

ACIDO BASE

¿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 acida o básica?

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

¿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.

- **ACIDO.** - Cualquier especie química (quita limitación 2) , capaz de **ceder** protones H^+ a otras sustancia (elimina limitación 1) $CH_3COOH + H_2O \rightarrow CH_3COO^- + H_3O^+$
- **BASE.** - Cualquier especie capaz de **aceptar** protones (H^+) de otra sustancia. $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$
- Sin embargo, la tercera limitación de Arrhenius sigue manteniéndose ya q se necesita elementos que tengan protones

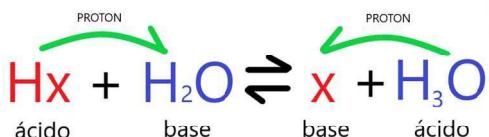


TEORIA DE LEWIS

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

- **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.

Ejemplos

Ácido fuerte	Base fuerte	Es una reacción fácil de desarrollar
Ácido 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 
 - **Fuerte**. - Sustancia q reacciona **completamente** con el agua dando lugar a iones H_3O^+
 - $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Cl}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
 - **Débil**. - Sustancia q reacciona **parcialmente** con el agua dando lugar a iones H_3O^+ . O sea, algunas moléculas ceden el H pero otras no
 - $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
 - **BASE**.- Cuando acepta hidrógenos 

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

$$\text{POH} = -\log(\text{OH}^-)$$

(concentración de H_3O^+)



H
Li
Na
K
Rb
Cs
Fr

- **Fuerte.** – Reaccionan **completamente** con el agua y generan OH-
 - $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
- **Débil.** - Reaccionan **parcialmente** con el agua y generan OH-
 - $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

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

CONSTANTE DE DISOCIACIÓN K_a

Como toda reacción en equilibrio, habrá una constante en equilibrio a la cual llamaremos K_a . Y será la constante de disociación, o sea, cuanto del ácido se disociará en su base. Por lo que, a mayor K_a mayor grado de disociación. Sabiendo que $K_a = \frac{\text{concentración de productos}}{\text{concentración de reactivos}} = \frac{(\text{H}_3\text{O}^+)(\text{X}^-)}{(\text{H}_2\text{O})(\text{HX})} = \frac{(\text{H}_3\text{O}^+)(\text{X}^-)}{(\text{HX})}$. En conclusión, cuanto mayor sea la concentración de H_3O^+ menor será el PH y la solución será más acida. Recordar también que:

$$\text{PH} = -\log(\text{concentración de H}_3\text{O}^+)$$

La concentración de H_2O siempre es 1, por lo que, simplemente la eliminaremos

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.



Como en el caso anterior nos encontraremos una constante de disociación, en este caso K_b . $K_b = \frac{\text{concentración de productos}}{\text{concentración de reactivos}} = \frac{(\text{OH}^-)(\text{BH}^+)}{(\text{H}_2\text{O})(\text{B})} = \frac{(\text{OH}^-)(\text{BH}^+)}{(\text{B})}$. En conclusión, cuanto mayor sea la concentración de K_b mayor será el PH y la solución será menos acida, o sea, básica.

PRODUCTO IONICO DE H_2O K_w

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 K_c $K_c = \frac{(\text{OH}^-)(\text{H}_3\text{O}^+)}{\text{H}_2\text{O}}$ $K_c \cdot \text{H}_2\text{O} = (\text{OH}^-)(\text{H}_3\text{O}^+)$ $K_w = (\text{OH}^-)(\text{H}_3\text{O}^+)$. Además, tenemos que tener en cuenta que, K_w en 25º siempre será $10^{-14} \cdot 10^{-14} = (\text{OH}^-)(\text{H}_3\text{O}^+)$.

Sabiendo las concentraciones de H_3O^+ y OH^- podemos saber si una reacción es acida, neutra o básica.
Acida. - $\text{H}_3\text{O}^+ > \text{OH}^-$
Neutra- $\text{H}_3\text{O}^+ = \text{OH}^-$ Solo puede ser neutra en 10^{-7}
Básica $\text{H}_3\text{O}^+ < \text{OH}^-$

Ejercicio resuelto

	H_3O^+	OH^-	EJERCICIOS RESUELTOS	disolución
DIS1	10^{-2}		$10^{-14} = (\text{OH}^-) \cdot 10^{-2} \quad \text{OH}^- = 10^{-12}$	acida
DIS2		$5 \cdot 10^{-10}$	$10^{-14} = 5 \cdot 10^{-10} \cdot \text{H}_3\text{O}^+ \quad 10^{-14} / 5 \cdot 10^{-10} = \text{H}_3\text{O}^+ \quad \text{H}_3\text{O}^+ = 2 \cdot 10^{-5}$	acida
DIS3	10^{-7}			neutra
DIS4		10^{-3}		básica

La solución acidas son aquellas que tiene un valor menor a 7 $\text{PH} < 7$ y será básica cuando $\text{PH} > 7$

Sin embargo, para nuestros problemas realizar todas estas operaciones es complicado y por eso usamos la fórmula de $\text{PH} = -\log \text{H}_3\text{O}$ que viene a ser lo mismo, pero de una manera más esquematizada.

ACIDO POLIPROTICOS

Son ácidos que pueden ceder más de un protón como pueden ser H_3PO_4 , H_2S , H_2SO_4 , H_2SO_3 ... Veamos cómo se da este proceso

	Primera fase $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4 + \text{H}_3\text{O}$	Segunda fase $\text{H}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4 + \text{H}_3\text{O}$	Tercera fase $\text{HPO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PO}_4 + \text{H}_3\text{O}$
ka	$7,1 \cdot 10^{-3}$	$6,3 \cdot 10^{-8}$	$4,2 \cdot 10^{-13}$

$\text{Ka}_1 \gg \text{Ka}_2 \gg \text{Ka}_3$ 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 Ka es muy pequeña y casi insignificante. Sin embargo, si la diferencia entre las fases fuera menor, el desplazamiento de protones de todas ellas sí sería significativo, y se sumarian las tres fases.

Ejercicio resuelto

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

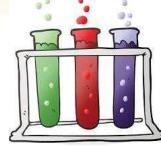
- Hacemos la tabla de arriba por fases

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

- 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 $(\text{H}_3\text{O}) = \text{H}_2\text{PO}_4 = 0,14$ $\text{PH} = -\log 0,14$ $\text{PH} = 0,85$
 - $Y = 6,3 \cdot 10^{-8}$ o sea $(\text{H}_3\text{O}) = \text{HPO}_4 = 6,3 \cdot 10^{-8}$ $\text{PH} = \text{No lo hacemos pq la importante es la primera ya q estas saldrían insignificantes}$
 - $Z = 1,9 \cdot 10^{-19}$ PO_4 $\text{PH} = \text{No lo hacemos pq la importante es la primera ya q estas saldrían insignificantes}$
- 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.

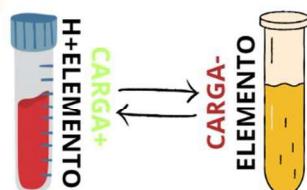
INDICADORES ACIDO BASE

¿Qué son? Sustancias orgánicas que se comportan como ácidos o bases débiles, por lo que tendrán un equilibrio. Su peculiaridad esq su forma acida y básica tiene colores diferentes.

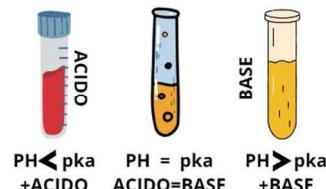


¿Cómo funciona el indicador?

Imaginemos que tenemos hidrógeno con otra sustancia, esta primera sustancia mantiene todos sus protones, por lo que le llamaremos la forma protonada y que, en este caso, será de color amarillo. Sin embargo, al comenzar la reacción, pierde hidrógenos, 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 $PK_a = 3$ y un $pH = 2$, o sea, su PK_a es mayor que pH , por lo tanto, sabemos que hay más cantidad de ácido débil (color rojo) que de base (color amarillo). Cuando el PK_a 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 PK_a , habrá mas base que ácido por lo que el color será amarillo.



¿Cómo sabemos cuándo cambia de color? Atenderemos al número de PK_a , 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 PK_a 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) enitrosina	Incoloro	3,7 - 4,6	Amarillo verdoso
(F) acridina	Verde	5,3 - 6,4	Violeta
(F) umbelíferona	Incoloro	6,2 - 8,3	Azul intenso
(F) cumarina	Incoloro	9,2 - 10,5	Verde amarillo
(F) beta-metil umbelíferona	Índigo débil	6,9 - 7,1	Azul intenso

(F): Indicador fluorescente.

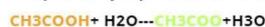
El color mostrado es sólo ilustrativo y puede no coincidir con el real.

DISOLUCION AMORTIGUADORA

¿Qué es el amortiguador? Son disoluciones donde se mantiene el PH independientemente de la adición de ácido o base. Por ejemplo, la sangre tiene una disolución amortiguadora entre 7,35 y 7,45 si no consigue mantenerse en esos niveles, podría ocasionarnos la muerte por lo que, es extíctamente 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



Se genera un equilibrio ya que volverá a reaccionar



Si además de H₃O añadimos OH, la ecuación se equilibrará sin tener que volver a reaccionar



¿A qué PH las disoluciones son más eficaces?

- Calculamos la Ka $K_a = \frac{(\text{CH}_3\text{COO})(\text{H}_3\text{O})}{\text{CH}_3\text{COOH}}$
- Despejamos el valor que usas para sacar el PH (H_3O^+) = $\frac{(\text{CH}_3\text{COOH})(\text{Ka})}{\text{CH}_3\text{C}}$
- Añadimos $-\log$ a los dos lados de la ecuación $-\log(\text{H}_3\text{O}^+) = -\log \frac{(\text{CH}_3\text{COOH})(\text{Ka})}{\text{CH}_3\text{C}}$
- Aplicamos propiedades de los logaritmos $\text{PH} = -\log \text{Ka} - \log \frac{(\text{CH}_3\text{COOH})}{\text{CH}_3\text{C}}$

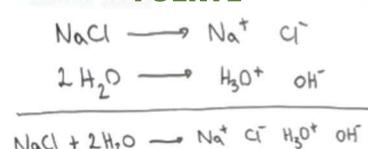
- Sustituimos valores $\text{PH} = \text{pka} + \log \frac{(\text{CH}_3)}{\text{CH}_3\text{COOH}}$
- Para que el amortiguador sea mas eficaz, CH_3COO y CH_3COOH tienen que ser iguales. Y el logaritmo de 1 = 0
- Por lo que , el PH que mas amortigua es igual a $\text{PH} = -\log (\text{ka}) + 0$
- Hacemos en calculadora y ya estará
- Si se quiere modificar el PH, habra que modificar tb la cantidad de acido y base
 - Si añades acido PH mas bajo
 - Si añades base PH mas alto
- Por lo que, la FORMULA de PH optimo es general a aprenderse es $\text{PH} = \text{pka} + \log \frac{\text{base}}{\text{acido}}$
- En el caso de que tengamos pkb recordamos q $\text{pka} * \text{pkb} = 10^{-14}$

HIDROLISIS DE SALES

Cuando una sal se forma puede interactuar con agua , y formar diferentes cationes y aniones. Según esto se pueden crear distintas situacion

SAL DE ACIDO FUERTE Y BASE

FUERTE

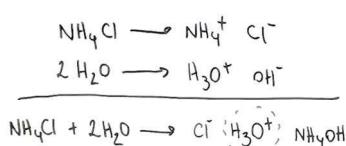


Todos los elemnetos estaran separados
PH sera neutro

SAL DE ACIDO DEBIL Y BASE DEBIL

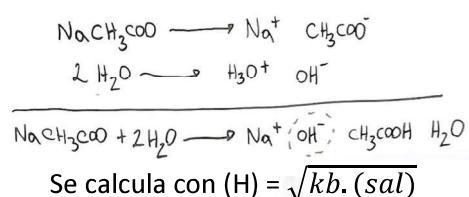
$\text{Ka} = \text{Kb}$ solucion neutra
 $\text{Ka} > \text{Kb}$ solucion acida
 $\text{Ka} < \text{Kb}$ solucion basica

SAL DE ACIDO FUERTE BASE DEBIL



Se calcula con $(\text{H}) = \sqrt{\text{ka. (sal)}}$
PH acido

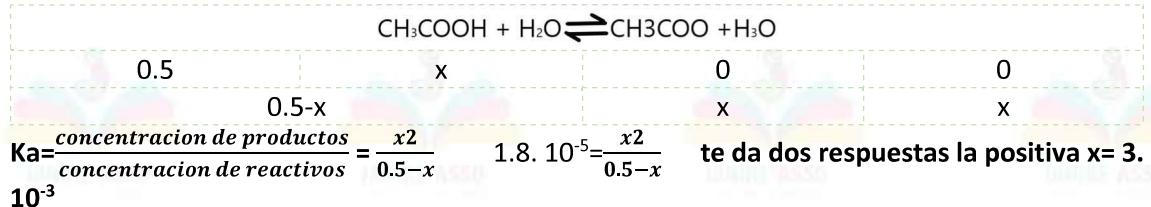
SAL DE ACIDO DEBIL BASE FUERTE



Se calcula con $(\text{H}) = \sqrt{\text{kb. (sal)}}$
PH basico

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 $1.8 \cdot 10^{-5}$



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

CONCLUSIONES

- 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 ácida 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 más 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 $\text{H}_3\text{O}^+ 5,012 \cdot 10^{-10}$ 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.

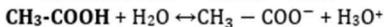
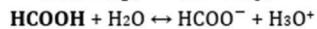
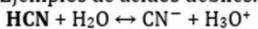
- i. Al mezclar una disolución de HCl con otra de KOH se obtiene una disolución neutra.**
- F. Se dará la reacción $HCl + KOH \rightarrow KCl + H_2O$. Si sobra HCl la disolución será ácida. Si sobra KOH será básica y si las cantidades son las estequiométricas (no sobra ningún reactivo), la disolución 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 $Mg(OH)_2$.**
- V. $pOH (KOH) = -\log [KOH]$, $pOH (Mg(OH)_2) = -\log 2 \cdot [MgOH]$
- ñ. Las disoluciones de KCN son básicas.**
- V. El ion CN⁻ hidroliza. $CN^- + H_2O \rightarrow HCN + OH^-$
- o. La acidez del $HCOOH$ depende de la temperatura.**
- V. Las constantes de acidez como todas las constantes de equilibrio dependen de la temperatura.



EJEMPLO. Hallar el pH de una disolución 10 - 2 M de HCl. Hallar el pH de una disolución 10 - 8 M de HCl.

Ácido débil: en disolución acuosa está parcialmente disociado.

Ejemplos de ácidos débiles.



Cálculo del pH de un ácido débil: aplicar el siguiente formulario.

	HA	+	H ₂ O	↔	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concent. inicial	C ₀				0		0
Concent. Equil.	C ₀ (1 - α)				C ₀ α		C ₀ α

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1 - \alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha} \underset{\substack{\approx \\ \text{despreciamos } \alpha \\ \text{si } K_a \leq 10^{-5}}}{=} C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+].\alpha}{1 - \alpha} \quad | \quad [H_3O^+] = C_0\alpha \quad | \quad pH = -\log [H_3O^+] \quad | \quad [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

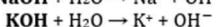
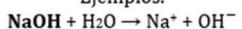
EJEMPLO. Hallar el pH de una disolución 10 - 2 M de HF. Ka = 7 · 10⁻⁴, pKa = 3,155

Base fuerte: en disolución acuosa está completamente disociada.

Cálculo del pH de hidróxidos alcalinos:

$$pOH = -\log [OH^-] \approx -\log ([base] + 10^{-7}). pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - pOH.$$

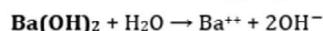
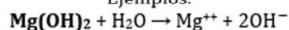
Ejemplos.



Cálculo del pH de hidróxidos alcalino-terreos:

$$pOH = -\log [OH^-] \approx -\log (2[base] + 10^{-7}). pH + pOH = 14 \rightarrow pH = 14 - pOH.$$

Ejemplos.

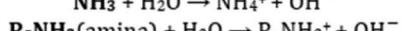
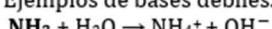


EJEMPLO. Hallar el pH de una disolución 10 - 2 M de NaOH. EJEMPLO. Hallar el pH de una disolución 10 - 8 M de NaOH.

EJEMPLO. Hallar el pH de una disolución 10 - 2 M de Ba(OH)₂

Base débil: en disolución acuosa están parcialmente disociadas.

Ejemplos de bases débiles.



Cálculo del pH de una base débil. Aplicar el siguiente formulario.

	NH ₃	+	H ₂ O	→	NH ₄ ⁺	+	OH ⁻
Concent. inicial	C ₀				0		0
Concent. Equil.	C ₀ (1 - α)				C ₀ α		C ₀ α

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1 - \alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha} \underset{\substack{\approx \\ \text{despreciamos } \alpha \\ \text{en } 1 - \alpha, \text{ si } \alpha \leq 10^{-5}}}{=} C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_0}}$$

$$K_b = \frac{[OH^-].\alpha}{1 - \alpha} \quad | \quad [OH^-] = C_0\alpha \quad | \quad pOH = -\log [OH^-] \quad | \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$pH + pOH = 14 \quad | \quad [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

EJEMPLO. Hallar el pH de una disolución 10 - 2 M de NH₄NO₃, Kb (NH₃) = 1,8 · 10⁻⁵

En disolución acuosa el NH₄ClO₄ se encuentra disociado en NH₄⁺ ClO₄⁻. Estos iones en presencia del agua podrían reaccionar. ClO₄⁻ + H₂O NO REACCIONAN. Pues el ClO₄⁻ es el conjugado del HClO₄ y es una base muy débil que no reacciona con el agua. NH₄⁺ + H₂O ↔ NH₃⁺ H₃O⁺ En este caso si que se produce hidrólisis: reacción con el agua de los iones provenientes de la disolución de una sal. En este caso [H₃O⁺] aumenta, por tanto, las disoluciones de sal de ácido fuerte y base débil (NH₄Cl, NH₄Br, NH₄NO₃, NH₄ClO₄...) son ácidás. pH < 7.

1. U.I.B. 2019 (1). En una revista de enología se ha publicado la información siguiente: "la acidez es un parámetro importante en la elaboración de un vino ya que determina la estabilidad y las propiedades organolépticas. En general el pH de los vinos blancos se encuentra alrededor de 3, mientras que en la mayoría de los vinos negros se encuentran en el intervalo 3,4 – 3,6. Por otro lado, los ácidos más importantes que surgen en las distintas etapas de fermentación del vino son: el ácido málico, el succínico y el tartárico. Responde de manera razonada a las preguntas siguientes: a. ¿Es cierto que el aumento de media unidad del pH, de 3 a 3,5, en el vino, supone que la concentración de H₃O⁺ disminuye 10 veces. b. En la tabla adjunta se indica la 1^a constante de disociación de los ácidos dipróticos presentes en el vino. ¿Se puede afirmar que el ácido succínico es el más débil de los ácidos presentes en el vino?

COMPUESTO	K _a
ÁCIDO MÁLICO	3,50·10 ⁻⁴
ÁCIDO SUCCÍNICO	6,30·10 ⁻⁵
ÁCIDO TARTÁRICO	1,00·10 ⁻³

a. Falso.

$$\begin{cases} \text{pH} = 3 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} = 0,001 \\ \text{pH} = 3,5 \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3,5} = 0,000316 \end{cases}$$

Disminuye aproximadamente 3,2 veces.

b. Sí podemos afirmar que el ácido succínico al tener la menor de las 3 constantes de acidez es el más débil de los 3 ácidos presentes en el vino

2, U.I.B. 2019 (2). a. El ácido láctico (C₃H₆O₃) es un ácido monoprótico que se encuentra en la leche agria. Cuando se disuelven 1,1 g. de ácido láctico en 500 mL. de agua destilada se obtiene una disolución de pH 2,7. Calcula el valor de su constante de acidez. b. ¿Qué volumen de una disolución de hidróxido de sodio 0,2 M es necesaria para neutralizar 25 mL. de una disolución de ácido láctico 0,1 M. c. En la ficha química de seguridad del ácido láctico se indica que es un compuesto corrosivo y qué puede causar daños en la piel en caso de contacto se corresponde esta propiedad del ácido láctico con el siguiente pictograma razona la respuesta.

a.

$$M_{\text{ácido}} = \frac{1,1 \text{ g. ácido}}{500 \text{ mL. dión.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de ácido}}{90 \text{ g. de ácido}} \cdot \frac{1000 \text{ mL.}}{1 \text{ L.}} = 0,0244 \text{ M.}$$

Problema de pH de ácido débil.

	HA	+	H ₂ O	↔	A ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concent. inicial	C ₀				0		0
Concent. Equil.	C ₀ (1 - α)				C ₀ α		C ₀ α

$$K_a = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1 - \alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha} \underset{\text{despreciamos } \alpha}{=} C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].\alpha}{1 - \alpha} \quad \left| \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = C_0\alpha \quad \left| \quad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \left| \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \right. \right. \right.$$

$$C_0 = 0,0244 \text{ M.}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2,7} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M.}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = C_0\alpha \rightarrow \alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0} = 0,082 \rightarrow K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+].\alpha}{1 - \alpha} = 1,79 \cdot 10^{-4} \text{ M.}$$

b.

$$V_a \cdot M_a \cdot n^{\circ} \text{ H} = V_b \cdot M_b \cdot n^{\circ} \text{ OH} \rightarrow 0,025 \cdot 0,1 \cdot 1 = V_b \cdot 0,2 \cdot 1 \rightarrow V_b = 0,0125 \text{ L.} = 12,5 \text{ mL.}$$

c. No, pues el pictograma pertenece a un compuesto peligroso para el medio ambiente acuático.

3. U.I.B. 2019 (3). a. ¿Qué cantidad de NaOH del 90 % de pureza se ha de pesar para preparar 250 mL. de una disolución de hidróxido sódico de pH 13? b. Calcula el volumen necesario de una disolución de HCl 0,1 M. para neutralizar 20 mL. de una disolución 0,2 M. de NaOH. Sin hacer ningún cálculo numérico razona si la disolución en el punto de equivalencia tendrá un pH ácido, básico o neutro. c. Se dispone de una disolución acuosa de NH₃ de la misma concentración que la base del apartado a, ¿se puede asegurar que el pH de la disolución de NH₃ es inferior a 13?

$$\text{a. pH} = 13 \rightarrow \text{pH} = 1 \rightarrow [\text{OH}^-] = 0,1 \text{ M.}$$

$$250 \text{ mL. dión.} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{0,1 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L.}} \cdot \frac{40 \text{ g. de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} \cdot \frac{100}{90} = 1,11 \text{ g.}$$

$$\text{b. } V_a \cdot M_a \cdot n^{\circ} \text{ de H} = V_b \cdot M_b \cdot n^{\circ} \text{ de OH} \rightarrow V_a \cdot 0,1 \cdot 1 = 0,02 \cdot 0,2 \cdot 1 \rightarrow V_a = 0,04 \text{ L.} = 40 \text{ mL}$$

c. Si. La base del apartado a es una base fuerte mientras que el amoníaco es una base débil, por tanto, para una misma concentración, las disoluciones de amoníaco tienen menor pH (menos básicas) que las de hidróxido de sodio.

4. U.I.B. 2019 (4). En un laboratorio se dispone de una disolución acuosa de ácido etanoico de concentración desconocida. a. Determina la concentración inicial del ácido sabiendo que $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ y que el ácido está disociado un 1,3 %. b. Calcula la constante de acidez K_a del ácido etanoico. c. Indica el procedimiento y el material de vidrio que utilizarías en el laboratorio para valorar una disolución de ácido etanoico con una disolución de hidróxido de sodio. d. En la ficha de seguridad química del ácido etanoico aparece el pictograma siguiente indica su significado.

	CH ₃ COOH	+	H ₂ O	↔	CH ₃ COO ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concent. inicial	C ₀				0		0
Concent. Equil.	C ₀ (1 - α)				C ₀ α		C ₀ α

Aplicando el formulario para pH de ácido débil.

a.
[H₃O⁺] = C₀ · α → C₀ = 0,103 M.

b.
Ka = $\frac{C_0\alpha^2}{(1 - \alpha)} = \frac{0,103 \cdot 0,013^2}{1 - 0,013} = 1,76 \cdot 10^{-5}$ M.

c.

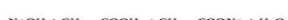
VALORACIÓN DE UN ÁCIDO DÉBIL (CH₃ - COOH) CON UNA BASE FUERTE (NaOH)

VER VÍDEO https://youtu.be/LDLN0cWfv_8

EN LA BURETA SE INTRODUCE EL AGENTE VALORANTE, NaOH, DEL CUAL CONOCEMOS SU MOLARIDAD (M_{BASE}) Y GRACIAS A LA BURETA CONOCEREMOS SU VOLUMEN (V_{BASE}).

EN EL MATRAZ SE INTRODUCE LA DISOLUCIÓN PROBLEMA DE CH₃ - COOH, DE MOLARIDAD (M_{ACIDO}) DESCONOCIDA, PERO DE VOLUMEN (V_{ACIDO}) CONOCIDO QUE HEMOS MEDIDO CON UNA PIPETA.

REACCIÓN QUÍMICA:



pH EN EL PUNTO DE EQUIVALENCIA:

BÁSICO, PUES EN EL PUNTO DE EQUIVALENCIA TENEMOS UNA DISOLUCIÓN DE CH₃ - COONa, QUE ES BÁSICA (HIDRÓLISIS).

UN INDICADOR RECOMENDADO ES AQUEL QUE TENGA EL pH DEL PUNTO DE EQUIVALENCIA EN SU ZONA DE VIRAGE.

CÁLCULOS:

V_{ACIDO}·M_{ACIDO}·n^ºH = V_{BASE}·M_{BASE}·n^ºOH. APLICANDO ESTA FÓRMULA CONOCEREMOS LA MOLARIDAD DEL ÁCIDO.

d. Inflamable.

5. U.I.B. 2018. (1) Justifica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a. Cuando se mezclan 10 mL de HCl 0,1 M con 20 mL de NaOH 0,1 M, se obtiene una disolución neutra. b. El pH de una disolución acuosa de ácido nítrico es menor que el de una disolución de la misma concentración de ácido acético. c. La constante de basicidad (K_b) del NH₃ coincide con la constante de acidez (K_a) de su ácido conjugado (NH₄⁺). Datos: Ka(CH₃COOH) = 1,8·10⁻⁵, Ka (NH₄⁺) = 5,6·10⁻¹⁰.

a. Falso.

$$\left\{ \begin{array}{l} 10 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,1 \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 0,001 \text{ moles de HCl.} \\ 20 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{0,1 \text{ moles}}{1 \text{ L}} = 0,002 \text{ moles de NaOH} \end{array} \right.$$

Según la reacción ajustada, HCl + NaOH → NaCl + H₂O, habrá un exceso de NaOH, el pH será básico.

b. Falso. Para una misma concentración las disoluciones de ácido fuerte (nítrico) son más ácidas, menor pH, que las de ácido débil.

c. Falso. La relación entre la constante de acidez de un ácido y la de basicidad de su base conjugada es K_a·K_b = 10⁻¹⁴

6. U.I.B. 2018. (2) La trimetilamina [N(CH₃)₃] Es un compuesto orgánico, producto de la descomposición de animales y plantas. Este compuesto es una base débil monobásica. a. Calcula el pH de una disolución de trimetilamina 0,01 M que presenta un grado de disociación de 0,1. b. Calcula la constante de basicidad (K_b) de la trimetilamina. c. Determina el volumen de una disolución de HCl 5,0·10⁻² M necesario para neutralizar 50 mL. de la disolución de trimetilamina 0,01 M. d) Indica los materiales de vidrio que utilizarías de los siguientes para hacer una valoración ácido-base. Matraz, pipeta, embudo de decantación o matraz Kitasato.

a. Aplicando el formulario de cálculo del pH de una base débil, tenemos:

$$[\text{OH}^+] = C_0 \cdot \alpha = 0,001 \rightarrow \text{pOH} = 3 \rightarrow \text{pH} = 11$$

b. Aplicando el formulario de cálculo del pH de una base débil, tenemos:

$$K_b = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha} = 1,1 \cdot 10^{-4}$$

c. V_a·M_a·n^ºH = V_b·M_b·n^ºOH → V_a = 10 mL.

d. Matraz y pipeta.

7. U.I.B. 2018. (3) a. Se mezclan en un matraz aforado 10 mL de Ca(OH)₂ 0,0015 M con 10 mL de agua destilada. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, determina el pH de la disolución resultante. b. Calcula el volumen necesario de una disolución de NaOH 0,1 M para neutralizar 20,0 mL de HNO₃ 10⁻² M. Sin hacer ningún cálculo numérico, razona si la disolución en el punto de equivalencia tendrá un pH ácido, básico o neutro. c. Nombrar el siguiente compuesto. NaNO₃.

a. El volumen se duplica sin alterar los moles de soluto, la molaridad será la mitad. 0,00075 M. pOH = - log [OH⁻] = - log 2·[base] = 2,82 → pH = 11,18b. V_a·M_a·n^ºH = V_b·M_b·n^ºOH → V_b = 2 mL. Las disoluciones de nitrato de sodio no experimentan hidrólisis por tanto su pH será neutro. c. Nitrato de sodio. Trioxidonitrito de sodio.

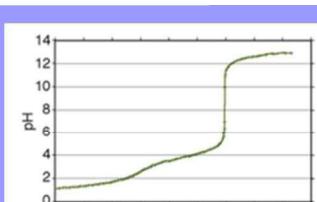
8. U.I.B. 2018. (4) En un laboratorio se dispone de una disolución de HF de concentración desconocida. a. Determina la concentración del ácido sabiendo que el pH de la disolución es 1,85. Datos: Ka (HF) = 6,7·10⁻⁴. b. Calcula el volumen de una disolución 1,0 M de HF que se necesita para preparar 500 mL de una disolución 0,01 M de HF. Indica el material de vidrio que utilizarías en el laboratorio para preparar la disolución 0,01 M de HF.

a. Aplicando el formulario para el cálculo del pH de un ácido débil:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 0,014 \text{ M.} \rightarrow \text{Ka} = \frac{\alpha \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{1 - \alpha} \rightarrow \alpha = 0,046 \rightarrow c_0 = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{\alpha} = 0,31 \text{ M.}$$

b. Para preparar una disolución a partir de otra: $V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$ de donde $V_2 = 5 \text{ mL}$. Utilizamos una pipeta y un matraz aforado.

9. U.I.B. 2017. (1) El vinagre es una disolución acuosa de ácido acético (CH_3COOH) en la que hay como mínimo 5,0 g de ácido por cada 100 mL de vinagre. La Oficina del Consumidor decide analizar un vinagre comercial para ver si cumple las especificaciones requeridas. Se toma una muestra de 10 mL de vinagre y se valora con una disolución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) 0,10 M. En la figura 1 se han representado los valores de pH en función del volumen de NaOH añadido. a) Di, haciendo los cálculos pertinentes, si este vinagre cumple las normas vigentes. b) Cuál de los indicadores de la tabla 1 sería el más aconsejable usar para determinar el punto de equivalencia de la valoración anterior? Indicador y zona de viraje: Violeta de metilo 0,1-1,5 Azul de bromofenol 3,0-4,6 y Azul de timol 8,0-9,8



V_{NaOH} para la neutralización = 30 mL.

$$V_a \cdot M_a \cdot n^{\circ} \text{ de H} = V_b \cdot M_b \cdot n^{\circ} \text{ de OH} \rightarrow 0,01 \cdot M_a \cdot 1 = 0,03 \cdot 0,1 \cdot 1 \rightarrow M_a = 0,3 \text{ M}$$

$$100 \text{ mL de vinagre} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{0,3 \text{ moles}}{1 \text{ L.}} \cdot \frac{60 \text{ g. de CH}_3\text{ - COOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{ - COOH}} = 1,8 \text{ g.} < 5 \text{ g.}$$

No cumple las especificaciones.

Observamos que el punto de equivalencia está sobre pH 8, usaremos azul de timol, pues, el punto de equivalencia se encuentra en su zona de viraje.

10. U.I.B. 2017. (2) a. Se mezclan 50 mL de ácido nítrico (HNO_3) 0,1 M con 60 mL de KOH 0,1 M. Suponiendo que los volúmenes son aditivos, determina el pH de la disolución resultante. b. ¿Cuál será el volumen de HCl 0,2 M que se necesita para neutralizar 10 mL de una disolución 0,1 M de $\text{Ca}(\text{OH})_2$? c. ¿Es cierto que una disolución de NaNO_3 es ácida?

a. Se produce la reacción de neutralización: $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

$$\left\{ \begin{array}{l} 0,05 \text{ L. HNO}_3 \cdot \frac{0,1 \text{ moles}}{1 \text{ L.}} = 0,005 \text{ moles de HNO}_3 \\ 0,06 \text{ L. KOH} \cdot \frac{0,1 \text{ moles}}{1 \text{ L.}} = 0,006 \text{ moles de HNO}_3 \end{array} \right. \rightarrow \text{Sobran 0,001 moles de KOH}$$

$[\text{KOH}] = \frac{0,001}{0,11} = 9,091 \cdot 10^{-3} \text{ M.} \rightarrow \text{pOH} = 2,04 \rightarrow \text{pH} = 11,96$

b. $V_a \cdot M_a \cdot n^{\circ} \text{ de H} = V_b \cdot M_b \cdot n^{\circ} \text{ de OH} \rightarrow V_a \cdot 0,2 \cdot 1 = 0,01 \cdot 0,1 \cdot 2 \rightarrow V_a = 0,01 \text{ L.}$

c. Falso. Es una sal de hidrolisis neutra (ácido fuerte y base fuerte).

11. U.I.B. 2017 (3). Determina el número de moles del ión cloruro presentes en 100 mL de una disolución de HCl de pH 3,0. b. Calcula el volumen necesario de una disolución de NaOH 0,1 M para neutralizar 25 mL de una disolución 0,01 M de HCl. Sin hacer ningún cálculo numérico, razona si la disolución en el punto de equivalencia tendrá un pH ácido, básico o neutro. c. Si se preparara una disolución acuosa de un ácido débil de la misma concentración que la del ácido del apartado a), sin hacer ningún cálculo, indica si el pH de la disolución será mayor o menor que 3,0.

a.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3} \text{ M.} = [\text{Cl}^-]$$

$$100 \text{ mL.} \cdot \frac{10^{-3} \text{ moles}}{1000 \text{ mL.}} = 10^{-4} \text{ moles de Cl}^-$$

b. $V_a \cdot M_a \cdot n^{\circ} \text{ de H} = V_b \cdot M_b \cdot n^{\circ} \text{ de OH} \rightarrow V_b = 2,5 \text{ mL.}$

En el punto de equivalencia se forma una sal de ácido fuerte (HCl) y base fuerte (NaOH). La disolución será neutra.

c. Para una misma concentración, pH (ácido fuerte) < pH (ácido débil)

Janire Asso Psicopedagogía
www.janireassopsicopedagogia.com

18

12. U.I.B. 2017 (4). En un laboratorio se disuelven 0,01 g de NaOH y 0,01 g de KOH en 500 mL de agua destilada. a. Determina el pH de la disolución resultante. b. Explica cómo prepararías en el laboratorio 100 mL de una disolución de NaOH de concentración 0,01 g/mL, indicando el material de vidrio que utilizarías. c. En la ficha de seguridad química del NaOH aparece el siguiente pictograma. Indica su significado.

a.

$$\left\{ \begin{array}{l} 0,01 \text{ g. KOH} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{56 \text{ g. KOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol KOH}} = 1,79 \cdot 10^{-4} \text{ moles OH}^- \\ 0,01 \text{ g. NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40 \text{ g. NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol OH}^-}{1 \text{ mol KOH}} = 2,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles OH}^- \end{array} \right.$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,79 \cdot 10^{-4} + 2,5 \cdot 10^{-4}}{0,5} = 8,58 \cdot 10^{-4} \text{ M.} \rightarrow \text{pOH} = 3,07 \rightarrow \text{pH} = 10,93$$

b.

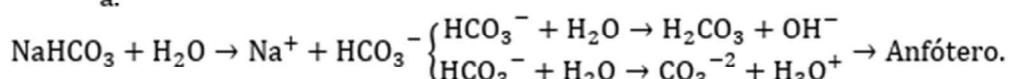
$$100 \text{ mL} \cdot \frac{0,01 \text{ g.}}{1 \text{ mL.}} = 1 \text{ g.}$$

Con un vidrio de reloj pesamos 1 g. de NaOH. Lo disolvemos en 75 mL. de agua destilada dentro de un vaso de precipitados. Si necesita calentar se calienta. Una vez enfriado pasamos la disolución a un matraz aforado de 100 mL. Añadimos agua hasta enrasar.

c. Corrosivo.

13. U.I.B. 2016. (1) a. Indica, de manera razonada, si alguno de los siguientes compuestos presenta carácter anfótero: CH₃ – COOH y NaHCO₃ b. En un matraz aforado de 100 ml se introduce el mismo número de moles de ácido acético y de hidróxido de sodio y se enrasa con agua destilada. ¿Se puede afirmar que el pH de la disolución resultante es básico? c. Enumera dos aplicaciones del ácido sulfúrico en el ámbito industrial. Consulta tus apuntes.

a.



b. Sí. En el punto de equivalencia se forma CH₃ – COONa que hidroliza con el agua según: CH₃ – COO⁻ + H₂O → CH₃ – COOH + OH⁻ se produce hidrólisis básica.

c. Fabricación de fertilizantes, explosivos, plásticos, productos farmacéuticos, textiles...

14. U.I.B. 2016. (2) a. La metilamina presenta una constante de basicidad de 3,6·10⁻⁴, mientras que la del amoniaco es 1,8·10⁻⁵ ¿es cierto que la metilamina es más básica que el amoniaco? b. Calcula el pH y el grado de disociación de una disolución 0,1 molar de metilamina.

a. Para una misma concentración el pH de la metilamina es mayor que el del amoniaco, pues su constante es mayor.

b.

	CH ₃ – NH ₂	+	H ₂ O	→	CH ₃ – NH ₃ ⁺	+	OH ⁻
Concent. inicial	C ₀				0		0
Concent. Equil.	C ₀ (1 – α)				C ₀ α		C ₀ α

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3 - \text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3 - \text{NH}_2]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1 - \alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha} \underset{\substack{\approx \\ \text{despreciamos } \alpha \\ \text{en } 1 - \alpha, \text{ si } \alpha \ll 10^{-5}}}{=} C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_0}}$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-] \cdot \alpha}{1 - \alpha} \quad \left| \quad [\text{OH}^-] = C_0\alpha \quad \right| \quad \begin{array}{l} \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \\ \text{pH} + \text{pOH} = 14 \end{array} \quad \left| \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \quad \right| \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} C_0 = 0,1 \text{ M.} \\ K_b = 3,6 \cdot 10^{-4} \rightarrow K_b = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha} \rightarrow \alpha = 0,0582 \\ [\text{OH}^-] = C_0\alpha = 5,82 \cdot 10^{-3} \rightarrow \text{pOH} = 2,24 \rightarrow \text{pH} = 11,76 \end{array} \right.$$

15. U.I.B. 2016. (3) Se añaden 25 ml de una disolución 1,65 molar de HClO a un matraz aforado y se enrasa con agua destilada hasta conseguir 250 ml de disolución. a. Determina el pH de la disolución diluida sabiendo que la constante de acidez vale 3,2·10⁻⁸. b. Si se neutralizan 100 ml de la disolución diluida de HClO con 100 ml NaOH 0,25 molar. ¿Cuántos moles de NaOH no habrán reaccionado? c. ¿Cómo se prepararía en el laboratorio 100 ml de NaOH 0,25 M. a partir de NaOH sólido? Indica el material de laboratorio necesario para preparar dicha disolución.

a.
 $C_0 = [\text{HClO}] = 0,165 \text{ M. (se diluye de 25 mL. a 250 mL.)}$
 $K_a = 3,2 \cdot 10^{-8}$

	HClO	+	H ₂ O	↔	ClO ⁻	+	H ₃ O ⁺
Concent. inicial	C_0				0		0
Concent. Equil.	$C_0(1 - \alpha)$				$C_0\alpha$		$C_0\alpha$

$$K_a = \frac{[\text{ClO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HClO}]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1 - \alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha} \underset{\substack{\text{despreciamos } \alpha \\ \text{si } K_a \leq 10^{-5}}}{=} C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]\alpha}{1 - \alpha} \quad \left| \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = C_0\alpha \quad \left| \quad \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \left| \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$K_a = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha} \rightarrow \alpha = 4,41 \cdot 10^{-4} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 7,27 \cdot 10^{-5} \text{ M.} \rightarrow \text{pH} = 4,14$$

b.
 $100 \text{ mL.} \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{0,165 \text{ moles de HClO}}{1 \text{ L.}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol HClO}} = 0,0165 \text{ moles de NaOH.}$

$$100 \text{ mL.} \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{0,25 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L.}} = 0,025 \text{ moles de NaOH.}$$

Sobran $0,025 - 0,0165 = 8,5 \cdot 10^{-3}$ moles de NaOH.

c.
 $0,025 \text{ moles de NaOH} \cdot \frac{40 \text{ g. de NaOH}}{1 \text{ mol de NaOH}} = 1 \text{ g. de NaOH.}$

Pesar 1 g. de NaOH (pesa sustancias) y disolverlo en 50 mL. de agua destilada (en el interior de un vaso de precipitados). Si necesita calentar se calienta. Una vez enfriado se vierten los 50 mL. en un matraz aforado de 100 mL. Se enrasa con agua destilada hasta los 100 mL.

16. U.I.B. 2016. (4) En un laboratorio se dispone de dos disoluciones separadas NH4NO3 y NaCl. ¿Cómo son estas disoluciones: ácidas básicas o neutras? b. ¿Cómo gestionarías el residuo de NaCl, lo neutralizarías con un ácido diluido o simplemente lo echarías por el desague?

a. NH4NO3 . NH4⁺ + H₂O → NH₃ + H₃O⁺ hidrólisis ácida. pH ácido. NaCl no da hidrólisis. pH neutro. b. El NaCl es inocuo, se puede tirar directamente al fregadero.

17. U.I.B. 2015. (1) a. Calcula el pH de una disolución de HCl del 2% en peso y de densidad 1,01 g/mL. b. Calcula el pH de la disolución resultante de mezclar 10 mL de una disolución de HCl 0,1 M con 30 mL de una disolución de NaOH 0,1 M, teniendo en cuenta que los volúmenes son aditivos. c. En el recipiente de la disolución de HCl aparece el siguiente pictograma. Indica su significado.

a.
 $M = \frac{\% \cdot d \cdot 10}{M_{\text{molecular}}} = 0,55 \text{ M.} \rightarrow \text{pH} = -\log(0,55) = 0,26$

b.
 $\left\{ \begin{array}{l} 10 \text{ mL HCl.} \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{0,1 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ L.}} = 0,001 \text{ moles} \\ 30 \text{ mL NaOH.} \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{0,1 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L.}} = 0,003 \text{ moles} \end{array} \right.$

Como la reacción es HCl + NaOH → NaCl + H₂O y es mol a mol, sobran 0,002 moles de NaOH.

$$[\text{NaOH}] = \frac{0,002}{0,04} = 0,05 \text{ M.} \rightarrow \text{pOH} = -\log(0,05) = 1,3 \rightarrow \text{pH} = 12,7$$

c. Corrosivo.

18. U.I.B. 2015. (2) En un laboratorio tenemos una disolución de un ácido monoprótico (AH) con una constante de acidez (Ka) de 10⁻⁵. a. ¿Es cierto que su grado de disociación es igual a la unidad? b. Si se neutraliza la disolución del ácido AH con una base fuerte, como el NaOH, es cierto que el pH de la disolución en el punto de equivalencia será menor que 7,0? c. Indica el procedimiento y el material de laboratorio para realizar la valoración del apartado

a. Teniendo en cuenta su constante de acidez, vemos que se trata de un ácido débil, por tanto, su grado de disociación será menor que uno. b. Si neutralizamos un ácido débil con una base fuerte se produce, en el punto de equivalencia, una sal de ácido débil y base fuerte cuya hidrólisis es básica, por tanto, el pH será mayor que 7. c. Bureta, matraz Erlenmeyer y pipeta. Indicador con zona de viraje básica para detectar el punto de equivalencia.

19. U.I.B. 2015. (3) Se mezclan 50 mL de una disolución de Ca(OH)₂ 0,1 M con 75 mL de agua destilada. Teniendo en cuenta que los volúmenes son aditivos, calcula el pH final. b. Determina el volumen necesario de una disolución de HCl 0,2 M para neutralizar 10 mL de la disolución de Ca(OH)₂ 0,1 M. Sin hacer ningún cálculo numérico, razona si la disolución en el punto de equivalencia tendrá un pH ácido, básico o neutro. c. Indica el material de vidrio necesario para realizar la valoración del apartado b) en un laboratorio de química.

a. Al añadir agua a una disolución: $V_1 \cdot M_1 = (V_1 + V_{H_2O}) \cdot M_2 \rightarrow M_2 = 0,04$
 $pOH = -\log[OH^-] = -\log[\text{base}] = -\log 2 \cdot 0,04 = 1,1 \rightarrow pH = 12,9$

b. En una neutralización: $V_a \cdot M_a \cdot n^o H = V_b \cdot M_b \cdot n^o OH \rightarrow V_a = 10 \text{ mL}$.
 Se obtiene una sal $CaCl_2$ de ácido fuerte y base fuerte que no hidroliza. El pH será neutro.

c. Bureta, matraz Erlenmeyer y pipeta. Indicador con zona de viraje básica para detectar el punto de equivalencia.

20. U.I.B. 2015. (2) El ácido fluorhídrico (HF) tiene una constante de acidez, K_a , $6,3 \cdot 10^{-4}$ a $25^\circ C$. Responder razonadamente si son ciertas o falsas cada una de las afirmaciones siguientes a. El pH de una disolución 0,1 M de HF es mayor que el pH de una disolución 0,1 M de ácido clorhídrico (HCl). b. La constante de basicidad (K_b) de la base conjugada del HF vale $6,3 \cdot 10^{-4}$ a $25^\circ C$. c. Una disolución acuosa de NaF tendrá un pH neutro.

Verdadero. Para una misma concentración el pH de un ácido fuerte es menor (mas ácido) que el de un ácido débil. Falso. $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$. por tanto, K_b no coincide con K_a . Falso el ion fluoruro da hidrólisis. $F^- + H_2O \rightleftharpoons HF + OH^-$ La concentración de OH^- aumenta, la hidrólisis es básica.

a. Se ha medido el pH de una disolución acuosa de amoniaco a $25^\circ C$ y se ha obtenido el valor 11,5. Sabiendo que la constante de basicidad del amoniaco es $1,8 \cdot 10^{-5}$, calcula la concentración inicial del amoniaco en la disolución. b. Explica la geometría y polaridad de la molécula de amoniaco.

a.

	NH_3	+	H_2O	\rightarrow	NH_4^+	+	OH^-
Concent. inicial	C_0				0		0
Concent. Equil.	$C_0(1 - \alpha)$				$C_0\alpha$		$C_0\alpha$

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1 - \alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1 - \alpha} \underset{\substack{\approx \\ \text{despreciamos } \alpha \\ \text{en } 1 - \alpha \text{ si } \alpha \ll 10^{-5}}}{=} C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_b}{C_0}}$$

$$K_b = \frac{[OH^-]\alpha}{1 - \alpha} \quad [OH^-] = C_0\alpha \quad pOH = -\log[OH^-] \quad [OH^-] = 10^{-pOH}$$

$$pH = 11,5 \rightarrow pOH = 2,5 \rightarrow [OH^-] = 10^{-2,5} \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[OH^-]\alpha}{1 - \alpha} \rightarrow \alpha = 5,66 \cdot 10^{-3} \rightarrow C_0 = \frac{[OH^-]}{\alpha} = 0,56 \text{ M}$$

b. El amoniaco, desde el punto de vista de la T.R.P.E.C.V. es una molécula AB_3E , por tanto, tiene geometría de pirámide trigonal y es una molécula polar. Llegamos a la misma conclusión aplicando la teoría de hibridación. El nitrógeno, que es el átomo central de la molécula, tiene hibridación sp^3 .

22. U.I.B. 2014. (1) Una disolución acuosa 0,1 M de ácido nítrico (HNO_2) tiene un 6% de ácido disociado. a. ¿Cuál es el pH de la disolución? b. Calcula el valor de la constante K_a . c. ¿Qué volumen de ácido nítrico comercial del 45% en peso en HNO_2 y densidad 1,05 g/mL se necesitaría para preparar 100 mL de HNO_2 0,1 M? Indica el material de vidrio necesario para preparar la disolución.

$pH = 2,22$ $K_a = 10,82 \cdot 10^{-4}$ V = 1 mL. Matraz aforado y pipeta.

27. Indica razonadamente si las siguientes disoluciones son ácidas, básicas o neutras: a) 50 mL de ácido clorhídrico 0,01 M y 50 mL de hidróxido de sodio 0,02 M. Calcula el pH. b) 50mL de ácido acético 0,01 M y 50 mL de hidróxido de sodio 0,01 M. c) 50 mL de nitrato de sodio 0,01 M.

a)

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{moles de HCl: } 0'05 \text{ mL de dión.} \frac{0'01 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ L.}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ moles de HCl.} \\ \text{moles de NaOH: } 0'05 \text{ mL de dión.} \frac{0'02 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L.}} = 10^{-3} \text{ moles de NaOH.} \end{array} \right.$$

La reacción $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$ es una reacción mol a mol. Sobraran $5 \cdot 10^{-4}$ moles de NaOH ($10^{-3} - 5 \cdot 10^{-4}$). La $[NaOH] = 5 \cdot 10^{-4} / 0'1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

$$pOH = -\log [NaOH] = 2'3 \rightarrow pH = 11'7.$$

b)

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{moles de acético: } 0'05 \text{ mL de dión.} \frac{0'01 \text{ moles de acético}}{1 \text{ L.}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ moles de acético.} \\ \text{moles de NaOH: } 0'05 \text{ mL de dión.} \frac{0'01 \text{ moles de NaOH}}{1 \text{ L.}} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ moles de NaOH.} \end{array} \right.$$

La reacción $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$ es una reacción mol a mol. No sobra ácido ni hidróxido. Será una disolución de acetato de sodio, CH_3COONa . El ión acetato hidroliza ($CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$) y la disolución será básica.

c) La disolución de nitrato de sodio es neutra pues los iones nitrato (NO_3^-) y Na^+ no hidrolizan.

a. calcular la concentración de una disolución de hidróxido sódico sabiendo que, al neutralizar 50 ml, se consume ácido clorhídrico 35 ml 0,05 M 0'035 M. b. ¿Cuál es el PH de la disolución del hidróxido? 12'54. c. ¿Cuál es el PH en el punto de equivalencia? 7.

a) En una neutralización se cumple $V_a \cdot Na = V_b \cdot Nb$. En el ácido clorhídrico y en el hidróxido de sodio la valencia es 1 \rightarrow la normalidad coincide con la molaridad, por tanto, $V_a \cdot M_a = V_b \cdot M_b$. De donde $M_b = 0'035 \text{ M}$ b) El hidróxido de sodio es una base fuerte. La concentración de la base coincide con la concentración de OH^- . $pOH = -\log 0'035 = 1'46$. Por tanto, el pH será $pH = 14 - pOH = 12'54$. c) En el punto de equivalencia se forma cloruro de sodio que es una sal de ácido fuerte y base fuerte que no produce hidrólisis. pH punto equivalencia = 7.

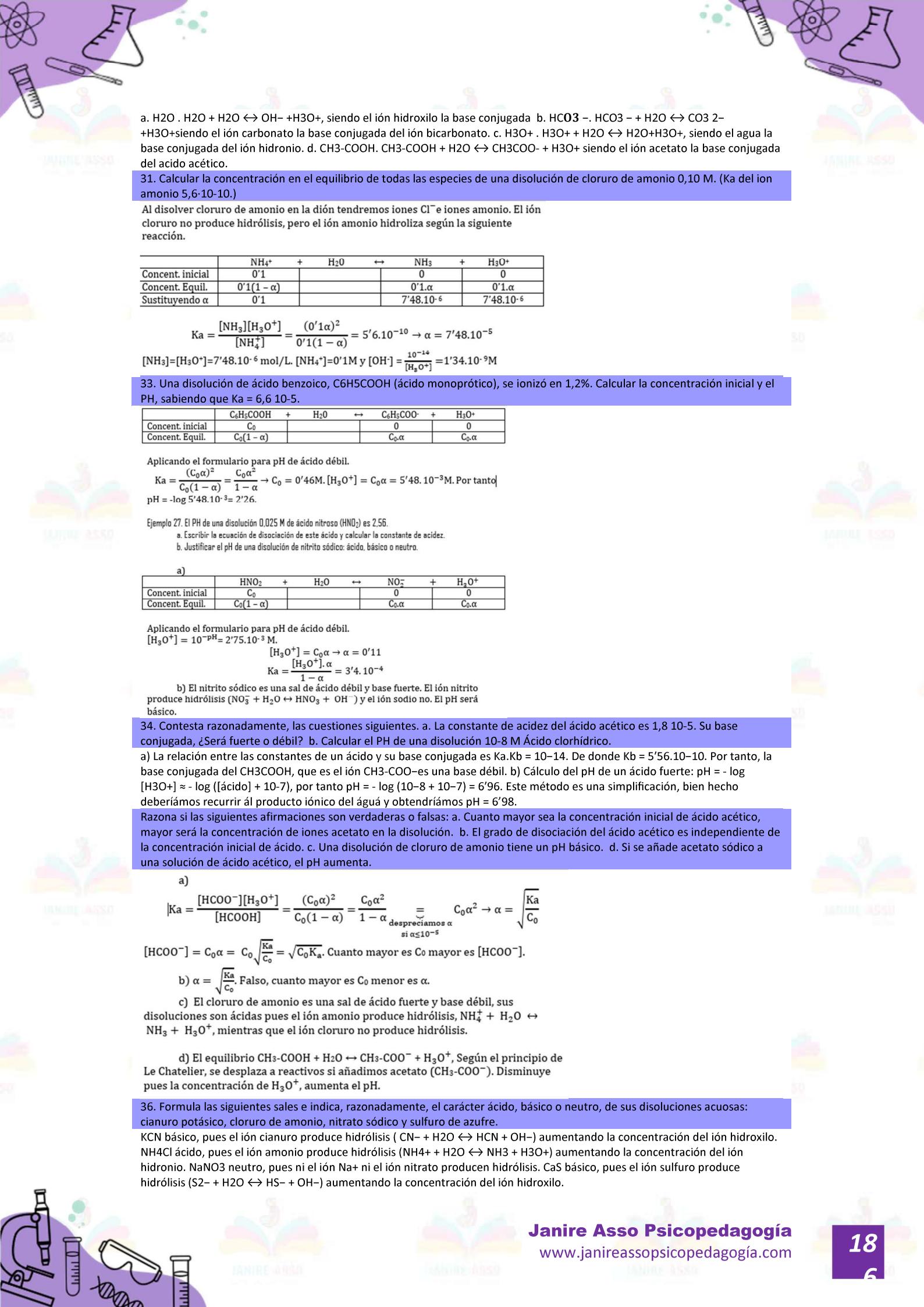
29. Al mezclar 10,0 ml de disolución de hidróxido sódico 0,001 M con 10,0 ml de ácido clorhídrico de concentración desconocida, se obtiene una disolución de pH 10,0. Calcule la concentración de disolución ácida.

Llamamos x a la molaridad del ácido. 10 mL $NaOH$ 0,001 M \rightarrow 10-5 moles de NaOH. 10 mL HCl x M \rightarrow 0'1x moles de HCl. Si la disolución resultante tiene pH básico es que en la reacción del HCl con el NaOH ha sobrado NaOH: sobran 10-5 - 0'1x moles de NaOH. $[NaOH] = 10^{-5} - 0'1x / 0'02 \text{ pH} = 10 \rightarrow pOH = 4 \rightarrow [OH^-] = 10^{-4} \text{ M}$. $10^{-5} - 0'1x / 0'02 = 10^{-4} \rightarrow x = 8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

30. Indicar los nombres y fórmulas de las bases conjugadas de los siguientes ácidos: H_2O , HCO_3^- , H_3O^+ y CH_3COOH

Janire Asso Psicopedagogía
www.janireassopsicopedagogia.com

18
5



a. $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+$, siendo el ión hidroxilo la base conjugada b. $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ siendo el ión carbonato la base conjugada del ión bicarbonato. c. $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$, siendo el agua la base conjugada del ión hidronio. d. $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ siendo el ión acetato la base conjugada del ácido acético.

31. Calcular la concentración en el equilibrio de todas las especies de una disolución de cloruro de amonio 0,10 M. (K_a del ion amonio 5,6·10⁻¹⁰.)

Al disolver cloruro de amonio en la dión tendremos iones Cl^- e iones amonio. El ión cloruro no produce hidrólisis, pero el ión amonio hidroliza según la siguiente reacción:

	NH_4^+	+	H_2O	\leftrightarrow	NH_3	+	H_3O^+
Concent. inicial	0'1				0		0
Concent. Equil.	0'1(1 - α)				0'1 α		0'1 α
Sustituyendo α	0'1				7'48 10 ⁻⁶		7'48 10 ⁻⁶

$$K_a = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{(0'1\alpha)^2}{0'1(1-\alpha)} = 5'6 \cdot 10^{-10} \rightarrow \alpha = 7'48 \cdot 10^{-5}$$

$$[NH_3] = [H_3O^+] = 7'48 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L.} \quad [NH_4^+] = 0'1 \text{ M} \quad [OH^-] = \frac{10^{-14}}{7'48 \cdot 10^{-5}} = 1'34 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

33. Una disolución de ácido benzoico, C_6H_5COOH (ácido monoprótico), se ionizó en 1,2%. Calcular la concentración inicial y el pH , sabiendo que $K_a = 6 \cdot 10^{-5}$.

PH, sabiendo que $K_a = 6,6 \cdot 10^{-5}$.	C_6H_5COOH	+	H_2O	\leftrightarrow	$C_6H_5COO^-$	+	H_3O^+
Concent. inicial	C_0				0		0
Concent. Equil.	$C_0(1 - \alpha)$				$C_0\alpha$		$C_0\alpha$

Aplicando el formulario para pH de ácido débil

Aplicando el formulario para pH de ácido débil.

$$K_a = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1-\alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1-\alpha} \rightarrow C_0 = 0'46M. [H_3O^+] = C_0\alpha = 5'48 \cdot 10^{-3}M. \text{ Por tanto}$$

pH = $-\log 5'48 \cdot 10^{-3} = 2'26$

Ejemplo 27. El pH de una disolución 0,025 M de ácido nítrico (HNO_3) es 2,56.

- a. Escribir la ecuación de dissociación de este ácido y calcular la constante de acidez.
 b. Justificar el pH de una disolución de nitrato sódico: ácido, básico o neutro.

a)	HNO_2	+	H_2O	\leftrightarrow	NO_2^-	+	H_3O^+
Concent. initial	C_0				0		0
Concent. Equil.	$C_0(1 - \alpha)$				$C_0\alpha$		$C_0\alpha$

Aplicando el formulario para pH de ácido débil.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 2'75 \cdot 10^{-3} \text{ M.}$$

$$\text{Ka} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot \alpha}{1 - \alpha} = 3'4 \cdot 10^{-4}$$

b) El nitrito sódico es una sal de ácido débil y base fuerte. El ión nitrito produce hidrólisis ($\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HNO}_3 + \text{OH}^-$) y el ión sodio no. El pH será báslico.

34. Contesta razonadamente, las cuestiones siguientes. a. La constante de acidez del ácido acético es $1,8 \cdot 10^{-5}$. Su base conjugada. ¿Será fuerte o débil? b. Calcular el PH de una disolución 10-8 M Ácido clorhídrico.

a) La relación entre las constantes de un ácido y su base conjugada es $K_a \cdot K_b = 10^{-14}$. De donde $K_b = 5'56 \cdot 10^{-10}$. Por tanto, la base conjugada del CH_3COOH , que es el ión CH_3COO^- es una base débil. b) Cálculo del pH de un ácido fuerte: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \approx -\log ([\text{ácido}] + 10^{-7})$, por tanto $\text{pH} = -\log (10^{-8} + 10^{-7}) = 6'96$. Este método es una simplificación, bien hecho deberíamos recurrir al producto iónico del agua y obtendríamos $\text{pH} = 6'98$.

Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a. Cuanto mayor sea la concentración inicial de ácido acético, mayor será la concentración de iones acetato en la disolución. b. El grado de disociación del ácido acético es independiente de la concentración inicial de ácido. c. Una disolución de cloruro de amonio tiene un pH básico. d. Si se añade acetato sódico a una solución de ácido acético, el pH aumenta.

$$a) \quad |Ka| = \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{(C_0\alpha)^2}{C_0(1-\alpha)} = \frac{C_0\alpha^2}{1-\alpha} \underset{\substack{\approx \\ \text{despreciamos } \alpha}}{=} C_0\alpha^2 \rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{Ka}{C_0}}$$

$$[\text{HCOO}^-] = C_0\alpha = C_0 \sqrt{\frac{K_a}{C_0}} = \sqrt{C_0 K_a}. \text{ Cuanto mayor es } C_0 \text{ mayor es } [\text{HCOO}^-].$$

b) $\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}}$. Falso, cuanto mayor es C_0 menor es α .

c) El cloruro de amonio es una sal de ácido fuerte y base débil, sus disoluciones son ácidas pues el ión amonio produce hidrólisis, $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$, mientras que el ión cloruro no produce hidrólisis.

d) El equilibrio $\text{CH}_3\text{-COOH} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{-COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$, Según el principio de Le Chatelier, se desplaza a reactivos si añadimos acetato ($\text{CH}_3\text{-COO}^-$). Disminuye pues la concentración de H_3O^+ , aumenta el pH.

36. Formula las siguientes sales e indica, razonadamente, el carácter ácido, básico o neutro, de sus disoluciones acuosas:

cianuro potásico, cloruro de amonio, nitrato sódico y sulfuro de azufre. KCN básico, pues el ión cianuro produce hidrólisis ($\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCN} + \text{OH}^-$) aumentando la concentración del ión hidroxilo. NH4Cl ácido, pues el ión amonio produce hidrólisis ($\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$) aumentando la concentración del ión hidronio. NaNO3 neutro, pues ni el ión Na^+ ni el ión nitrato producen hidrólisis. CaS básico, pues el ión sulfuro produce hidrólisis ($\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HS}^- + \text{OH}^-$) aumentando la concentración del ión hidroxilo.