

EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

1

¿Qué es? Se trata de un tipo de reacción donde se sucede una disociación, pero no es absoluta ya que son ácidos débiles. Es decir, no desaparecen del todo. Por ejemplo:



TEORIA ARRHENIUS

¿Cómo podemos saber si un compuesto es ácido o básico?

Ácido: sustancia que en agua libera H^+
Base: sustancia que en agua libera OH^-

- **ACIDO.** – Sustancia eléctricamente neutra (sin iones) que en disolución acuosa (H_2O), se disocia con la formación de protones, o sea, (**protones H^+**) $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
- **BASE.** – Sustancia eléctricamente neutra que en disolución acuosa se disocia con la formación de iones, o sea (**iones hidroxilo OH^-**) $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

¿Qué limitaciones tiene esta composición?

- Se limita a composiciones acuosas (hay ciertos alcoholes que tb pueden)
- Ácidos y bases son eléctricamente neutras (hay iones que actúan como base o ácido y no es neutro)
- Los ácidos tienen que tener protones y las bases tienen que tener OH (pero hay ácidos que no tienen protones de OH NH_3)

TEORIA BRONSTED-LOWRY

Esta teoría se creó para entender y suplir mejor las limitaciones de la teoría anterior, exceptuando una de esas limitaciones.

Ácido: dona protones (H^+)
Base: acepta protones

- **ACIDO.** - Cualquier especie química (quita limitación 2), capaz de **ceder** protones H^+ a otra sustancia (elimina limitación 1) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- **BASE.** - Cualquier especie capaz de **aceptar** protones (H^+) de otra sustancia. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
- Sin embargo, la tercera limitación de Arrhenius sigue manteniéndose ya que se necesitan elementos que tengan protones

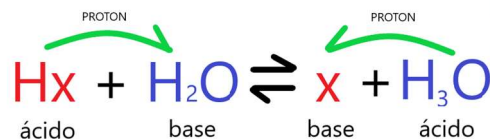
TEORIA DE LEWIS

Esta tercera teoría, consigue no tener ninguna de las 3 anteriores limitaciones. De todas maneras, será la teoría que use menos en los ejercicios ya que, resulta más cómoda la segunda

• Ácido: acepta pares de electrones
• Base: dona pares de electrones

- **ACIDO.** - Sustancia capaz de aceptar y compartir un par de electrones
- **BASE.** - Sustancia capaz de aceptar y compartir un par de electrones

Con lo que ya sabemos, veamos un ejemplo concreto mejor explicado. Para empezar, volveremos a el equilibrio que presente al principio $Hx + H_2O \rightleftharpoons x + H_3O$. Donde, Hx se comporta como un ácido ya que, cede el protón a H_2O . Pero como sabemos, las reacciones en equilibrio son reacciones que se dan en doble sentido, por lo que en la segunda sección también habrá un ácido, en este caso H_3O ya que, cede un protón a x . De esta manera Hx es el primer ácido que se convierte en la primera base X y el segundo ácido es H_3O que se convierte en la segunda base H_2O .



FUERZA DE ACIDOS Y BASES

Como ya hemos podido ver la disolución tiene que ver con la fuerza de los ácidos y las bases, ya que se desprenderán mejor los protones de ácidos o bases débiles que fuertes. Por lo que, **¿cómo sabemos cuándo son fuertes o débiles?** Para empezar, debemos saber que, los **ácidos más fuertes** son aquéllos que tienen **más capacidad de ceder** sus hidrógenos. Sin embargo, en el caso de las **bases, su fortaleza** tiene que ver con la **cantidad de iones que puede aceptar**, cuanto más acepte más fuerte. O sea, la fortaleza o debilidad, dependerá absolutamente de las combinaciones de ácidos y bases que hagamos.

Acido fuerte: +capacidad de ceder hidrogenos
bases fuerte: + capacidad de aceptar iones

ACIDO FUERTE	Disociación completa	$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$
ACIDO DEBIL	Disociación parcial (equilibrio)	$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$
BASE FUERTE		$NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$
BASE DEBIL		$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

Acido fuerte	Base fuerte	Es una reacción fácil de desarrollar
Acido fuerte	Base débil	Aunque el ácido es fuerte al tener una base débil, la capacidad que tiene de cederle protones es baja porq la base no los acepta. Por lo que, se convierte en ácido débil

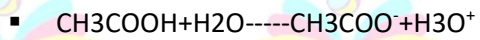
Dada esta situación, la manera más fácil de definir si se tratan de un sustancia fuertes o débiles es, saber cómo se comportan frente al agua.

- **ACIDO** .- Cuando cede hidrógenos $x + H_2O$
 - **Fuerte**. - Sustancia q reacciona **completamente** con el agua dando lugar a iones H_3O^+
 - $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$
 - **Débil**. - Sustancia q reacciona **parcialmente** con el agua dando lugar a iones H_3O^+ . O sea, algunas moléculas ceden el H pero otras no

Ácidos fuertes son:
-HClO₄, HCl, HBr, HI
-H₂SO₄, HNO₃
EJERCICIOS: Si os dan constante de acidez es que son débiles

$POH = -\log(OH^-)$
(concentración de H_3O^+)

$PH + POH = 14$



- **BASE.-** Cuando acepta hidrógenos 
 - **Fuerte.** – Reaccionan **completamente** con el agua y generan OH⁻
 - **NaOH** → Na⁺ + OH⁻
 - **Débil.** - Reaccionan **parcialmente** con el agua y generan OH⁻
 - **NH₃ + H₂O** → NH₄⁺ + OH⁻

H
Li
Na
K
Rb
Cs
Fr

Bases fuertes son:
Los hidróxidos de los grupos 1 y 2 de la tabla periódica

CONSTANTE DE EQUILIBRIO

2

La concentración de H₂O siempre es 1, por lo que, simplemente la eliminaremos

Como toda reacción en equilibrio, habrá una constante en equilibrio. Esta podrá ser **constante de acidez Ka** o **constante de basicidad Kb**.

CONSTANTE DE ACIDEZ Ka

- se trata de cuanto del ácido se disociará en su base por lo que, a **mayor ka mayor grado de disociación**.
- $Ka = \frac{\text{concentración de productos}}{\text{concentración de reactivos}} = \frac{(H_3O^+)(X^-)}{(H_2O)(HX)} = \frac{(H_3O^+)(X^-)}{(HX)}$
- En conclusión, cuanto mayor sea la concentración de H₃O menor será el PH y la solución será más ácida. Recordar también que: **PH = -log (concentración de H₃O)**

CONSTANTE DE BASICIDAD Kb

- Una vez sabemos que es lo que pasa con los ácidos, pondremos el punto de mira en las bases. **¿Qué es lo que pasa con las bases?** Se dará una reacción de ionización y disociación, igual que en el caso anterior.
- $Kb = \frac{\text{concentración de productos}}{\text{concentración de reactivos}} = \frac{(OH^-)(BH^+)}{(H_2O)(B)} = \frac{(OH^-)(BH^+)}{(B)}$
- En conclusión, cuanto mayor sea la concentración de Kb mayor será el PH y la solución será menos ácida, o sea, básica.

PRODUCTO IONICO DE H₂O KW

El agua tiene la capacidad de ser tanto ácido como base, por lo que si juntamos dos moléculas de agua esto se sucede.



- Como el **agua** es tan elevada, tendrá **número 1**, y por lo tanto para nosotros será como una constante, por lo que la agruparemos con Kc
- $Kc = \frac{(OH^-)(H_3O^+)}{H_2O}$ **KC · H₂O = (OH⁻) (H₃O⁺)** **KW = (OH⁻) (H₃O⁺)**.
- Además, tenemos que tener en cuenta que, Kw en 25° siempre será 10⁻¹⁴**
- 10⁻¹⁴ = (OH⁻) (H₃O⁺)**.

Ejercicio resuelto

Sabiendo las concentraciones de H₃O y OH podemos saber si una reacción es ácida, neutra o básica.
Ácida - H₃O > OH
Neutra - H₃O = OH Solo puede ser neutra en 10⁻⁷
Básica H₃O < OH

	H ₃ O	OH	EJERCICIOS RESUELTOS	disolución
DIS1	10 ⁻²		10 ⁻¹⁴ = (OH) 10 ⁻² OH= 10 ⁻¹²	ácida
DIS2		5 · 10 ⁻¹⁰	10 ⁻¹⁴ = 5 · 10 ⁻¹⁰ · H ₃ O 10 ⁻¹⁴ / 5 · 10 ⁻¹⁰ = H ₃ O H ₃ O= 2 · 10 ⁻⁵	ácida
DIS3	10 ⁻⁷			neutra
DIS4		10 ⁻³		básica

Sin embargo, para nuestros problemas realizar todas estas operaciones es complicado y por eso usamos la fórmula de **PH= -log de H₃O** que viene a ser lo mismo, pero de una manera más esquematizada.

La solución ácida son aquellas que tiene un valor menor a 7 **PH<7** y será básica cuando **PH>7**

En una disolución acuosa siempre hay iones: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

El agua se rompe ligeramente formando:

- $\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow$ carácter ácido
- $\text{OH}^- \rightarrow$ carácter básico
- La acidez o basicidad depende de cuál de los dos haya en mayor cantidad.

¿Por qué usamos logaritmos?

Las concentraciones son muy pequeñas:

Trabajar con tantos ceros es incómodo, por eso se define: $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$

Es simplemente una **escala cómoda** para medir acidez.

Interpretación del pH

- Mucho $\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow$ ácido $\rightarrow$ pH pequeño
- Poco $\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow$ básico $\rightarrow$ pH grande
- Cada unidad de pH cambia $\times 10$ la acidez.
- Ejemplo: pH 3 es **10 veces más ácido** que pH 4 y pH 2 es **100 veces más ácido** que pH 4

pOH: Mide la cantidad de base $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$

Relación entre pH y pOH

- El agua siempre cumple: $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$
- Por lo q $\text{pH} + \text{pOH} = 14$
- Asíq si conoces uno, sabes el otro. $\text{pH} = 3 \rightarrow \text{pOH} = 11$ porq puedes despejar

Tabla de clasificación

pH	Tipo	Qué ocurre
< 7	Ácido	hay más H_3O^+ que OH^-
$= 7$	Neutro	iguales
> 7	Básico	hay más OH^- que H_3O^+

Truco para examen

La **clave** cuando la concentración es una potencia de 10, el pH es solo el exponente cambiado de signo.

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ pH

10^{-1}	1
10^{-2}	2
10^{-3}	3
10^{-7}	7
10^{-11}	11

Si aprendes de memoria este número log

2	0.30
3	0.48
4	0.60
5	0.70
6	0.78
7	0.85
8	0.90
9	0.95

Cuando hay un número delante (lo típico de examen)

$$\begin{aligned}
 [\text{H}_3\text{O}^+] &= 3 \cdot 10^{-4} \\
 \text{pH} &= -\log(3 \cdot 10^{-4}) \quad \text{pH} = -(\log 3 + \log 10^{-4}) \\
 \text{pH} &= -(0.48 - 4) \\
 \text{pH} &\approx 3.52
 \end{aligned}$$

ejemplo

$$\begin{aligned}
 2 \cdot 10^{-3} &\rightarrow \text{pH} \approx 3 - 0.30 = 2.7 \\
 5 \cdot 10^{-9} &\rightarrow \text{pH} \approx 9 - 0.70 = 8.3
 \end{aligned}$$

Disolución	$[\text{H}_3\text{O}^+]$
Muy ácida	0,1
Ácida	0,001
Neutra	0,0000001

ACIDOS POLIPROTICOS 4

Son ácidos que pueden ceder más de un protón (H^+) como pueden ser H_3PO_4 , H_2S , H_2SO_4 , H_2SO_3 ... Cada vez que pierde uno $\rightarrow$ ocurre un **equilibrio distinto** con su propia constante K_a . Tiene **3 hidrógenos ácidos $\rightarrow$ 3 disociaciones $\rightarrow$ 3 K_a**

Primera fase	Segunda fase	Tercera fase
$H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + H_3O^+$	$H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H_3O^+$	$HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons PO_4^{3-} + H_3O^+$
$7,1 \cdot 10^{-3}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$	$4,2 \cdot 10^{-13}$

- 1 paso:
 - $H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + H_3O^+$
 - Aquí el ácido todavía es fuerte relativamente $\rightarrow$ libera bastantes protones.
- 2 paso
 - $H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H_3O^+$
 - Ahora la molécula ya tiene carga negativa $\rightarrow$ le cuesta más perder otro H^+ .
- 3 paso
 - $HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons PO_4^{3-} + H_3O^+$
 - Muy difícil perder el último protón $\rightarrow$ casi no ocurre.
- Por eso, cada protón está **más fuertemente unido que el anterior** $K_{a1} \gg K_{a2} \gg K_{a3}$

En este caso la diferencia entre unas y otras es muy alta, por lo que solo tomaremos en cuenta la primera fase, ya que en las otras dos la K_a es muy pequeña y casi insignificante. Sin embargo, si la diferencia entre las fases fuera menor, el desplazamiento de protones de todas ellas si sería significativo, y se sumarían las tres fases.

Ejercicio resuelto

Determina la concentración de especies presentes en una disolución de 3 M

- Hacemos la tabla de arriba por fases

1 fase	H_3PO_4	H_2O	$H_2PO_4^-$	H_3O^+ (PROTONES)	K_a
	3-X		X	X + Y + Z	$7,1 \cdot 10^{-3} = \frac{x^2}{3-x}$
2 FASE	$H_2PO_4^-$	H_2O	HPO_4^{2-}	H_3O^+	
	X-Y (eliminar)		Y	Y + X + Z (eliminar)	$6,3 \cdot 10^{-8} = \frac{x \cdot y}{x} \quad y$
3 FASE	HPO_4^{2-}	H_2O	PO_4^{3-}	H_3O^+	
	Y-Z (eliminar)		Z	Z + Y + X (eliminar)	$4,2 \cdot 10^{-13} = \frac{z \cdot x}{y}$

- En la primera fase hay 3 M y se disocian x, en la segunda como se vuelve a disociar es y y en la tercera como se vuelve a disociar es z
- Como al final los protones que se desplazan es la misma especie se suman. Pero como la x es mucho más grande q la y y q la z, las z e y se eliminan
- RESULTADOS
 - X= 0,14 o sea (H_3O^+)= $H_2PO_4^-$ = 0.14 PH=-LOG 0.14 PH=0.85
 - Y= $6,3 \cdot 10^{-8}$ o sea (H_3O^+)= HPO_4^{2-} = $6,3 \cdot 10^{-8}$ PH=No lo hacemos pq la importante es la primera ya q estas saldrían insignificantes
 - Z= $1.9 \cdot 10^{-19}$ PO_4^{3-} PH=No lo hacemos pq la importante es la primera ya q estas saldrían insignificantes
- En el caso de q la segunda y la tercera no sean insignificantes las z e y no desaparecen y se crearan sistemas. De todas maneras, en este tipo de ejercicios casi siempre son insignificantes.

¿Qué son? Sustancias orgánicas que se comportan como ácidos o bases débiles, por lo que tendrán un equilibrio. Su peculiaridad es que su **forma ácida (HIn)** y **básica (In^-)** tiene colores diferentes.

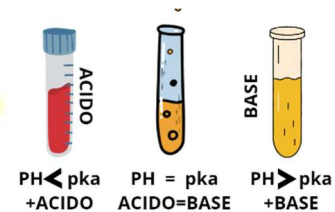


¿Cómo funciona el indicador?

Imaginemos que tenemos hidrogeno con otra sustancia, esta primera sustancia mantiene todos sus protones, por lo que le llamaremos la **forma protonada** y que, en este caso, **sera de color rojo**. Sin embargo, al comenzar la reaccion, pierde hidrogenos, o sea protones. Por lo que ahora nos encontraremos con una **sustancia con carga negativa**, o lo que es lo mismo la **forma desprotonada con un color amarillento**.



Ahora imaginemos q la primera sustancia tiene un **$Pka = 3$** y un **$PH = 2$** , o sea, su Pka es mayor que PH , por lo tanto, sabemos que hay más cantidad de ácido débil (color rojo) que de base (color amarillo). Cuando el Pka y el PH están en igual cantidad, el color será naranja puesto que hay misma cantidad de ácido (rojo) y base (amarilla) y los colores se mezclan. Para finalizar, si PH es mayor q Pka , habrá mas base que acido por lo que el color será amarillo.



¿Cómo sabemos cuándo cambia de color? Atenderemos al número de **Pka** , si le restamos uno será el ácido. Sin embargo, si le sumamos uno será la base. A este proceso se le llama **rango de PH** . Por ejemplo, en este caso el ácido tenía un Pka de 3, asique su PH era 2 (rojo)



¿Cómo sabemos cuál es el indicador adecuado?

Imaginemos que nos dicen que el **PH de una sustancia para que este en equilibrio es de 8 a 10** y nos dan rojo de metilo para analizarla. El **rojo de metilo** tiene un **rango de PH de 4-6**, por lo que no nos valdría porq nos pararíamos mucho antes de lo necesario. Sin embargo, la **fenolftaleína** tiene un **rango de PH de 8-10** y en este caso si nos valdría.

Indicador	color ácido	pH viraje	color básico
amarillo de alizarina GG	Amarillo claro	10,0 - 12,1	Rojo castaño
azul de bromofenol	Amarillo	3,0 - 4,6	Violeta
azul de bromotimol	Amarillo	6,0 - 7,6	Azul
fenolftaleína	Incoloro	8,2 - 9,8	Violeta / rosa
m-cresolpúrpura	Amarillo	7,4 - 9,0	Púrpura
naranja de metilo	Rojo	3,1 - 4,4	Amarillo naranja
púrpura de bromocresol	Amarillo	5,2 - 6,8	Púrpura
rojo congo	Azul violeta	3,0 - 5,2	Rojo naranja
rojo de bromofenol	Naranja amarillo	5,2 - 6,8	Púrpura
rojo de cresol	Amarillo	7,0 - 8,8	Púrpura
rojo de fenol	Amarillo	6,4 - 8,2	Rojo
rojo de metilo	Rojo	4,4 - 6,2	Amarillo naranja
rojo neutro	Azul rojizo	6,4 - 8,0	Naranja amarillo
timolftaleína	Incoloro	8,6 - 10,0	Azul
tomasol	Rojo	5,0 - 8,0	Azul
violeta de metilo	Amarillo	0,1 - 1,6	Azul / violeta
4-dimetilaminobenzol	Rojo	2,9 - 4,0	Amarillo naranja
(F) esculina	Índigo débil	1,0 - 1,5	Azul intenso
(F) beta-naftilamina	Incoloro	2,8 - 4,4	Violeta
(F) alfa-naftilamina	Incoloro	3,4 - 4,8	Azul
(F) fluoresceína	Azulado	3,8 - 4,3	Azul intenso
(F) eosina	Incoloro	3,9 - 4,5	Amarillo naranja
(F) eritrosina	Incoloro	3,7 - 4,6	Amarillo verdoso
(F) acridina	Verde	5,3 - 6,4	Violeta
(F) umbeliferona	Incoloro	6,2 - 8,3	Azul intenso
(F) cumarina	Incoloro	9,2 - 10,5	Verde amarillo
(F) beta-metil umbeliferona	Índigo débil	6,9 - 7,1	Azul intenso

(F): Indicador fluorescente.

El color mostrado es sólo ilustrativo y puede no coincidir con el real.

Relacion entre PH y PKa

Usamos la ecuación de Henderson–Hasselbalch: $pH = pKa + \log \frac{[In^-]}{[HIn]}$

- **Caso 1:** $pH < pKa$ $[HIn] > [In^-]$ redomina la forma **ácida**
- **Caso 2:** $pH = pKa$ $[In^-] = [HIn]$ Hay **50 % de cada forma** Los colores se mezclan
- **Caso 3:** $pH > pKa$ $[In^-] > [HIn]$ Predomina la forma **básica**

¿Qué significa $pKa \pm 1$? (lo más importante) Es el cambio de viraje

Cuando el pH cambia **1 unidad respecto al pKa**, la proporción cambia **10 veces**. Porque , el ojo humano solo distingue un color cuando una forma es ≈ 10 veces mayor que la otra.

Cuando empieza a cambiar color $pH = pKa - 1$

$$\frac{[In^-]}{[HIn]} = 0.1$$

- 90 % forma ácida
- 10 % forma básica
- Se ve claramente el color ácido

Cuando termina de cambiar $pH = pKa + 1$

$$\frac{[In^-]}{[HIn]} = 10$$

- 90 % forma básica
- 10 % forma ácida
- Se ve claramente el color básico

EJEMPLO $pKa=5$

- $Ph < 4$ **ÁCIDO** $Ph 4-6$ cambio de color $Ph 6$ **basico**

¿Qué es el amortiguador? Son disoluciones donde se mantiene el PH independientemente de la adición de ácido o base. Es decir, Es una disolución que **mantiene casi constante el pH**. No es que el pH no cambie, cambia **muy poco**. Por ejemplo, la sangre tiene una disolución amortiguadora entre 7,35 y 7,45 sino consigue mantenerse en esos niveles, podría ocasionarnos la muerte por lo que, es estrictamente necesario que se mantenga ahí. **¿Cómo lo consigue?** Porque la sangre tiene ácido débil, si le sumamos base, el ácido reacciona y lo neutraliza y así en un continuo proceso de nivelación del PH

¿De qué está formado? Siempre tiene dos componentes: Ácido débil + su base conjugada (Cuando un ácido pierde un H^+ , **se transforma en su base conjugada**).

Ejemplo, $CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$ Porque ahora podría volver a aceptar ese protón. $CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$

¿A qué PH las disoluciones son más eficaces?

- Ecuación de Henderson-Hasselbalch $pH = pKa + \log \frac{base}{ácido}$
- El pH depende de la **proporción**, no de la cantidad total.
- En el caso de que tengamos pK_b recordamos que $pK_a + pK_b = 14$
- Las mejores amortiguaciones son cuando la **base = ácido** ya que $\frac{base}{ácido} = 1$ y $\log 1 = 0$ y por lo tanto **$pH = pKa$** . Aquí el tampón está equilibrado: tiene la misma capacidad para neutralizar ácido que base. **De otra manera dicho**, Si pesan lo mismo $\rightarrow$ puede compensar cualquier cambio pequeño. Si uno domina $\rightarrow$ solo protege en un sentido.
- LA ZONA MÁS EFICAZ** $pKa \pm 1$ es decir, $0,1 < \frac{[base]}{[ácido]} < 10$ o $pKa - 1 < pH < pKa + 1$
- Ejemplo: $pKa = 5$

pH	Estado
4	funciona bien
5	máximo amortiguador
6	funciona bien
2	ya no amortigua
9	ya no amortigua

EJEMPLO

Se prepara una disolución amortiguadora mezclando ácido acético (CH_3COOH) y acetato sódico (CH_3COO^-). La constante del ácido es: $pKa = 4,74$. Las concentraciones iniciales son: $[CH_3COOH] = 0,20 M$ $[CH_3COO^-] = 0,30 M$

a) **Calcula el pH inicial de la disolución** $pH = pKa + \log (base / ácido)$ $pH = 4,74 + \log (0,30 / 0,20)$ $pH = 4,74 + \log(1,5)$ $\log(1,5) \approx 0,18$ $pH \approx 4,92$

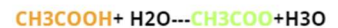
b) **Se añaden 0,01 moles de HCl a la disolución. Calcula el nuevo pH** El ácido fuerte reacciona con la base del tampón: $CH_3COO^- + H^+ \rightarrow CH_3COOH$ Base: $0,30 - 0,01 = 0,29 M$ Ácido: $0,20 + 0,01 = 0,21 M$ $pH = pKa + \log (base / ácido)$ $pH = 4,74 + \log (0,29 / 0,21)$ $pH = 4,74 + \log(1,38)$ $\log(1,38) \approx 0,14$ $pH \approx 4,88$

Conclusión: Aunque se añade un ácido fuerte, el pH solo cambia de 4,92 a 4,88. Esto ocurre porque la disolución es amortiguadora: la base conjugada neutraliza el ácido añadido y mantiene el pH prácticamente constante.



Añadimos a la base agua y se disocia Na
 $CH_3COONa + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + Na^+$

Se genera un equilibrio ya que volverá a reaccionar

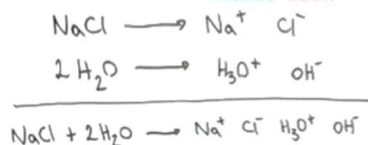


Si además de H_3O^+ añadimos OH^- , la ecuación se equilibrará sin tener que volver a reaccionar



Cuando una sal se disuelve en agua, y formar diferentes cationes y aniones que cambian el pH. Según esto se pueden crear distintas situaciones

SAL DE ACIDO FUERTE Y BASE FUERTE

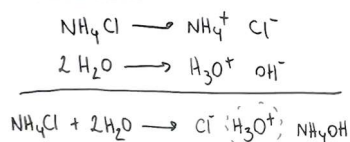


Todos los elementos estarán separados.
Es decir, Ningún ion reacciona con agua.
PH = 7 será neutro

SAL DE ACIDO DEBIL Y BASE DEBIL

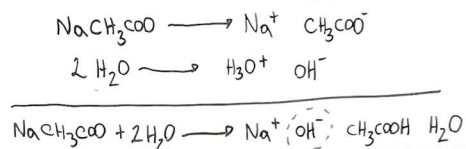
$K_a = K_b$ solución neutra
 $K_a > K_b$ solución ácida
 $K_a < K_b$ solución básica

SAL DE ACIDO FUERTE BASE DEBIL



Se calcula con $(H) = \sqrt{K_a \cdot (sal)}$
PH menos que 7 será ácido

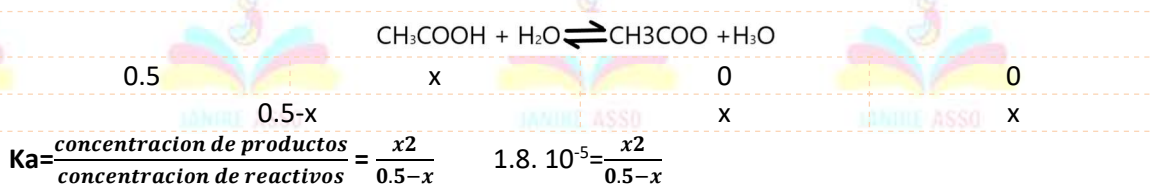
SAL DE ACIDO DEBIL BASE FUERTE



Se calcula con $(H) = \sqrt{K_b \cdot (sal)}$
PH mayor que 7 será básico

Ejercicio de ejemplo

Disponemos de un ácido orgánico y débil, el ácido etanoico CH_3COOH disuelto en agua, creando una reacción de equilibrio. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. Donde su concentración inicial es de 0.5 y su K_a es de $1.8 \cdot 10^{-5}$



te da dos respuestas la positiva $x = 3 \cdot 10^{-3}$

Por lo que $\text{PH} = -\log 3 \cdot 10^{-3} = 2.52$ por lo que $\text{PH} < 7$ será ácida

- l. Al mezclar una disolución de HCl con otra de KOH se obtiene una disolución neutra.**
F. Se dará la reacción $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$. Si sobra HCl la disolución será ácida. Si sobra KOH será básica y si las cantidades son las estequiométricas (no sobra ningún reactivo), la disolución resultante es de KCl que es neutra.
- m. El signo de la constante de acidez depende de la fuerza del ácido.**
F. La constante de acidez (cociente de concentraciones) es siempre positiva.
- n. Para una misma concentración las disoluciones de KOH son más ácidas que las de $\text{Mg}(\text{OH})_2$.**
V. $\text{pOH}(\text{KOH}) = -\log[\text{KOH}]$, $\text{pOH}(\text{Mg}(\text{OH})_2) = -\log 2 \cdot [\text{MgOH}]$
- ñ. Las disoluciones de KCN son básicas.**
V. El ion CN^- hidroliza. $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCN} + \text{OH}^-$
- o. La acidez del HCOOH depende de la temperatura.**
V. Las constantes de acidez como todas las constantes de equilibrio dependen de la temperatura.
- a. Las disoluciones de KCl son neutras.**
V. Los iones K^+ y Cl^- , que provienen de la disolución del KCl, no Hidrolizan con el agua.
- b. Una disolución 0,1 M. de HCl es más ácido que una disolución 0,1 M de ácido acético.**
V. Para una misma concentración las disoluciones de ácido fuerte son más ácidas que la de ácido débil.
- c. La constante de hidrólisis del ion acetato coincide con su constante de acidez.**
V.
- d. Una disolución de HCl 10^{-8} M tiene pH 8.**
F. La disolución de un ácido no puede ser básica.
- e. El ácido clórico es más fuerte que el perclórico.**
F. En los ácidos oxácidos cuanto más electronegativo es el átomo central, mayor será la acidez.
- f. El ácido sulfúrico es monoprótico.**
F. H_2SO_4 es diprótico, tiene dos H.
- g. El Azul de bromofenol (viraje 3,0 - 4,6) es adecuado para las valoraciones de HCN con NaOH.**
F. Las valoraciones de HCN con NaOH tienen un pH básico en el punto de equivalencia. El indicador mas adecuado debe tener el pH del punto de equivalencia en la zona de viraje
- h. El ácido conjugado de una base débil es fuerte.**
F. El conjugado de un débil es, generalmente, débil. $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$
- i. Las disoluciones de formiato de potasio son ácidas.**
F. Son básicas pues el ion HCOO^- (formiato) hidroliza con el agua. $\text{HCOO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCOOH} + \text{OH}^-$
- j. Una disolución de pH 9,3 tiene una concentración de H_3O^+ $5,012 \cdot 10^{-10}$ M.**
V. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$
- k. El pH de una disolución de KCl es menor que el de una disolución de NH_4Cl .**
F. El NH_4Cl es una sal de hidrólisis ácida, mientras que el KCl no produce hidrólisis, es neutra.