



Universidad de Concepción
Facultad de Ciencias Químicas

Química General para Ingeniería

Unidad 11

**Tema: Equilibrios en reacciones
Acido-Base.**

Unidad 11. Equilibrio ácido-base.



- Teorías ácido-base.
- Fuerza de ácidos y de bases.
- Propiedades ácido-base del agua.
- Fuerza relativa de pares conjugados.
- Ácidos monopróticos y ácidos polipróticos.
- Alteraciones de equilibrios ácido-base, efecto de ion común.
- Soluciones reguladoras de pH (tampones).
- Titulación ácido-base.



Los ácidos y las bases se conocen desde los comienzos de la química.

En los tiempos modernos los ácidos y las bases se utilizan diariamente en hogares y en industrias, y juegan un rol importante en los laboratorios químicos.

Ejemplos de ácidos y bases de uso doméstico.



ACIDO	FORMULA	USO
Acético	CH₃COOH	Saborizante, conservador
Cítrico	H₃C₆H₅O₇	Saborizante
Forfórico	H₃PO₄	Removedor de óxido
Bórico	H₃BO₃	Antiséptico, insecticida
Clorhídrico (muriático)	HCl	Limpiador



BASE	FORMULA	USO
Hidróxido de sodio	NaOH	Limpiador
Amoníaco	NH₃	Limpiador casero
Carbonato de sodio	Na₂CO₃	Suavizante de agua, removedor de grasa
Carbonato ácido de sodio	NaHCO₃	Extintor de fuego, esponjante de masa, antiácido

Teorías ácido - base.



Es común en ciencia que las definiciones evolucionen.

En el caso de ácidos y bases, las definiciones han ido desde una descripción de sus características más distintivas hasta, hoy día, la descripción del comportamiento ácido-base a nivel atómico y molecular.



Se conocen las siguientes teorías ácido-base:

- Teoría de Arrhenius: define ácido y base en solución acuosa.
- Teoría de Broensted-Lowry: amplía el significado de base y con ello la naturaleza de las reacciones ácido-base.
- Teoría de Lewis: amplía el significado de ácido y también el comportamiento ácido-base; destaca importancia del solvente.

Definición de ácido y base de Arrhenius:



ACIDO: sustancia que contiene hidrógeno y que disocia en agua para dar H_3O^+ (ó simplemente H^+)

Ejemplos: HCl , HNO_3 ; HCN ; CH_3COOH , etc.

BASE: sustancia que contiene OH y que en agua disocia para formar ion OH^- .

Ejemplos: NaOH ; KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$; etc.



Las bases de A (Arrhenius) tienen iones OH^- en sus estructuras, en cambio los ácidos de A no tienen iones H^+ , por el contrario, tienen átomos de H en enlaces covalentes capaces de ionizar en agua.

Definición de ácido y de base según teoría de Brønsted-Lowry:



ACIDO: especie que dona ion H^+

Ejemplos: HNO_3 ; H_2PO_4 ; HS^- ; NH_4^+ ; ... etc.

BASE: especie que acepta ion H^+

Ejemplos: NH_3 ; OH^- ; F^- ; CO_3^- ; ... etc.



En solución acuosa, todas las especies que son ácidos B-L (Brønsted-Lowry) son también ácidos según A (Arrhenius).

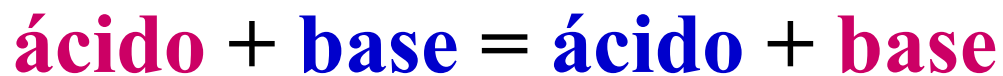
Con excepción de OH^- , las bases de B-L no son bases de A.



¿Cómo se manifiesta el carácter ácido o el carácter básico de una especie?

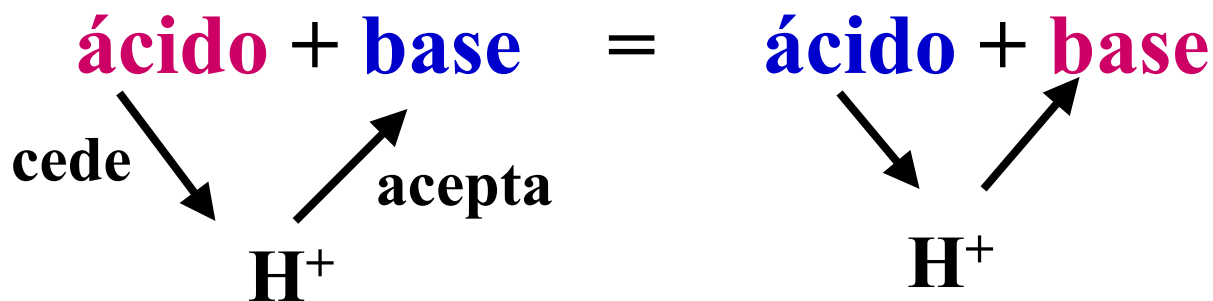
Para que una especie actúe como ácido necesariamente debe hacerlo frente a una base y viceversa.

La reacción es:



La reacción anterior, en cualquiera de sus direcciones, se interpreta como sigue:

el ácido sólo cede H^+ en presencia de una especie capaz de captar H^+ , es decir una base



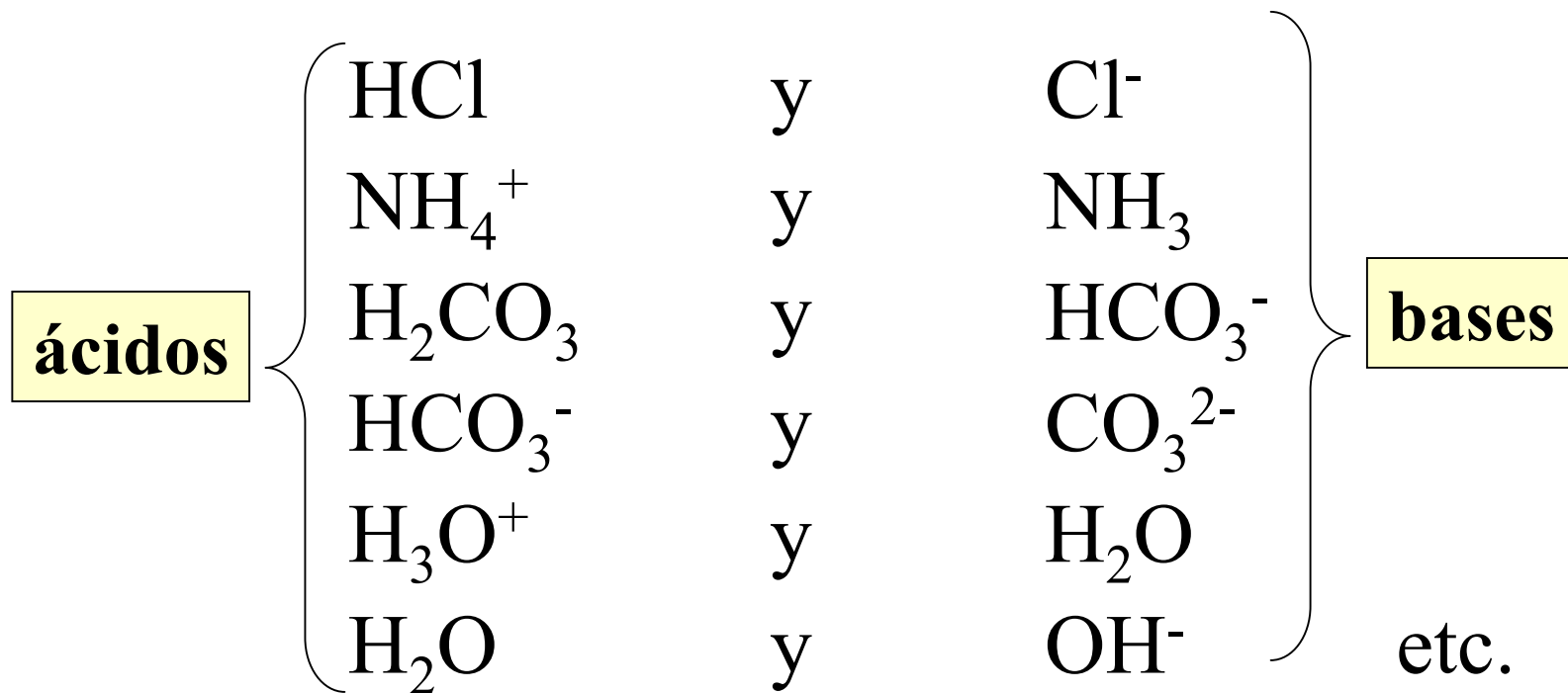
Así, en cualquier dirección que ocurra la reacción el ácido genera la base y la base genera el ácido.



HNO_2 y NO_2^- es un par ácido base conjugado.

HCN y CN^- es un par ácido base conjugado.

Otros pares ácido-base conjugados son:





De los ejemplos anteriores se puede inferir que:

- el ion HCO_3^- puede ser ácido y también puede ser base.
- el H_2O puede ser ácido y también puede ser base.

Las especies que pueden actuar como ácido y como base se denominan anfóteros o anfóteros.

Fuerza de ácidos y de bases.



Los diferentes ácidos manifiestan su carácter con diferente intensidad.

Esto significa que un determinado ácido puede ser más ácido o puede ser menos ácido que otro.

Lo mismo sucede con las bases.



La intensidad del carácter ácido (de un ácido) se denomina fuerza del ácido y la intensidad del carácter básico (de una base) se denomina fuerza de la base.

Estas diferencias permiten “ordenar” las especies ácidas y las especies básicas según su fuerza relativa.



ácidos fuertes...

... ácidos débiles

disminuye carácter ácido

aumenta carácter ácido

bases débiles...

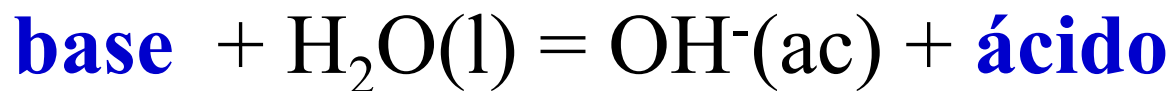
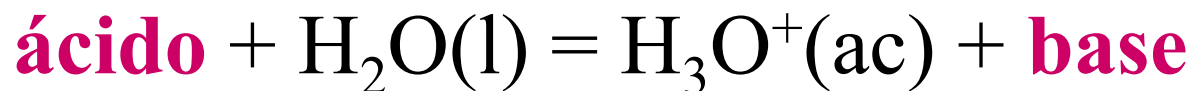
... bases fuertes

aumenta carácter básico

disminuye carácter básico

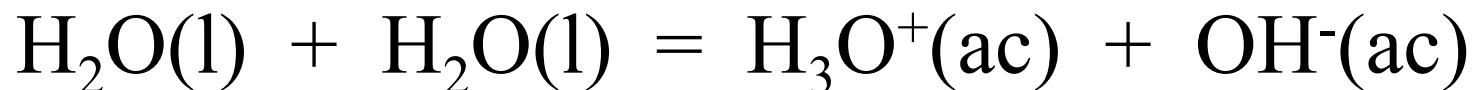


En soluciones acuosas, las fuerzas relativas de los ácidos y de las bases se ordenan y se cuantifican según ellas se comporten frente al agua.



Propiedades ácido - base del agua y escalas de acidez.

El agua es un anfótero puesto que presenta ambos caracteres: es ácido y es base.



ácido

base

ácido

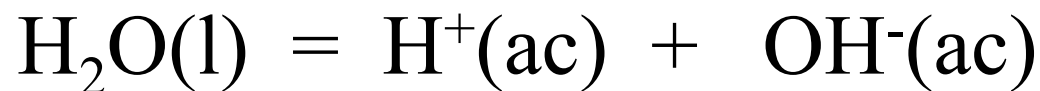
base



El carácter ácido del agua y de las soluciones acuosas se identifica por la presencia del ion H_3O^+ y el carácter básico, por el ion OH^- .



La reacción anterior se puede escribir en forma más simple:



y en esta reacción es el ion H^+ la especie que representa el carácter ácido del sistema.



A mayor concentración de H^+ mayor es la acidez del sistema y viceversa.

A mayor concentración de OH^- mayor es la basicidad del sistema y viceversa.

Por ejemplo, si en una solución:

$[H^+] > [OH^-]$ la solución es ácida

y si $[H^+] < [OH^-]$ la solución es básica

Los sistemas donde $[H^+] = [OH^-]$ son neutros.

¿Cuál de ambos caracteres, el ácido o el básico, predomina en el agua?



La “reacción de disociación del agua”:



tiene constante de equilibrio $K_c = 10^{-14}$ a 25°C . Esta K se la designa como K_w .

Por tanto, a 25°C , se debe cumplir:

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



Si se tiene agua pura:

	$\text{H}_2\text{O}(l)$	$=$	$\text{H}^+(\text{ac})$	$+$	$\text{OH}^-(\text{ac})$
M, inicial	55,55		0		0
M, cambio	-x		x		x
M, equil.	$55,55 - x$		x		x

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = x^2 = 10^{-14}$$

de donde $x = [\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$

Luego el agua es neutra.



En soluciones acuosas, a 25°C, siempre debe cumplirse que:

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

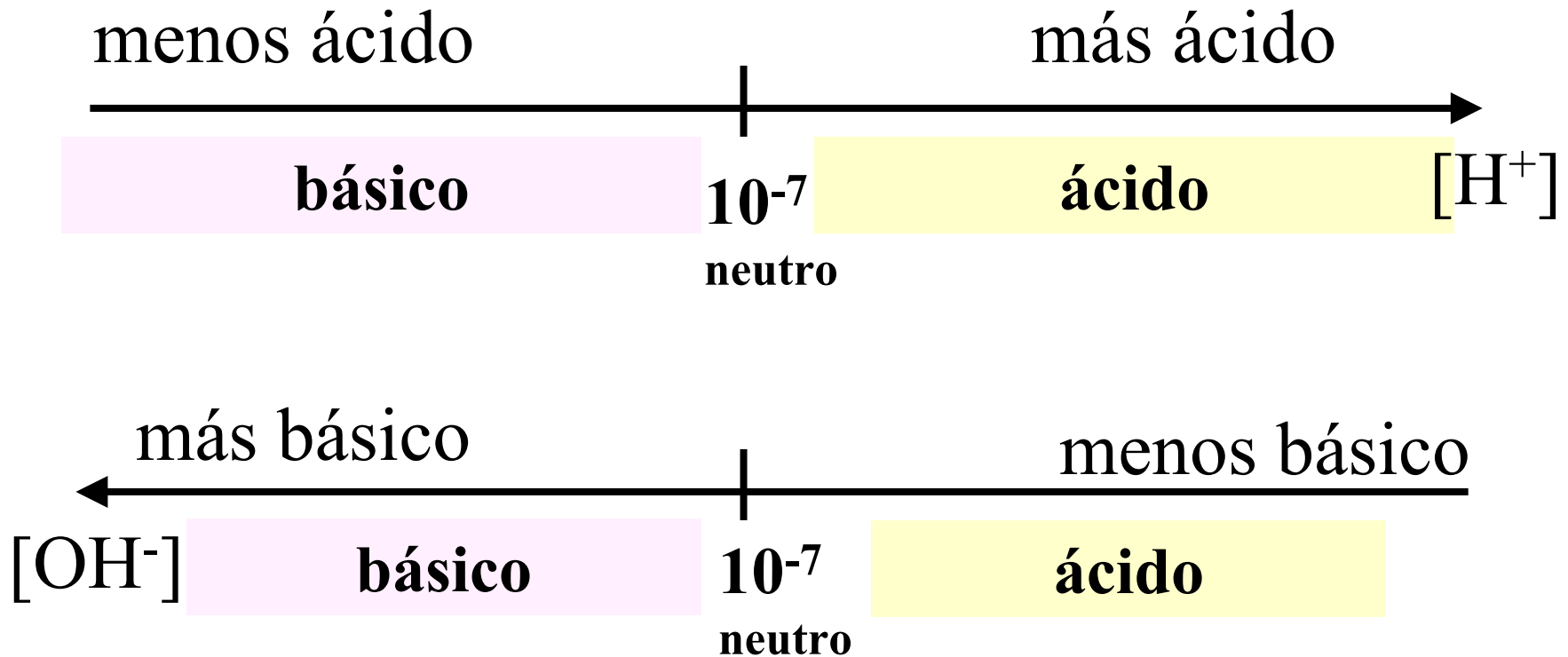
Por lo tanto la única situación de neutralidad se presenta cuando $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$

Luego, toda vez que en una solución:

$[\text{H}^+] > 10^{-7} \Rightarrow [\text{OH}^-] < 10^{-7} \Rightarrow$ solución ácida

$[\text{OH}^-] > 10^{-7} \Rightarrow [\text{H}^+] < 10^{-7} \Rightarrow$ solución básica

La acidez o la basicidad de un sistema se mide en función del valor de $[H^+]$ o del valor de $[OH^-]$.





Una escala equivalente de acidez (o de basicidad) se obtiene a través de la siguiente definición:

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

Ejemplos: si $[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 3$

si $[\text{H}^+] = 2,5 \times 10^{-9} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 8,60$



En forma análoga:

$$-\log_{10}[\text{OH}^-] = \text{pOH}$$

$$\text{Si } [\text{OH}^-] = 5,8 \times 10^{-4} \text{ M} \Rightarrow \text{pOH} = 3,24$$

$$\text{Si } [\text{OH}^-] = 10^{-12} \text{ M} \Rightarrow \text{pOH} = 12$$



Debido a que siempre en solución acuosa a 25°C debe cumplirse:

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

también debe cumplirse lo que sigue:

$$\log[\text{H}^+] + \log[\text{OH}^-] = -14 \quad /(-1)$$

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

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

Algunas equivalencias en las distintas escalas de acidez

solución	$[H^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH
A C I D A	1	10^{-14}	0	14
neutra	10^{-7}	10^{-7}	7	7
B A S I C A	10^{-8}	10^{-6}	8	6
	10^{-10}	10^{-4}	10	4
	10^{-12}	10^{-2}	12	2
	10^{-14}	1	14	0

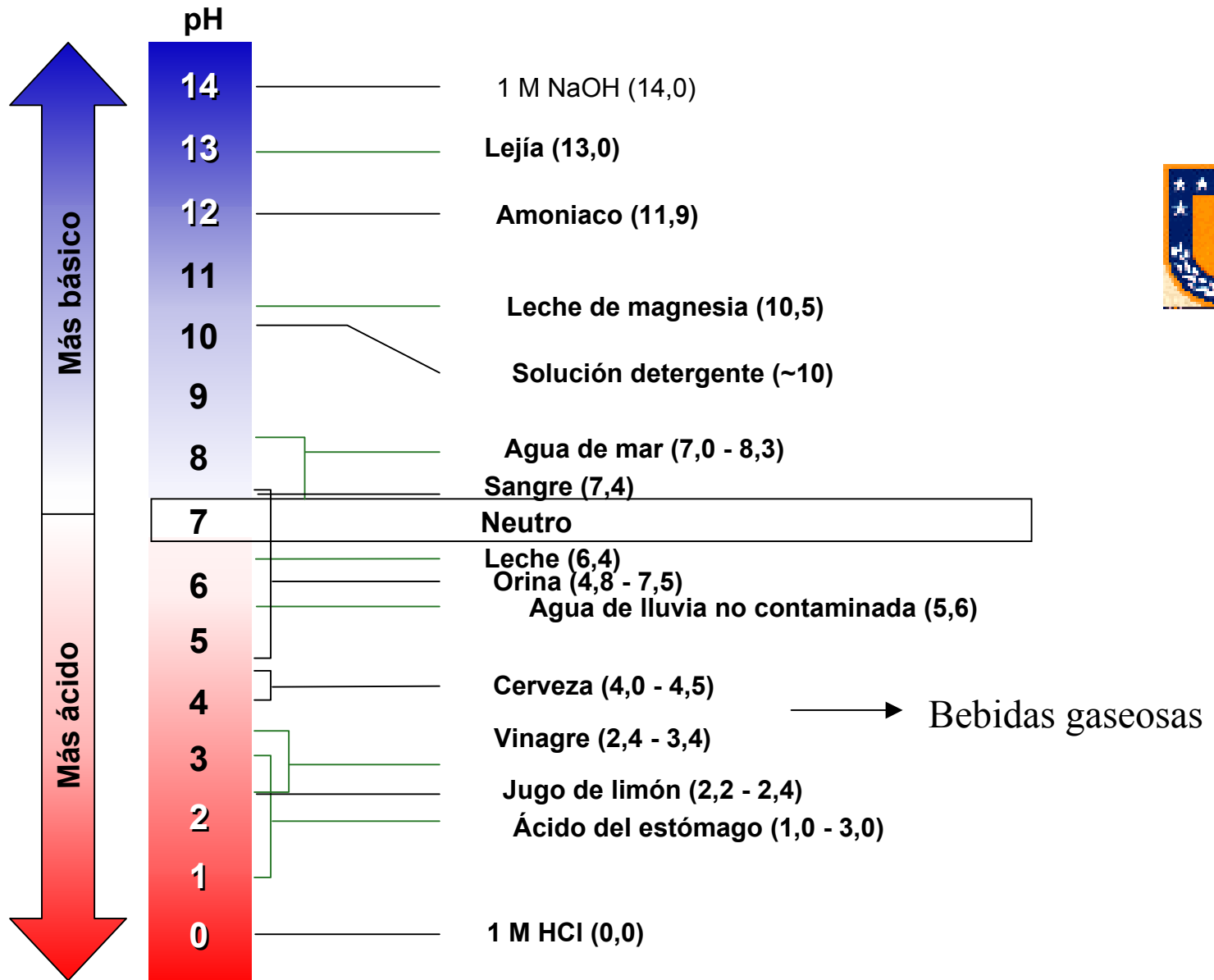


Escalas de acidez

	$[H^+]$	pH	$[OH^-]$	pOH
Más básico ↑	1×10^{-15}	15,0	1×10^1	-1,0
	1×10^{-14}	14,0	1×10^0	0,0
	1×10^{-13}	13,0	1×10^{-1}	1,0
	1×10^{-12}	12,0	1×10^{-2}	2,0
	1×10^{-11}	11,0	1×10^{-3}	3,0
	1×10^{-10}	10,0	1×10^{-4}	4,0
	1×10^{-9}	9,0	1×10^{-5}	5,0
	1×10^{-8}	8,0	1×10^{-6}	6,0
Neutro	1×10^{-7}	7,0	1×10^{-7}	7,0
↓ Más ácido	1×10^{-6}	6,0	1×10^{-8}	8,0
	1×10^{-5}	5,0	1×10^{-9}	9,0
	1×10^{-4}	4,0	1×10^{-10}	10,0
	1×10^{-3}	3,0	1×10^{-11}	11,0
	1×10^{-2}	2,0	1×10^{-12}	12,0
	1×10^{-1}	1,0	1×10^{-13}	13,0
	1×10^0	0,0	1×10^{-14}	14,0
	1×10^1	-1,0	1×10^{-15}	15,0



Algunos ejemplos:



Problema 1.



Ordene las siguientes soluciones de la más básica a la más ácida:

a) $\text{pOH} = 5$

b) $[\text{H}^+] = 10^{-11} \text{ M}$

c) $[\text{OH}^-] = 6 \times 10^{-7} \text{ M}$

d) $\text{pH} = 9$

e) $\text{pOH} = 9$

f) $\text{pH} = 7,78$

Solución:



Para comparar es necesario expresar todos los valores dados en la misma unidad.

Como la mayoría de los valores están en pH o en pOH es conveniente escoger una de estos.

Si todos se expresan como pH se tiene que:

a) $\text{pH} = 9$

b) $\text{pH} = 11$

c) $[\text{H}^+] = 10^{-14}/6 \times 10^{-7} = 1,67 \times 10^{-8} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 7,78$

d) $\text{pH} = 9$

e) $\text{pH} = 5$

f) $\text{pH} = 7,78$

a) $\text{pH} = 9$

b) $\text{pH} = 11$



c) $[\text{H}^+] = 10^{-14}/6 \times 10^{-7} = 1,67 \times 10^{-8} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 7,78$

d) $\text{pH} = 9$

e) $\text{pH} = 5$

f) $\text{pH} = 7,78$

e)

c)= f)

a) = d)

b)

más ácida

más básica

pH

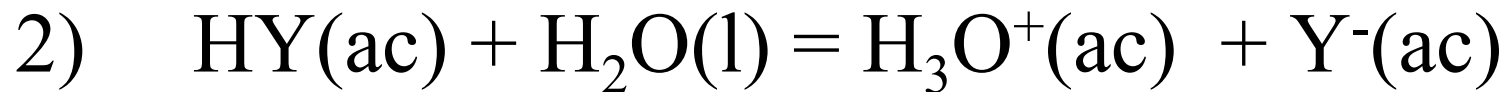
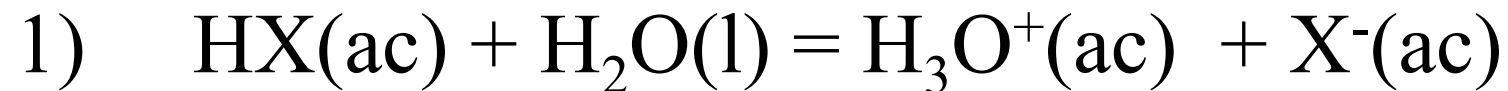
Orden creciente de acidez: b) a) = d) c) = f) e)

Fuerza relativa de ácidos



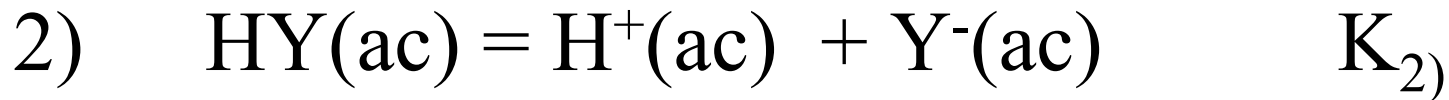
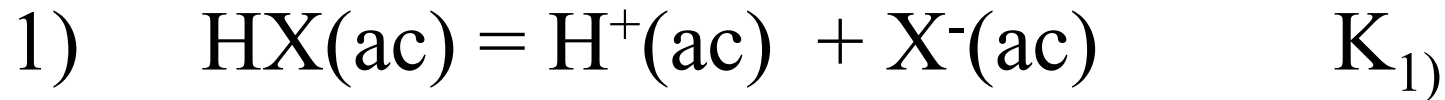
Sean dos ácidos cuyas fuerza ácida se desea comparar. La fuerza de cada uno de estos ácidos se mide con respecto del agua (base).

Las reacciones son:





Ambas reacciones se pueden escribir en forma más simple como sigue con sus respectivas constantes de equilibrio a T:



Estas reacciones se conocen como “reacciones de disociación” del ácido, su constante de equilibrio se denomina “constante de disociación ácida” y se designa por K_a .



Luego se tienen que para las reacciones:



Cada ácido tiene un valor de K_a a cada temperatura.

La reacción que tiene el mayor valor de K_a ,
presenta mayor conversión y en consecuencia
genera (a partir de una misma condición
inicial) mayor concentración de H^+ .



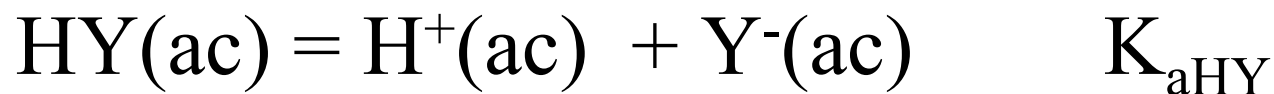
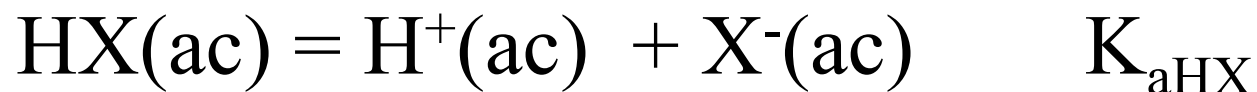
Esta mayor concentración de H^+ es indicación
de mayor fuerza ácida.

Se concluye entonces que:

Mientras más alto es el valor de K_a de
un ácido, más fuerte es el ácido.



Si para los ácidos HX y HY que se comparan:



$K_{\text{aHX}} > K_{\text{aHY}} \Rightarrow$ HX es más fuerte que HY

$K_{\text{aHX}} < K_{\text{aHY}} \Rightarrow$ HY es más fuerte que HX



La mayoría de los ácidos son débiles.

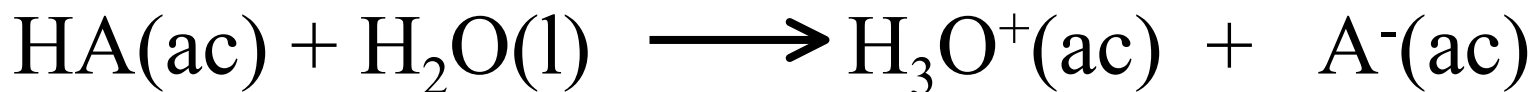
Sin embargo existen algunos ácidos fuertes.

Los ácidos fuertes son electrolitos fuertes y para los fines prácticos se supone que disocian completamente en agua.



Ejemplo:

Si HA es un ácido fuerte, entonces la reacción de disociación ocurre 100%:



o simplemente:



La disociación completa del ácido HA significa que en el sistema no existe la forma HA puesto que todo se ha disociado en iones H^+ y A^- .

Si falta la especie HA, no existe equilibrio con respecto de la reacción de disociación.

Si se intenta expresar un equilibrio, éste debería satisfacer:

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



pero como el sistema no tiene HA $\Rightarrow [HA] = 0$
 K_a tendería a infinito, esto es K_a de un ácido fuerte debería ser infinitamente grande, lo que no tiene sentido.

- Los ácidos fuertes están 100% disociados.
- No establecen equilibrio de disociación.
- No tienen constante de equilibrio de disociación.



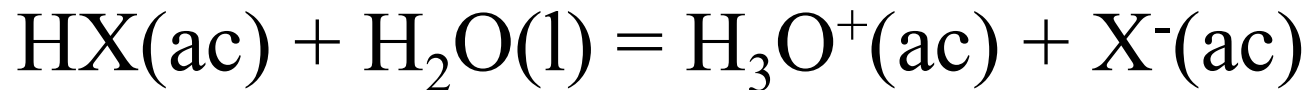
Los siguientes ácidos son fuertes:

HCl; HBr; HI; HNO₃; HClO₄; H₂SO₄ (en su primera disociación)

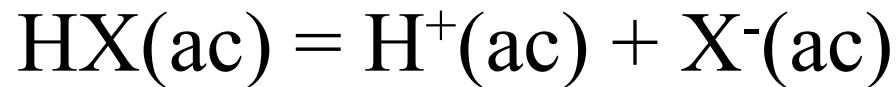


Los ácidos débiles disocian parcialmente.

Si HX es un ácido débil, la reacción de disociación:



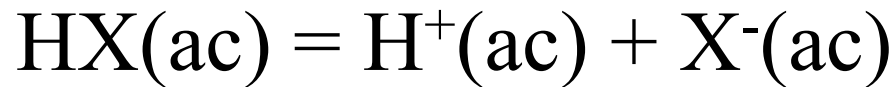
o su equivalente:



ocurre parcialmente y por lo tanto se establece un equilibrio entre las especies presentes HX (ácido que queda sin disociar), H^+ y X^- .



El equilibrio de la reacción de disociación de un ácido débil:



está regulado por su constante de equilibrio de disociación del ácido, K_a , cuya expresión es:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{X}^-]}{[\text{HX}]}$$

El valor de K_a es por lo general 10^{-2} o menor.



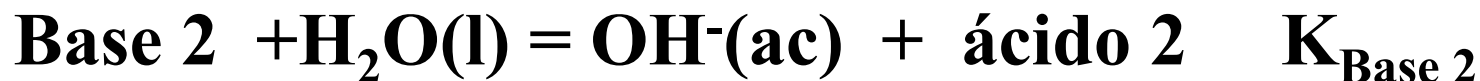
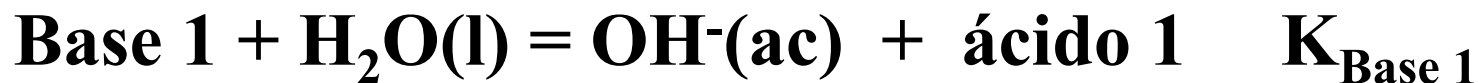
Algunos ejemplos de ácidos débiles y sus K_a a 25°C en solución acuosa son:

	K_a
ácido cloroso, HClO_2	$1,12 \times 10^{-2}$
ácido nitroso, HNO_2	$7,1 \times 10^{-4}$
ácido fluorhídrico, HF	$6,8 \times 10^{-4}$
ácido acético, CH_3COOH	$1,8 \times 10^{-5}$
ácido hipocloroso, HClO	$2,9 \times 10^{-8}$
ácido cianhídrico, HCN	$6,2 \times 10^{-10}$
ácido bórico, H_3BO_3	$5,8 \times 10^{-10}$

Fuerza relativa de bases.

La fuerza relativa entre bases se compara en forma análoga a la presentada para el caso de los ácidos.

Cada base se hace reaccionar con agua y la reacción de mayor K (mayor extensión) da cuenta de la base más fuerte.

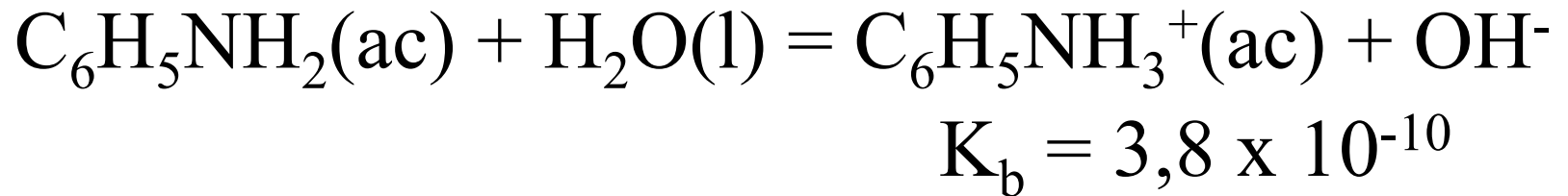
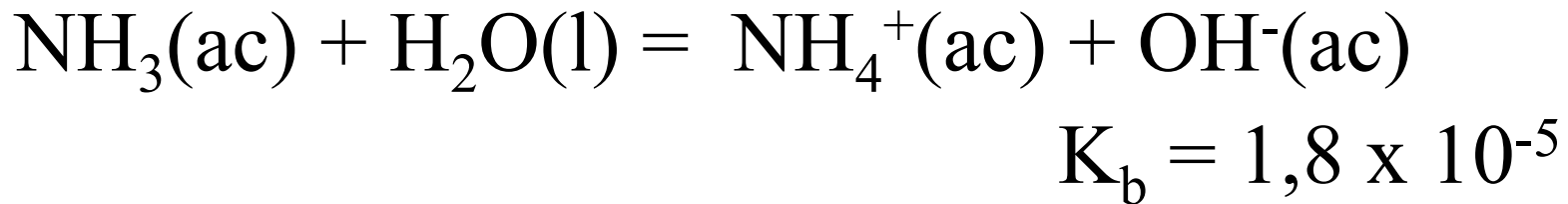


Si $K_{\text{Base 1}} > K_{\text{Base 2}}$ entonces Base 1 más fuerte que Base 2



Ejemplo.

A 25°C las constantes de las reacciones son:



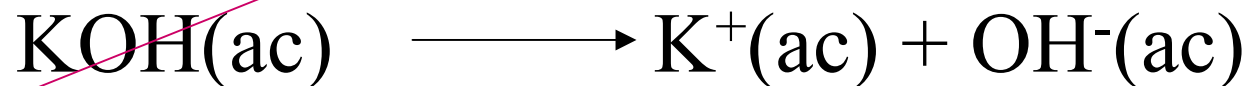
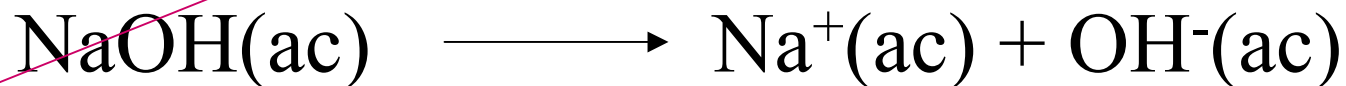
Por lo tanto NH_3 es base más fuerte que $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$



La mayoría de las bases son débiles.

Las bases fuertes son aquellas que disocian completamente en agua para dar ion OH⁻.

Ejemplos:





- Las bases fuertes están 100% disociadas.
- No establecen equilibrio de disociación.
- No tienen constante de equilibrio de disociación.

Ejemplos de bases fuertes:

LiOH; NaOH; KOH; RbOH; CsOH; Mg(OH)₂;
Ca(OH)₂; Sr(OH)₂; Ba(OH)₂



El equilibrio de la “reacción de disociación de una base débil”, B, es:



y está regulado por su constante de equilibrio de disociación de la base, K_b , cuya expresión es:

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

El valor de K_b es por lo general 10^{-2} o menor.



Algunos ejemplos de bases débiles y sus K_b a 25°C en solución acuosa son:

	K_b
etilamina, $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$	$5,6 \times 10^{-4}$
metilamina, CH_3NH_2	$4,4 \times 10^{-4}$
amoníaco, NH_3	$1,8 \times 10^{-5}$
piridina, $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$	$1,7 \times 10^{-9}$
anilina, $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$3,8 \times 10^{-10}$

Fuerza relativa de pares conjugados ácido-base.



Considérese el par conjugado ácido-base:



ácido

base



ácido débil



base fuerte

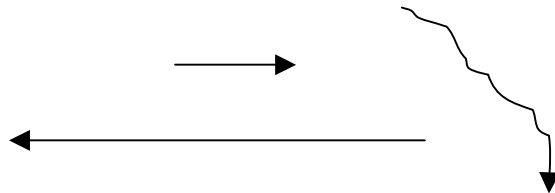


Base

ácido



Base débil



ácido conjugado fuerte

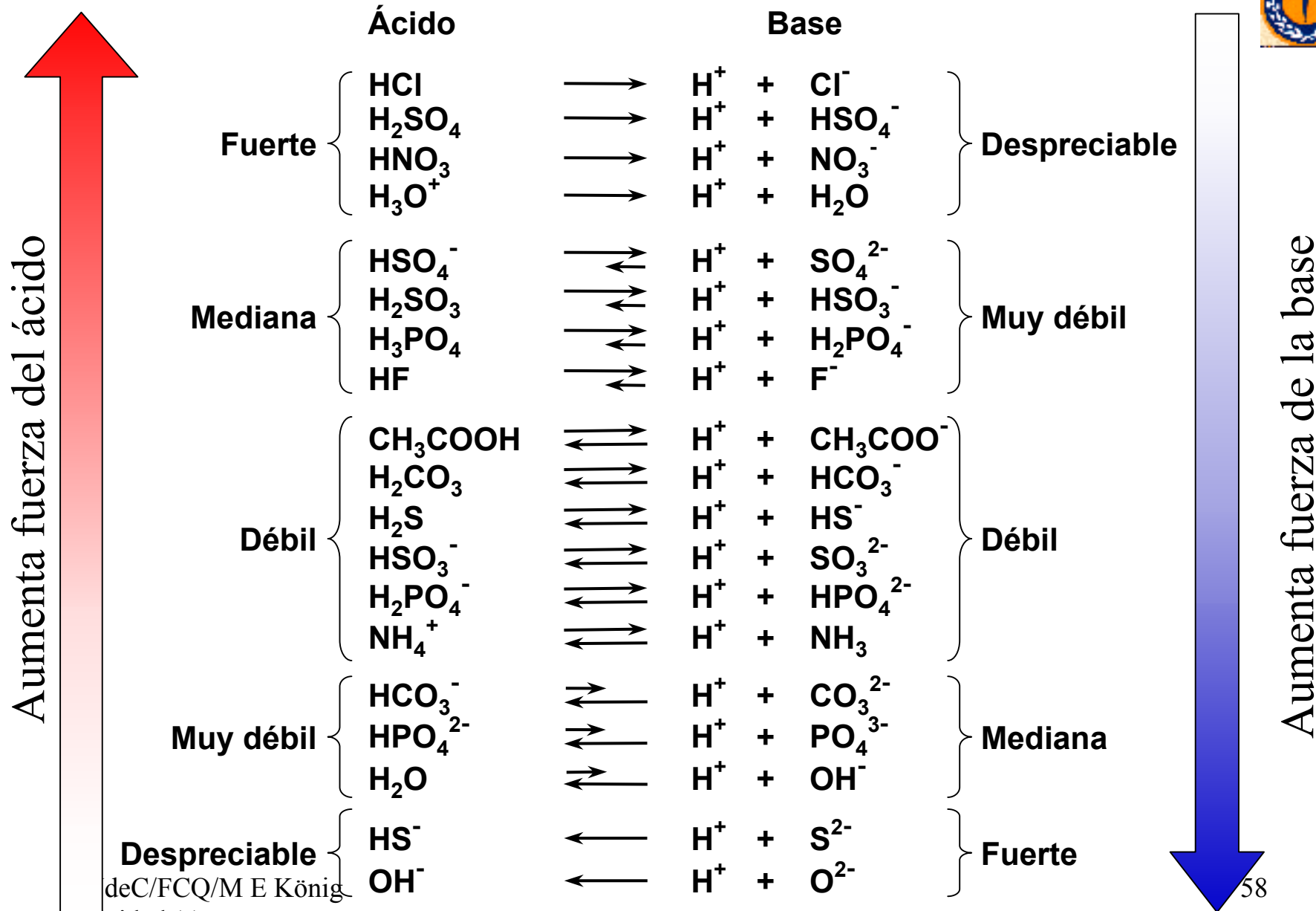


En un par conjugado:

Si el ácido es débil su base conjugada es fuerte.

Si la base es débil, su ácido conjugado es fuerte.

FUERZA DE PARES CONJUGADOS



Problemas de equilibrio ácido-base.



Problema 2.

Calcule el pH y el % de disociación del ácido nitroso en las siguientes soluciones (acuosas):

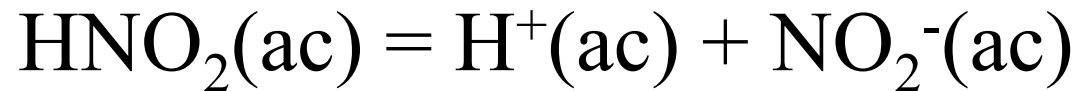
- a) HNO_2 1,0 M
- b) HNO_2 0,10 M
- c) HNO_2 0,01M



Solución:

El ácido nitroso es débil \Rightarrow establece equilibrio. K_a del $\text{HNO}_2 = 4,5 \times 10^{-4}$

a) HNO_2 1,00 M



M, inicial)	1,00	0	0
-------------	------	---	---

M, cambio)	-x	x	x
------------	----	---	---

M, equil)	$1,00 - x$	x	x
-----------	------------	---	---



$$K_a = \frac{[H^+][NO_2^-]}{[HNO_2]} = 4,5 \times 10^{-4}$$

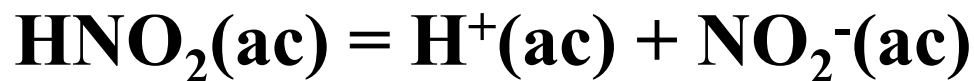
$$\frac{x^2}{1,00 - x} = 4,5 \times 10^{-4}$$

$$x = 0,0212 \text{ M} \Rightarrow [H^+] = 0,0212 \text{ M}$$

$$pH = -\log(0,0212) \Rightarrow pH = 1,67$$

$$\% \text{disoc} = \frac{0,0212 \text{ mol / L}}{1,00 \text{ mol / L}} \times 100 = 2,12\%$$

b) HNO_2 0,10 M



M, inicial) 0,10 0 0

M, cambio) -x x x

M, equil) 0,10 - x x x

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = 4,5 \times 10^{-4}$$

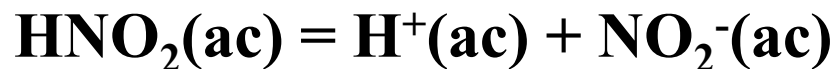
$$\frac{x^2}{0,10 - x} = 4,5 \times 10^{-4}$$

$$x = 0,0067 \text{ M} \Rightarrow [\text{H}^+] = 0,0067 \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 2,17$$

$$\% \text{ disoc} = 0,0067 \times 100/0,10 = 6,7 \%$$



c) HNO₂ 0,01 M



M, inicial) 0,01 0 0

M, cambio) -x x x

M, equil) 0,01 - x x x

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = 4,5 \times 10^{-4}$$

$$\frac{x^2}{0,01 - x} = 4,5 \times 10^{-4}$$

$$x = 0,00212 \text{ M} \Rightarrow [\text{H}^+] = 0,00212 \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = 2,67$$

$$\% \text{ disoc} = 0,00212 \times 100/0,01 = 21,2 \%$$

Resumen de respuestas y conclusión:



HNO₂(ac) inicial	pH	% disociación	
1,00 M	1,67	2,12	más ácida
0,10 M	2,17	6,7	
0,01 M	2,67	21,2	menos ácida

Mientras menor es la concentración del ácido débil mayor es su grado de disociación y menos ácida es la solución

Problema 3.



El pH de una solución 0,20 M de una base débil es 10,5. Calcule la constante de disociación de la base débil.

Solución.



Sea la base B débil, luego la reacción es:



M, i)	0,20	0	0
--------------	-------------	----------	----------

M, c)	-x	x	x
--------------	-----------	----------	----------

M, eq)	0,20-x	x	x
---------------	---------------	----------	----------

Pero el pH de la solución (en equilibrio) es 10,5 luego
 $\text{pOH} = 3,5 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 3,16 \times 10^{-4} \text{ M} \Rightarrow x = 3,16 \times 10^{-4} \text{ M}$

$$[\text{HB}^+] = 3,16 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{B}] = 0,20 - 3,16 \times 10^{-4} = 0,199 \text{ M} = 0,20 \text{ M}$$



$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} = \frac{(3,16 \times 10^{-4})^2}{0,20}$$

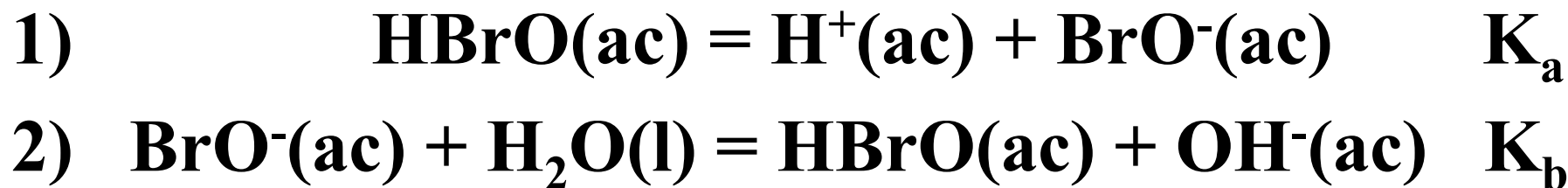
$$K_b = 5 \times 10^{-7}$$

Relación entre K_a y K_b de un par ácido-base conjugado.



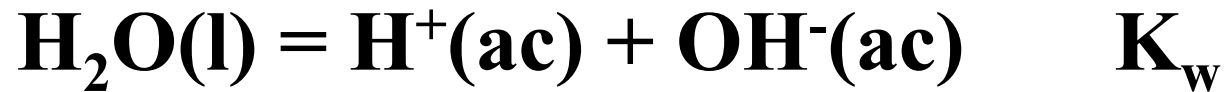
Cosidérese el par ácido-base conjugado HBrO y BrO⁻.

Las reacciones que manifiestan el comportamiento como ácido y como base, son respectivamente:





La suma de las reacciones 1) y 2) es:



Entonces debe cumplirse que:

$$K_w = K_a K_b$$

El producto de las constantes K_a de un ácido y K_b de su base conjugada es igual a la Constante K_w .



Ejemplos.

1.- K_a de HBrO es $2,3 \times 10^{-9}$, determine el valor de K_b para su base conjugada.

Para el par ácido-base HBrO y BrO^- se cumple: $K_a K_b = K_w$

De aquí: $K_b = K_w / K_a$

$$K_b = 10^{-14} / 2,3 \times 10^{-9}$$

$$K_b = 4,3 \times 10^{-6}$$

Comparando K_b y $K_a \Rightarrow$ el BrO^- como base es más fuerte que el HBrO como ácido.

2.- K_b para la base NH_3 es $1,8 \times 10^{-5}$. ¿Qué valor tiene K_a para NH_4^+ ?



NH_3 y NH_4^+ es par base-ácido conjugado, luego:

$$K_a K_b = K_w$$

$$K_a = K_w / K_b$$

$$K_a = 10^{-14} / 1,8 \times 10^{-5} = 5,6 \times 10^{-10}$$

La base NH_3 es más fuerte que su ácido conjugado NH_4^+ .

Modificaciones de equilibrios de disociación de ácidos y de bases débiles.



Los estados de equilibrio de soluciones de ácidos y de bases débiles pueden ser alterados toda vez que el sistema reciba un efecto que haga a Q distinto de K .

El sistema responde a esta alteración siguiendo el principio de Le Châtelier:

“la reacción se desplaza en la dirección que disminuye el efecto causado”.

Problema 4.



Calcule la concentración de H^+ en solución:

- a) 0,10 M de HBrO**
- b) 0,10 M de HBrO y 0,05 M de NaBrO**
- c) 0,10 M de HBrO y 0,10 M de NaBrO**

Solución.



a) **0,10 M HBrO**



i) **0,10** **0** **0**

eq) **0,10-x** **x** **x**

$$K_a = \frac{x^2}{0,10 - x} = 2,3 \times 10^{-9}$$

$$\boxed{x = [\text{H}^+] = 1,52 \times 10^{-5} \text{ M}}$$



b) 0,10 M HBrO y 0,05 M NaBrO

0,05 M Na⁺ y 0,05 M BrO⁻



i) 0,10 0 0,05

eq) 0,10-x x 0,05+ x

$$K_a = \frac{x(0,05 + \cancel{x})}{0,10 - \cancel{x}} = 2,3 \times 10^{-9}$$

$$\mathbf{x = [H^+] = 4,6 \times 10^{-9} \text{ M}}$$



La presencia del ion BrO^- en la solución hace que el equilibrio se desplace hacia donde el BrO^- se consume, esto es, $\text{R} \leftarrow \text{P}$, con lo cual disminuye la $[\text{H}^+]$ y la solución se vuelve menos ácida.

¿Cómo será la $[\text{H}^+]$ en la solución c)?

La solución c) tiene mayor concentración de NaBrO que la b), luego se espera que $[\text{H}^+]$ en c) sea menor que $[\text{H}^+]$ en b).

c) **0,10 M HBrO y 0,10 M NaBrO**



0,10 M Na⁺ y 0,10 M BrO⁻



i) **0,10 0 0,10**

eq) **0,10-x x 0,10+ x**



$$K_a = \frac{x(0,10 + x)}{0,10 - x} = 2,3 \times 10^{-9}$$

$$\mathbf{x = [H^+] = 2,3 \times 10^{-9} \text{ M}}$$



Resumen:



inicial		Desplazamien- to de equilibrio	$[\text{H}^+]_{\text{eq}}$
HBrO	NaBrO		
a) 0,10 M	-		$1,5 \times 10^{-5} \text{ M}$
b) 0,10 M	0,05 M		$4,6 \times 10^{-9} \text{ M}$
c) 0,10 M	0,10 M		$2,3 \times 10^{-9} \text{ M}$



El desplazamiento del equilibrio mostrado en el problema anterior se conoce como “efecto de ion común”.

La especie que produce el desplazamiento es un ion idéntico al que genera la disociación (del ácido o de la base) pero aportado por una sustancia diferente.

En el ejemplo analizado el ion BrO^- provino de NaBrO .



M, i) 0,10

0

0,10

del NaBrO

M, c) -x

x

x

M, eq)

del HBrO

Problema 5.



Compare el % de disociación del HBrO en las soluciones del problema 4:

a) 0,10 M de HBrO

b) 0,10 M de HBrO y 0,05 M de NaBrO

c) 0,10 M de HBrO y 0,10 M de NaBrO

Solución.



En las soluciones b) y c) hay efecto de ion común en la disociación del HBrO.

La solución con mayor concentración de BrO^- presenta el mayor efecto.

Por lo tanto el % de disociación del HBrO en las soluciones cambia como se indica:

solución a) > solución b) > solución c)

% de disociación del HBrO disminuye 

Problema 6.



¿Cuál de las siguientes soluciones:

1) NH_3 0,20 M

2) NH_3 0,20 M y NH_4Cl 0,03 M

3) NH_3 0,20 M y NH_4NO_3 0,10 M

4) NH_3 0,20 M y NaCl 0,10 M

a) presenta menor grado de disociación,

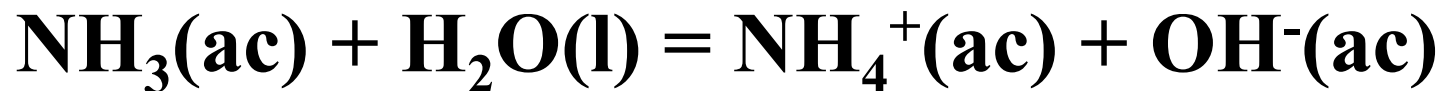
b) presenta mayor grado de disociación,

c) tiene menor pH

d) es la más básica



En las soluciones dadas la especie débil es el NH_3 y su reacción es:



El ion común que puede desplazar el equilibrio es NH_4^+ .

Las soluciones que tienen ion NH_4^+ son la 2) y la 3)



El mayor efecto del ion NH_4^+ ocurre en la solución donde su concentración es mayor.

- 1) NH_3 0,20 M **No hay ion común**
- 2) NH_3 0,20 M y NH_4Cl 0,03 M
- 3) NH_3 0,20 M y NH_4NO_3 0,10 M
- 4) NH_3 0,20 M y NaCl 0,10 M



M, inicial		Desplazamiento de equilibrio	% disoc.	pH
NH ₃	NH ₄ ⁺			
a) 0,20	-	no	Mayor, igual que d)	Mayor (+ básica)
b) 0,20	0,03	sí ←		
c) 0,20	0,10	sí ←	Menor	menor
d) 0,20	-	no	Mayor, igual que a)	Mayor

Acidos polipróticos.



Las especies que son ácidos pueden tener uno o más átomos de H ionizables.

Los ácidos que tienen:

- un H se denominan monopróticos. Ej HF, HCN, CH₃COOH ← Sólo este
- dos H => dipróticos. Ej: H₂CO₃, H₂S, etc.
- Tres H => tripróticos. Ej: H₃PO₄



Los ácidos polipróticos liberan los iones H^+ en etapas sucesivas.

Ejemplos:

ácido carbónico, H_2CO_3

Las etapas de disociación son:





Ácido fosfórico, H_3PO_4





Los ácidos polipróticos tienen tantas constantes de disociación como iones hidrógenos puedan liberar.

Las constantes se designan por K_{a1} ; K_{a2} ...

y los valores de éstas son siempre:

$$K_{a1} > K_{a2} > \dots$$

¿Por qué?

Recomendaciones para resolver con éxito problemas de equilibrio.



- 1.- Identifique todas especies (iónicas y no iónicas) presentes inicialmente en el sistema.
- 2.- Escriba todas las reacciones posibles sólo entre las especies iniciales con sus respectivas K .
- 3.- Resuelva el equilibrio de la reacción de mayor K (reacción de mayor conversión \Rightarrow reacción principal, RP).
- 4.- Satisfaga por sustitución el resto de los equilibrios.

Problema 7.



Calcule la concentración (en el equilibrio) de todas las especies presentes en una solución de ácido carbónico 0,02 M.

inicial
H_2CO_3 0,02 M
H_2O

En el equilibrio existen todas las especies que derivan del H_2CO_3 y del H_2O

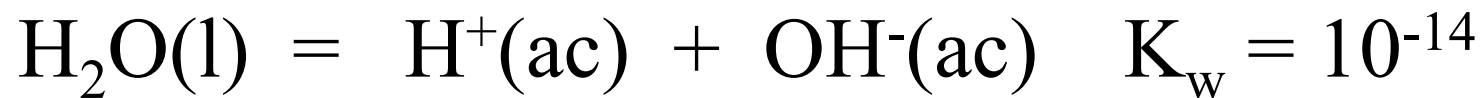
H_2CO_3	H^+
HCO_3^-	CO_3^{2-}
OH^-	H_2O



1.- Especies iniciales en el sistema:



2.- Reacciones posibles entre especies iniciales:



La segunda reacción es la principal por tener mayor valor de K. \Rightarrow se resuelve su equilibrio



3.- Se resuelve el equilibrio de la reacción principal:



i) 0,02 0 0

c) -x x x

eq) 0,02-x x x

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = 4,2 \times 10^{-7}$$

$$\frac{x^2}{(0,02 - x)} = 4,2 \times 10^{-7}$$

$$x = 9,2 \times 10^{-5} \text{ M}$$



$$[\text{H}^+] = [\text{HCO}_3^-] = x = 9,2 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] = 0,02 - x = 0,0199 \leftarrow 0,02 \text{ M}$$

El equilibrio principal (primera disociación del H_2CO_3) fija las concentraciones de equilibrio de todas las especies involucradas en esa reacción. En este caso esas especies son H_2CO_3 , H^+ y HCO_3^- en el equilibrio.

Por lo tanto todas las otras condiciones de equilibrio que deba satisfacer el sistema tienen que respetar las concentraciones ya determinadas por la RP (reacción principal).



4.- Las otras condiciones de equilibrio que debe satisfacer el sistema son las de las reacciones:

- del agua $\Rightarrow [H^+] [OH^-] = 10^{-14}$

de donde $[OH^-] = 10^{-14}/9,2 \times 10^{-5} = 1,1 \times 10^{-10} \text{ M}$

- la segunda etapa de disociación del ácido carbónico:



eq) $9,2 \times 10^{-5}$ $9,2 \times 10^{-5}$ $y=?$



cuya condición de equilibrio es:

$$K_{a2} = \frac{[\cancel{H^+}][\text{CO}_3^{2-}]}{[\cancel{\text{HCO}_3^-}]} = 4,8 \times 10^{-11}$$

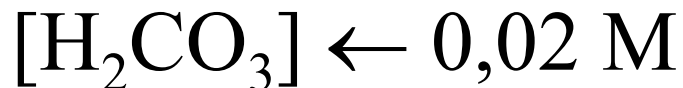
$$y = 4,8 \times 10^{-11}$$

$$\text{por tanto } [\text{CO}_3^{2-}] = 4,8 \times 10^{-11} \text{ M}$$

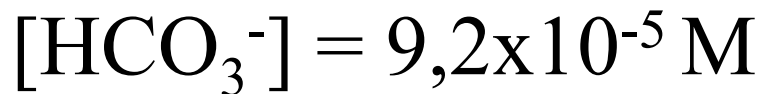
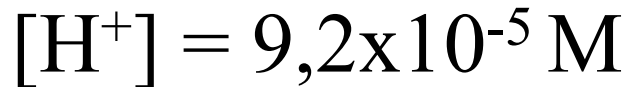


Resumen de resultados.

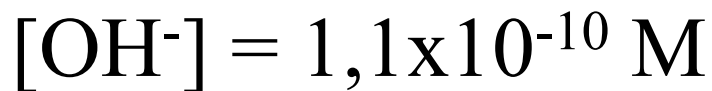
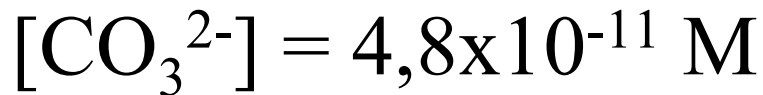
En orden decreciente las concentraciones de las especies son:



Reactante de reacción principal



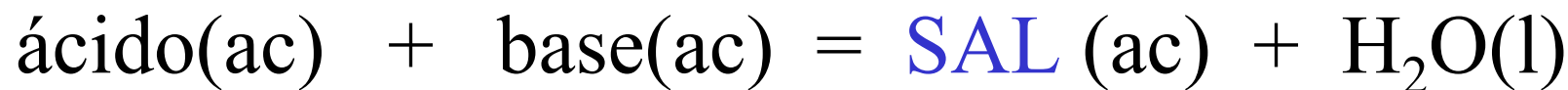
Productos de reacción principal



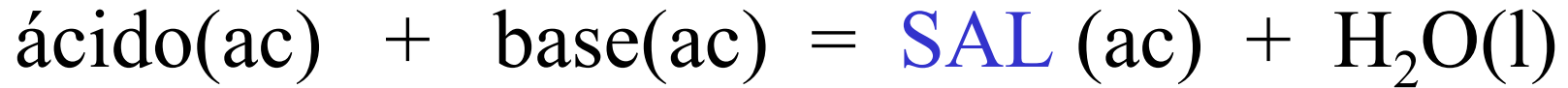
Especies involucradas en otros equilibrios

Propiedades ácido-base de sales (solubles en agua).

Se denomina SAL a un compuesto iónico formado en la reacción entre un ácido y una base:



La parte de la sal que proviene del **ácido** se denomina **anión**. El anión tiene carga negativa. La otra parte proviene de la **base**, se denomina **cación**. El catión es un ion de carga positiva.



SAL (ac)



Cación(ac)
(carga positiva)

proviene de la base

Es ácidoconjugado
(de la base)

Anión(ac)
(carga negativa)

proviene del ácido

Es base conjugada
(del ácido)



Las sales solubles en agua son electrolitos fuertes, están 100% disociadas en iones.:

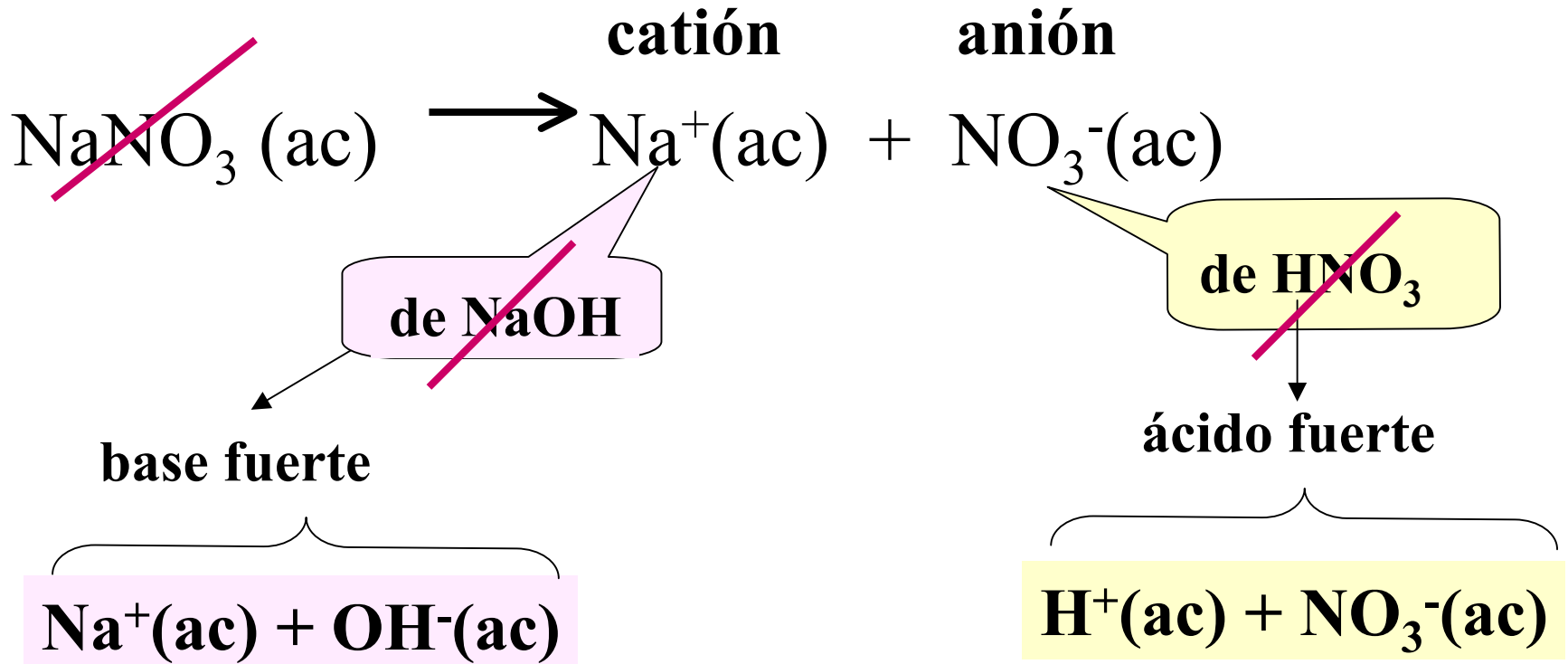


Los equilibrios que involucran sales poco solubles en agua se estudiarán en la unidad siguiente.

Ejemplos de soluciones acuosas de sales.

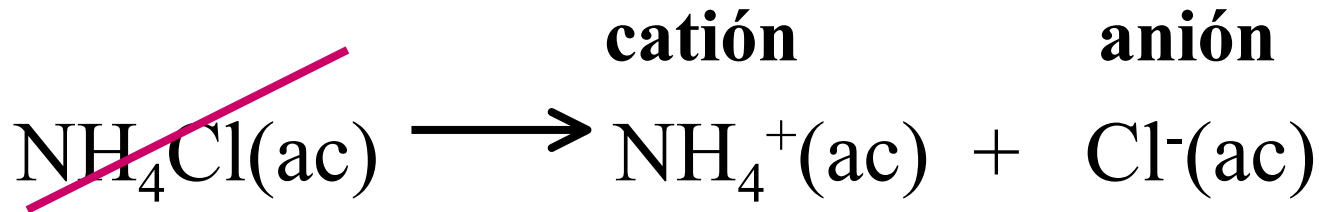


1) Solución de $\text{NaNO}_3(\text{ac})$



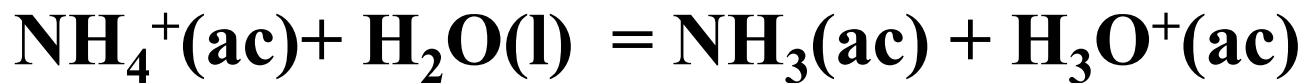
Los iones Na^+ y NO_3^- permanecen sin cambio en la solución. \Rightarrow La sal NaNO_3 es neutra.

2) Solución de $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{ac})$



**Proviene de base débil
⇒ reacciona para formar
la base débil**

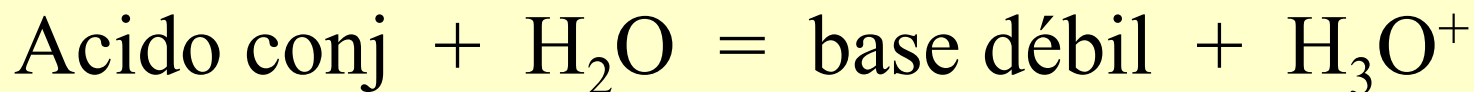
**Proviene de ácido
fuerte ⇒ no cambia**



Hidrólisis ácida



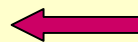
Los cationes de bases débiles se hidrolizan para formar la base débil:



La hidrólisis es ácida porque genera iones H^+ .

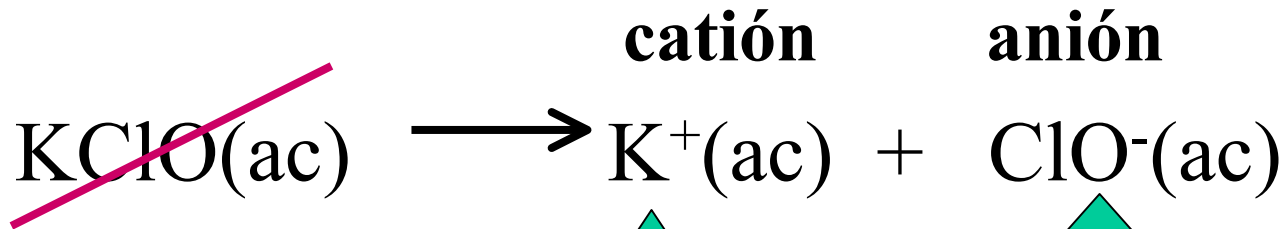
La constante de equilibrio de la reacción de hidrólisis es se designa por K_h y es igual:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$



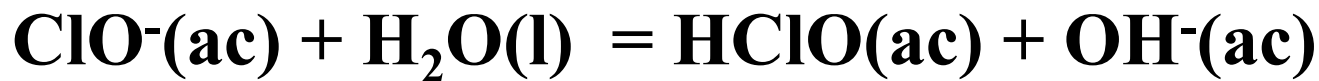
verifique

3) Solución de KClO(ac)



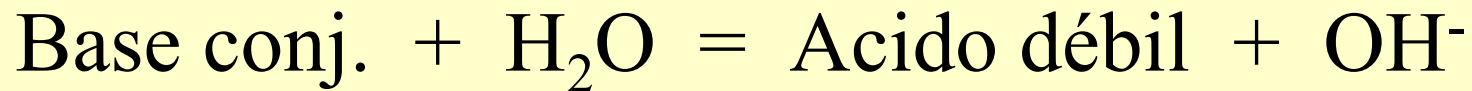
Proviene de base fuerte
 \Rightarrow no cambia

Proviene de ácido débil
 \Rightarrow reacciona para formar el ácido débil.



Hidrólisis básica

Los aniones de ácidos débiles se hidrolizan para formar el ácido débil:



La hidrólisis es básica porque genera iones OH^- .

La constante de equilibrio de la reacción de hidrólisis es se designa por K_h y es igual:

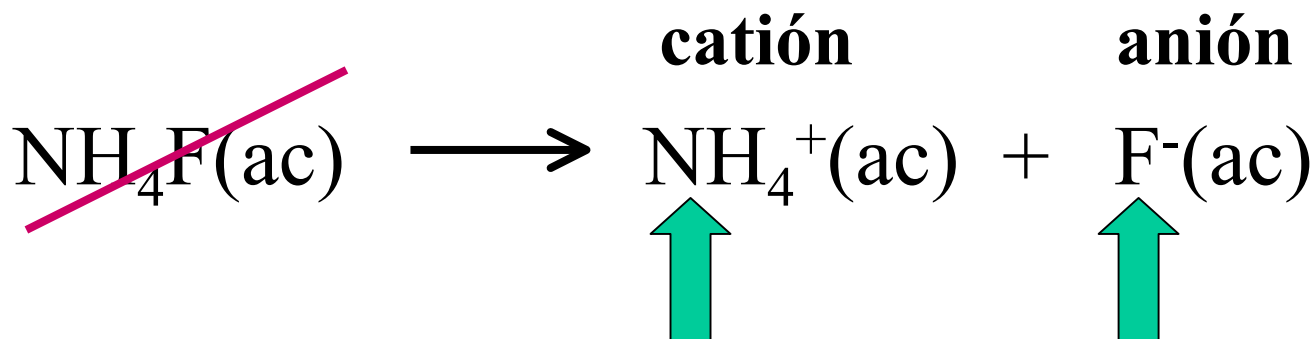
$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$



verifique

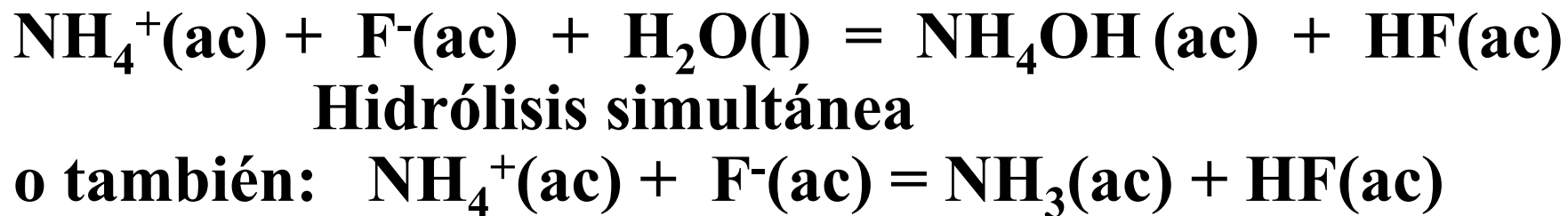
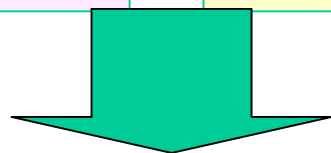


4) Solución de $\text{NH}_4\text{F}(\text{ac})$

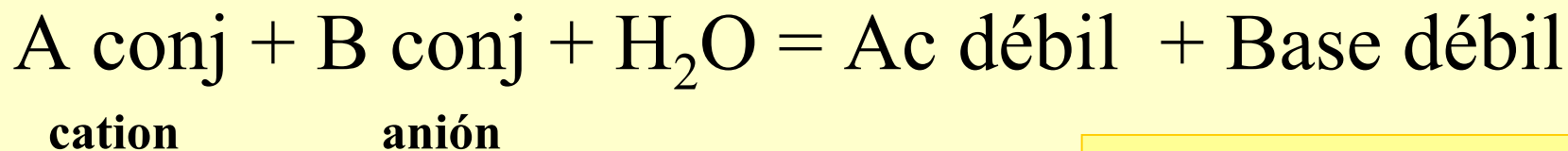


Proviene de base débil
 \Rightarrow reacciona para formar
la base débil

Proviene de ácido débil
 \Rightarrow reacciona para formar
el ácido débil



La presencia simultánea de cationes de bases débiles y de aniones de ácidos débiles conduce a una sola reacción de hidrólisis, para formar la base débil y el ácido débil, respectivamente:



verifique \longrightarrow

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \times K_b}$$

La hidrólisis simultánea es:

ácida si el A conj es más fuerte que la B conj
básica si la B conj es más fuerte que el A conj.

Problema 8.



- a) Calcule el pH de una solución 0,25 M de acetato de sodio, CH_3COONa .
- b) Calcule el % de hidrólisis del ion acetato.
- c) Calcule el pH y el % de hidrólisis en soluciones:
0,50 M de CH_3COONa
1,00 M de CH_3COONa

Compare y analice sus resultados.

Solución.



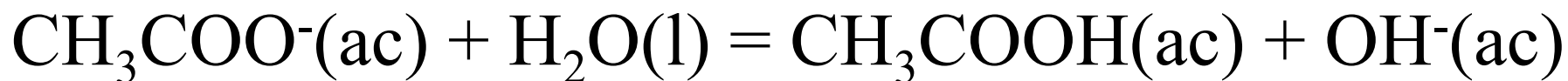
CH_3COONa 0,25 M

Especies iniciales en la solución:



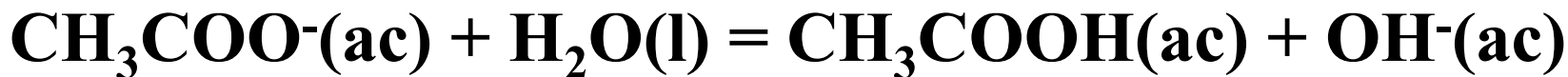
(base conj de ácido débil)

Reacciones posibles entre especies iniciales:



$$K_h = \frac{10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,6 \times 10^{-10}$$

Se resuelve el equilibrio de la reacción de hidrólisis:



$$\text{i) } 0,25 \qquad \qquad \qquad 0 \qquad \qquad \qquad 0$$

$$\text{eq) } 0,25-x \qquad \qquad \qquad x \qquad \qquad \qquad x$$

$$\begin{aligned} K_h &= \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \\ &= \frac{x^2}{0,25 - x} = 5,6 \times 10^{-10} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} x &= 1,2 \times 10^{-5} \text{ M} \\ [\text{OH}^-] &= 1,2 \times 10^{-5} \text{ M} \\ \text{pOH} &= 4,92 \end{aligned}$$

$$\text{pH} = 9,08$$



b) Calcule el % de hidrólisis del ion acetato.

De 0,25 moles de CH_3COO^- se hidrolizan (reaccionan) $1,2 \times 10^{-5}$ moles \Rightarrow

$$\% \text{ hidrólisis} = \frac{\text{moles hidrolizados}}{\text{moles iniciales}} \times 100$$

$$\% \text{ hidrólisis} = \frac{1,2 \times 10^{-5}}{0,25} \times 100$$

$$\% \text{ hidrólisis} = 0,0048 \%$$



- c) Calcule el pH y el % de hidrólisis en soluciones: 0,50 M de CH_3COONa
1,00 M de CH_3COONa

Resuma sus resultados en la tabla siguiente y analice los valores obtenidos.

$\text{CH}_3\text{COONa(ac)}$	pH	% hidrólisis
0,25 M	9,08	0,0048
0,50 M		
1,00 M		



Problema 9.

Clasifique las siguientes soluciones como ácidas, básicas o neutras:

- a) $\text{KNO}_2(\text{ac})$
- b) $\text{KNO}_3 (\text{ac})$
- c) $\text{HF}(\text{ac})$
- d) $\text{NH}_4\text{CN}(\text{ac})$
- e) $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{ac})$

Solución.



K^+ proviene de base fuerte, no reacciona

NO_2^- base conj de ácido débil

(fuerte)

\Rightarrow solución básica



Ba^{2+} de base fuerte, no reacciona

NO_3^- de ácido fuerte, no reacciona

\Rightarrow solución neutra

c) HF(ac)

ácido débil => **solución ácida**



d) NH₄CN(ac)

NH₄⁺ ácido conj de base débil

CN⁻ base conj de ácido débil

el ion NH₄⁺ $K_a = 10^{-14}/1,8 \times 10^{-5} = 5,6 \times 10^{-10}$

el ion CN⁻ $K_b = 10^{-14}/4,9 \times 10^{-10} = 2,0 \times 10^{-5}$

Es más fuerte la base CN⁻ que el ácido NH₄⁺, por lo tanto la **solución es básica**



Na^+ de base fuerte, no reacciona

CO_3^{2-} base conj de ácido débil
(fuerte)

\Rightarrow solución básica

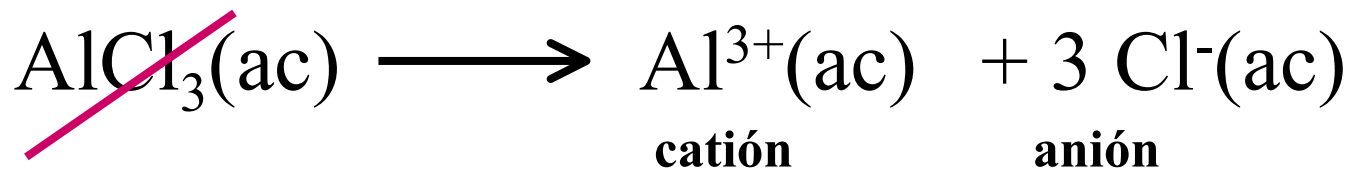
Otras sales que se hidrolizan.



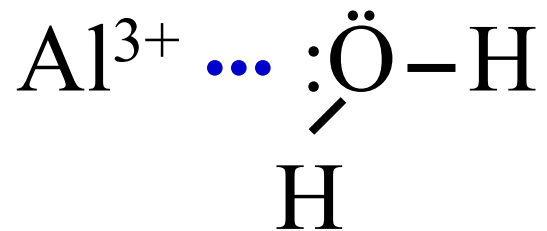
Las sales que contienen cationes muy pequeños y con cargas altas, tales como Al^{3+} , Cr^{3+} , Fe^{3+} , Bi^{3+} y Be^{2+} , generan soluciones ácidas.

Ejemplo.

En un solución de AlCl_3 (ac)



El ion Al^{3+} es pequeño y en presencia de moléculas de agua se producen fuerzas de interacción.



El ion Al^{3+} se rodea de 6 moléculas de agua formando la especie $\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$.

La interacción del aluminio con el oxígeno del agua polariza los enlaces O-H haciendo más lábil el átomo de H, por lo cual ocurre la reacción:



que corresponde a hidrólisis ácida





La reacción anterior:



se puede escribir simplemente:



Equilibrios de sistemas amortiguadores ácido-base.



Amortiguador = es algo que reduce el impacto que recibe un sistema que ha sido producido por una fuerza externa a él.

Amortiguador ácido-base = es una solución que reduce los cambios de $[H^+]$ por la adición de un ácido o de una base.



Las soluciones amortiguadoras ácido-base también se nombran:

soluciones reguladoras de pH

o

soluciones tampones.

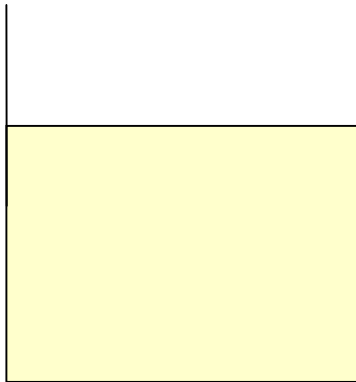
La presencia de estas soluciones amortiguadoras de pH en diversos sistemas hace que, por ejemplo:

- algunos lagos no se vuelvan ácidos a pesar que les caiga lluvia ácida,
- la sangre mantenga su pH a pesar de estar en contacto con incontables reacciones ácido-base a nivel de las células,
- el pH en un sistema químico no se altere a pesar que en él ocurran reacciones que producen o consumen iones H^+ o iones OH^- .





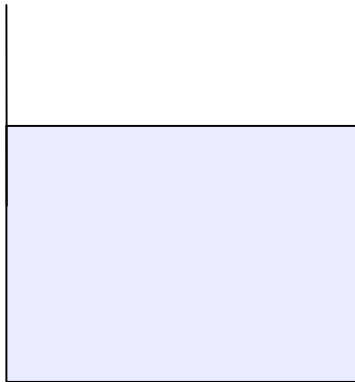
Solución cualquiera



Si se agrega pequeña cantidad de:

- ácido fuerte, su pH disminuye
- base fuerte, su pH aumenta

Solución con tampón



Si se agrega pequeña cantidad de:

- ácido fuerte, su pH no cambia
- base fuerte, su pH no cambia

¿En qué consiste una solución amortiguadora de pH (solución tampón)?



Para resistir la adición de un ácido o de una base fuertes sin que cambie significativamente el pH, una solución amortiguadora debe contener un **componente ácido** que pueda reaccionar con los OH^- que se adicionan y un **componente básico** que pueda reaccionar con los iones H^+ que se le adicionen.

Los componentes ácido y base no pueden ser cualesquiera porque dentro de la solución ellos se neutralizarían.



Los componentes ácido y base de una solución tampón pueden ser:

- un par conjugado ácido-base de un ácido débil
- un par conjugado ácido-base de una base débil
- un anfolito (de un ácido poliprótico débil)



Ejemplos de soluciones amortiguadoras de pH.

1. Solución HBrO y NaBrO
2. Solución NH_4Cl y NH_3
3. Solución H_3PO_4 y NaH_2PO_4
4. Solución de KHCO_3



Problema 10.

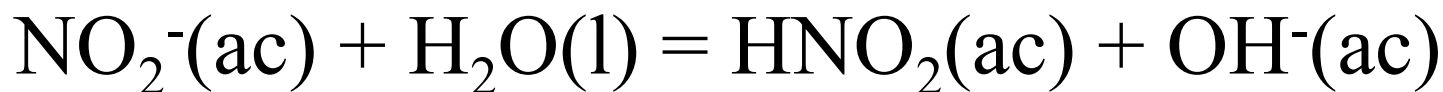
Calcule el pH de una solución 0,50 M de HNO_2 y 0,50 M de KNO_2 .

Solución.



1.- Especies iniciales: HNO_2 ; K^+ ; NO_2^- ; H_2O

2.- Reacciones posibles:



$$K_h = 1,4 \times 10^{-11}$$





3.- Se resuelve la RP (la de mayor K), en este caso es:



i) 0,50 0 0,50

Eq) 0,50-x x 0,50+x

$$\frac{[\text{H}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{x \times (0,50 + x)}{(0,50 - x)} = 7,1 \times 10^{-4}$$

$$x = [\text{H}^+] = 7,1 \times 10^{-4} \text{ M} \quad \Rightarrow \quad \text{pH} = 3,15$$

¿Cómo funciona la solución tampón?



La característica esencial de un amortiguador es que consiste de concentraciones altas de los componentes ácido (HA) y base (A^-).

Siempre y cuando las cantidades de H^+ o de OH^- que se añadan sean mucho más pequeñas que las cantidades de HA y A^- presentes originalmente, ellos tienen poco efecto en el pH, porque los H^+ son consumidos por A^- o los OH^- son consumidos por el HA.



Las concentraciones de HA y de A⁻ cambian ligeramente debido a que en ambas reacciones se manifiesta el principio de Le Châtelier:

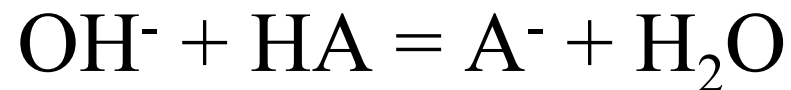
Si se añade H⁺:



→
cambio

←
**disminuye
el cambio**

Si se añade OH⁻:



→
cambio

←
**disminuye
el cambio**

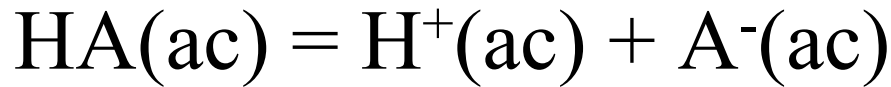
El equilibrio del tampón establece que:



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

y debido a que la razón $[HA]/[A^-]$ no cambia en forma significativa, el valor de $[H^+]$ se mantiene prácticamente invariable.

Para cualquier ácido débil HA la disociación:



tiene por expresión de K_a :

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

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

de donde:
$$-\log[\text{H}^+] = -\log K_a - \log\left(\frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]}\right)$$

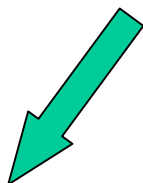
$$-\log[H^+] = -\log K_a - \log\left(\frac{[HA]}{[A^-]}\right)$$



$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log\left(\frac{[A^-]}{[HA]}\right)$$

Esta ecuación se puede generalizar para cualquier par conjugado ácido-base:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log\left(\frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]}\right)$$



Ecuación de Henderson-Hasselbalch

Capacidad e intervalo de funcionamiento de una solución tampón.



Una solución amortiguadora resiste adición de H^+ o de OH^- cuando la razón de base/ácido está comprendida en el intervalo:

$$0,1 \leq \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]} \leq 10$$

Con esto el intervalo útil pH de una solución tampón será:

$$pK_a - 1 \leq pH \leq pK_a + 1$$

Problema 11.



a) Determine el intervalo de pH que puede regular una solución de ácido hipocloroso y de hipoclorito de sodio.

Para el ácido hipocloroso $K_a = 2,9 \times 10^{-8}$.

b) Determine el pH de la solución tampón formada por ácido hipocloroso 0,15 M e hipoclorito de sodio 0,30 M.

c) Verifique su respuesta b).

Solución.



a) La solución de HClO y NaClO puede ser solución tampón porque contiene un par conjugado ácido-base. Por lo tanto se debe cumplir la ecuación:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log\left(\frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]}\right)$$

El intervalo de pH que permite regular está limitado por la condición:

$$0,1 \leq \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]} \leq 10$$

lo que conduce a que los valores límites de pH son:



$$\text{pH} = \text{pK}_a \pm 1$$

$$\text{pH} = -\log(2,9 \times 10^{-8}) \pm 1$$

$$\text{pH} = 7,54 \pm 1$$

Luego el intervalo de pH es:

$$6,54 \leq \text{pH} \leq 8,54$$



b) pH = ? de la solución tampón formada por HClO 0,15 M y NaClO 0,30 M.

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log\left(\frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]}\right)$$

$$\text{pH} = 7,54 + \log\left(\frac{0,30 \text{ M}}{0,15 \text{ M}}\right)$$

$$\text{pH} = 7,84$$

c) pH = 7,84 está dentro del intervalo determinado en a).

Problema 12.



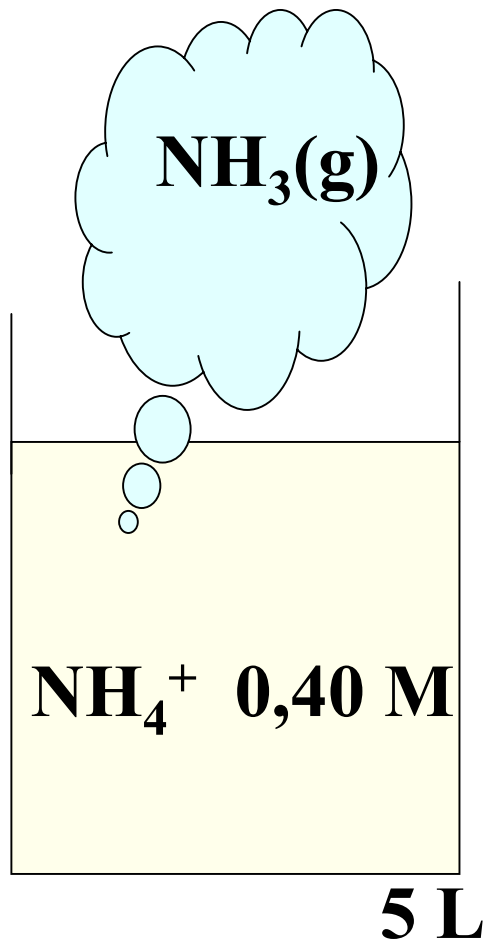
¿Qué volumen de $\text{NH}_3(\text{g})$ medido en condiciones estándar de P y T debe disolver completamente en 5 L de solución de NH_4NO_3 0,40 M para obtener una solución tampón de $\text{pH} = 9,0$?

Para $\text{NH}_3(\text{ac})$ $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$

Solución.

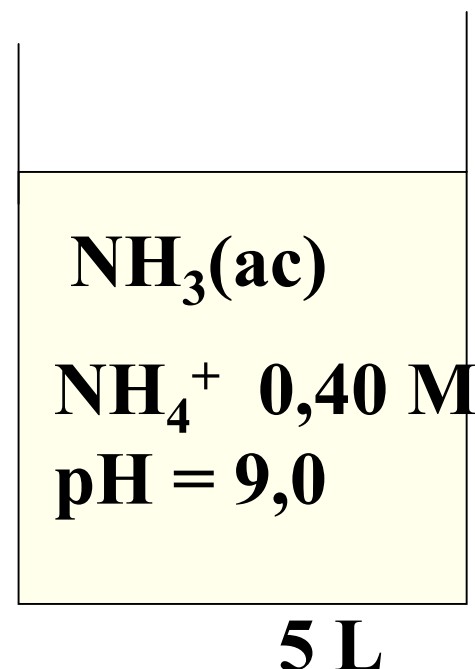


V = ? a P y T estándar



**Para formar
tampón**

→





Para la solución tampón se debe cumplir:

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log\left(\frac{[\text{base}]}{[\text{ácido}]}\right)$$

El ácido es el ion $\text{NH}_4^+(\text{ac})$ y la base es $\text{NH}_3(\text{ac})$.

Se necesita K_a del ion $\text{NH}_4^+(\text{ac})$.

Para un par conjugado ácido-base se cumple:

$$K_a K_b = K_w$$

$$\text{Luego: } K_a = 10^{-14}/1,8 \times 10^{-5} = 5,6 \times 10^{-10}$$

Reemplazando en: $\text{pH} = \text{pK}_a + \log\left(\frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}\right)$

$$9 = -\log(5,6 \times 10^{-10}) + \log\left(\frac{[\text{NH}_3]}{0,40 \text{ M}}\right)$$



$[\text{NH}_3] = 0,22 \text{ M} \Rightarrow 0,22 \text{ mol de NH}_3 \text{ en } 1 \text{ L de solución} \Rightarrow 1,10 \text{ mol de NH}_3 \text{ en } 5 \text{ L}$. Deben disolverse completamente 1,10 mol de $\text{NH}_3(\text{g})$:

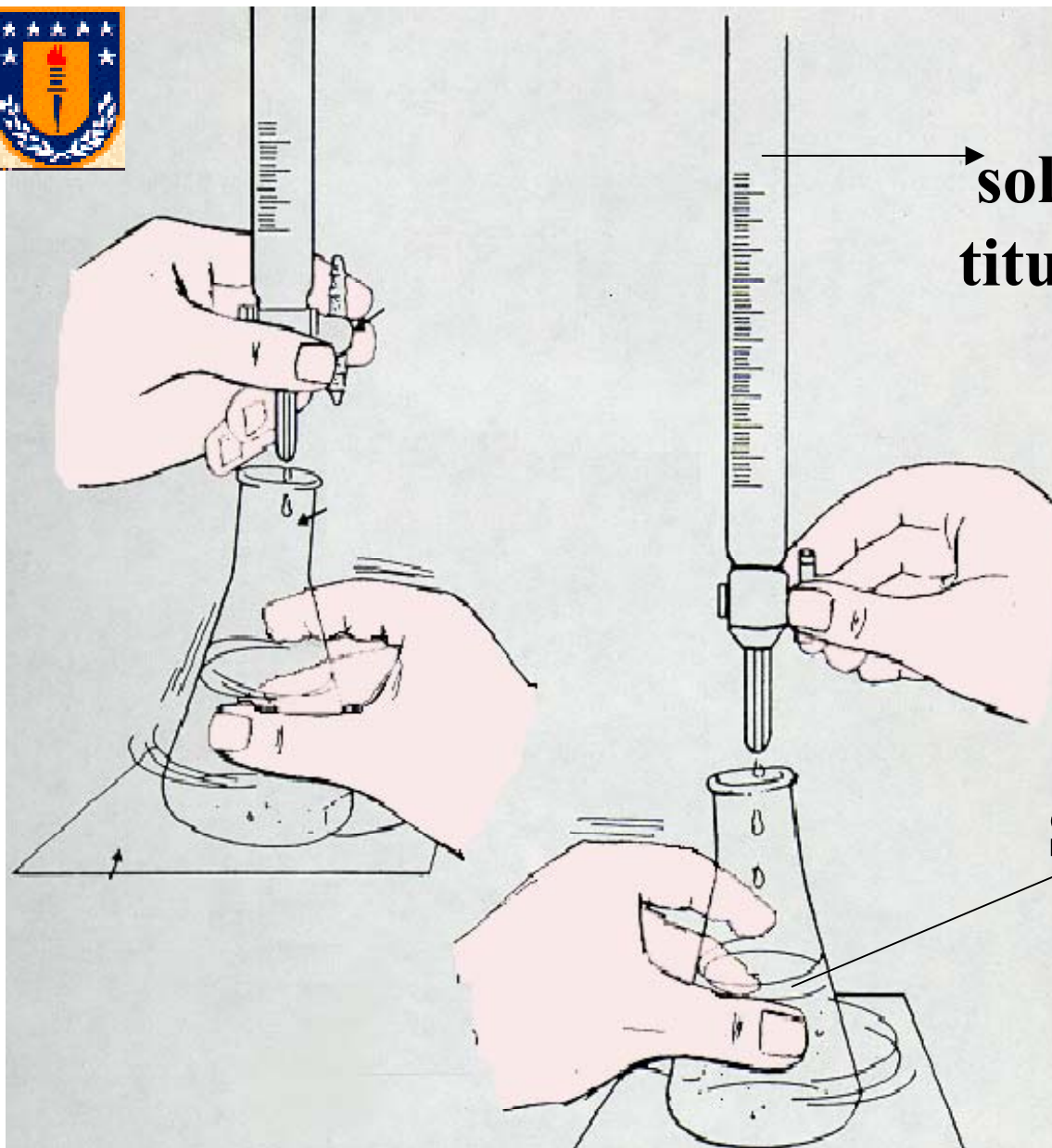
$$V = \frac{1,10 \text{ mol} \times 0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{mol} \times \text{K}} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$$V = 24,6 \text{ L}$$

Titulación ácido-base.



La titulación ácido-base es el procedimiento mediante el cual se determina la concentración de una solución de un ácido (o de una base) usando otra solución de concentración conocida de una base (o de un ácido).



**solución
titulante**

base
o
ácido

Solución a titular

ácido
o
base



Durante la titulación ácido-base tiene lugar una reacción que se denomina neutralización.

La reacción de neutralización es la reacción entre un ácido y una base.

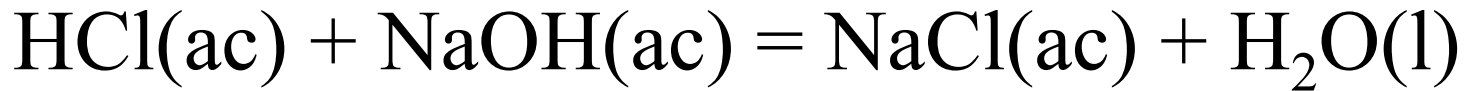
Se consideran tres tipos de reacciones de neutralización:

- 1) Ácido fuerte + base fuerte
- 2) Ácido débil + base fuerte
- 3) ácido fuerte + base débil

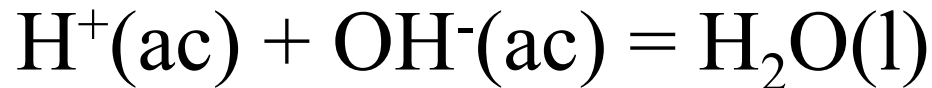


1) Titulación ácido fuerte – base fuerte.

Ejemplo: ácido clorhídrico + hidróxido de sodio



La reacción iónica neta es:

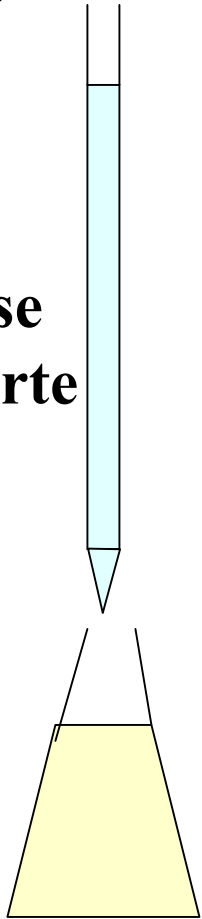


Durante la titulación el pH de la solución va cambiando a medida que se le agrega el titulante.

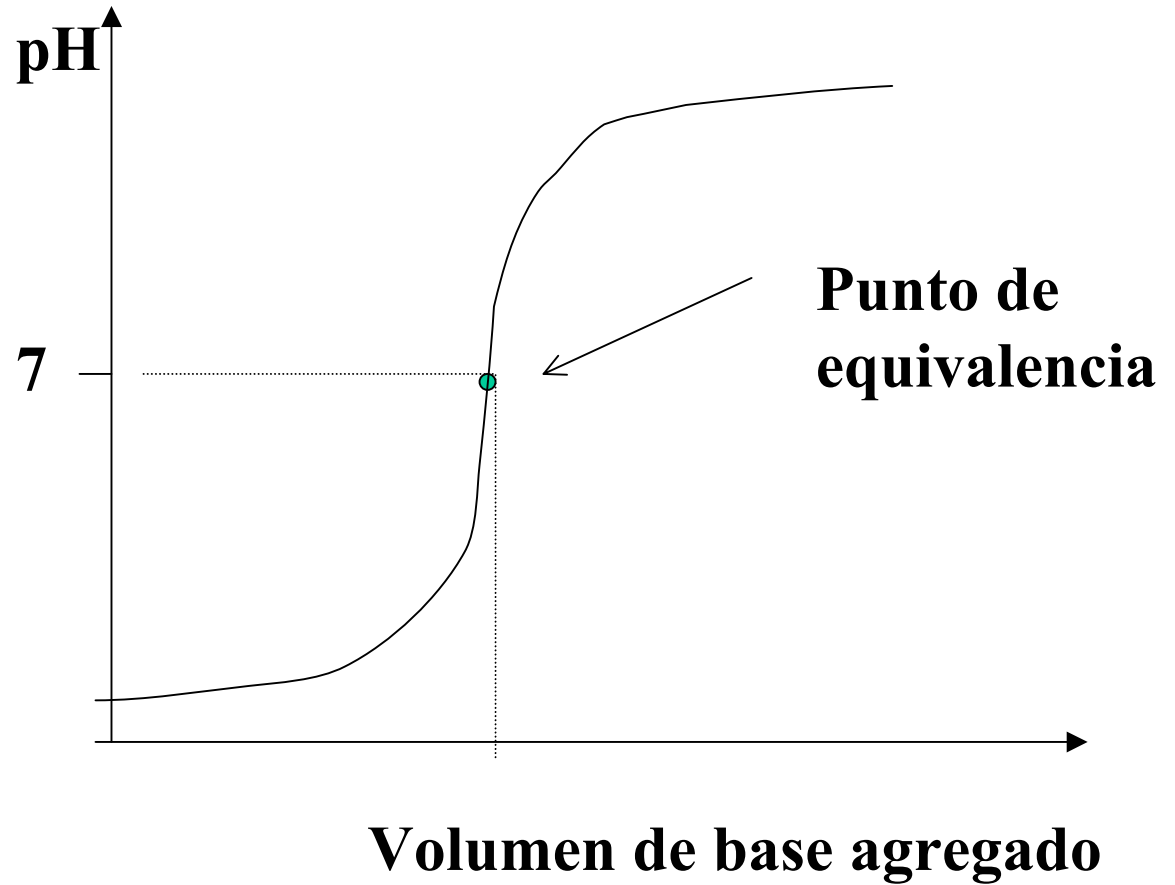


Si:

Base fuerte

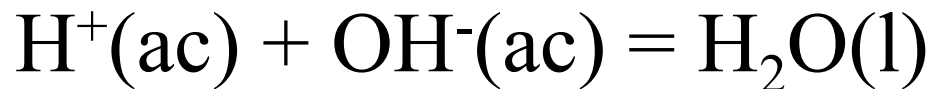


Acido fuerte



El punto de equivalencia corresponde al estado del sistema donde han reaccionado cantidades estequiométricas del ácido y de la base.

En el caso de ácido y base fuertes la reacción es:



y su estequiometría indica que:

moles ácido = moles base

$$V_{\text{ácido}}(\text{L}) \times M_{\text{ácido}} = V_{\text{base}}(\text{L}) \times M_{\text{base}}$$

El proceso de titulación termina en el punto de equivalencia.





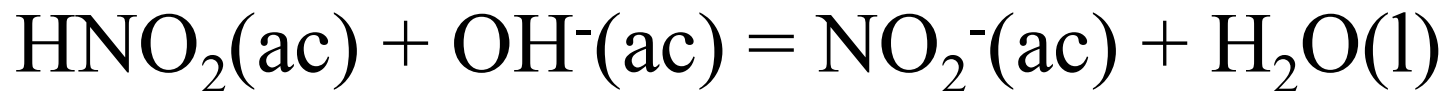
En el caso de titulación ácido y base fuertes, el pH de la solución en el punto de equivalencia debe ser 7 puesto que de ambos (ácido y base) hay igual número de moles y además ambos tienen la misma fuerza relativa.



2) Titulación ácido débil-base fuerte.

Ejemplo: titulación de $\text{HNO}_2 + \text{NaOH}$

Reacción de neutralización:



En el punto de equivalencia (una vez terminada la titulación) la solución debe ser básica puesto que la base es más fuerte que el ácido.



Problema 13.

Calcule el pH en la titulación de 25 mL de ácido benzoico 0,10 M con NaOH después de agregar:

- a) 10 mL de NaOH 0,10 M
- b) 25 mL de NaOH 0,10 M
- c) 35 mL de NaOH 0,10 M

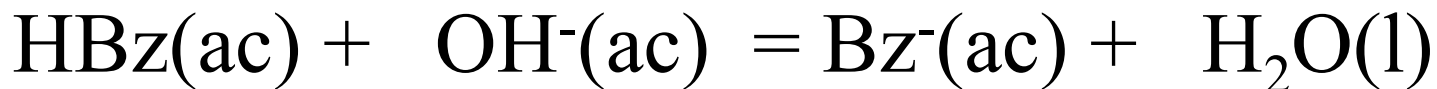
Para ácido benzoico $K_a = 6,3 \times 10^{-5}$

Para abreviar el ácido benzoico \Rightarrow HBz

Solución.



a) 25 mL HBz 0,10 M + 10 mL NaOH 0,10 M



M i)	0,0714	0,0286	\longrightarrow	0
M c)	- 0,0286	- 0,0286		0,0286
M ...)	0,0428	0	\longleftarrow	0,0286
M c)	+x	+x		-x
M eq)	0,0428 + x	x		0,0286 - x

$$\frac{[\text{Bz}^-]}{[\text{HBz}][\text{OH}^-]} = \frac{0,0286 - x}{(0,0428 + x)x} = \frac{K_a}{K_w} = 6,3 \times 10^9$$



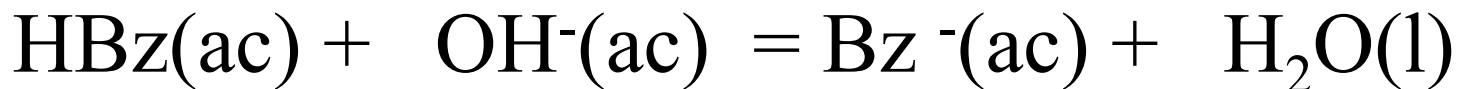
Resolviendo para x se obtiene:

$$x = [\text{OH}^-] = 1,06 \times 10^{-10} \text{ M} \Rightarrow \text{pOH} = 9,97$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 4,03$$



b) 25 mL HBz 0,10 M + 25 mL NaOH 0,10 M



M i)	0,05	0,05	0
M c)	- 0,05	- 0,05	+ 0,05
M ...)	0	0	0,05
M c)	+x	+x	-x
M eq)	x	x	0,05 - x

$$\frac{[\text{Bz}^-]}{[\text{HBz}][\text{OH}^-]} = \frac{0,05 - x}{x^2} = 6,3 \times 10^9$$



Resolviendo para x se obtiene:

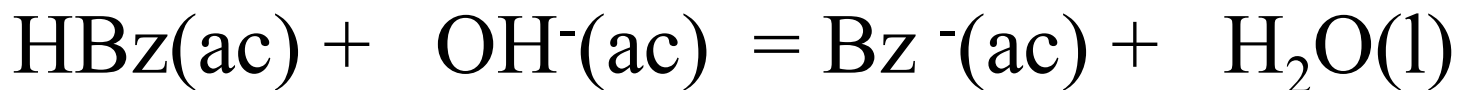
$$x = [\text{OH}^-] = 2,8 \times 10^{-6} \text{ M} \Rightarrow \text{pOH} = 5,55$$

$$\Rightarrow \text{pH} = 8,45$$

Este estado del sistema corresponde al punto de equivalencia (fin de la neutralización) y la solución es básica (predomina la base por ser más fuerte).



c) 25 mL HBz 0,10 M + 35 mL NaOH 0,10 M



M i)	0,0417	0,0583	0
M c)	- 0,0417	- 0,0417	+ 0,0417
M ...)	0	0,0166	0,0417
M c)	+x	+x	-x
M eq)	x	0,0166 + x	0,0417 - x

$$\frac{[\text{Bz}^-]}{[\text{HBz}][\text{OH}^-]} = \frac{0,0417 - x}{x(0,0166 + x)} = 6,3 \times 10^9$$



Resolviendo para x se obtiene:

$$x = 3,99 \times 10^{-10} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,0166 + x = 0,0166 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 1,78$$

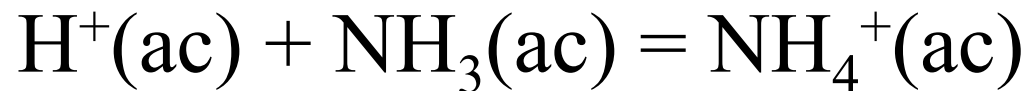
$$\text{pH} = 12,22$$



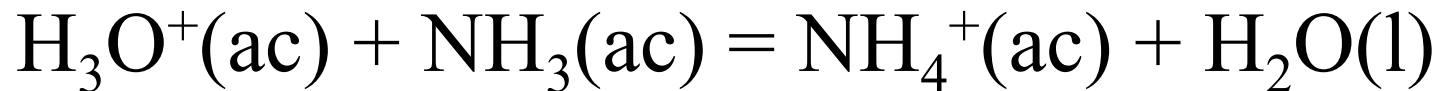
3) Titulación de ácido fuerte con base débil.

Ejemplo: titulación de HNO_3 con NH_3

Reacción de neutralización:



o también:



En el punto de equivalencia la solución resulta ser ácida.



Compruébelo resolviendo el siguiente problema:

Problema 14.

- a) ¿Qué volumen de $\text{NH}_3(\text{ac})$ 0,20 M necesita para titular 10 mL de HNO_3 0,40 M?
- b) Calcule el pH de la solución en el punto de equivalencia.

Indicadores ácido-base.



¿Cómo saber en una titulación cuando se llega al punto de equivalencia?

Según se titule AF con BF $\Rightarrow \text{pH}_{\text{pe}} = 7$

AD con BF $\Rightarrow \text{pH}_{\text{pe}} > 7$

AF con BD $\Rightarrow \text{pH}_{\text{pe}} < 7$

Al identificar el ácido y la base se puede conocer el valor exacto del pH en el punto de equivalencia.



Conocido el pH en el punto de equivalencia se escoge un indicador para ese punto.

Sea por ejemplo $\text{pH}_{\text{pe}} = 5,0$

El indicador ácido-base es una sustancia que añadida a la solución presenta un color 1 a pH inferior a 5,0 y un color 2 cuando el pH es superior a 5,0.

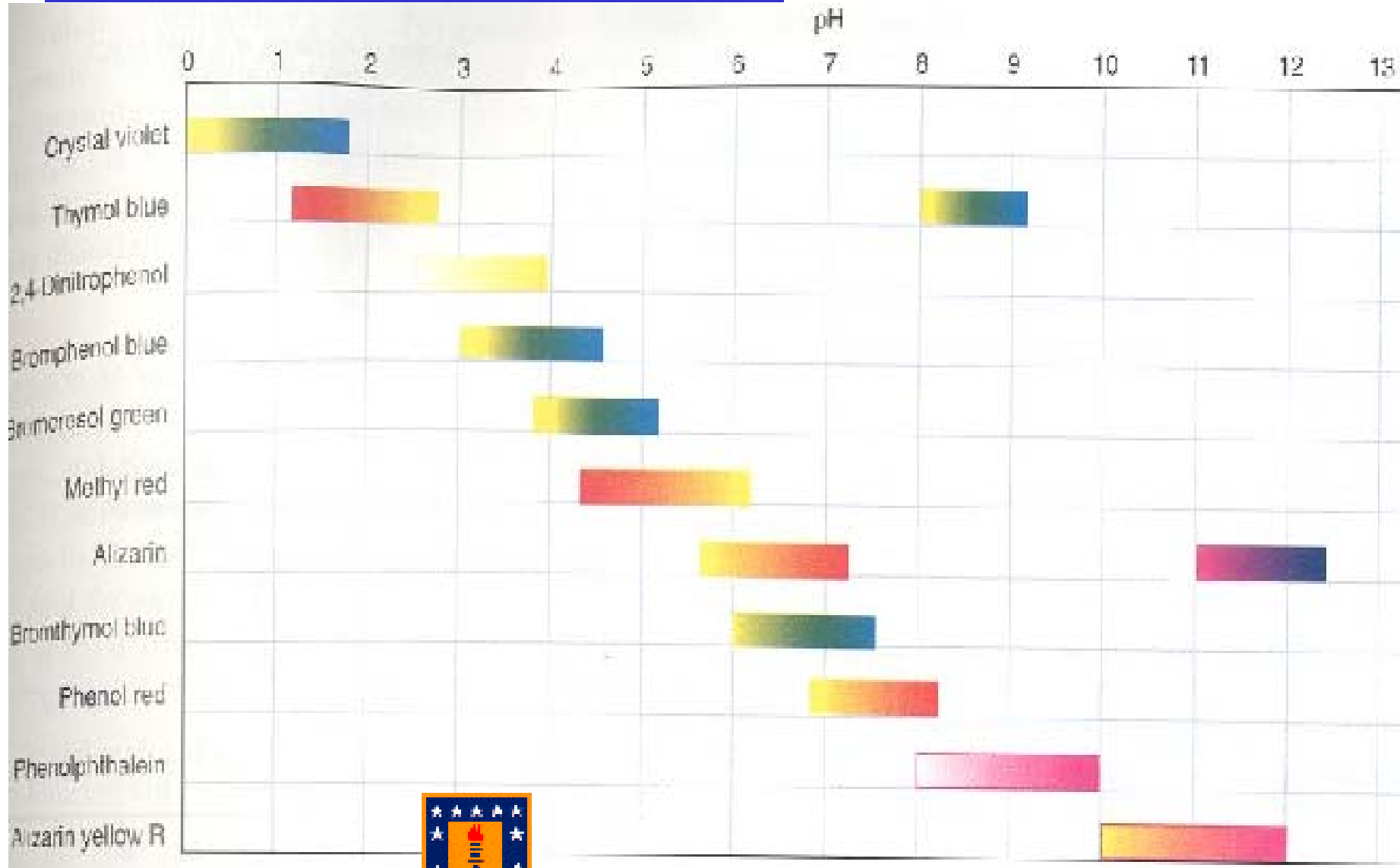


Si se titula un AF con BD:

Progreso de titulación	pH	Indicador presenta
antes del PE	< 5,0	Color 1
en PE	= 5,0	Viraje de color 1 a color 2
después PE	> 5,0	Color 2

La titulación se detiene en el instante que el indicador empieza a cambiar de color

Ejemplos de indicadores ácido-base.



Ejemplos de curvas de titulación ácido-base.

