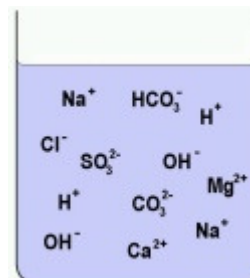


CAPÍTULO 2 EQUILIBRIO IÓNICO

CONTENIDO:

- Ácidos y Bases
 - Definición de ácido y base
- Propiedades ácido base del agua.
- La medida de la acidez de una solución: el pH
 - Clasificación de soluciones y pH
- Ácidos fuertes y ácidos débiles
- Bases fuertes y bases débiles
- Ácidos polipróticos
- Sales en agua
- Efecto del ion común.
- Soluciones amortiguadoras.
- Curvas de valoración ácido base
- Indicadores ácido base
- Demostraciones de laboratorio
- Equilibrios de precipitación
- Equilibrios de lones complejos
- Problemas propuestos

pH	[H ⁺]	[OH ⁻]	Ejemplo
1	10 ⁰	10 ⁻¹⁴	Ácido clorhídrico (HCL)
2	10 ⁻¹	10 ⁻¹³	Ácido estómecal
3	10 ⁻²	10 ⁻¹²	Zumo de limón
4	10 ⁻³	10 ⁻¹¹	Vinagre (Ácido acético)
5	10 ⁻⁴	10 ⁻¹⁰	Zumo de naranja
6	10 ⁻⁵	10 ⁻⁹	Agua de lluvia
7	10 ⁻⁶	10 ⁻⁸	Leche
8	10 ⁻⁷	10 ⁻⁷	Agua pura
9	10 ⁻⁸	10 ⁻⁶	Clara de huevo
10	10 ⁻⁹	10 ⁻⁵	Jabón, Bicarbonato de sosa
11	10 ⁻¹⁰	10 ⁻⁴	Abono potásico
12	10 ⁻¹¹	10 ⁻³	Amoniaco (NH ₃)
13	10 ⁻¹²	10 ⁻²	Cal Ca(OH) ₂
14	10 ⁻¹³	10 ⁻¹	Hidróxido potásico (KOH)



INTRODUCCIÓN

El equilibrio iónico estudia los equilibrios que ocurren en solución acuosa. El equilibrio ácido-base en los sistemas biológicos es tan importante que puede significar la diferencia entre salud y enfermedad. Estos equilibrios, hasta cierto punto, dominan la vida sobre la tierra. En los procesos industriales se controlan ciertas variables a fin de favorecer el desplazamiento de equilibrios en el sentido deseado y obtener mayor cantidad de productos.

CAPÍTULO 4 EQUILIBRIO IÓNICO

ÁCIDOS Y BASES

DEFINICIÓN DE ÁCIDO Y BASE

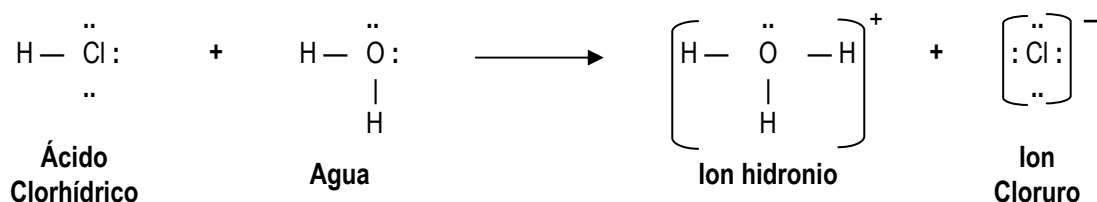
Una de las definiciones más conocidas de ácidos y bases es aquella que indica:

*Un **ácido** es aquella sustancia capaz de producir iones H^+ en solución acuosa y una base es aquella sustancia capaz de producir iones OH^- en solución acuosa.*

Sin embargo esta definición no es posible aplicarla a sustancias como el amoníaco que es una base muy utilizada en Química Analítica. Por eso es importante utilizar una definición más amplia, como la definición de Bronsted:

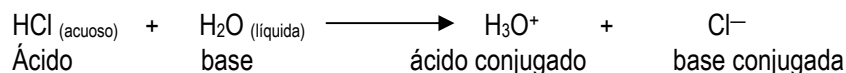
*Según Bronsted:
Un **ácido** es aquella sustancia capaz de donar iones H^+ (protones) en solución acuosa y una base es aquella sustancia capaz de aceptar H^+ (protones) en solución acuosa.*

Según esta definición, siempre que exista un ácido que done un protón, existirá una base que aceptará ese protón. Por ejemplo: el ácido clorhídrico en solución acuosa es capaz de donar un protón y el agua es capaz de aceptar ese protón:

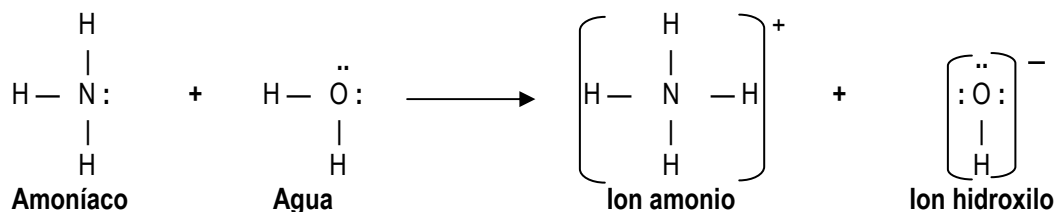


En la reacción anterior, el agua se comporta como una base ya que acepta el protón para formar el ion hidronio (H_3O^+). Si se analiza la reacción en sentido inverso, el ion hidronio se comporta como ácido y le dona un protón al ion cloruro (Cl^-) que se comporta como base.

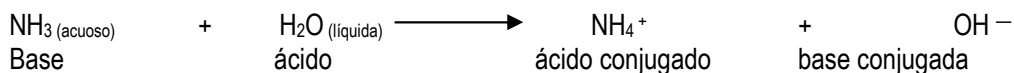
El ion cloruro es la base conjugada del ácido clorhídrico y el ion hidronio es el ácido conjugado del agua. De esta forma todo ácido al donar un protón se transforma en una base conjugada y toda base al aceptar un protón se transforma en un ácido conjugado.



En el caso del amoníaco, no se detecta fácilmente que se trata de una base:

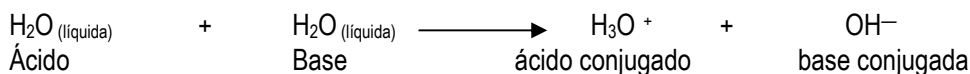


El agua dona un protón (se comporta como ácido) al amoníaco que se comporta como base, para producir el ion amonio NH_4^+ (ácido conjugado del amoníaco) y el ion hidroxilo (base conjugada del agua).

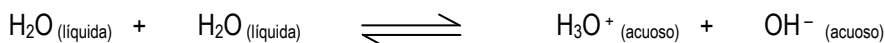


PROPIEDADES ÁCIDO BASE DEL AGUA

En las reacciones anteriores se observa que el agua puede comportarse como ácido y como base. En agua pura, unas moléculas se comportarán como ácido y otras como base:



Esta es una reacción reversible, por lo tanto se puede establecer un equilibrio:



La expresión de la constante de equilibrio será:

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

La concentración del agua líquida es constante, no se coloca en la expresión de la constante de equilibrio, ya que se incluye en el valor de K. Por lo tanto la expresión queda:

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

El ion hidronio H_3O^+ se utiliza cuando se desea destacar que el agua aceptó un protón. Sin embargo, para simplificar las expresiones, es posible representarlo como H^+ . Así la constante se expresa como:

$$K = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Experimentalmente se han medido, en agua pura, las concentraciones de H^+ y de OH^- a $25^\circ C$ en equilibrio y sus valores son $1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$. Por lo tanto el valor de K será:

$$K = (1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}) \times (1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}) = 1,0 \times 10^{-14}$$

Esta es la constante de ionización del agua o constante del producto iónico del agua y se representa como K_w .

La **constante de equilibrio del agua** se expresa como:

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

El producto de las concentraciones de H^+ y OH^- se denomina **producto iónico**

$$\text{Producto iónico} = [H^+][OH^-]$$

K_w es la **constante del producto iónico**

Una **solución ácida** contiene mayor concentración de H^+ que el agua:

$$[H^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \quad \text{y por lo tanto} \quad [H^+] > [OH^-]$$

De igual forma, en una **solución básica** se produce un aumento en la concentración de iones OH^-

$$[OH^-] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L} \quad \text{y} \quad [OH^-] > [H^+]$$

Recuerde:

Las **constantes de equilibrio** son valores constantes a una temperatura constante. Por eso en los equilibrios en solución se tomará como temperatura constante $25^\circ C$ a menos que se especifique lo contrario, en cuyo caso será necesario utilizar otro valor de K .

LA MEDIDA DE LA ACIDEZ DE UNA SOLUCIÓN: EL pH

En solución acuosa, las concentraciones de protones y de iones hidroxilo son muy pequeñas, por lo que se prefiere expresarlas con logaritmos en lugar de utilizar concentraciones.

Si se aplica la función logaritmo decimal a ambos miembros de la igualdad de la expresión de K_w , se obtiene:

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

$$\log K_w = \log [H^+][OH^-] = \log [H^+] + \log [OH^-]$$

Se multiplica toda la expresión por (-1):

$$-\log K_w = -\log [H^+] + (-\log [OH^-])$$

Si se sustituye $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$

$$-\log (1,0 \times 10^{-14}) = 14,00 = -\log [H^+] + (-\log [OH^-])$$

La función $f(x) = -\log x$ es denominada "la función p": $p(x) = -\log x$.

Por lo tanto la expresión se transforma en:

$$14,00 = p[H^+] + p[OH^-]$$

que se expresa en forma más sencilla como:

$$pH + pOH = 14,00$$

Para efectos de cálculos de **cifras significativas**, la parte entera de un logaritmo sólo indica la posición de la coma decimal en el número y no son considerados dígitos significativos. A tal efecto, el **pH** y el **pOH se reportan** normalmente al menos **con dos decimales, lo que equivale a dos cifras significativas**.

CLASIFICACIÓN DE SOLUCIONES Y pH

Las soluciones se clasifican como ácidas, básicas o neutras en función del pH.

Si la solución
es:

Ácida	$[H^+] > [OH^-]$	$[H^+] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$	$pH < 7,00$	$pOH > 7,00$
Básica	$[H^+] < [OH^-]$	$[OH^-] > 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$	$pOH < 7,00$	$pH > 7,00$
Neutra	$[H^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$		$pH = pOH = 7,00$	

Para evitar confusiones, se usa el pH para expresar la acidez o alcalinidad de una solución; el pOH se usa solamente cuando expresamente se solicite.

La tabla 9 presenta algunas sustancias de uso común, que son ácidas o básicas.

Tabla 9 pH de soluciones de uso común

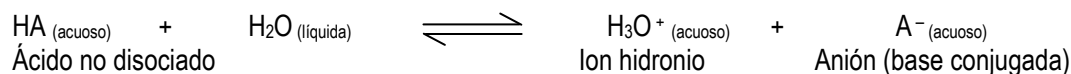
Sustancia	Valor aproximado del pH	La solución es:
Jugo gástrico	1,0 – 2,0	Ácida
Jugo de limón	2,4	Ácida
Vinagre	3,0	Ácida
Vino	3,5	Ácida
Saliva	6,4 – 6,9	Ácida
Leche	6,5	Ácida
Agua pura	7,0	Neutra
Sangre	7,35 – 7,45	Básica
Lágrimas	7,4	Básica
Clara de huevo	7,7	Básica
Agua de mar	7,7	Básica
Leche de magnesia	10,6	Básica
Limpiador de hornos (líquido)	11,5	Básica

Fuente: Chang, 2003; Brown y colaboradores, 1998

ÁCIDOS FUERTES Y ÁCIDOS DÉBILES

Los ácidos se pueden clasificar en ácidos fuertes y ácidos débiles. En soluciones de igual concentración (mol/L) los ácidos fuertes producen una concentración de protones mayor que los ácidos débiles.

La ionización de un ácido tipo HA puede escribirse en forma de equilibrio:

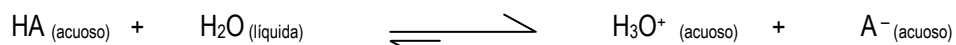


La expresión de la constante de ionización (formación de iones) también llamada constante de disociación, de ese equilibrio es:

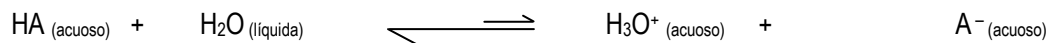
$$K = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Mientras mayor sea la constante de este equilibrio, se formará mayor cantidad de productos y la concentración de protones en el equilibrio será mayor.

Un ácido se considera fuerte cuando el equilibrio de ionización está casi totalmente desplazado hacia productos y la concentración de ácido no disociado es despreciable:



Un ácido es débil cuando ocurre lo contrario:



*Si un **ácido** es **fuerte** su **base conjugada** es una base **débil** y si un **ácido** es **débil** su **base conjugada** es una base **fuerte**.*

En términos numéricos, la constante de equilibrio de ionización (disociación en iones) de un ácido fuerte es mucho mayor que 1, mientras que la constante de ionización de un ácido débil es menor que 1.

*Acido fuerte: $K_a \gg 1$
Acido débil $K_a < 1$
Acido muy débil $K_a \ll 1$*

La tabla 10 muestra los valores de K_a para algunos ácidos monopróticos (un solo hidrógeno ácido)

Tabla 10 Constantes de ionización de ácidos monopróticos

Ácido	Fórmula	K_a	El ácido es:
Ácido perclórico	HClO ₄	∞	Muy fuerte
Ácido clorhídrico (Jugo gástrico)	HCl	∞	Fuerte
Ácido nítrico	HNO ₃	∞	Fuerte
Ácido fluorhídrico	HF	$6,8 \times 10^{-4}$	Débil
Ácido nitroso	HNO ₂	$4,5 \times 10^{-4}$	Débil
Ácido acetilsalicílico (aspirina)	C ₈ H ₇ O ₂ COOH	$3,0 \times 10^{-4}$	Débil
Ácido fórmico (hormigas)	HCOOH	$1,7 \times 10^{-4}$	Débil
Ácido láctico (músculos)	C ₃ H ₅ O ₄ H	$1,4 \times 10^{-4}$	Débil
Ácido benzoico	C ₆ H ₅ COOH	$6,5 \times 10^{-5}$	Débil
Ácido acético (Vinagre)	CH ₃ COOH	$1,8 \times 10^{-5}$	Débil
Ácido hipoloroso	HCIO	$3,0 \times 10^{-8}$	Débil
Ácido cianhídrico (¡muy tóxico!)	HCN	$4,9 \times 10^{-10}$	Muy débil
Fenol	C ₆ H ₅ OH	$1,3 \times 10^{-10}$	Muy débil

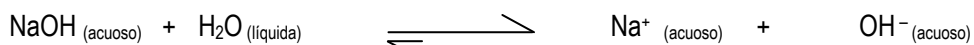
Fuente: Chang, 2003; Brown y colaboradores, 1998

NOTA: Los valores de las constantes pueden variar de un texto a otro.

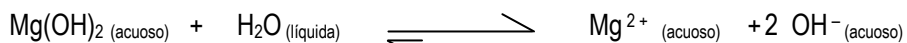
BASES FUERTES Y BASES DÉBILES

El mismo razonamiento de los ácidos se puede aplicar a las bases. Una base se considera fuerte cuando el equilibrio de ionización está casi totalmente desplazado hacia productos y la concentración de base no disociada es despreciable.

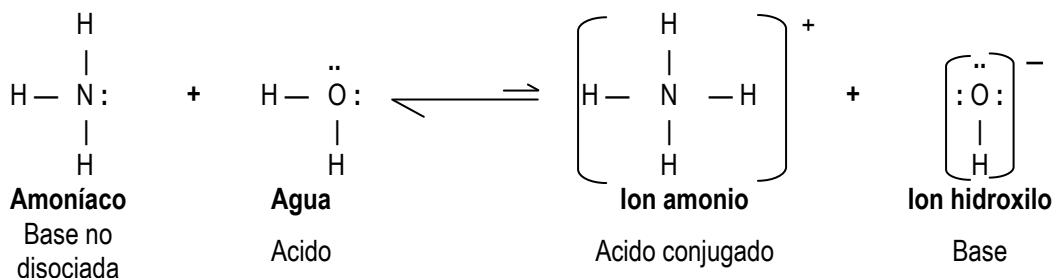
Para una base del tipo metal-OH como el NaOH se cumple lo siguiente:



Para el caso de bases con más de un grupo hidróxido, como el $\text{Mg}(\text{OH})_2$ o el $\text{Al}(\text{OH})_3$:



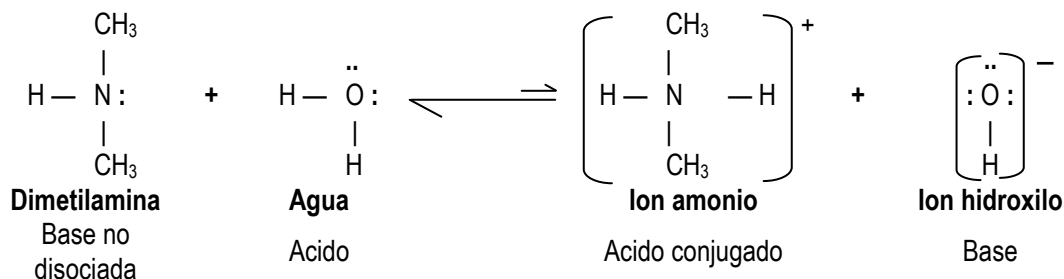
En general se considera que todas las bases del tipo metal-OH son fuertes. Las bases débiles son compuestos orgánicos (aminas) siendo la más importante el amoníaco.



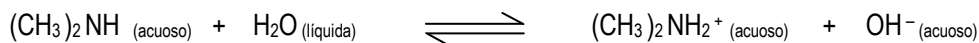
Este equilibrio se escribe en forma simplificada como:



Para otras bases orgánicas como la dimetil amina, el equilibrio de ionización es el siguiente:



En forma simplificada como:



La constante de equilibrio de ionización (disociación en iones) de una base fuerte es mucho mayor que 1, mientras que la constante de ionización de una base débil es menor que 1.

Base fuerte: $K_b \gg 1$
 Base débil $K_b < 1$
 Base muy débil $K_b \ll 1$

Si una **base** es **fuerte** su **ácido conjugado** es un ácido **muy débil** y
 si una **base** es **débil** su **ácido conjugado** es un ácido **fuerte**.

En la tabla 11 se presentan los valores de K_b para algunas bases orgánicas.

Tabla 11 Constantes de ionización de bases

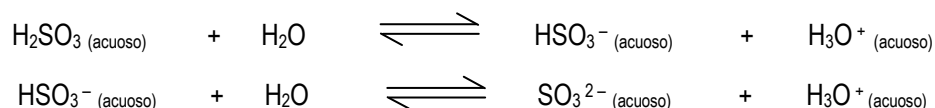
Base	Fórmula	K_b	La base es:
Hidróxido de sodio (limpiador de hornos)	NaOH	∞	Muy fuerte
Hidróxido de magnesio (leche de magnesia)	Mg(OH) ₂	∞	Fuerte
Hidróxido de calcio (cal apagada)	Ca(OH) ₂	∞	Fuerte
Hidróxido de aluminio	Al(OH) ₃	∞	Fuerte
Amoníaco	NH ₃	$1,8 \times 10^{-5}$	Débil
Metilamina	CH ₃ NH ₂	$4,4 \times 10^{-4}$	Débil
Etilamina	CH ₃ CH ₂ NH ₂	$5,6 \times 10^{-4}$	Débil
Trimetilamina	(CH ₃) ₃ N:	$6,4 \times 10^{-5}$	Débil
Piridina (¡muy tóxica!)	C ₅ H ₅ N:	$1,7 \times 10^{-9}$	Muy débil
Anilina	C ₆ H ₅ NH ₂	$3,8 \times 10^{-10}$	Muy débil
Urea	N ₂ H ₄ CO	$1,5 \times 10^{-14}$	Muy débil

Fuente: Chang, 2003; Brown y colaboradores, 1998

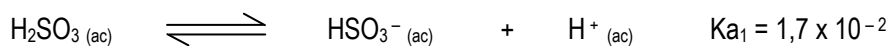
ÁCIDOS POLIPRÓTICOS

Los ácidos polipróticos son aquellos que poseen en su fórmula más de un hidrógeno ácido (protón ácido). La disociación (ionización) de estos compuestos para dar protones en solución, se lleva a cabo por etapas, las cuales tienen diferente constante K_a .

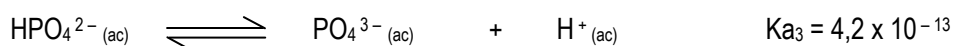
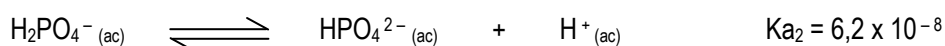
Un ejemplo es el ácido sulfuroso H₂SO₃ que se disocia en dos etapas:



Para simplificar la escritura de las ecuaciones, se puede simplificar sustituyendo el ion hidronio por protones:



Puede observarse que ambas constantes son diferentes. La primera disociación (K_{a1}) ocurre en mayor extensión que la segunda (K_{a2}), lo que se interpreta como que es más difícil quitar al ácido poliprótico el segundo protón ácido que el primero. Algo similar sucede con los ácidos tripróticos como el ácido fosfórico.



Son equilibrios sucesivos de disociación, pero NUNCA se deben sumar para obtener un único equilibrio. Deben estudiarse por separado.

NUNCA deben sumarse los **equilibrios de ionización** sucesivos de **ácidos polipróticos**.

La tabla 12 muestra las constantes de disociación de algunos ácidos polipróticos.

Tabla 12 Constantes de ionización de ácidos polipróticos

Ácido	Fórmula	K_{a1}	K_{a2}	K_{a3}
Ácido sulfúrico (ácido de batería)	H_2SO_4	∞	$1,2 \times 10^{-2}$	
Ácido sulfuroso	H_2SO_3	$1,7 \times 10^{-2}$	$6,4 \times 10^{-8}$	
Ácido oxálico	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$6,5 \times 10^{-2}$	$6,1 \times 10^{-5}$	
Ácido carbónico (bebidas carbonatadas)	H_2CO_3	$4,2 \times 10^{-7}$	$4,8 \times 10^{-11}$	
Ácido cítrico (limón)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7\text{H}_3$	$3,5 \times 10^{-4}$	$1,7 \times 10^{-5}$	$4,0 \times 10^{-7}$
Ácido ascórbico (vitamina C)	$\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6\text{H}_2$	$8,5 \times 10^{-5}$	$1,6 \times 10^{-12}$	
Ácido tartárico	$\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6\text{H}_2$	$1,0 \times 10^{-3}$	$4,6 \times 10^{-5}$	
Ácido fosfórico (bebidas de cola)	H_3PO_4	$7,5 \times 10^{-3}$	$6,2 \times 10^{-8}$	$4,2 \times 10^{-13}$
Ácido maleico (caramelos extra ácidos)	$\text{C}_4\text{H}_2\text{O}_4\text{H}_2$	$1,2 \times 10^{-2}$	$5,96 \times 10^{-7}$	
Ácido sulfhídrico (huevo podrido)	H_2S	$9,5 \times 10^{-8}$	$1,1 \times 10^{-19}$	

Fuente: Chang, 2003; Brown y colaboradores, 1998

Ejemplo 1: Calcular el pH y el pOH de una solución de HCl $1,2 \times 10^{-3}$ mol/L. El HCl es un ácido fuerte

$$[\text{HCl}] = 1,2 \times 10^{-3} \text{ mol/L} = 0,0012 \text{ mol/L}$$

La disociación el HCl se representa como:



Por ser un ácido fuerte, se representa como reacción y no como equilibrio, ya que la reacción inversa no ocurre.

	HCl	→	H ⁺	+	Cl ⁻
Inicial (mol/L)	0,0012		0		0
Reacción completa (mol/L)	- 0,0012				
Se produce (mol/L)			0,0012		0,0012
Final (mol/L)	0		0,0012		0,0012

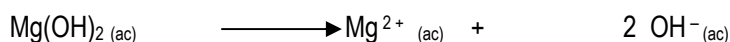
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,0012) = 2,98 \quad \text{pH} < 7 \Rightarrow \text{solución ácida}$$

$$\text{pOH} = 14,00 - \text{pH} = 14,00 - 2,98 = 11,08$$

Ejemplo 2: Calcular el pH y el pOH de una solución de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ $1,00 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$.

$$[\text{Mg}(\text{OH})_2] = 1,00 \times 10^{-3} \text{ mol/L} = 0,00100 \text{ mol/L}$$

La disociación se representa como:



Por ser una base fuerte, se representa como reacción y no como equilibrio.

	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	→	Mg^{2+}	+	2OH^-
Inicial (mol/L)	0,00100		0		0
Reacción completa (mol/L)	- 0,00100				
Se produce (mol/L)			+ 0,00100		+ 0,00200
Final (mol/L)	0		0,00100		0,00200

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0,00200) = 2,70$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 - 2,70 = 11,30 \quad \text{pH} > 7 \Rightarrow \text{solución básica}$$

Ejemplo 3: Calcular el pH y el pOH de una solución de HNO_2 $0,100 \text{ mol/L}$ El HNO_2 es un ácido débil cuya $K_a = 4,5 \times 10^{-4}$

La disociación el HCl se representa como:



Por ser un ácido débil, la disociación es parcial:

	HNO_2	\rightleftharpoons	H^+	$+$	NO_2^-
Inicial (mol/L)	0,100		0		0
Reacción para llegar al equilibrio (mol/L)	$- X$				
Se produce (mol/L)			$+ X$		$+ X$
En el equilibrio (mol/L)	$0,100 - X$		X		X

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] [\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]} = \frac{(X) (X)}{(0,100 - X)} = 4,5 \times 10^{-4}$$

Se obtiene una ecuación de segundo grado: $X^2 + 4,5 \times 10^{-4} X - 4,50 \times 10^{-5} = 0$

$$X_1 = 6,49 \times 10^{-3} \quad X_2 = - 6,94 \times 10^{-3} \quad \text{¡absurdo! No puede ser negativo}$$

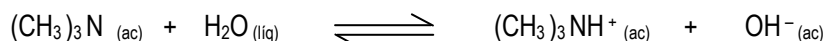
Se toma el valor que sea químicamente lógico: en este caso el positivo.

$$\text{pH} = - \log [\text{H}^+] = - \log (X) = - \log (6,49 \times 10^{-3}) = 2,16 \text{ pH} < 7 \Rightarrow \text{solución ácida}$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 - 2,16 = 11,84$$

Ejemplo 4: Calcular el pH y el pOH de una solución de trimetilamina $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ $1,00 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, una base débil cuya $K_b = 6,4 \times 10^{-5}$

La disociación se representa como:



Por ser una base débil, la disociación es parcial:

	$(\text{CH}_3)_3\text{N}$	$+$	H_2O	\rightleftharpoons	$(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$	$+$	OH^-
Inicial (mol/L)	0,100				0		0
Cambio para llegar al equilibrio (mol/L)	$- X$				$+ X$		$+ X$
En el equilibrio (mol/L)	$0,100 - X$				X		X



La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_b = \frac{[(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+] [\text{OH}^-]}{[(\text{CH}_3)_3\text{N}]} = \frac{(X) (X)}{(0,100 - X)} = 6,4 \times 10^{-5}$$



Se obtiene una ecuación de segundo grado: $X^2 + 6,4 \times 10^{-5} X - 6,40 \times 10^{-6} = 0$

$$X_1 = 2,50 \times 10^{-3} \quad X_2 = - 2,56 \times 10^{-3} \text{ ¡absurdo! No puede ser negativo}$$

Se toma el valor que sea químicamente lógico: en este caso el positivo.

$$\text{pOH} = - \log [\text{OH}^-] = - \log (X) - \log (2,50 \times 10^{-3}) = 2,60$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 - 2,60 = 11,40 \quad \text{pH} > 7 \Rightarrow \text{solución básica}$$

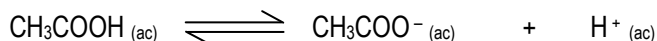
En los ejemplos anteriores, para realizar los cálculos fue necesario resolver ecuaciones cuadráticas. Actualmente las calculadoras científicas traen incorporados programas para resolverlas, por eso no se muestra en detalle la resolución de la ecuación. En ocasiones las ecuaciones matemáticas que se obtienen pueden resultar un poco complicadas para su resolución, es por eso que es válido realizar aproximaciones para simplificar los cálculos.

Si el valor de X (cantidad disociada) es muy pequeño en comparación con la concentración inicial del ácido o base, se pudiese considerar que la concentración de la especie no disociada es prácticamente la misma que la inicial. Esta aproximación es válida siempre que el error cometido sea menor al 5 %.

Ejemplo 5: Calcular el pH y el pOH de una solución de ácido acético de concentración 0,150 mol/L .

El ácido acético es un ácido débil cuya $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

La disociación se representa como:



Por ser un ácido débil, la disociación es parcial:

	CH_3COOH	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	+	H^+
Inicial (mol/L)	0,150		0		0
Cambio para llegar al equilibrio (mol/L)	- X		+ X		+ X
En el equilibrio (mol/L)	0,150 - X		X		X

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(X) (X)}{(0,150 - X)} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Se puede suponer que X es muy pequeña frente a 0,150 y se puede hacer la aproximación:

$$0,150 - X \approx 0,150$$

La ecuación a resolver será:

$$K_a = \frac{[H^+] [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{(X) (X)}{(0,150)} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Si se despeja X se obtiene: $X^2 = (1,8 \times 10^{-5}) (0,150)$ de donde $X = 1,64 \times 10^{-3}$

Es necesario evaluar si la aproximación es válida, para lo cual se determina el error cometido.

$$\% \text{ de error} = \frac{X}{0,150} \times 100$$

$$\% \text{ de error} = \frac{1,64 \times 10^{-3}}{0,150} \times \frac{100}{10} = 1,09 \%$$

El error es menor al 5 % por lo tanto es válida la aproximación.

$$pH = -\log [H^+] = -\log (1,64 \times 10^{-3}) = 2,79 \quad pH < 7 \Rightarrow \text{solución ácida}$$

$$pOH = 14,00 - pH = 14,00 - 2,79 = 11,21$$

Las **aproximaciones** en los cálculos son **válidas**
si el **error** cometido es **menor al 5 %**.
Es conveniente comprobar que la aproximación fue válida **antes** de reportar el resultado.

SALES EN AGUA

Las **sales que se disuelven en agua** son electrolitos fuertes, es decir, se disocian completamente, al igual que lo hacen los ácidos fuertes y las bases fuertes. Existen sales que no se disuelven completamente en agua; esto se estudiará en los equilibrios de solubilidad.

Una sal puede considerarse como el resultado de una reacción entre un ácido y una base. Debido a que existen ácidos fuertes y débiles, así como bases fuertes y débiles, se presentan cuatro posibles combinaciones, lo que origina una clasificación de las sales.

Tabla 13 Clasificación de las sales

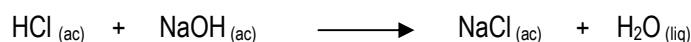
Tipo de ácido	Tipo de base	Origina una sal	Ejemplo
Ácido fuerte	Base fuerte	Sal de ácido fuerte-base fuerte	NaCl Cloruro de sodio
Ácido fuerte	Base débil	Sal de	NH ₄ Cl

		ácido fuerte-base débil	Cloruro de amonio
Ácido débil	Base fuerte	Sal de ácido débil-base fuerte	CH ₃ COONa Acetato de sodio
Ácido débil	Base débil	Sal de ácido débil -base débil	CH ₃ COONH ₄ Acetato de amonio

El comportamiento de cada tipo de sal debe estudiarse por separado.

SAL DE ACIDO FUERTE-BASE FUERTE

Este tipo de sal se obtiene por la reacción entre un ácido fuerte como el HCl y una base fuerte como el NaOH. La reacción que origina la sal es:



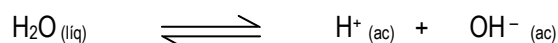
El NaCl formado, por ser un electrolito fuerte, se disocia completamente



El ion Na⁺ es el ácido conjugado del NaOH, una base muy fuerte, por lo tanto, este ion es un ácido muy débil y no participa en ningún equilibrio. La constante de ionización de un ácido conjugado es el inverso de la constante de disociación de la base original. Por lo tanto, si el NaOH es una base fuerte con una constante infinita, su ácido conjugado tiene una constante de disociación de cero.

El ion Cl⁻ es la base conjugada del HCl, un ácido fuerte, con una constante de disociación infinita, de esta forma, la constante de la base conjugada es cero.

Lo anterior lleva a la conclusión que una solución acuosa de una sal que proviene de ácido fuerte y base fuerte, al disociarse, los iones formados no participan en ningún tipo de equilibrio con el agua. Si se desea calcular el pH de una solución de NaCl, se debe tomar en cuenta sólo la disociación del agua.



Por lo tanto el pH y el pOH serán iguales a 7,00, ya que los iones Na⁺ y Cl⁻ no modifican el equilibrio del agua.

*Al disolver en agua una **sal de ácido fuerte-base fuerte**, la **solución** obtenida es **neutra**,*

$$\mathbf{pH = pOH = 7,00}$$

SAL DE ACIDO FUERTE-BASE DÉBIL

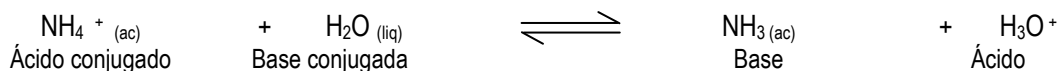
Este tipo de sal se obtiene por la reacción entre un ácido fuerte como el HCl y una base débil como el amoníaco. La reacción que origina la sal es:



El NH_4Cl formado, por ser un electrolito fuerte, se disocia completamente



El ion amonio NH_4^+ es el ácido conjugado del amoníaco, NH_3 , una base débil. Por lo tanto, el ion amonio es un ácido fuerte y origina un equilibrio con el agua. La reacción que representa dicho equilibrio es la siguiente:



Se observa que se obtiene H_3O^+ como producto de la reacción, la solución resultante es ácida.

Al disolver en agua una **sal de ácido fuerte-base débil**, la **solución obtenida es ácida**,
pH < 7,00

La expresión de la constante del equilibrio es:

$$K = \frac{[\text{NH}_3] [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

Si se multiplican el numerador y el denominador de una fracción por el mismo valor, la expresión no se altera. Por tal motivo, se puede multiplicar por $[\text{OH}^-]$:

$$K = \frac{[\text{NH}_3] [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]}$$

Si se reordena la expresión se obtiene:

$$K = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]}{1}$$

El primer término corresponde al inverso de la K_b del amoníaco y el segundo término corresponde a la constante del producto iónico del agua K_w . Por lo tanto:

$$K = \frac{1}{K_b} \times \frac{K_w}{1} = \frac{K_w}{K_b}$$

La constante así obtenida se denomina constante de hidrólisis K_h de la sal.

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

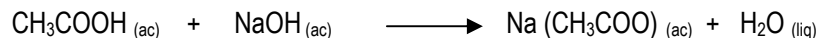
Ya que $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$ y $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ La K_h para el NH_4Cl será:

$$K_h = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,56 \times 10^{-10}$$

$$1,8 \times 10^{-5}$$

SAL DE ÁCIDO DÉBIL -BASE FUERTE

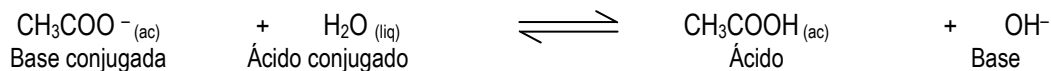
Este tipo de sal se obtiene por la reacción entre un ácido débil como el ácido acético y una base fuerte como el NaOH. La reacción que origina la sal es:



El acetato de sodio formado, por ser un electrolito fuerte, se disocia completamente



El ion acetato CH_3COO^- es la base conjugada del ácido acético CH_3COOH , un ácido débil, por lo tanto, el ion es una base y origina un equilibrio con el agua. La reacción que representa el equilibrio es la siguiente:



Se observa que se obtiene OH^- como producto de la reacción, la solución resultante es básica.

Al disolver en agua una **sal de ácido débil-base fuerte**, la **solución obtenida es básica**,

$\text{pH} > 7,00$

La expresión de la constante del equilibrio es:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Si se multiplican el numerador y el denominador de una fracción por el mismo valor, la expresión no se altera. Por tal motivo, se puede multiplicar por $[\text{H}^+]$:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-] [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}^+]}$$

Si se reordena la expresión se obtiene:

$$K = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}^+]} \times \frac{[\text{H}^+] [\text{OH}^-]}{1}$$

El primer término corresponde al inverso de la K_a del ácido acético y el segundo término corresponde a la constante del producto iónico del agua K_w . Por lo tanto:

$$K = \frac{1}{K_a} \times K_w = \frac{K_w}{K_a}$$

$$\frac{\quad}{K_a} \quad \frac{\quad}{1} \quad \frac{\quad}{K_a}$$

La constante así obtenida se denomina constante de hidrólisis K_h de la sal.

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

Ya que $K_w = 1,0 \times 10^{-14}$ y $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ La K_h para el Na (CH₃COO) será:

$$K_h = \frac{1,0 \times 10^{-14}}{1,8 \times 10^{-5}} = 5,56 \times 10^{-10}$$

SAL DE ÁCIDO DÉBIL-BASE DÉBIL

Si se aplica el razonamiento anterior para los otros tipos de sales, en el caso del acetato de amonio,

Este tipo de sal se obtiene por la reacción entre un ácido débil como el ácido acético y una base débil como el amoníaco. La reacción que origina la sal es:

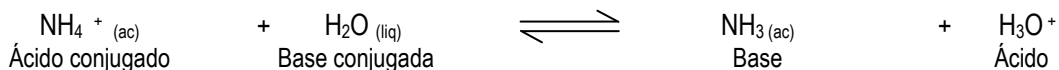
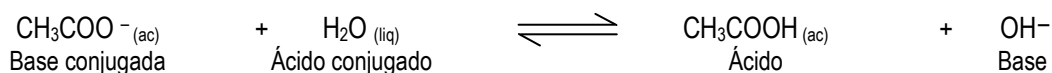


El acetato de amonio formado, por ser una sal se considera un electrolito fuerte que se disocia completamente



En este equilibrio se originan dos iones conjugados: el ion amonio, ácido conjugado del amoníaco y el ion acetato, base conjugada del ácido acético.

Los equilibrios que ocurren simultáneamente son los siguientes:



En el equilibrio del acetato se obtienen iones hidroxilo y en el equilibrio del ion amonio, se producen iones hidronio. El pH de la solución resultante dependerá de la fortaleza de un equilibrio sobre el otro. El equilibrio que tenga una mayor constante de hidrólisis ocurrirá en mayor proporción y definirá el pH final.

En este caso específico, ambas constantes de hidrólisis son numéricamente iguales. Por lo tanto la solución resultante será neutra. Para constantes de hidrólisis diferentes, el cálculo del pH involucra un sistema de ecuaciones con cierto grado de dificultad, lo cual escapa al objetivo de este curso.

EFEECTO DEL ION COMÚN

Hasta ahora se han estudiado diferentes tipos de solución: soluciones ácidas, soluciones básicas y soluciones de sales. ¿Qué sucedería si se mezclan estas soluciones?

Al mezclar dos soluciones diferentes, se debe evaluar si ocurre una reacción o si ocurre un equilibrio, pero ¿cuál de los dos se estudia primero? En este punto es necesario dar prioridad a uno de los dos. Una reacción siempre tendrá prioridad frente a un equilibrio, ya que tiene una constante infinita.

*Al mezclar dos soluciones, **las reacciones tienen prioridad sobre los posibles equilibrios.***
 Por lo tanto se evalúan primero las reacciones y luego, con los productos obtenidos se estudian los equilibrios.

La tabla 14 muestra las posibles combinaciones y la forma de abordarlas.

Tabla 14 Tratamiento de mezclas de soluciones de ácidos y bases

La solución A	Se mezcla con:	La reacción que ocurre:	El equilibrio que ocurre:	Se analiza como:
Ácido fuerte	Base fuerte	Ácido + base → sal + agua	Sal de ácido fuerte-base fuerte	Agua pura
Ácido fuerte	Base débil	Ácido + base → sal + agua	Sal de ácido fuerte-base débil	Hidrólisis de la sal
Ácido fuerte	Ácido fuerte	No hay reacción	No hay equilibrio	Suma de protones
Ácido fuerte	Ácido débil	No hay reacción	Disociación del ácido débil	Ion adicional al equilibrio
Ácido débil	Base fuerte	Ácido + base → sal + agua	Sal de ácido débil-base fuerte	Hidrólisis de la sal
Ácido débil	Base débil	Ácido + base → sal + agua	Sal de ácido débil-base débil	Hidrólisis de ambas sales
Ácido débil	Ácido fuerte	No hay reacción	Disociación del ácido débil	Ion adicional al equilibrio
Ácido débil	Ácido débil	No hay reacción	Disociación de cada ácido débil	Equilibrios simultáneos con protones adicionales

La mezcla de un ácido con una sal o de una base con una sal no produce ninguna reacción, sólo es necesario evaluar los posibles equilibrios.

Ejemplo 6: Calcular el pH de una solución que se obtiene mezclando 50,00 mL de HCl 0,0125 mol/L con 50,00 mL de ácido acético 0,0125 mol/L

Calcular las concentraciones luego de la mezcla ANTES de evaluar cualquier reacción o equilibrio.

$$[\text{HCl}] = \frac{(50,00 \times 10^{-3} \text{ L}) (0,0125 \text{ mol/L})}{100,00 \times 10^{-3} \text{ L}} = 6,25 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

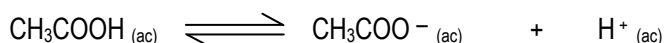
$$[\text{HCl}] = [\text{CH}_3\text{COOH}] = 6,25 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Los ácidos no reaccionan entre sí. El HCl por ser fuerte tiene prioridad frente al CH_3COOH que es un ácido débil. Ocurre primero la disociación completa del HCl y luego el equilibrio del CH_3COOH

	HCl	\longrightarrow	H^+	$+$	Cl^-
Inicial (mol/L)	0,00625		0		0
Cambio (mol/L)	- 0,00625		+ 0,00625		+ 0,00625
Final (mol/L)	0		0,00625		0,00625

El ácido acético es un ácido débil cuya $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

La disociación se representa como:



Por ser un ácido débil, la disociación es parcial, pero es necesario tomar en cuenta que ya en la solución hay protones, que deben tomarse en cuenta en el equilibrio:

	CH_3COOH	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	$+$	H^+
Inicial (mol/L)	0,00625		0		0,00625
Cambio para llegar al equilibrio (mol/L)	- X		+ X		+ X
En el equilibrio (mol/L)	0,00625- X		X		0,00625+X

Según el principio de Le Châtelier, la disociación (reacción directa) se verá frenada por la presencia de protones en el medio. Esto se conoce como el **"efecto del ion común"**

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(0,00625 + X) (X)}{(0,00625 - X)} = 1,8 \times 10^{-5}$$



Se puede suponer que X es muy pequeña frente a 0,00625 y se puede hacer la aproximación:

$$0,00625 + X \approx 0,00625 \quad \text{y} \quad 0,00625 - X \approx 0,00625$$

La ecuación a resolver será:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+] [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(0,00625) (X)}{(0,00625)} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Si se despeja X se obtiene: $X = 1,8 \times 10^{-5}$

Es necesario evaluar si la aproximación es válida, para lo cual se determina el error cometido.

$$\% \text{ de error} = \frac{X}{0,00625} \times 100$$

$$\% \text{ de error} = \frac{1,8 \times 10^{-5}}{0,00625} \times \frac{100}{1} = 0,29 \%$$

El error es menor al 5 % por lo tanto es válida la aproximación.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,00625 + 1,8 \times 10^{-5}) = 2,20 \quad \text{pH} < 7 \Rightarrow \text{solución ácida}$$

Ejemplo 7: Calcular el pH de una solución que se obtiene mezclando 50,00 mL de NaOH 0,0125 mol/L con 50,00 mL de amoníaco 0,0125 mol/L

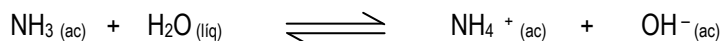
Calcular las concentraciones luego de la mezcla ANTES de evaluar cualquier reacción o equilibrio.

$$[\text{NaOH}] = \frac{(50,00 \times 10^{-3} \text{ L}) (0,0125 \text{ mol/L})}{100,00 \times 10^{-3} \text{ L}} = 6,25 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{NH}_3] = 6,25 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Las bases no reaccionan entre sí. El NaOH por ser fuerte tiene prioridad frente al NH_3 que es una base débil. Ocurre **primero la disociación completa** del NaOH y **luego el equilibrio** del NH_3

La disociación se representa como:



Por ser una base débil, la disociación es parcial, pero en la solución están presentes iones que hay que tomar en cuenta al plantear el equilibrio: el efecto del ion común



	NH_3	+	H_2O	\rightleftharpoons	NH_4^+	+	OH^-
Inicial (mol/L)	0,00625				0		0,00625
Cambio para llegar al equilibrio (mol/L)	- X				+ X		+ X
En el equilibrio (mol/L)	0,00625- X				X		0,00625+X

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(0,00625 + X) (X)}{(0,00625 - X)} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Se puede suponer que X es muy pequeña frente a 0,00625:

$$0,00625 + X \approx 0,00625 \quad \text{y} \quad 0,00625 - X \approx 0,00625$$

La ecuación a resolver será:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = \frac{(0,00625)(X)}{(0,00625)} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Se despeja X y se obtiene: $X = 1,8 \times 10^{-5}$

Es necesario evaluar si la aproximación es válida, para lo cual se determina el error cometido.

$$\% \text{ de error} = \frac{X}{0,00625} \times 100$$

$$\% \text{ de error} = \frac{1,8 \times 10^{-5}}{0,00625} \times \frac{100}{1} = 0,29 \%$$

El error es menor al 5 % por lo tanto es válida la aproximación.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0,00625 + 1,8 \times 10^{-5}) = 2,20$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 - 2,20 = 11,80 \quad \text{pH} > 7 \Rightarrow \text{solución básica}$$

El efecto del ion común es el desplazamiento del equilibrio ocasionado por la adición de un compuesto que tiene un ion en común con la sustancia disuelta.

SOLUCIONES AMORTIGUADORAS

En el ejemplo 6 se presentó el caso de la mezcla de ácidos, uno de ellos fuerte y el otro débil. El ejemplo 8 presenta ahora una mezcla de un ácido débil con una sal de ese ácido débil.

Ejemplo 8: Calcular el pH de una solución que se obtiene mezclando 100,00 mL de ácido acético 0,0125 mol/L con 100,00 mL de acetato de sodio 0,0125 mol/L

Calcular las concentraciones luego de la mezcla ANTES de evaluar cualquier reacción o equilibrio.

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{(100,00 \times 10^{-3} \text{ L})(0,0125 \text{ mol/L})}{100,00 \text{ mL}} = 6,25 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$200,00 \times 10^{-3} \text{ L}$$

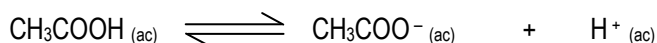
$$[\text{CH}_3\text{COO Na}] = [\text{CH}_3\text{COOH}] = 6,25 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

El ácido y la sal no reaccionan entre sí. La sal por ser un electrolito fuerte tiene prioridad frente al CH_3COOH que es un ácido débil. Ocurre primero la disociación completa de la sal y luego el equilibrio del CH_3COOH

	$\text{CH}_3\text{COO Na}$	\longrightarrow	Na^+	$+$	CH_3COO^-
Inicial (mol/L)	0,00625		0		0
Cambio (mol/L)	- 0,00625		+ 0,00625		+ 0,00625
Final (mol/L)	0		0,00625		0,00625

El ácido acético es un ácido débil cuya $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

La disociación se representa como:



Por ser un ácido débil, la disociación es parcial, pero es necesario tomar en cuenta que ya en la solución hay iones acetato, que deben tomarse en cuenta en el equilibrio:

	CH_3COOH	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	$+$	H^+
Inicial (mol/L)	0,00625		0,00625		0
Cambio para llegar al equilibrio (mol/L)	- X		+ X		+ X
En el equilibrio (mol/L)	0,00625 - X		0,00625 + X		X

Según el principio de Le Châtelier, la disociación (reacción directa) se verá frenada por la presencia de iones acetato: es el “**efecto del ion común**”

La expresión de la constante de equilibrio del ácido acético, tomando en cuenta todos los iones es:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(X)(0,00625 + X)}{(0,00625 - X)} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Se realiza la aproximación: $0,00625 - X \approx 0,00625$ $0,00625 + X \approx 0,00625$

La ecuación a resolver será:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(X)(0,00625)}{(0,00625)} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Si se despeja X se obtiene: $X = 1,80 \times 10^{-5}$

Es necesario evaluar si la aproximación es válida, para lo cual se determina el error cometido.

$$\% \text{ de error} = \frac{X}{0,00625} \times 100$$

$$\% \text{ de error} = \frac{1,80 \times 10^{-5}}{0,00625} \times \frac{100}{1} = 0,29 \%$$

El error es menor al 5 % por lo tanto es válida la aproximación.

Para calcular el pH de la solución se usa el valor de $X = [H^+] = 1,80 \times 10^{-5}$

$$pH = -\log [H^+] = -\log (1,80 \times 10^{-5}) = 4,70 \quad pH < 7 \Rightarrow \text{solución ácida}$$

Se observa que a pesar que las concentraciones de los ejemplos 7 y 8 son iguales, el hecho de tener como ion común el anión del ácido, frena el desplazamiento del equilibrio hacia productos, con lo cual la concentración de protones en equilibrio es menor en el ejemplo 8. La presencia del anión del ácido débil “amortigua” el cambio de pH en la solución. Si a la solución anterior se le agrega una pequeña cantidad de ácido fuerte o de base fuerte, el pH tendrá poca variación debido al efecto “amortiguador” del equilibrio.

Ejemplo 9: Calcular el pH de la solución que se obtiene añadiendo 4,00 mg de NaOH (sólido) a la solución resultante del ejemplo 8. Considere que el volumen no se altera al añadir el sólido.

Para efectos de simplificar los cálculos se recomienda comenzar con las soluciones originales ANTES DE LOS EQUILIBRIOS.

La solución tiene un volumen de 200,0 mL (0,2000 L) y está formada por: CH_3COOH 0,00625 mol/L y CH_3COONa 0,00625 mol/L. Se añade un tercer compuesto y es necesario evaluar si ocurre reacción entre ellos, para lo cual es necesario determinar la cantidad de cada componente (en mol) presente en el volumen total de solución:

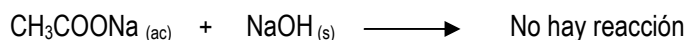


$$\text{Cantidad de } CH_3COOH \text{ en mol} = 0,00625 \text{ mol/L} \times 0,2000 \text{ L} = 0,00125 \text{ mol}$$

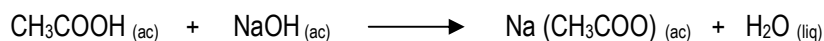
$$\text{Cantidad de } CH_3COONa \text{ en mol} = 0,00625 \text{ mol/L} \times 0,2000 \text{ L} = 0,00125 \text{ mol}$$

$$\text{Cantidad de NaOH (mol)} = \frac{4,00 \times 10^{-3} \text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Las posibilidades de reacción son: reacción de la sal y la base:



Reacción del ácido acético con la base NaOH: se produce una sal (acetato de sodio) y agua



Se determina la cantidad de cada reactivo DESPUÉS de esta reacción: el **reactivo limitante** es el NaOH, que reacciona completamente con una cantidad estequiométricamente equivalente de ácido acético.

	CH_3COOH	+	NaOH	\longrightarrow	$\text{Na}(\text{CH}_3\text{COO})$	+	H_2O
Inicial (mol)	0,00125		0,000100		0,00125		
Cambio en la reacción (mol)	- 0,000100		- 0,000100		+ 0,000100		
Final (mol)	0,00115		0		0,00135		

Las concentraciones de cada especie **después de la reacción** son:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{0,00115 \text{ mol}}{200,00 \times 10^{-3} \text{ L}} = 5,75 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[\text{Na}(\text{CH}_3\text{COO})] = \frac{0,00135 \text{ mol}}{200,00 \times 10^{-3} \text{ L}} = 6,75 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

La solución contiene sólo ácido acético y acetato de sodio. Se resuelve en forma similar al ejemplo 8. La **disociación completa** de la sal (electrolito fuerte) tiene **prioridad** sobre el equilibrio del ácido débil

	$\text{Na CH}_3\text{COO}$	\longrightarrow	Na^+	+	CH_3COO^-
Inicial (mol/L)	0,00675		0		0
Cambio (mol/L)	- 0,00675		+ 0,00675		+ 0,00675
Final (mol/L)	0		0,00675		0,00675

Se estudia ahora el equilibrio del ácido acético ($K_a = 1,8 \times 10^{-5}$)

	CH_3COOH	\rightleftharpoons	CH_3COO^-	+	H^+
Inicial (mol/L)	0,00575		0,00675		0
Cambio para llegar al equilibrio (mol/L)	- X		+ X		+ X
En el equilibrio (mol/L)	$0,00575 - X$		$0,00675 + X$		X

La disociación (reacción directa) se verá frenada por el **efecto del ion común** debido a la presencia de iones acetato en la solución.

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(X)(0,00675 + X)}{(0,00575 - X)} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Se realiza la aproximación: $0,00575 - X \approx 0,00575$ $0,00675 + X \approx 0,00675$

La ecuación a resolver será:

$$K_a = \frac{[H^+] [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{(X) (0,00675)}{(0,00575)} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Si se despeja X se obtiene: $X = 1,53 \times 10^{-5}$

Es necesario evaluar si la aproximación es válida, para lo cual se determina el error cometido. Se usa el menor de los valores para evaluar la aproximación, ya que así el error resultará mayor.

$$\% \text{ de error} = \frac{X}{0,00575} \times 100$$

$$\% \text{ de error} = \frac{1,53 \times 10^{-5}}{0,00575} \times \frac{100}{1} = 0,266 \%$$

El error es menor al 5 % por lo tanto es válida la aproximación.

Para calcular el pH de la solución se usa el valor de $X = [H^+] = 1,53 \times 10^{-5}$

$$pH = -\log [H^+] = -\log (1,53 \times 10^{-5}) = 4,82 \quad pH < 7 \Rightarrow \text{solución ácida}$$

La **variación del pH** que ocurre al agregar 4,00 mg de NaOH es:

$$\Delta pH = 4,82 - 4,70 = 0,12.$$

Se observa una pequeña variación del pH. Puede pensarse que se debe a que era muy poca la cantidad de NaOH agregada, pero ¿Qué sucedería si se agrega la misma cantidad de NaOH a 200,0 mL de agua pura?

Ejemplo 10: Calcular el pH de la solución que se obtiene añadiendo 4,00 mg de NaOH (sólido) a 200,0 mL de agua pura. Considere que el volumen no se altera al añadir el sólido.

La cantidad de NaOH (en moles) añadida a la solución es:

$$\text{Cantidad de NaOH (mol)} = \frac{4,00 \times 10^{-3}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,00 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

La concentración de NaOH se obtiene mediante:

$$[NaOH] = \frac{1,00 \times 10^{-4} \text{ mol}}{200,00 \times 10^{-3} \text{ L}} = 5,00 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

La concentración de iones OH^- se obtiene de la disociación completa de la base.

	$\text{NaOH}_{(ac)} \longrightarrow$	$\text{Na}^+_{(ac)} + \text{OH}^-_{(ac)}$	
	$\text{NaOH} \longrightarrow$	$\text{Na}^+ + \text{OH}^-$	
Inicial (mol/L)	0,000500	0	0
Cambio (mol/L)	- 0,000500	+ 0,000500	+ 0,000500
Final (mol/L)	0	0,000500	0,000500

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0,000500) = 3,30$$

$$\text{pH} = 14,00 - \text{pOH} = 14,00 - 3,30 = 10,70 \quad \text{pH} > 7 \Rightarrow \text{solución básica}$$

$$\text{En agua pura } [\text{OH}^-] = [\text{H}^+] = 1,00 \times 10^{-7} \quad \text{y } \text{pH} = \text{pOH} = 7,00$$

La variación de pH observada es:

$$\Delta \text{pH} = 10,70 - 7,00 = 3,70.$$

La variación de pH obtenida en el ejemplo 10 es mucho mayor que en el ejemplo 9, lo que ilustra la capacidad "amortiguadora" del pH de una solución que contiene ácido acético y acetato de sodio.

Una **solución amortiguadora** está formada por un ácido débil y la sal de ese ácido, o por una base débil y la sal de esa base. Esta solución tiene la **capacidad de resistir los cambios de pH** cuando se le agregan pequeñas cantidades de ácido o de base. Las soluciones amortiguadoras también se conocen como soluciones **tampón** o soluciones **búfer**.

CURVAS DE VALORACIÓN ACIDO-BASE

Una valoración o titulación es un procedimiento analítico para determinar la concentración de una solución haciéndola reaccionar con otra solución de concentración conocida. En el caso de las valoraciones acido-base, se conoce la concentración de uno de ellos y la solución se hace reaccionar con la otra cuya concentración se conoce de antemano.

Las posibles valoraciones acido-base dependen del tipo de ácido y base utilizadas. Por eso se estudiarán cuatro tipos de valoraciones:

- Ácido fuerte – base fuerte.
- Ácido fuerte – base débil.
- Ácido débil – base fuerte.
- Ácido débil – base débil.

La figura 8 muestra el equipo que se utiliza para realizar una valoración. Es frecuente colocar la base en la bureta y el ácido en la fiola, sin embargo es posible invertir la posición cuando sea necesario.

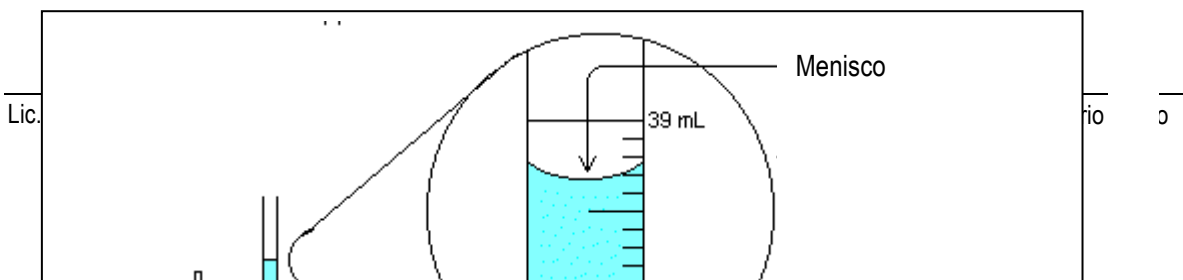


Figura 8 Equipo de laboratorio para realizar una valoración

*Una **curva de valoración** o **curva de titulación** es un gráfico de pH vs volumen añadido de titulante. .*

VALORACIÓN ÁCIDO FUERTE – BASE FUERTE

Para elaborar una curva de valoración de un ácido fuerte con una base fuerte, se colocan en la fiola 25,00 mL de solución de HCl de concentración 0,100 mol/L y la bureta se llena con solución de NaOH de concentración 0,100 mol/L ; se mide el pH resultante (en la fiola) para cada volumen de base añadido.

Determinación del pH inicial:

El pH inicial corresponde al de la solución de la fiola ANTES de comenzar a añadir base. El HCl es un ácido fuerte que se disocia completamente, según la reacción:



Disociación completa (mol/L)	- 0,100	+ 0,100	+ 0,100
Final (mol/L)	0	0,100	0,100

pH inicial $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,100) = 1,00$ $\text{pH} < 7 \Rightarrow$ solución ácida

Determinación del pH al añadir 10,00 mL de NaOH 0,100 mol/L:

Al añadir NaOH, ocurre una reacción entre el ácido y la base. Para analizar la reacción es necesario determinar la cantidad de inicial ácido (en moles) y la cantidad de base añadida (en moles)

Cantidad de HCl inicial: $(25,00 \times 10^{-3} \text{L}) \times (0,100 \text{ mol/L}) = 0,00250 \text{ mol}$

Cantidad de NaOH añadido (10,00 mL): $(10,00 \times 10^{-3} \text{L}) \times (0,100 \text{ mol/L}) = 0,00100 \text{ mol}$

La reacción que ocurre es:

	HCl	+ NaOH	→	NaCl	+ H ₂ O
Inicial (mol)	0,00250	0,00100		0	
Cambio en la reacción (mol)	- 0,00100	- 0,00100		0,00100	
Final (mol)	0,00150	0		0,00100	

El volumen total es 25,00 mL + 10,00 mL = 35,00 mL, por lo tanto, las concentraciones de cada especie **después de la reacción** son:

$$[\text{HCl}] = \frac{0,00150 \text{ mol}}{35,00 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,0429 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NaCl}] = \frac{0,00100 \text{ mol}}{35,00 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,0286 \text{ mol/L}$$

Sólo el HCl se toma en cuenta para calcular el pH.

	HCl _(ac)	→	H ⁺ _(ac)	+ Cl ⁻ _(ac)
Inicial (mol/L)	0,0429		0	0
Disociación completa (mol/L)	- 0,0429		+ 0,0429	+ 0,0429
Final (mol/L)	0		0,0429	0,0429

pH (+ 10 mL NaOH) $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,0429) = 1,37$ $\text{pH} < 7 \Rightarrow$ solución **ácida**

Determinación del pH cuando se han añadido 15,00 mL de NaOH 0,100 mol/L:

Química Analítica para Ingenieros Químicos

La resolución del problema es más sencilla si se considera que se han añadido 15,00 mL en total de NaOH **a la solución inicial de HCl** en lugar que trabajar con 5,00 mL adicionales al paso anterior.

Cantidad de HCl inicial: $(25,00 \times 10^{-3} \text{ L}) \times (0,100 \text{ mol/L}) = 0,00250 \text{ mol}$

Cantidad de NaOH añadido (15,00 mL): $(15,00 \times 10^{-3} \text{ L}) \times (0,100 \text{ mol/L}) = 0,00150 \text{ mol}$

	HCl	+	NaOH	→	NaCl	+	H ₂ O
Inicial (mol)	0,00250		0,00150		0		
Cambio en la reacción (mol)	- 0,00150		- 0,00150		0,00150		
Final (mol)	0,00100		0		0,00150		

El volumen total es 25,00 mL + 15,00 mL = 40,00 mL, por lo tanto, las concentraciones de cada especie **después de la reacción** son:

$$[\text{HCl}] = \frac{0,00100 \text{ mol}}{40,00 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,0250 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NaCl}] = \frac{0,00150 \text{ mol}}{40,00 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,0375 \text{ mol/L}$$

Sólo el HCl se toma en cuenta para calcular el pH.

	HCl _(ac)	→	H ⁺ _(ac)	+	Cl ⁻ _(ac)
Inicial (mol/L)	0,0250		0		0
Disociación completa (mol/L)	- 0,0250		+ 0,0250		+ 0,0250
Final (mol/L)	0		0,0250		0,0250

pH (+ 15 mL NaOH) $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (0,0250) = \mathbf{1,60}$ $\text{pH} < 7 \Rightarrow$ solución **ácida**

Determinación del pH en el punto de equivalencia cuando se han añadido 25,00 mL de NaOH 0,100 mol/L:

Cantidad de HCl inicial: $(25,00 \times 10^{-3} \text{ L}) \times (0,100 \text{ mol/L}) = 0,00250 \text{ mol}$

Cantidad de NaOH añadido (25,00 mL): $(25,00 \times 10^{-3} \text{ L}) \times (0,100 \text{ mol/L}) = 0,00250 \text{ mol}$

	HCl	+	NaOH	→	NaCl	+	H ₂ O
Inicial (mol)	0,00250		0,00250		0		
Cambio en la reacción (mol)	- 0,00250		- 0,00250		0,00250		

Final (mol)	0	0	0,00250
-------------	---	---	---------

En el punto de equivalencia todo el ácido presente reaccionó con la base añadida. Sólo queda NaCl en la solución.

El volumen total es 25,00 mL + 25,00 mL = 50,00 mL, por lo tanto, las concentraciones **después de la reacción** son:

$$[\text{NaCl}] = \frac{0,00250 \text{ mol}}{50,00 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,0500 \text{ mol/L}$$

Para calcular el pH sólo se toma en cuenta el agua, ya que el NaCl es una sal que no altera el pH.

$$\text{En agua pura } [\text{H}^+] = 1,00 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

pH (+ 25 mL NaOH) $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log (1,00 \times 10^{-7}) = 7,00$ $\text{pH} = 7 \Rightarrow$ solución **neutra**

Determinación del pH cuando se han añadido 30,00 mL de NaOH 0,100 mol/L: después del punto de equivalencia.

Cantidad de HCl inicial: $(25,00 \times 10^{-3} \text{ L}) \times (0,100 \text{ mol/L}) = 0,00250 \text{ mol}$

Cantidad de NaOH añadido (30,00 mL): $(30,00 \times 10^{-3} \text{ L}) \times (0,100 \text{ mol/L}) = 0,00300 \text{ mol}$

	HCl	+ NaOH	→	NaCl	+ H ₂ O
Inicial (mol)	0,00250	0,00300		0	
Cambio en la reacción (mol)	- 0,00250	- 0,00250		0,00250	
Final (mol)	0	0,00050		0,00250	

El volumen total es 25,00 mL + 30,00 mL = 55,00 mL, por lo tanto, las concentraciones de cada especie **después de la reacción** son:

$$[\text{NaOH}] = \frac{0,00050 \text{ mol}}{55,00 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,00909 \text{ mol/L}$$

$$[\text{NaCl}] = \frac{0,00250 \text{ mol}}{55,00 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,0455 \text{ mol/L}$$

Sólo el NaOH se toma en cuenta para calcular el pH.



Inicial (mol/L)	0,00909	0	0
Disociación completa (mol/L)	- 0,00909	+ 0,00909	+ 0,00909
Final (mol/L)	0	0,00909	0,00909

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (0,00909) = \mathbf{2,04}$$

$$pH (+ 30 \text{ mL NaOH}) \quad pH = 14,00 - pOH = \mathbf{11,96} \quad pH > 7 \Rightarrow \text{solución básica}$$

Se observa que en la valoración el pH cambia desde un valor de pH = 1,00 hasta el punto de equivalencia en donde pH = 7,00. Luego del punto de equivalencia, el pH aumenta por encima de 7,00 la solución se hace básica por el exceso de NaOH.

Si en lugar de tomar sólo cuatro volúmenes de base para calcular el pH, se toman más valores y se realizan cálculos similares, es posible obtener una serie de datos que permiten elaborar la curva de valoración. La tabla 15 muestra los valores obtenidos para la titulación de HCl 0,100 mol/L con NaOH 0,100 mol/L. Es posible simplificar los cálculos si se utiliza un programa de computación como Excel®, que es una hoja de cálculo, que también permite elaborar gráficos con los valores calculados. La tabla 15 es la transcripción de la que se elaboró en Excel®

La figura 9 se obtuvo a partir de los datos de la tabla 15, mediante el programa Excel®.

Tabla 15 Valores de pH obtenidos en la valoración de HCl con NaOH

Volumen de NaOH agregado (mL)	pH
0,00	1,00
5,00	1,18
10,00	1,37
15,00	1,60
20,00	1,95
22,00	2,20
24,00	2,69
25,00	7,00
26,00	11,29
28,00	11,75
30,00	11,96
35,00	12,22
40,00	12,36
45,00	12,46

50,00

12,52

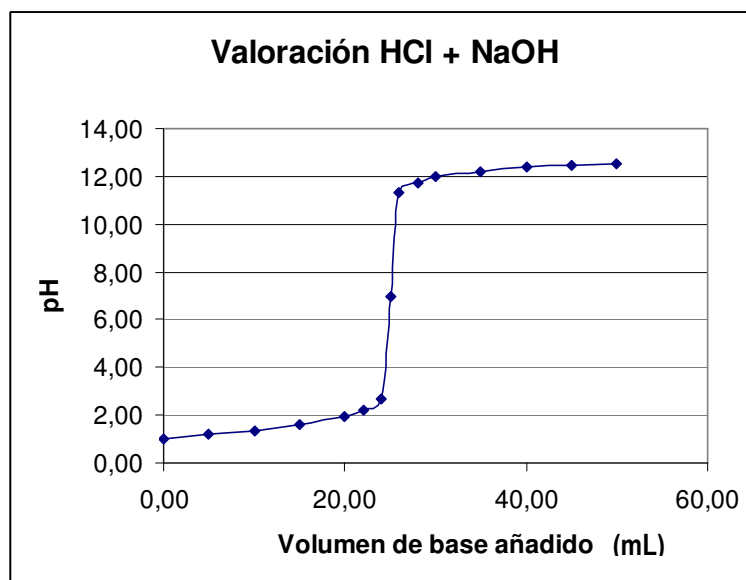


Figura 9 Curva de valoración de un ácido fuerte con una base fuerte

VALORACIÓN ÁCIDO DÉBIL – BASE FUERTE

En la elaboración de una curva de valoración de un ácido débil con una base fuerte, se colocan en la fiola 25,00 mL de solución de CH_3COOH de concentración 0,100 mol/L y en la bureta solución de NaOH de concentración 0,100 mol/L. El procedimiento es similar al de la valoración ácido fuerte-base fuerte.

Determinación del pH inicial:

El CH_3COOH es un ácido débil que se disocia parcialmente, según la reacción:

	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$
Inicial (mol/L)	0,100 0 0
Cambio para llegar al equilibrio (mol/L)	- X + X + X
En el equilibrio (mol/L)	0,100 - X X X

La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(X)(X)}{(0,100 - X)} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Se puede suponer que X es muy pequeña frente a 0,100 y se puede hacer la aproximación:

$$0,100 - X \approx 0,100$$

La ecuación a resolver será:

$$K_a = \frac{[H^+] [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{(X) (X)}{(0,100)} = 1,8 \times 10^{-5}$$

Si se despeja X se obtiene: $X = 1,34 \times 10^{-3}$

pH inicial $pH = -\log [H^+] = -\log (1,34 \times 10^{-3}) = 2,87$ $pH < 7 \Rightarrow$ solución **ácida**

Determinación del pH al añadir 10,00 mL de NaOH 0,100 mol/L:

Al añadir NaOH, ocurre una reacción entre el ácido y la base. Para analizar la reacción es necesario determinar la cantidad de inicial ácido (en moles) y la cantidad de base añadida (en moles)

Cantidad de CH₃COOH inicial: $(25,00 \times 10^{-3} L) \times (0,100 \text{ mol/L}) = 0,00250 \text{ mol}$

Cantidad de NaOH añadido (10,00 mL): $(10,00 \times 10^{-3} L) \times (0,100 \text{ mol/L}) = 0,00100 \text{ mol}$

La reacción que ocurre es:

	CH ₃ COOH	+	NaOH	→	Na CH ₃ COO	+	H ₂ O
Inicial (mol)	0,00250		0,00100		0		
Cambio en la reacción (mol)	- 0,00100		- 0,00100		0,00100		
Final (mol)	0,00150		0		0,00100		

El volumen total es 25,00 mL + 10,00 mL = 35,00 mL, por lo tanto, las concentraciones de cada especie **después de la reacción** son:

$$[CH_3COOH] = \frac{0,00150 \text{ mol}}{35,00 \times 10^{-3} L} = 0,0429 \text{ mol/L}$$

$$[Na CH_3COO] = \frac{0,00100 \text{ mol}}{35,00 \times 10^{-3} L} = 0,0286 \text{ mol/L}$$

Para calcular el pH se toma en cuenta que es una mezcla de un ácido débil y su sal, por lo tanto se realiza el cálculo para la solución amortiguadora. El pH obtenido luego del cálculo será:

pH (+ 10 mL NaOH) $pH = 4,57$ $pH < 7 \Rightarrow$ solución **ácida**

Determinación del pH en el punto de equivalencia cuando se han añadido 25,00 mL de NaOH 0,100 mol/L:

En el punto de equivalencia se obtiene acetato de sodio con una concentración 0,0500 mol/L. Es una sal de un ácido débil y una base fuerte. Luego de la disociación, el anión acetato se hidroliza, produciendo iones OH^- , lo que ocasiona que el pH sea básico. Mediante cálculos apropiados, se obtiene:

pH (+ 25 mL NaOH) pH = 8,72 pH > 7 \Rightarrow solución básica

Determinación del pH cuando se han añadido 30,00 mL de NaOH 0,100 mol/L: después del punto de equivalencia.

En este punto se obtiene una mezcla de ion acetato (una base conjugada) y un exceso de iones OH^- (una base fuerte). Predominan los iones OH^- sobre la hidrólisis del acetato, con lo que se obtiene:

pH (+ 30 mL NaOH) pH = 11,96 pH > 7 \Rightarrow solución básica

En la valoración el pH cambia desde un valor de pH = 2,87 hasta el punto de equivalencia en donde pH = 8,72. Luego del punto de equivalencia, el pH aumenta y la solución se hace básica por el exceso de NaOH.

La tabla 16 muestra los valores obtenidos para la titulación de CH_3COOH 0,100 mol/L con NaOH 0,100 mol/L y mediante el programa Excel® se obtuvo la figura 10.

Tabla 16 Valores de pH obtenidos en la valoración de CH_3COOH con NaOH

Volumen de NaOH agregado (mL)	pH
0,00	2,87
5,00	4,14
10,00	4,57
15,00	4,92
20,00	5,35
22,00	5,61
24,00	6,12
25,00	8,72
26,00	10,29
28,00	11,75
30,00	11,96
35,00	12,22
40,00	12,36
45,00	12,46
50,00	12,52

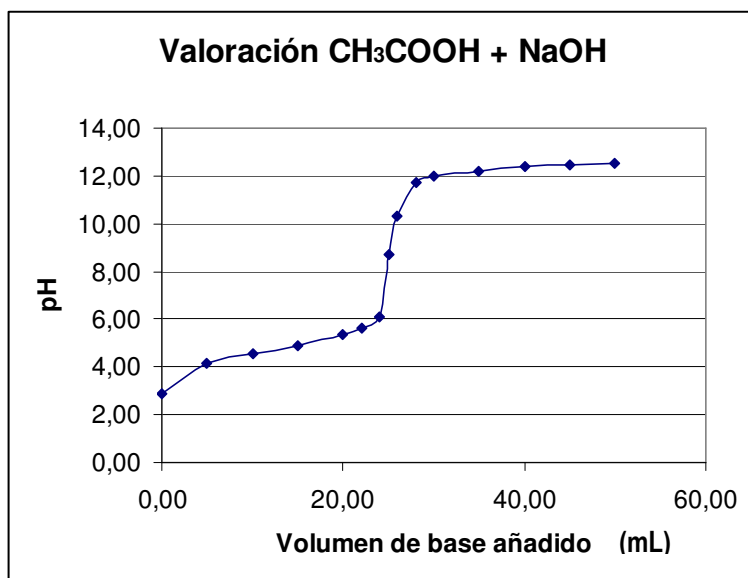


Figura 10 Curva de valoración de un ácido débil con una base fuerte

VALORACIÓN ÁCIDO FUERTE – BASE DÉBIL

En la elaboración de una curva de valoración de un ácido fuerte con una base débil, se colocan en la fiola 25,00 mL de solución de HCl de concentración 0,100 mol/L y en la bureta solución de NH₃ de concentración 0,100 mol/L. El procedimiento es similar al de la valoración ácido débil-base fuerte.

Realizando los cálculos apropiados, se puede obtener una serie de valores con los cuales elaborar un gráfico como el que se muestra en la figura 11.

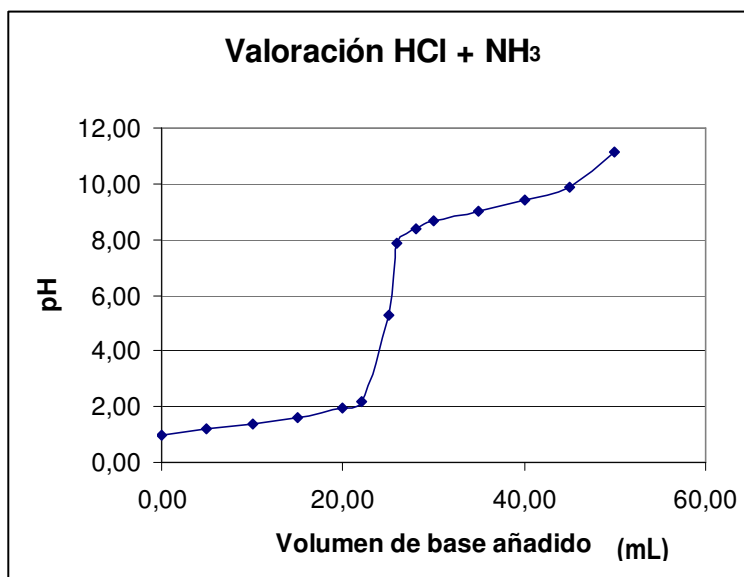


Figura 11 Curva de valoración de un ácido fuerte con una base débil

VALORACIÓN ÁCIDO DÉBIL – BASE DÉBIL

Esta curva de valoración requiere cálculos un poco más complicados, al hacer reaccionar ácido acético con amoníaco, ambos de concentración 0,100 mol/L y colocando 25,00 mL de ácido acético en la fiola.

Al realizar los cálculos se obtiene un gráfico similar al de la figura 12. Se observa que el salto de pH en las cercanías del punto de equivalencia, es mucho menos pronunciado que para las otras valoraciones, lo que explica el por qué este tipo de titulación es poco utilizado en la práctica.

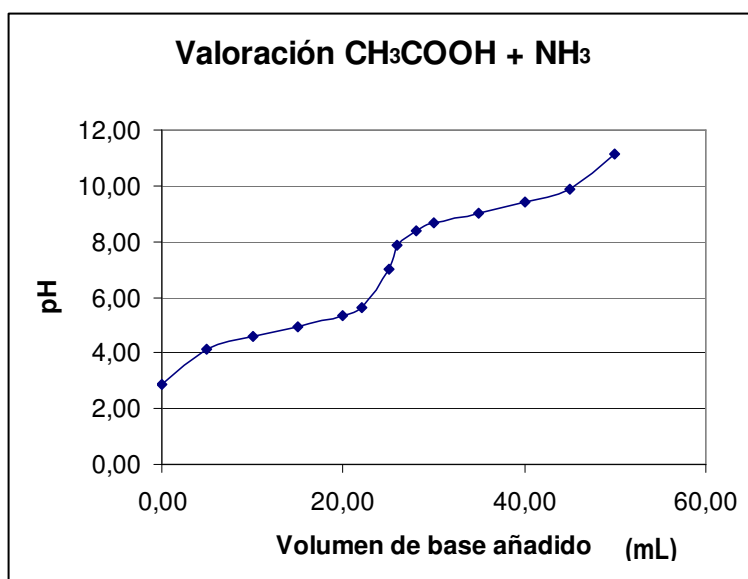


Figura 11 Curva de valoración de un ácido débil con una base débil

INDICADORES ACIDO BASE

Los indicadores acido-base son compuestos orgánicos, generalmente ácidos débiles, que tienen la propiedad de cambiar el color de una solución acuosa en función del pH. Esta propiedad es útil en el laboratorio cuando se realizan valoraciones, pues el indicador permite visualizar el salto en el pH en las cercanías del punto de equivalencia. Como se observa en las curvas de titulación, el pH del punto de equivalencia de una valoración puede variar dependiendo de la fortaleza del ácido y de la base.

Elegir un indicador apropiado para cada titulación permitirá calcular las concentraciones con el mínimo error. El cambio de color de un indicador, permite determinar un punto final de titulación. Este punto final debería ser lo más cercano posible al punto de equivalencia.

La tabla 17 muestra los rangos de pH en los cuales cambian de color algunos indicadores.

Para una titulación ácido fuerte – base fuerte, se deberá seleccionar un indicador cuyo rango de viraje incluya pH = 7,00 o alrededor de ese valor. Frecuentemente se usa fenolftaleína ya que da un cambio de color nítido.

Para una titulación ácido débil – base fuerte, el pH del punto de equivalencia está en los alrededores de pH = 8,00. La fenolftaleína también se puede utilizar.

Tabla 17 Indicadores acido - base

Nombre	Rango de pH de viraje	Cambio de color
Anaranjado de metilo	3,1 – 4,4	Rojo – amarillo
Verde de bromo cresol	3,8 – 5,4	Amarillo - azul
Rojo de metilo	4,2 – 6,3	Rojo – amarillo
Rojo neutro	6,8 – 8,0	Rojo – anaranjado
Rojo de cresol	7,2 – 8,8	Amarillo - rojo
Fenolftaleína	8,3 – 10,0	Incoloro – rojo (púrpura)
Amarillo de alizarina	10,1 – 12,0	Amarillo – rojo

Sin embargo, para una titulación ácido fuerte – base débil, el pH del punto de equivalencia está alrededor de pH = 5,00, para lo cual la fenolftaleína no se puede utilizar. Se seleccionará entonces un indicador como el verde de bromo cresol o el rojo de metilo.

DEMOSTRACIONES DE LABORATORIO

Indicadores acido-base de origen vegetal. Evaluación del pH aproximado de sustancias de uso común.

PREPARACIÓN DEL INDICADOR CON REPOLLO MORADO.

El repollo morado es un magnifico indicador acido-base de bajo costo, que resulta muy útil para demostraciones, ya que presenta varios cambios de color a diferentes valores de pH.

Para preparar el indicador se procede de la siguiente manera:

- Seleccione un repollo morado de color intenso.
- Corte en tiras o trozos de un tamaño aproximado de 1 cm de ancho. Aproximadamente 1 taza de repollo picado es suficiente.
- Coloque en una olla 1 litro de agua, caliente hasta hervir.
- Agregue el repollo picado al agua hirviendo y agite por unos minutos.
- Remueva del calor, tape y deje enfriar a temperatura ambiente.
- Guarde en la nevera en un recipiente cerrado. Este indicador se descompone en pocos días.

PREPARACIÓN DE SOLUCIONES PARA UNA ESCALA APROXIMADA DE pH.

- Prepare una solución de HCl 0,1 mol/L. (Solución pH 1)
- Diluya diez veces la solución anterior: tome 1 mL y agregue 9 mL de agua destilada. Mezcle bien (Solución de pH 2)
- Diluya diez veces la solución anterior: tome 1 mL y agregue 9 mL de agua destilada. Mezcle bien (Solución de pH 3)
- Diluya diez veces la solución anterior: tome 1 mL y agregue 9 mL de agua destilada. Mezcle bien (Solución de pH 4)
- Diluya diez veces la solución anterior: tome 1 mL y agregue 9 mL de agua destilada. Mezcle bien (Solución de pH 5)
- Diluya diez veces la solución anterior: tome 1 mL y agregue 9 mL de agua destilada. Mezcle bien (Solución de pH 6)
- Prepare una solución de NaOH 0,1 mol/L. (Solución pH 14)
- Diluya diez veces la solución anterior: tome 1 mL y agregue 9 mL de agua destilada. Mezcle bien (Solución de pH 13)
- Diluya diez veces la solución anterior: tome 1 mL y agregue 9 mL de agua destilada. Mezcle bien (Solución de pH 12)
- Diluya diez veces la solución anterior: tome 1 mL y agregue 9 mL de agua destilada. Mezcle bien (Solución de pH 11)
- Diluya diez veces la solución anterior: tome 1 mL y agregue 9 mL de agua destilada. Mezcle bien (Solución de pH 10)
- Diluya diez veces la solución anterior: tome 1 mL y agregue 9 mL de agua destilada. Mezcle bien (Solución de pH 9)
- Diluya diez veces la solución anterior: tome 1 mL y agregue 9 mL de agua destilada. Mezcle bien (Solución de pH 8)
- Coloque cada solución en un recipiente transparente y anote el pH aproximado en cada uno

PREPARACIÓN DE LA ESCALA DE COLORES

- Agregue igual volumen del indicador de repollo morado, a cada una de las soluciones preparadas. Observe la escala de colores.
- Utilice sustancias líquidas de uso común en la casa como vinagre, jugos de diferentes frutas, limpiadores, desinfectantes, ácido muriático, leche de magnesia o leche líquida.
- Puede utilizar sustancias sólidas como sal, azúcar, polvo de hornear, leche en polvo, limpiador de hornos o destapador de cañerías, las cuales debe disolver en agua antes de utilizarlas para la demostración.
- Tome las sustancias seleccionadas y colóquelas en recipientes transparentes. Agregue igual cantidad de indicador que a la escala de colores.
- Evalúe aproximadamente el pH de cada una por comparación visual con la escala de pH elaborada.

OTROS VEGETALES QUE PUEDEN SERVIR DE INDICADORES

Puede preparar indicadores de manera similar, utilizando flores de cayena o pétalos de rosas rojas. También puede hervir carotas negras durante un buen rato y usar el líquido coloreado.

EQUILIBRIOS DE PRECIPITACIÓN

La precipitación de un compuesto en una solución dependerá de su solubilidad en el solvente utilizado. Si el compuesto es muy soluble, hay pocas probabilidades que precipite, mientras que si el compuesto es escasamente soluble sí aumentan las posibilidades de que ocurra la precipitación.

*La **solubilidad** de una sustancia es la **máxima cantidad de soluto** que se disolverá en una cantidad de solvente determinada, a una cierta temperatura.*

Según la definición anterior es necesario fijar la cantidad de solvente y la temperatura para poder determinar o definir la solubilidad de una sustancia. Para efectos de la Química Analítica, se trabaja a temperatura ambiente (25° C) y el solvente es agua.

Existen algunas reglas que permiten predecir la solubilidad de sustancias, en función de la fórmula del compuesto.

REGLAS DE SOLUBILIDAD

Compuestos solubles:

- Los compuestos que contengan iones de metales alcalinos: Li^+ Na^+ K^+ Rb^+ Cs^+ **son solubles**
- Los compuestos que contengan el ion amonio NH_4^+ **son solubles**
- Los compuestos que contengan los aniones siguientes: NO_3^- HCO_3^- y ClO_3^- **son solubles**

Compuestos insolubles:

- Los compuestos que contengan los aniones siguientes: CO_3^{2-} PO_4^{3-} CrO_4^{2-} S^{2-} **son insolubles**. EXCEPTO si el catión es un metal alcalino Li^+ Na^+ K^+ Rb^+ Cs^+ o el ion amonio NH_4^+ .
- Los hidróxidos **son insolubles** EXCEPTO si el catión es un metal alcalino Li^+ Na^+ K^+ Rb^+ Cs^+ o el ion amonio NH_4^+ o el ion Ba^{2+} .

El resto de los compuestos poseen una solubilidad determinada en agua, por lo cual no puede predecirse cuánta cantidad se va a disolver.

TIPOS DE SOLUCIONES SEGÚN LA CANTIDAD RELATIVA DE SOLUTO Y SOLVENTE

Las soluciones se pueden clasificar según la cantidad de soluto que tienen disuelto, en insaturadas, saturadas y sobresaturadas.

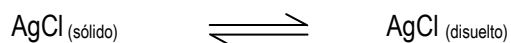
Una **solución insaturada**: se coloca una cierta cantidad de agua en un vaso y se le añade una pequeña cantidad de un soluto sólido. Si todo el soluto se disuelve COMPLETAMENTE, se puede considerar que la solución está insaturada. Para asegurar que es insaturada, se añade otra porción de soluto que debe disolverse.

Una **solución saturada** se obtiene al añadir porciones de soluto hasta el momento en que el solvente ya no es capaz de disolver más cantidad de soluto. Para garantizar la saturación de la solución, se añade un exceso de soluto que se irá al fondo del recipiente, pues no se disolverá.

Una **solución sobre saturada** se obtiene cuando se ha logrado disolver una mayor cantidad de soluto que la que es posible lograr según la solubilidad de la sustancia. Este tipo de soluciones **NO SON ESTABLES EN EL TIEMPO**, es decir, el exceso de soluto que se disolvió, comenzará a precipitar al cabo de un cierto tiempo.

EQUILIBRIOS EN UNA SOLUCIÓN SATURADA

En una solución saturada que tiene un exceso de soluto que no se ha disuelto, se establece un equilibrio de solubilidad: algunas moléculas de sólido se disuelven y algunas moléculas precipitan. Si el soluto es cloruro de plata, el equilibrio de solubilidad se puede representar de la siguiente forma:



El AgCl es una sal, un electrolito fuerte, por lo tanto, en solución acuosa se encuentra completamente dissociado en sus iones Ag^+ y Cl^-



Como se observa, cada vez que se disuelve una molécula de AgCl, se disocia inmediatamente, por lo tanto, en una solución no es posible conseguir moléculas de AgCl sin disociar. Por lo tanto, el equilibrio anterior se puede representar como:



La constante para este equilibrio no incluirá la concentración de AgCl sólido, puesto que es constante, por eso la expresión de la constante será:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$$

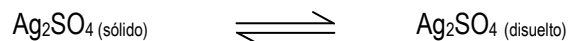
Esta constante se conoce como “Constante del producto de solubilidad” y se representa como K_{ps} .

*El **Producto de solubilidad** es el producto de las concentraciones molares de los iones generados al disolver un electrolito fuerte, cada una elevada a su respectivo coeficiente estequiométrico.
Cuando se alcanza el equilibrio, el producto de solubilidad es constante.*

Ejemplo 11: Escriba la expresión de la Constante del Producto de solubilidad del sulfato de plata.

El problema indica tácitamente que el sulfato de plata es una sal poco soluble, ya que el catión NO ES UN METAL ALCALINO.

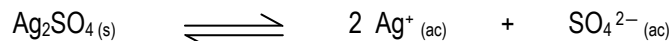
El sulfato de plata sólido estará en equilibrio con sulfato de plata disuelto (acuoso):



Pero el sulfato de plata disuelto se disocia completamente:



La expresión del equilibrio se puede escribir:



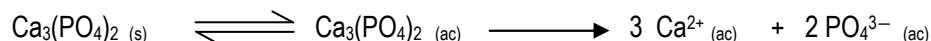
La expresión de la constante de este equilibrio es:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{SO}_4^{2-}]$$

Ejemplo 12: Escriba la expresión de la Constante del Producto de solubilidad del fosfato de calcio.

Se considera que el fosfato de calcio es una sal poco soluble, ya que el catión NO ES UN METAL ALCALINO.

La sal sólida estará en equilibrio con fosfato de calcio disuelto (acuoso), el cual se va a disociar completamente.



El equilibrio de solubilidad se representa:



La expresión de la constante de este equilibrio es:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

PRODUCTO IÓNICO O PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

Quando se establece un equilibrio de solubilidad el producto iónico o producto de solubilidad es numéricamente igual al K_{ps} . Pero cuando no existe un estado de equilibrio, bien sea porque la solución esté insaturada o esté sobre saturada, el producto iónico o producto de solubilidad NO ES IGUAL AL K_{ps} . En ese caso se denomina Q_{ps} .

El Qps permite predecir si se formará precipitado al mezclar dos soluciones.

Ejemplo 13: Determine si se formará un precipitado al mezclar volúmenes iguales de yoduro de sodio 0,0100 mol/L y de Nitrato de plomo (II) 0,000100 mol/L.

Se determinan las concentraciones de cada ion luego de mezclar. Debido a que se mezclan volúmenes iguales, las concentraciones disminuyen a la mitad.

$[NaI] = 0,00500 \text{ mol/L}$ y al disociarse:

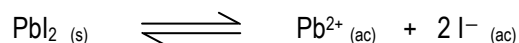
$[Na^+]_0 = 0,00500 \text{ mol/L}$ $[I^-]_0 = 0,00500 \text{ mol/L}$

$[Pb(NO_3)_2] = 0,0000500 \text{ mol/L}$ y al disociarse:

$[Pb^{2+}]_0 = 0,0000500 \text{ mol/L}$ $[NO_3^-]_0 = 0,000100 \text{ mol/L}$

Se tiene cuatro iones en solución. Las posibilidades de compuestos que se pueden formar son: Nitrato de sodio y Ioduro de plomo (II), ya que las otras combinaciones producen los compuestos iniciales, que ya estaban en solución, por lo tanto no precipitan. EL nitrato de sodio es un compuesto muy soluble, mientras que el Ioduro de plomo (II) es un compuesto poco soluble cuyo Kps vale: $7,1 \times 10^{-9}$

Para determinar si ocurre la precipitación del Ioduro de plomo (II) es necesario escribir la expresión del equilibrio y el Kps correspondiente:



Y la expresión del Kps es:

$$Kps = [Pb^{2+}] [I^-]^2$$

Se determina ahora el Qps, puesto que no se sabe si el sistema alcanzó el equilibrio en el momento de la mezcla.

$$Qps = [Pb^{2+}]_0 [I^-]_0^2 = (0,0000500 \text{ mol/L}) \times (0,00500 \text{ mol/L})^2 = 2,50 \times 10^{-7}$$

Se compara el Qps con el Kps. $Qps > Kps$

En este caso **Qps es mayor que el Kps**. Para alcanzar el equilibrio debe ocurrir un desplazamiento del sistema hacia la formación de reactantes, es decir, PbI_2 sólido, por lo tanto, **SE FORMARÁ UN PRECIPITADO**

SOLUBILIDAD MOLAR

La solubilidad de una sustancia normalmente se reporta como la cantidad en gramos que se disuelve en 100 g de agua a una determinada temperatura, pero también se puede expresar como cantidad de sustancia (en moles) que están presentes en 1 litro de solución saturada a una determinada temperatura.

Esta solubilidad molar se puede calcular a partir de los equilibrios.

Ejemplo 14: Determine la solubilidad molar del fosfato de magnesio, sabiendo que el Kps vale $1,0 \times 10^{-25}$

La expresión del equilibrio de solubilidad es:



Si se considera que se coloca inicialmente una cantidad de sólido representada por **A** y se espera que se alcance el equilibrio. Se disuelve una cantidad **S** que corresponde al cambio para alcanzar el equilibrio. Según las relaciones estequiométricas y la ecuación del equilibrio, se obtiene:

	$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 (s)$	\rightleftharpoons	$3 \text{Mg}^{2+} (ac)$	$+ 2 \text{PO}_4^{3-} (ac)$
Inicial	A		0	0
Cambio para llegar al equilibrio (mol/L)	- S		+ 3 S	+ 2 S
En el equilibrio (mol/L)	A - S		3 S	2 S

S representa la solubilidad molar (mol/L)

La expresión del Kps es:
$$Kps = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

Y al sustituir los valores de equilibrio:
$$Kps = [3 S]^3 [2 S]^2 = 36 S^5$$

Se despeja S y se obtiene:
$$S = \sqrt[5]{\frac{Kps}{36}} = \sqrt[5]{\frac{1,0 \times 10^{-25}}{36}} = 4,88 \times 10^{-6}$$

Por lo tanto, la solubilidad molar del $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$ es $4,88 \times 10^{-6}$ mol/L

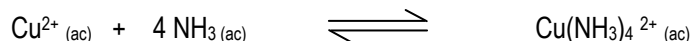
EQUILIBRIOS DE IONES COMPLEJOS

Los iones complejos están formados por un catión ubicado en el centro de la estructura y está rodeado de una o más moléculas o iones que está en solución.

Los equilibrios de estos iones se establecen a partir de los iones separados para formar el ion complejo. La constante de estos equilibrios se denomina Constante de Formación y se representa como Kf.

Los iones complejos son mucho más estables que sus iones por separado, por lo tanto las constantes de formación tiene valores grandes.

El cobre (II) y el amoníaco forman un ion complejo cuyo equilibrio se representa:



La constante de formación se expresa:

$$K_f = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}] [\text{NH}_3]^4} = 5,0 \times 10^{13}$$

Se observa que la constante es suficientemente grande como para que las concentraciones del ion Cu(II) y del amoníaco sean muy pequeñas en equilibrio.

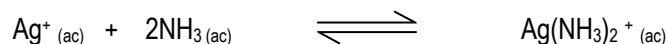
Los equilibrios de iones complejos se utilizan para aumentar la solubilidad de ciertas sales poco solubles, por efecto del desplazamiento de los equilibrios.

Ejemplo 14: Determine la solubilidad molar del Bromuro de plata y la concentración del ion plata en equilibrio con una solución de amoníaco de concentración 0,0100 mol/L. El Kps del Bromuro de plata es $2,2 \times 10^{-20}$ y la Kf del ion complejo $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ es $1,5 \times 10^7$

La expresión del equilibrio de solubilidad del bromuro de plata es:

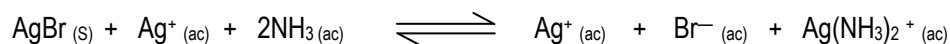
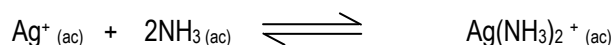
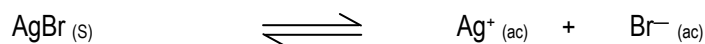


Y la expresión del equilibrio de formación del ion complejo es:

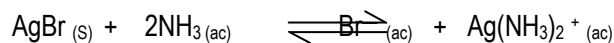


Cuando se disuelve una cierta cantidad S de AgBr, se forma una cantidad S de ion plata, pero el NH₃ se une con el ion plata formado, para producir el ion complejo. El equilibrio del ion complejo está muy desplazado a la formación de productos, por lo tanto la cantidad de ion plata que queda en solución será despreciable.

En este caso es posible sumar ambas ecuaciones de equilibrio con lo cual se obtiene:



El ion plata aparece en los reactantes y en los productos, por lo tanto se puede simplificar y el equilibrio queda:



La constante para este equilibrio es el producto de las dos constantes: $K_{eq} = K_{ps} \times K_f = 3,3 \times 10^{-13}$

	AgBr	+ 2 NH ₃	\rightleftharpoons	Br ⁻	+ Ag(NH ₃) ₂ ⁺
Inicial (mol/L)	A	0,0100		0	0
Cambio en la reacción (mol)	- S	- 2 S		S	S
Final (mol)		0,0100 - 2 S		S	S

La expresión de la constante del equilibrio, sin incluir el AgBr porque es un sólido:

$$K_{eq} = \frac{[\text{Br}^-] [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+]}{[\text{NH}_3]^2} = \frac{(S) (S)}{(0,0100 - 2 S)} = 3,3 \times 10^{-13}$$

El valor de (2 S) es muy pequeño con respecto a 0,0100 y por lo tanto se puede despreciar. La expresión que permite calcular S será:

$$S^2 = (0,0100) (3,3 \times 10^{-13}) \quad \text{de donde} \quad S = 5,74 \times 10^{-8}$$

La aproximación realizada fue válida. Por lo tanto se puede concluir que la solubilidad molar del AgBr en solución de NH₃ 0,0100 mol/L es $5,74 \times 10^{-8}$ mol/L

La concentración del ion plata se puede determinar a partir de la expresión del Kps. La concentración Br⁻ es igual a $S = 5,74 \times 10^{-8}$ mol/L

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] [\text{Br}^-] = 2,2 \times 10^{-20}$$

Se despeja la concentración de ion plata:

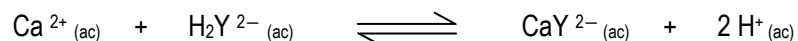
$$[\text{Ag}^+] = \frac{2,2 \times 10^{-20}}{[\text{Br}^-]} = \frac{2,2 \times 10^{-20}}{(5,74 \times 10^{-8})} = 3,83 \times 10^{-13}$$

APLICACIONES DE LOS IONES COMPLEJOS AL ANÁLISIS QUÍMICO: El agua dura.

La presencia de sales de calcio y de magnesio en el agua ocasiona problemas en las tuberías de agua caliente, ya que pueden formar depósitos de carbonatos de calcio y de magnesio, lo que produce obstrucción en dichas tuberías, disminuyendo el flujo de agua. La concentración de carbonato de calcio y de carbonato de magnesio en el agua se conoce como "dureza del agua".

Estos dos cationes pueden formar iones complejos con un compuesto conocido como EDTA: Ácido Etilendiamino tetraacético o ácido etilendinitrilo tetraacético. Este compuesto tiene seis grupos donadores de electrones: los cuatro grupos ácidos y los dos nitrógenos. Se une al calcio o al magnesio, en una proporción molar 1:1.

El EDTA se representa como H_4Y para simplificar su fórmula en los equilibrios. Dependiendo del pH, el EDTA estará más o menos ionizado; para llevar a cabo el equilibrio con calcio, es necesario un pH cercano a 10, con lo cual se considera que el EDTA está en forma de H_2Y^{2-} :



La constante de formación de este equilibrio es $K_f = 5,01 \times 10^{10}$ y es la base para realizar la determinación experimental de la concentración de calcio en muestras de agua. En el capítulo 6 se estudiarán estas aplicaciones.

APLICACIONES DEL EQUILIBRIO IÓNICO AL ANÁLISIS QUÍMICO: Separaciones Analíticas

Los equilibrios estudiados en este capítulo constituyen la base teórica para comprender el capítulo 7 que corresponde a las separaciones analíticas. En ese capítulo se aplicarán los equilibrios en general, el efecto del ion común, el pH, las soluciones amortiguadoras, los equilibrios de precipitación y la formación de iones complejos.

PROBLEMAS PROPUESTOS

- 1- Determinar el pH y el pOH de la solución y decidir si la solución es ácida, básica o neutra
 - a) $[H^+] = 1,0 \times 10^{-12}$
 - b) $[H^+] = 5,0 \times 10^{-6}$
 - c) Jugo de limón : $[H^+] = 3,8 \times 10^{-4}$
 - d) Líquido para limpiar vidrios: $[H^+] = 5,3 \times 10^{-9}$

- 2.- Determinar el pOH y $[H^+]$. Indicar si la solución es ácida, básica o neutra

Química Analítica para Ingenieros Químicos

- a) Jugo de manzana recién preparado: pH = 3,76
- b) Una tableta de antiácido recién disuelta pH = 9,18
- c) Una solución para limpiar hornos: pH = 12,00
- d) Una solución cuyo pH = 8,37
- e) Una muestra de sangre pH = 7,4
- f) Una cerveza pH = 4,7

3.- Calcular el pH y el pOH de una solución de

- a) HCl $1,2 \times 10^{-3}$ mol/L . El HCl es un ácido fuerte,
- b) HClO₄ 1,0 mol/L El HClO₄ es un ácido fuerte.
- c) KOH $1,6 \times 10^{-3}$ mol/L. El KOH es una base fuerte
- d) 0,0628 moles de HNO₃ en 0,10 litros de solución El HNO₃ es un ácido fuerte.

4.- Determinar el pH a partir de la concentración inicial y el pKa.

- a) HNO₂ 0,150 mol /L pKa = 3,35
- b) HCNO 0,044 mol /L pKa = 3,92
- c) CH₃COOH 0,150 mol /L pKa = 4,74
- d) HCN 3,00 mol /L pKa = 10,15

5.- Determinar el pH a partir de la concentración inicial y el pKb.

- a) NH₄OH 0,150 mol /L pKb = 4,74
- b) NaOH 0,025 mol /L (Base fuerte)

6.- El ácido maleico (HOOC-CH=CH-COOH) es diprótico débil; se utiliza en la fabricación de telas, para teñir algodón, lana y seda. (C₄H₂O₄H₂) Ka1=1,20 x 10⁻² Ka2 = 5,96 x 10⁻⁷

- a) Determine la concentración de todas las especies químicas presentes en una solución de ácido maleico cuya concentración inicial sea 0,0500 mol/L
- b) En cada equilibrio indique las especies que se comportan como ácido, como base y sus respectivas especies conjugadas

7.- El pH del jugo gástrico es 1,00. Si se considera que el volumen del estómago es 2,00 L, que el jugo gástrico está formado por HCl y que el estómago está lleno de jugo gástrico, determine el pH del estómago luego de ingerir una tableta de leche de magnesia que contiene 311 mg de Mg(OH)₂ . ¿Cuántas tabletas debe ingerir para neutralizar completamente el jugo gástrico?

8.- Complete la tabla que se presenta a continuación. Justifique sus respuestas con los cálculos apropiados. Una vez que haya completado la tabla, ordene las sustancias en forma creciente de acidez: desde menor acidez hasta mayor acidez.

Sustancia	[H ₃ O ⁺] mol/L	pH	[OH ⁻] mol/L	pOH
(1) Solución de Jabón				3,00
(2) Leche de magnesia: [Mg(OH) ₂]=1,58 x 10 ⁻⁴ mol/L				
Lic. Marisela Luzardo		49		Capítulo 2: Equilibrio Iónico

Química Analítica para Ingenieros Químicos

(3) Leche	3,16 x 10 ⁻⁸
(4) Agua de mar	7,60
(5) Jugo de tomates	3,16 x 10 ⁻⁵
(6) Solución de NaNO ₃ 0,100 mol/L	
(7) Limpiador para baños diluido: HCl 0,750 mol/L	
(8) Clara de huevo	7,8
(9) Jugo de zanahorias	7,94 x 10 ⁻⁶
(10) Solución de KCl 0,100 mol/L	

9.- El ácido sulfuroso (H₂SO₃) se utiliza en la fabricación de papel y también en la fabricación de vinos.

- Determine la concentración de todas las especies químicas presentes en una solución de ácido sulfuroso cuya concentración sea 0,0500 mol/L
- En cada equilibrio indique las especies que se comportan como ácido, como base y sus respectivas especies conjugadas

10.- El ácido láctico se forma en los músculos cuando se realizan ejercicios físicos fuertes. Algunas veces ocasiona dolores conocidos como "agujetas". El lactato de sodio es una sal de este ácido.

Determine el pH de una solución de lactato de sodio (C₂H₄OHCOONa) de concentración 0,150 mol/L. K_a del ácido láctico: 1,4 x 10⁻⁴

11.- Se titulan 50,00 mL de trimetilamina 0,100 mol/L con HCl 0,200 mol/L.

- Determine el pH ANTES de comenzar a agregar el ácido.
- Determine el pH cuando se han agregado 15,00 mL de ácido
- Determine el pH en el punto de equivalencia
- Consulte una tabla de indicadores ácido-base y seleccione (JUSTIFICADAMENTE) un indicador apropiado para esta titulación.

12.- El cloro líquido que se compra en los supermercados y se utiliza como blanqueador y desinfectante casero, en realidad es hipoclorito de sodio (NaClO) en solución acuosa. En el laboratorio se mezclan 25,00 mL de hipoclorito de sodio de concentración 0,150 mol/L con 25,00 mL de ácido hipocloroso (HClO).

- a) Determine el pH de la mezcla resultante
- b) Determine el pH cuando se agregan a esta solución 0,400 g de NaOH sólido. Considere que no ocurre variación de volumen al agregar el NaOH.
- c) Determine el pH de una solución acuosa que contiene 0,400 g de NaOH disueltos en un volumen de 50,00 mL

- 13.- Se desea titular 50,00 mL de solución 0,100 mol/L de amoníaco a la cual se le agrega HCl 0,200 mol/L
- a) Determine el volumen de HCl que debe agregar para alcanzar el punto de equivalencia.
 - b) Determine el pH de la solución de amoníaco ANTES DE TITULAR
 - c) Determine el pH en el punto de equivalencia
 - d) Determine el pH cuando se han agregado 5,00 mL de HCl DESPUES DEL PUNTO DE EQUIVALENCIA
 - e) Seleccione un indicador apropiado para esta titulación e indique el color que tendrá la solución antes del punto de equivalencia y justo después del punto de equivalencia.

- 14.- Se desea titular 50,00 mL de HCl **0,200** mol/L (colocado en una fiola) con solución **0,100** mol/L de amoníaco (colocado en la bureta)
- a) Determine el volumen que se debe agregar para alcanzar el punto de equivalencia.
 - b) Determine el pH de la solución ANTES DE COMENZAR A TITULAR
 - c) Determine el pH en el punto donde se ha añadido la mitad de la cantidad necesaria para alcanzar el punto de equivalencia
 - d) Determine el pH en el punto de equivalencia
 - e) Determine el pH cuando se han agregado 5,00 mL DESPUÉS DEL PUNTO DE EQUIVALENCIA
 - f) Construya en papel milimetrado la curva de titulación. Seleccione al menos cuatro volúmenes antes del punto de equivalencia y cuatro después del punto de equivalencia
 - g) Seleccione un indicador apropiado para esta titulación e indique el color que tendrá la solución antes del punto de equivalencia y justo después del punto de equivalencia.

- 15.- Se prepara una disolución amortiguadora de $\text{Na}_2\text{HPO}_4/\text{KH}_2\text{PO}_4$ con concentraciones 0,100 M y 0,150 M respectivamente.

Constantes de ionización del Acido fosfórico H_3PO_4 $K_1 = 7,5 \times 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \times 10^{-8}$ $K_3 = 4,8 \times 10^{-13}$

- a) Determine el pH del amortiguador
- b) Determine el pH luego de añadir 0,0200 mol de NaOH (suponga que no cambia el volumen)
- c) Determine el pH luego de añadir 0,100 mol de HCl (suponga que no cambia el volumen)

- 16.- El cloro líquido que se compra en los supermercados y se utiliza como blanqueador y desinfectante casero, en realidad es hipoclorito de sodio (NaClO) en solución acuosa al 5 % aproximadamente. Determine el pH de una solución de hipoclorito de sodio de concentración 0,150 mol/L

- 17.- Complete la tabla que se presenta a continuación. Justifique sus respuestas con los cálculos apropiados. Una vez que haya completado la tabla, ordene las sustancias en forma creciente de acidez: desde menor acidez hasta mayor acidez.

Química Analítica para Ingenieros Químicos

Sustancia	[H ₃ O ⁺]	pH	[OH ⁻]	pOH
(1) Solución de Jabón				3,00
(2) Leche de magnesia: [Mg(OH) ₂]=1,58 x 10 ⁻⁴ mol/L				
(3) Leche			3,16 x 10 ⁻⁸	
(4) Agua de mar		7,60		
(5) Jugo de tomates	3,16 x 10 ⁻⁵			
(6) Solución de NaNO ₃ 0,100 mol/L				

18.- Se desea titular 50,00 mL de solución 0,100 mol/L de amoníaco a la cual se le agrega HCl 0,200 mol/L

- a) Determine el volumen de HCl que debe agregar para alcanzar el punto de equivalencia.
- b) Determine el pH de la solución de amoníaco ANTES DE TITULAR
- c) Determine el pH en el punto de equivalencia
- d) Determine el pH cuando se han agregado 5,00 mL de HCl DESPUÉS DEL PUNTO DE EQUIVALENCIA
- e) Seleccione un indicador apropiado para esta titulación e indique el color que tendrá la solución antes del punto de equivalencia y justo después del punto de equivalencia.

19.- Determine el pH final que se obtiene al mezclar 50,00 mL de ácido acético 0,1000 mol/L con 25,00 mL de hidróxido de sodio 0,1000 mol/L $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

20.- Un cierta cantidad de cromato de plomo PbCrO₄ fue accidentalmente derramada en un reservorio de agua potable. Se desea determinar el grado de contaminación producido. El producto de solubilidad del cromato de plomo es $1,77 \times 10^{-14}$ a 25°C

- a) Determine la solubilidad del cromato de plomo en agua pura
- b) Determine la solubilidad del cromato de plomo en una solución 0,100 mol/L de cromato de potasio
- c) ¿Cree usted que se puede descontaminar el reservorio añadiendo cromato de potasio? Explique.

21.- Cuando se disuelve Pb(IO₃)₂ en una solución de NaIO₃ 0,100 mol/L se obtiene una solubilidad molar de $2,4 \times 10^{-11}$ mol/L

- a) Determine el K_{ps} del Pb(IO₃)₂
- b) Determine la solubilidad del Pb(IO₃)₂ en agua pura

22.- Determine la solubilidad molar del cloruro de plata en solución de cloruro de calcio $1,00 \times 10^{-3}$ mol/L ($K_{ps} = 1,82 \times 10^{-10}$)

23.- En agua pura, se disuelven 22,4 mg (miligramos) de Ag_2CrO_4 en 1,00 litros de solución. Determine el K_{ps} del cromato de plata.

24.- El yoduro de plomo (II) es un sólido de color amarillo y su K_{ps} vale $1,40 \times 10^{-8}$.

- Determine la solubilidad molar de la sal en agua pura
- Determine la solubilidad molar de la sal en una solución de yoduro de sodio 0,100 mol/L
- Si se mezclan 10,00 mL de yoduro de sodio 0,00200 mol/L con 10,0 mL de nitrato de plomo (II) 0,00200 mol/L ¿Se formará precipitado?

25.- El tratamiento que deben recibir las aguas superficiales para su potabilización involucra los siguientes pasos:

- Almacenamiento en depósitos (desinfección previa)
- Coagulación, floculación y sedimentación.
- Filtración
- Desinfección

Durante la floculación se disminuye la turbidez del agua eliminando impurezas orgánicas en estado coloidal mediante el agregado de sales de hierro o de aluminio para formar los respectivos hidróxidos (insolubles). Las masas "flocosas" resultantes forman coprecipitados con las partículas presentes, las absorben, las atrapan, reduciendo considerablemente la turbidez y el número de protozoarios, bacterias y virus presentes. En este caso el hecho de obtener un precipitado impuro (hidróxido de aluminio + impurezas orgánicas presentes en el agua) es positivo, ya que ayuda a eliminar esas impurezas.

- Determine la solubilidad del hidróxido de aluminio en agua pura (K_{ps} del hidróxido de aluminio = $2,0 \times 10^{-32}$)
- Se añade 20,00 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$ a 1,00 m³ de agua (1 m³ = 1000 L) Si el agua tiene pH = 7,50 ¿Se formará precipitado de hidróxido de aluminio? Justifique su respuesta. Considere que la hidrólisis del ion sulfato es despreciable.
- Determine la concentración de todas las especies presentes en la disolución anterior.

26.- Una solución contiene sulfato de potasio 0,100 mol/L y cromato de potasio 0,100 mol/L. Se añade lentamente nitrato de plomo (II) sólido.

- ¿Cuál compuesto precipitará primero?
- Determine la concentración del primer ion cuando comience a precipitar el segundo.
- Justo antes de que comience a precipitar el segundo ion, se filtra la solución, quedando un precipitado en el papel de filtro ¿La separación de estos iones fue cuantitativa? JUSTIFIQUE SU RESPUESTA.

K_{ps} del sulfato de plomo (II) = $1,60 \times 10^{-8}$

K_{ps} del cromato de plomo (II) = $1,80 \times 10^{-14}$

27.- Se tiene una solución que contiene nitrato de plomo (II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,0100 mol/L y nitrato de plata 0,0100 mol/L. Se añade lentamente cloruro de sodio sólido.

- ¿Cuál compuesto precipitará primero?
- Determine la concentración del ion que precipita primero cuando comience a precipitar el segundo.
- Justo antes de que comience a precipitar el segundo ion, se filtra la solución, quedando un precipitado en el papel de filtro ¿La separación de los iones fue cuantitativa? JUSTIFIQUE SU RESPUESTA.

K_{ps} del cloruro de plata = $1,60 \times 10^{-5}$

Kps del cloruro de plomo (II) = $1,82 \times 10^{-10}$

28.- Se mezclan 100 mL de nitrato de plata 0,00150 mol/L con 200 mL de fosfato de sodio 0,00100 mol/L

- ¿Se formará precipitado?
- Determine la concentración de todos los iones presentes en la solución final.

Kps del $\text{Ag}_3\text{PO}_4 = 1,3 \times 10^{-20}$

29.- Una solución contiene K_2SO_4 0,100 mol/L y K_2CrO_4 0,100 mol/L. Se añade lentamente nitrato de plomo (II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ sólido.

- ¿Cuál compuesto precipitará primero?
- Determine la concentración del primer ion cuando comience a precipitar el segundo.
- Justo antes de que comience a precipitar el segundo ion, se filtra la solución, quedando un precipitado en el papel de filtro ¿La separación de estos iones fue cuantitativa? JUSTIFIQUE SU RESPUESTA.

Kps del sulfato de plomo (II) = $1,60 \times 10^{-8}$

Kps del cromato de plomo (II) = $1,80 \times 10^{-14}$

30.- Se mezclan 100 mL de nitrato de plata 0,00150 mol/L con 200 mL de arsenato de sodio Na_3AsO_4 0,00100 mol/L

- ¿Se formará precipitado?
- Determine la concentración de todos los iones presentes en la solución final.

Kps del $\text{Ag}_3\text{AsO}_4 = 1,0 \times 10^{-22}$