

Química
Grado en Biología



Temas 6 y 7. Ácido-base I-II

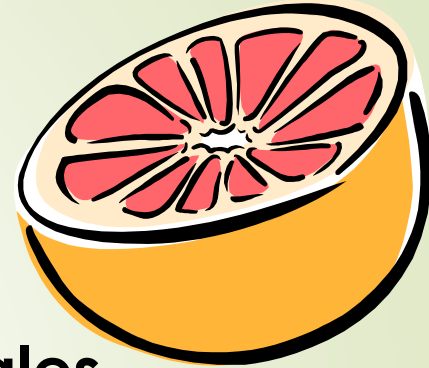


Teresa Fresno García

Facultad de Ciencias (Edif. Ciencias). Módulo 10-406.

teresa.fresno@uam.es

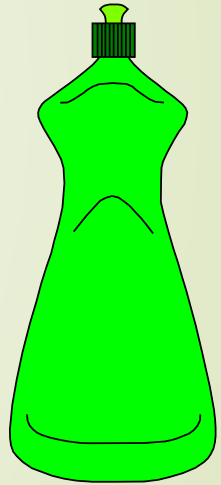
ALGUNAS PROPIEDADES DE LOS ÁCIDOS



- Tienen sabor agrio.
- Son corrosivos para la piel y para metales.
- Enrojecen ciertos colorantes vegetales.
- Disuelven sustancias
- Atacan a los metales desprendiendo H_2 .
- Pierden sus propiedades al reaccionar con bases.

ALGUNAS PROPIEDADES DE LAS BASES

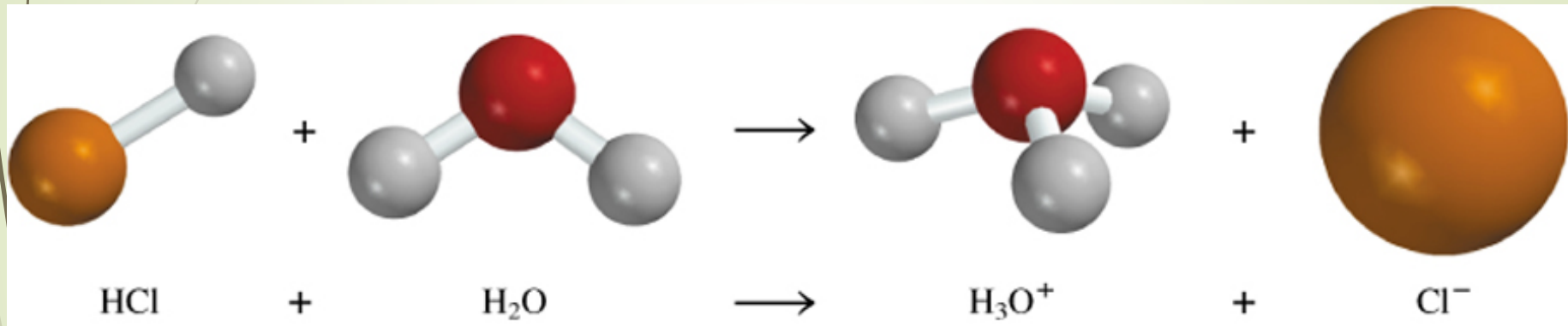
- Tienen sabor amargo.
- Suaves al tacto pero corrosivos con la piel.
- Dan color azul a ciertos colorantes vegetales.
- Precipitan sustancias disueltas por ácidos.
- Disuelven grasas.
- Pierden sus propiedades al reaccionar con ácidos.



Definiciones de Ácido/Base

Definición 1: Arrhenius

- **Ácido** de Arrhenius es una sustancia que **produce** H^+ (H_3O^+) en agua



- **Base** de Arrhenius es una sustancia que **produce** OH^- en agua





Definiciones de Ácido/Base

Definición 2: Brønsted – Lowry

Ácidos → donan protones

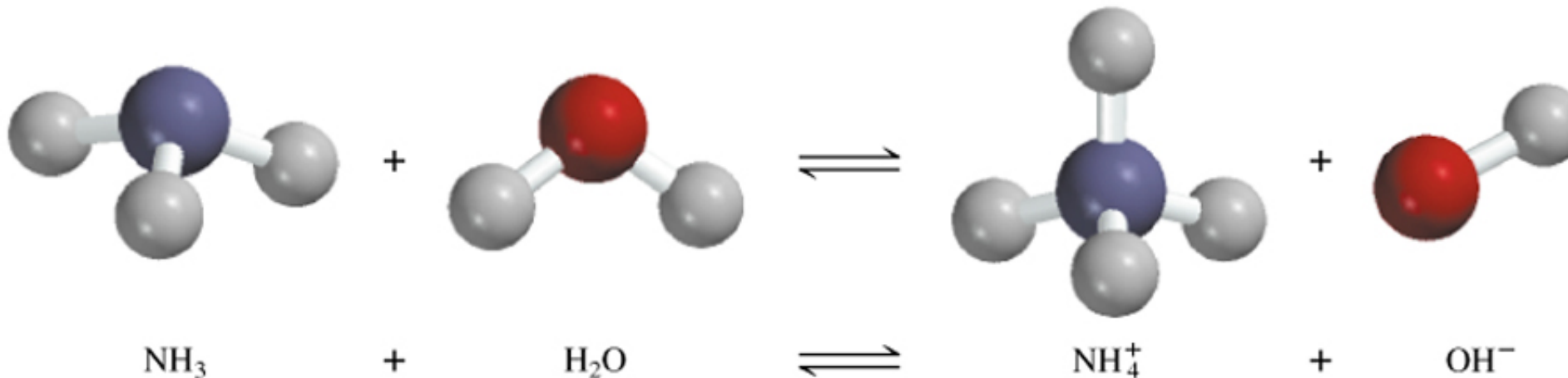
Bases → aceptan protones

EL AGUA PUEDE ACTUAR COMO ÁCIDO O COMO BASE

Definiciones de Ácido/Base

Definición 2: Brønsted – Lowry

El ácido de Brønsted-Lowry dona el protón
La base de Brønsted-Lowry acepta el protón



Base1

Ácido2

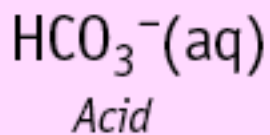
Ácido1

Base2

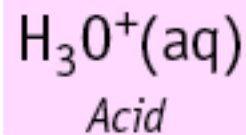
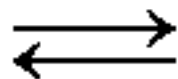
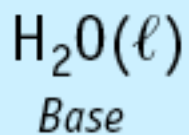
La definición de Brønsted implica que el NH_3 es una BASE en agua \rightarrow el agua mismo actúa como ÁCIDO

Pares conjugados

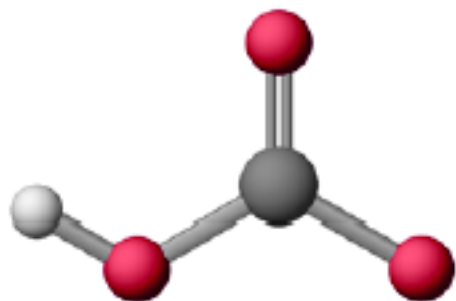
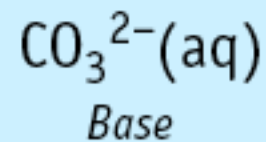
conjugate pair



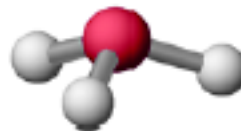
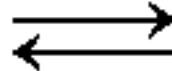
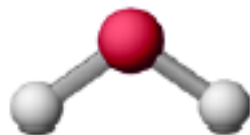
+



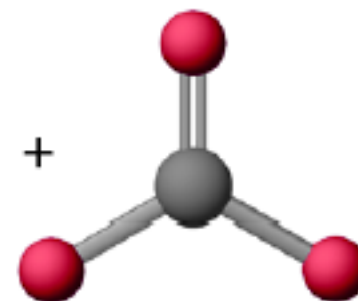
+



+



+



Pares conjugados



Base1

Ácido2

BaseConj.2

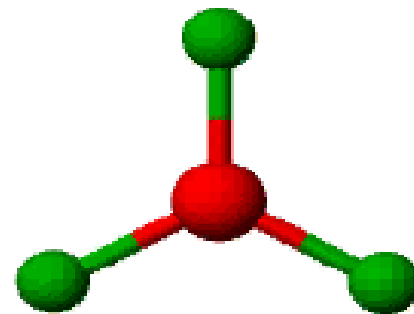
ÁcidoConj.1

Definiciones de Ácido/Base

Definición 3: Lewis

Ácido de Lewis

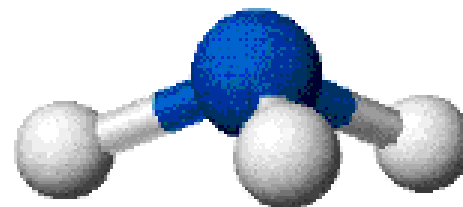
Sustancia que acepta un par de electrones



BF₃, the boron atom is surrounded by only three electron pairs.

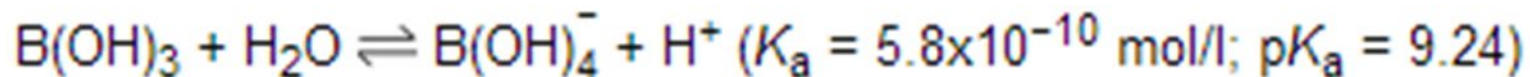
Base de Lewis

Sustancia que dona un par de electrones



NH₃, the N atom has three bond pairs and one lone pair of electrons.

Ej. reacción Á-B de Lewis: El ácido bórico no se comporta en disolución acuosa como un ácido de B-L, si no como un ácido de Lewis.

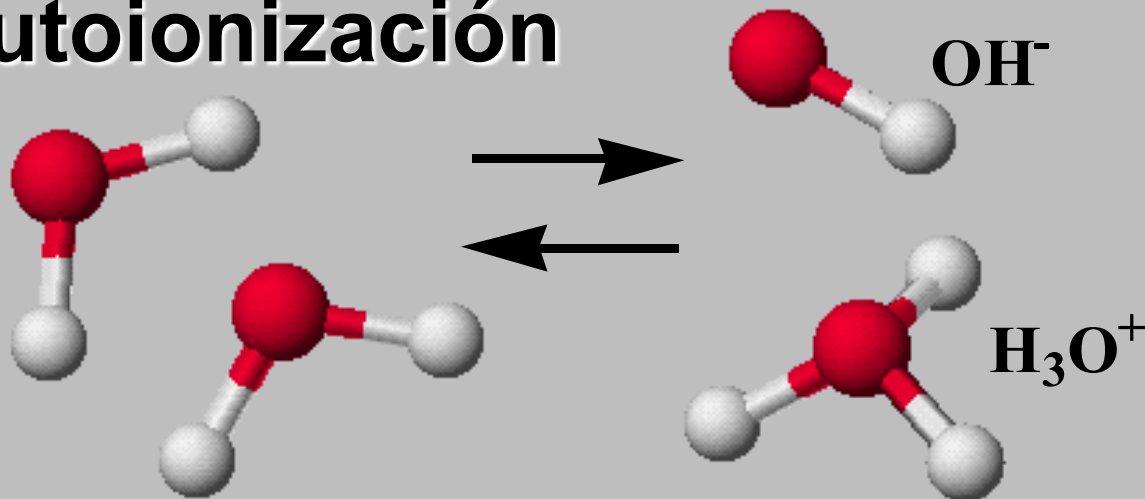


IONIZACIÓN DEL AGUA

Experimentalmente el agua tiene una pequeña conductividad eléctrica, lo que indica que está parcialmente disociado.



Autoionización



IONIZACIÓN DEL AGUA



$$K_w = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = 1,00 \cdot 10^{-14} \text{ (25}^\circ\text{C)}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{1,00 \cdot 10^{-14}} = 1,00 \cdot 10^{-7}$$

CONCEPTO DE pH

$$K_{w(25^{\circ}\text{C})} = 1 \cdot 10^{-14} = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$$

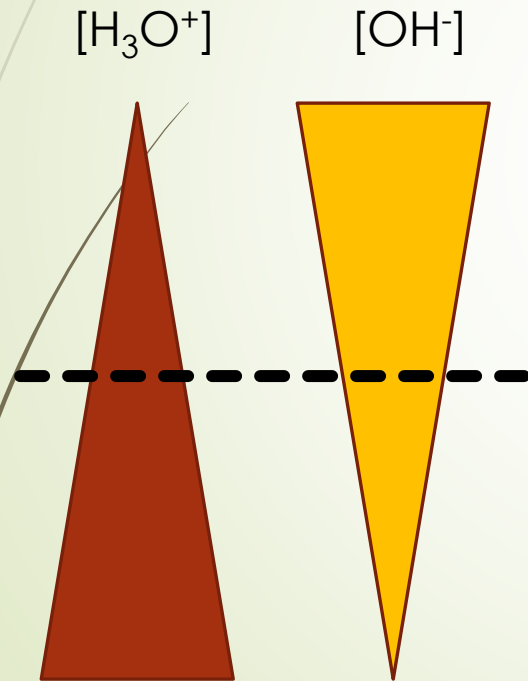
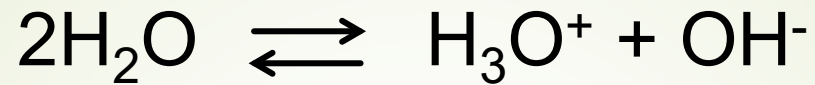
En agua pura $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{10^{-14}} = 1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 7$ en agua pura a 25°C

$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = 7$ en agua pura a 25°C

Como $[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$, si tomamos $-\log(x)$ a ambos lados, **$\text{pH} + \text{pOH} = 14$** en agua a 25°C

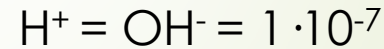
Ionización del agua y pH



D. básicas



D. neutras



D. ácidas



↑ pH

↓ pOH

Ejemplo

El pH de una disolución acuosa es 12,6. ¿Cual será la $[\text{OH}^-]$ y el pOH a la temperatura de 25°C?

- $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 12,6$, de donde se deduce que:
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-12,6} \text{ M} = \mathbf{2,5 \cdot 10^{-13} \text{ M}}$
- Como $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$
$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{2,5 \cdot 10^{-13}} = \mathbf{0,040 \text{ M}}$$
- $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,04 \text{ M} = \mathbf{1,4}$

Alternativa: $\text{pOH} = 14 - \text{pH}$; $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$

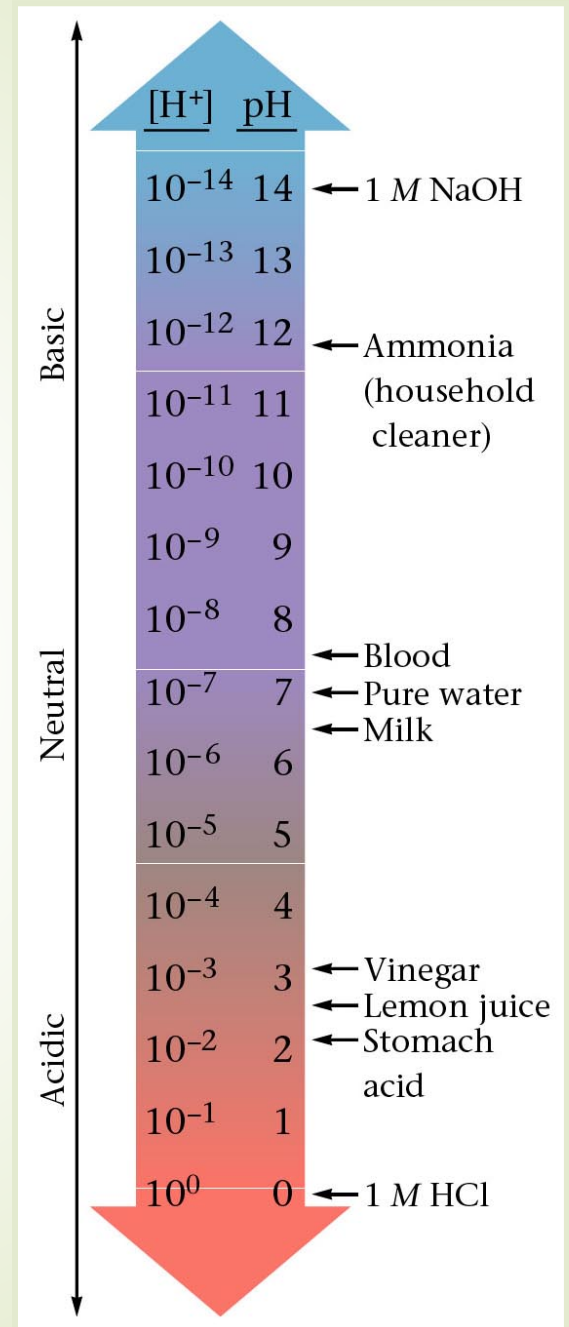
ESCALA DE pH

La escala de pH expresa la acidez o basicidad de una disolución.

$\text{pH} < 7 \rightarrow$ ácido

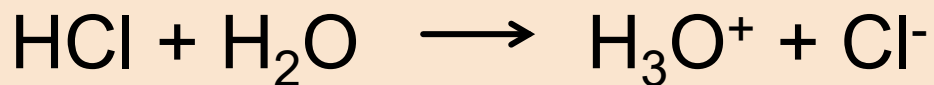
$\text{pH} = 7 \rightarrow$ neutro

$\text{pH} > 7 \rightarrow$ base

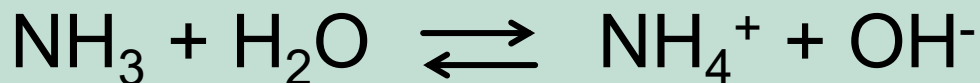
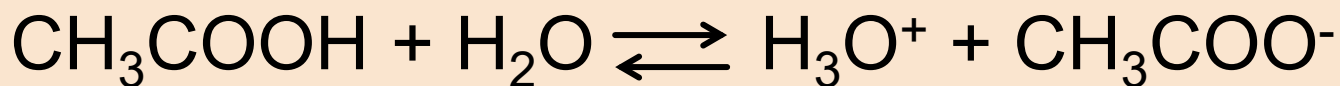
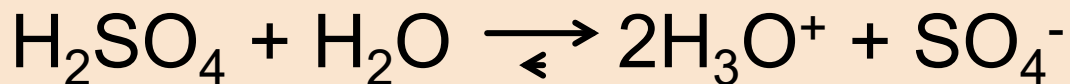


ÁCIDOS Y BASES

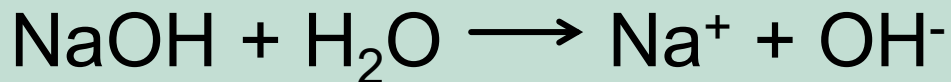
Muchas sustancias químicas reaccionan con el agua (IONIZACIÓN) y provocan cambios en el pH:



Ácidos

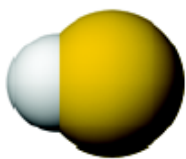
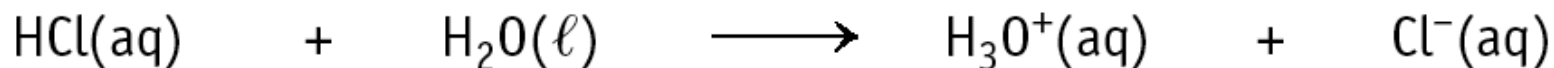


Bases



LA FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES

La fuerza del ácido o la base está determinada por la cantidad de IONIZACIÓN que produce.



hydrochloric acid
strong electrolyte
= 100% ionized



water



hydronium ion



chloride ion

HNO_3 , HCl , HBr , HI y HClO_4 son ácidos fuertes. Su disociación se indica solo con \rightarrow .

El H_2SO_4 es un caso particular, casi fuerte las dos desprotonaciones.

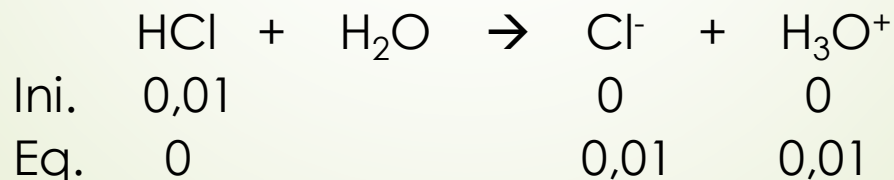
LA FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES

Ácido fuerte:



HNO_3 se disocia aproximadamente el 100% en agua.

EJEMPLO: El ácido clorhídrico es un ácido fuerte. Calcula el pH de una disolución 0,01 M de HCl.

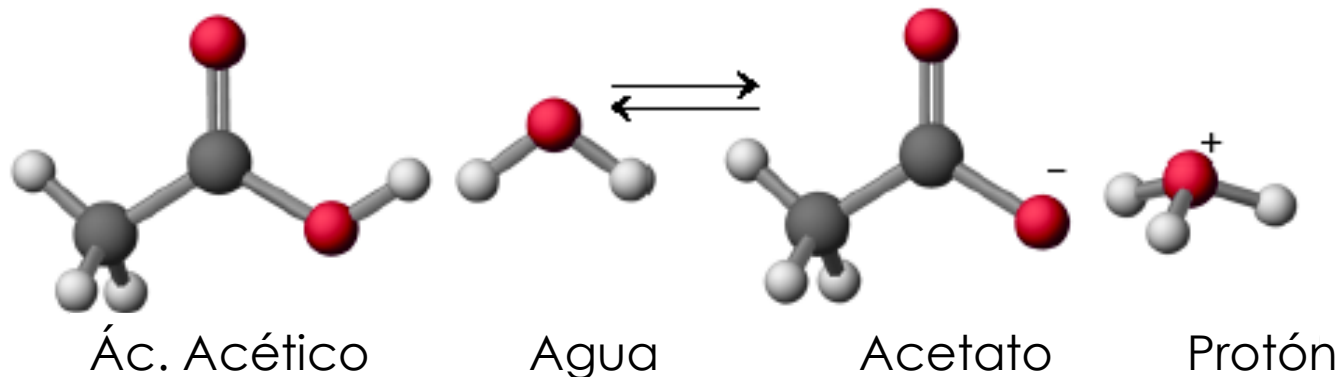
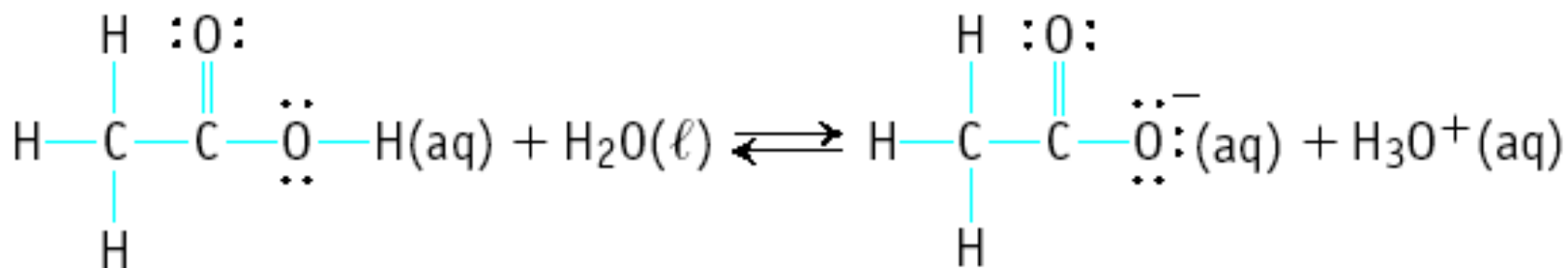


$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,01; \text{pH} = \mathbf{2}$$

LA FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES

Los **ácidos débiles** no se disocian completamente, su disociación se indica con el símbolo \rightleftharpoons .

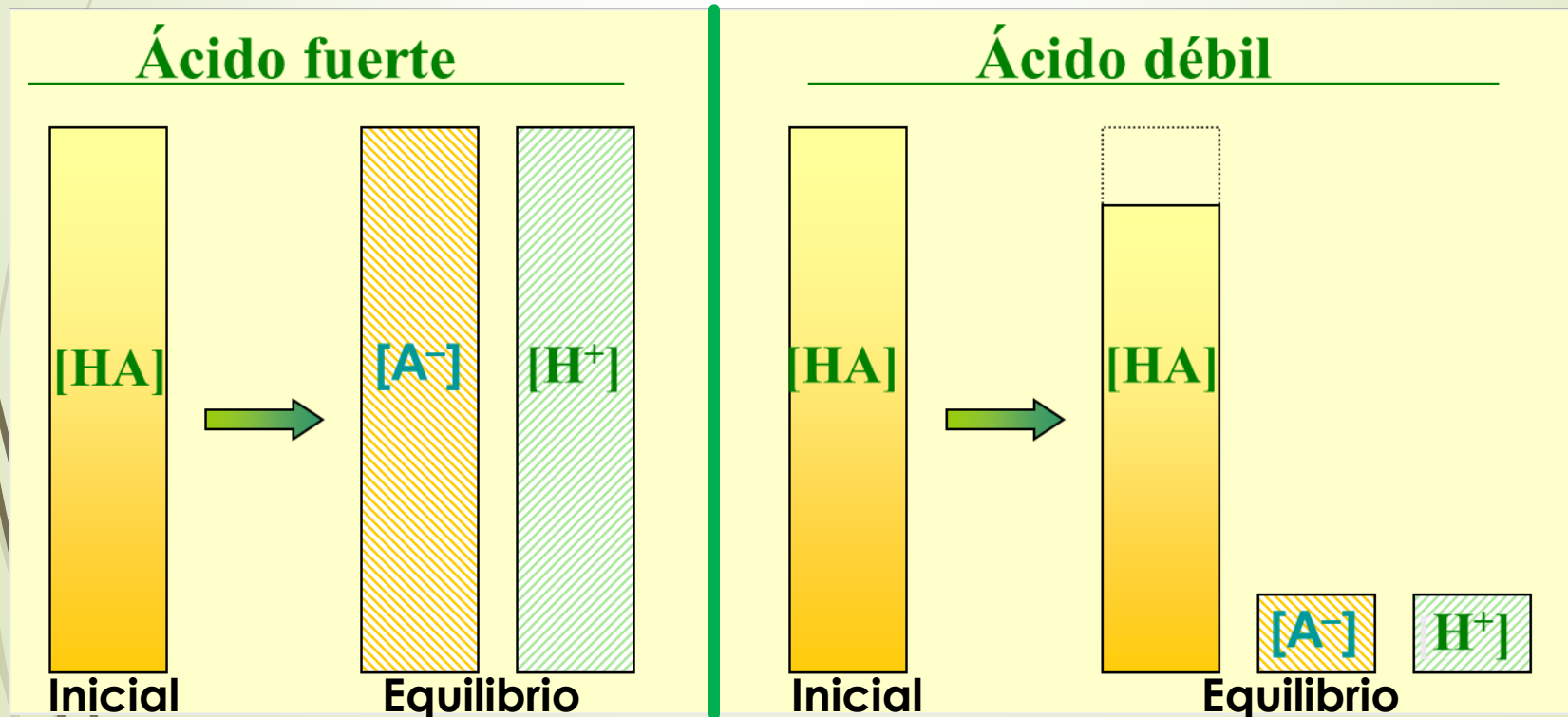
Un ejemplo es el ácido acético:



GRADO DE IONIZACIÓN

Los ácidos débiles y las bases débiles tiene un grado de ionización <1 , o un porcentaje de ionización $<100\%$.

En el equilibrio nos encontramos diferencias con los fuertes:



GRADO DE IONIZACIÓN

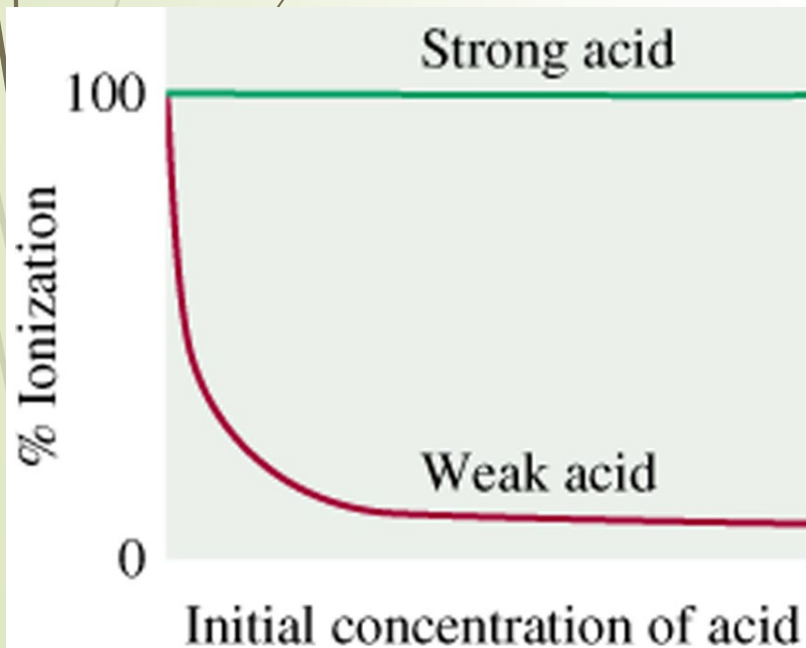
$$\text{Grado de ionización} = \frac{\text{Concentración de ácido ionizado en equil.}}{\text{Concentración inicial de ácido}}$$

$$\text{Grado ionización} = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HA}]_0}$$

$$\text{Porcentaje de ionización} = \text{Grado ionización} \cdot 100$$

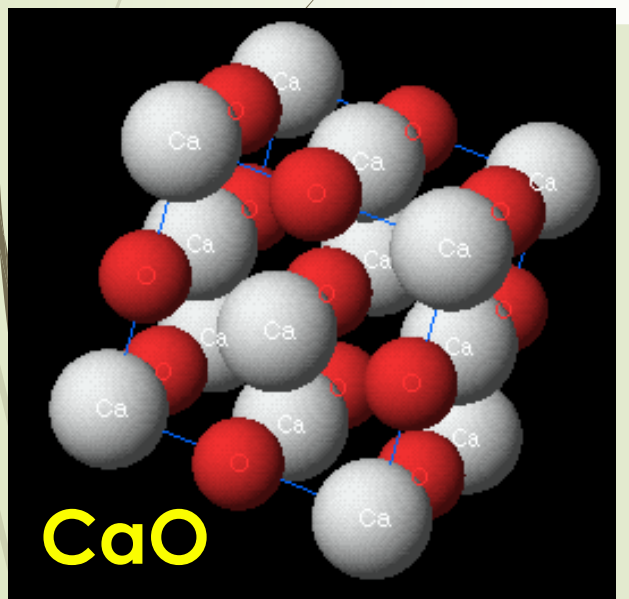
$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{HA}]_0 = \text{concentración inicial HAc}$$



LA FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES

Base fuerte: 100% disociada en agua.



Otras bases fuertes frecuentes son el KOH y el Ca(OH)_2^* .

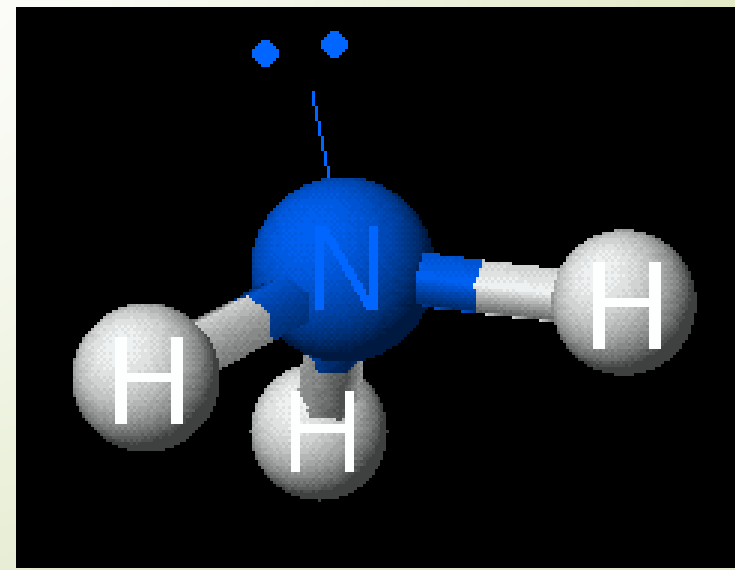
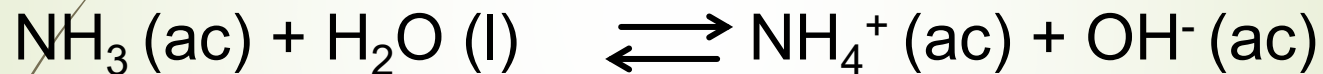
Bases fuertes son los hidróxidos del Grupo I

*Los hidróxidos de Ca, Sr y Ba son fuertes, pero su solubilidad en agua es baja (0.01 M aprox)

LA FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES

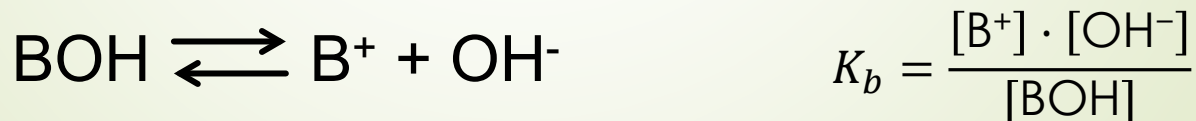
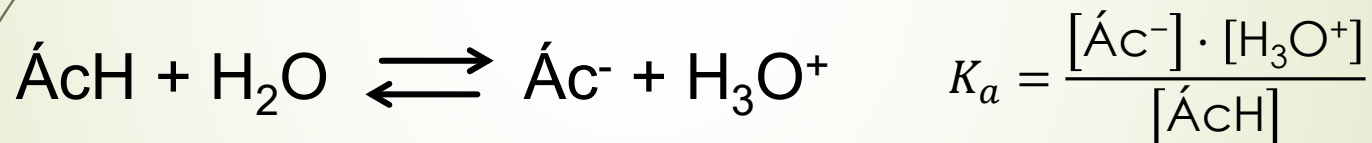
Base débil: no se disocia completamente.

Una de las bases débiles más conocidas es el amoniaco



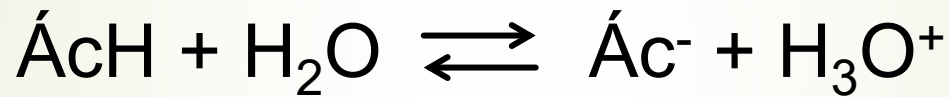
LA FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES

Para ácidos y bases débiles se formará un equilibrio involucrando al par conjugado, que vendrá definido por la respectiva constante de acidez (K_a) o basicidad (K_b).



EQUILIBRIOS DE pH (K_a)

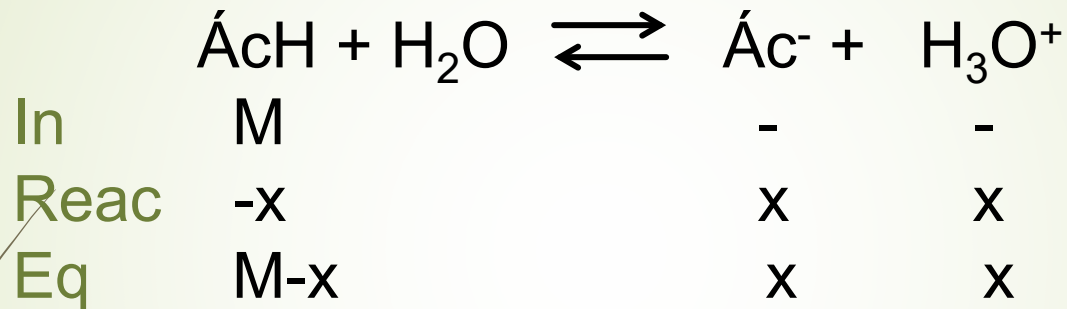
Constante de acidez de un ácido (para ácidos fuertes la disociación es completa, no hay equilibrio):



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

EQUILIBRIOS DE pH (K_a)

- 1ª forma de plantearlo:

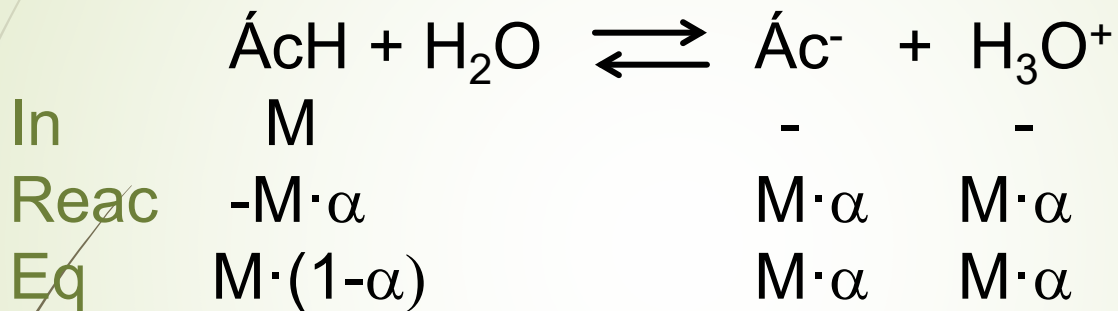


$$K_a = \frac{[\text{Ác}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{ÁcH}]}$$

$$K_a = \frac{x \cdot x}{M-x} \rightarrow x^2 + K_a \cdot x - M \cdot K_a = 0 \rightarrow x = \frac{-K_a + \sqrt{-K_a^2 + 4M \cdot K_a}}{2}$$

EQUILIBRIOS DE pH (K_a)

- 2ª forma de plantearlo:

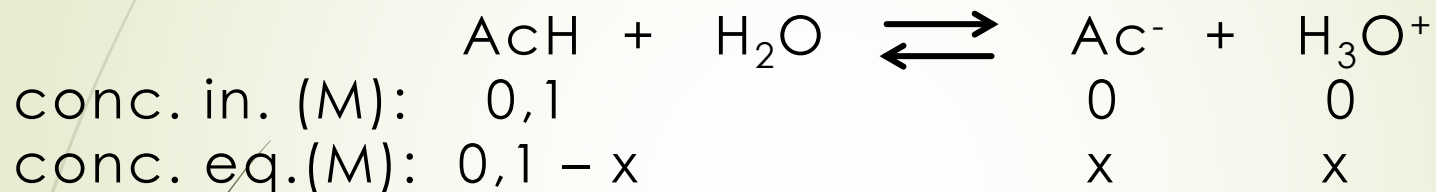


$$K_a = \frac{[\text{Ác}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{ÁcH}]}$$

$$K_a = \frac{(M \cdot \alpha)^2}{M \cdot (1 - \alpha)} \quad \rightarrow \quad M^2 \alpha^2 + K_a \cdot M \cdot \alpha - M \cdot K_a = 0$$

Ejemplo

Determinar el pH de una disolución 0,100 M de ácido acético sabiendo que $K_a(25^\circ\text{C}) = 1,80 \cdot 10^{-5}$



$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{AcH}]} = \frac{x^2}{0,1 - x} = 1,80 \cdot 10^{-5}$$

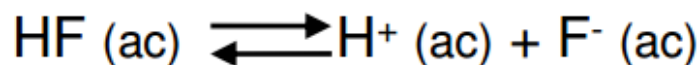
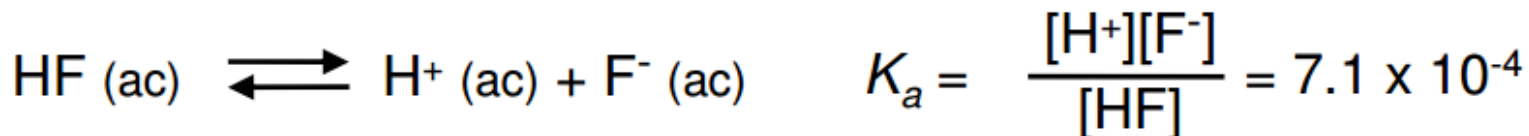
$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \mathbf{1,34 \cdot 10^{-3} \text{ M}}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1,34 \cdot 10^{-3} = \mathbf{2,87}$$

Ejemplo



¿Cuál es el pH de una disolución de HF 0.50 M (a 25°C)?



Inicial (M)	0.50	0.00	0.00
Cambio (M)	-x	+x	+x
Equilibrio (M)	0.50 - x	x	x

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

$$K_a \ll 1 \quad 0.50 - x \approx 0.50$$

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

$$x^2 = 3.55 \times 10^{-4} \quad x = 0.019 \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = 0.019 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 1.72$$

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

¿Cuándo podemos aproximar?

- *A posteriori*: cuando x es menor que el 5% del valor del que es sustraído:

Si $0.05 > \frac{x}{M_{inicial}}$, aproximación válida

Si $0.05 < \frac{x}{M_{inicial}}$, aproximación errónea

- *A priori*: si $100 < \frac{M_{inicial}}{K_a}$, podemos aproximar.

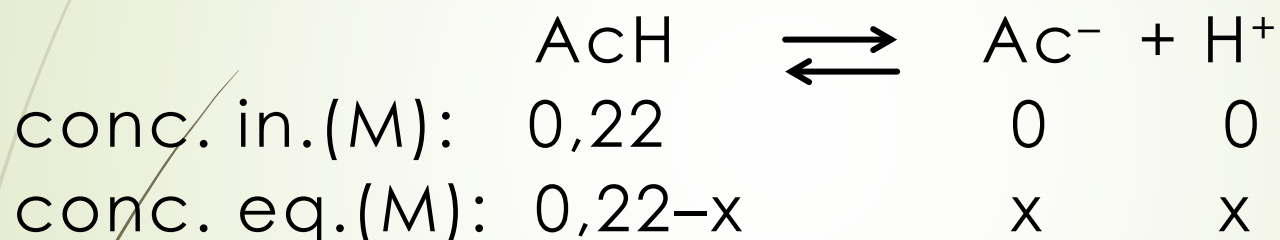
EJEMPLO: Aplicar ambos criterios al caso anterior

Pasos para resolver un equilibrio de ácidos/bases débiles

1. Plantear la tabla de equilibrio, ya sea usando “ x ” o usando “ α ”, dependiendo del caso.
2. Escribir la expresión de la constante de acidez/basicidad.
3. Desarrollar el polinomio derivado de la constante.
4. (Aproximar si es posible) Resolver polinomio.
5. ...
6. Contestar a lo que se está preguntando.

Ejemplo

Determinar K_a de un ácido (AcH) sabiendo que con una concentración inicial de ácido 0,22 M obtenemos un pH 2,1.

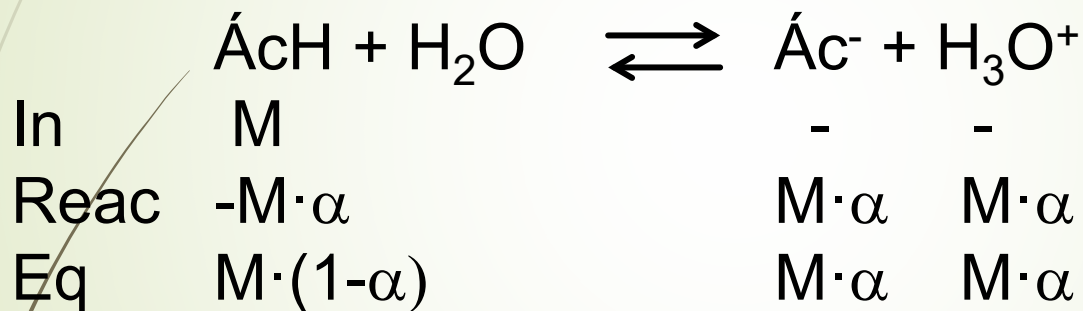


$$x = [\text{H}^+] = 10^{-2,1} = 7,9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{AcH}]} = \frac{x^2}{0,22-x} = \frac{6,3 \cdot 10^{-5}}{0,22} = \mathbf{2,9 \cdot 10^{-4}}$$

Calcular grado de ionización de ácidos débiles

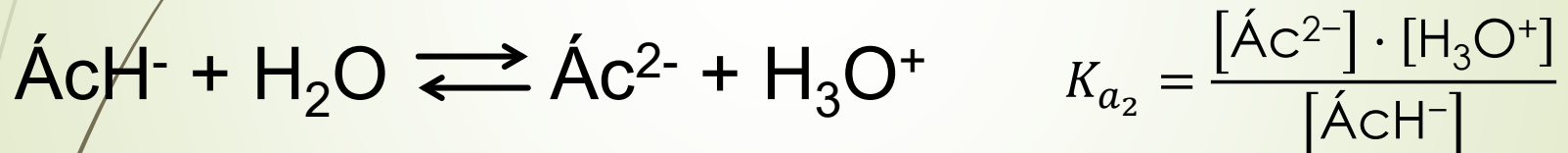
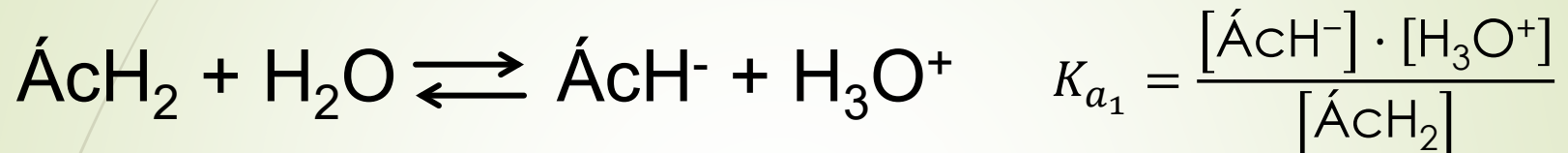
Caso de ácidos débiles donde podemos hacer aproximación ($c/k_a > 100$)



$$K_a = \frac{[\text{Ác}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{ÁcH}]} ; \quad K_a = \frac{(M \cdot \alpha)^2}{M \cdot (1 - \alpha)} = \frac{M \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \sim M \cdot \alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M}}$$

El grado de ionización de un ácido disminuye al aumentar la concentración

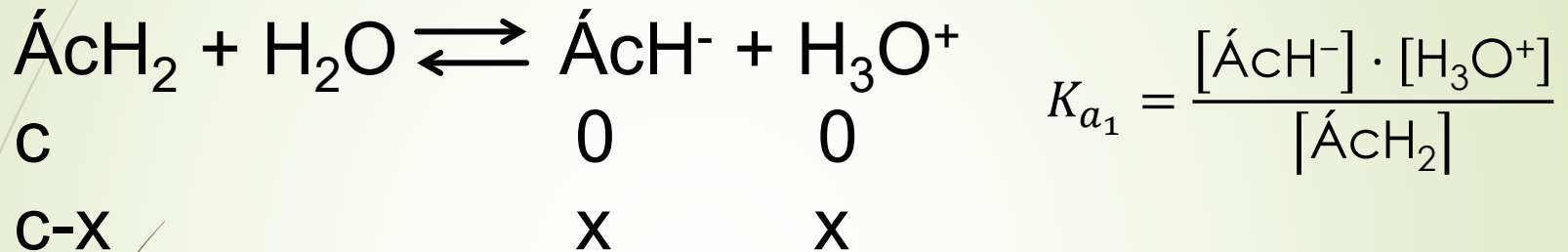
ÁCIDOS POLIPRÓTICOS



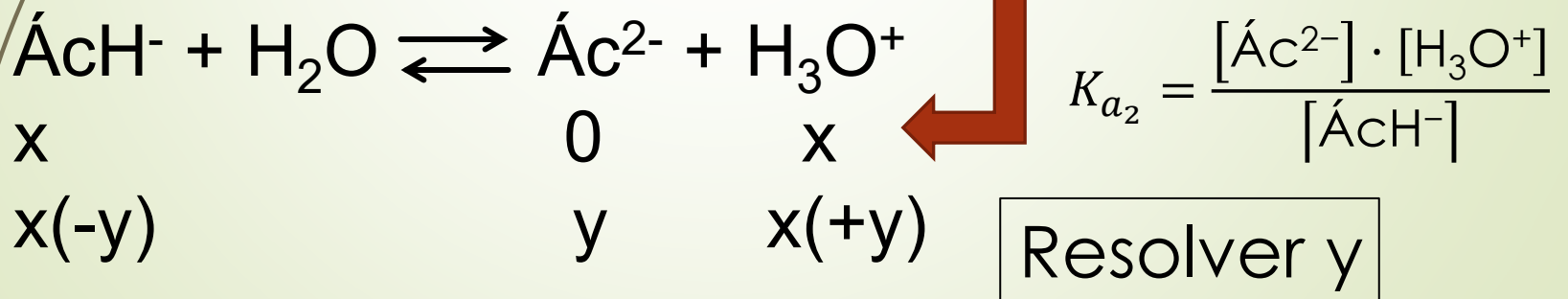
Las constantes sucesivas K_{a_x} van disminuyendo.

ÁCIDOS POLIPRÓTICOS

- Primer paso:



- Segundo paso



Resolver x

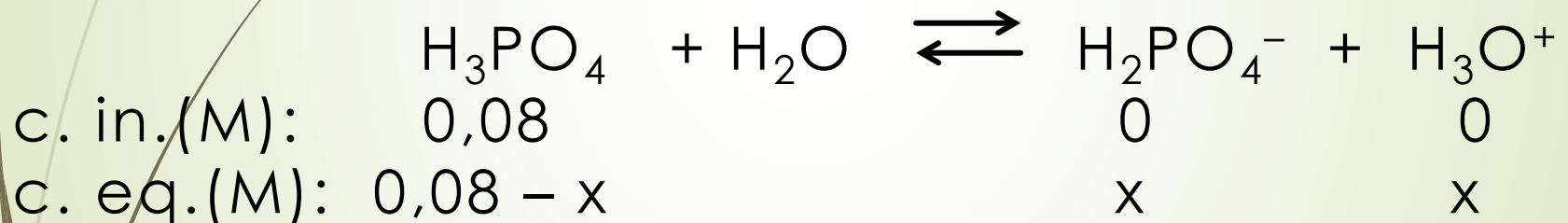
Resolver y

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{x(+y)}; [\text{Ác}^{2-}] = \text{y}; [\text{ÁcH}^-] = \text{x(-y)}; [\text{ÁcH}_2] = \text{c(-x)}$$

Ejemplo

Sabiendo que las constantes de acidez del ácido fosfórico son: $K_{a1} = 7,5 \times 10^{-3}$, $K_{a2} = 6,2 \times 10^{-8}$ y $K_{a3} = 2,2 \times 10^{-13}$, calcular las concentraciones de los iones H_3O^+ , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} y PO_4^{3-} en una disolución de H_3PO_4 0,08 M.

PRIMER PASO



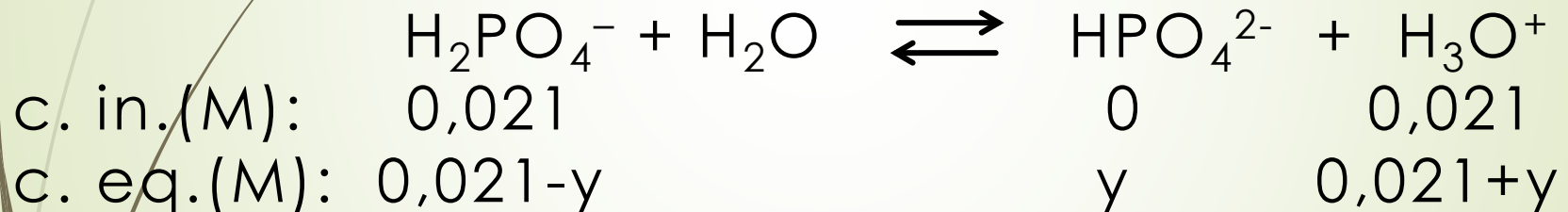
$$K_{a1} = \frac{[H_2PO_4^-] \times [H_3O^+]}{[H_3PO_4]} = \frac{x^2}{0,08 - x} = 7,5 \times 10^{-3} M \Rightarrow x = 0,021 M$$

$$[H_2PO_4^-] = [H_3O^+] = 0,021 M$$

Ejemplo

Sabiendo que las constantes de acidez del ácido fosfórico son:
 $K_{a1} = 7,5 \times 10^{-3}$, $K_{a2} = 6,2 \times 10^{-8}$ y $K_{a3} = 2,2 \times 10^{-13}$,
calcular las concentraciones de los iones H_3O^+ , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} y
 PO_4^{3-} en una disolución de H_3PO_4 0,08 M.

SEGUNDO PASO



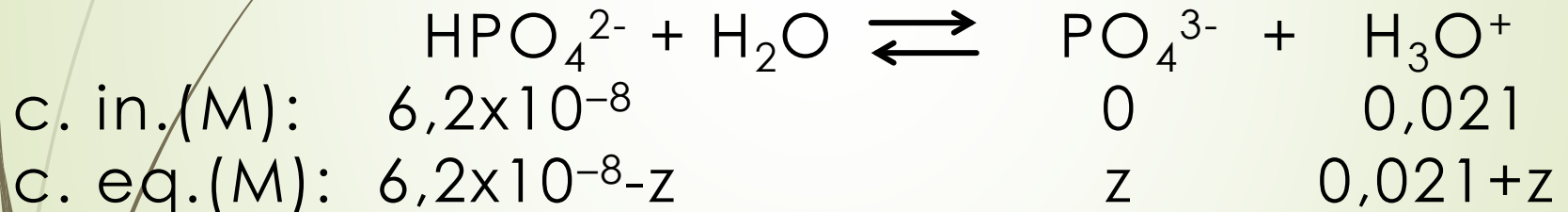
$$K_{a2} = \frac{[HPO_4^{2-}] \times [H_3O^+]}{[H_2PO_4^-]} = \frac{y \times (0,021 + y)}{0,021 - y} = 6,2 \times 10^{-8} M \Rightarrow y = 6,2 \times 10^{-8} M$$

$$[HPO_4^{2-}] = 6,2 \times 10^{-8} M$$

Ejemplo

Sabiendo que las constantes de acidez del ácido fosfórico son:
 $K_{a1} = 7,5 \times 10^{-3}$, $K_{a2} = 6,2 \times 10^{-8}$ y $K_{a3} = 2,2 \times 10^{-13}$,
calcular las concentraciones de los iones H_3O^+ , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} y
 PO_4^{3-} en una disolución de H_3PO_4 0,08 M.

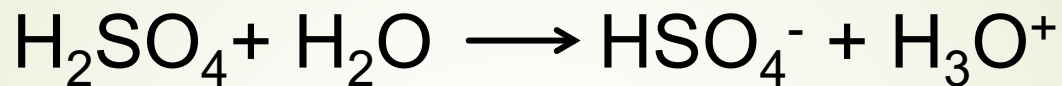
SEGUNDO PASO



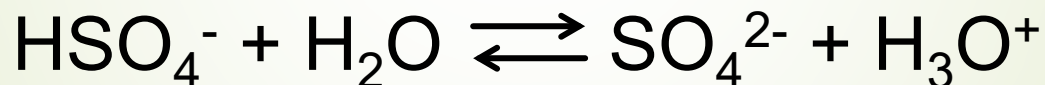
$$K_{a3} = \frac{[PO_4^{3-}] \times [H^+]}{[HPO_4^{2-}]} = \frac{z \times (0,021 + z)}{6,2 \times 10^{-8} - z} = 2,2 \times 10^{-13} M \Rightarrow z = 6,5 \times 10^{-19} M$$

$$[PO_4^{3-}] = 6,5 \times 10^{-19} M$$

El ácido sulfúrico, caso particular



Ini.	x	-	-
Eq.	0	x	x



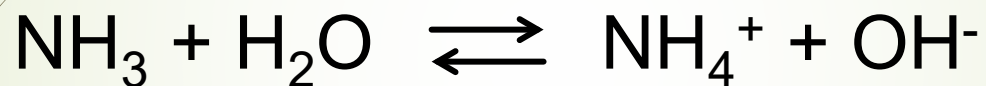
Ini.	x	-	x
Eq.	x-y	y	x+y

$$K_{a_2} = \frac{[\text{Ác}^{2-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{ÁcH}^-]}$$

Desprotonación bastante fuerte

EQUILIBRIOS DE pH (K_b)

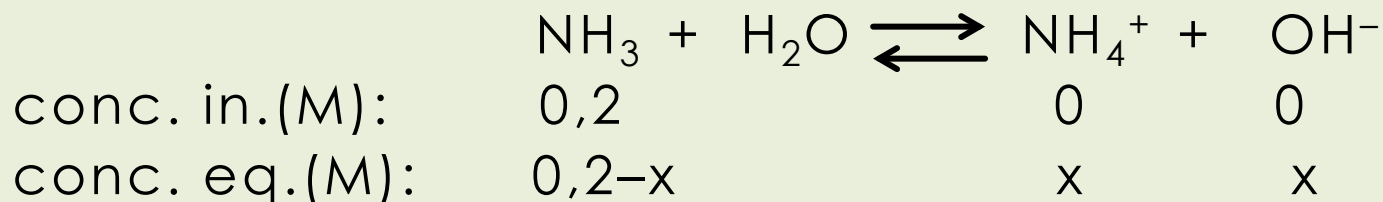
K_b : Constante de basicidad de una base (para bases fuertes la disociación es completa, no hay equilibrio)



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Ejemplo

Determinar el pH y el pOH de una disolución 0,2 M de NH_3 sabiendo que $K_b (25^\circ\text{C}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{x^2}{0,2-x} = 1,8 \times 10^{-5} \text{ (Aproximamos)}$$

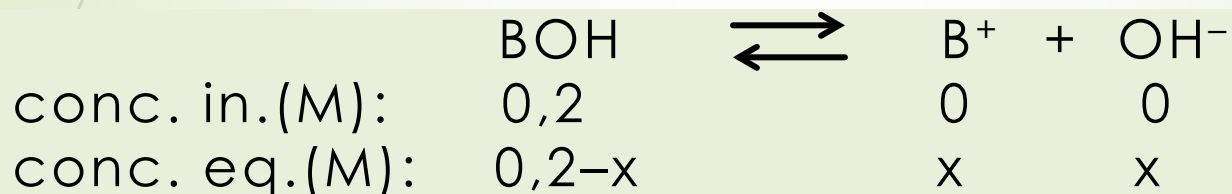
$$x = [\text{OH}^-] = 1,9 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1,9 \times 10^{-3} = 2,72$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,72 = 11,28$$

Ejemplo

Determinar K_b de una base sabiendo que con una concentración inicial de base 0,2 M obtenemos un pH de 11,3.



$$\text{pOH} = 14 - 11,3 = 2,7$$

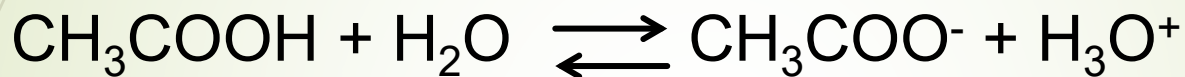
$$x = 10^{-2,7} = 1,9 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]} = \frac{x^2}{0,2-x} = \frac{3,6 \cdot 10^{-6}}{0,198} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Relación entre K_a y K_b

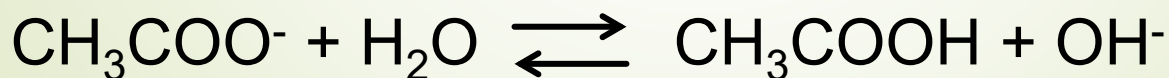
Relación entre K_a y K_b de pares conjugados:

Reacción ácida



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

Reacción básica

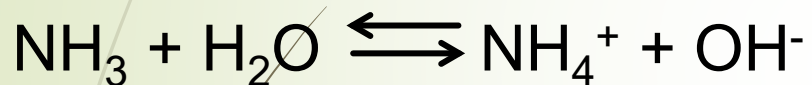


$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Relación entre K_a y K_b

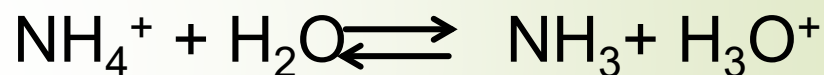
Relación entre K_a y K_b de pares conjugados:

Reacción básica



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

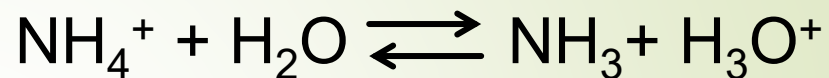
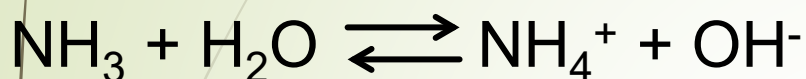
Reacción ácida



$$K_a = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Relación entre K_a y K_b

Relación entre K_a y K_b de pares conjugados:



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$K_a \cdot K_b = \frac{\cancel{[\text{NH}_4^+]} \cdot [\text{OH}^-]}{\cancel{[\text{NH}_3]}} \cdot \frac{[\cancel{\text{NH}_3}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{\cancel{[\text{NH}_4^+]}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w$$

$$\text{Si } K_a \cdot K_b = K_w ; \quad K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{K_b} ; \quad K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{K_a}$$

Relación entre K_a y K_b

$$K_a \cdot K_b = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K_w \quad | \quad \text{Definición: } \text{p}K_{a,b,w} = -\log K_{a,b,w}$$

$$\text{p}K_w = \text{p}K_a + \text{p}K_b = 14 \quad (\text{a } 25 \text{ }^\circ\text{C})$$

Acid Name	Acid	K_a	Base	K_b	Base Name
Perchloric acid	HClO ₄	large	ClO ₄ ⁻	very small	perchlorate ion
Sulfuric acid	H ₂ SO ₄	large	HSO ₄ ⁻	very small	hydrogen sulfate ion
Hydrochloric acid	HCl	large	Cl ⁻	very small	chloride ion
Nitric acid	HNO ₃	large	NO ₃ ⁻	very small	nitrate ion
Hydronium ion	H ₃ O ⁺	1.0	H ₂ O	1.0×10^{-14}	water
Sulfurous acid	H ₂ SO ₃	1.2×10^{-2}	HSO ₃ ⁻	8.3×10^{-13}	hydrogen sulfite
Hydrogen sulfate ion	HSO ₄ ⁻	1.2×10^{-2}	SO ₄ ²⁻	8.3×10^{-13}	sulfate ion
Phosphoric acid	H ₃ PO ₄	7.5×10^{-3}	H ₂ PO ₄ ⁻	1.3×10^{-12}	dihydrogen phosphate ion
Hexaaquairon(III) ion	Fe(H ₂ O) ₆ ³⁺	6.3×10^{-3}	Fe(H ₂ O) ₅ OH ²⁺	1.6×10^{-12}	pentaaquahydroxoiron(III) ion
Hydrofluoric acid	HF	7.2×10^{-4}	F ⁻	1.4×10^{-11}	fluoride ion
Nitrous acid	HNO ₂	4.5×10^{-4}	NO ₂ ⁻	2.2×10^{-11}	nitrite ion
Formic acid	HCO ₂ H	1.8×10^{-4}	HCO ₂ ⁻	5.6×10^{-11}	formate ion
Benzoic acid	C ₆ H ₅ CO ₂ H	6.3×10^{-5}	C ₆ H ₅ CO ₂ ⁻	1.6×10^{-10}	benzoate ion
Acetic acid	CH ₃ CO ₂ H	1.8×10^{-5}	CH ₃ CO ₂ ⁻	5.6×10^{-10}	acetate ion
Propanoic acid	CH ₃ CH ₂ CO ₂ H	1.3×10^{-5}	CH ₃ CH ₂ CO ₂ ⁻	7.7×10^{-10}	propanoate ion
Hexaaquaaluminum ion	Al(H ₂ O) ₆ ³⁺	7.9×10^{-6}	Al(H ₂ O) ₅ OH ²⁺	1.3×10^{-9}	pentaaquahydroxoaluminum ion
Carbonic acid	H ₂ CO ₃	4.2×10^{-7}	HCO ₃ ⁻	2.4×10^{-8}	hydrogen carbonate ion
Hexaaquacopper(II) ion	Cu(H ₂ O) ₆ ²⁺	1.6×10^{-7}	Cu(H ₂ O) ₅ OH ⁺	6.25×10^{-8}	pentaaquahydroxocopper(II) ion
Hydrogen sulfide	H ₂ S	1×10^{-7}	HS ⁻	1×10^{-7}	hydrogen sulfide ion
Dihydrogen phosphate ion	H ₂ PO ₄ ⁻	6.2×10^{-8}	HPO ₄ ²⁻	1.6×10^{-7}	hydrogen phosphate ion
Hydrogen sulfite ion	HSO ₃ ⁻	6.2×10^{-8}	SO ₃ ²⁻	1.6×10^{-7}	sulfite ion
Hypochlorous acid	HClO	3.5×10^{-8}	ClO ⁻	2.9×10^{-7}	hypochlorite ion
Hexaaqualead(II) ion	Pb(H ₂ O) ₆ ²⁺	1.5×10^{-8}	Pb(H ₂ O) ₅ OH ⁺	6.7×10^{-7}	pentaaquahydroxolead(II) ion
Hexaaquacobalt(II) ion	Co(H ₂ O) ₆ ²⁺	1.3×10^{-9}	Co(H ₂ O) ₅ OH ⁺	7.7×10^{-6}	pentaaquahydroxocobalt(II) ion
Boric acid	B(OH) ₃ (H ₂ O)	7.3×10^{-10}	B(OH) ₄ ⁻	1.4×10^{-5}	tetrahydroxoborate ion
Ammonium ion	NH ₄ ⁺	5.6×10^{-10}	NH ₃	1.8×10^{-5}	ammonia
Hydrocyanic acid	HCN	4.0×10^{-10}	CN ⁻	2.5×10^{-5}	cyanide ion
Hexaaquairon(II) ion	Fe(H ₂ O) ₆ ²⁺	3.2×10^{-10}	Fe(H ₂ O) ₅ OH ⁺	3.1×10^{-5}	pentaaquahydroxoiron(II) ion
Hydrogen carbonate ion	HCO ₃ ⁻	4.8×10^{-11}	CO ₃ ²⁻	2.1×10^{-4}	carbonate ion
Hexaaquanickel(II) ion	Ni(H ₂ O) ₆ ²⁺	2.5×10^{-11}	Ni(H ₂ O) ₅ OH ⁺	4.0×10^{-4}	pentaaquahydroxonickel(II) ion
Hydrogen phosphate ion	HPO ₄ ²⁻	3.6×10^{-13}	PO ₄ ³⁻	2.8×10^{-2}	phosphate ion
Water	H ₂ O	1.0×10^{-14}	OH ⁻	1.0	hydroxide ion
Hydrogen sulfide ion*	HS ⁻	1×10^{-19}	S ²⁻	1×10^5	sulfide ion
Ethanol	C ₂ H ₅ OH	very small	C ₂ H ₅ O ⁻	large	ethoxide ion
Ammonia	NH ₃	very small	NH ₂ ⁻	large	amide ion
Hydrogen	H ₂	very small	H ⁻	large	hydride ion

Ácidos

Bases
conjugadas

Aumenta
fuerza

Aumenta
fuerza

CONSTANTES DE ACIDEZ/BASICIDAD

Que un ácido sea débil no significa que su base conjugada sea fuerte.

Ejemplo: calcula K_b para las bases conjugadas de

- a) ácido acético ($K_a=1,8 \cdot 10^{-5}$),
- b) ácido hipocloroso ($K_a=3,5 \cdot 10^{-8}$),
- c) ácido cianhídrico ($K_a=4,0 \cdot 10^{-10}$).

$$K_b = K_w / K_a$$

$$\rightarrow \text{a) } K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

$$\rightarrow \text{b) } K_b(\text{ClO}^-) = 2,9 \cdot 10^{-7}$$

$$\rightarrow \text{c) } K_b(\text{CN}^-) = 2,5 \cdot 10^{-5}$$

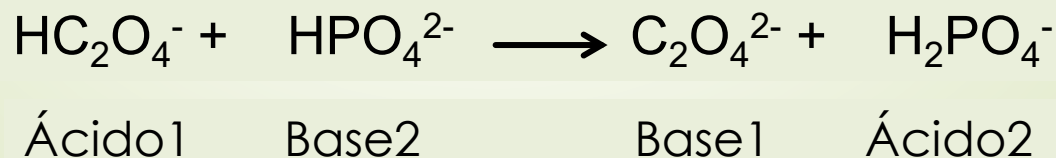
CONSTANTES DE ACIDEZ/BASICIDAD

Cuanto mayor es el K_a o K_b , menor es pK_a o pK_b y mayor es la fuerza del ácido o la base.

Cuando tenemos dos sustancias que pueden actuar como ácido o base en la misma disolución, la que actúa como ácido será la que tenga una mayor K_a o un menor pK_a .

Ejemplo: de los iones HC_2O_4^- ($K_{a2}=5.42 \times 10^{-5}$) y HPO_4^{2-} ($K_{a3}=4.5 \times 10^{-13}$), ¿cuál se comporta como ácido y cuál como base?

Como K_{a2} del oxálico es mayor a K_{a3} del fosfórico, entonces la reacción será:



ESPECIES QUÍMICAS ANFÓTERAS

Son aquellas capaces de comportarse **como ácido o como base en función del pH del medio**, esto es, que LA MISMA ESPECIE puede CEDER O ACEPTAR un H^+ .

Ejemplos: $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} , HCO_3^- , muchos aminoácidos y proteínas (grupos aminos y carboxilos), agua, etc.

Hidrólisis provocadas por disolución de sales

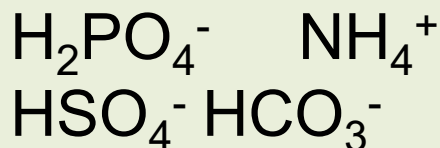
Las sales al disolverse generan iones. Dichos iones pueden presentar carácter ácido o básico, reaccionando con el agua y provocando cambios en el pH (hidrólisis):



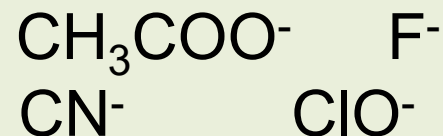
Ejemplos:

Neutros: Na^+ , Cl^- , K^+ , NO_3^- ...

Ácidos:

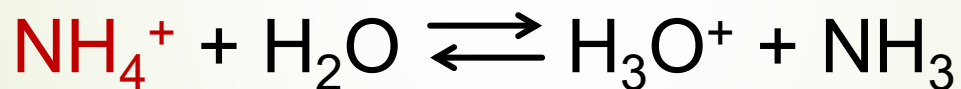
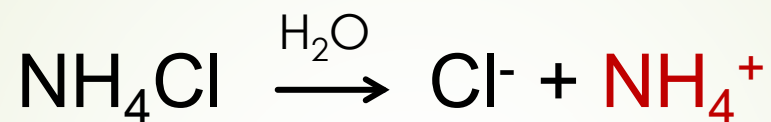


Básicos:



Hidrólisis de sales y pH: ejemplos

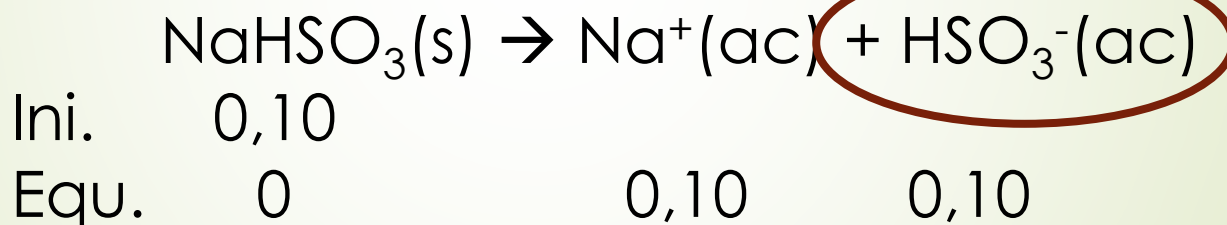
Hidrólisis ácida:



K_a ; pH ácido

Hidrólisis de sales y pH: ejemplos

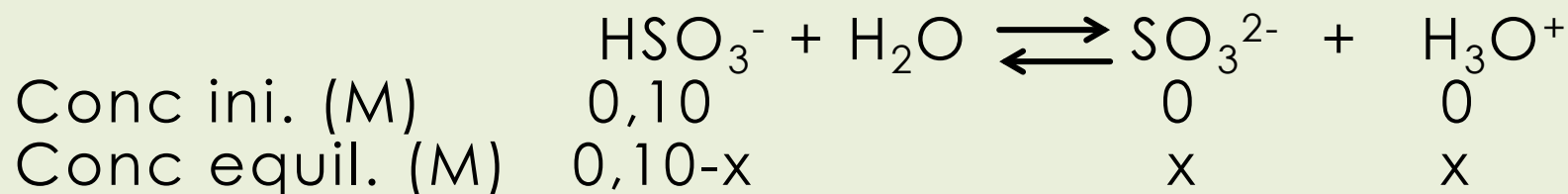
Se prepara una disolución de NaHSO_3 0,10 M. Sabiendo que para el ácido sulfuroso $K_{a1} = 1,2 \cdot 10^{-2}$ y $K_{a2} = 6,2 \cdot 10^{-8}$, a) decidir si sucede una hidrólisis ácida o básica, b) calcular el pH la disolución.



Decidimos si la hidrólisis es ácida o básica

$$K_{b1} = 8,3 \cdot 10^{-13}; K_{a2} = 6,2 \cdot 10^{-8} \quad \text{ÁCIDA}$$

Hidrólisis de sales y pH: ejemplos



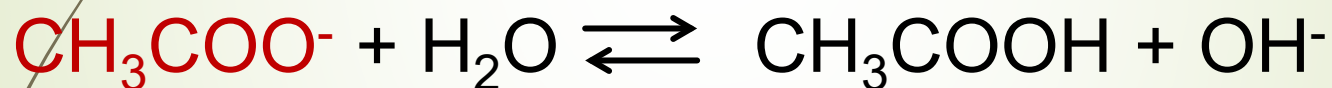
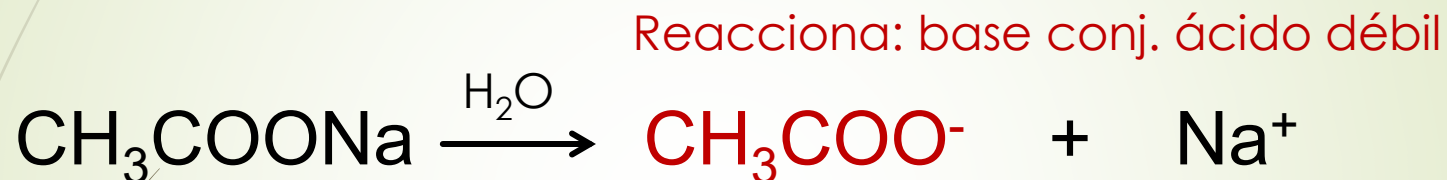
$$6,2 \cdot 10^{-8} \text{ M} = \frac{[\text{SO}_3^{2-}] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_3^-]} = \frac{x^2}{0,10-x}$$

Aproximamos $0,10-x=0,10$; **$x = 8,1 \cdot 10^{-5} \text{ M}$**

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 8,1 \cdot 10^{-5} \text{ M} = \mathbf{4,1}$$

Hidrólisis de sales y pH: ejemplos

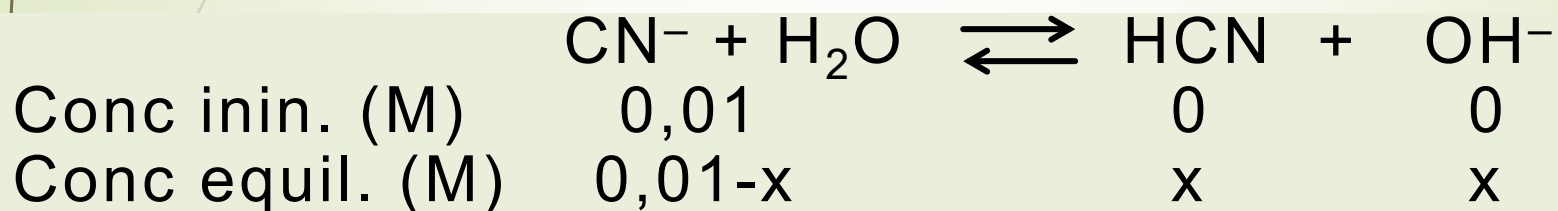
Hidrólisis básica:



K_b ; pH básico

Hidrólisis de sales y pH: ejemplos

Sabiendo que $K_a(\text{HCN}) = 4,0 \cdot 10^{-10}$, calcular el pH de una disolución acuosa de NaCN 0,01 M.



$$2,5 \cdot 10^{-5} \text{ M} = \frac{[\text{HCN}] [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{x^2}{0,01-x}$$

Despreciando x frente a 1, $x = 5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{0,0005} = 2,0 \times 10^{-11} \text{ M}$$

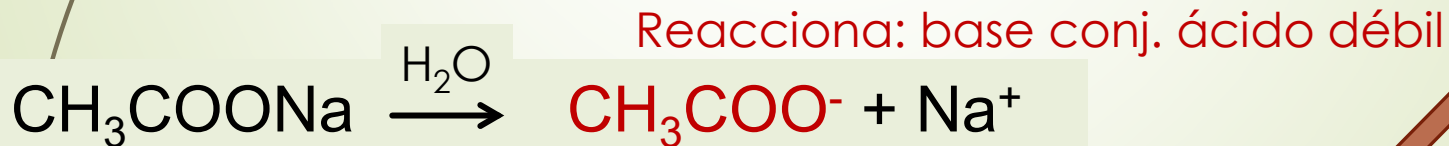
$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 2,0 \times 10^{-11} \text{ M} = 10,7$$

Hidrólisis de sales y pH: ejemplos

Hidrólisis ácida:



Hidrólisis básica:



Constante de hidrólisis: K_h

Ejercicio

Indicar si las siguientes disoluciones serán ácidas, básicas o neutras:

a) NaClO

b) KCl

c) NH_4NO_3

Ácidos

Acid Name	Acid	K_a	Base	K_b	Base Name
Perchloric acid	HClO_4	large	ClO_4^-	very small	perchlorate ion
Sulfuric acid	H_2SO_4	large	HSO_4^-	very small	hydrogen sulfate ion
Hydrochloric acid	HCl	large	Cl^-	very small	chloride ion
Nitric acid	HNO_3	large	NO_3^-	very small	nitrate ion
Hydronium ion	H_3O^+	1.0	H_2O	1.0×10^{-14}	water
Sulfurous acid	H_2SO_3	1.2×10^{-2}	HSO_3^-	8.3×10^{-13}	hydrogen sulfite ion
Hydrogen sulfate ion	HSO_4^-	1.2×10^{-2}	SO_4^{2-}	8.3×10^{-13}	sulfate ion
Phosphoric acid	H_3PO_4	7.5×10^{-3}	H_2PO_4^-	1.3×10^{-12}	dihydrogen phosphate ion
Hexaaquairon(III) ion	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$	6.3×10^{-3}	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^{2+}$	1.6×10^{-12}	pentaaquahydroxoiron(III) ion
Hydrofluoric acid	HF	7.2×10^{-4}	F^-	1.4×10^{-11}	fluoride ion
Nitrous acid	HNO_2	4.5×10^{-4}	NO_2^-	2.2×10^{-11}	nitrite ion
Formic acid	HCO_2H	1.8×10^{-4}	HCO_2^-	5.6×10^{-11}	formate ion
Benzoic acid	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2\text{H}$	6.3×10^{-5}	$\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2^-$	1.6×10^{-10}	benzoate ion
Acetic acid	$\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$	1.8×10^{-5}	CH_3CO_2^-	5.6×10^{-10}	acetate ion
Propanoic acid	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CO}_2\text{H}$	1.3×10^{-5}	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CO}_2^-$	7.7×10^{-10}	propanoate ion
Hexaaquaaluminum ion	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$	7.9×10^{-6}	$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^{2+}$	1.3×10^{-9}	pentaaquahydroxoaluminum ion
Carbonic acid	H_2CO_3	4.2×10^{-7}	HCO_3^-	2.4×10^{-8}	hydrogen carbonate ion
Hexaaquacopper(II) ion	$\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$	1.6×10^{-7}	$\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^+$	6.25×10^{-8}	pentaaquahydroxocopper(II) ion
Hydrogen sulfide	H_2S	1×10^{-7}	HS^-	1×10^{-7}	hydrogen sulfide ion
Dihydrogen phosphate ion	H_2PO_4^-	6.2×10^{-8}	HPO_4^{2-}	1.6×10^{-7}	hydrogen phosphate ion
Hydrogen sulfite ion	HSO_3^-	6.2×10^{-8}	SO_3^{2-}	1.6×10^{-7}	sulfite ion
Hypochlorous acid	HClO	3.5×10^{-8}	ClO^-	2.9×10^{-7}	hypochlorite ion
Hexaaqualead(II) ion	$\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$	1.5×10^{-8}	$\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^+$	6.7×10^{-7}	pentaaquahydroxolead(II) ion
Hexaaquacobalt(II) ion	$\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$	1.3×10^{-9}	$\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^+$	7.7×10^{-6}	pentaaquahydroxocobalt(II) ion
Boric acid	$\text{B}(\text{OH})_3(\text{H}_2\text{O})$	7.3×10^{-10}	$\text{B}(\text{OH})_4^-$	1.4×10^{-5}	tetrahydroxoborate ion
Ammonium ion	NH_4^+	5.6×10^{-10}	NH_3	1.8×10^{-5}	ammonia
Hydrocyanic acid	HCN	4.0×10^{-10}	CN^-	2.5×10^{-5}	cyanide ion
Hexaaquairon(II) ion	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$	3.2×10^{-10}	$\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^+$	3.1×10^{-5}	pentaaquahydroxoiron(II) ion
Hydrogen carbonate ion	HCO_3^-	4.8×10^{-11}	CO_3^{2-}	2.1×10^{-4}	carbonate ion
Hexaaquanickel(II) ion	$\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$	2.5×10^{-11}	$\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^+$	4.0×10^{-4}	pentaaquahydroxonickel(II) ion
Hydrogen phosphate ion	HPO_4^{2-}	3.6×10^{-13}	PO_4^{3-}	2.8×10^{-2}	phosphate ion
Water	H_2O	1.0×10^{-14}	OH^-	1.0	hydroxide ion
Hydrogen sulfide ion*	HS^-	1×10^{-19}	S^{2-}	1×10^5	sulfide ion
Ethanol	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	very small	$\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$	large	ethoxide ion
Ammonia	NH_3	very small	NH_2^-	large	amide ion
Hydrogen	H_2	very small	H^-	large	hydride ion

Bases conjugadas

Ejercicio

Indicar si las siguientes disoluciones serán ácidas, básicas o neutras:

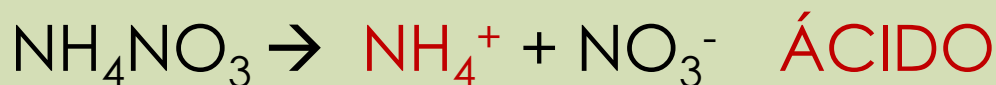
a) NaClO



b) KCl



c) NH_4NO_3



Hidrólisis de sales y pH: ejemplos

Sales procedentes de ácido débil y base débil

Si K_h (catión) $>$ K_h (anión) \Rightarrow Disolución ácida

Si K_h (catión) $<$ K_h (anión) \Rightarrow Disolución básica

Si K_h (catión) $=$ K_h (anión) \Rightarrow Disolución neutra

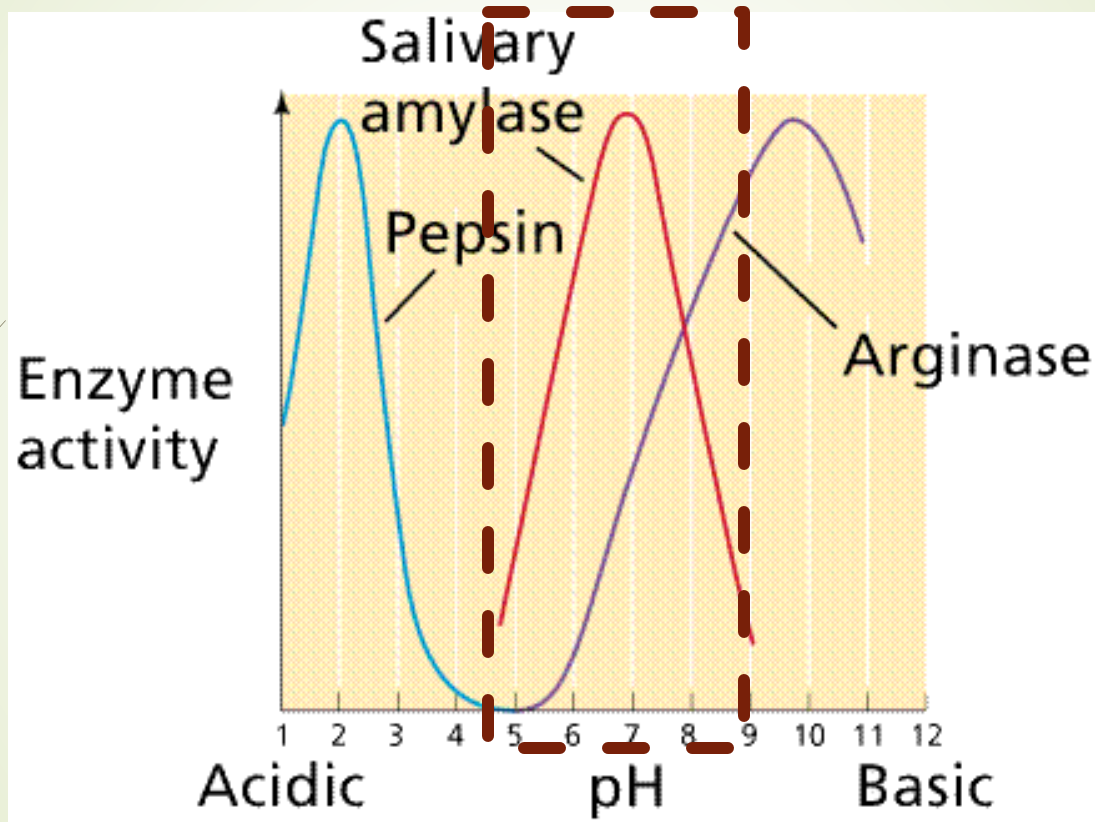
EJEMPLO: NH_4CN



$K_h(\text{CN}^-) = K_b(\text{CN}^-) > K_h(\text{NH}_4^+) = K_a(\text{NH}_4^+) \Rightarrow$ Disolución básica

Ejercicio: Revisar en casa los valores de las constantes para tomar esta decisión!!!

DISOLUCIONES TAMPÓN/BUFFER/AMORTIGUADORAS



Las células necesitan regular adecuadamente el pH, normalmente entre 4 y 9

DISOLUCIONES TAMPÓN

Un sistema tampón es aquel en el que se encuentran en la misma disolución un ácido/base débil y su par conjugado en concentraciones de similar magnitud.

Ejemplos:

-Acético/Acetato

-Fosfórico: $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$

-Amoniaco/Amonio

-Carbónico: bicarbonato/carbonato

Mantienen el pH en el rango 4-9, son imprescindibles para la vida.

DISOLUCIONES TAMPÓN

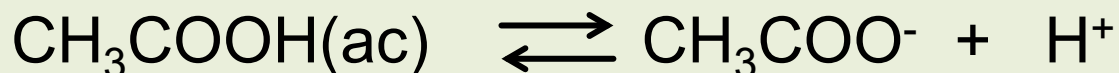
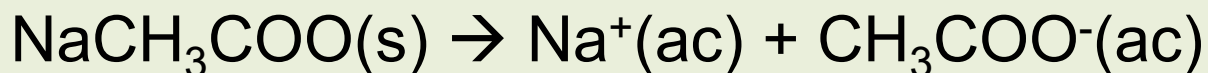
Se preparan mediante disoluciones acuosas de:

- Ácido débil + sal de la base conjugada de dicho ácido débil con catión neutro:
Ejemplo: ácido acético + acetato de sodio.
- Base débil + sal del ácido conjugado de dicha base débil con anión neutro:
Ejemplo: amoniaco + cloruro de amonio

EFEECTO DEL IÓN COMÚN

En una disolución de un ácido débil y su base conjugada (en forma de sal), la ionización del ácido es despreciable.

Ej.: disolución de ácido acético 0,1 M ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) y acetato sódico 0,1 M:



In	0,1	0,1	
Eq	0,1-x	0,1+x	x

$$K_a = \frac{[\text{Ac}^-] \cdot [\text{H}^+]}{[\text{AcH}]} = \frac{(0,1+x) \cdot x}{0,1-x} \rightarrow x = 1,8 \cdot 10^{-5} \sim \text{despreciable respecto } 0,1$$

Luego: $-\text{[CH}_3\text{COOH]}_{\text{eq}} = \text{[CH}_3\text{COOH]}_{\text{in}}$
 $-\text{[CH}_3\text{COO}^-]_{\text{eq}} = \text{[CH}_3\text{COO}^-]_{\text{in}} = \text{[CH}_3\text{COONa]}$

Se usa para los cálculos en disol. tampón

EFECTO DEL IÓN COMÚN

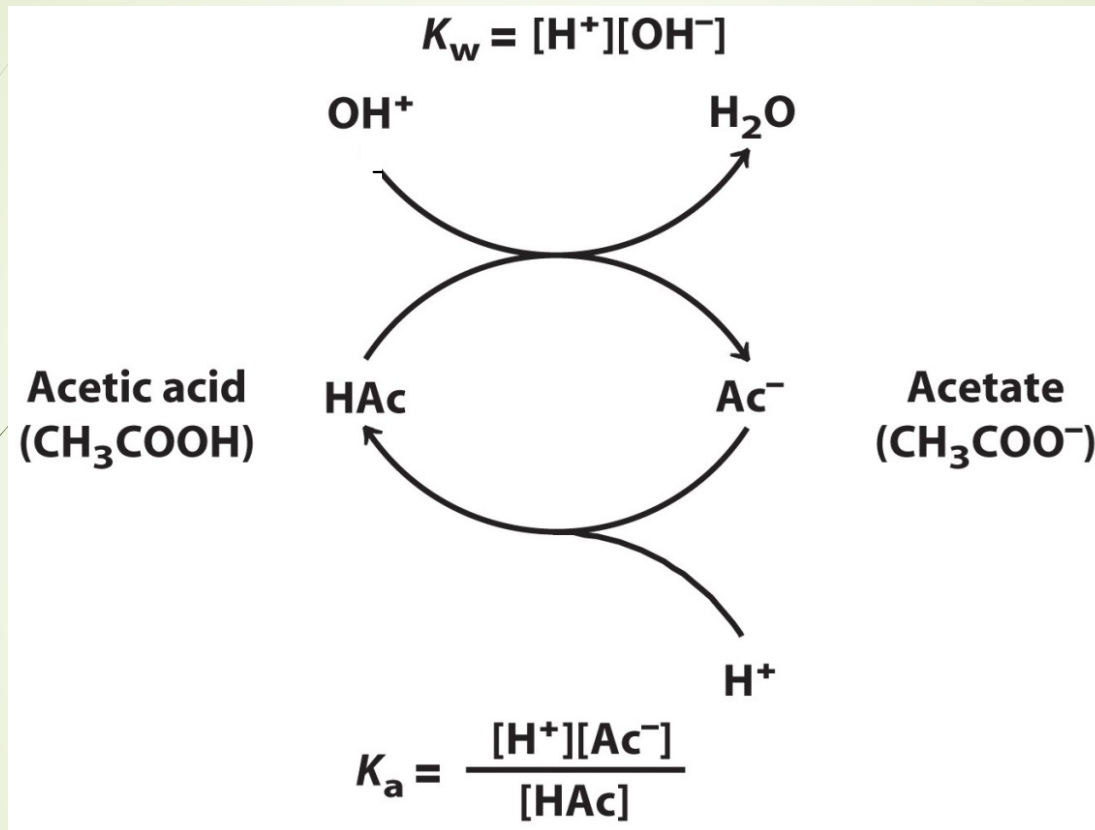
En disol. tampón de ácidos débiles y su base conjugada:

1. La concentración del ácido (AcH) será igual a la concentración inicial de ácido (ej. $[\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{in}}$)
2. La concentración de base (Ac^-) será igual a la concentración de anión al disociarse la sal (ej. $[\text{CH}_3\text{COO}^-]_{\text{in}}$).

En disol. tampón de bases débiles y su ácido conjugado:

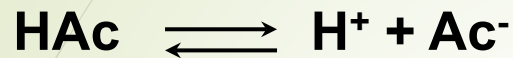
1. La concentración del base (B) será igual a la concentración inicial de base (ej. $[\text{NH}_3]_{\text{in}}$)
2. La concentración de ácido (BH^+) será igual a la concentración de catión al disociarse la sal (ej. $[\text{NH}_4^+]_{\text{in}}$)

Funcionamiento de un sistema tampón



Si añadimos OH⁻ cuando [HAc] = [Ac⁻] (ej. pH ≈ pK_a), entonces HAc libera H⁺ que neutraliza los OH⁻ pero la relación HAc:Ac⁻ no varía mucho. Si añadimos H⁺, Ac⁻ absorbe los H⁺ para formar HAc, por ello el pH tampoco varía. El tampón es efectivo hasta que la concentración de uno de los pares conjugados es 10 mayor que la del otro.

ECUACIÓN DE HENDERSON-HASSELBACH



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

Tomamos $-\log$ a ambos lados:

$$-\log K_a = -\log [\text{H}^+] - \log \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

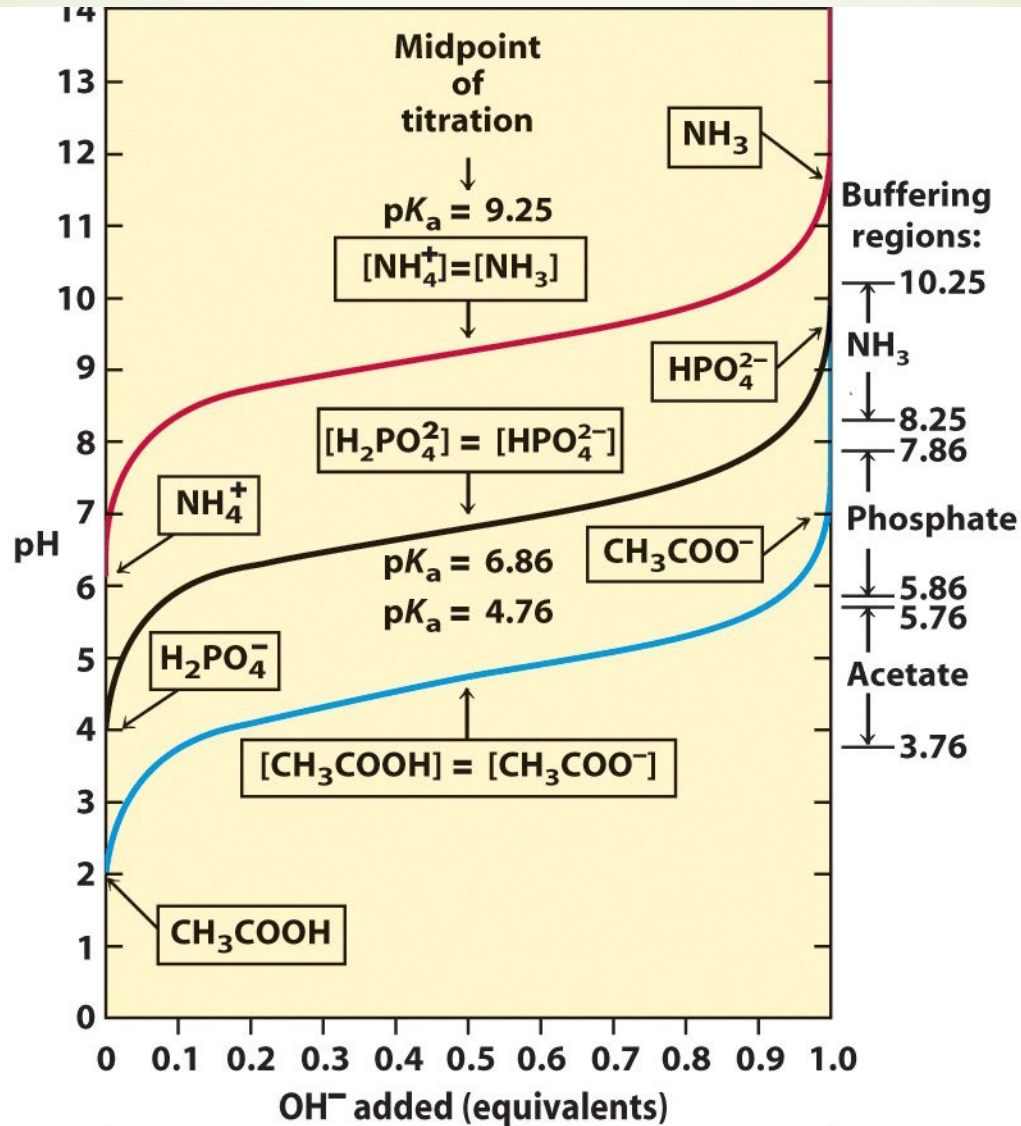
Aplicamos $p(x) = -\log(x)$:

$$pK_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}$$

Y finalmente despejamos pH:

$$\text{pH} = pK_a + \log \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} = pK_a + \log \frac{[\text{Aceptor de protones}]}{[\text{Donador de protones}]}$$

El rango efectivo de un sistema tampón



El rango efectivo de un sistema tampón

- Acético/Acetato pH ~ 4.7
- Fosfórico: $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ pH ~ 6.9
- Amonio/Amoniacaco pH ~ 9.2

-Carbónico: ác. carbónico/bicarbonato
 $\text{CO}_2/\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$

EJEMPLO A

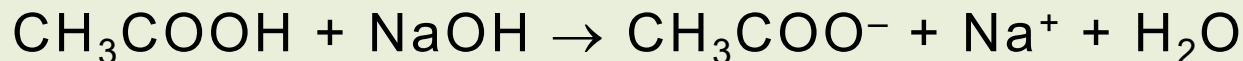
Calcular el pH de una disolución tampón formada por una concentración 0,2 M de ácido acético y 0,2 M de acetato de sodio. K_a ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) = $1,8 \cdot 10^{-5}$

$$pK_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \rightarrow \text{pH} = pK_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 4,74$$

EJEMPLO A.1.1. ADICIÓN DE BASE

¿Cómo variará el pH de la disolución anterior al añadir 0,01 moles de NaOH a un 1 litro?

Al añadir NaOH ($\text{Na}^+ + \text{OH}^-$), se producirá la neutralización del ácido acético:



Suponiendo que la adición de la base apenas afecta al volumen (añadimos 0,01 mol OH^- /1 L):

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0,2 - 0,01 \text{ M} = 0,19 \text{ M}$$

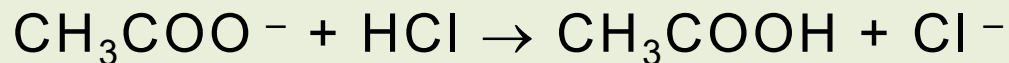
$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0,2 + 0,01 \text{ M} = 0,21 \text{ M}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 4,74 + 0,04 = 4,78$$

EJEMPLO A.1.2. ADICIÓN DE ÁCIDO

¿Cómo variará el pH de la disolución anterior al añadir 0,01 moles de HCl a un 1 litro?

Al añadir HCl ($H^+ + Cl^-$), se producirá la neutralización del ácido acético:



Suponiendo que la adición de la base apenas afecta al volumen (añadimos 0,01 mol H^+ /1 L):

$$[CH_3COOH] = 0,2 + 0,01 \text{ M} = 0,21 \text{ M}$$

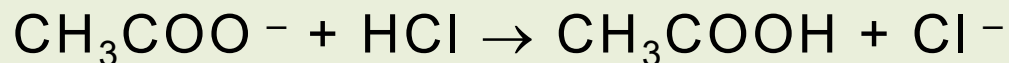
$$[CH_3COO^-] = 0,2 - 0,01 \text{ M} = 0,19 \text{ M}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 4,74 - 0,04 = 4,70$$

EJEMPLO A.2

¿Cómo variará el pH de la disolución anterior al añadir 100 ml de HCl 0,1 M a un 1 litro?

Al añadir HCl ($H^+ + Cl^-$), se producirá la neutralización del ácido acético:



¡Hay que trabajar en moles!

Añadimos $0,1 \text{ M} \cdot 0,1 \text{ L} \rightarrow 0,01$ moles de H^+

$$[CH_3COOH] = (0,2 + 0,01) \text{ moles} / 1,1 \text{ L} = 0,19 \text{ M}$$

$$[CH_3COO^-] = (0,2 - 0,01) \text{ moles} / 1,1 \text{ L} = 0,18 \text{ M}$$

$$pH = pK_a + \log \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 4,74 - 0,02 = 4,72$$

Rango efectivo de un tampón

Se considera el tampón roto cuando:

$$1) [\text{Ácido}] \geq 10 \cdot [\text{Base}]$$

$$2) 10 \cdot [\text{Ácido}] \leq [\text{Base}]$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log [\text{Base}] / [\text{Ácido}]$$

$$1) \text{pH} = \text{pK}_a + \log 1/10 = \text{pK}_a - 1$$

$$2) \text{pH} = \text{pK}_a + \log 10 = \text{pK}_a + 1$$

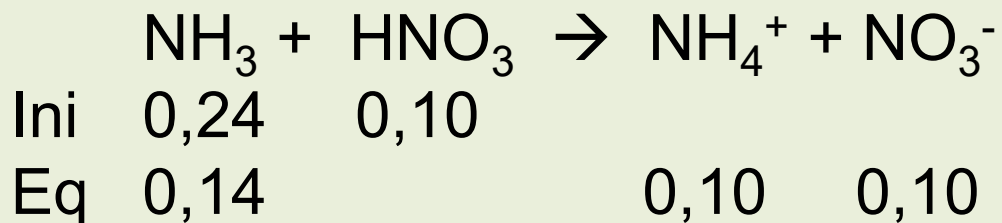
$$\underline{\underline{\text{pK}_a \pm 1}}$$

Disoluciones tampón

Las disoluciones tampón también se preparan añadiendo un ácido débil o una base débil concentrados y haciéndolo reaccionar con un una base fuerte o un ácido fuerte respectivamente:

Ej. Se prepara 80 ml de una disolución de NH_3 0,3 M y se añaden 20 ml de HNO_3 0,5 M. $K_b(\text{NH}_3)=1.8 \cdot 10^{-5}$

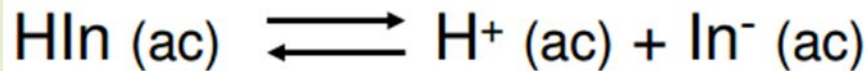
$$[\text{NH}_3] = 0,3 \cdot 80/100 = 0,24 \text{ M}; [\text{HNO}_3] = 0,5 \cdot 20/100=0,10 \text{ M}$$



Calcular el pH

Indicadores de pH

Son compuestos químicos que varían de color en función del pH del medio → HIn tiene un color y In⁻ otro distinto.



$$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \geq 10 \quad \text{Color del ácido (HIn) predomina}$$

$$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \leq 0,1 \quad \text{Color de la base conjugada (In}^-\text{) predomina}$$

Indicadores de pH

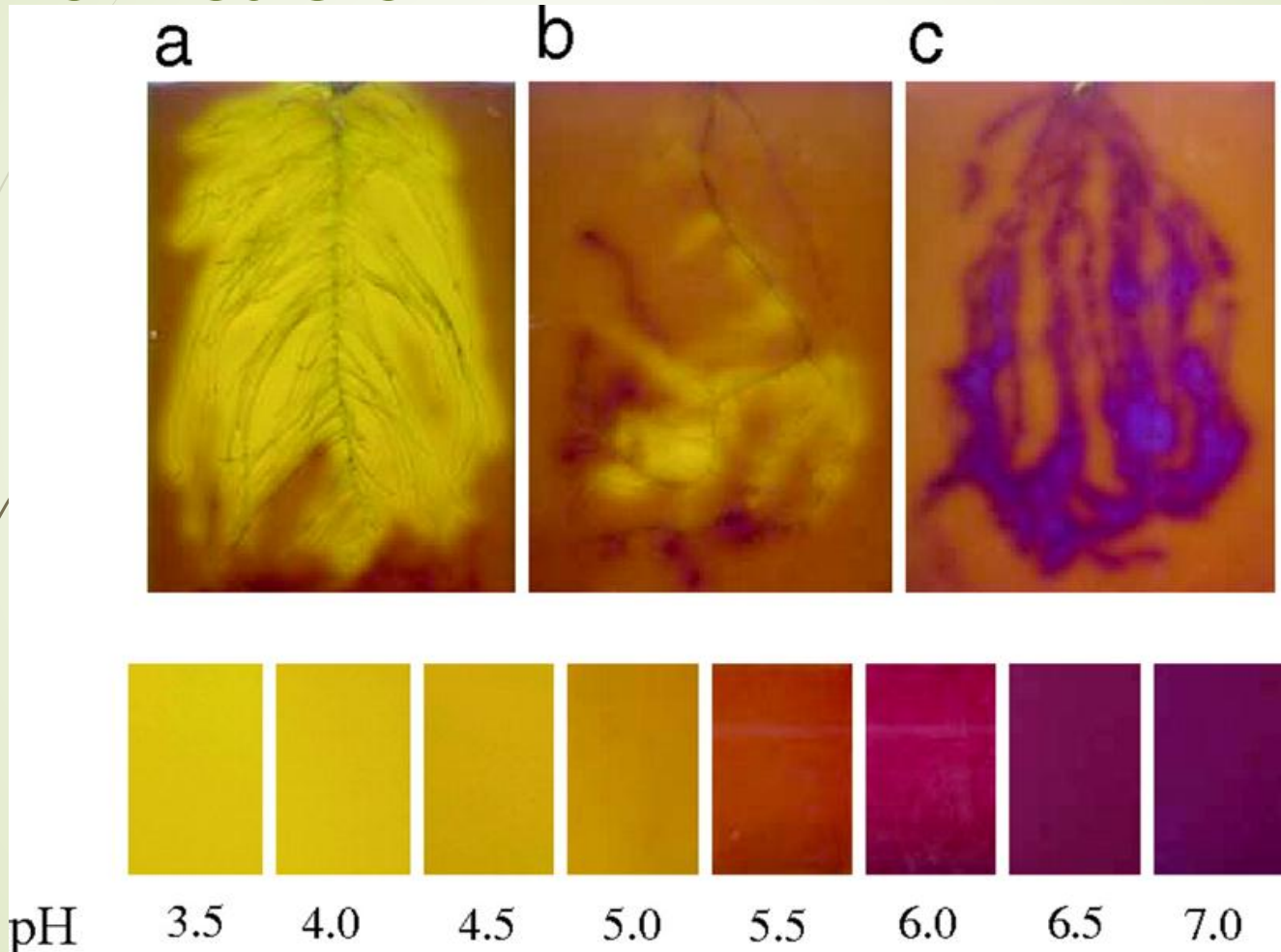
El cambio de color se considera apreciable cuando
 $[HIn] > 10 \cdot [In^-]$ o $[HIn] < 1/10 \cdot [In^-]$

$$pH = pK_a + \log [In^-] / [HIn] = pK_a \pm 1$$

Indicadores de pH

INDICADOR	COLOR		RANGO DE pH
	Forma ácida	Forma básica	
Azul de timol	Rojo	Amarillo	1,2 - 2,8
Azul de bromofenol	Amarillo	Púrpura/Azul	3,0 - 4,6
Naranja de metilo	Naranja	Amarillo	3,1 - 4,4
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4,2 - 6,3
Púrpura de bromocresol	Amarillo	Violeta	5,2 - 6,8
Azul de bromotimol	Amarillo	Azul	6,0 - 7,6
Rojo de cresol	Amarillo	Rojo	7,2 - 8,8
Fenolftaleína	Incoloro	Rosa	8,3 - 10,0

Indicadores de pH: biogeoquímica de la rizosfera



Cambios de pH en la rizosfera de judía (a), soja (b) y maíz (c).
Li et al. 2007, PNAS. Indicador: púrpura de bromocresol en agar.