

Equilibrio ácido- base

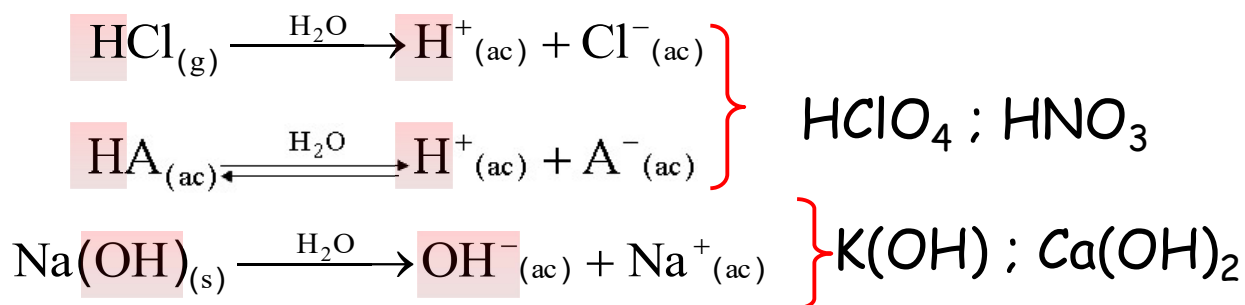
Dra. Verónica Daier
2026

1

1- Teoría de Arrhenius (1880)

Un ácido es todo aquel compuesto que disuelto en agua aumenta la concentración de H^+

Una base es todo aquel compuesto que disuelto en agua aumenta la concentración de OH^-



$NH_3 \rightarrow$ es una base, pero no tiene OH^- ?

2

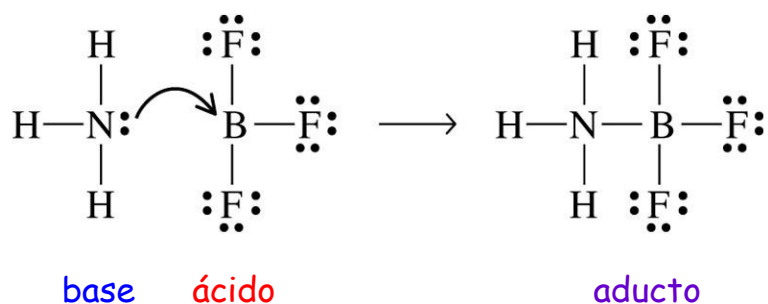
2- Teoría de Lewis (1923)



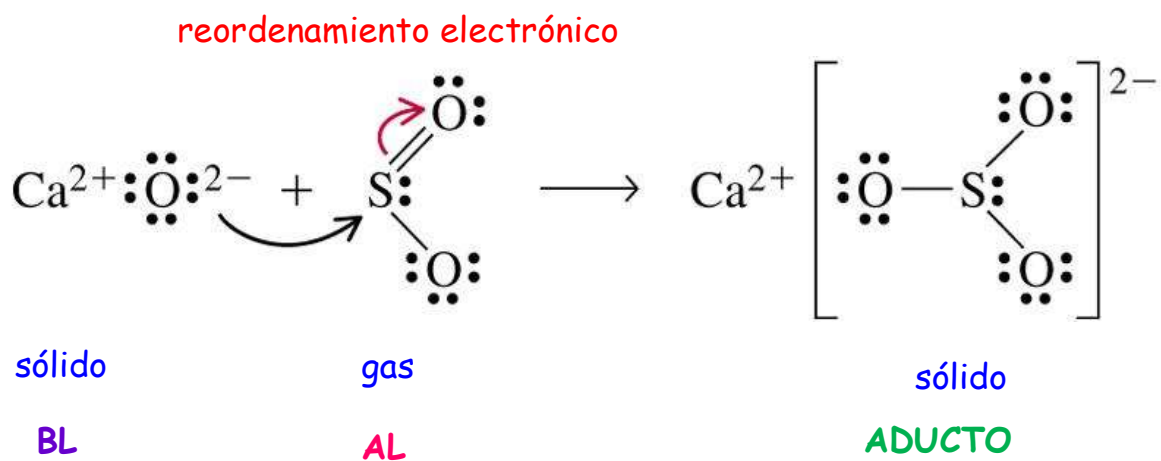
No se limita a reacciones que impliquen H^+ , OH^-

Un ácido de Lewis es una especie (átomo, molécula o ion) que acepta pares electrónicos

Una base de Lewis es una especie (átomo, molécula o ion) que cede pares electrónico



3



La reacción entre AL + BL conduce a la formación de un enlace covalente entre ellos. El producto se denomina **ADUCTO**

La formación del enlace covalente mediante una especie dadora de un par de e^- a otra se denomina: **coordinación** y el enlace: **enlace covalente coordinado**

4

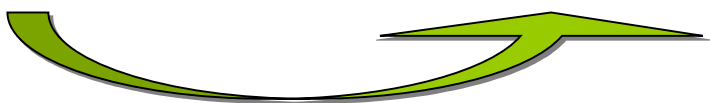
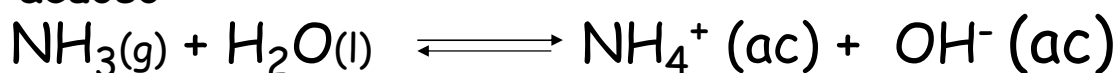
3- Teoría de Brønsted-Lowry (1923)

Tiene en cuenta el papel que juega el **solvente** en la ionización de un compuesto

Un **ácido** es un **dador** H^+ mientras que una **base** es un **aceptor** de H^+

Una especie que se comporta como ácido o como base se llama **ANFOLITO O ANFIPRÓTICA**

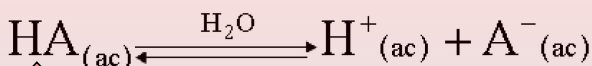
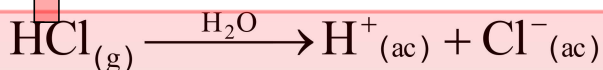
Permite explicar la basicidad del amoníaco en medio acuoso



5

¿Cuál es la diferencia entre estas reacciones?

Un ácido fuerte (electrolito fuerte)



Un ácido débil (electrolito débil)

Los electrolitos pueden ser ácidos, bases o sales.

Se diferencian en que su ionización en el solvente (agua para nosotros) sea total o parcial

Una base fuerte (electrolito fuerte)

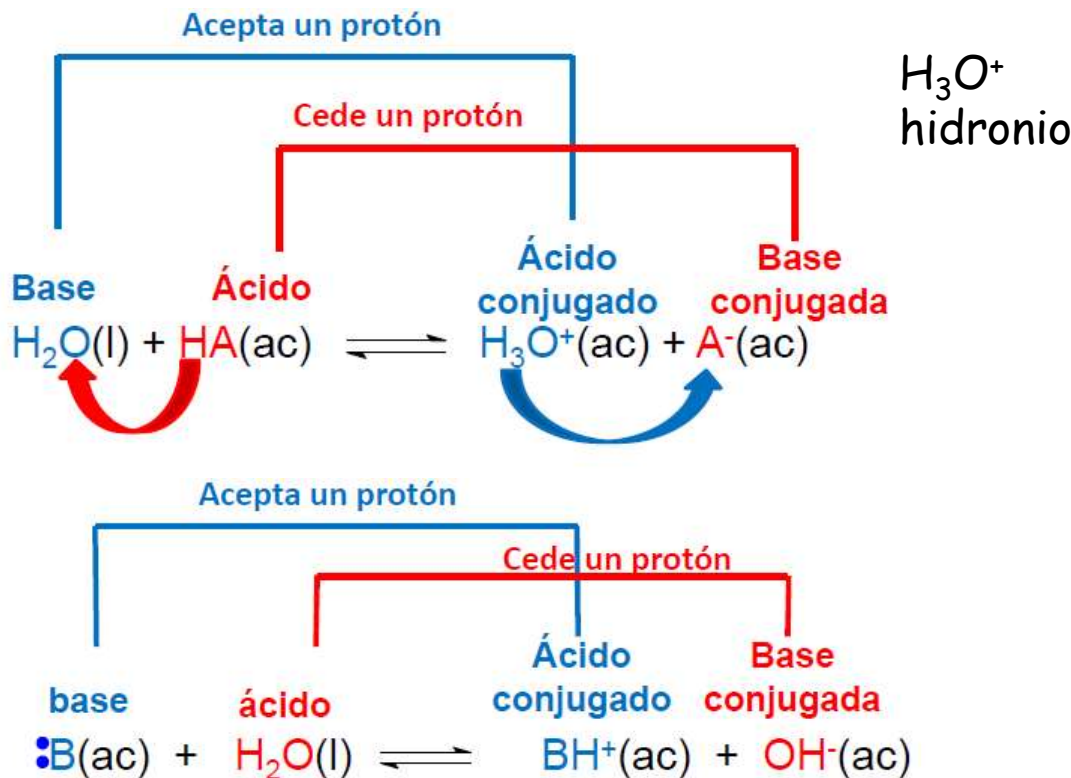


Una base débil (electrolito débil)

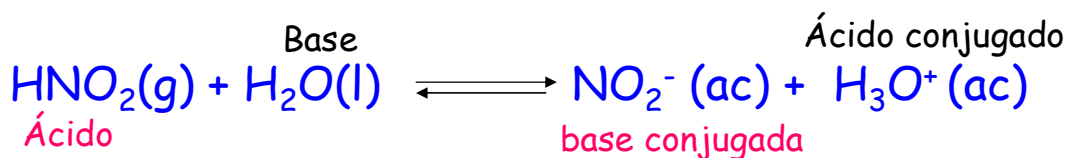
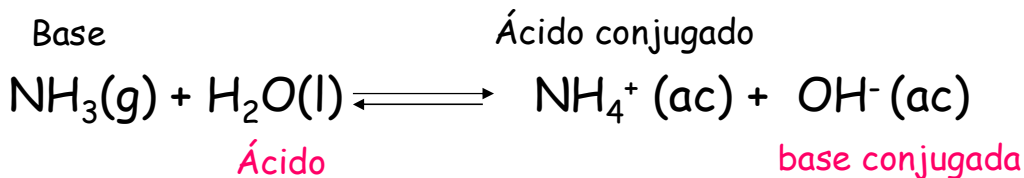
6

PARES CONJUGADOS Acido- Base:

Dos especies con la misma fórmula molecular, que se diferencian en un H⁺

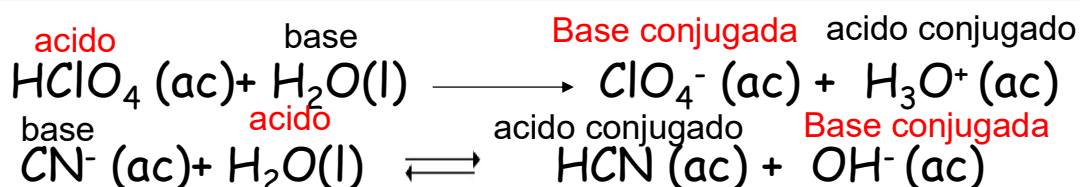
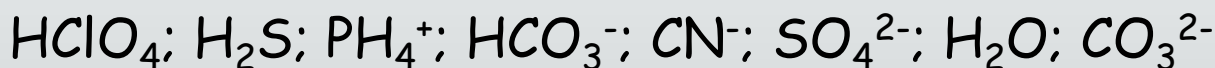


7

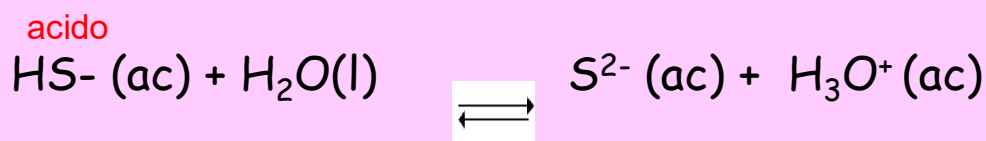
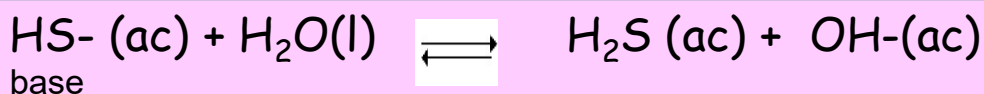
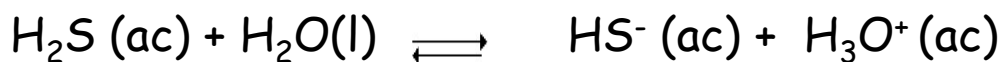


Ejercicio de aplicación

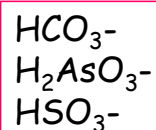
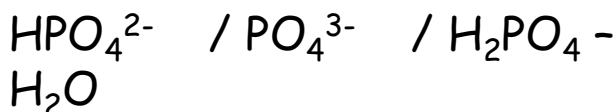
- Identifique las especies que actúan como ácido y como base.
- ¿Cuál es la base conjugada de cada uno de los siguientes ácidos?
- ¿Cuál es el ácido conjugado de cada una de los siguientes bases?



8

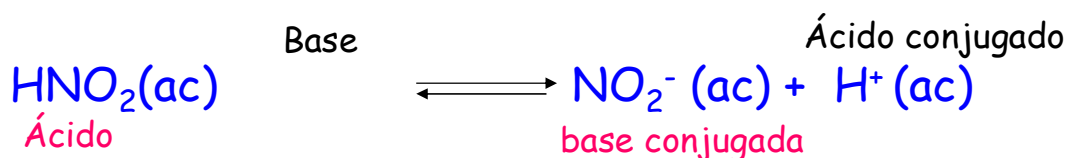
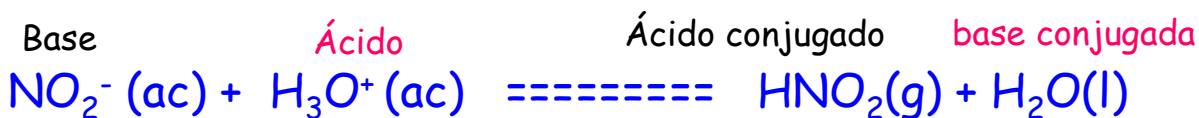
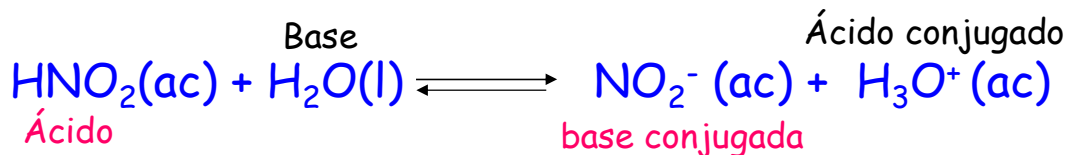
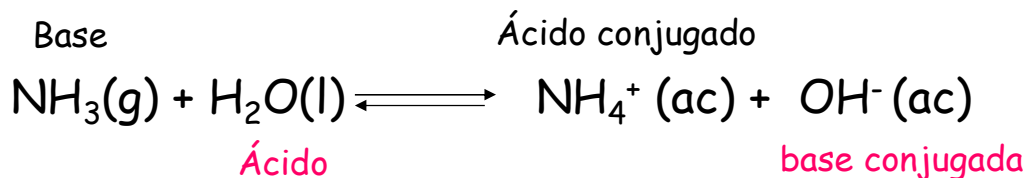


HS⁻ como puede actuar como acido o base, se clasifica como ANFOLITO



9

¿Cuál es rol del solvente en las reacciones ácido-base según la teoría de B-L?



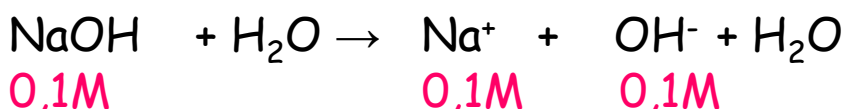
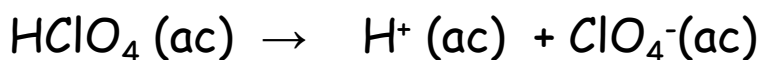
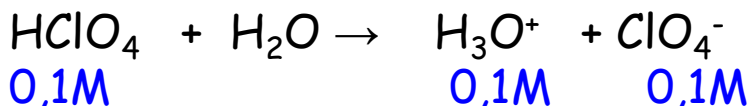
10

Acidos y bases fuertes

Electrolitos fuertes que en agua están como iones y **se disocian completamente**

Acidos fuertes: HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₃, HClO₄ y H₂SO₄

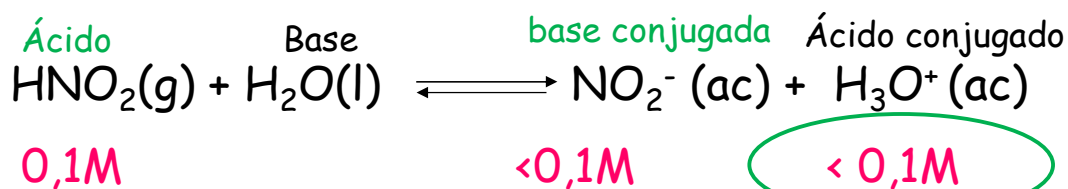
Bases fuertes: Hidróxidos grupo 1 y 2 (metales pesados)



11

Acidos y bases débiles

Electrolitos débiles (la mayor parte de las sustancias) en agua se **disocian parcialmente**



Libera menor cantidad de H⁺ que un ácido fuerte

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2^-]_{\text{eq}} [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{HNO}_2]_{\text{eq}}} = K_a$$

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} = 4,5 \cdot 10^{-4}$$

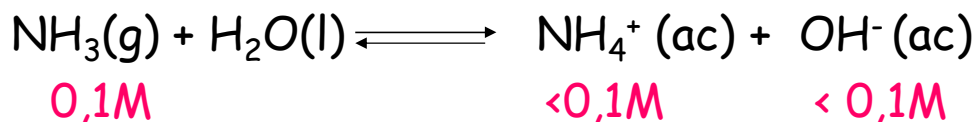
$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

K_a es la constante de disociación ácida del HNO₂

12

Acidos y bases débiles

La constante de equilibrio es una medida de la cantidad que se disocia



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

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

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

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

K_b es la constante de ionización/ disociación de la base

13

Fuerza relativa de algunos ácidos y bases de Bronsted-Lowry

	ÁCIDO	BASE	
	Fuerte	Despreciable	
	HCl	Cl ⁻	
	H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
	HNO ₃	NO ₃ ⁻	
HCl(ac) + H ₂ O(l) → Cl ⁻ (ac) + H ₃ O ⁺ (ac)	H ₃ O ⁺ (ac)	H ₂ O	
	HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	
	H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	
	HF	F ⁻	
	HC ₂ H ₃ O ₂	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	
	H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	
	H ₂ S	HS ⁻	
	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	
	NH ₄ ⁺	NH ₃	
	HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	
	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	
	H ₂ O	OH ⁻	
	Despreciable	Fuerte	
	OH ⁻	O ²⁻	
	H ₂	H ⁻	
	CH ₄	CH ₃ ⁻	

Aumenta la fuerza del ácido Aumenta la fuerza de la base

NH₃(g) + H₂O(l) ⇌ NH₄⁺(ac) + OH⁻(ac)

H₂CO₃(ac) + H₂O(l) ⇌ HCO₃⁻(ac) + H₃O⁺(ac)

O²⁻(ac) + H₂O(l) → OH⁻(ac) + HO⁻(ac)

Protonada al 100% en H₂O

Mientras más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada

Mientras más fuerte es una base, más débil es su ácido conjugado

Ácidos fuertes----- base conjugada despreciable
Ácidos débiles ----- base conjugada debil

Ácidos débiles: a mayor K_a ----- mayor fuerza como ácido

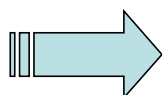
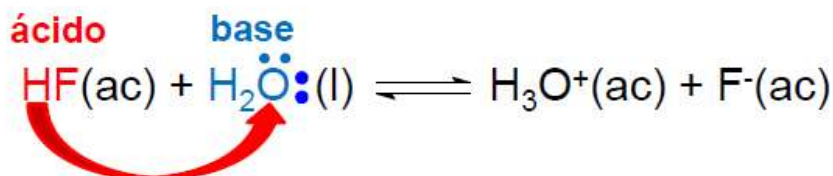
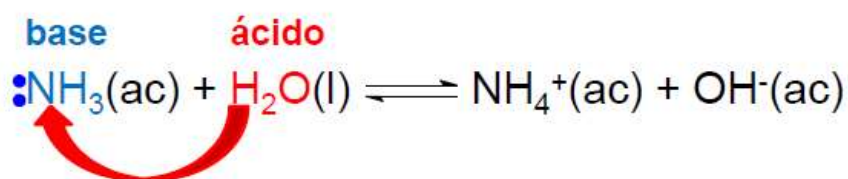
En una reacción ácido base, el sentido de la reacción se encuentra favorecida de las especies más fuertes a las más débiles.



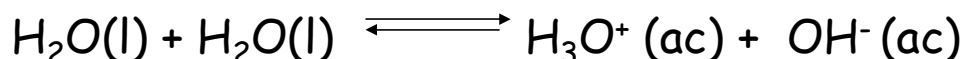
15

La autoionización del agua y la escala de pH

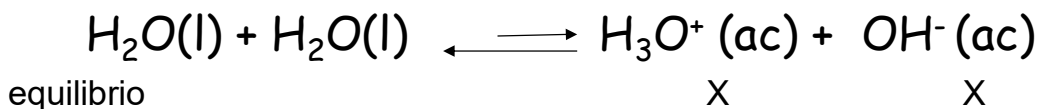
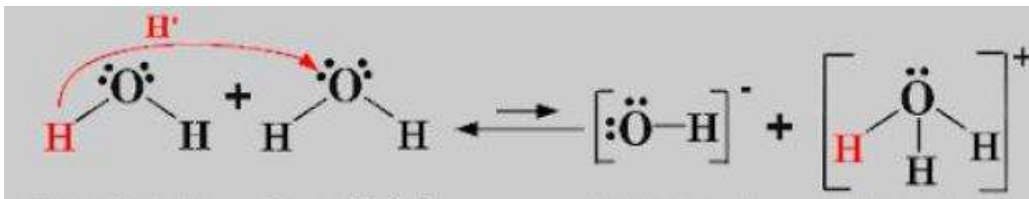
El agua es una sustancia anfiprótica (o anfótera) que puede actuar como un ácido o como base



El agua pura contiene una concentración muy baja de iones como consecuencia de su naturaleza anfiprótica



16



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

$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

} Determinada experimentalmente a 25°C

$$K_w = [X] [X] = X^2 = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

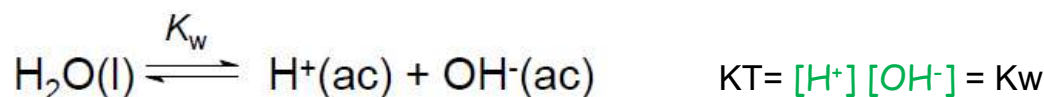
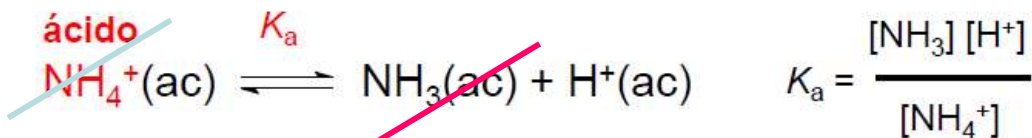
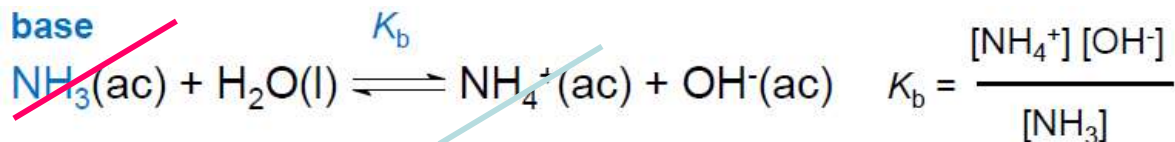
Las concentraciones de OH^- y de H_3O^+ son iguales en agua pura

A 25°C en agua pura: $[OH^-] = [H_3O^+] = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

17

T (°C)	k _w
0	$1.14 \cdot 10^{-15}$
10	$2.93 \cdot 10^{-15}$
20	$6.81 \cdot 10^{-15}$
25	$1.01 \cdot 10^{-14}$
50	$5.48 \cdot 10^{-14}$
100	$5.13 \cdot 10^{-13}$

Relación entre K_a , K_b y K_w



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

$$K_b = K_w / K_a$$

19

$$K_a (\text{ácido}) \times K_b (\text{de su base conjugada}) = K_w$$

$$K_b (\text{base}) \times K_a (\text{de su ácido conjugado}) = K_w$$

Ácido	K_a	Base	K_b
HNO_3	(Ácido fuerte)	NO_3^-	(Basicidad despreciable)
HF	6.8×10^{-4}	F^-	1.5×10^{-11} $\rightarrow K_b = K_w / K_a$
$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	1.8×10^{-5}	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$	5.6×10^{-10}
H_2CO_3	4.3×10^{-7}	HCO_3^-	2.3×10^{-8}
NH_4^+	5.6×10^{-10}	NH_3	1.8×10^{-5}
HCO_3^-	5.6×10^{-11}	CO_3^{2-}	1.8×10^{-4}
OH^-	(Acidez despreciable)	O^{2-}	(Base fuerte)

$$K_b = K_w / K_a$$

$$10^{-14} / 6.8 \times 10^{-4}$$

Por ser K_w una constante de equilibrio, su valor no cambia mientras se mantenga la temperatura constante.

Ejercicio de aplicación

- a) ¿Cuál será la $[H_3O^+]$ del agua pura a $25^\circ C$?
- b) ¿Cuál será la $[OH^-]$ del agua si se duplica la $[H_3O^+]$ por agregado de un ácido, a $25^\circ C$?

K_w depende de la temperatura → Emplearemos el valor de $T = 25^\circ C$ como temperatura estándar. $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$

a) $[H_3O^+] = (10^{-14})^{1/2} = 10^{-7} M$

$K_w = [OH^-][H_3O^+] = x \cdot x = 1,0 \cdot 10^{-14}$

b) $[H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$

$[H_3O^+] = 2 \cdot 10^{-7} M$

$[OH^-] = 10^{-14} / [H_3O^+] = 0,5 \cdot 10^{-7} M$

21

Efecto nivelador del agua

Acidos y bases fuertes Electrolitos fuertes



No existe en solución acuosa

El agua tiene efecto nivelador porque todos los ácidos fuertes parecen tener la misma fuerza como ácidos:



pH y pOH

La función $p = -\log \dots$

El pH es el logaritmo decimal de la concentración de H^+ (o de H_3O^+) cambiado de signo.

Del mismo modo, pOH es el logaritmo decimal de la concentración de OH^- cambiado de signo.

Se trata simplemente de una forma más cómoda de trabajar con números pequeños.



$$pH = -\log [H_3O^+]$$

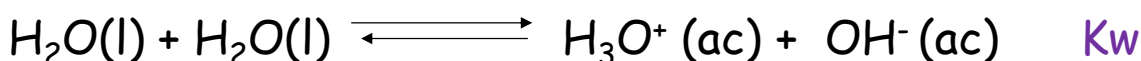
$$pK_w = -\log K_w$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pK_a = -\log K_a$$

23

pH, pOH y pK_w : una relación útil

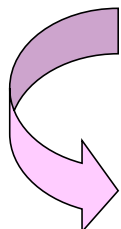


$$K_w = [OH^-] [H_3O^+] = 1,0 \cdot 10^{-14} \quad \text{a } 25^\circ C$$

$$-\log K_w = -\log([OH^-] [H_3O^+]) = -\log(1,0 \cdot 10^{-14})$$

$$pK_w = -\log[OH^-] + (-\log[H_3O^+]) = 14$$

$$pK_w = pOH + pH = 14$$



En agua pura: $[OH^-] = [H_3O^+]$

$$K_w = [H_3O^+]^2 = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

$$[H_3O^+] = (1,0 \cdot 10^{-14})^{1/2} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

$$pH = -\log 1,0 \cdot 10^{-7} = 7$$

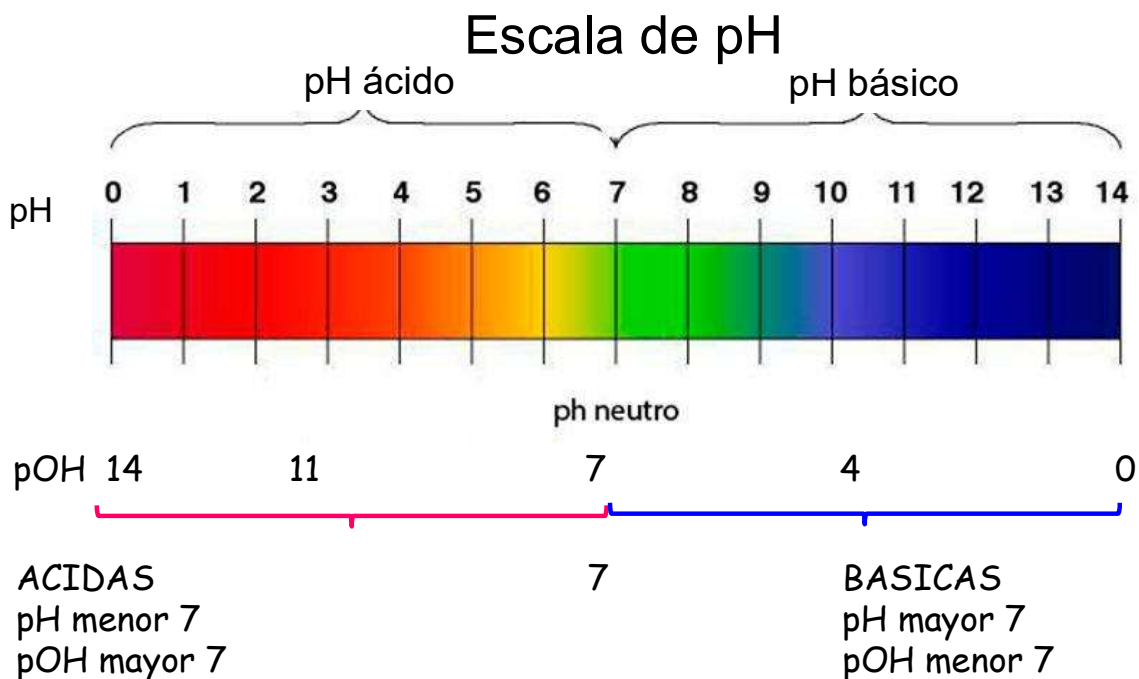
24

Si $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \cdot 10^{-7}$ $\text{pH} = 7$
Las soluciones con igual concentración de H_3O^+ y OH^- se denominan **NEUTRAS** y su pH es igual a 7

Si $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ ($> 1,0 \cdot 10^{-7}$) $\text{pH} < 7$
Las soluciones con mayor concentración de H_3O^+ que de OH^- se denominan **ÁCIDAS** y su pH es menor a 7

Si $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ ($< 1,0 \cdot 10^{-7}$) $\text{pH} > 7$
Las soluciones con mayor concentración de OH^- que de H_3O^+ se denominan **BÁSICAS o ALCALINAS** y su pH es mayor a 7

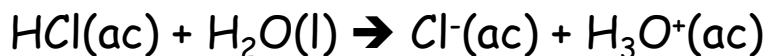
25



26

¿Cuál será el pH y el pOH de una solución $2,5 \times 10^{-4}$ M del ácido fuerte HCl ?

Por ser un ácido fuerte:



→ La $[\text{H}_3\text{O}^+]$ será igual a la HCl

$$\text{a) pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2,5 \times 10^{-4}) = -(-3,6) = 3,6$$

$$\text{pOH} + \text{pH} = 14 \quad \text{pOH} = 14 - 3,6 = 10,4$$

A 25°C

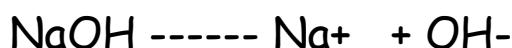
$$K_w = [\text{OH}^-] [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{2,5 \times 10^{-4}} = 4,0 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(4,0 \times 10^{-11}) = 10,4$$

29

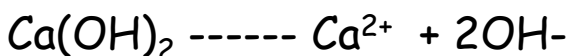
¿Cuál será el pH y el pOH de una solución $2,5 \times 10^{-4}$ M de la base fuerte NaOH?



$$\text{a) pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (2,5 \times 10^{-4}) = -(-3,6) = 3,6$$

$$\text{pOH} + \text{pH} = 14 \quad \text{pH} = 14 - 3,6 = 10,4$$

¿Cuál será el pH y el pOH de una solución $2,5 \times 10^{-4}$ M de la base fuerte Ca(OH)_2 ?



$$2,5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

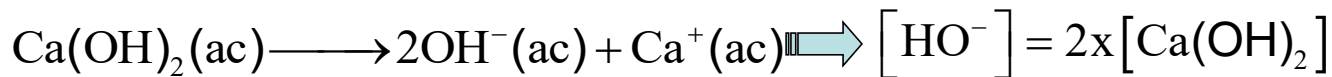
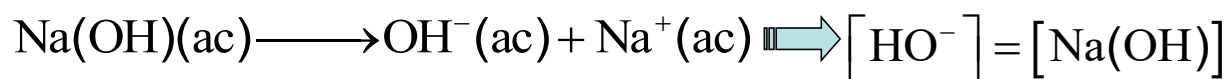
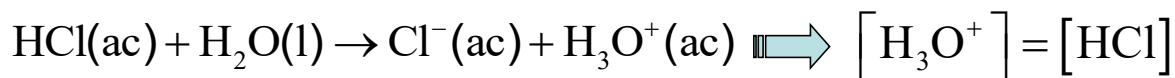
$$5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (5 \times 10^{-4}) = 3,3$$

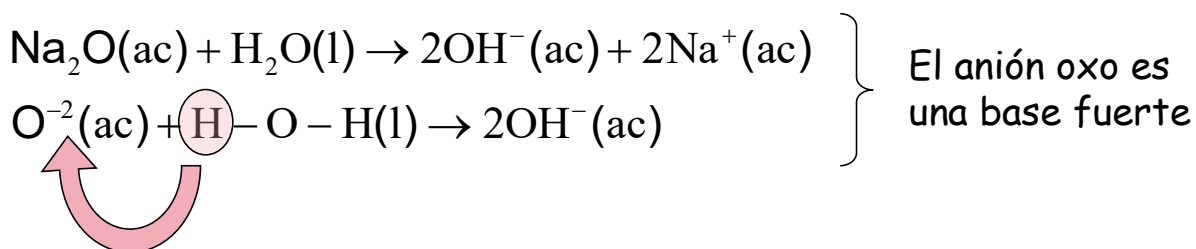
$$\text{pOH} + \text{pH} = 14 \quad \text{pH} = 14 - 3,3 = 10,7$$

30

Ejemplos con ácidos e hidróxidos



Ejemplos con óxidos



32

Cálculo del pH de ácidos y bases fuertes muy diluídos

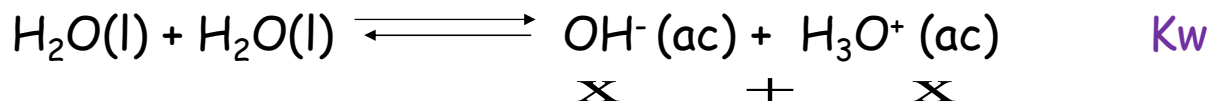
Calcule el pH de una solución $1 \times 10^{-8} \text{ M}$ de HCl

↓ Teniendo en cuenta lo visto hasta el momento

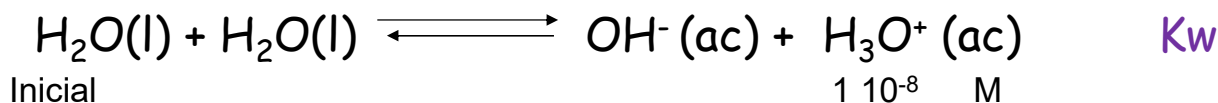
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] \Rightarrow$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-8} \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = -(\log 1 \times 10^{-8}) = 8?$$

Esta situación de dilución extrema impone que en los cálculos de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ se deba tener en cuenta al solvente como fuente adicional de H_3O^+



Al agregar el ácido, el equilibrio se desplaza hacia los reactivos de manera que el producto de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ siga siendo K_w



$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

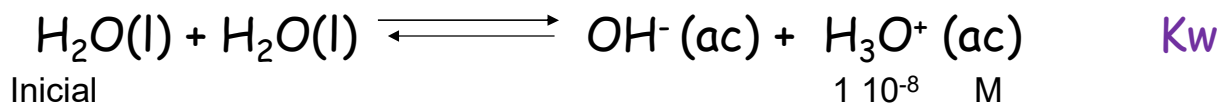
$$K_w = (x) \cdot (x + 1,0 \times 10^{-8}) = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$\Rightarrow x = 9,5 \times 10^{-8} \text{ M} \Rightarrow$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \boxed{9,5 \times 10^{-8} \text{ M} + 1,0 \times 10^{-8} \text{ M}} = 1,05 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log([1,05 \times 10^{-7}]) = -(-6,98) = 6,98$$

34



$$K_w = [\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ\text{C}$$

$$K_w = (x) \cdot (x + 1,0 \times 10^{-8}) = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$x^2 + 1 \cdot 10^{-8} x - 1 \cdot 10^{-14} = 0$$

$$\Rightarrow x = 9,5 \times 10^{-8} \text{ M} \Rightarrow$$

$$\text{OH}^- = x = 9,5 \cdot 10^{-8} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \boxed{9,5 \times 10^{-8} \text{ M} + 1,0 \times 10^{-8} \text{ M}} = 1,05 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log([\text{H}_3\text{O}^+]) = -\log([1,05 \times 10^{-7}]) = -(-6,98) = 6,98$$

35

¿Cuál es la concentración de OH^- de la solución?

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pOH} = 14 - 6,98 = 7,02$$

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

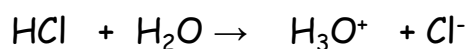
$$\rightarrow [\text{OH}^-] = \text{antilog} (-7,02) = 9,55 \times 10^{-8} \text{ M}$$

36

ÁCIDOS Y BASES DÉBILES

A diferencia de los ácidos y bases fuertes se encuentran en solución parcialmente ionizados

Solución de HCl 0,1 M (ácido fuerte)



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0,1 \text{ M}$$

La fuerza (despreciable) de la base conjugada para combinarse con el protón determina una ionización del 100% $\rightarrow$ no queda nada HCl sin ionizar

Solución de HA (ácido acético) 0,1 M (ácido débil)

HA (ácido acético) CH_3COOH HAc

La fuerza (importante) de la base conjugada para combinarse con el protón determina un % de ionización muy bajo $\rightarrow$ la concentración de HA sin ionizar es muy alta



$$[\text{H}_3\text{O}^+] \ll [\text{HA}] \ll 0,1 \text{ M}$$

Estos conceptos se aplican también a bases débiles

37

Algunos ácidos débiles en agua a 25°C

Ácido	Fórmula estructural	Base conjugada	Reacción al equilibrio	K_a	pK_a
Fluorhídrico (HF)		F^-	$HF(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + F^-(ac)$	6.8×10^{-4}	3,17
Nitroso (HNO ₂)		NO_2^-	$HNO_2(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + NO_2^-(ac)$	4.5×10^{-4}	3,35
Benzoico (HC ₇ H ₅ O ₂)		$C_7H_5O_2^-$	$HC_7H_5O_2(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + C_7H_5O_2^-(ac)$	6.3×10^{-5}	4,20
Acético (HC ₂ H ₃ O ₂)		$C_2H_3O_2^-$	$HC_2H_3O_2(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + C_2H_3O_2^-(ac)$	1.8×10^{-5}	4,74
Hipocloroso (HClO)	HClO	ClO^-	$HClO(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + ClO^-(ac)$	3.0×10^{-8}	7,52
Cianhídrico (HCN)		CN^-	$HCN(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + CN^-(ac)$	4.9×10^{-10}	9,31
Fenol (HC ₆ H ₅ O)		$C_6H_5O^-$	$HC_6H_5O(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + C_6H_5O^-(ac)$	1.3×10^{-10}	9,89

* El protón que se disocia se muestra en azul.

38

Algunas bases débiles en agua a 25°C

Base		$K_b =$	$pK_b =$
Dietilamina	$(C_2H_5)_2NH + H_2O \rightleftharpoons (C_2H_5)_2NH_2^+ + OH^-$	6.9×10^{-4}	3.16
Etilamina	$C_2H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+ + OH^-$	4.3×10^{-4}	3.37
Amoníaco	$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$	1.8×10^{-5}	4.74
Hidroxilamina	$HONH_2 + H_2O \rightleftharpoons HONH_3^+ + OH^-$	9.1×10^{-9}	8.04
Anilina	$C_6H_5N + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH^+ + OH^-$	1.5×10^{-9}	8.82
Piridina	$C_6H_5NH_2 + H_2O \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+ + OH^-$	7.4×10^{-10}	9.13

39

Cálculos con ácidos y bases débiles

Para realizar este tipo de cálculos se debe tener en cuenta que:

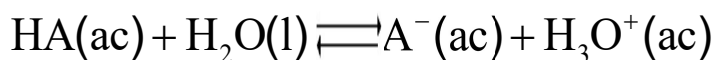
- a) Estas especies débiles (ácidos o bases) solo se ionizan parcialmente en solución acuosa
- b) La concentración de la especie débil sin ionizar (ácido o base) en el equilibrio es muy alta
- c) La concentración de $[H_3O^+]$ o la $[OH^-]$ en el equilibrio es muy baja
- d) La magnitud de la constante de equilibrio indica la tendencia de la especie a ionizarse
- d) Se aplican todos los conceptos vistos en equilibrio

40

Cálculo de pH de especies débiles

Calcule el pH de una disolución de ácido acético (HA) 0,10 M.

$K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ ($pK_a = 4,75$ $\text{antilog } -4,75$)



Ci (M)	0,1		-	-
Cambio (M)	-x		x	x
Ce (M)	(0,1 - x)		x	x

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{(x)^2}{0,1 - x} = 1,8 \times 10^{-5}$$

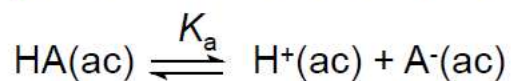
Si $K_a \times 100 < C_i$ entonces x es despreciable respecto a C_i

$$\Rightarrow x^2 = 0,10 \times 1,8 \times 10^{-5} = 1,8 \times 10^{-6}$$

$$\Rightarrow x = \sqrt{1,8 \times 10^{-6}} = 1,3 \times 10^{-3} M$$

$$pH = -\log [H_3O] = -\log [1,3 \times 10^{-3}] = -(-2,89) = 2,89$$

Cálculo del pH de una solución de ácido débil



Inicial	C_i	-	-
Cambio	-x	x	x
Equilibrio	$C_i - x$	x	x

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}^+]}{[\text{AH}]} = \frac{x \cdot x}{C_i - x}$$

$$x^2 + K_a x - K_a C_i = 0$$

$$x = [\text{A}^-] = [\text{H}^+] = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 + 4K_a C_i}}{2}$$

Si $x \ll C_i$ (menos del 5%)

$$C_i - x \cong C_i$$

$$x = \sqrt{K_a C_i}$$

$$\text{pH} = -\log x$$



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

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

$$\text{p}K_a = \text{pH} - \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

Solamente si la x es despreciable

Ecuación de **HENDERSON - HASSELBALCH**:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

Otra forma de escribir la ecuación:

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}$$

Ejercicio de aplicación

Calcule el pH de una disolución 0,0025 M de la base débil metilamina (CH_3NH_2). $K_b = 4,2 \times 10^{-4}$ ($K_b = K_w/K_a$ $\text{pK}_b = 14 - \text{pK}_a$ antilog pK_b)



Ci (M)	0,0025		-	-
Cambio (M)	-x		x	x
Ce (M)	(0,0025 - x)		x	x

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[\text{B}]} = 4,2 \times 10^{-4} = \frac{(x)^2}{(0,0025 - x)}$$

$K_b \cdot 100 > \text{Ci}$ NO desprecio X del denominador

$$4,2 \times 10^{-4} (0,0025 - x) = x^2 \quad x^2 - 4,2 \cdot 10^{-4} \cdot 0,0025 + 4,2 \cdot 10^{-4} x = 0$$

$$x^2 + 4,2 \cdot 10^{-4} x - 1,05 \cdot 10^{-6} = 0$$

$$x = 8,36 \cdot 10^{-4}$$

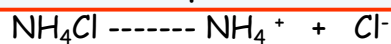
$$[\text{OH}^-] = 8,36 \cdot 10^{-4} \quad \text{pOH} = 3,08$$

$$\text{pH} = 14 - 3,08 = 10,92$$

44

Ejercicio de aplicación

Calcule el pH de una disolución 0,1 M de cloruro de amonio.



Cl^- base conjugada de un ácido fuerte----- base espectadora



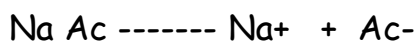
I 0,1

C -x

E 0,1-x x x pH=

Ejercicio de aplicación

Calcule el pH de una disolución 0,1 M de acetato de sodio.



Na^+ espectador. Proviene del NaOH (base fuerte)



I 0,1

C -x

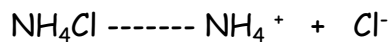
E 0,1-x x x pOH=

$$K_b = \text{antilog} (-9,244) = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

45

Ejercicio de aplicación

Calcule el pH de una disolución 0,1 M de cloruro de amonio.



Cl^- base conjugada de un ácido fuerte----- base espectadora



I 0,1

C -x

E 0,1-x x x

$$\text{K}_a = x^2/0,1 = 5,6 \cdot 10^{-10}$$

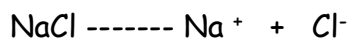
$$x = (5,6 \cdot 10^{-10} \cdot 0,1)^{\frac{1}{2}} = 7,48 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{pH} = -\log 7,48 \cdot 10^{-6} = 5,12$$

46

Ejercicio de aplicación

Calcule el pH de una disolución 0,1 M de cloruro de sodio.



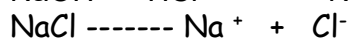
Cl^- base conjugada de un ácido fuerte----- base espectadora

Na^+ espectador. Proviene del NaOH (base fuerte)

$$\text{pH agua} = 7$$

Ejercicio de aplicación

Calcule el pH resultante de la reacción de HCl con NaOH 1M.



Cl^- base conjugada de un ácido fuerte----- base espectadora

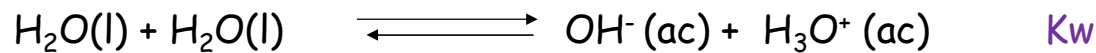
Na^+ espectador. Proviene del NaOH (base fuerte)

$$\text{pH agua} = 7$$

47

Tarea

HCl $10^{-9}M$



Inicial $1 \cdot 10^{-9}$ M

Equilibrio x $x + 1 \cdot 10^{-9}$ M

$$K_w = [OH^-][H_3O^+] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ a } 25^\circ C$$

$$K_w = x (x + 1 \cdot 10^{-9} M) = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$x^2 + 1 \cdot 10^{-9} x - 1 \cdot 10^{-14} = 0$$

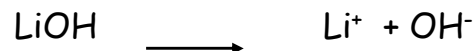
$$x = 9,9 \cdot 10^{-8} M = [OH^-]$$

$$[H^+] = 9,9 \cdot 10^{-8} M + 1 \cdot 10^{-9} M = 1 \cdot 10^{-7} M$$

pH = 7

48

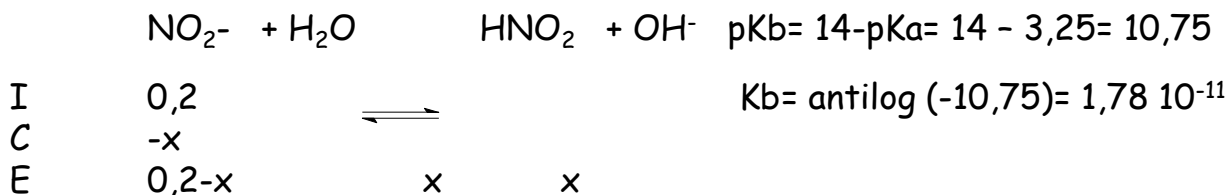
LiOH $0,3M$



$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,3 = 0,5 \quad pH = 14 - 0,5 = 13,5$$

Na NO₂ ----- Na⁺ + NO₂⁻

Na⁺ espectador. Proviene del NaOH (base fuerte)



$$K_b = \frac{x \cdot x}{0,2 - x}$$

$$K_b \cdot 100 < 0,2 \quad \text{despreciable}$$

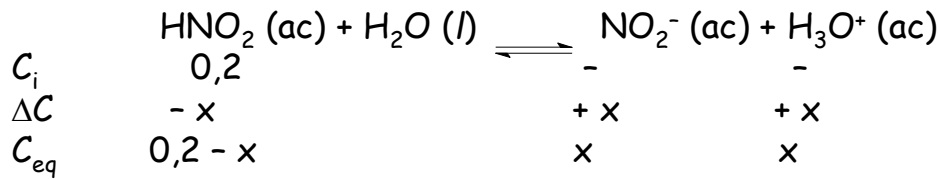
$$x = \sqrt{K_b \cdot 0,2} = 1,89 \cdot 10^{-6}$$

$$pOH = 5,72$$

$$pH = 8,28$$

49

HNO_2 0,2M $\text{p}K_a = 3,25$
 $-\log K_a = 3,25 \Rightarrow K_a = 10^{-3,25} \quad K_a = 5,62 \cdot 10^{-4}$



$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]} = 5,62 \cdot 10^{-4} \Rightarrow K_a = \frac{x \cdot x}{0,2 - x} = \frac{x^2}{1}$$

Se verifica si:

$$M_i \geq K_a \cdot 100 \Rightarrow 0,2 \geq 5,62 \cdot 10^{-4} \cdot 100 = 0,0562 \Rightarrow$$

Como se puede despreciar x en el denominador $\Rightarrow K_a = x^2 / 0,2$

$$x = 0,0106$$

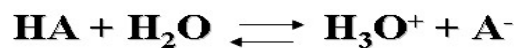
$$\Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,0106 \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 1,97 \Rightarrow$$

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 1,97 = 12,02$$

$$\text{pH} = 1,97 \text{ y } \text{pOH} = 12,02$$

50

Relación entre K_a o K_b y el grado de disociación " α "



Ci (M)	C		-	-
Cambio (M)	-x		x	x
Ce (M)	(C - x)		x	x



$$\alpha = \frac{x}{C} \Rightarrow x = \alpha \cdot C$$

reemplazando

Ci (M)	C		-	-
Cambio (M)	$-C\alpha$		$C\alpha$	$C\alpha$
Ce (M)	$(C - C\alpha)$		$C\alpha$	$C\alpha$

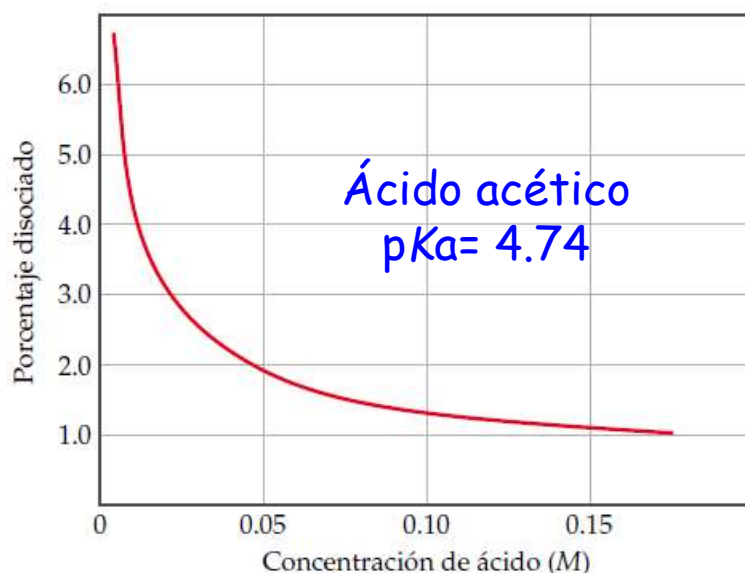
$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{(\alpha \cdot C)^2}{C(1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2 C}{(1 - \alpha)}$$

En el caso de ácidos o bases muy débiles (K_a/C o $K_b/C < 10^{-4}$), α se desprecia frente a 1

$$K_a = \frac{\alpha^2 C}{(1 - \alpha)} \Rightarrow K_a = \alpha^2 C \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$$

51

Grado de disociación de un ácido débil en función de su concentración



Ejemplo:

HF 0,3M pH = 1,85; 0,286 M HF (95%) + 0,014M F⁻(5%)

HF 0,03M pH = 2,38; 0,026 M HF (86%) + 4,19 x10⁻³ M F⁻(14%)

52

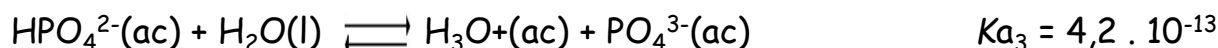
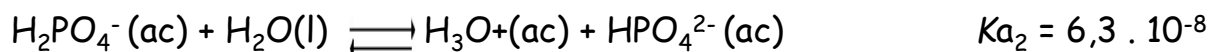
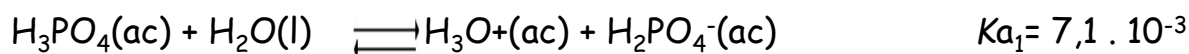
Ácidos polipróticos

Contienen en su molécula más de un protón ionizable

Constantes de ionización de algunos ácidos polipróticos comunes a 25°C

Ácido sulfhídrico	$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$ $\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{S}^{2-}$	$K_{a1} = 1.0 \times 10^{-7}$ $K_{a2} = 1 \times 10^{-19}$	$\text{p}K_{a1} = 7.00$ $\text{p}K_{a2} = 19.0$
Ácido carbónico	$\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCO}_3^-$ $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$K_{a1} = 4.4 \times 10^{-7}$ $K_{a2} = 4.7 \times 10^{-11}$	$\text{p}K_{a1} = 6.36$ $\text{p}K_{a2} = 10.33$
Ácido fosfórico	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$K_{a1} = 7.1 \times 10^{-3}$ $K_{a2} = 6.3 \times 10^{-8}$ $K_{a3} = 4.2 \times 10^{-13}$	$\text{p}K_{a1} = 2.15$ $\text{p}K_{a2} = 7.20$ $\text{p}K_{a3} = 12.38$
Ácido sulfuroso	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_3^-$ $\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$K_{a1} = 1.3 \times 10^{-2}$ $K_{a2} = 6.2 \times 10^{-8}$	$\text{p}K_{a1} = 1.89$ $\text{p}K_{a2} = 7.21$
Ácido sulfúrico	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HSO}_4^-$ $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$K_{a1} = \text{muy grande}$ $K_{a2} = 1.1 \times 10^{-2}$	$\text{p}K_{a1} < 0$ $\text{p}K_{a2} = 1.96$

Ácido fosfórico



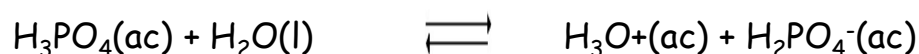
$K_{a1} \gg 1000 K_{a2}$ vamos a despreciar el segundo y tercer equilibrio en el cálculo de pH

Para calcular la concentración de protones (y por lo tanto el pH) de este ácido triprótico lo vamos a tratar como un **ácido débil monoprótico** → en otras palabras vamos a considerar que la única fuente de protones significativa es la primera etapa de ionización

54

Ejercicio de aplicación

Calcule el pH de una disolución 3,0 M de ácido fosfórico.



Ci (M)	3		-	-
Cambio (M)	-x		x	x
Ce (M)	(3 - x)		x	x

$$K_{a1} = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = 7,1 \cdot 10^{-3}$$

$$K_{a1} = \frac{[x]^2}{[3-x]} = 7,1 \cdot 10^{-3} \quad K_a \cdot 100 < 3M \quad \text{desprecio } x$$

$$x = \sqrt{K_a \cdot 3} \quad x = 0,145$$

$$\text{pH} = -\log(0,145) = 0,84$$



Ci (M)	0,145		0,145	-
Cambio (M)	-x		x	x
Ce (M)	(0,145 - x)		0,145+x	x

$$K_{a2} = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = 6,3 \cdot 10^{-8}$$

$$K_{a2} = \frac{[x](0,145+x)}{[0,145-x]} = 6,3 \cdot 10^{-8} \quad K_a \cdot 100 < 0,145 \quad \text{desprecio } x$$

$$[x] = K_{a2} = 6,3 \cdot 10^{-8}$$

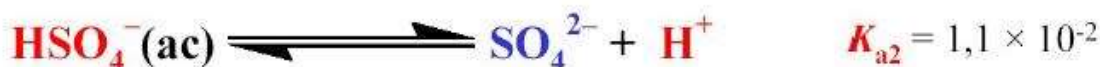
$$\text{H}_3\text{O}^+ = 0,145 + 6,3 \cdot 10^{-8} = 0,145$$

$$\text{pH} = -\log(0,145) = 0,84$$

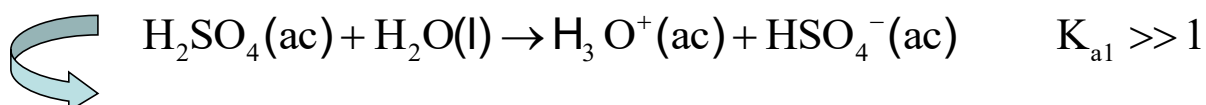
56 56

Ácido sulfúrico

Es un ácido fuerte en su primera ionización y uno débil en la segunda



Ejercicio Calcule la $[\text{H}_3\text{O}^+]$, pH, pOH, $[\text{HSO}_4^-]$ y la $[\text{SO}_4^{2-}]$ de una disolución 0,5 M de ácido sulfúrico.



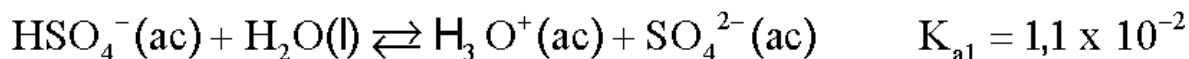
Lo tratamos como un ácido fuerte monoprótico

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,5 \text{ M} = [\text{HSO}_4^-] \Rightarrow \text{pH} = 0,30$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \Rightarrow \text{pOH} = 14 - 0,30 = 13,7$$

¿Cómo calculamos la $[\text{SO}_4^{2-}]$?

57



Ci (M)	0,5		0,5	-
Cambio (M)	-x		x	x
Ce (M)	(0,5 - x)		(0,5 + x)	x

$$K_{a2} = \frac{[\text{SO}_4^{2-}][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HSO}_4^-]} = \frac{(0,5 + x) \cdot (x)}{(0,5 - x)} = 1,1 \times 10^{-2}$$

$$x = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ M} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 0,5 + x = 0,51 \text{ M}$$

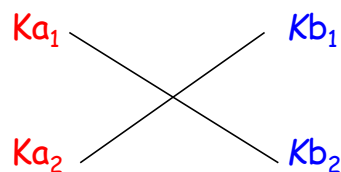
$$[\text{HSO}_4^-] = 0,5 - x = 0,49 \text{ M}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = x = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

58

Cálculo de pH de anfolitos

Para un anfolito se puede demostrar que el pH no depende de la concentración del anfolito y solo depende de las constantes de acidez involucradas.



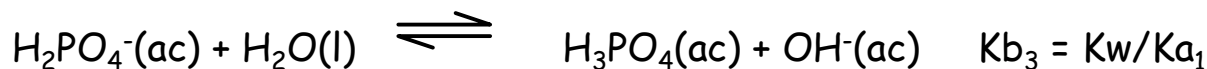
$$pH = \frac{pK_{a1} + pK_{a2}}{2}$$

$$pH = (6,36 + 10,33)/2 = 8,34$$

$$pOH = (pK_{b1} + pK_{b2})/2$$

59

Calcular el pH de los siguientes anfolitos: NaH_2PO_4 y Na_2HPO_4

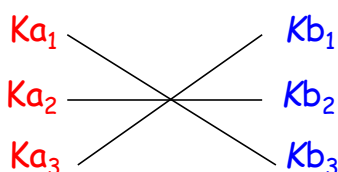
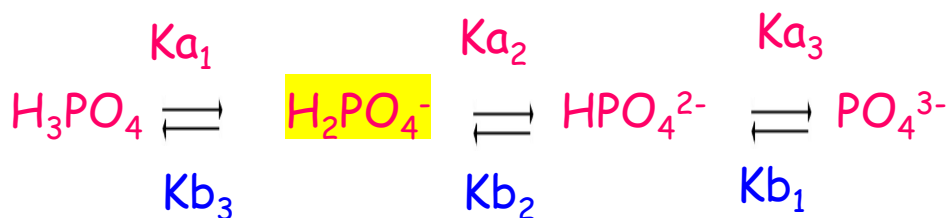
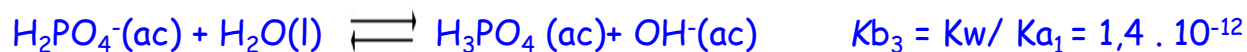
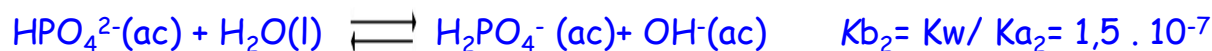
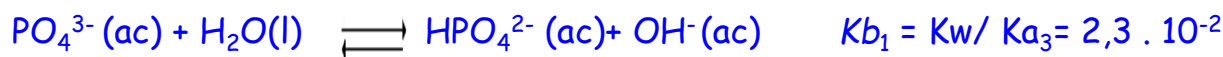
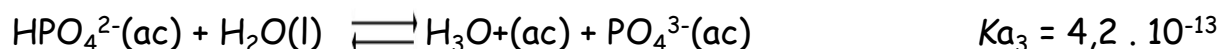
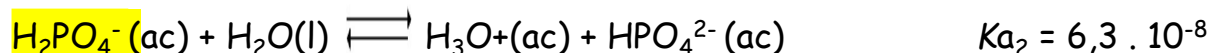
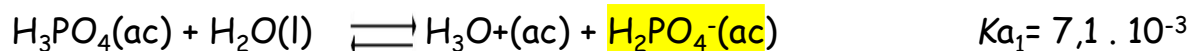


$$pH = \frac{pK_{a1} + pK_{a2}}{2}$$



$$pH = \frac{pK_{a2} + pK_{a3}}{2}$$

60



Ejercicio de aplicación

Predecir el pH esperado (ácido neutro o básico) de una solución 0,10 M de bicarbonato de sodio

62

Mezclas ácido fuerte- ácido débil- Efecto del ion común

El grado de disociación de un electrólito débil disminuye cuando se agrega a la disolución un electrolito fuerte que tiene un ion en común con el electrólito débil

Calcular el pH de una mezcla formada por 20 mL de ácido acético 0,10 M y 5 mL de ácido clorhídrico 0,05 M.



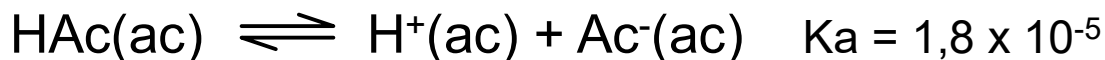
63

1000 mL ----- 0,10 mol HAc
 20 mL ----- x = 0,002 mol HAc

25 mL mezcla ---- 0,002 mol HAc
 1000 mL mezcla --- x = 0,08 mol HAc

1000 mL ----- 0,05 mol HCl
 5 mL ----- x = $2,5 \times 10^{-4}$ mol HCl

25 mL mezcla ---- $2,5 \times 10^{-4}$ mol HCl
 1000 mL mezcla ---- x = 0,01 mol HCl



Inicio	0,08 M	0,01 M	-
Cambio	-x	+x	+x

Equilibrio	0,08 -x	0,01 +x	x
------------	---------	---------	---

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

64

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{x(0,01 + \cancel{x})}{(0,08 - \cancel{x})}$$

$$\alpha \cong \sqrt{\frac{K_a}{C_i}} = 0,04$$

x es despreciable

$$x = \frac{1,44 \times 10^{-6}}{0,01} = 1,44 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = 0,01 \text{ M} + 1,44 \times 10^{-4} \text{ M} = 1,014 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 1,99$$

Sin considerar el aporte del ácido débil el pH calculado sería igual a 2,00

65

Ejercicio de aplicación

Calcular el pH de una mezcla formada por 20 mL de amoníaco 0,10 M y 5 mL de hidróxido de potasio 1×10^{-3} M.

$\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac}) \quad K_b = 1,8 \times 10^{-5}$			
Inicio	0,08 M	-	0,0002 M
Cambio	-x	+x	+x
Equilibrio	0,08 -x	x	0,002+x

Rta: 10,98

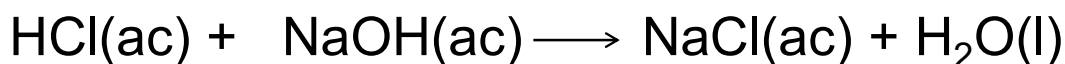
Sin considerar el aporte de la base débil el pH calculado sería de 10,30

66

Mezcla ácido fuerte- base fuerte

Calcular el pH de una mezcla formada por 20 mL de ácido clorhídrico 0,10 M y 5 mL de hidróxido de sodio 0,20 M.

1000 mL -----	0,10 mol HCl	1000 mL -----	0,20 mol NaOH
20 mL -----	$x = 2,0 \times 10^{-3}$ mol HCl	5 mL -----	$x = 1,0 \times 10^{-3}$ mol NaOH



Inicio	$2,0 \times 10^{-3}$ mol	$1,0 \times 10^{-3}$ mol	-
Reaccionan	$- 1,0 \times 10^{-3}$ mol	$- 1,0 \times 10^{-3}$ mol	$1,0 \times 10^{-3}$ mol
Final	$1,0 \times 10^{-3}$ mol	-	$1,0 \times 10^{-3}$ mol

25 mL mezcla ----- 0,001 mol HCl
1000 mL mezcla ----- x = 0,04 mol HCl



$$[\text{H}^+] = 0,04 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 1,40$$

68

Ejercicio de aplicación

- a) Calcular el pH de una mezcla formada por 20 mL de ácido clorhídrico 0,10 M y 10 mL de hidróxido de sodio 0,20 M.

Rta: 7,00

- b) Calcular el pH de una mezcla formada por 20 mL de ácido clorhídrico 0,10 M y 15 mL de hidróxido de sodio 0,20 M.

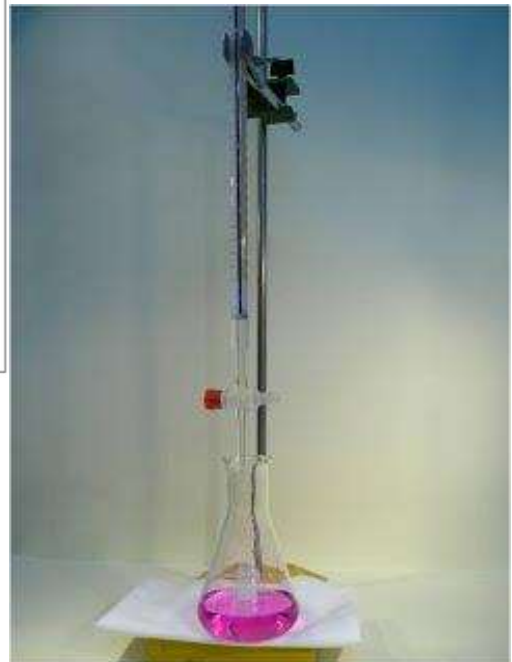
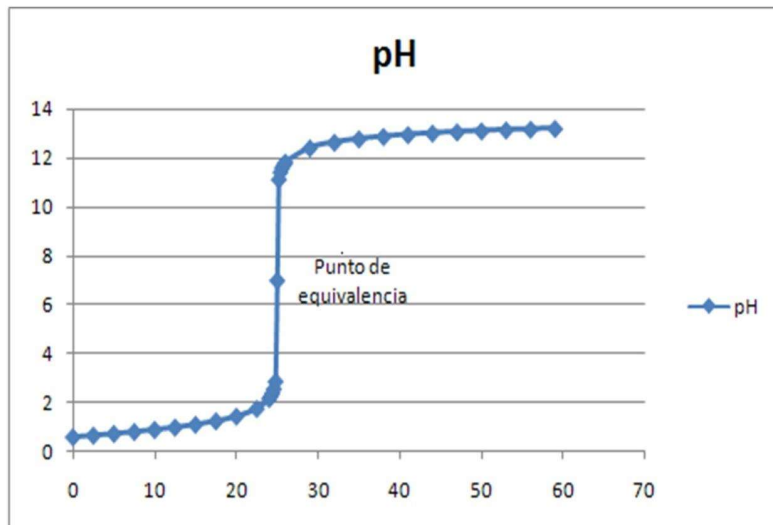
Rta: 12,45

69

Titulación ácido fuerte- base fuerte

Una **titulación ácido-base** (también llamada **volumetría ácido-base** o **valoración ácido base**) es una técnica o método de análisis cuantitativo muy usada, que permite conocer la concentración desconocida de una solución de una sustancia que pueda actuar como ácido neutralizada por medio de una base de concentración conocida, o bien sea una concentración de base desconocida neutralizada por una solución de ácido de concentración conocida.

70

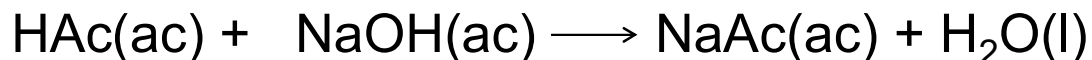


71

Mezclas ácido débil- base fuerte

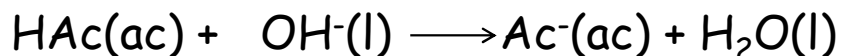
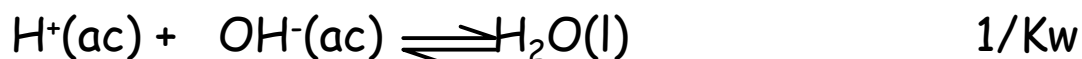
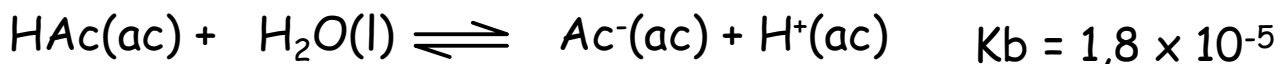
Calcular el pH de una mezcla formada por 20 mL de ácido acético 0,10 M y 5 mL de hidróxido de sodio 0,20 M.

1000 mL ----- 0,10 mol HAc 1000 mL ----- 0,20 mol NaOH
 20 mL ----- x = $2,0 \times 10^{-3}$ mol HAc 5 mL ----- x = $1,0 \times 10^{-3}$ mol NaOH



Inicio	$2,0 \times 10^{-3}$ mol	$1,0 \times 10^{-3}$ mol	-
Reaccionan	$- 1,0 \times 10^{-3}$ mol	$-1,0 \times 10^{-3}$ mol	$1,0 \times 10^{-3}$ mol
Final	$1,0 \times 10^{-3}$ mol	-	$1,0 \times 10^{-3}$ mol

72

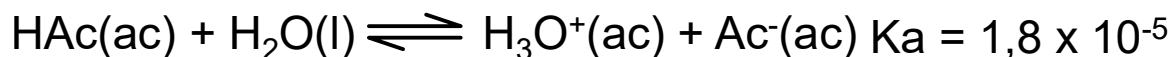


$$K_t = K_b / K_w = 1,8 \times 10^{-5} / 10^{-14}$$

$$K_t = 1,8 \times 10^9$$

25 mL mezcla ----- 0,001 mol HAc
 1000 mL mezcla ----- x = 0,04 mol HAc

25 mL mezcla ----- 0,001 mol NaAc
 1000 mL mezcla ----- x = 0,04 mol NaAc



Inicio	0,04 M	-	0,04 M
Cambio	-x	+x	+x
Equilibrio	0,04 - x	x	0,04 + x

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

74

$$1,8 \times 10^{-5} = \frac{(0,04 + x)x}{(0,04 - x)}$$

$$\alpha \cong \sqrt{\frac{K_a}{C_i}} = 0,02$$

x es despreciable

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

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

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 4,74$$

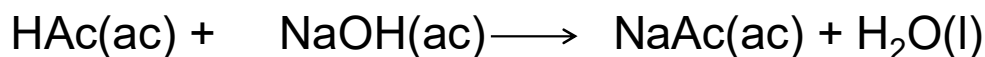
Calcular el pH de una mezcla formada por 20 mL de ácido acético 0,10 M y 10 mL de hidróxido de sodio 0,20 M.

1000 mL ----- 0,10 mol HAc

20 mL ----- x = $2,0 \times 10^{-3}$ mol HAc

1000 mL ----- 0,20 mol NaOH

10 mL ----- x = $2,0 \times 10^{-3}$ mol NaOH



Inicio $2,0 \times 10^{-3}$ mol $2,0 \times 10^{-3}$ mol -

Reaccionan - $2,0 \times 10^{-3}$ mol - $2,0 \times 10^{-3}$ mol $2,0 \times 10^{-3}$ mol

Final - - $2,0 \times 10^{-3}$ mol

30 mL mezcla ----- 0,002 mol NaAc

1000 mL mezcla ----- x = 0,0667 mol NaAc

76



$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,55 \times 10^{-10}$$



Inicio 0,0667 M - -

Cambio -x +x +x

Equilibrio 0,0667 - x x x

$$K_b = \frac{[\text{HAc}][\text{OH}^-]}{[\text{Ac}^-]}$$

77

$$5,55 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{(0,0667 - x)} \quad \alpha \cong \sqrt{\frac{Kb}{Ci}} = 9,12 \times 10^{-5}$$

x es despreciable

$$x = \sqrt{3,70 \times 10^{-11}} = 6,08 \times 10^{-6} M$$

$$[OH^-] = 6,08 \times 10^{-6} M$$

$$pOH = -\log[OH^-] = 5,21$$

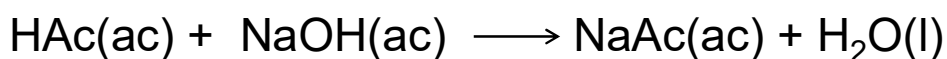
$$pH = 14 - pOH = 8,78$$

78

Calcular el pH de una mezcla formada por 20 mL de ácido acético 0,10 M y 15 mL de hidróxido de sodio 0,20 M.

1000 mL ----- 0,10 mol HAc
20 mL ----- x = $2,0 \times 10^{-3}$ mol HAc

1000 mL ----- 0,20 mol NaOH
15 mL ----- x = $3,0 \times 10^{-3}$ mol NaOH



Inicio	$2,0 \times 10^{-3}$ mol	$3,0 \times 10^{-3}$ mol	-
Reaccionan	$- 2,0 \times 10^{-3}$ mol	$- 2,0 \times 10^{-3}$ mol	$2,0 \times 10^{-3}$ mol

Final	-	1×10^{-3} mol	$2,0 \times 10^{-3}$ mol
-------	---	------------------------	--------------------------

35 mL mezcla ----- 0,002 mol NaAc
1000 mL mezcla ----- x = 0,057 mol NaAc

35 mL mezcla ----- 0,001 mol NaOH
1000 mL mezcla ----- x = 0,0286 mol NaOH

79

Tengo una mezcla formada por
NaAc 0,057 M y NaOH 0,0286 M



Solo considero al NaOH en el cálculo de pH

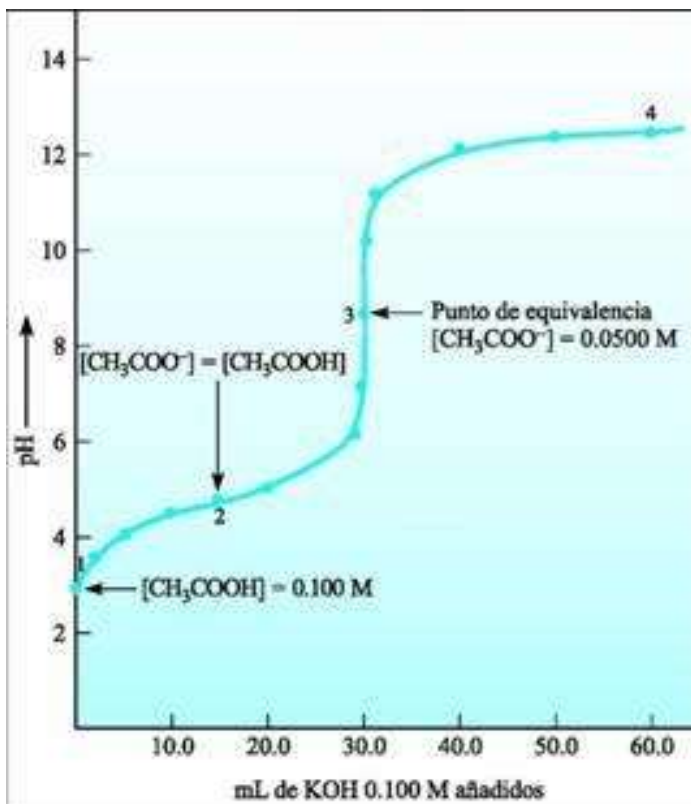
$$[\text{OH}^-] = 0,0286 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = 1,54$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12,46$$

80

Titulación ácido débil- base fuerte



81

Tarea:

Calcular el pH de las siguientes mezclas:

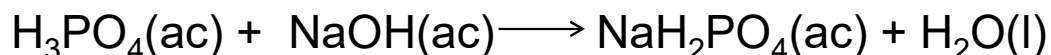
- a) 20 mL de amoníaco 0,10 M y 10 mL de ácido clorhídrico 0,10 M.
- b) 20 mL de amoníaco 0,10 M y 20 mL de ácido clorhídrico 0,10 M.
- c) 20 mL de amoníaco 0,10 M y 30 mL de ácido clorhídrico 0,10 M.

82

Mezclas ácido débil poliprótico- base fuerte

Calcular el pH de una mezcla formada por 20 mL de ácido fosfórico 0,10 M y 5 mL de hidróxido de sodio 0,20 M.

1000 mL ----- 0,10 mol H_3PO_4 1000 mL ----- 0,20 mol NaOH
20 mL ----- x = $2,0 \times 10^{-3}$ mol H_3PO_4 5 mL ----- x = $1,0 \times 10^{-3}$ mol NaOH

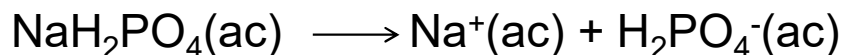


Inicio	$2,0 \times 10^{-3}$ mol	$1,0 \times 10^{-3}$ mol	-
Reaccionan	$- 1,0 \times 10^{-3}$ mol	$- 1,0 \times 10^{-3}$ mol	$1,0 \times 10^{-3}$ mol
Final	$1,0 \times 10^{-3}$ mol	-	$1,0 \times 10^{-3}$ mol

83

25 mL mezcla ----- 0,001 mol H_3PO_4
 1000 mL mezcla ----- $x = 0,04$ mol H_3PO_4

25 mL mezcla ----- 0,001 mol NaH_2PO_4
 1000 mL mezcla ----- $x = 0,04$ mol NaH_2PO_4



Inicio	0,04 M	-	0,04 M
Cambio	-x	+x	+x
Equilibrio	0,04 - x	x	0,04 + x

$$K_{a_1} = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = 7,52 \times 10^{-3}$$

84

$$7,52 \times 10^{-3} = \frac{(0,04 + x)x}{(0,04 - x)} \quad \alpha \cong \sqrt{\frac{K_a}{C_i}} = 0,43$$

x no es despreciable

$$3,008 \times 10^{-4} - 7,52 \times 10^{-3} x = 0,04 x + x^2$$

$$x^2 + 0,04752 x - 3,008 \times 10^{-4} = 0$$

$$x = 0,00566 \text{ M}$$

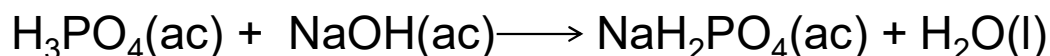
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,00566 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,25$$

85

Calcular el pH de una mezcla formada por 20 mL de ácido fosfórico 0,10 M y 10 mL de hidróxido de sodio 0,20 M.

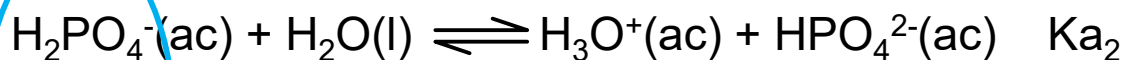
1000 mL ----- 0,10 mol H_3PO_4 1000 mL ----- 0,20 mol NaOH
 20 mL ----- $x = 2,0 \times 10^{-3}$ mol H_3PO_4 10 mL ----- $x = 2,0 \times 10^{-3}$ mol NaOH



Inicio	$2,0 \times 10^{-3}$ mol	$2,0 \times 10^{-3}$ mol	-
Reaccionan	$- 2,0 \times 10^{-3}$ mol	$- 2,0 \times 10^{-3}$ mol	$2,0 \times 10^{-3}$ mol
Final	-	-	$2,0 \times 10^{-3}$ mol

30 mL mezcla ----- 0,002 mol NaH_2PO_4
 1000 mL mezcla ----- $x = 0,0667$ mol NaH_2PO_4

86



anfolito $\longrightarrow$
$$pH = \frac{pK_{a1} + pK_{a2}}{2} = \frac{2,12 + 7,21}{2}$$

$$pH = 4,66$$

87

Tarea:

Calcular el pH de las siguientes mezclas:

a) 20 mL de ácido fosfórico 0,10 M y 15 mL de hidróxido de sodio 0,20 M.

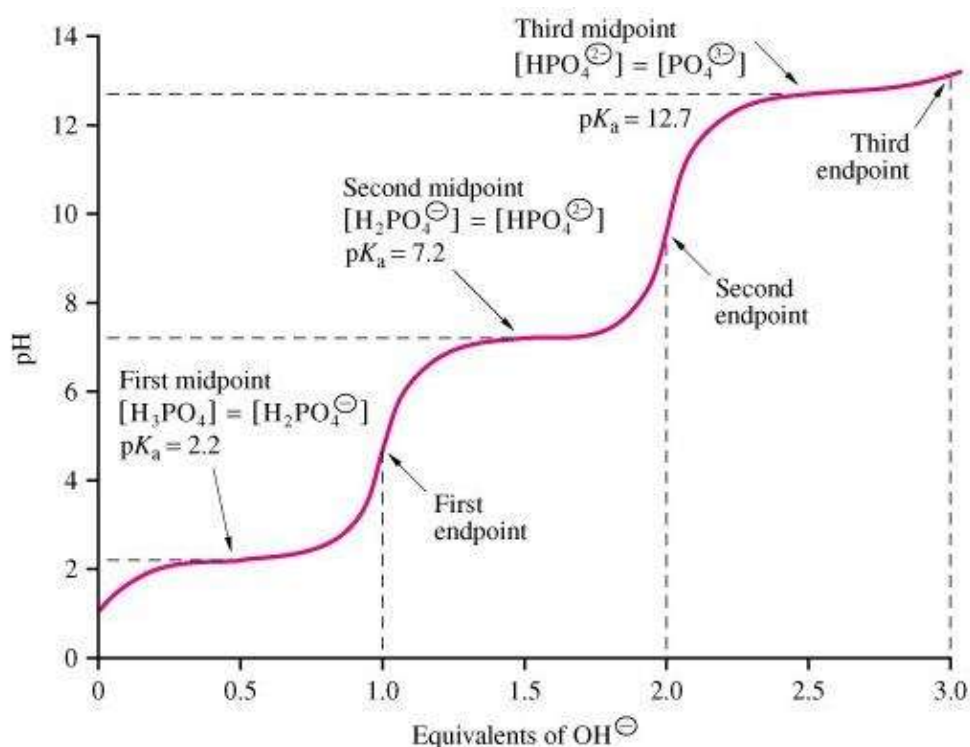
b) 20 mL de ácido fosfórico 0,10 M y 20 mL de hidróxido de sodio 0,20 M.

c) 20 mL de ácido fosfórico 0,10 M y 25 mL de hidróxido de sodio 0,20 M.

d) 20 mL de ácido fosfórico 0,10 M y 30 mL de hidróxido de sodio 0,20 M.

88

Titulación ácido poliprótico débil- base fuerte



89