



UNIDAD 2 - 3

REACCIONES ÁCIDO – BASE

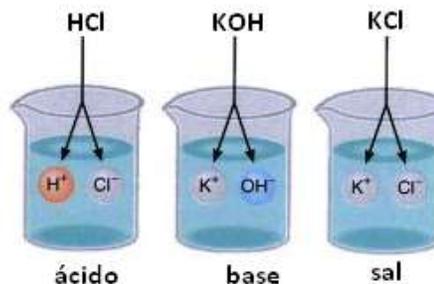
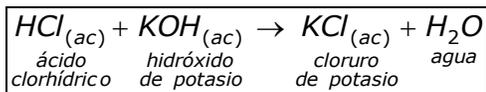
NEUTRALIZACIÓN

Alumno(a):
Curso:

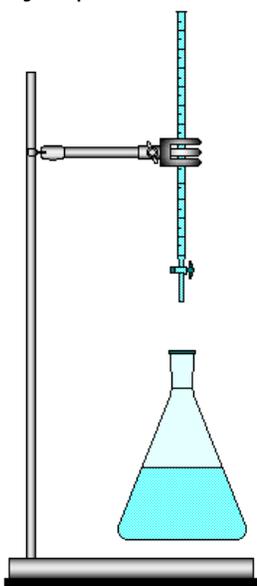


I.1 REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN

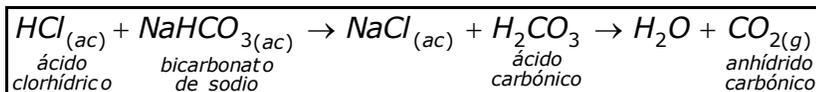
Las reacciones de neutralización son aquellas que ocurren entre un ácido y una base, dando origen a sal y agua. Esto hace que las propiedades ácidas o básicas, después de la reacción no estén presentes, haciendo que varíe el pH, acercándose al valor 7, hacia la neutralización.



Ejemplos de reacciones de neutralización al unir **ácidos y bases fuertes**:



Las reacciones de neutralización están muy ligadas al cuerpo humano. Por ejemplo cuando ingerimos bicarbonato de sodio como "antiácido" ocurre la siguiente reacción:



Tomando en cuenta las reacciones entre ácidos y bases, se puede utilizar esta técnica de neutralización para determinar la concentración de una base o un ácido a través de una solución estándar.

La solución estándar es la que tiene una concentración conocida previamente, ésta se agrega lentamente a la solución de concentración desconocida hasta que la reacción de neutralización alcance en punto de equivalencia, es decir, el punto en el que no tengo exceso de ácido ni de base.

Conociendo el volumen de la solución de concentración desconocida y el volumen de la solución estándar se puede determinar la concentración de la solución desconocida.

Utilizando la siguiente expresión:

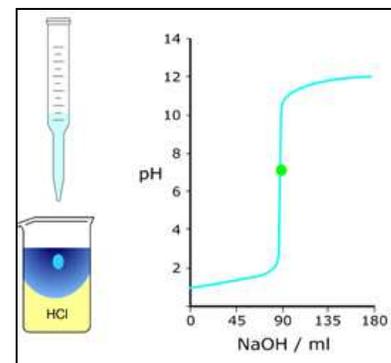
$$C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$$

C_a = Concentración de la solución ácida

V_a = Volumen de la solución ácida

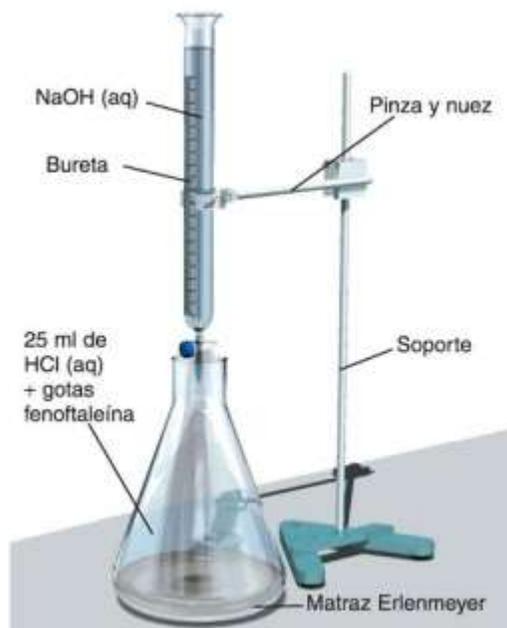
C_b = Concentración de la solución básica

V_b = Volumen de la solución básica



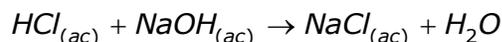
Ejercicio 11

100 mL de una solución de ácido clorhídrico tiene una concentración desconocida. Se neutraliza con 50 mL de hidróxido de sodio cuya concentración es 0,5 moles/L, determina la concentración del ácido clorhídrico.



Solución:

La reacción de neutralización entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio es:



$$\begin{aligned} C_a &= X & C_b &= 0,5 \text{ moles/L} \\ V_a &= 100 \text{ mL} & V_b &= 50 \text{ mL} \end{aligned}$$

Para determinar la concentración del ácido después de haberlos neutralizado completamente se utiliza la expresión:

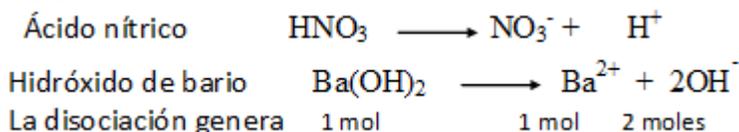
$$\begin{aligned} C_a \cdot V_a &= C_b \cdot V_b \\ x \cdot 100 \text{ mL} &= 0,5 (\text{mol/L}) \cdot 50 \text{ mL} \\ x &= \frac{25}{100} & x &= 0,25 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Ejercicio 12

100 mL de una solución de ácido nítrico tiene una concentración desconocida. Se neutraliza con 50 mL de hidróxido de bario cuya concentración es 0,5 moles/L, determina la concentración del ácido nítrico. Se utiliza fenolftaleína como indicador.

Solución:

Las reacciones de disociación:



La reacción de neutralización entre el ácido nítrico y el hidróxido de sodio es:



Datos iniciales:

$$\begin{aligned} C_a &= X & C_b &= 0,5 \text{ moles/L} \\ V_a &= 100 \text{ mL} & V_b &= 50 \text{ mL} \end{aligned}$$

Para determinar la concentración del ácido después de haberlos neutralizado completamente se utiliza la expresión: $C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b \cdot 2$

Se multiplica por 2 ya que por cada mol de base la disociación genera 2 moles de OH^-

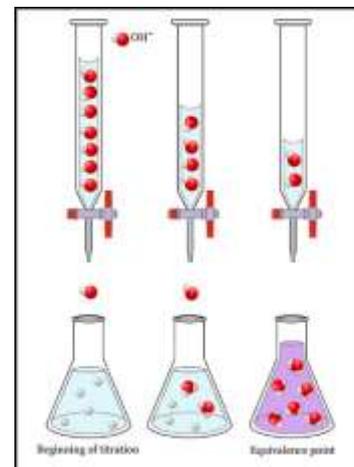
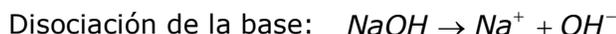
$$\begin{aligned} x \cdot 100 \text{ mL} &= 0,5 (\text{mol/L}) \cdot 50 \text{ mL} \cdot 2 \\ x &= \frac{50}{100} & x &= 0,5 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Ejercicio 13

La titulación de H_2SO_4 con $NaOH$, modificará la fórmula a:

$$2 \cdot C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b$$

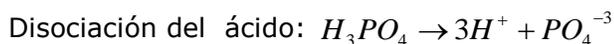
Esto debido a la disociación del ácido y de la base



Ejercicio 14

La titulación de H_3PO_4 con $Ca(OH)_2$, modificará la fórmula a:

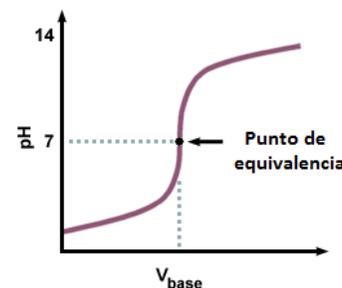
$$3 \cdot C_a \cdot V_a = C_b \cdot V_b \cdot 2$$



I. J EL PUNTO DE EQUIVALENCIA DE UNA TITULACIÓN

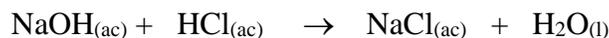
Cuando se realiza una titulación del tipo ácido-base, un indicador nos muestra cuando el ácido y la base se han mezclado en las proporciones exactas y ha ocurrido la neutralización.

El cambio del color debería ocurrir cuando las mezclas de las dos soluciones están en la proporción estequiométrica de la reacción, esto se conoce como el **punto de equivalencia**. El cambio de color del indicador, se describe como el **punto final** de la titulación.



Ejemplo 15

Al titular una solución de **NaOH** con **HCl**, ambos de concentración de 1 M. 20 mL de la solución de NaOH necesita exactamente 20 mL del ácido, porque reaccionan 1:1 según la ecuación:



En este caso particular el punto de equivalencia, también sería el **punto neutral** de la titulación, porque la solución del cloruro de sodio tiene un pH de 7.

Ejemplo 16

Si titulas una solución de **NH₃** con **HCl**, de acuerdo a la siguiente reacción:



El ión amonio producido, es levemente ácido, así que el cloruro de amonio tiene un pH levemente ácido. Eso significa que en el punto de equivalencia la solución no sería realmente neutra. Utilizar el término "punto neutral" en este contexto sería engañoso.



Ejemplo 17

En la titulación de una solución de **NaOH** con el **CH₃-COOH** (ácido acético):



En el punto de equivalencia el CH₃-COONa (acetato de sodio) formado tiene pH levemente alcalino porque el ion acetato es levemente básico.

En resumen:

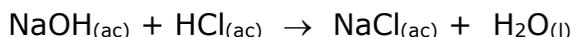
- El término “punto neutro” debe ser evitado lo más posible.
- El término “punto de equivalencia” significa que las soluciones se han mezclado en las proporciones exactas según la ecuación equilibrada.
- El término “punto final” es donde el indicador cambia color, el cual no necesariamente es igual al punto de equivalencia, ni el punto neutro.

I.L CURVAS SIMPLES DEL pH EN UNA TITULACIÓN

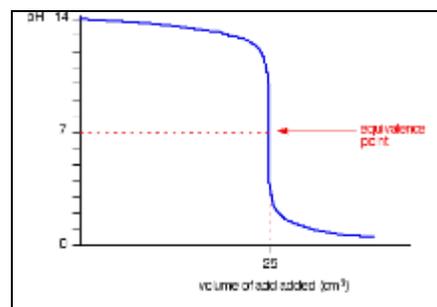
En las siguientes curvas tenemos ácidos y bases en concentración 1 mol/L. En cada caso se comienza con 25 mL de la solución de concentración desconocida en un frasco Erlenmeyer y normalmente la solución de concentración conocida se pone en la bureta.

I.L.1 Titulación de una base fuerte con un ácido fuerte

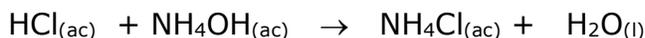
El hidróxido sodio y el ácido clorhídrico, como típicos de un ácido y de una base fuerte.



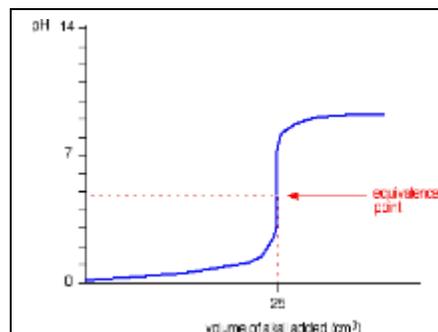
Se puede ver que el pH baja muy poco antes de las cercanías al punto de equivalencia. Luego tenemos una bajada brusca, desde el pH 11,3 en que se ha agregado 24,9 mL de ácido hasta el pH 2,7 cuando has agregado 25,1 mL del ácido. El punto de equivalencia está en el pedazo más empinado de la curva, a pH = 7. Esto es muy importante al elegir el indicador más conveniente para la titulación.



I.L.2 Titulación de un ácido fuerte con una base fuerte

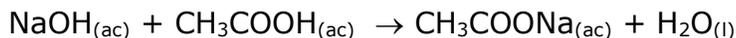


Al principio de esta titulación, tienes un exceso del ácido clorhídrico. La forma de la curva será igual pero se parte de un exceso de ácido, por lo tanto un pH muy pequeño y sólo después del punto de equivalencia cambia la forma de la curva. Notar que el punto de equivalencia es algo ácido (pH 5), porque el cloruro de amonio, es levemente ácido.

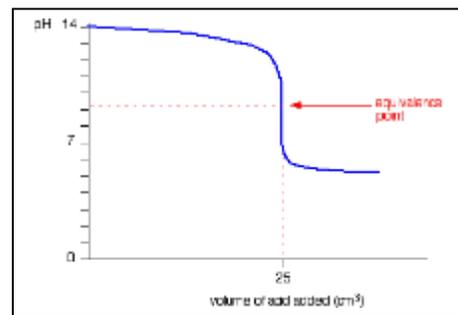


I.L.3 Titulación de una base fuerte con un ácido débil

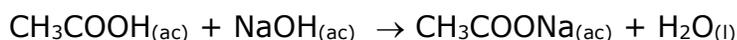
Tomaremos hidróxido de sodio y ácido acético, una base fuerte y un ácido débil.



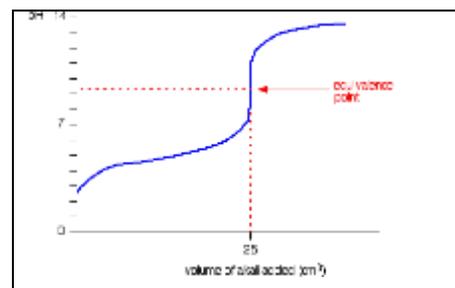
Para la primera parte del gráfico, tienes un exceso del hidróxido del sodio. La curva será exactamente igual que cuando agregas el ácido clorhídrico al hidróxido del sodio. Una vez que la concentración del ácido sea superior, habrá una diferencia. Más allá del punto de equivalencia tienes una solución amortiguadora porque contiene ácido acético y acetato de sodio (un ácido débil y la sal correspondiente). Esto resiste cualquier gran caída del pH.



I.L.4 Titulación de un ácido débil con una base fuerte

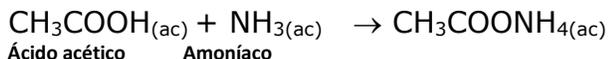


El comienzo del gráfico demuestra una subida relativamente rápida en el pH, pero éste se retrasa con la formación de la solución amortiguadora que contiene el ácido acético y el acetato de sodio producido. Más allá del punto de equivalencia (cuando el hidróxido está en exceso) la curva se asemeja a la curva HCl - NaOH.



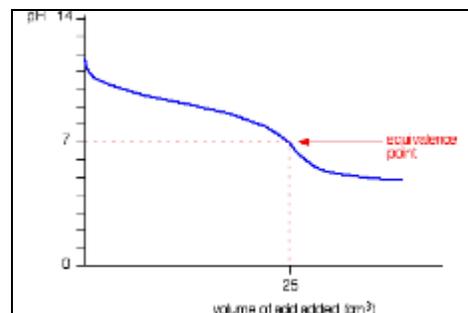
La formación del ion acetato, levemente básico, hace que el punto de equivalencia se encuentre a pH 9,3.

I.L.5 Titulación de una base débil con un ácido débil

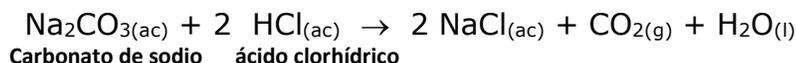


Cuando ambos son igualmente débiles, el punto de equivalencia es aproximadamente pH 7.

En la curva de titulación no hay ningún trazo empinado, sino un "punto de la inflexión". Esta carencia significa que es difícil hacer una titulación de un ácido débil con una base débil.

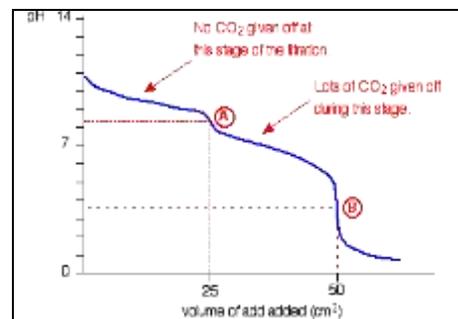


I.L.6 Titulación de Carbonato de sodio con ácido clorhídrico



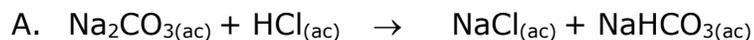
En referencia a la ecuación equilibrada, si ambas soluciones tienen la misma concentración, el punto de equivalencia se alcanzaría con el doble de solución de HCl respecto del volumen de solución de Na₂CO₃ utilizado.

Si tienes 25 mL de solución del carbonato de sodio, y ambas soluciones tienen la misma concentración de 1 M. Eso significa que esperarías que se produjera la zona empinada en la curva de la titulación después de que hubieras agregado 50 mL del ácido.



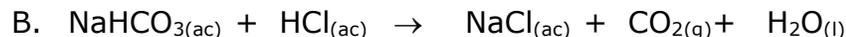
En el gráfico aparecen dos límites: uno en el pH de 8.3 y una segunda inflexión a pH 3.7. Esto indica que la reacción está sucediendo en dos fases distintas.

En la primera parte, **A** en el diagrama, el carbonato de sodio está reaccionando con el ácido y formando NaHCO₃ como producto:



La reacción no produce el característico burbujeo gaseoso de CO_2 .

En la segunda parte, **B** en el diagrama, el NaHCO_3 reacciona con más ácido y se libera el gas CO_2 .



<http://www.chemguide.co.uk/physical/acidbaseeqia/phcurves.html>

I.K.7 En la titulación de ácidos con distinto nivel de fuerza, con NaOH 0.1 M

Podemos esperar los siguientes puntos de equivalencia.

El gráfico la curva de titulación de una muestra 50 mL ácido de fuerzas distintas con NaOH 0.1M.

- ¿Qué ácido es el más fuerte?
- ¿Cuál es el gasto del agente titulante?
- ¿Por qué se va estrechando la parte más inclinada de la curva?

