

ÁCIDO-BASE

CONTENIDOS:

- 1.- Características de ácidos y bases.
- 2.- Evolución histórica del concepto de ácido y base.
 - 2.1. Teoría de Arrhenius. Limitaciones.
 - 2.2. Teoría de Brønsted-Lowry.
 - 2.3. Teoría de Lewis (e)
- 3.- Equilibrio de ionización del agua. Concepto de pH.
- 4.- Fuerza de ácidos y bases.
 - 4.1. Ácidos y bases conjugadas.
 - 4.2. Relación entre K_a y K_b .
 - 4.3. Cálculos de concentraciones en equilibrio, pH, constantes, grado de ionización.
- 5.- Reacciones de hidrólisis de sales (estudio cualitativo).
 - 5.1. Sales procedentes de ácido fuerte y base débil.
 - 5.2. Sales procedentes de ácido débil y base fuerte.
 - 5.3. Sales procedentes de ácido débil y base débil.
 - 5.4. Sales procedentes de ácido fuerte y base fuerte.
 - 5.5. Cálculo de concentraciones y pH. (e)
- 6.- Disoluciones amortiguadoras. (e)
- 7.- Indicadores de ácido-base. (e)
- 8.- Valoraciones de ácido-base (volumetrías).
 - 8.1. Neutralización (práctica de laboratorio).

CARACTERÍSTICAS DE ÁCIDOS Y BASES.

Ácidos:

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

Bases:

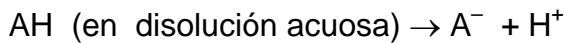
- Tiene sabor amargo.
- Suaves al tacto pero corrosivos con la piel.
- Dan color azul a ciertos colorantes vegetales.
- Precipitan sustancias disueltas por ácidos.
- Disuelven grasas.
- Pierden sus propiedades al reaccionar con ácidos.



DEFINICIÓN DE ARRHENIUS.

Publica en 1887 su teoría de “**disociación iónica**”, en la que afirma que hay sustancias (electrolitos), que en disolución, se disocian en cationes y aniones.

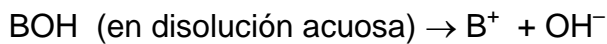
- **ÁCIDO:** “Sustancia que en disolución acuosa disocia cationes H^+ ”.



Ejemplos:

- HCl (en disolución acuosa) $\rightarrow Cl^- + H^+$
- H_2SO_4 (en disolución acuosa) $\rightarrow SO_4^{2-} + 2 H^+$

- **BASE:** “Sustancia que en disolución acuosa disocia aniones OH^- ”.

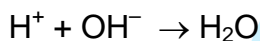


Ejemplo:

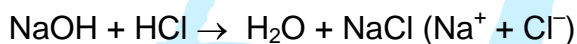
- NaOH (en disolución acuosa) $\rightarrow Na^+ + OH^-$

Neutralización

Se produce al reaccionar un ácido con una base por formación de agua:



El anión que se disoció del ácido y el catión que se disoció de la base quedan en disolución inalterados (sal disociada):



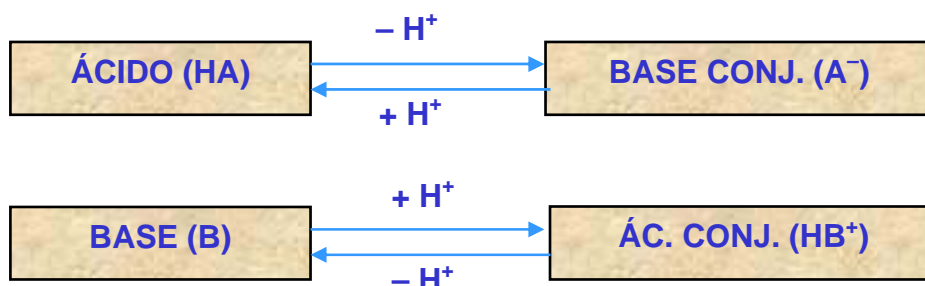
TEORÍA DE BRÖNSTED-LOWRY.

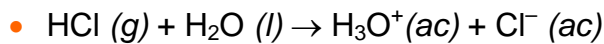
- **ÁCIDO:** “Sustancia que en disolución cede H^+ ”.
- **BASE:** “Sustancia que en disolución acepta H^+ ”.

Par Ácido/base conjugado

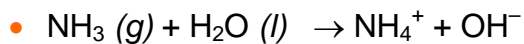
Siempre que una sustancia se comporta como ácido (cede H^+) hay otra que se comporta como base (captura dichos H^+).


Cuando un ácido pierde H^+ se convierte en su “base conjugada” y cuando una base captura H^+ se convierte en su “ácido conjugado”.



Ejemplo de disociación de un ácido:

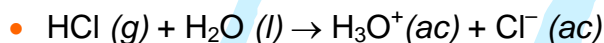
En este caso el H₂O actúa como base y el HCl como ácido, que al perder el H⁺ se transforma en Cl⁻ (base conjugada).

Ejemplo de disociación de una base:

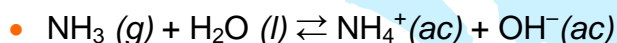
En este caso el H₂O actúa como ácido pues cede H⁺ a la base NH₃ que se transforma en NH₄⁺ (ácido conjugado). 

TEORÍA DE LEWIS (2)

- **ÁCIDO:** "Sustancia que contiene al menos un átomo capaz de aceptar un par de electrones y formar un enlace covalente coordinado".
- **BASE:** "Sustancia que contiene al menos un átomo capaz de aportar un par de electrones para formar un enlace covalente coordinado".

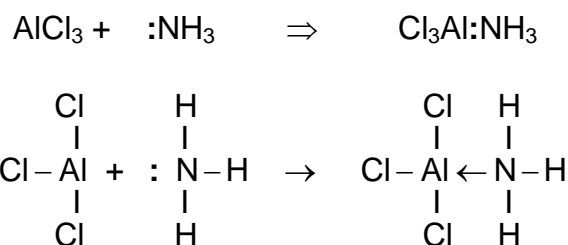
Ejemplos:

En este caso el HCl es un ácido porque contiene un átomo (de H) que al disociarse y quedar como H⁺ va a aceptar un par de electrones del H₂O formando un enlace covalente coordinado (H₃O⁺).

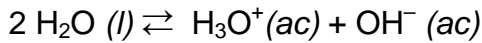


En este caso el NH₃ es una base porque contiene un átomo (de N) capaz de aportar un par de electrones en la formación del enlace covalente coordinado (NH₄⁺).

De esta manera, sustancias que no tienen átomos de hidrógeno, como el AlCl₃ pueden actuar como ácidos:

**EQUILIBRIO DE IONIZACIÓN DEL AGUA. CONCEPTO DE pH.**

La experiencia demuestra que el agua tiene una pequeña conductividad eléctrica lo que indica que está parcialmente disociado en iones:



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

Como $[\text{H}_2\text{O}]$ es constante por tratarse de un líquido, llamaremos:

$$K_w = K_c \times [\text{H}_2\text{O}]^2$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

conocido como “**producto iónico del agua**”

El valor de dicho producto iónico del agua es: $K_w (25^\circ\text{C}) = 10^{-14} \text{ M}^2$. En el caso del agua pura: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = (10^{-14} \text{ M}^2)^{1/2} = 10^{-7} \text{ M}$. Se denomina *pH*:

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

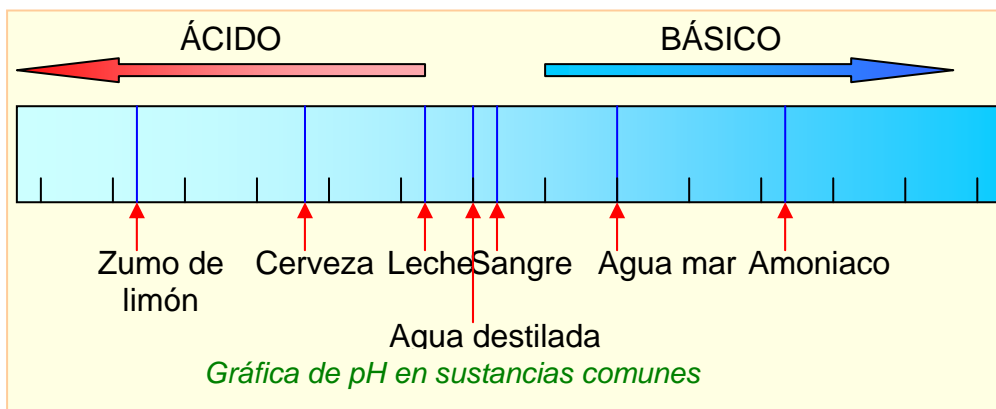
Y para el caso de agua pura, como $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ M}$, $pH = -\log 10^{-7} = 7$

Tipos de disoluciones

- **Ácidas:** $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow pH < 7$
- **Básicas:** $[\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow pH > 7$
- **Neutras:** $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow pH = 7$

En todos los casos: $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$

Luego si $[\text{H}_3\text{O}^+]$ aumenta (disociación de un ácido), entonces $[\text{OH}^-]$ debe disminuir y así el producto de ambas concentraciones continúa valiendo 10^{-14} M^2 .



Concepto de pOH.

A veces se usa este otro concepto, casi idéntico al de *pH*:



Peachimetro

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

$$\text{Como } K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14} M^2$$

Aplicando logaritmos y cambiando el signo tendríamos: $pH + pOH = 14$, para una temperatura de 25 °C.

Ejemplo:

El pH de una disolución acuosa es 12,6. ¿Cual será la $[H_3O^+]$ y el pOH a la temperatura de 25°C?

$$pH = -\log [H_3O^+] = 12,6, \text{ de donde se deduce que: } [H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-12,6} M = 2,5 \times 10^{-13} M$$

$$\text{Como } K_w = [H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14} M^2, \text{ entonces:}$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14} M^2}{5 \times 10^{-13} M} = 0,04$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 0,04 M = 1,4$$

$$\text{Comprobamos como } pH + pOH = 12,6 + 1,4 = 14$$

Ejercicio A (Selectividad. Madrid Previo 1997):

Una disolución de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1,2 g/ml y una riqueza del 20 % en peso. a) Calcule su concentración expresada en moles/litro y en gramos/litro. b) Calcule el pH de una disolución preparada diluyendo mil veces la anterior. ☒ ▲

ELECTROLITOS FUERTES Y DÉBILES.

Electrolitos fuertes:

Están totalmente disociados. (→)

Ejemplos:

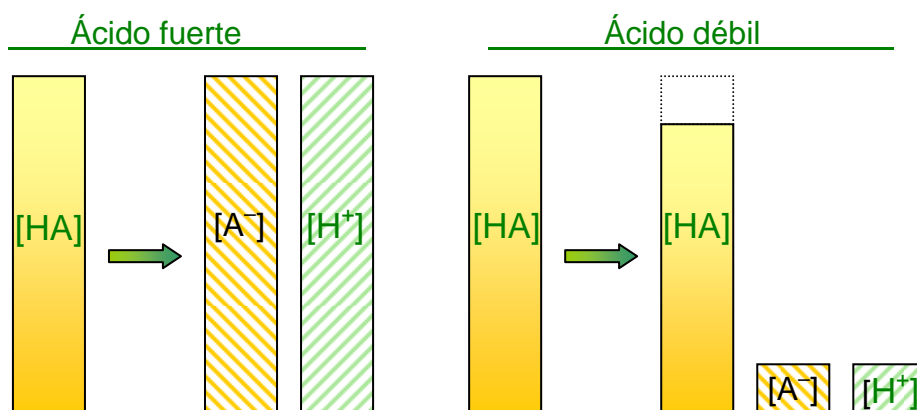
- $HCl(ac) \rightarrow Cl^- + H^+$
- $NaOH(ac) \rightarrow Na^+ + OH^-$

Electrolitos débiles:

Están disociados parcialmente (↔)

Ejemplos:

- $CH_3-COOH(ac) \rightleftharpoons CH_3-COO^- + H^+$
- $NH_3(ac) + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

**Ejemplo:**

Justifica porqué el ión HCO_3^- actúa como ácido frente al NaOH y como base frente al HCl .

El NaOH proporciona OH^- a la disolución: $\text{NaOH (ac)} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$, por lo que $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$, es decir, el ión HCO_3^- actúa como ácido.

Asimismo, el HCl proporciona H^+ a la disolución: $\text{HCl (ac)} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. por lo que $\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ ($\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$), es decir, el ión HCO_3^- actúa como base.

Fuerza de ácidos.

En disoluciones acuosas diluidas ($[\text{H}_2\text{O}] \cong \text{constante}$) la fuerza de un ácido HA depende de la constante de equilibrio:



$$K_c = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}] \times [\text{H}_2\text{O}]} \Rightarrow K_c \times [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = K_a$$

A K_a se le llama constante de disociación o constante de acidez. Según su valor hablaremos de ácidos fuertes o débiles:

Si $K_a > 100 \Rightarrow$ El ácido es fuerte y estará disociado casi en su totalidad.

Si $K_a < 1 \Rightarrow$ El ácido es débil y estará sólo parcialmente disociado.

Ejemplo:

El ácido acético ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) es un ácido débil ya que su $K_a = 1,8 \times 10^{-5} \text{ M}$.

Ácidos polipróticos

Son aquellos que pueden ceder más de un H^+ . Por ejemplo el H_2CO_3 es diprótico.

Existen pues, tantos equilibrios como H^+ disocie:

Ejemplo:

- $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$

$$K_{a1} = \frac{[\text{HCO}_3^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \quad ; \quad K_{a2} = \frac{[\text{CO}_3^{2-}] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCO}_3^-]}$$

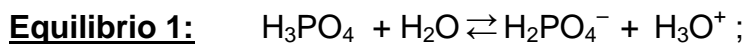
$$K_{a1} = 4,5 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$K_{a2} = 5,7 \times 10^{-11} \text{ M}$$

La constantes sucesivas siempre van disminuyendo.

Ejemplo:

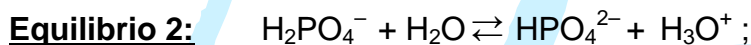
Sabiendo que las constantes de acidez del ácido fosfórico son: $K_{a1} = 7,5 \times 10^{-3}$, $K_{a2} = 6,2 \times 10^{-8}$ y $K_{a3} = 2,2 \times 10^{-13}$, calcular las concentraciones de los iones H_3O^+ , H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} y PO_4^{3-} en una disolución de H_3PO_4 0,08 M.



$$c_0 \text{ (mol x l}^{-1}\text{):} \quad 0,08 \quad 0 \quad 0$$

$$c_{\text{eq}} \text{ (mol x l}^{-1}\text{):} \quad 0,08 - x \quad x \quad x$$

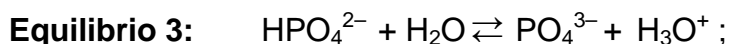
$$K_{a1} = \frac{[\text{H}_2\text{PO}_4^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_3\text{PO}_4]} = \frac{x^2}{0,08 - x} = 7,5 \times 10^{-3} \text{ M} \Rightarrow x = 0,021$$



$$c_0 \text{ (mol x l}^{-1}\text{):} \quad 0,021 \quad 0 \quad 0,021$$

$$c_{\text{eq}} \text{ (mol x l}^{-1}\text{):} \quad 0,021 - y \quad y \quad 0,021 + y$$

$$K_{a2} = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = \frac{y \times (0,021 + y)}{0,021 - y} \approx \frac{0,021y}{0,021} = 6,2 \times 10^{-8} \text{ M} \Rightarrow y \approx 6,2 \times 10^{-8}$$



$$c_0 \text{ (mol x l}^{-1}\text{):} \quad 6,2 \times 10^{-8} \quad 0 \quad 0,021$$

$$c_{\text{eq}} \text{ (mol x l}^{-1}\text{):} \quad 6,2 \times 10^{-8} - z \quad z \quad 0,021 + z$$

$$K_{a3} = \frac{[\text{PO}_4^{3-}] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HPO}_4^{2-}]} = \frac{z \times (0,021 + z)}{6,2 \times 10^{-8} - z} \approx \frac{0,021z}{6,2 \times 10^{-8}} = 2,2 \times 10^{-13} \text{ M} \Rightarrow z \approx 6,5 \times 10^{-19}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{H}_2\text{PO}_4^-] = 0,021 \text{ M} ; [\text{HPO}_4^{2-}] = 6,2 \times 10^{-8} \text{ M} ; [\text{PO}_4^{3-}] = 6,5 \times 10^{-19} \text{ M}$$

Fuerza de bases.

En disoluciones acuosas diluidas ($[\text{H}_2\text{O}] \cong \text{constante}$) la fuerza de una base BOH depende de la constante de equilibrio: $\text{B} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{BH}^+ + \text{OH}^-$.

$$K_c = \frac{[BH^+] \times [OH^-]}{[B] \times [H_2O]} \Rightarrow K_c \times [H_2O] = \frac{[BH^+] \times [OH^-]}{[B]} = K_b$$

A K_b se le llama constante de basicidad.

pK

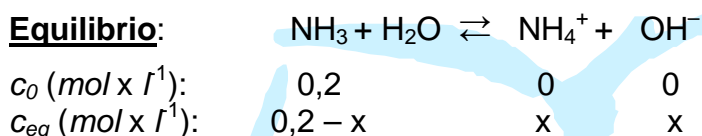
Al igual que el pH se denomina pK a: $pK_a = -\log K_a$; $pK_b = -\log K_b$

Cuanto mayor es el valor de K_a o K_b mayor es la fuerza del ácido o de la base.

Igualmente, cuanto mayor es el valor de pK_a o pK_b menor es la fuerza del ácido o de la base.

Ejemplo:

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



$$K_b = \frac{[NH_4^+] \times [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{0,2 - x} = 1,8 \times 10^{-5} M$$

De donde se deduce que $x = [OH^-] = 1,9 \times 10^{-3} M$

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

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

Relación entre K_a y K_b conjugada.

Equilibrio de disociación de un ácido: $HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$

Reacción de la base conjugada con el agua: $A^- + H_2O \rightleftharpoons AH + OH^-$

$$K_a = \frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[HA]} \quad ; \quad K_b = \frac{[HA] \times [OH^-]}{[A^-]}$$

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

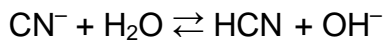
En la práctica, esta relación ($K_a \times K_b = K_w$) significa que si un ácido es fuerte su base conjugada es débil y si un ácido es débil su base conjugada es fuerte.

A la constante del ácido o base conjugada en la reacción con el agua se le suele llamar **constante de hidrólisis** (K_h).

Ejemplo:

Calcular la K_b del KCN si sabemos que la K_a del HCN vale $4,9 \times 10^{-10} M$.

El HCN es un ácido débil (constante muy pequeña). Por tanto, su base conjugada, el CN^- , será una base relativamente fuerte. Su reacción con el agua será:



$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14} M^2}{4,9 \times 10^{-10} M} = 2,0 \times 10^{-5} M$$

Relación entre la constante y el grado de disociación (ionización) “ α ”

En la disociación de un ácido o una base:

$$K_a = \frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{c\alpha \times c\alpha}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

Igualmente:

$$K_b = \frac{c\alpha^2}{1-\alpha}$$

En el caso de ácidos o bases muy débiles (K_a/c o $K_b/c < 10^{-4}$), α se desprecia frente a 1 con lo que: $K_a = c \alpha^2$ (o $K_b = c \alpha^2$)

De donde:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{c}}$$

Igualmente

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{c}}$$

Ejemplo (Selectividad. Madrid Previo 1998).

Una disolución de HBO_2 en concentración $10^{-2} M$ tiene un valor de pH de 5,6. **a)** Razone si el ácido y su base conjugada serán fuertes o débiles. **b)** Calcule la constante de disociación del ácido (K_a). **c)** Calcule, si es posible, la constante de basicidad del ion borato (K_b). **d)** Si 100 ml de esta disolución de HBO_2 se mezclan con 100 ml de una disolución $10^{-2} M$ de hidróxido sódico, ¿qué concentración de la base conjugada se obtendrá?

a) $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5,6} = 2,51 \times 10^{-6} M$

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{c} = \frac{2,51 \times 10^{-6} M}{10^{-2} M} = 2,51 \times 10^{-4}$$

lo que significa que está disociado en un 0,025 % luego se trata de un ácido débil. Su base conjugada, BO_2^- , será pues, relativamente fuerte.


b) $K_a = c\alpha^2 = 10^{-2} M \cdot (2,51 \times 10^{-4})^2 = 6,3 \times 10^{-10}$

c)

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{6,3 \times 10^{-10}} = 1,58 \times 10^{-5}$$

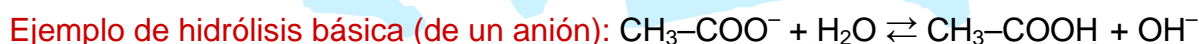
d) Se neutralizan exactamente: $[BO_2^-] = 0,1 M$

Ejercicio B (Selectividad. Madrid Junio 1998).

En un laboratorio se tienen dos matraces, uno conteniendo 15 ml de HCl cuya concentración es 0,05 M y el otro 15 ml de ácido etanoico (acético) de concentración 0,05 M
a) Calcule el pH de cada una de ellas. **b)** ¿Qué cantidad de agua se deberá añadir a la más ácida para que el pH de las dos disoluciones sea el mismo? Dato: K_a (ácido etanoico) = $1,8 \cdot 10^{-5}$ 

HIDRÓLISIS DE SALES

Es la reacción de los iones de una sal con el agua. Así, las sales pueden producir que una disolución de las mismas sea ácida, básica o neutra. Sólo es apreciable cuando estos iones proceden de un **ácido o una base débil**:



Tipos de hidrólisis.

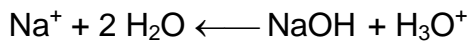
Según procedan el catión y el anión de un ácido o una base fuerte o débil, las sales se clasifican en:

- Sales procedentes de ácido fuerte y base fuerte.
- Sales procedentes de ácido débil y base fuerte (Hidrólisis Básica)
- Sales procedentes de ácido fuerte y base débil. (Hidrólisis Ácida).
- Sales procedentes de ácido débil y base débil.

Sales procedentes de ácido fuerte y base fuerte.

Ejemplo: NaCl

NO SE PRODUCE HIDRÓLISIS ya que tanto el Na^+ que es un ácido muy débil como el Cl^- que es una base muy débil apenas reaccionan con agua. Es decir los equilibrios:

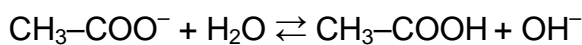


están muy desplazado hacia la izquierda, y por tanto, su reacción con el agua es insignificante.

HIDRÓLISIS BÁSICA: Sales procedentes de ácido débil y base fuerte.

Ejemplo: $\text{Na}^+\text{CH}_3\text{-COO}^-$

Se produce **HIDRÓLISIS BÁSICA** ya que el Na^+ es un ácido muy débil y apenas reacciona con agua, pero el $\text{CH}_3\text{-COO}^-$ es una base relativamente fuerte y si reacciona con ésta de forma significativa:



lo que provoca que el $\text{pH} > 7$ (disolución básica).

HIDRÓLISIS ÁCIDA: Sales procedentes de ácido fuerte y base débil.

Ejemplo: NH_4Cl

Se produce **HIDRÓLISIS ÁCIDA** ya que el NH_4^+ es un ácido relativamente fuerte y reacciona con agua mientras que el Cl^- es una base débil y no lo hace de forma significativa:



lo que provoca que el $\text{pH} < 7$ (disolución ácida).

Sales procedentes de ácido débil y base débil.

Ejemplo: NH_4CN

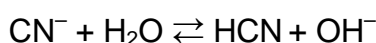
En este caso tanto el catión NH_4^+ como el anión CN^- se hidrolizan y la disolución será ácida o básica según qué ión se hidrolice en mayor grado.

Como $K_b(\text{CN}^-) = 2 \times 10^{-5} \text{ M}$ y $K_a(\text{NH}_4^+) = 5,6 \times 10^{-10} \text{ M}$, en este caso, la disolución es básica ya que $K_b(\text{CN}^-)$ es mayor que $K_a(\text{NH}_4^+)$

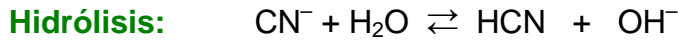
Ejemplo:

Sabiendo que $K_a(\text{HCN}) = 4,0 \cdot 10^{-10} \text{ M}$, calcular el pH y el grado de hidrólisis de una disolución acuosa de NaCN 0,01 M. ②

Se producirá hidrólisis básica por ser el CN^- un anión procedente de un ácido débil. La reacción de hidrólisis será:



$$K_H(\text{CN}^-) = \frac{[\text{HCN}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{K_w}{4,0 \times 10^{-10} \text{ M}} = \frac{1 \times 10^{-14} \text{ M}^2}{4,0 \times 10^{-10} \text{ M}} = 2,5 \times 10^{-5} \text{ M}$$



Conc inin. (M)	0,01	0	0
Conc equil. (M)	$0,01(1-\alpha)$	$0,01\alpha$	$0,01\alpha$

$$2,5 \times 10^{-5} \text{ M} = \frac{[\text{HCN}] \times [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{(0,01\alpha)^2 \text{ M}^2}{0,01(1-\alpha) \text{ M}}$$

Despreciando a frente a 1, se obtiene que $\alpha = 0,05$

Caso de no despreciar, puesto que se encuentra bastante al límite, resolveríamos la ecuación de segundo grado que nos daría un $\alpha = 0,0488$.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14} \text{ M}^2}{0,01 \text{ M} \times 0,05} = 2,0 \times 10^{-11} \text{ M}$$

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

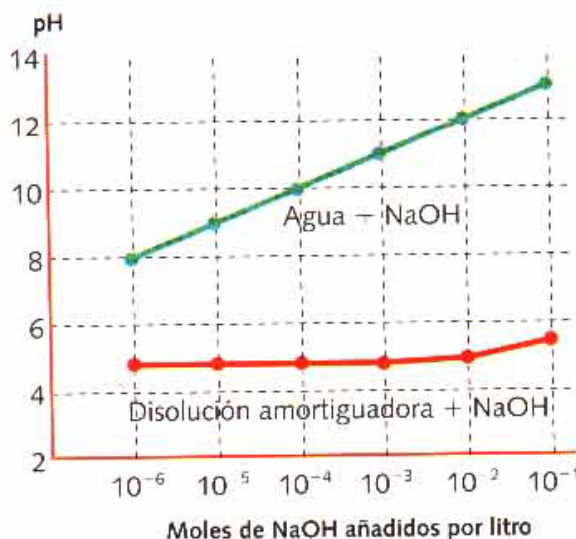
Ejercicio C (Selectividad. Madrid Junio 1998).

Razone utilizando los equilibrios correspondientes, si los pH de las disoluciones que se relacionan seguidamente son ácidos, básicos o neutros. **a)** Acetato potásico 0,01 M; **b)** Nitrato sódico 0,01 M; **c)** Sulfato amónico 0,01 M; **d)** Hidróxido de bario 0,01 M. ▲

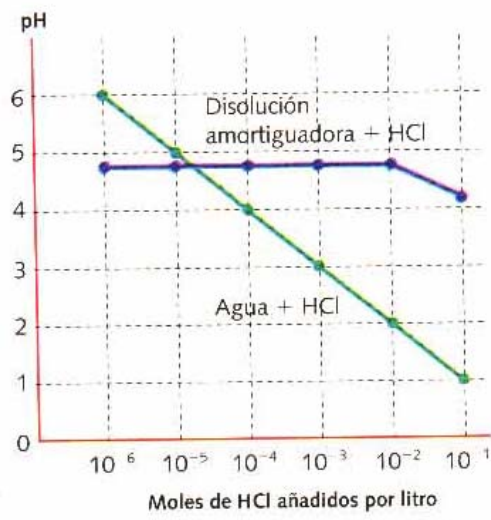


DISOLUCIONES AMORTIGUADORAS (TAMPÓN) ☺

Son capaces de mantener el pH después de añadir pequeñas cantidades tanto de ácido como de base. Están formadas por:



© Ed. Santillana. Química 2º Bachillerato



Disoluciones de ácido débil + sal de dicho ácido débil con catión neutro:

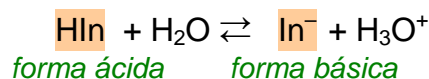
Ejemplo: ácido acético + acetato de sodio.

Disoluciones de base débil + sal de dicha base débil con anión neutro:

Ejemplo: amoníaco y cloruro de amonio.

INDICADORES DE pH (ÁCIDO- BASE).

Son sustancias orgánicas que cambian de color al pasar de la forma ácida a la básica:



Uno de los indicadores más utilizados es la fenolftaleína cuya forma ácida es incolora y la forma básica rosa fucsia, y cuyo intervalo de viraje se encuentra entre 8 y 10 de pH. Igualmente, para medir el pH de una disolución de manera aproximada en el laboratorio se utiliza habitualmente el papel de tornasol que da una tonalidad diferente según el pH, por contener una mezcla de distintos indicadores.

Algunos indicadores de los más utilizados son:

Indicador	Color forma ácida	Color forma básica	Zona de viraje (pH)
Violeta de metilo	Amarillo	Violeta	0-2
Rojo Congo	Azul	Rojo	3-5
Rojo de metilo	Rojo	Amarillo	4-6
Tornasol	Rojo	Azul	6-8
Fenolftaleína	Incoloro	Rosa	8-10

Para facilidad en el cálculo y dado que el pH es una escala logarítmica en base 10, el cambio de color se considera apreciable cuando:

$$[\text{HIn}] > 10 [\text{In}^-] \quad \text{o} \quad [\text{HIn}] < 1/10 [\text{In}^-]$$

$$K_a = \frac{[\text{In}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HIn}]} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \times \frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]}$$

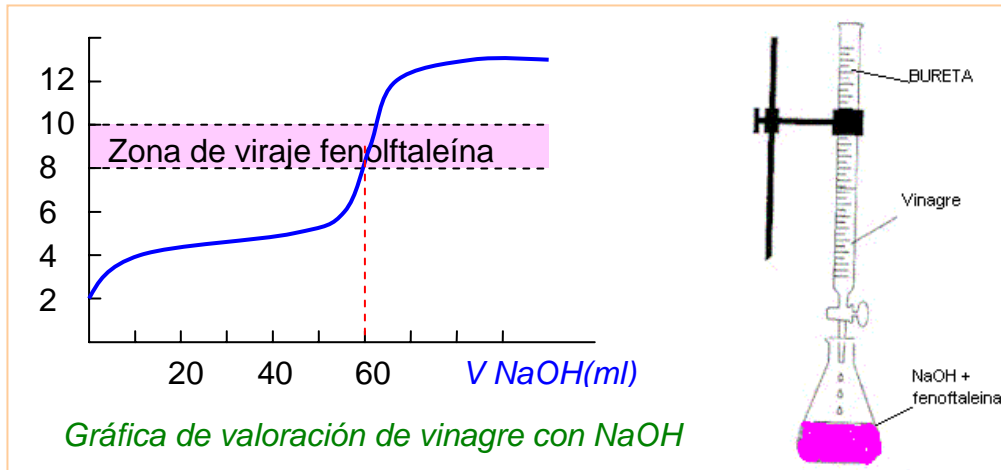
Aplicando logaritmos decimales y cambiando de signo:

$$\text{pH}(\text{viraje}) = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{In}^-]}{[\text{HIn}]} = \text{p}K_a \pm 1$$

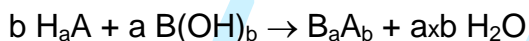
VALORACIONES ÁCIDO-BASE

Valorar es medir la concentración de un determinado ácido o base a partir del análisis volumétrico de la base o ácido utilizado en la reacción de neutralización.

La neutralización de un ácido/base con una base/ácido de concentración conocida se consigue cuando $n(\text{OH}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+)$.



La reacción de neutralización puede escribirse:



En realidad, la sal B_aA_b se encuentra disociada ($a \text{B}^{b+} + b \text{A}^{a-}$), por lo que la única reacción es: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$, en donde: "a" = nº de H^+ del ácido y "b" = nº de OH^- de la base.

Para que $n(\text{H}_3\text{O}^+)$ se igual que $n(\text{OH}^-)$ debe cumplirse que:

$$n(\text{ácido}) \times a = n(\text{base}) \times b$$

$$V_{\text{ácido}} \times [\text{ácido}] \times a = V_{\text{base}} \times [\text{base}] \times b$$

Todavía se usa mucho la concentración expresada como Normalidad:

$$\text{Normalidad} = \text{Molaridad} \times n(\text{H u OH})$$

$$V_{\text{ácido}} \times N_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \times N_{\text{base}}$$

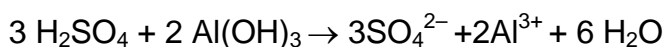
En el caso de sales procedentes de ácido o base débiles debe utilizarse un indicador que vire al pH de la sal resultante de la neutralización.

Ver vídeo ([mpeg](#)) (12,5 MB) ([wmv](#)) (376 Kb)

Simulaciones de neutralización puede encontrarse en: <http://quim.iqi.etsii.upm.es/titrator/titrator.html> y en <http://www.edu.aytolacoruna.es/aula/quimica/neutralizacion/neutraliz.htm>.

Ejemplo de valoraciones ácido-base.

100 ml de una disolución de H_2SO_4 se neutralizan con 25 ml de una disolución 2 M de $Al(OH)_3$ ¿Cuál será la $[H_2SO_4]$?



$$n(H_2SO_4) \times 2 = n[Al(OH)_3] \times 3$$

25 ml x 2 M x 3 = 100 ml x $M_{ácido}$ x 2, de donde:

$$[H_2SO_4] = \frac{25 \text{ ml} \times 2 \text{ M}}{100 \text{ ml} \times 2} = \mathbf{0,75 \text{ M}}$$

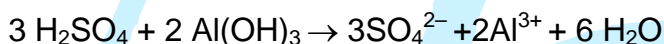
$$V_{ácido} \times N_{ácido} = V_{base} \times N_{base} \quad (N_{base} = 3 \times M_{base})$$

$$100 \text{ ml} \times N_{ácido} = 25 \text{ ml} \times 6 \text{ N} \Rightarrow N_{ácido} = 1,5 \text{ N}$$

$$M_{ácido} = \frac{N_{ácido}}{2} = \mathbf{0,75 \text{ M}}$$

Podríamos haber calculado $n(H_2SO_4)$ a partir del cálculo estequiométrico, pues conocemos:

$$n(Al(OH)_3) = V \times M = 25 \text{ ml} \times 2 \text{ M} = 50 \text{ mmoles:}$$




$$\frac{3 \text{ mol } H_2SO_4}{n(H_2SO_4)} = \frac{2 \text{ mol } Al(OH)_3}{50 \text{ mmoles}} \Rightarrow n(H_2SO_4) = 75 \text{ mmol}$$

$$[H_2SO_4] = \frac{n(H_2SO_4)}{V(H_2SO_4)} = \frac{75 \text{ mmol}}{100 \text{ ml}} = \mathbf{0,75 \text{ M}}$$

Ejercicio D (Selectividad. Madrid Septiembre 1997).

Si 10,1 ml de vinagre han necesitado 50,5 ml de una base 0,2 N para su neutralización.

a) ¿Cuál será la normalidad del ácido en el vinagre **b)** Suponiendo que su acidez se debe al ácido acético (ácido etanoico). ¿Cuál es el porcentaje en peso del ácido acético si la densidad del vinagre es de 1,06 g/ml? 

Algunos enlaces interesantes:

- <http://www.cmark-gip.es/jano/quimica/acidosbases/acidosbases1.htm>
- <http://quim.iqi.etsii.upm.es/titrator/titrator.html>

- <http://www.edu.aytolacoruna.es/aula/quimica/neutralizacion/neutraliz.htm>
- http://www.pallotti.edu.uy/repartidos/quimica/equilibrio_acido_base.htm (ejercicios).

