


RECOPIULATORIO DE PREGUNTAS DE EXÁMENES (2019-2022)
ÁCIDO - BASE

NOTA IMPORTANTE: en los ejercicios que aparezcan sobre cálculos de equilibrio ácido-base débil, siempre se podrá hacer la simplificación en el denominador de la constante de equilibrio ($x \ll c$, $\alpha \ll 1$)

2019 (junio, opción A)

2. Se dispone de dos disoluciones ácidas de HCl y HCN, ambas de concentración $0,05 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcule:

a) El pH de la disolución de HCl.

El HCl es un ácido fuerte, y por tanto está completamente disociado.



Por tanto, la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ será igual a la concentración inicial del ácido, en este caso, $0,05 \text{ M}$:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,05 = \mathbf{1,3}$$

b) El pH de la disolución de HCN. Dato: $K_a(\text{HCN}) = 4,9 \cdot 10^{-10}$

El HCN es un ácido débil (nos dan su K_a). El equilibrio de disociación será:



Concentraciones, inicio: c 0 0

Conc. Equilibrio: c-x x x

$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log x$ x lo podemos sacar de la expresión de K_a :

$$K_a = 4,9 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{c - x}$$

Como se trata de un ácido débil, podemos suponer que $x \ll c$:

$$4,9 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{c} ; \quad 4,9 \cdot 10^{-10} \cdot 0,05 = x^2 ; \quad 2,45 \cdot 10^{-11} = x^2 ; \quad x = 4,95 \cdot 10^{-6}$$

$$\text{Luego, } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log x = -\log (4,95 \cdot 10^{-6}) = \mathbf{5,3}$$

2019 (junio, opción B)

2. a) Calcule el volumen de una disolución de NaOH, de concentración $3,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, necesario para neutralizar 50 mL de una disolución de HNO_3 , de concentración $504 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$.

Datos: Masas atómicas: H=1, N=14, O=16 ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Se trata de una reacción de neutralización entre un ácido fuerte y una base fuerte:



Como el Pm del HNO_3 es de 63 g/mol , una disolución de 504 g/L será $8,0 \text{ M}$.

En 50 mL ($0,05 \text{ L}$) de una disolución 8 M habrá $0,4$ moles de HNO_3 .

Como la reacción es mol a mol, necesitaremos $0,4$ moles de NaOH para la neutralización.

Dado que la disolución de NaOH contiene $3,5$ moles por cada litro, el volumen de disolución que contiene $0,4$ moles de NaOH es igual a:

$$V = \frac{\text{moles}}{\text{concentración}} = \frac{0,4}{3,5} = \mathbf{0,11 \text{ L}}$$

- b) Se dispone de una disolución de $\text{CH}_3\text{-COOH}$ y otra de HClO_2 , ambas de concentración $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Explique razonadamente cual presentará un valor menor de pH, sabiendo que:

$$K_a(\text{CH}_3\text{-COOH})=1,8 \cdot 10^{-5} \quad K_a(\text{HClO}_2)=1,1 \cdot 10^{-2}$$

No es necesario hacer ningún cálculo para contestar. Presentará menor valor de pH el ácido más fuerte, que será el que tenga una mayor constante de acidez, es decir, el HClO_2 .

☉ 2019 (septiembre, opción A)

2. Calcule el pH de las siguientes disoluciones:

- a) Disolución acuosa de NaOH 0,5 M.

Como se trata de una base fuerte, se halla totalmente disociada en disolución:



Por tanto, la concentración de OH^- será igual a la concentración de NaOH

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0,5) = 0,3; \quad \text{pH} = 14 - 0,3 = \mathbf{13,7}$$

- b) Disolución formada al mezclar 200 mL de una disolución de HCl 0,2 M y 100 mL de una disolución de NaOH 0,5 M. Considere los volúmenes aditivos.

Se trata de una reacción de neutralización entre un ácido fuerte y una base fuerte



Veamos los moles de NaOH contenidos en 100 mL de la disolución 0,5 M: si la disolución contiene 0,5 moles de NaOH por cada litro, en 0,1 L habrá 0,05 moles de NaOH.

Veamos los moles de HCl contenidos en 200 mL de la disolución 0,2 M: Si la disolución contiene 0,2 moles de HCl por cada litro, en 0,2 habrá 0,04 moles de HCl.

Como la neutralización ocurre mol a mol, quedarán 0,01 moles de NaOH sin neutralizar, en un volumen de 0,3 L. Esos moles de NaOH estarán completamente disociados:



Por tanto, la $[\text{OH}^-]$ será $0,01/0,3 = 0,0333\dots \text{ M}$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0,0333\dots) = 1,47 \quad \text{pH} = 14 - 1,47 = \mathbf{12,53}$$

☉ 2019 (septiembre, opción B)

2. Una disolución acuosa de HClO 0,2 M tiene un pH igual a 4,12. Calcule para dicho ácido:

- a) Su grado de disociación.

El equilibrio de disociación es: $\text{HClO (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{ClO}^- \text{ (aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$

Concentraciones, inicio: c 0 0

Conc. equilibrio: $c(1-\alpha)$ $c\alpha$ $c\alpha$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (c\alpha) = 4,12 \quad c\alpha = 10^{-4,12} \quad 0,2\alpha = 10^{-4,12} \quad \alpha = \mathbf{3,8 \cdot 10^{-4}}$$

- b) Su constante de acidez. Datos: Masas atómicas: H=1; Cl=35,5; O=16 ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

La expresión para K_a es: $K_a = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)}$

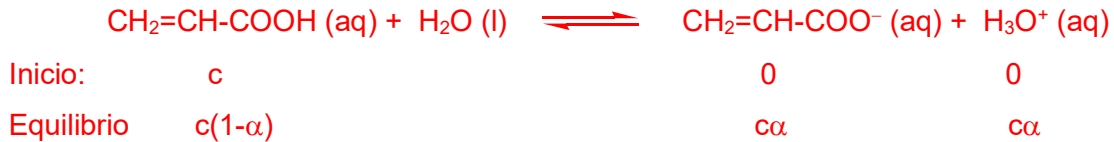
Como se trata de un ácido débil, suponemos $\alpha \ll 1$: $K_a = c \alpha^2 = 0,2 \cdot (3,8 \cdot 10^{-4})^2 = \mathbf{2,9 \cdot 10^{-8}}$

🌀 2019 (mayores de 25, opción A)

2. Calcule el grado de disociación y el pH de una disolución de 50 g de ácido acrílico ($\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$) en 1 L de agua, a 25 °C, si la K_a para este ácido a dicha temperatura es de $4.5 \cdot 10^{-5}$.

Masas atómicas: C=12; O=16; H=1 ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

Por el bajo valor de K_a vemos que se trata de un ácido débil. Su equilibrio de disociación es:



La expresión para K_a es: $K_a = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)}$

El peso molecular del $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$ ($\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_2$) es de 72 g/mol.

Como en 1 L se disuelven 50 g del ácido, la concentración inicial del ácido será $50/72 = 0.69 \text{ M}$

Para saber el pH tenemos que saber la concentración de protones en el equilibrio, y por tanto necesitamos calcular el grado de disociación α :

$$K_a = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0.69 \cdot \alpha^2}{(1-\alpha)} = 4.5 \cdot 10^{-5}$$

Por el bajo valor de K_a anticipamos que $\alpha \ll 1$, así que podemos aproximar $1-\alpha \approx 1$

Y la ecuación queda: $0.69 \alpha^2 = 4.5 \cdot 10^{-5}$, $\alpha = 8.1 \cdot 10^{-3}$

$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(c\alpha) = -\log(0.69 \cdot 0.0081) = -\log(5.59 \cdot 10^{-3}) = 2.25 = \text{pH}$

🌀 2019 (mayores de 25, opción B)

2. Calcule el volumen de una disolución de NaOH 0.1 M necesario para:

- a) Preparar 2 L de una disolución de NaOH de $\text{pH} = 12$.

Si $\text{pH} = 12$, como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, resulta que $\text{pOH} = 2$

Como $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$, resulta que $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$ y por $[\text{OH}^-] = 10^{-2} = 0.01 \text{ M}$

El NaOH es una base fuerte que se ioniza completamente en disolución según la ecuación:



Para preparar 2 L de una disolución 0.01 M en OH^- necesitaremos, por tanto:

$$V \cdot M = V' \cdot M' \rightarrow 2 \cdot 0.01 = V' \cdot 0.1 \rightarrow V' = 0.2 \text{ L de la disolución de NaOH 0.1 M}$$

- b) Neutralizar 50 mL de una disolución de HCl 2 M.

Se trata de la reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte:



En 50 mL de una disolución de HCl 2 M hay 0.1 moles de HCl

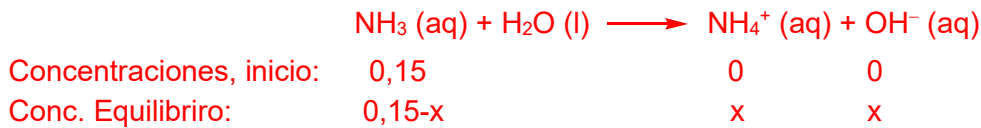
Como la reacción ocurre con estequiometría 1:1, se necesitarán 0.1 moles de NaOH

Como la disolución de NaOH es 0.1 M, se necesitará **1 L de la disolución de NaOH**

🌀 2020 (julio)

5. a) El amoníaco es una base débil, cuya constante de basicidad es $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Calcule el pH de una disolución de NH_3 de concentración $c = 0,15 \text{ M}$.

El NH_3 es una base débil. Su equilibrio de disociación es:



La $[\text{OH}^-]$ la podemos obtener de la expresión de K_b :

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,15 - x}$$

Como se trata de una base débil, podemos suponer que $x \ll 0,15$:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,15} ; \quad x = 1,64 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{Luego, } \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (1,64 \cdot 10^{-3}) = 2,8 \quad \text{pH} = 14 - 2,8 = \mathbf{11.2}$$

- b) Explique si una disolución de cloruro amónico (NH_4Cl) en agua será ácida, básica o neutra. No es necesario realizar cálculos numéricos, pero sí explicar los procesos químicos que tienen lugar.

El NH_4Cl es una sal y estará completamente ionizada en agua:



El anión Cl^- no sufre hidrólisis, pues es la base conjugada de un ácido fuerte (el HCl). Sin embargo, el catión NH_4^+ es el ácido conjugado de una base débil (el NH_3) y por tanto sí sufre hidrólisis según el siguiente equilibrio:



Por tanto, la disolución de NH_4Cl será **ácida** ($\text{pH} < 7$):

6. a) Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 40 mL de HCl 0,25 M con 25 mL de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,2 M (considere los volúmenes aditivos).

Se trata de una reacción de neutralización entre un ácido fuerte y una base fuerte:



En 40 mL de disolución 0,25 M de HCl hay 0.010 moles de HCl

En 25 mL de la disolución 0,2 M de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ hay 0.005 moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Como la estequiometría de la reacción es de 1 mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ por 2 moles de HCl , los dos reactivos están en cantidades estequiométricas, así que la neutralización será completa. No sobrarán ni $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ni HCl , y el pH de la disolución resultante será neutro, **pH = 7**.

- b) Calcule el pH de una disolución de $\text{K}(\text{OH})$ 0,05 M.

Como es una base fuerte, estará completamente ionizada:



Por tanto, la $[\text{OH}^-]$ será de 0.05 M. El pOH será: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0.05) = 1.3$

Luego el $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = \mathbf{12.7}$

🌀 2020 (septiembre)

5. Calcule el volumen de una disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,5 M necesario para:

a) Preparar 0,5 L de una disolución de $\text{pH} = 13$.

Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, resulta que $\text{pOH} = 1$

Como $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$, resulta que $[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$ y por $[\text{OH}^-] = 10^{-1} = 0.1 \text{ M}$

El $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es una base fuerte que se ioniza completamente en disolución según la ecuación:



Cada mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ genera dos moles de hidroxilos

Para preparar 0.5 L de una disolución 0.1 M en OH^- necesitaremos 0.05 moles de OH^- y por tanto 0.025 moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Si necesitamos 0.025 moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y tenemos una disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0.5 M, el volumen que necesitaremos tomar de la disolución es de $V = 0.025 / 0.5 = 0.05 \text{ L}$ (50 mL)

b) Neutralizar 100 mL de una disolución de HCl 1 M.

Se trata de la reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte:



En 100 mL de una disolución de HCl 1 M hay 0.1 moles de HCl

Como la reacción ocurre con estequiometría 1:2, se necesitarán 0.05 moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Si necesitamos 0.05 moles de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y tenemos una disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0.5 M, el volumen que necesitaremos tomar de la disolución es de $V = 0.05 / 0.5 = 0.1 \text{ L}$ (100 mL)

6. a) Se prepara una disolución de ácido hipocloroso (HClO) disolviendo 5,25 g de HClO en 1 L de agua. Si $K_a(\text{HClO}) = 2,95 \cdot 10^{-8}$, calcule cuál será el grado de disociación del ácido en esa disolución.

Datos: Masas atómicas: H = 1, Cl = 35,5, O = 16,0 ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

El peso molecular del HClO es $52,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, luego la disolución de HClO será 0,1 M

El HClO es un ácido débil (nos dan su K_a). Su equilibrio de disociación es:



Concentraciones, inicio:	c	0	0
Conc. Equilibrio:	$c(1-\alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

La expresión para K_a es: $K_a = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)}$

Consideramos $(1-\alpha) \approx 1$, con lo que queda $K_a = c\alpha^2$; $2,95 \cdot 10^{-8} = 0,1 \cdot \alpha^2$; $\alpha = 5,43 \cdot 10^{-4}$

b) Explique si una disolución de hipoclorito sódico (NaClO) en agua será ácida, básica o neutra. No es necesario realizar cálculos numéricos, pero sí explicar los procesos químicos que tienen lugar. (1 p)

El NaClO es una sal y estará completamente ionizada en agua:



El catión Na^+ no sufre hidrólisis, pues es el ácido conjugado de una base muy fuerte (el NaOH).

Sin embargo, el anión ClO^- es la base conjugada de un ácido débil (el HClO) y por tanto sí sufre hidrólisis según el siguiente equilibrio:



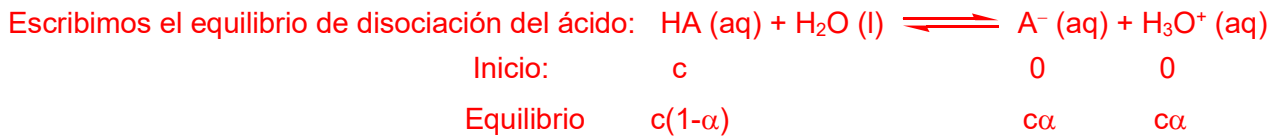
Por tanto, la disolución de NaClO será básica ($\text{pH} > 7$)

🌀 2020 (mayores de 25, opción A)

2. Se dispone de una disolución de un ácido monoprótico (HA) de concentración $c = 10^{-2}$ M. Si el ácido se encuentra ionizado en un 2% ($\alpha = 0,02$), calcule:

a) La constante de disociación de dicho ácido (K_a).

b) El pH de la disolución.



La expresión para K_a es: $K_a = \frac{c^2\alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{ca^2}{(1-\alpha)} = \frac{10^{-2} \cdot 0,02^2}{1-0,02} = 4,1 \cdot 10^{-6}$

El pH de la disolución es: $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(c\alpha) = -\log(0,01 \cdot 0,02) = 3,7$

🌀 2020 (mayores de 25, opción B)

2. Responda a las siguientes cuestiones relativas a disoluciones de ácidos y bases fuertes:

a) Calcule el volumen de una disolución de HCl 0,4 M necesario para neutralizar 500 mL de una disolución 0,1 M de Ca(OH)_2 .

Se trata de la reacción entre un ácido fuerte y una base fuerte:



En 0.5 L de una disolución 0.1 M de Ca(OH)_2 hay 0.05 moles de Ca(OH)_2 .

Como la reacción tiene estequiometría 1:2, para 0.05 mol de Ca(OH)_2 se necesitarán 0.1 mol de HCl.

Como la disolución de HCl es 0.4 M, para tener 0.1 mol de HCl se necesita un V de 0.25 L (250 mL)

b) Calcule el pH de una disolución de NaOH 0,1 M.

Como el NaOH es una base fuerte, estará completamente disociada según la ecuación:



Cada mol de NaOH genera un mol de hidroxilos-

Por tanto, $[\text{OH}^-] = 0,1$ M, y $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,1 = 1$ Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$; **pH = 13**

🌀 2021 (junio)

5. I) Calcule el pH de una disolución de HCl que contiene 3,65 g del ácido por litro de disolución, así como el pH de una disolución de Ca(OH)_2 que contiene 7,41 g de la base por litro de disolución.

Datos: Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5; Ca = 40,1; O = 16 ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

El peso molecular del HCl es $36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, luego la disolución de **HCl** será **0.1 M**

El peso molecular del Ca(OH)_2 es $74,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, luego la disolución de **Ca(OH)_2** es también **0.1 M**

Como se trata de un ácido y una base fuerte, ambos estarán totalmente ionizados:



$[\text{H}_3\text{O}^+]$ será 0.1 M, luego $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 1$;



La $[\text{OH}^-]$ será el doble que la $[\text{Ca(OH)}_2]$, es decir, 0.2 M

luego $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0,2 = 0,7$, $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13,3$; **pH = 13,3**

II) Calcule el pH resultante si se mezcla 1 L de una disolución de HCl 0,1 M con 1 L de una disolución de Ca(OH)₂ 0,1 M (suponga que los volúmenes son aditivos).

Al mezclar las dos disoluciones, se produce una reacción de neutralización:



Si mezclo 1L de cada disolución tendré 0.1 moles de HCl y 0.1 moles de Ca(OH)₂.

Como la reacción es 1:2, sólo podrán reaccionar 0.05 moles de Ca(OH)₂ con 0.1 moles de HCl. Por tanto, sobrarán 0.05 moles de Ca(OH)₂ en un volumen de 2 L, y la [Ca(OH)₂] será 0.025 M.

Ese Ca(OH)₂ estará también totalmente ionizado: $\text{Ca(OH)}_2 (\text{aq}) \longrightarrow \text{Ca}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{OH}^- (\text{aq})$ generando una [OH⁻] que será el doble de la [Ca(OH)₂], es decir, 0.05 M

Por tanto, $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0.05 = 1,3$; $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12.7$; **pH = 12.7**

(El CaCl₂ no contribuye al pH porque es una sal procedente de un ácido fuerte y de una base fuerte)

6. Se dispone de disoluciones 1 M de las siguientes sustancias: NaCl, CH₃COOH, CH₃COONa, NH₃ y NH₄Cl. Razone si dichas disoluciones serán ácidas, básicas o neutras, y ordénelas en orden creciente de su pH, justificando su respuesta (no es necesario calcular los valores de pH).

Datos: $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \cdot 10^{-5}$; $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$

- La disolución de NaCl será neutra.

- Las de CH₃COOH y NH₄Cl serán ácidas (el NH₄⁺ es un catión ácido).

- Las de NH₃ y CH₃COONa serán básicas (el CH₃COO⁻ es un anión básico).

Para ordenarlas, hay que comparar la acidez del CH₃COOH con la del NH₄⁺ y la basicidad del NH₃ con la del CH₃COO⁻

La constantes $K_a(\text{NH}_4^+)$ y $K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ pueden obtenerse a partir de $K_b(\text{NH}_3)$ y $K_a(\text{CH}_3\text{COOH})$, con el producto iónico del agua ($K_w = K_a \cdot K_b$), resultando que $K_a(\text{NH}_4^+) = K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = 5.6 \cdot 10^{-10}$

Por tanto, el CH₃COOH es más ácido que el NH₄⁺ y el NH₃ es más básico que el CH₃COO⁻.

Y el orden, en orden creciente de pH es: CH₃COOH < NH₄Cl < NaCl < CH₃COONa < NH₃

Más detallado (no es necesario):

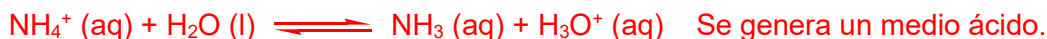
El **NaCl** es una sal que estará completamente disociada: $\text{NaCl} (\text{s}) \longrightarrow \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$

Como sus iones provienen de una base fuerte no sufrirán hidrólisis, y el pH será neutro (pH = 7)

El **CH₃COOH** es un ácido débil ($K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$) y el **NH₃** es una base débil ($K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$).

El **NH₄Cl** es una sal que estará completamente disociada: $\text{NH}_4\text{Cl} (\text{s}) \longrightarrow \text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{Cl}^- (\text{aq})$

El Cl⁻ no sufre hidrólisis, pero el NH₄⁺ sí, pues proviene de una base débil (el NH₃):

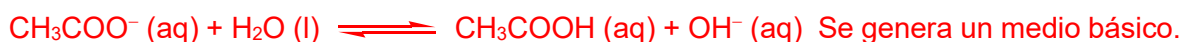


$K_a(\text{NH}_4^+)$ puede calcularse a partir de la $K_b(\text{NH}_3)$ y el producto iónico del agua: $K_w = K_a \cdot K_b$

$1 \cdot 10^{-14} = K_a \cdot 1.8 \cdot 10^{-5}$; **$K_a = 5.6 \cdot 10^{-10}$** Como $K_a(\text{NH}_4^+) < K_a(\text{CH}_3\text{COOH})$, el NH₄⁺ es un ácido más débil.

El **CH₃COONa** es una sal: $\text{CH}_3\text{COONa} (\text{s}) \longrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- (\text{aq}) + \text{Na}^+ (\text{aq})$

El Na⁺ no sufre hidrólisis, pero el CH₃COO⁻ sí, pues proviene de un ácido débil (el CH₃COOH):



$K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ puede calcularse a partir de $K_a(\text{CH}_3\text{COOH})$ y el producto iónico del agua: $K_w = K_a \cdot K_b$; $1 \cdot 10^{-14} = 1.8 \cdot 10^{-5} \cdot K_b$; **$K_b = 5.6 \cdot 10^{-10}$** . Como $K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) < K_b(\text{NH}_3)$, el CH₃COO⁻ es una base más débil.

Por tanto, el orden según su pH es: **CH₃COOH < NH₄Cl < NaCl < CH₃COONa < NH₃**

🌀 2021 (julio)

5. I) Calcule el pH de una disolución de 20 mL de HCl 0,1 M a la que se adicionan 148,2 mg de Ca(OH)₂, suponiendo que el volumen de la disolución no varía.

Datos: Masas atómicas: H = 1, Cl = 35,5, Ca = 40,1, O = 16 (g·mol⁻¹)

Se produce una reacción de neutralización: $2 \text{HCl (aq)} + \text{Ca(OH)}_2 \text{ (aq)} \longrightarrow \text{CaCl}_2 \text{ (aq)} + 2 \text{H}_2\text{O (l)}$

En 20 mL (0.02 L) de una disolución 0.1 M de HCl hay 0.002 moles de HCl

Como el Pm del Ca(OH)₂ es 74.1 g·mol⁻¹, en 148.2 mg hay 0.002 moles de Ca(OH)₂.

Como la estequiometría es 2:1, con 0.002 moles de HCl reaccionarán sólo 0.001 moles de Ca(OH)₂, quedando otros 0.001 moles de Ca(OH)₂ sin reaccionar. Esos moles estarán en 20 mL de disolución final, y estarán completamente ionizados: $\text{Ca(OH)}_2 \text{ (aq)} \longrightarrow \text{Ca}^{2+} \text{ (aq)} + 2 \text{OH}^- \text{ (aq)}$

La [Ca(OH)₂] será por tanto 0.05 M. La [OH⁻] generada será el doble: 0,1 M

Como pOH = -log [OH⁻] pOH = 1 Y como pH = 14 - pOH, **pH = 13**

- II) Explique si una disolución de (CH₃COO)₂Ca en agua será ácida, básica o neutra. No es necesario realizar cálculos numéricos, pero sí explicar los procesos químicos que tienen lugar.

El (CH₃COO)₂Ca es una sal y estará completamente ionizada:



El catión Ca²⁺ no sufre hidrólisis, pues es el ácido conjugado de una base fuerte (el Ca(OH)₂). Sin embargo, el anión CH₃COO⁻ sí sufre hidrólisis según el siguiente equilibrio:

$\text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$ Por tanto, la disolución será básica)

6. I) Una disolución acuosa de ácido cianhídrico (HCN) presenta un pH = 4,3. Calcule:

- a) La concentración, c, de dicha disolución. Dato: K_a(HCN) = 6,2·10⁻¹⁰

El equilibrio de disociación es: $\text{HCN (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{CN}^- \text{ (aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$

Concentraciones, inicio:	c	0	0
Conc. Equilibrio:	c-x	x	x

La expresión para K_a es: $K_a = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]} = \frac{x^2}{(c-x)}$

Como se trata de un ácido débil, suponemos $x \ll c$: $K_a = 6.2 \cdot 10^{-10} = \frac{x^2}{c}$

Como nos dicen el pH y [H₃O⁺] = x: pH = -log[H₃O⁺] = -log x = 4.3; $x = 10^{-4.3} = 5 \cdot 10^{-5}$

Sustituyendo este valor de x en la expresión de K_a, y despejando c:

$$c = \frac{x^2}{6.2 \cdot 10^{-10}} = \frac{(5 \cdot 10^{-5})^2}{6.2 \cdot 10^{-10}} \quad c = 4.03 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ (4.03 M)}$$

- b) El grado de disociación del HCN. Como $x = c \alpha$; $5 \cdot 10^{-5} = 4.03 \alpha$, $\alpha = 1.24 \cdot 10^{-5}$

- II) Explique si una disolución de NaCN en agua será ácida, básica o neutra. No es necesario realizar cálculos numéricos, pero sí explicar los procesos químicos que tienen lugar.

El NaCN es una sal y estará completamente ionizada en agua: $\text{NaCN (s)} \longrightarrow \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{CN}^- \text{ (aq)}$

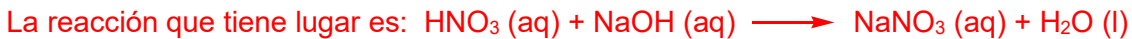
El catión Na⁺ no sufre hidrólisis, pues el ácido conjugado de una base fuerte (el NaOH). Sin embargo, el anión CN⁻ es la base conjugada de un ácido débil (el HCN, ver apartado anterior) y por tanto sí sufre hidrólisis según el siguiente equilibrio: $\text{CN}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{HCN (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$

Por tanto, la disolución de NaCN será básica (pH > 7)

🌀 2022 (junio)

5. Para la valoración de 30 mL de una disolución de HNO_3 0,2 M con una disolución de NaOH 0,15 M:

I) Escriba la reacción que tiene lugar e indique cómo será el pH en el punto exacto de equivalencia.



(la neutralización entre un ácido fuerte y una base fuerte, formando una sal y agua)

En el punto exacto de equivalencia el pH será neutro, porque se habrá añadido la cantidad exacta de NaOH para que reaccione todo el HNO_3 (en la disolución sólo habrá NaNO_3 , que no sufre hidrólisis).

II) ¿Qué volumen de la disolución de NaOH será necesario para llegar al punto de equivalencia?

Como la reacción es mol a mol, se alcanzará el punto de equivalencia cuando se adicionen tantos moles de NaOH como moles hay de HNO_3 : moles (NaOH) = moles (HNO_3)

$$\begin{aligned} V_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} &= V_{\text{HNO}_3} \cdot M_{\text{HNO}_3} \\ V_{\text{NaOH}} \cdot 0.15 &= 30 \cdot 0.2; \quad \mathbf{V_{\text{NaOH}} = 40 \text{ mL}} \end{aligned}$$

III) Si se utiliza como indicador el rojo de fenol (amarillo en su forma ácida y rojo en su forma básica; intervalo de viraje: pH 6,4–8,2), explique brevemente de qué color estará la disolución valorada una vez sobrepasado el punto de equivalencia.

La disolución estará de color rojo, porque el pH será básico (habrá NaOH en exceso).

IV) Calcule el pH de la disolución resultante cuando se ha añadido un total de 42 mL de la disolución de NaOH 0,15 M (suponiendo que los volúmenes son aditivos).

Si se añaden 42 ml de NaOH 0.15 M se ha sobrepasado el punto de equivalencia en 2 mL de NaOH. El NaOH en exceso permanecerá en la disolución y estará completamente disociado:



En los 2 mL de NaOH 0.15 M añadidos en exceso habrá $3 \cdot 10^{-4}$ moles de NaOH.

Estos moles estarán en un volumen de disolución total de $30 + 42 = 72$ mL, y por tanto la $[\text{NaOH}]$ será:

$$[\text{NaOH}] = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{0,0003}{0,072} = \mathbf{4.2 \cdot 10^{-3} M}$$

Y por tanto la $[\text{OH}^-]$ será también $4.2 \cdot 10^{-3}$ M

El pOH será: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$; $\text{pOH} = -\log (4.2 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{2.4}$

y el pH = $14 - \text{pOH}$; $\text{pH} = 14 - 2.4 = \mathbf{11.6}$.

Si se hace desde el principio de la valoración:

Inicialmente hay 30 mL de HNO_3 0.2 M, es decir, 0.006 moles de HNO_3 .

Si se añaden 42 mL de NaOH 0.15 M, se han añadido 0.0063 moles de NaOH

Como la reacción es mol a mol, habrá un exceso de 0.0003 moles de NaOH

que estará completamente disociado: $\text{NaOH} (\text{aq}) \longrightarrow \text{Na}^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$

y desde aquí se sigue igual que arriba

6. I) Calcule la masa de HClO, en gramos, necesaria para preparar 2 L de una disolución acuosa de HClO de pH = 4. Datos: $K_a(\text{HClO}) = 2,9 \cdot 10^{-8}$; masas atómicas: Cl: 35,5; O: 16; H: 1; ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

El HClO es un ácido débil (nos dan su K_a). Si el pH = 4, la concentración de protones $[\text{H}^+]$ de la disolución que hay que preparar es: $\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$; $[\text{H}^+] = 10^{-4} = 0.0001$

Planteamos el equilibrio de disociación: $\text{HClO} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \rightleftharpoons \text{ClO}^- (\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})$

Concentraciones, inicio:	c	0	0
Concentraciones, equilibrio:	$c - 0.0001$	0.0001	0.0001

$$K_a = 2,9 \cdot 10^{-8} = \frac{(0.0001)^2}{c - 0.0001}$$

En el denominador podemos aproximar $c - 0.0001 \cong c$ quedando: $K_a = 2,9 \cdot 10^{-8} = \frac{(0.0001)^2}{c}$
Despejando de la ecuación, sale $c = 0.34 \text{ M}$.

Luego la concentración inicial de la disolución tiene que ser 0.34 M.

Como hay que preparar 2 L de disolución, se necesitarán 0.68 moles de HClO. Como su peso molecular es $52.5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, necesitaremos 35.7 g de HClO.

II) Sabiendo que el HClO_4 es un ácido muy fuerte, explique brevemente qué base será más débil: ClO_4^- o ClO^- .

Será más débil el ClO_4^- , porque es la base conjugada de un ácido muy fuerte, mientras que el ClO^- es la base conjugada de un ácido muy débil (HClO, ver apartado I) y, por tanto, es relativamente fuerte.

2022 (julio)

5. Se realiza la valoración de 50 mL de una disolución de HCl 0,25 M con una disolución de KOH 0,40 M.

I) Calcule el pH de la disolución inicial de HCl.

El HCl es un ácido fuerte, y por tanto está completamente dissociado en agua:



Por tanto, la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ será igual a la concentración inicial del ácido, en este caso, 0,25 M:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pH} = -\log 0,25 = \mathbf{0,6}$$

II) ¿Qué volumen de la disolución de KOH será necesario para llegar al punto de equivalencia?

Se está llevando a cabo una reacción de neutralización entre un ácido fuerte y una base fuerte en la que se formará una sal y agua: $\text{HCl} (\text{aq}) + \text{KOH} (\text{aq}) \longrightarrow \text{KCl} (\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} (\text{l})$

Como la reacción es mol a mol, se alcanzará el punto de equivalencia cuando se adicionen tantos moles de KOH como moles hay de HCl: $\text{moles} (\text{KOH}) = \text{moles} (\text{HCl})$

$$V_{\text{KOH}} \cdot M_{\text{KOH}} = V_{\text{HCl}} \cdot M_{\text{HCl}}$$

$$V_{\text{KOH}} \cdot 0,40 = 50 \cdot 0,25; \quad \mathbf{V_{\text{KOH}} = 31,25 \text{ mL}}$$

III) Explique qué indicador sería el más adecuado para esta valoración: rojo de cresol (intervalo de viraje: pH 0,2–1,8), azul de bromotimol (pH 6,0–7,6) o carmín de índigo (pH 11,4–13,0)?

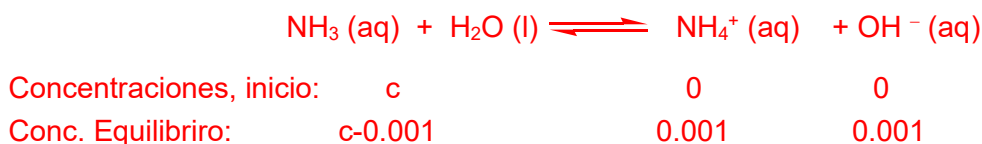
En el punto de equivalencia el pH será neutro (no habrá nada de HCl ni de KOH, y se habrá formado la sal KCl que no se hidroliza, pues proviene de ácido fuerte y base fuerte). Por tanto, el mejor indicador de los tres será el que vire a pH neutro, es decir, el azul de bromotimol.

6. I) Calcule la masa de NH_3 , en gramos, necesaria para preparar 3 L de una disolución acuosa de NH_3 de $\text{pH} = 11$. Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \cdot 10^{-5}$; masas atómicas: N: 14,0; H: 1,0 ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

El NH_3 es una base débil (nos dan su K_b). Si el $\text{pH} = 11$, el $\text{pOH} = 3$ ($\text{pH} + \text{pOH} = 14$), y la concentración de aniones hidroxilo $[\text{OH}^-]$ en la disolución de NH_3 que hay que preparar puede obtenerse a partir del pOH :

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \quad , \quad [\text{OH}^-] = 10^{-3} = 0.001$$

Planteamos el equilibrio de disociación del NH_3 . Las concentraciones de NH_4^+ y OH^- en el equilibrio serán iguales, y sabemos su valor porque lo acabamos de calcular:



$$K_b = 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{(0.001)^2}{c - 0.001}$$

En el denominador podemos aproximar $c - 0.001 \cong c$

Despejando de la ecuación de K_b , sale $c = 0.056 \text{ M}$

Luego la concentración inicial de la disolución tiene que ser 0.056 M . Como hay que preparar 3 L de disolución, se necesitarán 0.168 moles de NH_3 . Como su peso molecular es $17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$, necesitaremos 2.86 g de NH_3 .

II) Explique si una disolución de cloruro amónico (NH_4Cl) en agua será ácida, básica o neutra. No es necesario realizar cálculos numéricos.

El NH_4Cl es una sal y estará completamente ionizada en agua:



El anión Cl^- no sufre hidrólisis, pues es la base conjugada de un ácido fuerte (el HCl). Sin embargo, el catión NH_4^+ es el ácido conjugado de una base débil (el NH_3 , ver el apartado anterior), y por tanto sí sufre hidrólisis según el siguiente equilibrio:



Por tanto, la disolución de NH_4Cl será ácida ($\text{pH} < 7$):