

- 1.- *Características de ácidos y bases.*
 - 1.1. *Teoría de Arrhenius. Limitaciones.*
 - 1.2. *Teoría de Brønsted-Lowry.*
- 2.- *Equilibrio de ionización del agua. Concepto de pH.*
- 3.- *Fuerza de ácidos y bases.*
 - 3.1. *Electrolitos Fuertes y débiles.*
 - 3.2. *Relación entre K_a y K_b .*
- 4.- *Hidrólisis de sales (estudio cualitativo).*
 - 4.1. *Sales procedentes de ácido fuerte y base débil.*
 - 4.2. *Sales procedentes de ácido débil y base fuerte.*
 - 4.3. *Sales procedentes de ácido débil y base débil.*
 - 4.4. *Sales procedentes de ácido fuerte y base fuerte.*
- 5.- *Valoraciones de ácido-base (volumetrías).*
 - 5.1. *Indicadores de valoración.*
 - 5.2. *Gráfica de valoración.*

1.-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.

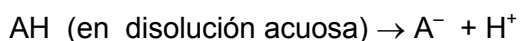
Bases:

- 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.

1.1.-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.

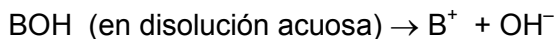
- **ÁCIDO:** “Sustancia que en disolución acuosa disocia cationes H^{+} ”.



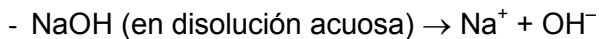
Ejemplos:

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

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

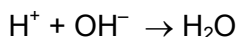


Ejemplo:

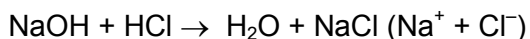


Neutralización

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 dsoció de la base quedan en disolución inalterados (sal disociada):



Limitaciones a la teoría de Arrhenius.-

- Las definiciones están limitadas a disoluciones acuosas.
- Considera a los grupos OH^- como los responsables de la basicidad de un compuesto. Sin embargo , sustancias como el NH_3 , Na_2CO_3 , se comportan como tales.
- El ión H^+ , debido a su pequeñísimo tamaño , no puede existir solo en disolución acuosa , ya que se uniría a la parte negativa del dipolo que constituye la molécula de agua.(Se formará por tanto la especie H_3O^+)

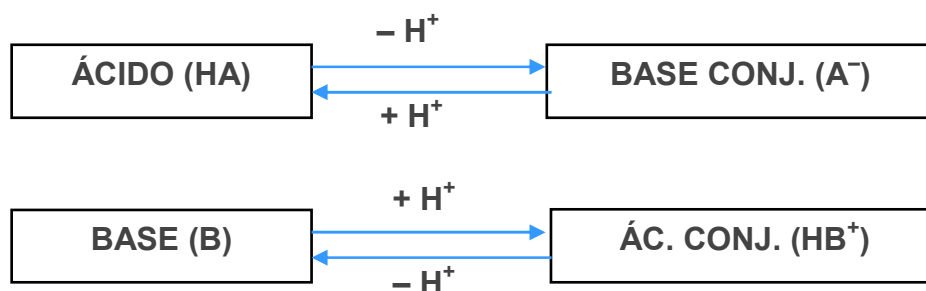
1.2.-TEORÍA DE BRÖNSTED-LOWRY.

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

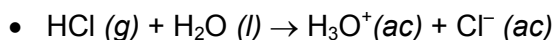
Par Ácido/base conjugado

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”.

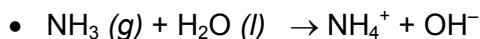


Ejemplo de disociación de un ácido:



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).

Ventajas de la teoría de B-L.-

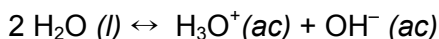
-Las definiciones de B-L no se limitan a disoluciones acuosas ;son válidas para cualquier otro disolvente o para procesos que no transcurren en disolución.

-La nueva teoría permite añadir un gran número de sustancias incapaces de ser clasificadas por Arrhenius.(NH₃ , CO₃⁻² , CN⁻...)

-Permite explicar los casos de sustancias anfóteras.(Actúan a veces como ácidos o como bases).El agua actúa como base frente al HCl , pero como ácido frente al amoníaco.

2.-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:



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

Como [H₂O] es constante por tratarse de un líquido, llamaremos:

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

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

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

El valor de dicho producto iónico del agua es: K_w (25°C) = 10⁻¹⁴ M².

En el caso del agua pura: [H₃O⁺] = [OH⁻] = (10⁻¹⁴ M²)^{1/2} = 10⁻⁷ .

Se denomina pH:

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

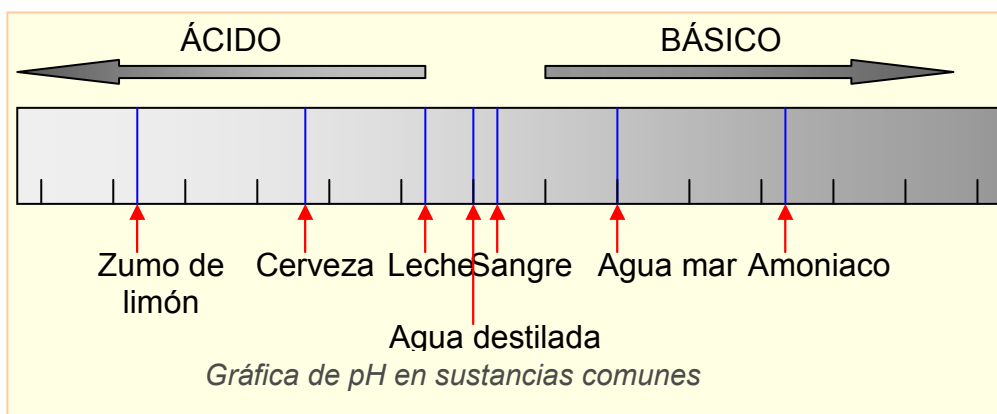
Y para el caso de agua pura, como $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ M}$, $pH = -\log 10^{-7} = 7$

Tipos de disoluciones

- **Ácidas:** $[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow pH < 7$
- **Básicas:** $[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow pH > 7$
- **Neutras:** $[H_3O^+] = 10^{-7} \text{ M} \Rightarrow pH = 7$

En todos los casos: $K_w = [H_3O^+][OH^-]$

Luego si $[H_3O^+]$ aumenta (disociación de un ácido), entonces $[OH^-]$ debe disminuir y así el producto de ambas concentraciones continúa valiendo 10^{-14} .



Concepto de pOH.

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

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

Como $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$

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?

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

Como $K_w = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$, entonces:

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

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

Comprobamos como $pH + pOH = 12,6 + 1,4 = 14$

3.-FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES.-

3.1.-Electrolitos fuertes:

Están totalmente disociados. ($\rightarrow$)

Ejemplos:

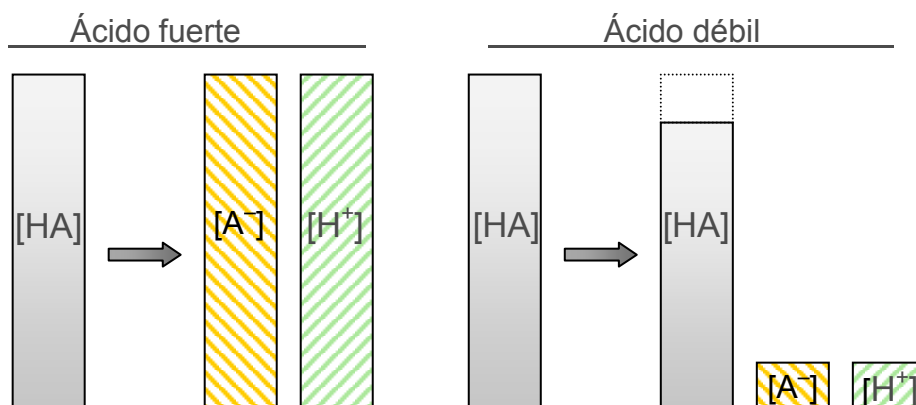
- $\text{HCl (ac)} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{H}^+$
- $\text{NaOH (ac)} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

Electrolitos débiles:

Están disociados parcialmente ($\leftrightarrow$)

Ejemplos:

- $\text{CH}_3\text{--COOH (ac)} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{--COO}^- + \text{H}^+$
- $\text{NH}_3 \text{ (ac)} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$



Ejemplo:

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

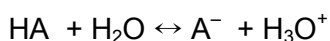
El NaOH proporciona OH^- a la disolución:

$\text{NaOH (ac)} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$, 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:



$$K_c = \frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[HA] \times [H_2O]} \Rightarrow K_c \times [H_2O] = \frac{[A^-] \times [H_3O^+]}{[HA]} = K_a$$

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.

El ácido acético (CH_3COOH) es un ácido débil ya que su $K_a = 1,8 \times 10^{-5} M$.

- Se consideran ácidos fuertes a los ácidos hidrácidos (HCl , HBr , HI), cuya fuerza aumenta al bajar en el grupo de los halógenos ya que disminuye la energía del enlace y más fácil es liberarlo. (HF , se considera débil)
- En los oxoácidos la fuerza varía cuando aumenta la electronegatividad del elemento central. Cuanto más electronegativo sea el átomo central, con más fuerza atraerá al par electrónico que comparte con el O. El O poseerá menos densidad de carga negativa y por tanto atraerá más débilmente al protón. Si el átomo central es más electronegativo más fuerte es el ácido.

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:

- $H_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + H_3O^+$
- $HCO_3^- + H_2O \leftrightarrow CO_3^{2-} + H_3O^+$

$$K_{a1} = \frac{[HCO_3^-] \times [H_3O^+]}{[H_2CO_3]} \quad ; \quad K_{a2} = \frac{[CO_3^{2-}] \times [H_3O^+]}{[HCO_3^-]}$$

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

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

Las constantes sucesivas siempre van disminuyendo.

Fuerza de bases.

En disoluciones acuosas diluidas ($[H_2O] \cong$ constante) la fuerza de una base BOH depende de la constante de equilibrio: $B + H_2O \leftrightarrow BH^+ + OH^-$.

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

A K_b se le llama constante de basicidad.

Concepto de pK.-

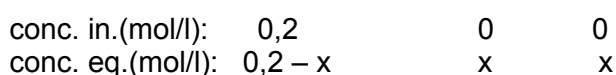
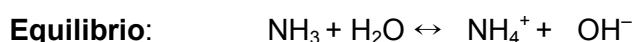
Al igual que el pH se denomina pK a: $pK_a = -\log K_a$; $pK_b = -\log K_b$

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) = $1,8 \cdot 10^{-5} M$



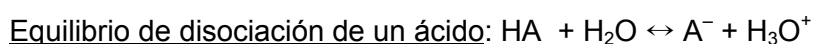
$$K_b = \frac{[NH_4^+] \times [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{0,2 - x} = 1,8 \times 10^{-5} M$$

De donde se deduce que $x = [OH^-] = 3,0 \cdot 10^{-3} M$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 3,0 \cdot 10^{-3} = 2,52$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 2,52 = 11,48$$

3.2.-Relación entre K_a y K_b conjugada.



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

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

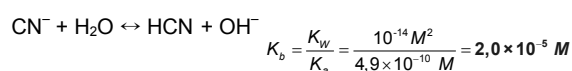
En la práctica, esta relación ($K_a \cdot K_b = K_w$) significa que si un ácido es fuerte su base conjugada es débil y si un ácido es débil su base conjugada es fuerte.

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:



4.-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**:

Ejemplo de hidrólisis ácida (de un catión): $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

Ejemplo de hidrólisis básica (de un anión): $\text{CH}_3\text{--COO}^- + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{CH}_3\text{--COOH} + \text{OH}^-$

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.

4.1.-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.

4.2.-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:

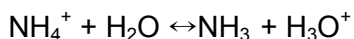


lo que provoca que el $\text{pH} > 7$ (disolución básica).

4.3.-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).

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

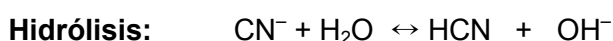
Ejemplo:

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.

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 $\alpha = 0,0488$.

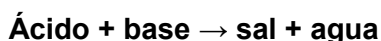
$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14} M^2}{0,01 M \times 0,05} = 2,0 \times 10^{-11} M$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 2,0 \cdot 10^{-11} = 10,7$$

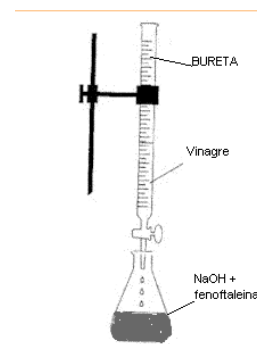
5.-VALORACIONES ÁCIDO-BASE

Es una técnica que se utiliza en análisis y que permite determinar la concentración de una disolución a partir de su reacción ácido-base con otra disolución de concentración conocida.

Como ecuación general de neutralización se sabe que:



Se procede a colocar un matraz erlenmeyer un volumen conocido, de una disolución cuya concentración se quiere determinar. Se va añadiendo de forma gradual desde la bureta una disolución de concentración conocida (disolución patrón). Se va añadiendo hasta que la reacción se completa.



La reacción se completa cuando toda la especie ácida (H_3O^+) reacciona con todo el OH^- , produciéndose la neutralización. A este punto se le denomina punto de equivalencia de la valoración.

Este punto de equivalencia es detectable ya que la concentración de H_3O^+ experimenta un cambio brusco cuando la reacción se ha completado.

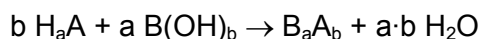
* **pH del punto de equivalencia:** Cuando la neutralización es total, no es siempre 7, dependiendo del ácido y la base que intervengan en la neutralización. Si alguno de ellos es débil, el anión o el catión correspondiente de la sal formada experimentará hidrólisis y modificará el pH del punto de equivalencia.

Cantidades en la neutralización		SISTUACIÓN FINAL	pH
ácido	base		
exceso	defecto	Disolución ácida	< 7
defecto	exceso	Disolución básica	> 7
Cantidades estequiométricas		Punto de equivalencia	depende

En el punto de equivalencia

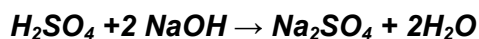
moles ácido neutralizados = moles base neutralizados

a partir de la reacción :



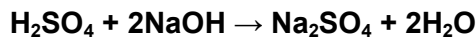
$$n^\circ \text{ de moles de ácido} \cdot n^\circ \text{ de protones cedidos} = n^\circ \text{ de moles de base} \cdot \text{protones captados}$$

$$(V_{\text{ácido}} \cdot M_{\text{ácido}}) \cdot a = (V_{\text{base}} \cdot M_{\text{base}}) \cdot b \quad (a: \text{valencia ácida}; b: \text{valencia básica})$$



Ejemplo.-

100 ml de una disolución de H_2SO_4 se neutralizan con 25 ml de una disolución 2 M de NaOH ¿Cuál será la $[H_2SO_4]$?



$$n(H_2SO_4) \cdot 2 = n[Na(OH)] \cdot 1$$

$$(100 \text{ ml} \cdot M_{\text{ácido}}) \cdot 2 = (25 \text{ ml} \cdot 2 \text{ M}) , \text{ de donde:}$$

$$M_{\text{ácido}} = 0.25 \text{ M.}$$

Resolución utilizando el factor de conversión:

Por cada dos moles de NaOH que se añaden , se neutraliza un mol de H_2SO_4 .

$$0.025 \text{ l de } \cancel{NaOH} \frac{2 \text{ moles } \cancel{NaOH}}{1 \text{ l de } \cancel{NaOH}} \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{2 \text{ moles } \cancel{NaOH}} = 0.025 \text{ moles } H_2SO_4$$

Si hay 0.025 moles de ácido en 100 ml: $M_{\text{ácido}} = 0.025 \text{ moles} / 0.1 \text{ l} = 0.25 \text{ M}$

Ampliación:

Como sabemos , las reacciones químicas se producen equivalente a equivalente:

Nº equivalentes ácido = Nº equivalentes de base.

$$V_{\text{ácido}} \cdot N_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \cdot N_{\text{base.}}$$

(N: normalidad = nº eq/l)

Como se sabe $N = M \cdot \text{valencia}$

La valencia del ácido es el número de H^+ que cede el ácido.

La valencia de la base es el número de protones que capta ó OH^- que cede.

Para el ejemplo anterior:

$$N_{NaOH} = M_{NaOH} \cdot 1 \rightarrow N_{NaOH} = 2N$$

$$V_{NaOH} \cdot N_{NaOH} = V_{H_2SO_4} \cdot N_{H_2SO_4}$$

$$25 \text{ ml} \cdot 2N = 100 \text{ ml} \cdot N_{H_2SO_4} \quad N_{H_2SO_4} = 0.5 \rightarrow M_{H_2SO_4} = 0.5 / 2 = 0.25 \text{ M}$$

5.1.-Indicadores :

Es una sustancia de carácter ácido o básico débil que tiene la propiedad de presentar colores diferentes dependiendo del pH de la disolución. En que se encuentra disuelto.

Es utilizado para detectar el punto de equivalencia en las valoraciones ácido – base , por simple observación del cambio de color de la disolución en dicho punto.

Suponiendo un indicador formado por un ácido débil de fórmula HIn y su forma básica In⁻ presenta diferente color.

En agua por tanto:
$$\underset{\text{incoloro}}{\text{HIn}} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \underset{\text{rosa}}{\text{H}_3\text{O}^+} + \text{In}^-$$

Al aumentar la concentración de H₃O⁺ el equilibrio del indicador se desplaza hacia la izquierda por el principio de LeChatelier. Y como consecuencia el color predominante de la disolución será el de la forma ácida.

Si hay exceso de OH⁻ en el medio este se combinará con los H₃O⁺ y se formará agua con lo que el equilibrio del indicador se desplazará hacia la derecha , con lo que el color de la disolución será el rojizo.

En el PUNTO DE EQUIVALENCIA el color será intermedio rosado ya que todo el H₃O⁺ estará siendo captado.

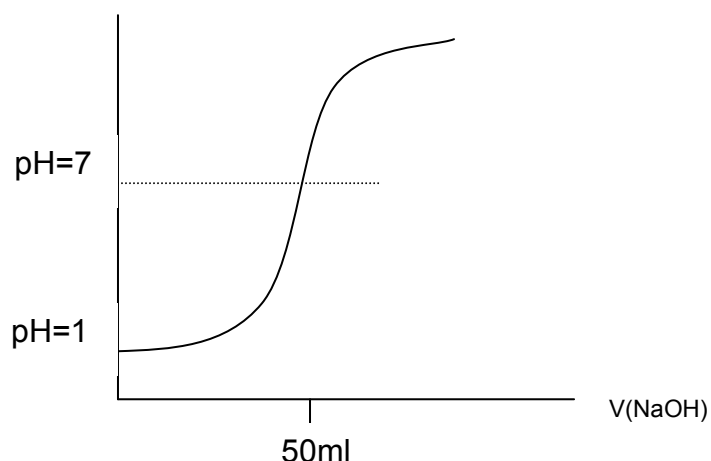
Existen muchos indicadores característicos para cada punto de equivalencia, ya que cada uno de ellos cambia de color en una zona de pH característica.

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

5.2.-CURVA DE VALORACIÓN:

Si consideramos la valoración de un volumen (50 ml) de HCl 0.1 M frente a NaOH , de la misma concentración , observamos que el volumen de ácido neutralizado corresponde con el mismo volumen que se vierte de NaOH desde la bureta.

Al ir añadiendo NaOH el pH de la disolución sube muy lentamente .En el punto de equivalencia el pH será de 7 , ya que la sal formada(NaCl) no experimenta hidrólisis.



Sin embargo si valoramos ácido acético con NaOH , ocurre que al tratarse de un ácido débil el pH inicial es mayor , por lo que el salto brusco es menos acentuado . El punto de equivalencia de la valoración no será de 7 , ya que la sal que se forma experimenta hidrólisis básica. En este caso por tanto el pH será mayor de 7, y será necesario escoger un indicador adecuado, es decir que vire en el intervalo ,donde se produce el salto brusco en el valor del pH .(p.ej.Fenolftaleína)

