

Contidos

1. Características de ácidos e bases
2. Teorías ácido-base
 - 2.1. Teoría de Arrhenius
 - 2.2. Teoría de Brønsted-Lowry
 - 2.3. Teoría de Lewis
3. Autoprotólise da auga. Concepto de pH
4. Forza de ácidos e bases
 - 4.1. Relación entre K_a e K_b dun ácido e a súa base conxugada
 - 4.2. Grao de ionización
5. Cálculos de concentracións en equilibrio e pH
 - 5.1. Ácidos fortes
 - 5.2. Bases fortes
 - 5.3. Sistemas monopróticos HA/A⁻
6. Hidrólise de sales. pH das disolucións salinas
7. Efecto do ión común nos equilibrios ácido-base
8. Reaccións de neutralización: Valoración dun ácido forte cunha base forte

1. Características de ácidos e bases

Nun principio, a clasificación das substancias como ácidos ou bases fundamentouse na observación dunha serie de propiedades comúns que presentaban as súas disolucións acuosas:

ÁCIDOS

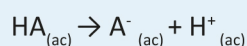
- Teñen sabor agre (latín: acidus/agre).
- Cambian a cor de moitos colorantes orgánicos e vexetais: colorean de vermello o papel de tornasol.
- Disolven algúns metais, como o Zn, dando H₂, e o mármore (CaCO₃), dando CO₂.
- Concentrados, son corrosivos para a pel.
- Son substancias ácidas: vinagre (ácido acético), limón (ácido cítrico), peixe (ácidos graxos omega 3), aceite (ácido oleico), vitaminas como ácido fólico (B9), ácido ascórbico (C), ácido retinoico (metabolito da vitamina A); leite (ácido láctico), cloruro de hidróxeno (HCl), ADN, ARN, etc.

2. Teorías ácido-base

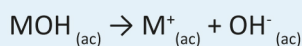
2.1. Teoría de Arrhenius

A finais do século XIX, Svante Arrhenius estudou a disociación iónica dos compostos inorgánicos producida ao disolvelos en auga, e elaborou a teoría pola que no ano 1903 recibiu o premio Nobel de Química. Comprobou que había substancias moleculares que en disolución conducían a corrente eléctrica e deduciu que producían anións. Arrhenius chegou á conclusión de que as propiedades características das disolucións acuosas dos ácidos debíanse aos ións hidróxeno, H⁺, mentres que as propiedades típicas das bases debíanse aos ións hidróxido, OH⁻ (tamén chamados hidroxilo ou oxhidrilo). Para iso, propuxo as seguintes definicións:

Ácidos (HA): substancias que ao disolvérense en auga dan H⁺:



Bases (MOH): substancias que ao disolvérense en auga dan OH⁻:



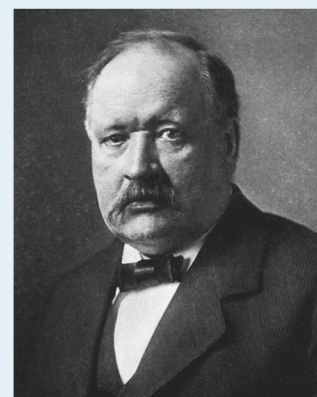
BASES

- Chamábanse tamén álcalis (do árabe *Al-Qaly*, cinzas de planta), pois unha das bases máis utilizadas, o carbonato de sodio, obtíñase das cinzas de certas plantas.
- Cambian a cor de moitos colorantes orgánicos e vexetais: colorean de azul o papel de tornasol.
- Teñen sabor amargo e son esvaradías ao tacto.
- Concentradas, son corrosivas para a pel.
- Son substancias básicas: os hidróxidos metálicos como, por exemplo, o hidróxido de sodio (NaOH) ou de magnesio (Mg(OH)₂), o amoníaco (NH₃), etc.

Ademais, ácidos e bases en disolución acuosa conducen a electricidade e teñen a propiedade de neutralizaren mutuamente os seus efectos, xa que ao mesturar un ácido e unha base en cantidades equivalentes prodúcese a chamada reacción de neutralización.

Limitacións da teoría de Arrhenius

- A teoría de Arrhenius só é válida para disolucións acuosas (non se pode utilizar para disolventes distintos da auga).
- As bases deben ter OH na súa molécula (esta teoría non pode explicar o carácter básico de substancias como NH₃ ou Na₂CO₃)
- Os ácidos deben ter H na súa molécula e, ao disociarse en auga, dar H⁺ (aínda que os ións hidróxeno ou protóns non existen como tales en disolucións acuosas, senón que están fortemente hidratados, orixinando ións hidronio, H₃O⁺).

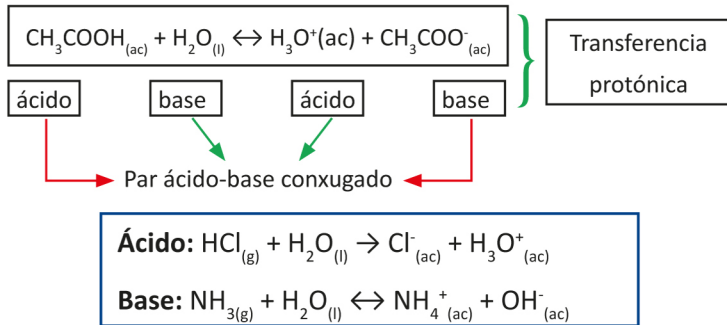


Svante Arrhenius

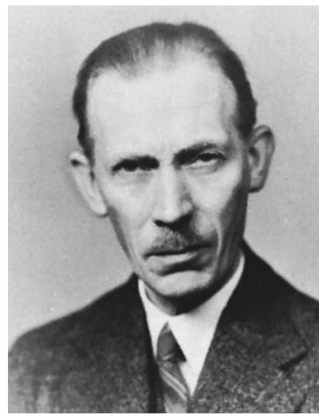
2.2. Teoría De Brønsted-Lowry

A teoría de Brønsted-Lowry describe as interaccións ácido-base en termos de transferencia de protóns entre especies químicas. Un **ácido** de Brønsted-Lowry é calquera especie que **pode doar un protón (H⁺)** e unha **base** é calquera especie que **pode aceptar un protón**.

Segundo esta teoría, a todo ácido lle corresponde unha base conxugada coa que está en equilibrio, e toda base ten o seu ácido conxugado:



Na teoría de Brønsted-Lowry as substancias consideradas ácidas na teoría de Arrhenius continúan sendo ácidas, pero



Johannes Nicolaus Brønsted



Tomas Martin Lowry

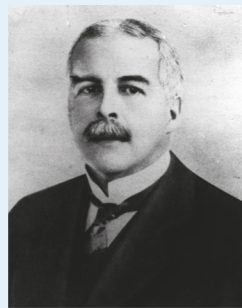
faise evidente que para que o ácido se manifeste cómpre a presenza dunha base. Amplía o concepto de ácidos a partículas cargadas: HS⁻, HSO₄⁻, H₂PO₄⁻ e NH₄⁺ entre outros, pero presenta notables diferenzas no concepto de bases, xa que inclúe moléculas neutras e ións, tales como amoníaco, aminas, ión carbonato, ión sulfuro, ión bicarbonato ou ión bisulfuro, cuxo comportamento como bases era difícil de explicar na teoría de Arrhenius.

2.3. Teoría de Lewis

Segundo a teoría de Lewis:

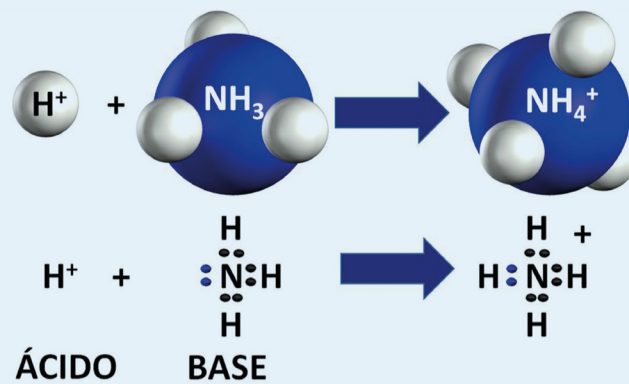
Ácido: Substancia (átomo, ión ou molécula) que contén polo menos un átomo capaz de aceptar un par de electróns e formar unha ligazón covalente coordinada.

Base: Substancia (átomo, ión ou molécula) que contén, polo menos, un átomo capaz de achegar un par de electróns para formar unha ligazón covalente coordinada.



Gilbert Newton Lewis

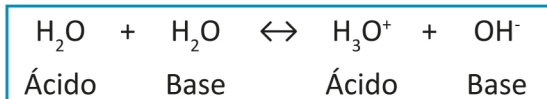
Os conceptos de ácidos e bases de Lewis son utilizados en reaccións orgánicas e en química de coordinación.



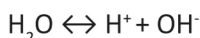
Comportamento básico do NH₃ segundo a teoría de Lewis

3. Autoprotólise da auga. Concepto de pH

A auga pode comportarse como ácido ou como base dependendo da especie con que se enfrente. Tamén pode reaccionar consigo mesma nun proceso ácido-base de **autoprotólise**:



O protón hidratado H₃O⁺ pódese escribir, para simplificar, como H⁺, co que a reacción anterior queda como:



Esta reacción representa o equilibrio de autoprotólise ou de disociación da auga, cuxa constante de equilibrio K_w (produto iónico da auga) se expresa como:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ a } 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

Na auga pura: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$

Medio neutro: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$

Medio ácido: $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$

Medio básico: $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

En 1909 Søren Sørensen propuxo o termo pH para indicar o potencial do ión hidróxeno en disolución.

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

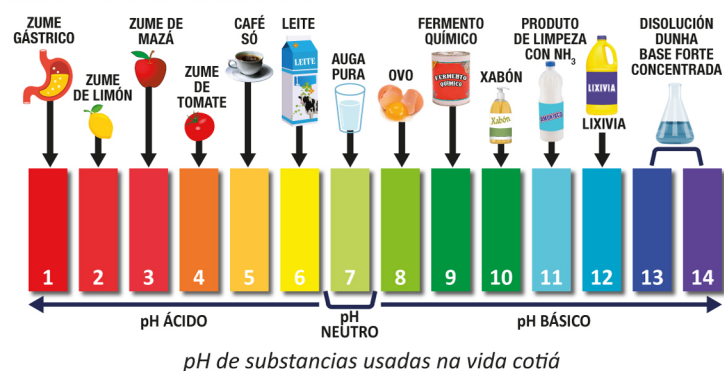
Do mesmo xeito, pódese expresar a concentración de ións

OH⁻: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$

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

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

$\text{pK}_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$ Isto indica que a escala de pH en disolución acuosa vai de 0 a 14



4. Forza de ácidos e bases

Cando un ácido ou unha base se disolven en auga, disócianse ou ionizan, e o grao de disociación depende da forza do ácido ou da base. Un **electrólito forte** está **totalmente disociado**, mentres que un **electrólito débil** está **parcialmente disociado**.

A **forza dun ácido ou dunha base** non é máis que a medida da súa reacción co disolvente. No caso de que o disolvente sexa auga, un ácido é tanto máis forte canto máis desprazada estea a reacción: $HA + H_2O \leftrightarrow A^- + H_3O^+$

A medida do desprazamento da reacción exprésase mediante a constante de disociación do ácido K_a (**constante de acidez**):

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

A constante de acidez K_a quantifica o grao de disociación dun ácido débil. Canto maior é o valor de K_a máis forte é o ácido e viceversa. Un ácido forte en

disolución acuosa disócianse completamente nos ións que o constitúen. Exemplo de ácidos fortes: $HClO_4$, HCl , HI , HNO_3 , etc. e de ácidos débiles: CH_3COOH , HCN , NH_4^+ , etc.

A forza dunha base é a medida con que se produce a súa reacción co disolvente. No medio acuoso, a reacción é: $A^- + H_2O \leftrightarrow HA + OH^-$. Pódese coñecer a extensión desta reacción a partir da constante de equilibrio K_b (**constante de basicidade**):

$$K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

Valores elevados de K_b corresponden a bases fortes e valores baixos, a bases débiles. Exemplos de bases fortes son

$NaOH$, KOH , $Ca(OH)_2$, etc., e de bases débiles, NH_3 , H_2NNH_2 (hidracina), C_5H_5N (piridina) etc.

Se un ácido é forte, cede facilmente protóns á auga ($HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$), e a reacción inversa ($A^- + H_3O^+ \rightarrow HA + H_2O$) estará pouco desprazada, polo que a un ácido forte correspóndelle unha base conxugada débil e viceversa. A miúdo atópanse situacións intermedias: así, o ácido acético é moderadamente débil e a súa base conxugada, o ión acetato, é tamén moderadamente débil, sendo máis forte o acético como ácido que o acetato como base.

As substancias que poden actuar como ácidos e como bases denomínanse **anfóteras o anfipróticas**.

4.1. Relación entre K_a e K_b dun ácido e a súa base conxugada

	ÁCIDO	BASE CONXUGADA	
	FORTE	MOI DÉBIL	
	$HClO_4$	ClO_4^-	
	HCl	Cl^-	
	H_2SO_4	HSO_4^-	
	HNO_3	NO_3^-	
pK_a			pK_b
1,92	HSO_4^-	SO_4^{2-}	12,08
3,45	HF	F^-	10,55
6,37	H_2CO_3	HCO_3^-	7,63
7,02	H_2S	HS^-	6,98
9,25	NH_4^+	NH_3	4,75
10,25	HCO_3^-	CO_3^{2-}	3,75
	H_2O	OH^-	
	MOI DÉBIL	FORTE	
	HS^-	S^{2-}	
	OH^-	O^{2-}	

pK_a e pK_b de distintos ácidos e bases

O produto entre a constante de ionización dun ácido e a constante de basicidade da súa base conxugada é igual ao produto iónico da auga:

$$K_a K_b = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} \cdot \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = [H_3O^+][OH^-] = K_w$$

Escribindo a expresión anterior en forma logarítmica e cambiando o signo: $pK_a + pK_b = 14$

4.2. Grao de ionización (α)

para un ácido débil HA é a fracción de moléculas de ácido que se ionizan:

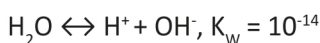
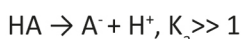
$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a} \times 100 = \frac{[A^-]}{C_a} \times 100$$

Se o ácido ou a base son fortes entón $\alpha = 100\%$ e a concentra-

ción de $[H^+]$ ou $[OH^-]$ é directamente a concentración do ácido ou da base

5. Cálculos de concentracións en equilibrio e pH

5.1. Ácidos fortes (HA)



Balance de masas (BM): $c_a = [A^-]$

Balance de cargas (BC): $[H^+] = [A^-] + [OH^-]$

Da K_w pódese despegar $[OH^-]$: $[OH^-] = K_w/[H^+]$

Substitúese este valor no BC e queda:

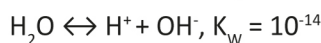
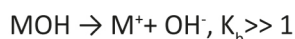
$$[H^+] = [A^-] + K_w/[H^+] \text{ e como } c_a = [A^-]:$$

$$[H^+] = c_a + K_w/[H^+]$$

Ecuación xeral para todos os casos de ácidos fortes (2º grao)

$$[H^+]^2 - C_a[H^+] - K_w = 0$$

5.2. Bases fortes (MOH)



Balance de masas (BM): $c_b = [M^+]$

Balance de cargas (BC): $[OH^-] = [M^+] + [H^+]$

Da K_w pódese despegar $[H^+]$: $[H^+] = K_w/[OH^-]$

Substitúese este valor no BC e queda:

$$[OH^-] = [M^+] + K_w/[OH^-] \text{ e como } c_b = [M^+]:$$

$$[OH^-] = c_b + K_w/[OH^-]$$

Ecuación xeral para todos os casos de bases fortes (2º grao)

$$[OH^-]^2 - C_b[OH^-] - K_w = 0$$

5. Cálculos de concentración en equilibrio e pH (continuación)

5.1. Ácidos fortes (HA) (continuación)

SIMPLIFICACIONES DA ECUACIÓN XERAL

$$[H^+] = c_a + K_w / [H^+]$$

- a) Se HA está moi diluído: $c_a < 10^{-8}$ M: $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M e o pH = 7
- b) Se HA non está moi diluído: $c_a > 10^{-6}$ M: $[H^+] = c_a$ e o pH = $-\log c_a$
- c) Se c_a entre 10^{-6} e 10^{-8} M: a ecuación xeral non se pode simplificar. Hai que resolver a ecuación de 2º grao

5.2. Bases fortes (MOH) (continuación)

SIMPLIFICACIONES DA ECUACIÓN XERAL

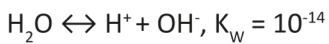
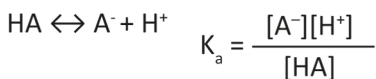
$$[OH^-] = c_b + K_w / [OH^-]$$

- a) Se MOH está moi diluída: $c_b < 10^{-8}$ M: $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M e o pH = 7
- b) Se MOH non está moi diluída: $c_b > 10^{-6}$ M: $[OH^-] = c_b$ e pOH = $-\log c_b$
- c) Se c_b entre 10^{-6} e 10^{-8} M: a ecuación xeral non se pode simplificar. Hai que resolver a ecuación de 2º grao

5.3. Sistemas monoproticos HA/A⁻

Un sistema monoprotico é aquel no que unicamente se intercambia un protón.

DISOLUCIÓN DO ÁCIDO DÉBIL HA



Balance de masas (BM): $c_a = [HA] + [A^-]$

Balance de cargas (BC): $[H^+] = [A^-] + [OH^-]$

Da K_w pódese despexar $[OH^-]$: $[OH^-] = K_w / [H^+]$

Da K_a pódese despexar $[HA]$: $[HA] = [A^-] [H^+] / K_a$

Substitúese este valor no BM e queda:

$c_a = [A^-] [H^+] / K_a + [A^-]$ e de aquí despéxase $[A^-]$:

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

Substitúese este valor no BC e queda:

$$[H^+] = \frac{c_a K_a}{K_a + [H^+]} + \frac{K_w}{[H^+]}$$

Ecuación xeral para todos os casos de ácidos débiles HA (3º grao)

Simplificacións da ecuación xeral:

- a) Se HA está moi diluído e/ou é moi débil: $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M e pH = 7
- b) Se HA non está moi diluído e non é moi débil: $[A^-] \gg [OH^-]$, co cal:

$$[H^+] = \frac{c_a K_a}{K_a + [H^+]}$$

Se $c_a \gg K_a$:
 $K_a + [H^+] \approx [H^+]$

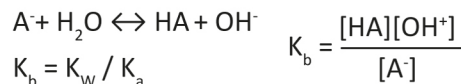
$$[H^+] = \frac{c_a K_a}{[H^+]}$$

$$[H^+] = \sqrt{c_a K_a}$$

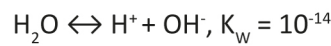
$$pH = -\log \sqrt{c_a K_a}$$

DISOLUCIÓN DA BASE DÉBIL A⁻

Se en disolución só existe a base A⁻ (en forma de sal, sódico, por exemplo): $NaA \rightarrow A^- + Na^+$



$$K_b = K_w / K_a$$



Balance de masas (BM): $c_b = [HA] + [A^-] = [Na^+]$

Balance de cargas (BC): $[OH^-] + [A^-] = [Na^+] + [H^+]$

Da K_w pódese despexar $[H^+]$: $[H^+] = K_w / [OH^-]$

Do BM: $[Na^+] = [HA] + [A^-] = c_b$

Substitúese no BC: $[OH^-] + [A^-] = [HA] + [A^-] + [H^+]$

$$[OH^-] = [HA] + [H^+]$$

Da K_b pódese despexar $[A^-]$: $[A^-] = [HA] [OH^-] / K_b$

Substitúese este valor no BM e queda:

$c_b = [HA] [OH^-] / K_b + [HA]$ e de aquí despéxase $[HA]$:

$$[HA] = \frac{c_b K_b}{K_b + [OH^-]}$$

Substitúese este valor no BC e queda:

$$[OH^-] = \frac{c_b K_b}{K_b + [OH^-]} + \frac{K_w}{[OH^-]}$$

Ecuación xeral para todos os casos de bases débiles A⁻ (3º grao)

Simplificacións da ecuación xeral:

- a) Se A⁻ está moi diluída e/ou é moi débil: $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ M e o pH = 7
- b) Se A⁻ non está moi diluída e non é moi débil: $[HA] \gg [H^+]$, co cal:

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

Se $c_b \gg K_b$:
 $K_b + [OH^-] \approx [OH^-]$

$$[OH^-] = \frac{c_b K_b}{[OH^-]}$$

$$[OH^-] = \sqrt{c_b K_b}$$

$$pOH = -\log \sqrt{c_b K_b}$$

6. Hidrólise de sales. pH das disolucións salinas

a) Sales procedentes de ácido forte e base forte

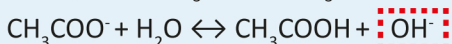
Exemplo: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{Na}^+$

Non se produce hidrólise, xa que tanto o Na^+ , que é un ácido moi débil, como o Cl^- , que é unha base moi débil, apenas reaccionan coa auga.

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$ e **pH=7**

b) Sales procedentes de ácido débil e base forte

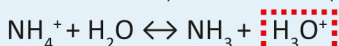
Exemplo: $\text{NaCH}_3\text{COO} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+$



O que provoca que o **pH > 7** (disolución básica)

c) Sales procedentes de ácido forte e base débil

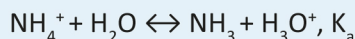
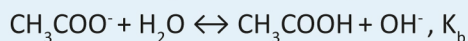
Exemplo: $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{NH}_4^+$



O que provoca que o **pH < 7** (disolución ácida)

d) Sales procedentes de ácido débil e base débil

Exemplo: $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$



Neste caso, tanto o catión NH_4^+ como o anión CH_3COO^- hidrolízanse, e a disolución será ácida ou básica segundo que ión se hidrolize en maior grao. Neste caso, como $K_a = K_b = 1,8 \times 10^{-5}$: **pH neutro**

Pero se: $K_a < K_b$, disolución básica

$K_a > K_b$, disolución ácida

7. Efecto do ión común nos equilibrios ácido-base

A disolución contén unha segunda fonte dun dos ións producidos na ionización do ácido ou a base (un ión común co ácido ou a base débil). Pódense dar os seguintes casos:

a) Disolución mestura de ácido débil e ácido forte, ou disolución mestura de base débil e base forte

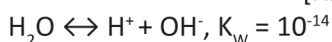
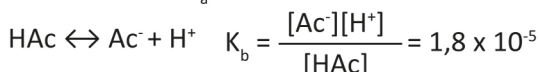
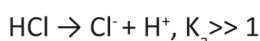
Mestura CH_3COOH (ácido débil) + HCl (ácido forte)

Consideremos unha disolución con dous ácidos:

Un forte: HCl con $C_a = 0,1 \text{ M}$

Un débil: HAc ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) con $C_s = 0,1 \text{ M}$

Equilibrios e expresión das constantes:



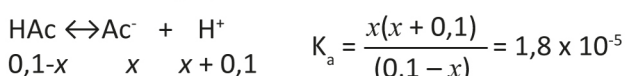
Balance de masas (BM): $c_a = [\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] = 0,1 \text{ M}$
 $c_s = [\text{HAc}] + [\text{Ac}^-] = 0,1 \text{ M}$

Balance de cargas (BC): $[\text{H}^+] = [\text{Cl}^-] + [\text{Ac}^-] + [\text{OH}^-]$

A $[\text{H}^+]$ en disolución será a suma de:

H^+ do HCl + H^+ do HAc + H^+ da auga (desprezables)

Ao considerar a disociación do HAc hai que ter en conta que no medio hai $[\text{H}^+] = 0,1 \text{ M}$ do HCl



Como x será moi pequeno: $x+0,1 \approx 0,1$ e $0,1-x \approx 0,1$

$$x = 1,8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{H}^+]_{\text{TOTAL}} = 0,1 + 1,8 \times 10^{-5} \text{ M} \approx 0,1 \text{ M}$$

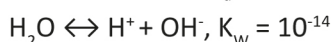
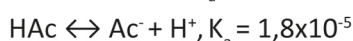
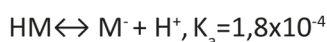
$$\text{pH} = -\log 0,1 = 1$$

Cando un **ácido forte proporciona un ión común (H^+)**, o equilibrio do ácido débil desprázase cara á esquerda: **o ácido débil faise aínda máis débil**. Por tanto, **cando hai unha mestura de dous ácidos, un forte e outro débil, o pH da disolución só dependerá do forte**.

b) Disolución mestura de dous ácidos débiles ou de dúas bases débiles

Mestura H-COOH (HM) 0,1 M + CH_3COOH (HAc) 0,1 M

Equilibrios e expresión das constantes:



Balance de masas (BM): $[\text{HM}] + [\text{M}^-] = 0,1 \text{ M}$
 $[\text{HAc}] + [\text{Ac}^-] = 0,1 \text{ M}$

Balance de cargas (BC): $[\text{H}^+] = [\text{M}^-] + [\text{Ac}^-] + [\text{OH}^-]$

A $[\text{H}^+]$ en disolución será a suma de:

H^+ do HM + H^+ do HAc + H^+ da auga (desprezables)

Ao considerar a disociación do HM cómpre ter en conta que no medio hai $[\text{H}^+]$ do HAc , e viceversa.



$$0,1-x \quad x \quad x+y \quad 0,1-y \quad y \quad y+x$$

$$\begin{cases} x = [\text{H}^+] \text{ procedentes do HM} \\ y = [\text{H}^+] \text{ procedentes do HAc} \end{cases} \quad \{ [\text{H}^+]_{\text{TOTAL}} = x + y$$

$$\frac{x(x+y)}{(0,1-x)} = 1,8 \times 10^{-4} \quad \frac{y(y+x)}{(0,1-y)} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Resolvemos o anterior sistema de ecuacións tendo en conta as seguintes simplificacións:

1. No denominador: xa que a K_a dos dous ácidos é moi pequena, x e y son desprezables fronte a $0,1 \text{ M}$:

$$x(x+y)/0,1 = 1,8 \times 10^{-4} \quad y(y+x)/0,1 = 1,8 \times 10^{-5}$$

2. Como a K_a do HM é maior que a do HAc : $x \gg y$

$$x^2/0,1 = 1,8 \times 10^{-4} \quad yx/0,1 = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$x = 4,24 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$y = 4,24 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$x + y = [\text{H}^+]_{\text{TOTAL}} = 4,66 \times 10^{-3} \text{ M}$$

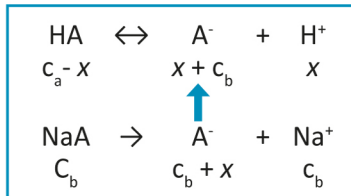
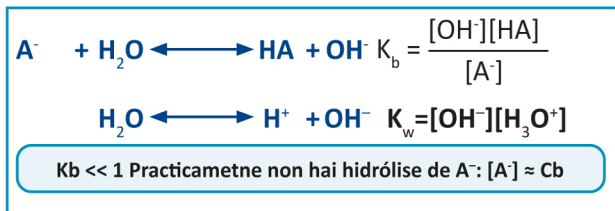
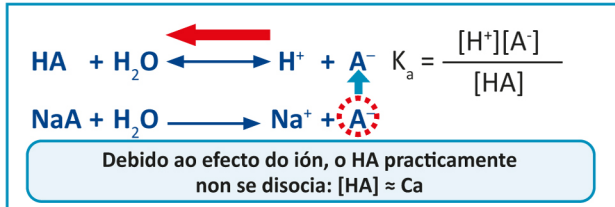
$$\text{pH} = -\log 4,66 \times 10^{-3} = 2,3$$

7. Efecto do ión común nos equilibrios ácido-base (continuación)

c) Disolucións de ácidos débiles e os seus sales, e disolucións de bases débiles e os seus sales: *Disolucións reguladoras*

As **disolucións reguladoras, tampóns ou amortecedores** baséanse no efecto do ión común. Buscan manter constante o pH fronte a pequenas adicións de ácidos e bases. Están constituídas por un ácido débil e un sal da súa base conxugada, ou por unha base débil e o sal do seu ácido conxugado, con concentracións similares en ambos os dous casos.

Supoñamos unha disolución reguladora (HA/NaA) formada por un ácido débil HA de concentración C_a , con constante de acidez K_a , e a súa base conxugada NaA cunha concentración C_b :



$$K_a = \frac{[x][C_b + x]}{[C_a - x]} \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{Se: } \frac{C_a}{K_a} > 100 \rightarrow C_a - x \approx C_a \\ \text{Se: } \frac{C_b}{K_b} > 100 \rightarrow C_b + x \approx C_b \end{array} \right.$$

Así, queda: $K_a = \frac{[\text{H}^+][C_b]}{[C_a]}$

Aplicando logaritmos e cambiando o signo:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_b}{C_a}$$

Ecuación de Henderson-Hasselbach

A **capacidade reguladora** dunha disolución é **máxima** cando $C_a = C_b \rightarrow \text{pH} = \text{p}K_a$

As formas ácida e básica da mestura reguladora denomínanse **reserva ácida e reserva básica ou alcalina**, respectivamente.

Intervalo de regulación

dunha disolución reguladora $\text{pH} = \text{p}K_a \pm 1$

• Se se engade un ácido forte HX en concentración pequena C_x , este ácido reaccionará coa base A^- , diminuíndo a súa concentración e aumentando a do ácido HA.

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_b - C_x}{C_a + C_x}$$

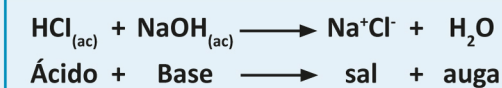
• Se se engade unha base forte MOH en concentración pequena C_M , esta base reaccionará co ácido HA, diminuíndo a súa concentración e aumentando a da base A^- .

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_b + C_M}{C_a - C_M}$$

8. Reaccións de neutralización: valoración dun ácido forte cunha base forte

Unha **valoración** ten como finalidade **determinar a concentración dun ácido ou unha base** mediante a **medida do volume exacto de reactivo valorante** (base ou ácido forte de concentración coñecida) necesario para completar a reacción química entre o ácido e a base (**punto de equivalencia, PE**).

Para a valoración dun ácido forte cunha base forte, a reacción é:



Por tanto,
no PE:
pH=7

Para observar cando finaliza o proceso (punto final) utilizarase un indicador, que son ácidos ou bases débiles que no medio ácido presentan unha cor e no medio básico presentan outra diferente. Exemplo: fenofaleína, laranxa de metilo, etc.

Cálculos: No PE \rightarrow equivalentes de HCl = equivalentes NaOH

Neste caso, equivalentes = moles, xa que a estequiometría da reacción é 1:1 \rightarrow Por tanto, $M_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}} = M_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}}$

M_{HCl} = cantidade que calcular; V_{HCl} = dato coñecido (volume que se introduce no matraz Erlenmeyer); M_{NaOH} = dato coñecido (concentración do reactivo valorante); V_{NaOH} = dato experimental (volume de reactivo valorante gastado na valoración)

Curva de valoración: Gráfico do pH fronte ao volume do valorante

