


**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  $50 \text{ mL}$  de una disolución de  $\text{HNO}_3$ , 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  $\text{HNO}_3$  es de  $63 \text{ g/mol}$ , una disolución de  $504 \text{ g/L}$  será  $8,0 \text{ M}$ .

En  $50 \text{ mL}$  ( $0,05 \text{ L}$ ) de una disolución  $8 \text{ M}$  habrá  $0,4$  moles de  $\text{HNO}_3$ .

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  $\text{HClO}_2$ , 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  $\text{HClO}_2$ .

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

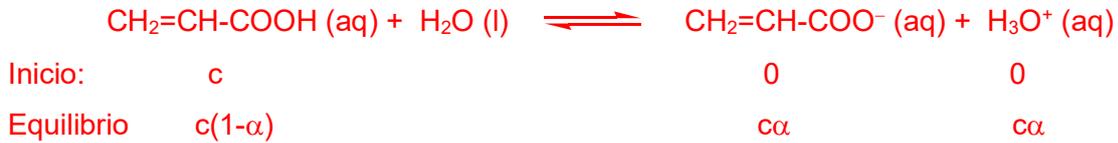
Como se trata de un ácido débil, suponemos  $\alpha \ll 1$ :  $K_a = c \alpha^2 = 0,2 \cdot (3,8 \cdot 10^{-4})^2 = \mathbf{2,9 \cdot 10^{-8}}$

🌀 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  $\alpha$ :

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

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  $\text{OH}^-$  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

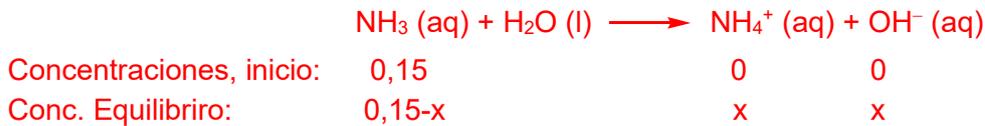
Como la reacción ocurre con estequiometría 1:1, se necesitarán 0.1 moles de NaOH

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  $\text{NH}_3$  de concentración  $c = 0,15 \text{ M}$ .

El  $\text{NH}_3$  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 ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) en agua será ácida, básica o neutra. No es necesario realizar cálculos numéricos, pero sí explicar los procesos químicos que tienen lugar.

El  $\text{NH}_4\text{Cl}$  es una sal y estará completamente ionizada en agua:



El anión  $\text{Cl}^-$  no sufre hidrólisis, pues es la base conjugada de un ácido fuerte (el  $\text{HCl}$ ). Sin embargo, el catión  $\text{NH}_4^+$  es el ácido conjugado de una base débil (el  $\text{NH}_3$ ) y por tanto sí sufre hidrólisis según el siguiente equilibrio:



Por tanto, la disolución de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  será **ácida** ( $\text{pH} < 7$ ):

6. a) Calcule el pH de la disolución obtenida al mezclar 40 mL de  $\text{HCl}$  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  $\text{HCl}$  hay 0.010 moles de  $\text{HCl}$

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  $\text{HCl}$ , los dos reactivos están en cantidades estequiométricas, así que la neutralización será completa. No sobrarán ni  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  ni  $\text{HCl}$ , 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  $\text{Ca(OH)}_2$  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  $\text{Ca(OH)}_2$  es una base fuerte que se ioniza completamente en disolución según la ecuación:



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

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

Si necesitamos 0.025 moles de  $\text{Ca(OH)}_2$  y tenemos una disolución de  $\text{Ca(OH)}_2$  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  $\text{Ca(OH)}_2$

Si necesitamos 0.05 moles de  $\text{Ca(OH)}_2$  y tenemos una disolución de  $\text{Ca(OH)}_2$  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 ( $\text{HClO}$ ) disolviendo 5,25 g de  $\text{HClO}$  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  $\text{HClO}$  es  $52,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , luego la disolución de  $\text{HClO}$  será 0,1 M

El  $\text{HClO}$  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 ( $\text{NaClO}$ ) 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  $\text{NaClO}$  es una sal y estará completamente ionizada en agua:



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

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

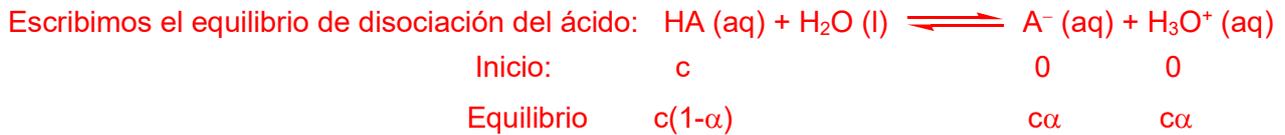


Por tanto, la disolución de  $\text{NaClO}$  será básica ( $\text{pH} > 7$ )

🌀 **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  $\text{Ca(OH)}_2$ .

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



En 0.5 L de una disolución 0.1 M de  $\text{Ca(OH)}_2$  hay 0.05 moles de  $\text{Ca(OH)}_2$ .

Como la reacción tiene estequiometría 1:2, para 0.05 mol de  $\text{Ca(OH)}_2$  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  $\text{Ca(OH)}_2$  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  $\text{Ca(OH)}_2$  es  $74,1 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , luego la disolución de  **$\text{Ca(OH)}_2$**  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  $\text{Ca(OH)}_2$  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  $\text{Ca(OH)}_2$ .

Como la reacción es 1:2, sólo podrán reaccionar 0.05 moles de  $\text{Ca(OH)}_2$  con 0.1 moles de HCl. Por tanto, sobrarán 0.05 moles de  $\text{Ca(OH)}_2$  en un volumen de 2 L, y la  $[\text{Ca(OH)}_2]$  será 0.025 M.

Ese  $\text{Ca(OH)}_2$  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  $\text{CaCl}_2$  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,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ,  $\text{NH}_3$  y  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . 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  $\text{CH}_3\text{COOH}$  y  $\text{NH}_4\text{Cl}$  serán ácidas (el  $\text{NH}_4^+$  es un catión ácido).

- Las de  $\text{NH}_3$  y  $\text{CH}_3\text{COONa}$  serán básicas (el  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  es un anión básico).

Para ordenarlas, hay que comparar la acidez del  $\text{CH}_3\text{COOH}$  con la del  $\text{NH}_4^+$  y la basicidad del  $\text{NH}_3$  con la del  $\text{CH}_3\text{COO}^-$

Las 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  $\text{CH}_3\text{COOH}$  es más ácido que el  $\text{NH}_4^+$  y el  $\text{NH}_3$  es más básico que el  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .

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  **$\text{CH}_3\text{COOH}$**  es un ácido débil ( $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$ ) y el  **$\text{NH}_3$**  es una base débil ( $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$ ).

El  **$\text{NH}_4\text{Cl}$**  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  $\text{Cl}^-$  no sufre hidrólisis, pero el  $\text{NH}_4^+$  sí, pues proviene de una base débil (el  $\text{NH}_3$ ):

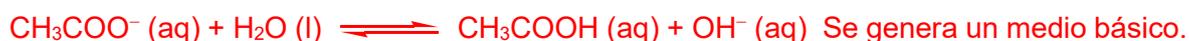


$K_a(\text{NH}_4^+)$  puede calcularse a partir de la  $K_b(\text{NH}_3)$  y el producto iónico del agua:  $K_w = K_a \cdot K_b$

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

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

El  $\text{Na}^+$  no sufre hidrólisis, pero el  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  sí, pues proviene de un ácido débil (el  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ):



$K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-)$  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  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  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 (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)<sub>2</sub>, suponiendo que el volumen de la disolución no varía.

Datos: Masas atómicas: H = 1, Cl = 35,5, Ca = 40,1, O = 16 (g·mol<sup>-1</sup>)

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)<sub>2</sub> es 74.1 g·mol<sup>-1</sup>, en 148.2 mg hay 0.002 moles de Ca(OH)<sub>2</sub>.

Como la estequiometría es 2:1, con 0.002 moles de HCl reaccionarán sólo 0.001 moles de Ca(OH)<sub>2</sub>, quedando otros 0.001 moles de Ca(OH)<sub>2</sub> 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)<sub>2</sub>] será por tanto 0.05 M. La [OH<sup>-</sup>] generada será el doble: 0,1 M

Como pOH = -log [OH<sup>-</sup>] pOH = 1 Y como pH = 14 - pOH, **pH = 13**

- II) Explique si una disolución de (CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub>Ca en agua será ácida, básica o neutra. No es necesario realizar cálculos numéricos, pero sí explicar los procesos químicos que tienen lugar.

El (CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub>Ca es una sal y estará completamente ionizada:



El catión Ca<sup>2+</sup> no sufre hidrólisis, pues es el ácido conjugado de una base fuerte (el Ca(OH)<sub>2</sub>). Sin embargo, el anión CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup> 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<sub>a</sub>(HCN) = 6,2·10<sup>-10</sup>

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<sub>a</sub> 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 [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = x: pH = -log[H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = -log x = 4.3;  $x = 10^{-4.3} = 5 \cdot 10^{-5}$

Sustituyendo este valor de x en la expresión de K<sub>a</sub>, 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<sup>+</sup> no sufre hidrólisis, pues el ácido conjugado de una base fuerte (el NaOH). Sin embargo, el anión CN<sup>-</sup> es la base conjugada de un ácido débil (el HCN, ver apartado anterior) y por tanto sí sufre hidrólisis según el siguiente equilibrio:  $\text{CN}^- \text{ (aq)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightleftharpoons \text{HCN (aq)} + \text{OH}^- \text{ (aq)}$

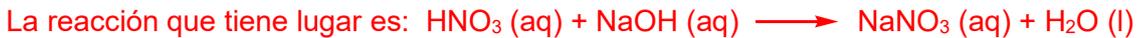
Por tanto, la disolución de NaCN será básica (pH > 7)



🌀 2022 (junio)

5. Para la valoración de 30 mL de una disolución de  $\text{HNO}_3$  0,2 M con una disolución de  $\text{NaOH}$  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  $\text{NaOH}$  para que reaccione todo el  $\text{HNO}_3$  (en la disolución sólo habrá  $\text{NaNO}_3$ , que no sufre hidrólisis).

II) ¿Qué volumen de la disolución de  $\text{NaOH}$  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  $\text{NaOH}$  como moles hay de  $\text{HNO}_3$ : moles ( $\text{NaOH}$ ) = moles ( $\text{HNO}_3$ )

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

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  $\text{NaOH}$  en exceso).

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

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



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

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  $\text{HNO}_3$  0.2 M, es decir, 0.006 moles de  $\text{HNO}_3$ .

Si se añaden 42 mL de  $\text{NaOH}$  0.15 M, se han añadido 0.0063 moles de  $\text{NaOH}$

Como la reacción es mol a mol, habrá un exceso de 0.0003 moles de  $\text{NaOH}$

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  $\text{HClO}_4$  es un ácido muy fuerte, explique brevemente qué base será más débil:  $\text{ClO}_4^-$  o  $\text{ClO}^-$ .

Será más débil el  $\text{ClO}_4^-$ , porque es la base conjugada de un ácido muy fuerte, mientras que el  $\text{ClO}^-$  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: moles (KOH) = moles (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.

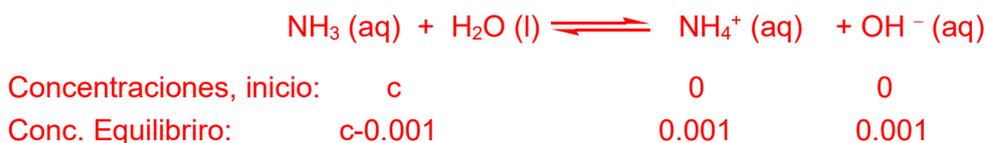


6. I) Calcule la masa de  $\text{NH}_3$ , en gramos, necesaria para preparar 3 L de una disolución acuosa de  $\text{NH}_3$  de  $\text{pH} = 11$ . Datos:  $K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \cdot 10^{-5}$ ; masas atómicas: N: 14,0; H: 1,0 ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ )

El  $\text{NH}_3$  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  $\text{NH}_3$  que hay que preparar puede obtenerse a partir del  $\text{pOH}$ :

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

Planteamos el equilibrio de disociación del  $\text{NH}_3$ . Las concentraciones de  $\text{NH}_4^+$  y  $\text{OH}^-$  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  $0.056 \text{ M}$ . Como hay que preparar 3 L de disolución, se necesitarán  $0.168$  moles de  $\text{NH}_3$ . Como su peso molecular es  $17 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ , necesitaremos  $2.86 \text{ g}$  de  $\text{NH}_3$ .

II) Explique si una disolución de cloruro amónico ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ) en agua será ácida, básica o neutra. No es necesario realizar cálculos numéricos.

El  $\text{NH}_4\text{Cl}$  es una sal y estará completamente ionizada en agua:



El anión  $\text{Cl}^-$  no sufre hidrólisis, pues es la base conjugada de un ácido fuerte (el  $\text{HCl}$ ). Sin embargo, el catión  $\text{NH}_4^+$  es el ácido conjugado de una base débil (el  $\text{NH}_3$ , ver el apartado anterior), y por tanto sí sufre hidrólisis según el siguiente equilibrio:



Por tanto, la disolución de  $\text{NH}_4\text{Cl}$  será ácida ( $\text{pH} < 7$ ):