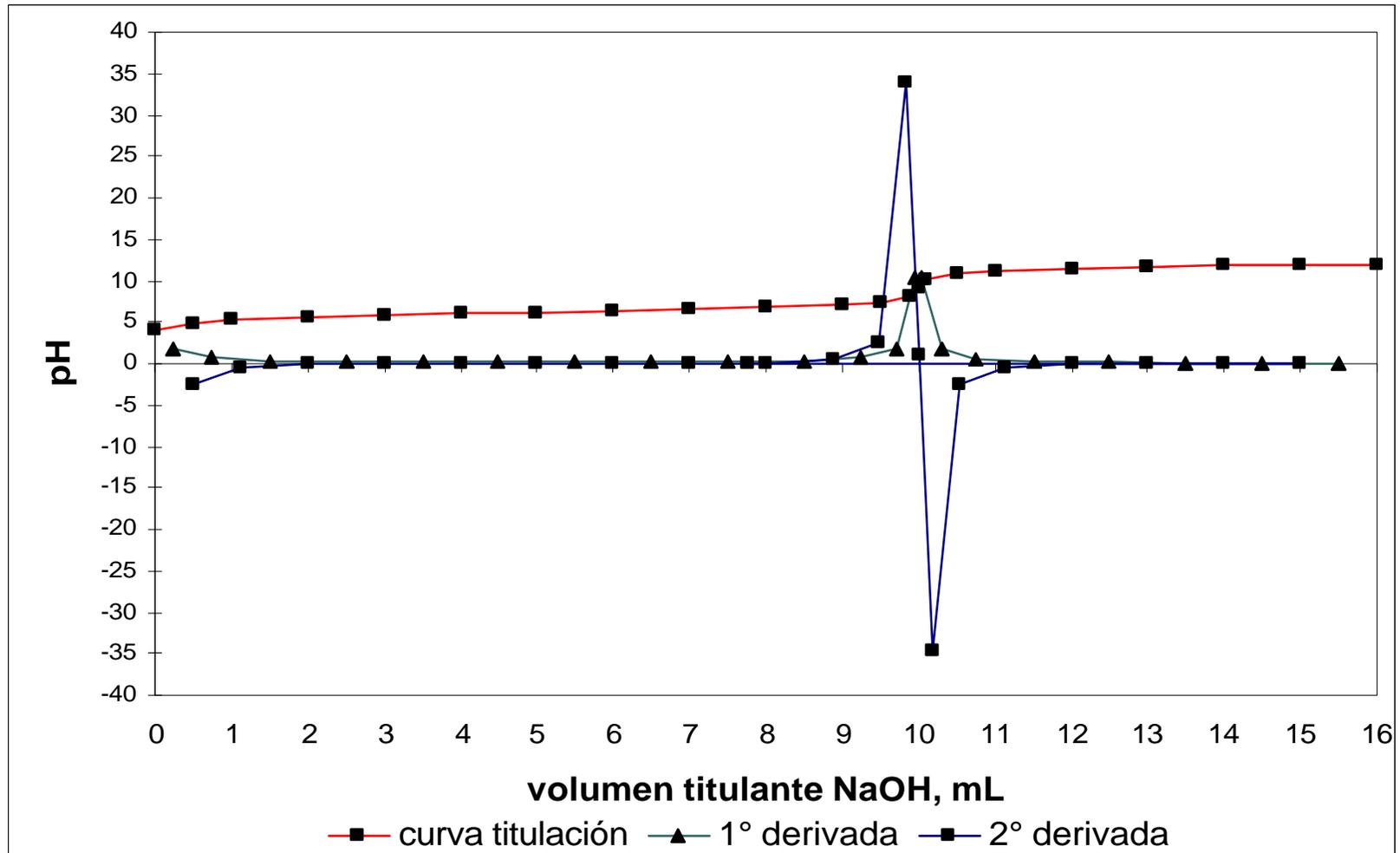
DETERMINACIÓN DEL PUNTO DE EQUIVALENCIA

METODO DE LA DERIVADA GRAFICA

Gráfico de titulación		Gráfico 1° derivada		Gráfico 2° derivada	
Vol. titulante mL	pH	X (1° deriv.)	1° derivada	X (2° deriv.)	2° derivada
0	3,93	0,25	1,88	0,5	-2,44
0,5	4,87	0,75	0,66	1,13	-0,41
1	5,2	1,5	0,35	2,00	-0,12
2	5,55	2,5	0,23	3,00	-0,04
3	5,78	3,5	0,19	4,00	-0,01
4	5,97	4,5	0,18	5,00	0,00
5	6,15	5,5	0,18	6,00	0,01
6	6,33	6,5	0,19	7,00	0,04
7	6,52	7,5	0,23	8,00	0,12
8	6,75	8,5	0,35	8,88	0,41
9	7,1	9,25	0,66	9,48	2,53
9,5	7,43	9,7	1,8	9,83	34,00
9,9	8,15	9,95	10,3	10,00	1,00
10	9,18	10,05	10,4	10,18	-34,70
10,1	10,22	10,3	1,725	10,53	-2,50
10,5	10,91	10,75	0,6	11,13	-0,41
11	11,21	11,5	0,29	12,00	-0,12
12	11,5	12,5	0,17	13,00	-0,05
13	11,67	13,5	0,12	14,00	-0,03
14	11,79	14,5	0,09	15,00	-0,02
15	11,88	15,5	0,07	7,75	0,00
16	11,95				

DETERMINACIÓN DEL PUNTO DE EQUIVALENCIA

3.- Obtención de Punto Final de una Titulación Ácido-Base: Método de Derivación Gráfica



TITULANTES MÁS USADOS EN TITULACIÓN ÁCIDO-BASE

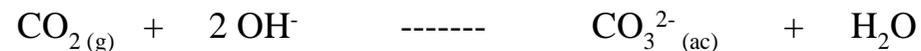
Patrones primarios ácidos

- **Ácido ftálico:** estable, soluble, alto peso molecular, buena pureza y rel. caro
- **Ácido benzoico:** estable, poco soluble, alto peso molecular, buena pureza, rel. caro.
- **Iodato ácido de potasio:** estable, soluble, alto peso molecular, buena pureza, rel. caro.

Patrones primarios básicos

- **Tris-(hidroximetil)amino metano:** alto peso molecular, estable y caro.
- **Carbonato de sodio:** menos estable, menor peso molecular y barato.
- **Tetraborato de sodio:** estable, buen peso molecular y rel. barato.

Todos los estándares básicos deben quedar en ausencia de aire para evitar la absorción de CO₂



TITULACIÓN ÁCIDO-BASE DE JUGO GÁSTRICO

Composición química del jugo gástrico

Agua, HCl, sales inorgánicas
Pepsina, renina y lipasa

Concentración normal de HCl:

0,2 - 0,5 % (pH 1)
0,055 - 0,137 N

Análisis

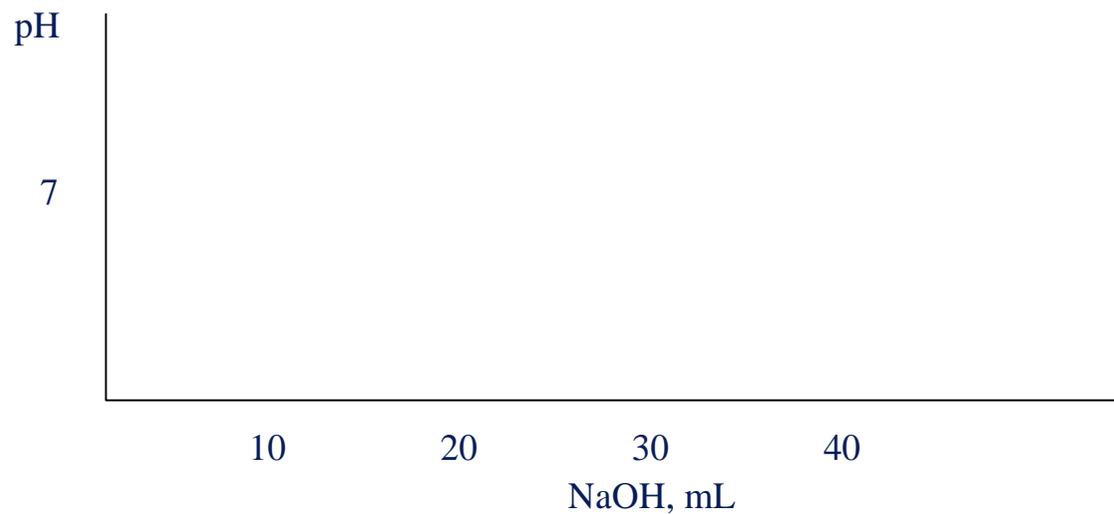
Muestra de 10 mL (jugo gástrico se lleva a 50 mL con agua destilada).
Titulante es NaOH 0,05 N

Resultado

Volumen de NaOH gastado en punto final: 30 mL
Grafico de titulación

Informe:

concentración de HCl en jugo gástrico



***Cálculo teórico de los equilibrios
presentes en una titulación
ácido-base***

Curva de titulación teórica