


RECOPIULATORIO DE PREGUNTAS DE EXÁMENES (2019-2023)
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 dissociado.



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

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 $0,5 \text{ M}$.

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 $0,2 \text{ M}$ y 100 mL de una disolución de NaOH $0,5 \text{ M}$. 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 $0,5 \text{ M}$: si la disolución contiene $0,5$ moles de NaOH por cada litro, en $0,1 \text{ L}$ habrá $0,05$ moles de NaOH .

Veamos los moles de HCl contenidos en 200 mL de la disolución $0,2 \text{ M}$: 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 $0,3 \text{ L}$. 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 $0,2 \text{ M}$ 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: $\text{H}=1$; $\text{Cl}=35,5$; $\text{O}=16$ ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$).

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

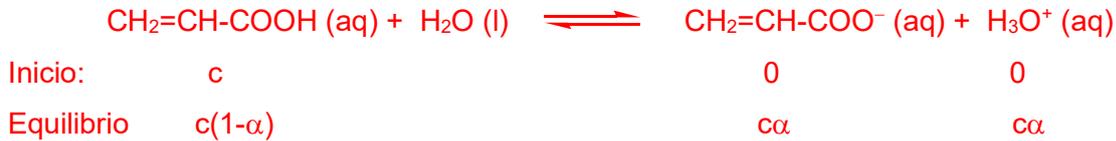
Como se trata de un ácido débil, suponemos $\alpha \ll 1$: $K_a = c\alpha^2 = 0,2 \cdot (3,8 \cdot 10^{-4})^2 = \mathbf{2,9 \cdot 10^{-8}}$

☞ **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 pH = 12.

Si 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

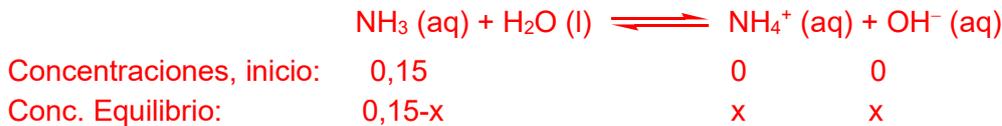
Como la reacción ocurre con estequiometría 1:1, se necesitarán 0.1 moles de NaOH

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 Ca(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 Ca(OH)_2 es una base fuerte que se ioniza completamente en disolución según la ecuación:



Cada mol de Ca(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 Ca(OH)_2 .

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

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 Ca(OH)_2

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

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 $K_a = c\alpha^2$; $2,95 \cdot 10^{-8} = 0,1 \cdot \alpha^2$; $\alpha = \mathbf{5,43 \cdot 10^{-4}}$

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 monoprotico (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.

Escribimos el equilibrio de disociación del ácido: $\text{HA (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{A}^- \text{ (aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$

Inicio: c 0 0

Equilibrio $c(1-\alpha)$ $c\alpha$ $c\alpha$

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

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 $[\text{Ca(OH)}_2]$ 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 $[\text{OH}^-]$ que será el doble de la $[\text{Ca(OH)}_2]$, 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 CaCl_2 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, CH_3COOH , CH_3COONa , NH_3 y NH_4Cl . 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 CH_3COOH y NH_4Cl serán ácidas (el NH_4^+ es un catión ácido).

- Las de NH_3 y CH_3COONa serán básicas (el CH_3COO^- es un anión básico).

Para ordenarlas, hay que comparar la acidez del CH_3COOH con la del NH_4^+ y la basicidad del NH_3 con la del CH_3COO^-

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 CH_3COOH es más ácido que el NH_4^+ y el NH_3 es más básico que el CH_3COO^- .

Y el orden, en orden creciente de pH es: $\text{CH}_3\text{COOH} < \text{NH}_4\text{Cl} < \text{NaCl} < \text{CH}_3\text{COONa} < \text{NH}_3$

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 ($\text{pH} = 7$)

El **CH_3COOH** es un ácido débil ($K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$) y el **NH_3** es una base débil ($K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$).

El **NH_4Cl** 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 NH_4^+ sí, pues proviene de una base débil (el NH_3):

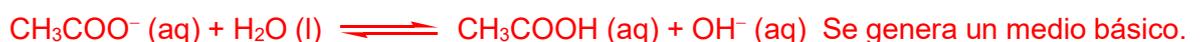


$K_a(\text{NH}_4^+)$ puede calcularse a partir de la $K_b(\text{NH}_3)$ y el producto iónico del agua: $K_w = K_a \cdot K_b$

$1 \cdot 10^{-14} = K_a \cdot 1.8 \cdot 10^{-5}$; **$K_a = 5.6 \cdot 10^{-10}$** Como $K_a(\text{NH}_4^+) < K_a(\text{CH}_3\text{COOH})$, el NH_4^+ es un ácido más débil.

El **CH_3COONa** 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 CH_3COO^- sí, pues proviene de un ácido débil (el CH_3COOH):



$K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ 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 CH_3COO^- es una base más débil.

Por tanto, el orden según su pH es: **$\text{CH}_3\text{COOH} < \text{NH}_4\text{Cl} < \text{NaCl} < \text{CH}_3\text{COONa} < \text{NH}_3$**

🌀 **2021 (mayores de 25)**

5. Se dispone de una disolución de HCl que contiene 3,65 g de HCl por litro de disolución, y otra disolución de NaOH que contiene 20 g de NaOH por litro de disolución.

a) Calcule el pH de cada una de estas disoluciones. Masas: H=1; O=16; Na=23; Cl=35,5 (g·mol⁻¹)

El Pm del HCl es 36.5 g·mol⁻¹; 3.65 g son 0.1 moles, y por tanto la disolución es 0.1 M

El HCl es un ácido fuerte, que está totalmente dissociado en disolución:



Por tanto, la [H₃O⁺] será también 0.1 M y como **pH = -log [H₃O⁺]**, **pH = -log(0.1) = 1**

El Pm del NaOH es 40 g·mol⁻¹; 20 g son 0.5 moles y por tanto la disolución es 0.5 M

El NaOH es una base fuerte, que está totalmente dissociada en disolución:



La [OH⁻] será también 0.5 M y el pOH = -log [OH⁻] = -log (0.5) = 0.3; **pH = 14 - 0.3 = 13.7**

b) Calcule el pH de la disolución generada al mezclar 50 mL de ambas disoluciones, suponiendo que los volúmenes son aditivos.

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



En 50 mL de HCl 0.1 M hay 0.005 moles de HCl

En 50 mL de NaOH 0.5 M hay 0.025 moles de NaOH

Como la reacción es mol a mol, sobrarán 0.020 moles de NaOH que estarán en 100 mL de la disolución final, por lo que la concentración será 0.2 M. Esa será también la [OH⁻] y, por tanto:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0.2) = 0.7 \quad \text{pH} = 14 - 0.7 = 13.3$$

6. I) Se preparan 100 mL de una disolución disolviendo 30 g de ácido acético en agua. Calcule el pH de dicha disolución, sabiendo que $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.8 \cdot 10^{-5}$ a la temperatura de trabajo.

El CH₃COOH es un ácido débil: $\text{CH}_3\text{COOH (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$

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 :

$$K_a = 1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{c - x}$$

Hay que calcular la concentración inicial, c . Como el Pm(CH₃COOH) = 60 g·mol⁻¹, 30 g son 0.5 moles, que en 100 mL de agua dan una c inicial de 5 M. Al ser un ácido débil, podemos suponer $x \ll c$:

$$1.8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{c}; \quad 1.8 \cdot 10^{-5} \cdot 5 = x^2; \quad x = 9.5 \cdot 10^{-3}; \quad \text{Luego } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log x = -\log (9.5 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{2.02}$$

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

El acetato sódico (CH₃COONa) es una sal y estará completamente ionizada en agua:



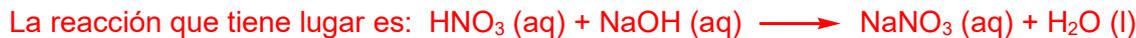
El catión Na⁺ no sufre hidrólisis, pues el ácido conjugado de una base fuerte (el NaOH). Sin embargo, el anión CH₃COO⁻ es la base conjugada de un ácido débil (el CH₃COOH), y por tanto sí sufre hidrólisis según el siguiente equilibrio: $\text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$

Por tanto, la disolución de CH₃COONa 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 adicione tantos moles de NaOH como moles hay de HNO_3 : moles (NaOH) = moles (HNO_3)

$$V_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} = V_{\text{HNO}_3} \cdot M_{\text{HNO}_3}$$

$$V_{\text{NaOH}} \cdot 0,15 = 30 \cdot 0,2; \quad V_{\text{NaOH}} = 40 \text{ mL}$$

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:

$$[\text{NaOH}] = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{0,0003}{0,072} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Y por tanto la $[\text{OH}^-]$ será también $4,2 \cdot 10^{-3}$ M

El pOH será: $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$; $\text{pOH} = -\log (4,2 \cdot 10^{-3}) = 2,4$

y el pH = $14 - \text{pOH}$; $\text{pH} = 14 - 2,4 = 11,6$.

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.

IV) Calcule el pH de la disolución resultante cuando, desde el inicio de la valoración, se ha añadido un total de 20 mL de la disolución de KOH 0,40 M (suponiendo que los volúmenes son aditivos).

Inicialmente hay 50 mL de HCl 0.25 M, es decir, 0.0125 moles de HCl.

Si se añaden 20 mL de KOH 0.40 M, se han añadido 0.008 moles de KOH.

La reacción que tiene lugar es: $\text{HCl (aq)} + \text{KOH (aq)} \longrightarrow \text{KCl (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)}$

Como la reacción es mol a mol, se habrán consumido 0.008 moles de HCl, y se habrán formado 0.008 moles de KCl que es una sal que no sufre hidrólisis (porque procede de ácido fuerte y base fuerte). Pero quedan todavía 0.0045 moles del ácido sin neutralizar.

Esos 0.0045 moles de HCl estarán en un V de $50 + 20 = 70$ mL, por lo que la [HCl] será de:

$$[\text{HCl}] = \frac{\text{moles}}{V} = \frac{0,0045}{0,07} = \mathbf{0,064M}$$

Como el HCl es un ácido fuerte: $\text{HCl (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \longrightarrow \text{Cl}^- \text{ (aq)} + \text{H}_3\text{O}^+ \text{ (aq)}$

la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ será también 0.064 M y el pH será: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,064 = \mathbf{1.2}$

(Tiene sentido que el pH sea ácido, porque todavía no hemos llegado al punto de equivalencia).

6. Sabiendo que $K_a(\text{HCN}) = 6,2 \cdot 10^{-10}$ y $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$:

I) Calcule el grado de disociación de una disolución 0,05 M de HCN.

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

Concentraciones, inicio: c 0 0

Concentraciones, equilibrio: $c(1-\alpha)$ $c\alpha$ $c\alpha$

La expresión para K_a es:
$$K_a = 6,2 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{CN}^-][\text{H}^+]}{[\text{HCN}]} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)} = \frac{0,05\alpha^2}{(1-\alpha)}$$

Suponemos $\alpha \ll 1$: $K_a = 6,2 \cdot 10^{-10} = 0,05 \cdot \alpha^2$; $\alpha = 1,1 \cdot 10^{-4}$ ó 0.011%

II) Calcule K_b para la base conjugada del HCN. Dato: $K_w = 1 \cdot 10^{-14}$

Según el producto iónico del agua: $K_w = K_a \cdot K_b$; $1 \cdot 10^{-14} = 6,2 \cdot 10^{-10} \cdot K_b$; $K_b = 1,6 \cdot 10^{-5}$

III) En el caso de disoluciones de la misma concentración inicial c , explique cuál de los dos ácidos anteriores dará un pH mayor (no es necesario hacer cálculos).

Dará un pH mayor el ácido más débil de los dos, que es el ácido cianhídrico (HCN)

🌀 2022 (mayores de 25)

5. I) Escriba la reacción de neutralización entre Ba(OH)_2 y HNO_3 (base fuerte y ácido fuerte).



II) Si se mezcla 1 L de una disolución 1 M de HNO_3 con 1 L de una disolución 1 M de Ba(OH)_2 , explique cómo será el pH de la disolución resultante (ácido, básico o neutro).

Tendríamos 1 mol de HNO_3 y 1 mol de Ba(OH)_2 . Como la estequiometría de la neutralización es 2 a 1, habría exceso de Ba(OH)_2 (sobran 0.5 moles) y el pH de la disolución resultante sería básico

III) Calcule el pH de una disolución de 10 g de Ba(OH)_2 en 250 mL de agua.

Masas atómicas: Ba: 137,3; O: 16,0; H: 1,0 ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$)



El Pm del Ba(OH)_2 es $171,3 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$. Luego 10 g son 0.0584 moles de Ba(OH)_2

Como por cada mol de Ba(OH)_2 se generan dos de aniones hidroxilo, habrá 0.117 moles de $[\text{OH}^-]$ en 250 mL de agua (0.25 L), así que la $[\text{OH}^-]$ será de 0.467 M.

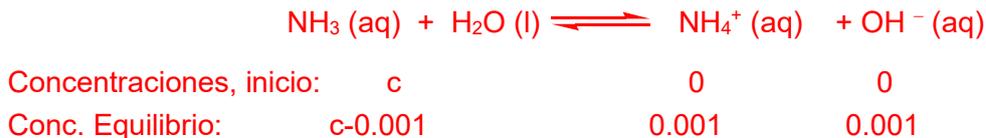
$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0,467) = 0,33$; Como $\text{pH} + \text{pOH} = 14$; $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = \mathbf{13,67}$

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 ($\text{pH} < 7$):

🌀 **2023 (junio)**

6. a) Calcule el pH de una disolución de CH_3COOH (aq) ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$), de concentración $c = 0,2$ M.

El CH_3COOH es un ácido débil: CH_3COOH (aq) + H_2O (l) \rightleftharpoons CH_3COO^- (aq) + H_3O^+ (aq)

Concentraciones, inicio:	c	0	0
Concentraciones, equilibrio:	c-x	x	x

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

$$K_a = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{c-x}$$

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

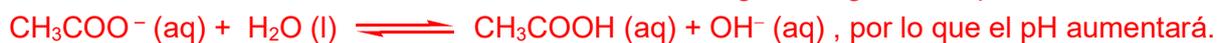
$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{c}; \quad 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 0,2 = x^2; \quad x = 1,9 \cdot 10^{-3} \quad \text{Luego, } \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log x = \mathbf{2,72}$$

b) Explique cómo variará el pH (aumentará, disminuirá o permanecerá igual), si a 100 mL de la disolución anterior se le adicionan 100 mL de una disolución 0,2 M de CH_3COONa .

El CH_3COONa (una sal), estará completamente ionizado: $\text{CH}_3\text{COONa} \longrightarrow \text{Na}^+$ (aq) + CH_3COO^- (aq)

El catión Na^+ no afecta al pH, pero el anión CH_3COO^- tendrá el efecto de desplazar el equilibrio de disociación del CH_3COOH hacia la izquierda, por lo que disminuirá la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y el pH aumentará.

Visto de otra forma, el anión CH_3COO^- sufrirá hidrólisis según el siguiente equilibrio:



c) ¿Cuál será la concentración de iones Na^+ en la disolución resultante del apartado b)?

Como los iones Na^+ no participan en ningún equilibrio, la cantidad total de iones Na^+ no varía. Como el V final es de 200 mL, la $[\text{Na}^+]$ en la mezcla será la mitad que la inicial, es decir 0.1 M

5. a) 5 mL de una disolución de NaOH se mezclan con 10 mL de una disolución de HCl 0,2 M. La disolución así obtenida tiene $\text{pH} = 2$. Calcule la concentración de la disolución inicial de NaOH.

Se mezcla un ácido fuerte con una base fuerte: NaOH (aq) + HCl (aq) \longrightarrow H_2O (l) + NaCl (aq)

No sabemos los moles de NaOH iniciales, pero sí los de HCl: $0,01 \text{ L} \cdot 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 2 \cdot 10^{-3}$ moles de HCl.

Sólo una parte de esos $2 \cdot 10^{-3}$ moles de HCl se han neutralizado con el NaOH, pues la mezcla resultante es ácida con $\text{pH} = 2$, es decir, tiene una $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2} = 0,01$ M, que en un V_{total} de 15 mL suponen:

$$0,015 \text{ L} \cdot 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ moles } \text{H}_3\text{O}^+ \text{ que quedan en la mezcla resultante}$$

Como el HCl es un ác. fuerte, está totalmente ionizado: HCl (aq) + H_2O (l) \longrightarrow H_3O^+ (aq) + Cl^- (aq), así que los moles de H_3O^+ en la mezcla equivalen a los moles de HCl que han quedado sin neutralizar.

Si había inicialmente $2 \cdot 10^{-3}$ moles de HCl y han quedado sin neutralizar $1,5 \cdot 10^{-4}$ moles, significa que se han neutralizado $1,85 \cdot 10^{-3}$ moles de HCl. Por tanto, esos son los moles de NaOH que había en la disolución de NaOH. Como su V era 5 mL, su concentración era: $1,85 \cdot 10^{-3} \text{ moles} / 0,005 \text{ L} = 0,37 \text{ M}$

b) Se valoran 10 mL de la disolución de NaOH del apartado anterior con el HCl 0,2 M del apartado anterior. Si se llena la bureta con 20 mL del HCl 0,2 M, razone si serán suficientes para llegar al punto de equivalencia. (NOTA: este apartado puede contestarse sin conocer el resultado del anterior).

Sí será suficiente, porque según el apartado anterior, para 5 mL de la disolución de NaOH y 10 mL de HCl 0,2 M, sobra HCl, así que para el doble de NaOH, sobrarán también con el doble de HCl.

Podemos comprobarlo si tenemos la $[\text{NaOH}]$ calculada en el apartado anterior (0.37 M):

En el p. de equivalencia: $V_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} = V_{\text{HCl}} \cdot M_{\text{HCl}}$

$$10 \text{ mL} \cdot 0,37 \text{ M} = V_{\text{HCl}} \cdot 0,2 \text{ M}; \quad \mathbf{V_{HCl} = 18,5 \text{ mL}}, \text{ luego 20 mL sí son suficientes}$$

🌀 **2023 (julio)**

5. a) Escriba los procesos ácido-base (disociación, hidrólisis) que tienen lugar al disolver las siguientes sustancias en agua, indicando adecuadamente si se trata o no de un equilibrio, y cómo será el pH de la disolución resultante (neutro, ácido o básico): i) NaOH; ii) HCl; iii) NH₃; iv) NaCl; v) NH₄Cl.
- b) Indique cuál de las disoluciones anteriores será más ácida, y cuál más básica (suponiendo que se parte de cantidades equimolares de las sustancias).

Datos: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

- a) i) El **NaOH** es una base fuerte. Estará completamente disociada en disolución: pH **básico** (pH > 7)



- ii) El **HCl** es un ácido fuerte. Estará completamente disociado en disolución: pH **ácido** (pH < 7)



- iii) El **NH₃** es una base débil (nos dan K_b). Estará parcialmente disociado en disolución: pH **básico** (> 7)



- iv) El **NaCl** es una sal. Estará completamente ionizada en agua: $\text{NaCl (aq)} \longrightarrow \text{Na}^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$

Como sus iones proceden de un ácido fuerte (HCl) y de una base fuerte (NaOH), no se hidrolizarán, y por tanto el pH será **neutro** (pH = 7)

- v) El **NH₄Cl**; es una sal. Estará completamente ionizada en agua: $\text{NH}_4\text{Cl (aq)} \longrightarrow \text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{Cl}^- \text{ (aq)}$

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



- b) La disolución más ácida será la del HCl (es un ácido fuerte, mientras que la otra disolución ácida es la generada por la hidrólisis del ion NH_4^+ , cuya K_a se puede obtener a partir del producto iónico del agua y la K_b del NH_3 ($K_w = K_a \cdot K_b$), resultando ser $5,6 \cdot 10^{-10}$, que es un valor propio de una base débil).

La disolución más básica será la del NaOH (es una base fuerte, mientras que el NH_3 es una base débil)

6. a) Calcule el grado de disociación de una disolución acuosa de $\text{NH}_3 \text{ (aq)}$ ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$) de concentración $c = 0,5 \text{ M}$.

El NH_3 es una base débil. $\text{NH}_3 \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ \text{ (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$

Concentraciones, inicio:	0,5	0	0
Conc. Equilibrio:	$0,5(1-\alpha)$	$c\alpha$	$c\alpha$

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

$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c \alpha^2}{(1-\alpha)}$$

Como se trata de una base débil, podemos suponer que $(1-\alpha) \approx 1$,

$$\text{Queda: } K_b = c\alpha^2; \quad 1,8 \cdot 10^{-5} = 0,5 \cdot \alpha^2; \quad \alpha = \mathbf{6 \cdot 10^{-3}} \quad (0,6\%)$$

- b) El pH de una disolución de un ácido monoprótico (HA), de concentración $c = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ es pH = 2,70. Explique numéricamente si se trata de un ácido fuerte o débil.

Calculamos la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ en la disolución, a partir del pH: $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2,7} = 0,002 \text{ M}$ Como la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ coincide con la concentración inicial del ácido, se trata de un ácido fuerte (pues está completamente ionizado).

- c) Calcule la concentración de aniones hidroxilo, $[\text{OH}^-]$, en la disolución del apartado b).

$$\text{Como } \text{pH} + \text{pOH} = 14; \quad \text{pOH} = 14 - 2,7 = 11,3$$

$$\text{Como } \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]; \quad [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 5 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

🌀 **2023 (mayores de 25)**

5. Se dispone de una disolución de NaOH de concentración 0,2 M.

I) Calcule el pH de esta disolución.

Como se trata de una base fuerte, está totalmente disociada:



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

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (0,2) = 0,7; \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 0,7 = \mathbf{13,3}$$

II) Se utiliza esta disolución de NaOH para valorar 100 mL de una disolución de HClO_4 (un ácido fuerte), de concentración desconocida, encontrándose que se necesitan 62 mL del NaOH (aq) para llegar al punto de equivalencia. Calcule la concentración de la disolución de HClO_4 valorada.

Se trata de una valoración entre un ácido fuerte y una base fuerte:



Como la reacción es mol a mol, se alcanzará el punto de equivalencia cuando se adicionen tantos moles de NaOH como moles hay de HClO_4 : moles (NaOH) = moles (HClO_4)

$$V_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} = V_{\text{HClO}_4} \cdot M_{\text{HClO}_4} \quad 62 \cdot 0,2 = 100 \cdot M; \quad \mathbf{0,124 \text{ M}}$$

III) Si en la valoración anterior se utiliza como indicador la fenolftaleína, que es incolora en su forma ácida y rosa en su forma básica (intervalo de viraje 8,2-10), indique cómo será el color de la disolución valorada al principio y al final de la valoración.

La disolución valorada es la de concentración desconocida, es decir, el HClO_4 . Al principio de la valoración la disolución será incolora, porque el pH es ácido. El final de la valoración se produce tras el cambio de color del indicador. Por tanto, el color será rosa

6. I) Considere 100 mL de una disolución acuosa de ácido acético, CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) de concentración $c = 0,2 \text{ M}$. Escriba el equilibrio de disociación de este ácido y calcule el pH de la disolución y el grado de disociación del ácido.

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



Inicio:	0,2	0	0
Equilibrio:	0,2-x	x	x

El valor de x lo podemos obtener de la expresión para K_a :

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

Como se trata de un ácido débil, podemos suponer que $x \ll 0,2$:

$$1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,2}; \quad x = 1,9 \cdot 10^{-3} \quad \text{Luego la concentración de protones es } 1,9 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1,9 \cdot 10^{-3}) = \mathbf{2,72 = \text{pH}}$$

Como la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es igual a $c\alpha$, tenemos que $c\alpha = 1,9 \cdot 10^{-3}$; $0,2\alpha = 1,9 \cdot 10^{-3}$; $\alpha = \mathbf{9,5 \cdot 10^{-3}}$

II) Considere ahora 100 mL de una disolución 0,2 M de otro ácido orgánico, el ácido acrílico ($\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$), cuya $K_a = 4,5 \cdot 10^{-5}$. Explique brevemente en cuál de las dos disoluciones el pH será mayor (no es necesario hacer cálculos).

La constante de acidez del ácido acrílico es mayor que la del acético, es decir, que el acrílico es un ácido menos débil que el acético. Como las concentraciones iniciales son iguales, **el pH será mayor** en la disolución del ácido más débil, es decir, **en la disolución de ácido acético**.

