

COLOQUIO N° 15:

ÁCIDOS Y BASES II.

Ecuaciones Básicas

$$pK_a = -\log K_a$$

Definición de pK_a

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{base conjugada}]}{[\text{ácido}]}$$

Ecuación de Henderson–Hasselbalch (par **ácido–sal**)

$$pH = pK_a - \log \frac{[\text{ácido}]}{[\text{base conjugada}]}$$

Otra forma de la ecuación de Henderson–Hasselbalch

$$pH = pK_b + \log \frac{[\text{ácido conjugado}]}{[\text{base}]}$$

Ecuación de Henderson–Hasselbalch (par **base–sal**)

$$pH = pK_b - \log \frac{[\text{base}]}{[\text{ácido conjugado}]}$$

Otra forma de la ecuación de Henderson–Hasselbalch

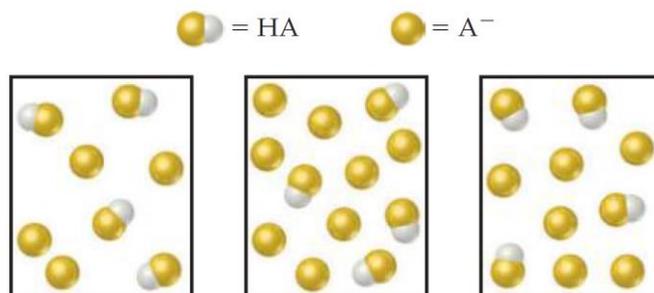
NOTA: Los problemas con el símbolo ** están propuestos para resolver en clase.

** PROBLEMA 1.

- ¿Cuál es la relación entre pH, pOH y pK_w ?
- ¿Cuál es la relación entre K_a y pH?
- ¿Cuál es la relación entre K_a y pOH?

PROBLEMA 2.

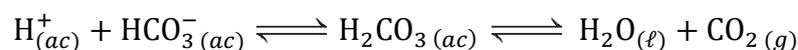
Las siguientes figuras representan soluciones acuosas que contienen un ácido débil, HX y su base conjugada, X^- . No se muestran las moléculas de agua ni los cationes. ¿Qué disolución tiene el pH más elevado? Explique.



PROBLEMA 3.

Un individuo que padece de ansiedad comienza a respirar rápido y como resultado sufre una alcalosis, un aumento en el pH sanguíneo.

- Utilizando la ecuación explique cómo la respiración acelerada ocasiona que aumente el pH de la sangre.



- Una cura para este problema es respirar en una bolsa de papel. ¿Por qué este procedimiento disminuye el pH de la sangre?

PROBLEMA 4.

Los valores de pK_a de dos ácidos monopróticos HA y HB son 5.9 y 8.1, respectivamente. ¿Cuál de los dos es el ácido más fuerte? ¿Por qué?

**** PROBLEMA 5.**

Construya los diagramas de especies F_r vs pH para las siguientes sustancias:

- a) HF b) H_2CO_3 c) HSO_4^- d) H_3PO_4

PROBLEMA 6.

- a) ¿Qué es el efecto del ion común?
b) Dé un ejemplo de una sal que pueda disminuir la ionización del HNO_2 en disolución.
c) Dé un ejemplo de una sal que puede disminuir la ionización del NH_3 en disolución.

PROBLEMA 7.

Considere el equilibrio $B_{(ac)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons HB^+_{(ac)} + OH^-_{(ac)}$. Utilizando el principio de Le Châtelier, explique el efecto de la presencia de una sal de HB^+ sobre la ionización de B.

**** PROBLEMA 8.**

- a) Calcule el porcentaje de ionización del ácido butanoico 0.0075 M ($K_a = 1.5 \times 10^{-5}$)
b) Calcule el porcentaje de ionización del ácido butanoico 0.0075 M en una disolución que contiene butanoato de sodio 0.085 M

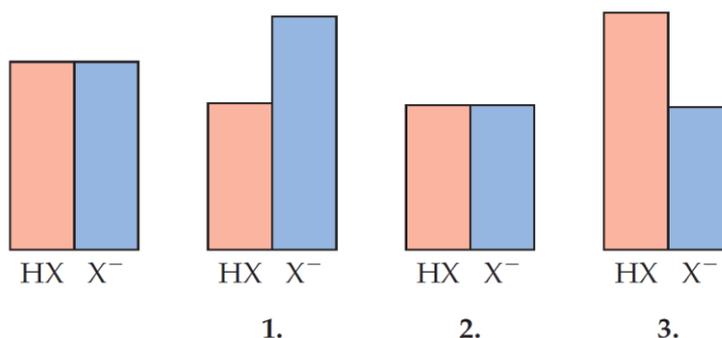
PROBLEMA 9.

- a) Calcule el porcentaje de ionización del ácido láctico 0.125 M ($K_a = 1.4 \times 10^{-4}$)
b) Calcule el porcentaje de ionización del ácido láctico 0.125 M en una disolución que contiene lactato de sodio 0.0075 M

PROBLEMA 10.

El dibujo de la izquierda representa una disolución amortiguadora compuesta por concentraciones iguales de un ácido débil, HX y su base conjugada, X^- . Las alturas de las columnas son proporcionales a las concentraciones de los componentes de la disolución amortiguadora.

- a) ¿Cuál de los tres dibujos, 1, 2 o 3, representa a la disolución amortiguadora después de que se agrega un ácido fuerte?
b) ¿Cuál representa a la disolución amortiguadora después de que se agrega una base fuerte?
c) ¿Cuál representa a la disolución amortiguadora después de que se agrega agua para diluir?



**** PROBLEMA 11.**

Determine el pH de:

- una disolución de CH_3COOH 0.40 M
- una disolución de CH_3COOH 0.40 M + CH_3COONa 0.20 M

PROBLEMA 12.

Determine el pH de:

- una disolución de NH_3 0.20 M
- una disolución de NH_3 0.20 M y NH_4Cl 0.30 M

PROBLEMA 13.

¿Cuáles de estas combinaciones serían las mejores para amortiguar el pH hacia cerca de 9.0?

- $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$
- HCl/NaCl
- $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$

PROBLEMA 14.

Se prepararon dos soluciones de la manera siguiente. En la solución A se añadió 0.50 mol de acetato de potasio a 0.25 mol de ácido acético y se diluyó a un volumen final de 1.00 litro. En la solución B se añadió 0.25 mol de acetato de potasio a 0.50 mol de ácido acético y se diluyó a 1.00 litro.

- ¿Qué solución espera que tenga el pH más bajo?
- Sin efectuar cálculos del pH de cada solución, ¿cómo pudo llegar a su conclusión?

PROBLEMA 15.

Una disolución amortiguadora contiene un ácido débil, HX y su base conjugada. El ácido débil tiene un $\text{p}K_a$ de 4.5, y la disolución amortiguadora tiene un pH de 4.3. Sin realizar cálculos, prediga si $[\text{HX}] = [\text{X}^-]$, $[\text{HX}] > [\text{X}^-]$, o $[\text{HX}] < [\text{X}^-]$. Explique.

PROBLEMA 16.

- Calcule $[\text{OH}^-]$ y $[\text{H}^+]$ en una solución acuosa de amoníaco 3.0 M. El K_b para el amoníaco acuoso es de 1.8×10^{-5} .
- Calcule $[\text{OH}^-]$ y $[\text{H}^+]$ de una solución amortiguadora con NH_3 0.30 M y NH_4Cl 0.40 M.

**** PROBLEMA 17.**

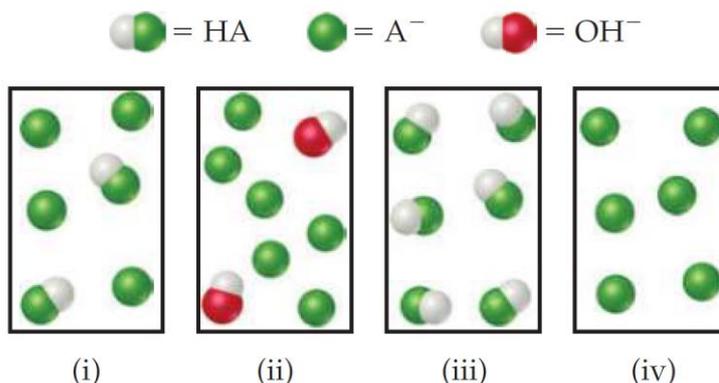
El pH de una disolución amortiguadora de acetato de sodio-ácido acético es 4.50. Calcule la proporción $[\text{CH}_3\text{COO}^-]/[\text{CH}_3\text{COOH}]$.

PROBLEMA 18.

- Calcule el pH de una disolución amortiguadora que es 0.105 M en NaHCO_3 y 0.125 M en Na_2CO_3 .
- Calcule el pH de una disolución formada por la mezcla de 65 mL de NaHCO_3 0.20 M con 75 mL de Na_2CO_3 0.15 M.

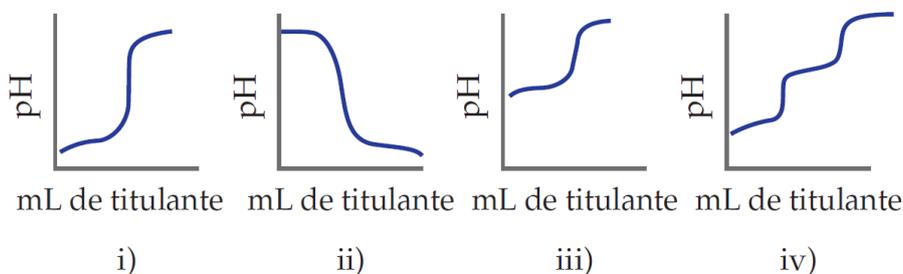
PROBLEMA 19.

Los siguientes dibujos representan disoluciones en varias etapas de la titulación de un ácido débil, HA, con NaOH. (Por claridad, se omiten los iones Na^+ y las moléculas de agua). ¿A qué región de la curva de titulación corresponde cada dibujo: a) antes de la adición de NaOH, b) después de la adición de NaOH pero antes del punto de equivalencia, c) en el punto de equivalencia, d) después del punto de equivalencia?



PROBLEMA 20.

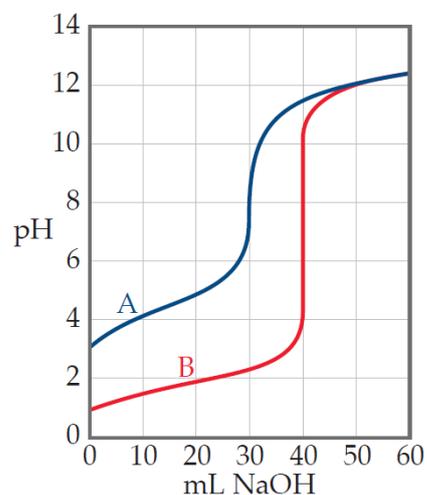
Relacione las siguientes descripciones de curvas de titulación con los diagramas: a) un ácido fuerte agregado a una base fuerte, b) una base fuerte agregada a un ácido débil, c) una base fuerte agregada a un ácido fuerte, d) una base fuerte agregada a un ácido poliprótico.



**** PROBLEMA 21.**

La siguiente gráfica muestra las curvas de titulación de dos ácidos monopróticos.

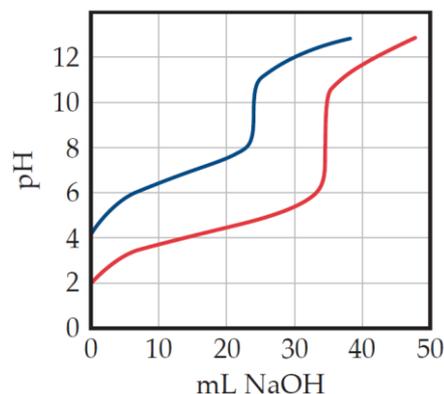
- a) ¿Cuál es la curva que corresponde al ácido fuerte?
- b) ¿Cuál es el pH aproximado en el punto de equivalencia de cada titulación?
- c) Si 40.0 mL de cada ácido se titularon con una base 0.100 M, ¿cuál ácido está más concentrado?



PROBLEMA 22.

Se titulan volúmenes iguales de dos ácidos con NaOH 0.10 M, dando como resultado las dos curvas de titulación que se muestran en la siguiente figura.

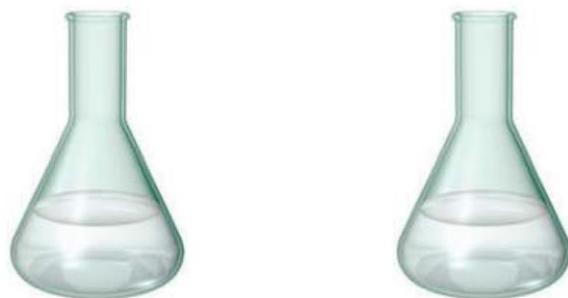
- ¿Qué curva corresponde a la disolución ácida más concentrada?
- ¿Cuál corresponde al ácido con la K_a más grande? Explique.



PROBLEMA 23.

Las muestras de ácido nítrico y acético que aquí se ilustran se titulan con una disolución de NaOH(ac) 0.100 M. Determine si cada uno de los siguientes enunciados, respecto a estas titulaciones, es verdadero o falso.

- Se requiere un volumen mayor de NaOH(ac) para alcanzar el punto de equivalencia en la titulación del HNO₃.
- El pH en el punto de equivalencia de la titulación del HNO₃ será menor que el pH en el punto de equivalencia de la titulación del CH₃COOH.
- La fenolftaleína sería un indicador adecuado para detectar el punto de equivalencia en ambas titulaciones.
- El pH en el inicio de las dos titulaciones será el mismo.
- Ambas curvas de titulación serán esencialmente idénticas después de pasar el punto de equivalencia.
- El rojo de metilo sería un indicador adecuado para ambas titulaciones.



25.0 mL de HNO₃ 1.0 M 25.0 mL de CH₃COOH 1.0 M

**** PROBLEMA 24.**

Una muestra de 44.0 mL de CH₃COOH 0.0202 M se titula con NaOH 0.185 M. Calcule el pH de la solución a) antes de añadir NaOH y luego de haber agregado b) 15.5 mL, c) 20.0 mL, d) 24.0 mL, e) 27.2 mL, f) 48.0 mL, g) 50.2 mL de solución de NaOH.

PROBLEMA 25.

Calcule el pH en el punto de equivalencia al titular 100.0 mL de las soluciones siguientes con KOH 0.1500 M: a) ácido acético 1.200 M, b) ácido acético 0.1200 M y c) ácido acético 0.06000 M.

PROBLEMA 26.

En un experimento de valoración, 12.5 mL de H₂SO₄ 0.500 M neutralizan a 50.0 mL de NaOH. ¿Cuál es la concentración de la disolución de NaOH?

**** PROBLEMA 27.**

Una solución contiene un ácido monoprótico débil desconocido, HA. Se necesitaron 46.24 mL de NaOH para titular 50.00 mL de la solución de HA hasta el punto de equivalencia. A otra muestra de 50.00 mL de la misma solución de HA se agregaron 23.12 mL de la misma solución de NaOH. El pH de la solución resultante en el segundo experimento es de 5.14. ¿Cuáles son el K_a y el pK_a de HA?

PROBLEMA 28.

Una cantidad de 5.00 g de un ácido diprótico se disolvió en agua y se llevó a exactamente 250 mL. Calcule la masa molar del ácido si 25.0 mL de esta disolución consumió 11.1 mL de KOH 1.00 M en la neutralización. Suponga que se neutralizaron los dos protones del ácido.

**** PROBLEMA 29.**

Una muestra 20.00 mL de trietilamina 0.220 M, $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_3\text{N}$, se titula con HCl 0.544 M.

$K_b [(\text{CH}_3\text{CH}_2)_3\text{N}] = 5.2 \times 10^{-4}$.

- Escriba una ecuación neta iónica balanceada para la titulación.
- ¿Cuántos mL de HCl se requieren para alcanzar el punto de equivalencia?
- Calcule $[(\text{CH}_3\text{CH}_2)_3\text{N}]$, $[(\text{CH}_3\text{CH}_2)_3\text{NH}^+]$, $[\text{H}^+]$ y $[\text{Cl}^-]$ en el punto de equivalencia. (Asuma que los volúmenes son aditivos).
- ¿Cuál es el pH en el punto de equivalencia?

PROBLEMA 30.

El valor de K_a de cierto indicador es 2.0×10^{-6} . El color de la forma HIn es verde y el color de la forma In^- es rojo. Se añaden unas cuantas gotas del indicador a una disolución de HCl, que luego se valora con una disolución de NaOH. ¿A qué pH cambia de color el indicador?

PROBLEMA 31.

El K_a del azul de bromotimol es 7.9×10^{-8} , un indicador que puede estar presente como HIn. Las moléculas de HIn son amarillas y los iones In^- son azules. ¿De qué color será una solución de azul de bromotimol en la cual a) $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-4}$ M y b) cuyo pH = 10.30?

PROBLEMA 32.

Determine gráfica y matemáticamente el punto de equivalencia haciendo uso de la primera derivada para la titulación de las siguientes soluciones (Ver los ejercicios propuestos en Excel):

- 25 mL de HCl 0.1 M con NaOH 0.1 M
- 25 mL de CH_3COOH 0.01 M con NaOH 0.1 M ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$)