

- 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 L 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: $K_a = \frac{c^2 \alpha^2}{c(1-\alpha)} = \frac{c\alpha^2}{(1-\alpha)}$

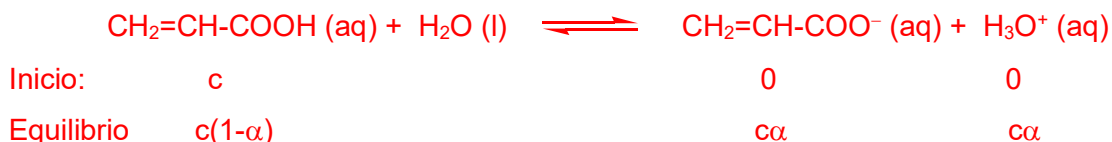
Como se trata de un ácido débil, suponemos $\alpha \ll 1$: $K_a = c \alpha^2 = 0,2 \cdot (3,8 \cdot 10^{-4})^2 = \mathbf{2,9 \cdot 10^{-8}}$

🌀 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 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

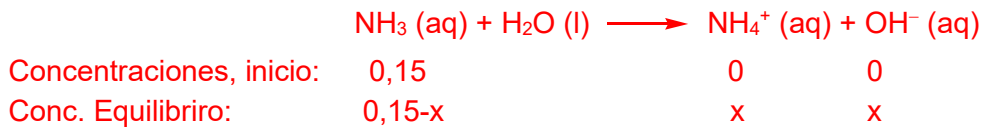
Como la reacción ocurre con estequiometría 1:1, se necesitarán 0.1 moles de NaOH

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 $V = 0.025 / 0.5 = 0.05 \text{ L}$ (**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 $V = 0.05 / 0.5 = 0.1 \text{ L}$ (**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:

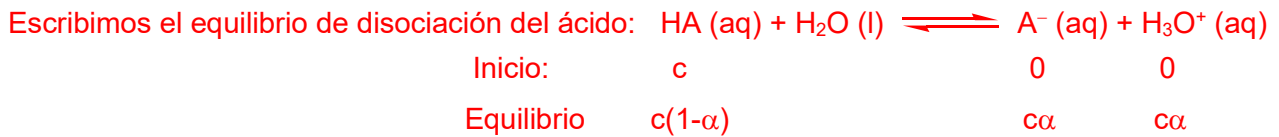


Por tanto, la disolución de NaClO será básica ($\text{pH} > 7$)

🌀 **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:

- La constante de disociación de dicho ácido (K_a).
- 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:

- 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)

- 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):

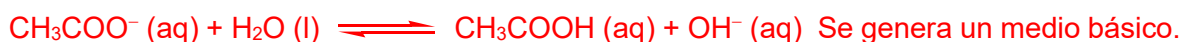


$K_a(\text{NH}_4^+)$ puede calcularse a partir de la $K_b(\text{NH}_3)$ y el producto iónico del agua: $K_w = K_a \cdot K_b$

$1 \cdot 10^{-14} = K_a \cdot 1.8 \cdot 10^{-5}$; **$K_a = 5.6 \cdot 10^{-10}$** 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 << 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 α; $5 \cdot 10^{-5} = 4.03 \alpha$, $\alpha = 1.24 \cdot 10^{-5}$

- 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)

🌀 **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:

pOH = -log [OH⁻] = -log (0.2) = 0.7 **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(CH₃COOH) = 1.5·10⁻⁵ a la temperatura de trabajo.

El CH₃COOH es un ácido débil: CH₃COOH (aq) + H₂O (l) ⇌ CH₃COO⁻ (aq) + H₃O⁺ (aq)

Concentraciones, inicio: c 0 0

Conc. Equilibrio: c-x x x

pH = -log [H₃O⁺] = -log x x lo podemos sacar de la expresión de K_a:

$$K_a = 1.5 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{c - x}$$

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 << c:

1.5·10⁻⁵ = $\frac{x^2}{c}$; 1.5·10⁻⁵ · 5 = x²; x = 8.66·10⁻³; Luego **pH = -log [H₃O⁺] = -log x = -log (8.66·10⁻³) = 2.06**

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: CH₃COO⁻ (aq) + H₂O (l) ⇌ CH₃COOH (aq) + OH⁻ (aq)

Por tanto, la disolución de CH₃COONa será básica (pH > 7)