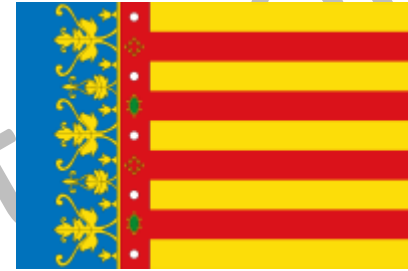


# Selectividad Comunidad Valenciana



Química



Problema 3

Junio 2022

Reacciones ácido-base. Estequiometría. Disoluciones.

# PROBLEMA 3

Se dispone de una disolución A de ácido clorhídrico comercial de densidad  $1'19 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$  y riqueza 38% en masa. Para preparar una segunda disolución B, se toman  $10'0 \text{ mL}$  de la disolución A, diluyéndose con agua destilada hasta un volumen final de  $15'0 \text{ litros}$ .

a) Calcule la concentración (en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ) del ácido clorhídrico comercial (disolución A).

b) Calcule la concentración (en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ) de la disolución B y su pH.

c) A  $50'0 \text{ mL}$  de la disolución B, se añaden  $25'0 \text{ mL}$  de una disolución  $0'01 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$  de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ . Calcule el pH de la disolución final. Considere que los volúmenes son aditivos.

Datos: Masas atómicas relativas:  $\text{H}=1'0$ ;  $\text{Cl}=35'5$ .  $K_w=10^{-14}$ .

**Solución:**

El primer apartado es un ejercicio sólo de cálculo de la molaridad de una disolución. Por ser una disolución una mezcla homogénea y estable, podemos tomar una base de cálculo.

Cuando disponemos del porcentaje en masa, lo más cómodo es tomar  $100 \text{ gramos}$  de disolución ( $0'1 \text{ kg}$  de disolución).

Al ser la riqueza el 38%, eso significa que hay **38 gramos de HCl** y **62 gramos de  $\text{H}_2\text{O}$** .

Calculo el volumen de disolución utilizando la densidad.

$$\rho = \frac{m}{V} \longrightarrow V = \frac{m}{\rho} = \frac{0'1}{1'19} = \mathbf{0'084 \text{ L de disolución}}$$

# PROBLEMA 3

Se dispone de una disolución A de ácido clorhídrico comercial de densidad  $1'19 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$  y riqueza 38% en masa. Para preparar una segunda disolución B, se toman  $10'0 \text{ mL}$  de la disolución A, diluyéndose con agua destilada hasta un volumen final de  $15'0$  litros.

a) Calcule la concentración (en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ) del ácido clorhídrico comercial (disolución A).  $V = 0'084 \text{ L de disolución}$

Al ser la riqueza el 38%, eso significa que hay **38 gramos de HCl (anotado anteriormente)**

Calculo los moles de HCl:  $M_r(\text{HCl}): 36'5 \text{ g/mol}$   $n = \frac{m_{\text{HCl}}}{M_r(\text{HCl})} \longrightarrow n = \frac{38}{36'5} = 1'04 \text{ mol HCl}$

Calculo la molaridad:  $M = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{disolución}} (\text{L})} \longrightarrow M = \frac{1'04}{0'084} = 12'39 \text{ mol/L}$

La molaridad de la disolución comercial es  **$12'39 \text{ mol/L}$** .

# PROBLEMA 3

Se dispone de una disolución A de ácido clorhídrico comercial de densidad  $1'19 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1}$  y riqueza 38% en masa. Para preparar una segunda disolución B, se toman  $10'0 \text{ mL}$  de la disolución A, diluyéndose con agua destilada hasta un volumen final de  $15'0 \text{ litros}$ .

b) Calcule la concentración (en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ) de la disolución B y su pH.

Para calcular la concentración molar de la disolución diluida, debemos calcular los moles de HCl que tomamos de la disolución concentrada.

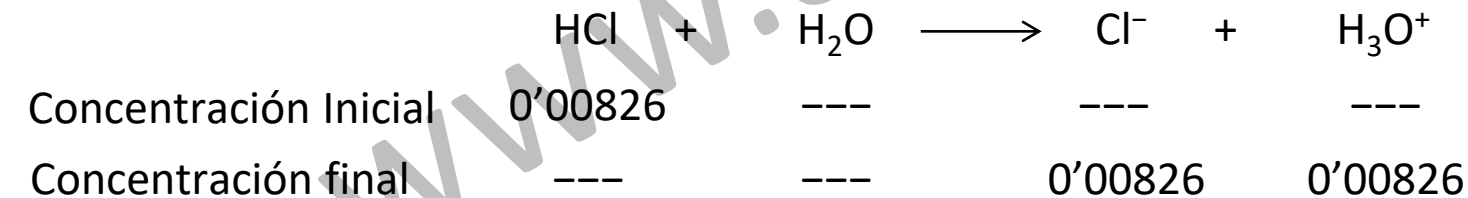
$$M = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{disolución}} (L)} \longrightarrow n_{\text{HCl}} = M \cdot V_{\text{disolución}} (L) = 12'39 \cdot 0'01 = 0'124 \text{ mol de HCl}$$

Se calcula la concentración de la disolución diluida a partir los moles y del volumen final.

$$M = \frac{n_{\text{HCl}}}{V_{\text{disolución}} (L)} = \frac{0'124}{15} = 0'00826 \text{ mol/L}$$

La molaridad de la disolución diluida es  **$0'00826 \text{ mol/L}$** .

Puesto que el HCl es un ácido fuerte, se disocia completamente.



El pH se calcula aplicando su definición:  $pH = -\log[H_3O^+] = -\log(0'00826) = 2'08$

El pH de la disolución diluida es **2'08**.

# PROBLEMA 3

c) A 50'0 mL de la disolución B, se añaden 25'0 mL de una disolución 0'01 mol·L<sup>-1</sup> de Ca(OH)<sub>2</sub>. Calcule el pH de la disolución final. Considere que los volúmenes son aditivos.

Al mezclar un ácido y una base fuerte, se produce una reacción de neutralización. Para poder determinar el pH, debemos comprobar si hay algún reactivo en exceso.

Calculo en primer lugar las cantidades iniciales de ácido y de base.

$$M = \frac{n_{HCl}}{V_{disolución} (L)} \longrightarrow n_{HCl} = M \cdot V_{disolución} (L) = 0'00826 \cdot 0'05 = 0'000413 \text{ mol de HCl}$$

$$M = \frac{n_{Ca(OH)_2}}{V_{disolución} (L)} \longrightarrow n_{Ca(OH)_2} = M \cdot V_{disolución} (L) = 0'01 \cdot 0'025 = 0'00025 \text{ mol de Ca(OH)}_2$$

Se escribe y ajusta la reacción de neutralización.  $2 HCl(ac) + Ca(OH)_2(ac) \longrightarrow CaCl_2(ac) + 2 H_2O(l)$

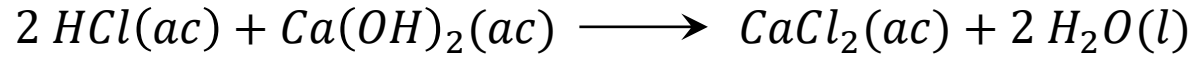
Se calcula cual es el reactivo limitante.

$$0'00025 \text{ mol de Ca(OH)}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2} = 0'0005 \text{ mol de HCl se necesitan} > 0'000413 \text{ mol HCl disponibles}$$

Por lo tanto, el HCl se agota y el reactivo que está en exceso es el hidróxido de calcio.

Este exceso, será responsable del pH de la disolución, ya que el cloruro de calcio no sufre hidrólisis al formarse a partir de un ácido y una base fuerte.

# PROBLEMA 3



Se calcula la cantidad de hidróxido de calcio que queda en exceso.

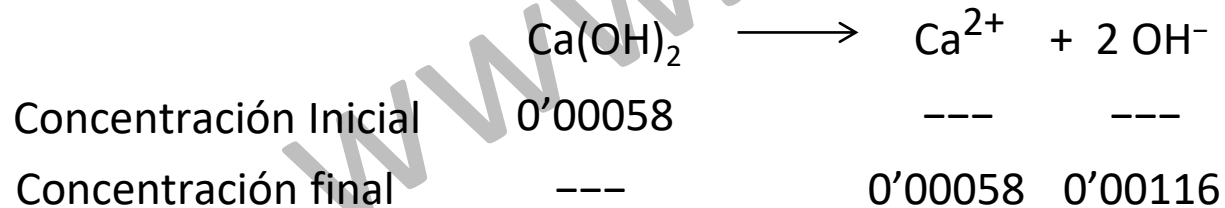
$$0'000413 \text{ mol de HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca}(\text{OH})_2}{2 \text{ mol de HCl}} = 0'0002065 \text{ mol de Ca}(\text{OH})_2 \text{ se consumen}$$

$$n_{\text{Ca}(\text{OH})_2}(\text{exceso}) = 0'00025 - 0'0002065 = 0'0000435 \text{ mol de Ca}(\text{OH})_2 \text{ sobran.}$$

Se calcula la concentración molar de hidróxido de calcio que queda en exceso (se suponen los volúmenes aditivos).

$$M = \frac{n_{\text{Ca}(\text{OH})_2}}{V_{\text{disolución}} (L)} = \frac{0'0000435}{0'025 + 0'050} = 0'00058 \text{ mol/L}$$

El hidróxido de calcio es una base fuerte, por lo que se disocia completamente según la ecuación química:



# PROBLEMA 3

	$\text{Ca(OH)}_2$	$\longrightarrow$	$\text{Ca}^{2+}$	$+ 2 \text{OH}^-$
Concentración Inicial	0'00058		---	---
Concentración final	---		0'00058	0'00116

Como puede verse en el cuadro, la concentración de  $\text{OH}^-$  es **0'00116 M**

Para calcular la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  debemos recordar que:  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] \longrightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}$

Sustituyendo:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{0'00116} = \mathbf{8'62 \cdot 10^{-12} \text{ M}}$

$$pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(8'62 \cdot 10^{-12}) = \mathbf{11'06}$$

El pH de la disolución será **11'06**, que es básico.