

- 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.
- 6.- Disoluciones amortiguadoras
- 7.- Solubilidad y pH

1.-CARACTERÍSTICAS DE ÁCIDOS Y BASES. SEGÚN BOYLE 1663

Ácidos:

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

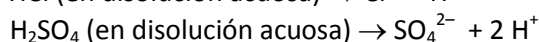
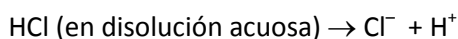
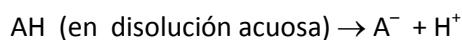
Bases:

- 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 formando sales.

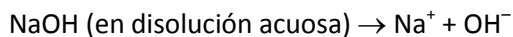
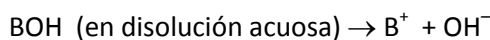
1.1.-DEFINICIÓN DE ARRHENIUS

Publica en 1887 su teoría de “**disociación iónica**” a partir de estudios de **conductividad en disoluciones acuosas**, en la que afirma que hay sustancias (electrolitos) que conducen la corriente en disolución, y por tanto se disocian en cationes y aniones.

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

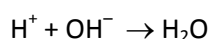


- **BASE:** “Sustancia que en disolución acuosa disocia aniones OH^- ”.

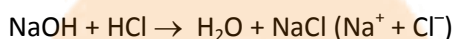


Neutralización

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, o iones espectadores):



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 llamada hidronio, H_3O^+).

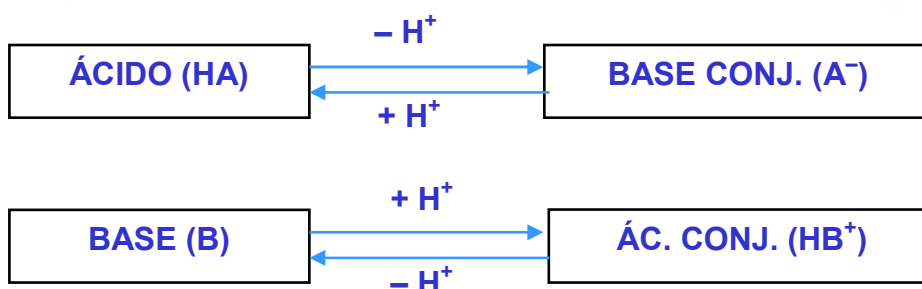
1.2.-TEORÍA DE BRÖNSTED-LOWRY. 1923

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

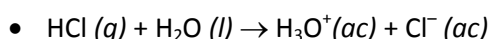
Par Ácido/base conjugado

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”.

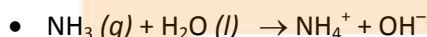


Ejemplo de disociación de un ácido:



En este caso el H_2O 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 H_2O actúa como ácido pues cede H^+ a la base NH_3 que se transforma en NH_4^+ (ácido conjugado).

Ventajas de la teoría de Brønsted-Lowry.-

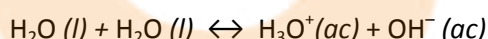
-Las definiciones de B-L no se limitan a disoluciones acuosas; son válidas para cualquier otro disolvente o para procesos que no transcurren en disolución.

-La nueva teoría permite añadir un gran número de sustancias incapaces de ser clasificadas por Arrhenius (NH_3 , CO_3^{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, que de acuerdo con la teoría de B-L:



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

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

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

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

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

El valor de dicho producto iónico del agua es: $K_w (25^\circ\text{C}) = 10^{-14} \text{ M}^2$.

En el caso del agua pura: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = (10^{-14} \text{ M}^2)^{1/2} = 10^{-7}$.

Concepto de pH.

Dado que la mayoría de las concentraciones de especies en soluciones acuosas son potencias negativas de 10, se define el operador matemático “p = - log”.

Para una especie de concentración C, $pC = -\log C$.

En el caso de la especie H^+

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

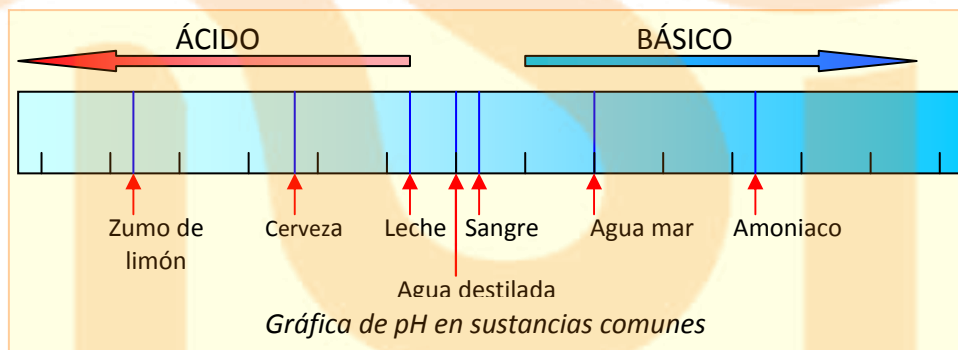
Y para el caso de agua pura, como $[H_3O^+] = 10^{-7} M$, $pH = -\log 10^{-7} = 7$

Tipos de disoluciones

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

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?

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

$$= 10^{-12,6} = 2,5 \times 10^{-13}$$

Como $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$, entonces:

$$[\text{OH}^-] = K_w / [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14} / 5 \cdot 10^{-13} = 0,04$$

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

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

3.-FUERZA DE ÁCIDOS Y BASES.-

3.1.-Electrolitos fuertes:

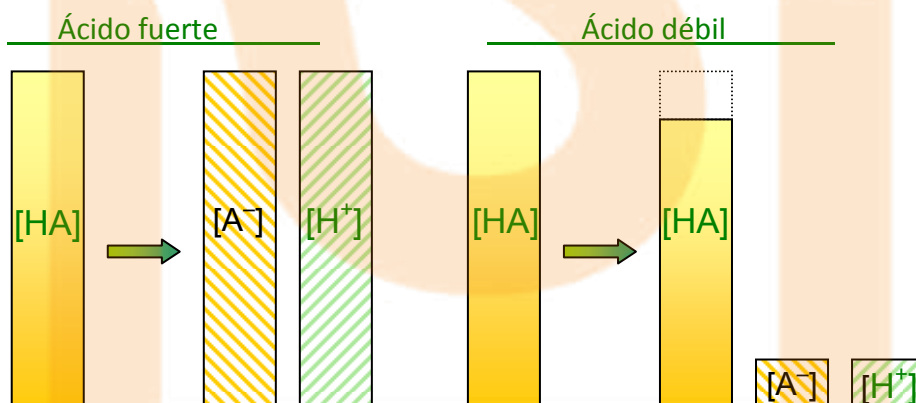
Están totalmente disociados. (\rightarrow)

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

Electrolitos débiles:

Están disociados parcialmente (\leftrightarrow)

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



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

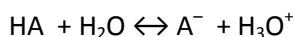
El NaOH proporciona OH^- a la disolución:

$\text{NaOH (ac)} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$, 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 ($[H_2O] \cong \text{constante}$) la fuerza de un ácido HA depende de la constante de equilibrio:



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

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 ($CH_3\text{-COOH}$) 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 oxácidos 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:

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

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

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

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

La constantes sucesivas siempre van disminuyendo.

Fuerza de bases.

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

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

A K_b se le llama constante de basicidad.

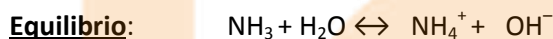
Concepto de pK.-

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



conc. in.(mol/l):	0,2	0	0
conc. eq.(mol/l):	0,2 - x	x	x

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

De donde se deduce que $x = [OH^-] = 1,88 \cdot 10^{-3}$ M

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log 1,88 \cdot 10^{-3} = 2,52$$

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

3.2.-Relación entre K_a y K_b conjugada.

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

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

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

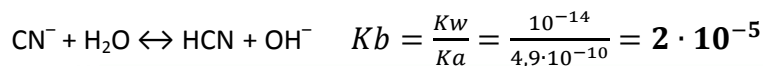
$$K_a \cdot K_b = \frac{[A^-][H_3O^+][HA][OH^-]}{[HA][A^-]} = [H_3O^+][OH^-] = K_w$$

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.

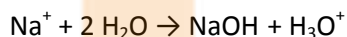
Según procedan el catión y el anión de un ácido o una base fuerte o débil, las sales se clasifican en:

- 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:

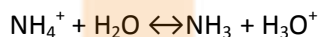


lo que provoca que el $\text{pH} > 7$ (disolución básica).

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.

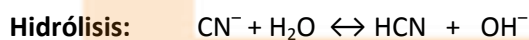
Como $K_b(\text{CN}^-) = 2 \cdot 10^{-5}$ y $K_a(\text{NH}_4^+) = 5,6 \cdot 10^{-10}$, en este caso, la disolución es básica ya que $K_b(\text{CN}^-)$ es mayor que $K_a(\text{NH}_4^+)$

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 $0,01 \text{ M}$.

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



$$K_h(\text{CN}^-) = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{4 \cdot 10^{-10}} = 2,5 \cdot 10^{-5}$$



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

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

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 $\alpha = 0,0488$.

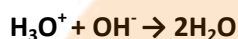
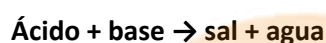
$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14} M^2}{0,01 M \times 0,05} = 2,0 \times 10^{-11} M$$

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

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:

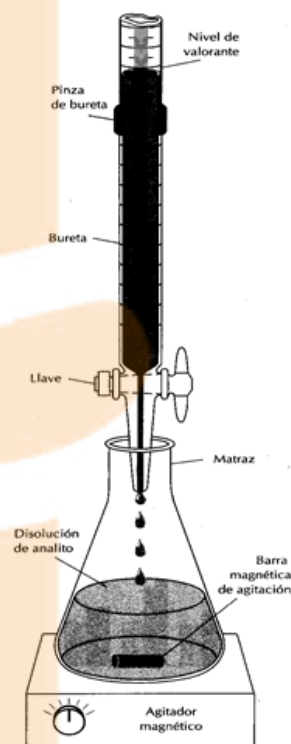


Se procede a colocar un matraz erlenmeyer un volumen conocido, de una disolución cuya concentración se quiere determinar. Se va añadiendo de forma gradual desde la bureta una disolución de concentración conocida (disolución patrón). Se va añadiendo hasta que la reacción se completa.

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.

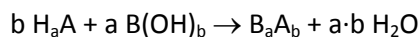


Cantidades en la neutralización		SITUACIÓN FINAL	pH
ácido	base		
exceso	defecto	Disolución ácida	< 7
defecto	exceso	Disolución básica	> 7
Cantidades estequiométricas		Punto de equivalencia	depende

En el punto de equivalencia

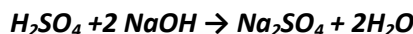
$$\text{moles ácido neutralizados} = \text{moles base neutralizados}$$

a partir de la reacción :

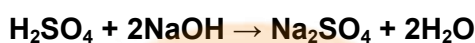


n° de moles de ácido · n° de protones cedidos = n° de moles de base · protones captados

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



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 $[\text{H}_2\text{SO}_4]$?



$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 2 = n[\text{Na}(\text{OH})] \cdot 1$$

(2 veces el número de moles de ácido que reaccionan es igual al número de moles base que reaccionan)

$$(100 \text{ ml} \cdot M_{\text{ácido}}) \cdot 2 = (25 \text{ ml} \cdot 2 \text{ M}), \text{ de donde: } M_{\text{ácido}} = 0.25 \text{ M}$$

****Resolución utilizando el factor de conversión (más sencillo, sin fórmulas)**:**

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

$$0.025 \text{ l de NaOH} \cdot \frac{2 \text{ moles NaOH}}{1 \text{ l de NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ moles NaOH}} = 0.025 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

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: Concepto de equivalente.

Se define n° de equivalentes de un ácido, al número de especies H^+ que cede un ácido por cada mol de sustancia.

1 mol de HCl = 1 eq de HCl

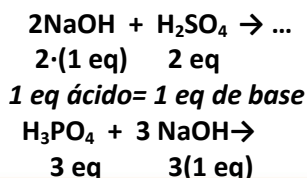
1 mol de H_2SO_4 = 2 eq de H_2SO_4 (cede 2 H^+ por cada molécula, valencia 2)

$$n^\circ \text{ eq} = n^\circ \text{ moles} \cdot \text{valencia}$$

Se define equivalente-gramo de un ácido como la masa en gramos de equivalentes (n° de equivalentes expresado en gramos). Representa a la mínima cantidad que puede reaccionar.

1 eq de ácido = produce 1 mol de protones

1 eq de base: capta 1 mol de H^+ o cede 1 mol de OH^-



- Como $n^\circ \text{ eq} = n^\circ \text{ moles} \cdot \text{valencia}$ y $N^\circ \text{ equivalentes ácido} = N^\circ \text{ equivalentes de base}$.
- Se define la concentración normal o normalidad;

N: normalidad = $n^\circ \text{ eq/l}$

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

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

$N^\circ \text{ equivalentes ácido} = N^\circ \text{ equivalentes de base}$.

Para el ejemplo anterior:

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

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

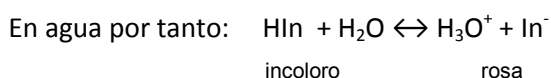
$$25 \text{ ml} \cdot 2N = 100 \text{ ml} \cdot N_{H_2SO_4} \quad N_{H_2SO_4} = 0.5 \rightarrow M_{H_2SO_4} = 0.5 / 2 = 0.25M$$

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.



Al aumentar la concentración de H_3O^+ 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 H_3O^+ 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 H_3O^+ estará siendo captado.

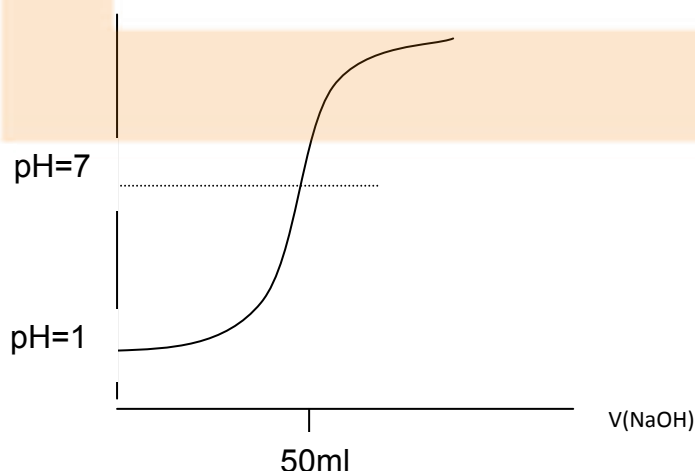
Existen muchos indicadores característicos para cada punto de equivalencia, ya que cada uno de ellos cambia de color en una zona de pH característica.

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

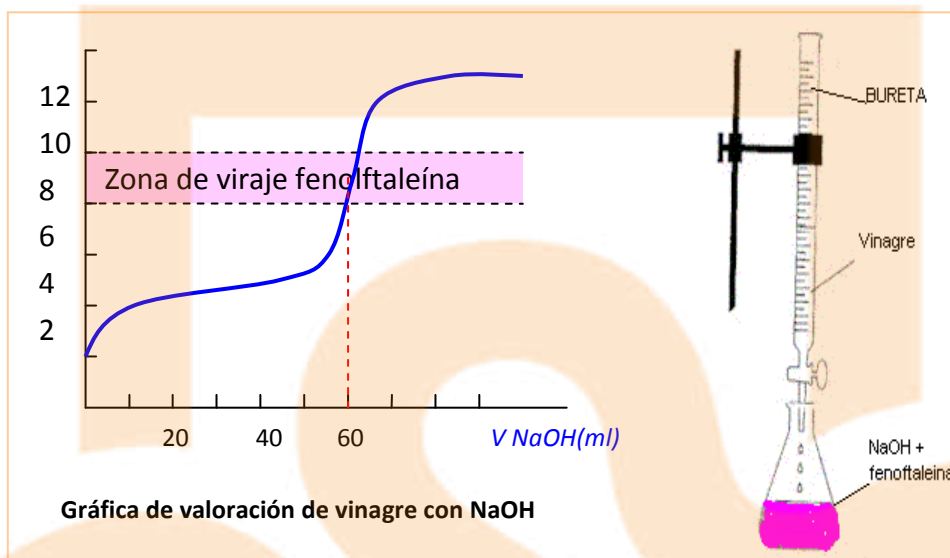
5.2. CURVA DE VALORACIÓN:

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)



6. DISOLUCIONES AMORTIGUADORAS

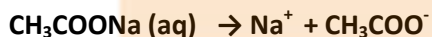
Normalmente si a una disolución acuosa se le añade alguna cantidad de ácido o de base, su pH se modificará. Sin embargo, existen disoluciones en las que mediante una combinación determinada se impide que se produzca un cambio brusco de pH.

Se llaman disoluciones amortiguadoras o reguladoras a aquellas formadas por un ácido débil y una sal de su base conjugada, o bien una base débil con una sal que contiene a su ácido conjugado.

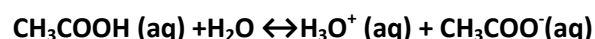
Ejemplos: $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$; $\text{H}_3\text{PO}_4/\text{NaH}_2\text{PO}_4$; $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$

La disolución acuosa contiene:

-Una sal que se disocia totalmente:



-Un ácido débil, el CH_3COOH , parcialmente ionizado:



La presencia del ion común CH_3COO^- proporcionado por la sal disociada hace que el equilibrio esté muy desplazado hacia la izquierda. En consecuencia el ácido apenas estará disociado y la disolución de H_3O^+ será muy escasa.

-si se añade una pequeña cantidad de ácido, la concentración de H_3O^+ aumenta y el equilibrio se desplaza aún más hacia la izquierda para disminuirla, la concentración de H_3O^+ apenas varía, y por tanto el pH tampoco lo hace de modo significativo.

-si se añade una pequeña cantidad de base, la concentración de H_3O^+ disminuye y el equilibrio se desplaza hacia la derecha para producir más hidrogeniones, que neutralizan la presencia de OH^- , con lo que tampoco varía el pH.

Como la sal está totalmente disociada y el ácido apenas lo está, el valor del pH inicial del sistema puede deducirse del modo siguiente:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]} \rightarrow [H_3O^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = K_a \frac{M_a}{M_b}$$

$$pH = -\log\left(K_a \frac{M_a}{M_b}\right) \rightarrow pH = -\log\left(K_a \frac{M_{ácido}}{M_{sal}}\right)$$

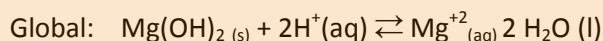
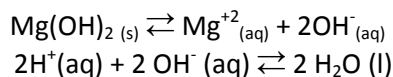
Donde M_a y M_b son las concentraciones iniciales de ácido y de base conjugada respectivamente. La concentración de la base conjugada es igual a la concentración de la sal.

7. SOLUBILIDAD Y pH . Selectividad

La solubilidad de muchas sustancias también depende del pH del medio. Consideramos el equilibrio de solubilidad del hidróxido de magnesio.



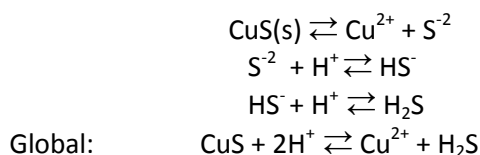
Al añadir iones OH^- (con lo que aumenta el pH), el equilibrio se desplaza hacia la izquierda y disminuye la solubilidad del $Mg(OH)_2$ (Este es otro efecto de ion común). Por otra parte al añadir iones H^+ (con lo que disminuye el pH), el equilibrio se desplaza hacia la derecha y la solubilidad del $Mg(OH)_2$ aumenta. Por ello, las bases insolubles tienden a disolverse en disoluciones ácidas. De igual forma, los ácidos insolubles se disuelven en disoluciones básicas.



Si el pH del medio fuese mayor de 10,45 (determinado a partir del K_{ps} del $Mg(OH)_2$, $[OH^-]$ sería mayor y la solubilidad disminuiría por efecto del ion común OH^- .

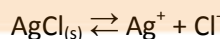
Ejemplo. ¿cuál de los siguientes compuestos será más soluble en una disolución ácida que en el agua: a) CuS b) AgCl c) $PbSO_4$?

a) El CuS será más soluble en una disolución ácida debido a la basicidad del ión S^{2-} . Los equilibrios ácido base y la solubilidad se resume:



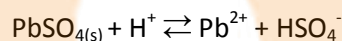
Ya que tanto el HS^- como H_2S son débiles el equilibrio se desplaza hacia la derecha al ser atrapados los iones S^{2-} , se disuelve más CuS .

b) EL equilibrio de solubilidad es



Como el Cl^- es la base conjugada de un ácido fuerte, la solubilidad no se altera por una disolución ácida. Ya que no se ve atrapado.

c) El PbSO_4 será más soluble en una don ácida debido a la basicidad del ión SO_4^{2-} . Solo aumenta un poco debido a que la especie intermedia formada HSO_4^- tiene constante de ionización alta y el equilibrio se desplaza poco.

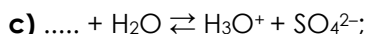


EJERCICIOS PROPUESTOS.

- a)** Aplicando la teoría de Brønsted-Lowry, explique razonadamente, utilizando las ecuaciones químicas necesarias, si las siguientes especies químicas se comportan como ácidos o como bases: NH_3 , $\text{CH}_3\text{-COOH}$, CN^- , $\text{CH}_3\text{-COOH}$, HCO_3^- . **b)** Señale en cada caso la base o el ácido conjugado.
- Justifica si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones: a) "La velocidad de una reacción química conserva el mismo valor numérico durante todo el tiempo que dure la reacción". b) "El HCl en disolución acuosa diluida es un ácido débil".
- Indica cuales son las bases conjugadas de los ácidos así como los equilibrios entre la forma ácida y la básica: H_3O^+ , HNO_2 , HCN .
- Demuestra la relación matemática existente entre la constante de un ácido y la de la base conjugada de dicho ácido.
- Completar los siguientes equilibrios entre pares de ácidos y bases conjugados, de tal forma que el primer compuestos de cada ecuación actúe como ácido:

 - $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{_____} + \text{_____}$
 - $\text{_____} + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{_____} + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{NH}_4^+ + \text{_____} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{_____}$;
 - $\text{H}_2\text{O} + \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{_____} + \text{_____}$
- Completar los siguientes equilibrios ácido-base de Brønsted-Lowry; caracterizando los correspondientes pares ácido-base conjugado:

 - $\text{.....} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$;
 - $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{.....}$;



- 7.- Cuando a una disolución de amoníaco se le añade cloruro de amonio: Decide si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones justificando las respuestas. **a)** Aumenta el grado de disociación del amoníaco; **b)** El grado de disociación del amoníaco no varía; **c)** el pH disminuye; **d)** aumenta el pH.

Cálculo del pH y constantes de acidez y basicidad.

- 8.- En un laboratorio se dispone de cinco matraces que contiene cada uno de ellos disoluciones de las que se tiene la siguiente información: 1º) pH = 7; 2º) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$; 3º) pOH = 2; 4º) $[\text{OH}^-] = 10^{-6}$; 5º) pH = 1. Ordena dichos matraces de mayor a menor acidez.
- 9.- Calcula el pH de las siguientes disoluciones. **a)** 250 ml de HCl 0,1 M; **b)** 250 ml de HOCl 0,1 M si su $K_a = 3,2 \cdot 10^{-8}$ M. **Sol. a)pH=1 b)pH=9**
- 10.- Calcular el pH de una disolución 0,1 M de NH_3 , sabiendo que $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$. **Sol. pH=11,13**
- 11.- Calcula el pH y la concentración de todas las especies presentes en una disolución 10^{-2} M de hidróxido de calcio. **Sol. pH=12,30**
- 12.- A 25°C una disolución 0,1 M de amoníaco tiene un pH de 11,12. Determina la constante de basicidad del amoníaco y la de acidez del ion amonio. **Sol. $K_b=1,76 \cdot 10^{-5}$; $K_a= 5,68 \cdot 10^{-10}$**
- 13.- **a)** A un estudiante de química le piden la concentración de ácido láctico, $\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3$, en un vaso de leche. Para ello determina la concentración de iones hidronio obteniendo como resultado $3,09 \cdot 10^{-3}$ M. ¿Qué valor debería dar? **b)** Le dicen que el pH de una taza de café (a 25 °C) es 5,12. ¿Cuál será la concentración de iones hidronio en el café? **c)** Si se mezclan 125 ml del café anterior con un volumen igual de leche, ¿cuál será el pH del café con leche obtenido? Datos (25 °C): Considera que la leche es una disolución acuosa y que toda su acidez se debe al ácido láctico y que éste es un ácido monoprótico. K_a (ácido láctico) = $1,40 \cdot 10^{-4}$. Supón volúmenes aditivos. **Sol. a) $c_0=0,065$; b) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 7,59 \cdot 10^{-6}$ M; c) pH=2,81**

Cálculo de grado de disociación.

- 14.- En 500 ml de agua se disuelven 3 g de ácido acético. Calcula: **a)** el pH de la disolución resultante; **b)** el porcentaje de ácido acético disociado. M_{at} : C=12; O=16; H=1. $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$. **Sol. pH=2,87; 1,34%**
- 15.- La constante del ácido cianhídrico (HCN) es $4,9 \cdot 10^{-10}$ a 25 °C; **a)** ¿cuál es la concentración de H_3O^+ de una disolución acuosa $1,2 \cdot 10^{-2}$ M del ácido a dicha temperatura; **b)** su grado de ionización. **Sol. a) $2,02 \cdot 10^{-4}$; $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2,42 \cdot 10^{-6}$**
- 16.- Se sabe que 100 ml de una disolución de ácido oxoclorato de hidrógeno (hipocloroso) que contiene 1,05 gramos, tiene un pH de 4,1. Calcula: **a)** La constante de disociación del ácido. **b)** El grado de disociación. Masas atómicas: Cl: 35,5; O: 16; H: 1. **Sol. $K_a=3,15 \cdot 10^{-8}$; $\alpha=3,37 \cdot 10^{-4}$**
- 17.- El pH de una disolución acuosa de ácido acético es 2,9. Calcular la molaridad y el grado de disociación del ácido acético en dicha disolución. $pK_a = 4,74$. **Sol. $[\text{CH}_3\text{COOH}]_0 = 8,85 \cdot 10^{-2}$ M; $\alpha = 0,0142$.**

- 18.- Una disolución 10^{-2} M de ácido benzoico presenta un grado de disociación del 8,15 %. Determina: la constante de ionización del ácido, el pH de la disolución y la concentración del ácido benzoico sin ionizar en el equilibrio. **Sol. $K_a=0,177$ M; $\alpha = 0,0142$.**
- 19.- Calcula el pH y la molaridad de cada especie química presente en el equilibrio de ionización del amoníaco 0,15 M: $\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-$. $K_b(\text{:NH}_3) = 1,8 \times 10^{-5}$. **Sol. $[\text{NH}_4^+]=1,65 \cdot 10^{-3}$ M; $[\text{NH}_3]= 0,148$ M; $\text{pH}=11,22$**

Hidrólisis de sales.(En selectividad sólo cuestiones teóricas)

- 20.- Discute, razonadamente, las siguientes afirmaciones: **a)** Si se añade agua destilada a una disolución de $\text{pH} = 4$, aumenta la concentración de protones. **b)** Si se añade cloruro amónico a una disolución de $\text{pH} = 7$, disminuye el pH.
- 21.- **a)** Cómo será el pH de una disolución de 150 ml de NaOCl 0,1 M. **b)** ¿Cuánto valdrá?·Dato: $K_a(\text{HClO})=3,2 \cdot 10^{-8}$ **Sol. $\text{pH}=10,25$**
- 22.- Indica cómo será el pH de una disolución 1 M de: **a)** NaCl; **b)** $\text{CH}_3\text{-COONa}$; **c)** NH_4Cl ; **d)** $\text{CH}_3\text{-COONH}_4$. [$K_b(\text{NH}_3) = K_a(\text{CH}_3\text{-COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ M].
- 23.- **a)** Calcula el pH de una disolución 0,7 M de KCN sabiendo que K_a de HCN es de $7,2 \cdot 10^{-10}$ M. **b)** ¿Cuál será el nuevo pH si a $\frac{1}{2}$ litro de la disolución anterior le añadimos $\frac{1}{4}$ de litro de una disolución 3 Molar de HCN? **Sol. $\text{pH}=8,49$; $\text{pH}=8,81$;**
- 24.- En cada una de las disoluciones acuosas de los siguientes compuestos: **a)** carbonato de sodio, **b)** hidróxido de calcio, **c)** cloruro de amonio, **d)** dióxido de carbono, indique justificadamente si el pH será 7, mayor que 7 o menor que 7.
- 25.- Calcular el pH de la siguiente mezcla: 100 ml de ácido fluorhídrico 1,5 M y 200 ml de agua destilada. **Datos:** Considerar que los volúmenes son aditivos. La constante de disociación ácida del ácido fluorhídrico a 25 °C es $8,8 \cdot 10^{-4}$. **Sol. $\text{pH}=1,69$**

Neutralización

- 26.- Justificar si son correctas o no las siguientes afirmaciones: **a)** Una disolución de NH_4Cl siempre da lugar a una disolución básica; **b)** La mezcla estequiométrica de HCl y NaOH da lugar a una disolución ácida; **c)** La mezcla estequiométrica de HCl y NH_4OH da lugar a una disolución básica; **d)** Una disolución de CH_3COONa siempre tiene carácter básico.
- 27.- Una mezcla de 46,3 g de hidróxido de potasio y 27,6 g de hidróxido de sodio puros se disuelve hasta un volumen de 500 cm^3 . Calcular el volumen de una disolución 0,5 M de ácido sulfúrico que se necesitará para neutralizar 30 cm^3 de la disolución alcalina anterior. Masas atómicas: Na = 23; K = 39; O = 16; H = 1. **Sol. $V_a = 90,9$ cm^3**
- 28.- Calcula el pH de la disolución que se forma cuando se mezclan 1,0 litros de amoníaco 0,25 M con 0,400 litros de ácido clorhídrico 0,30 M. K_b (amoníaco) = $1,8 \cdot 10^{-5}$. **Sol. $\text{pH}=11,1$**
- 29.- 250 ml de ácido nítrico concentrado del 32 % y densidad 1,19 g/ml, se colocan en un matraz aforado de 1 litro y se añade agua destilada hasta enrasar. ¿Cuántos ml de la disolución diluida de ácido nítrico serán necesarios para neutralizar 50 ml de una disolución de NaOH cuyo pH es 13,93? Masas atómicas: H: 1; O: 16; N: 14. **Sol. $V_a = 28,3$ ml**

- 30.- Calcula el pH de la disolución formada cuando 500 ml de ácido sulfhídrico 2,20 M reaccionan con 400 ml de disolución de hidróxido de sodio, de 1,200 g/ml de densidad y del 20 % en peso. Masas atómicas: Na: 23; O: 16; H: 1. **Sol. pH=13,35**
- 31.- Se desea preparar 100 ml de una disolución de ácido nítrico de pH = 2,4. Para ello se dispone de otra disolución de ácido nítrico de pH = 0,3. **a)** ¿Qué volumen habrá que tomar de esta disolución para preparar la disolución deseada? **b)** ¿Cuántos miligramos de hidróxido sódico habrá que añadir a esos 100 ml de disolución para neutralizarla? Masas atómicas: Na: 23; O: 16. **Sol. V=0,794 ml; m=15,9 mg**
- 32.- Se desea preparar 200 ml de ácido clorhídrico 0,4 M a partir de un ácido comercial de 1,18 g/ml de densidad y una riqueza del 36,2 % en peso. **a)** ¿Cuántos ml de ácido comercial se necesitan? **b)** Calcular la molaridad del ácido comercial. **c)** Calcular el pH obtenido al añadir 15 ml de hidróxido sódico 0,15 M, a 5 ml de ácido clorhídrico 0,4 M. **d)** ¿Cuántos ml de hidróxido sódico 0,15 M neutralizan exactamente a 5 ml de ácido clorhídrico 0,4 M? **Sol. a) V=6,84 ml; b) HCl_{com}=11,7M; c) pH=12,1; d) V=13,3ml**
- 33.- Calcula la riqueza de una sosa comercial (hidróxido de sodio), si 25 g de la misma precisan para neutralizarse 40 ml de ácido sulfúrico 3 M. **Sol. 38,4%**
- 34.- A 80 ml de una disolución acuosa 0,10 M de NaOH, se le añaden 20,0 ml de una disolución acuosa 0,50 M de HCl. Calcular el pH de la disolución resultante. **Sol. pH=1,7**
- 35.- Determina el volumen expresado en ml, que se precisan de una disolución 0,21 M de NaOH para que reaccionen completamente 10 ml de ácido (orto) fosfórico 0,1 M. **Sol. 14,3 ml**

EJERCICIOS SELECTIVIDAD.

SELECTIVIDAD 2005

1. Una disolución acuosa 0'1 M de un ácido HA, posee una concentración de protones de 0'03 mol/L. Calcule:
- a)** El valor de la constante K_a del ácido y el pH de esa disolución.
b) La concentración del ácido en la disolución para que el pH sea 2'0.
2. Razone y, en su caso, ponga un ejemplo si al disolver una sal en agua se puede obtener:
- a)** Una disolución de pH básico.
b) Una disolución de pH ácido.
3. **a)** Escriba el equilibrio de ionización y la expresión de K_b para una disolución acuosa de NH_3 .
b) Justifique cualitativamente el carácter ácido, básico o neutro que tendrá una disolución acuosa de KCN, siendo $K_a(\text{HCN}) = 6'2 \cdot 10^{-10}$.
c) Indique todas las especies químicas presentes en una disolución acuosa de HCl.
4. Calcule el pH de las siguientes disoluciones acuosas:
- a)** 100 mL de HCl 0'2 M.
b) 100 mL de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0'25 M.

5. Una disolución acuosa de amoníaco 0'1 M tiene un pH de 11'11. Calcule:

- a) La constante de disociación del amoníaco.
- b) El grado de disociación del amoníaco.

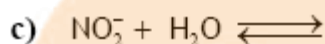
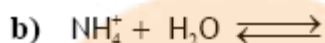
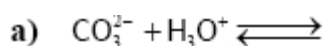
6. El ácido benzoico (C₆H₅COOH) es un buen conservante de alimentos ya que inhibe el desarrollo microbiano, siempre y cuando el medio posea un pH inferior a 5. Calcule:

a) Si una disolución acuosa de ácido benzoico de concentración 6'1 g/L es adecuada como conservante.

b) El grado de disociación del ácido en disolución.

Datos: K_a (C₆H₅COOH) = $6'5 \cdot 10^{-5}$. Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

7. Complete los siguientes equilibrios ácido-base e identifique los pares conjugados, según la teoría de Brønsted-Lowry:



8. Se mezclan 250 mL de una disolución 0'25 M de NaOH con 150 mL de otra disolución 0'5 molar de la misma base. Calcule:

a) La concentración, en gramos por litro, de la disolución resultante.

b) El pH de la disolución final.

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

9. Al disolver 0'23 g de HCOOH en 50 mL de agua se obtiene una disolución de pH igual a 2'3. Calcule:

a) La constante de disociación de dicho ácido.

b) El grado de disociación del mismo.

Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

SELECTIVIDAD 2006

10. A 25 °C, una disolución de amoníaco contiene 0'17 g de este compuesto por litro y está ionizado en un 4'24 %. Calcule:

a) La constante de ionización del amoníaco a la temperatura mencionada.

b) El pH de la disolución.

Masas atómicas: N = 14; H = 1.

11. a) ¿Cuál es la concentración de H₃O⁺ en 200 mL de una disolución acuosa 0'1 M de HCl?

b) ¿Cuál es el pH?

c) ¿Cuál será el pH de la disolución que resulta al diluir con agua la anterior hasta un litro?

12. a) ¿Cuál es el pH de 100 mL de una disolución acuosa de NaOH 0'01 M?

b) Si añadimos agua a la disolución anterior hasta un volumen de un litro ¿cuál será su pH?

13. Se tiene una disolución acuosa de CH₃COOH 0'05 M. Calcule:

a) El grado de disociación del ácido acético.

b) El pH de la disolución.

Dato: $K_a = 1'8 \cdot 10^{-5}$

14. Utilizando la teoría de Brønsted-Lowry, justifique el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones acuosas de las siguientes especies:

- a) CO_3^{2-}
- b) Cl^-
- c) NH_4^+

15. En una disolución de un ácido monoprótico, HA, de concentración 0'1 M, el ácido se encuentra disociado en un 1'3 %. Calcule:

- a) El pH de la disolución.
- b) El valor de la constante K_a del ácido.

16. Complete las siguientes reacciones e indique, según la teoría de Brønsted-Lowry, las especies que actúan como ácido o como base, así como sus correspondientes pares conjugados:

- a) $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
- b) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$
- c) $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons$

17. a) Calcule el volumen de agua que hay que añadir a 100 mL de una disolución 0'5 M de NaOH para que sea 0'3 M.

b) Si a 50 mL de una disolución 0'3 M de NaOH añadimos 50 mL de otra de HCl 0'1 M, ¿qué pH tendrá la disolución resultante? Suponga que los volúmenes son aditivos.

18. Justifique, mediante la formulación de las ecuaciones correspondientes, el carácter ácido, básico o neutro que presentarían las disoluciones acuosas de las siguientes sustancias:

- a) Cloruro de sodio.
- b) Cloruro de amonio.
- c) Acetato de sodio.

19. El pH de un litro de una disolución acuosa de hidróxido de sodio es 13. Calcule:

- a) Los gramos de hidróxido sódico utilizados para prepararla.
- b) El volumen de agua que hay que añadir a un litro de la disolución anterior para que su pH sea 12.

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

20. a) Describa el procedimiento e indique el material necesario para preparar 500 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio 0'001 M a partir de otra 0'1 M.

b) ¿Cuál es el pH de la disolución preparada?

SELECTIVIDAD 2007

21. a) Calcule el pH de una disolución de HClO_4 0'03 M y de una disolución 0'05 M de NaOH.

b) Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 50 mL de cada una de las disoluciones anteriores. Suponga que los volúmenes son aditivos.

22. Escriba las reacciones de hidrólisis de las siguientes sales e indique si el pH resultante será ácido, básico o neutro:

- a) NaCN (HCN es un ácido débil).
- b) KCl.
- c) NH₄Cl.

23. Considere cuatro disoluciones A, B, C y D caracterizadas por:

A: [OH⁻] = 10⁻¹³; B: pH = 3; C: pH = 10; D: [H₃O⁺] = 10⁻⁷

- a) Ordénelas de menor a mayor acidez.
- b) Indique, razonadamente, cuáles son ácidas, básicas o neutras.

24. A temperatura ambiente, la densidad de una disolución de ácido sulfúrico del 24% de riqueza en peso es 1'17 g/mL. Calcule:

- a) Su molaridad.
- b) El volumen de disolución necesario para neutralizar 100 mL de disolución 2'5 M de KOH.

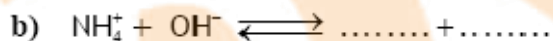
Masas atómicas: S = 32; O = 16; H = 1.

25. Se disuelven 23 g de ácido metanoico, HCOOH, en agua hasta obtener 10 L de disolución. La concentración de H₃O⁺ es 0'003 M. Calcule:

- a) El grado de disociación del ácido en disolución.
- b) El valor de la constante K_a.

Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

26. Complete los siguientes equilibrios e identifique los pares ácido-base conjugados:



27. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1'05 g/mL, a 20 °C, y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcule:

- a) La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución.
- b) ¿Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar 500 mL de disolución 0'5 M del citado ácido?

28. Una disolución acuosa de ácido cianhídrico (HCN) 0'01 M tiene un pH de 5'6. Calcule:

- a) La concentración de todas las especies químicas presentes.
- b) El grado de disociación del HCN y el valor de su constante de acidez.

29. a) Justifique, mediante la reacción correspondiente, el pH ácido de una disolución acuosa de NH₄Cl.

- b) Indique cuál es el ácido conjugado de las siguientes especies cuando actúan como base en medio acuoso: HCO³⁻, H₂O y CH₃COO⁻.

30. a) Calcule la masa de NaOH sólido del 80% de riqueza en peso, necesaria para preparar 250 mL de disolución 0'025 M y determine su pH.

- b) ¿Qué volumen de la disolución anterior se necesita para neutralizar 20 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0'005 M?

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

31. **a)** Justifique, mediante la teoría de Brønsted-Lowry, el carácter ácido, básico o neutro que presentarán las disoluciones acuosas de las siguientes especies: NH_3 , CO_3^{2-} y HNO_2 .

b) Describa el procedimiento y el material necesario para llevar a cabo la valoración de una disolución acuosa de HCl con otra de NaOH.

SELECTIVIDAD 2008

32. Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a la disolución en agua de las siguientes sales y clasifíquelas en ácidas, básicas o neutras:

a) KNO_3

b) NH_4Cl

c) Na_2CO_3

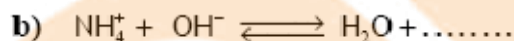
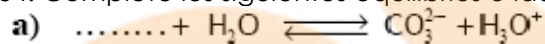
33. Una disolución acuosa de ácido clorhídrico de densidad 1'19 g/mL contiene un 37 % en peso de HCl. Calcule:

a) La fracción molar de HCl.

b) El volumen de dicha disolución necesario para neutralizar 600 mL de una disolución 0'12 M de hidróxido de sodio.

Masas atómicas: Cl = 35'5; O = 16; H = 1.

34. Complete los siguientes equilibrios e identifique los pares ácido-base conjugados:



35. Se prepara una disolución tomando 10 mL de una disolución de ácido sulfúrico del 24% de riqueza en peso y densidad 1'17 g/mL, y añadiendo agua destilada hasta un volumen de 100 mL. Calcule:

a) El pH de la disolución diluida.

b) El volumen de la disolución preparada que se necesita para neutralizar 10 mL de disolución de KOH de densidad 1'05 g/mL y 15 % de riqueza en peso.

Masas atómicas: K = 39; S = 32; O = 16; H = 1.

36. Se preparan 10 L de disolución de un ácido monoprótico HA, de masa molar 74, disolviendo en agua 37 g de éste. La concentración de H_3O^+ es 0'001 M. Calcule:

a) El grado de disociación del ácido en disolución.

b) El valor de la constante K_a .

37. **a)** ¿Qué volumen de disolución de NaOH 0'1 M se necesitaría para neutralizar 10 mL de disolución acuosa de HCl 0'2 M?

b) ¿Cuál es el pH en el punto de equivalencia?

c) Describa el procedimiento experimental y nombre el material necesario para llevar a cabo la valoración.

38. **a)** ¿Qué volumen de una disolución 0'03 M de HClO_4 se necesita para neutralizar 50 mL de una disolución 0'05 M de NaOH?

b) Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 50 mL de cada una de las disoluciones anteriores. Suponga que los volúmenes son aditivos.

39. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) Las disoluciones acuosas de acetato de sodio dan un pH inferior a 7.

- b) Un ácido débil es aquél cuyas disoluciones son diluidas.
- c) La disociación de un ácido fuerte en una disolución diluida es prácticamente total.

40. El ácido cloroacético es un ácido monoprótico. En una disolución acuosa de concentración 0'01 M se encuentra disociado en un 31 %. Calcule:

- a) La constante de disociación del ácido.
- b) El pH de la disolución.

41. Calcule el pH de 50 mL de:

- a) Una disolución acuosa 0'01 M de cloruro de hidrógeno.
- b) Una disolución acuosa 0'01 M de hidróxido de potasio.
- c) Una disolución formada por la mezcla de volúmenes iguales de las dos disoluciones anteriores.

42. Se disuelven 0'17 g de amoníaco en agua, obteniéndose 100 mL de disolución de $\text{pH} = 11'12$.

Calcule:

- a) El grado de disociación del amoníaco.
- b) El valor de la constante K_b de esta sustancia.

Masas atómicas: N = 14; H = 1.

43. a) Explique por qué el NH_4Cl genera un pH ácido en disolución acuosa.

b) Indique cuál es el ácido conjugado de las siguientes especies cuando actúan como base en medio acuoso: CO_3^{2-} , H_2O y NH_3

SELECTIVIDAD 2009

44. El pH de 1 L de disolución acuosa de hidróxido de litio es 13. Calcule:

- a) Los gramos de hidróxido que se han utilizado para prepararla.
- b) El volumen de agua que hay que añadir a 1 L de la disolución anterior para que su pH sea 12. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Masas atómicas: O = 16; H = 1; Li = 7.

45. Para las especies CN^- , HF y CO_3^{2-} , en disolución acuosa:

- a) Escriba, según corresponda, la fórmula del ácido o de la base conjugados.
- b) Justifique, mediante la reacción correspondiente, el carácter ácido o básico que es de esperar de cada una de las disoluciones.

46. En el laboratorio se tienen dos recipientes: uno contiene 15 mL de una disolución acuosa de HCl de concentración 0'05 M y otro 15 mL de una disolución acuosa 0'05 M de CH_3COOH . Calcule:

- a) El pH de cada una de las disoluciones.
- b) La cantidad de agua que se deberá añadir a la disolución más ácida para que el pH de ambas sea el mismo. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Dato: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1'8 \cdot 10^{-5}$

47. En medio acuoso, según la teoría de Bronsted-Lowry:

- a) Justifique el carácter básico del amoníaco.
- b) Explique si el CH_3COONa genera pH básico.
- c) Razone si la especie HNO_2 puede dar lugar a una disolución de $\text{pH} > 7$

48. Para las siguientes sales: NaCl, NH_4NO_3 y K_2CO_3

- a) Escriba las ecuaciones químicas correspondientes a su disolución en agua.
- b) Clasifique las disoluciones en ácidas, básicas o neutras

49. La codeína es un compuesto monobásico de carácter débil cuya constante K_b es $9 \cdot 10^{-7}$. Calcule:

- El pH de una disolución acuosa $0,02 \text{ M}$ de codeína.
- El valor de la constante de acidez del ácido conjugado de la codeína.

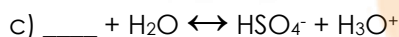
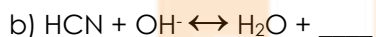
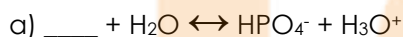
50. En 500 mL de agua se disuelven 3 g de CH_3COOH . Calcule:

- El pH de la disolución.
 - El tanto por ciento de ácido ionizado.
- Datos: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$ Masas atómicas: $\text{C} = 12$; $\text{H} = 1$; $\text{O} = 16$.

51. Se dispone de un recipiente que contiene una disolución acuosa de HCl $0,1 \text{ M}$:

- ¿Cuál es el volumen de esa disolución necesario para neutralizar 20 mL de una disolución $0,02 \text{ M}$ de hidróxido de potasio?
- Describa el procedimiento e indique el material necesario para llevar a cabo la valoración anterior.

52. Complete los siguientes equilibrios ácido-base e identifique los pares conjugados, según la teoría de Bronsted-Lowry:



53. En una disolución acuosa $0,03 \text{ M}$ de amoníaco, éste se encuentra disociado en un $2,4\%$. Calcule:

- El valor de la constante de disociación de la base.
- ¿Qué cantidad de agua habrá que añadir a 100 mL de dicha disolución para que el pH de la disolución resultante sea $10,5$? Suponga que los volúmenes son aditivos.

54. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Un ácido puede tener carácter débil y estar concentrado en disolución.
- Un ión negativo puede ser un ácido.
- Existen sustancias que pueden actuar como base y como ácido.



Apellidos: _____ Nombre: _____

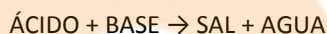
OBJETIVOS:

- Tratamos de conocer la concentración de una disolución problema de ácido, valorándolo frente a una conocida de base a la que llamamos patrón o referencia. Ésta disolución de ha preparado previamente en la práctica I.
- Familiarización con el material y el manejo de las técnicas de volumetrías ácido-base.

Introducción teórica:

La base de este tipo de análisis son las reacciones de neutralización que se producen entre un ácido y una base, cuando su combinación es estequiométrica.

Sabemos que los ácidos son neutralizados por las bases, produciéndose sal y agua según la reacción general:



Calcularemos la concentración del ácido o de la base, enfrentándola a su “opuesto”, cuya concentración es conocida. Por la relación estequiométrica podemos conocer la concentración del otro.

Cuando, como en nuestro caso, el ácido es neutralizado por la base, se alcanza el punto de equivalencia. En el punto de equivalencia todo el ácido (cationes H_3O^+), es neutralizado por la base (aniones OH^-). En el punto de equivalencia, se produce una sal. Si la sal procede de ácido fuerte y base fuerte, no producirá hidrólisis y por tanto el pH valdrá 7 en dicho punto.

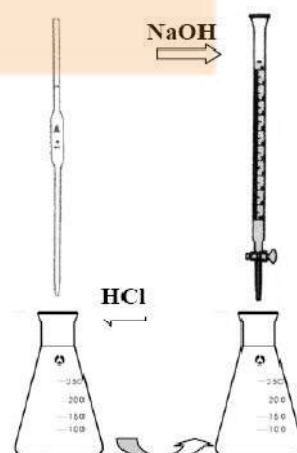
En nuestro caso nos vamos a centrar en valoraciones de ácido fuerte frente a base fuerte y viceversa. Si esto no fuera así, se formaría otro tipo de sales que tras la neutralización que darían si producirían hidrólisis y el pH en el punto de equivalencia sería distinto de 7.

Si consideramos la valoración de un ácido problema, a medida que se va adicionando base, los protones se van neutralizando y el pH va aumentando progresivamente. Para detectar el punto de equivalencia utilizaremos un indicador- previamente adicionado al ácido-que es una sustancia que cambia de color dependiendo del pH del medio. En nuestro caso utilizaremos un indicador cuya zona de viraje se produzca a pH básico. Esto es así, ya que en el momento en que se produce la neutralización, es decir, se alcanza el punto de equivalencia, la simple adición de una gota más de base implica la introducción de aniones OH^- que no serán neutralizados y el pH aumentará bruscamente (pH básico) , así el indicador cambiará de color.

Procedimiento práctico:

- Toma con la pipeta o en su defecto con una probeta ,25 cm^3 de la disolución de HCl preparada por el profesor (problema), y viértelos en un **matraz erlenmeyer**. Añade al contenido del matraz dos o tres gotas de disolución de **fenolftaleína**.

A.1. ¿Qué color toma la disolución? ¿Por qué? Trata de explicarlo.



- Monta la bureta con una pinza en un soporte metálico. Llena la bureta con la disolución de NaOH 0,2 M preparada previamente en la práctica I (preparación de disoluciones) y enrásala, es decir, nivela la superficie superior del líquido con el cero de la graduación de la bureta. Al mismo tiempo se llenará el pico de la bureta que se halla por debajo de su llave.

- Deja gotear el contenido de la bureta sobre la disolución del matraz erlenmeyer, mientras se agita éste, hasta el momento en que la disolución del matraz tome un color suave permanente. Para percibir mejor este color, por contraste, puedes utilizar una loseta blanca, o un papel blanco, colocados debajo del matraz erlenmeyer.

- *Lee cuidadosamente* el volumen de la disolución de NaOH gastado y *anótalo*. (Ten en cuenta que el volumen gastado del contenido de la bureta tiene el cero en la parte superior y que la lectura aumenta hacia abajo.)
- Repite la valoración tres veces, por lo menos.



Experiencia	Volumen HCl (ml)	Volumen NaOH gastado (ml)
1	25	
2	25	
3	25	
Volumen NaOH promedio		

Admitiendo que la disolución de base es exactamente 0,2 M y teniendo en cuenta errores como el producido en la medición al haber pesado el NaOH con balanza poco sensible, ¿Cuál será la concentración de HCl?

Utilizaremos un sencillo factor de conversión estequiométrico:

$$\text{Vol NaOH en l} \cdot \frac{0,2 \text{ mol de NaOH}}{1 \text{ l de NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} = \text{moles HCl reaccionan}$$

$$\text{Molaridad HCl} = \text{moles HCl reacc} / 0,025 \text{ l}$$

A.2. Determina la relación que existe entre las molaridades y los volúmenes.

A.3. Determina la relación anterior pero para la valoración del ácido sulfúrico frente al NaOH.

A.4. Explica el material y las normas de seguridad establecidas para la realización de la práctica.

A.5. SELECTIVIDAD 2008 (Examen Junio, opción B, cuestión 4):

a) ¿Qué volumen de disolución de NaOH 0'1 M se necesitaría para neutralizar 10 mL de disolución acuosa de HCl 0'2 M?

b) ¿Cuál es el pH en el punto de equivalencia?

c) Describa el procedimiento experimental y nombre el material necesario para llevar a cabo la valoración.

Nota: A la hora de explicar la práctica en caso de que así se exija hay que considerar todas las medidas de seguridad establecidas cuando se trata de manejo de sustancias corrosivas.