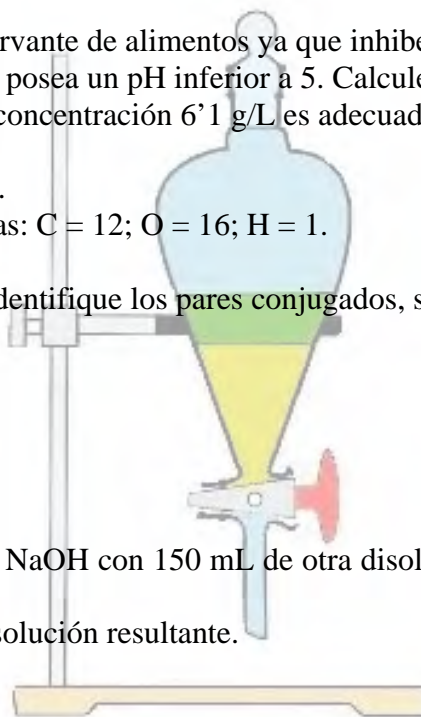
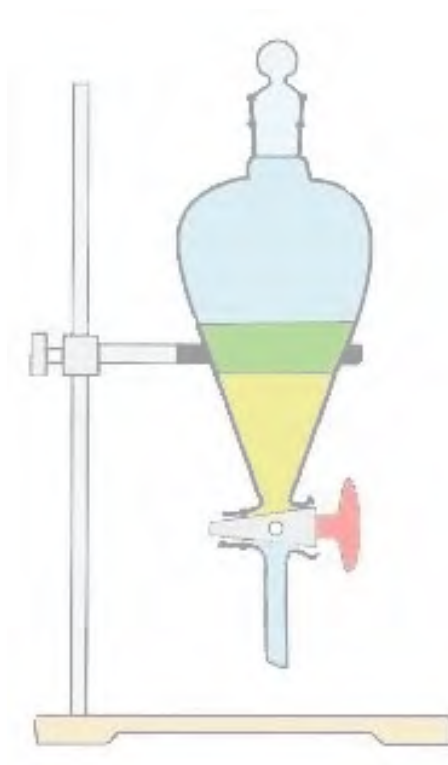


- 1.- Una disolución acuosa 0'1 M de un ácido HA, posee una concentración de protones de 0'03 mol/L. Calcule:
  - a) El valor de la constante  $K_a$  del ácido y el pH de esa disolución.
  - b) La concentración del ácido en la disolución para que el pH sea 2'0.
  
- 2.- Razone y, en su caso, ponga un ejemplo si al disolver una sal en agua se puede obtener:
  - a) Una disolución de pH básico.
  - b) Una disolución de pH ácido.
  
- 3.- a) Escriba el equilibrio de ionización y la expresión de  $K_b$  para una disolución acuosa de  $NH_3$ .  
 b) Justifique cualitativamente el carácter ácido, básico o neutro que tendrá una disolución acuosa de KCN, siendo  $K_a(HCN) = 6'2 \cdot 10^{-10}$ .  
 c) Indique todas las especies químicas presentes en una disolución acuosa de HCl.
  
- 4.- Calcule el pH de las siguientes disoluciones acuosas:
  - a) 100 mL de HCl 0'2 M.
  - b) 100 mL de  $Ca(OH)_2$  0'25 M.
  
- 5.- Una disolución acuosa de amoníaco 0'1 M tiene un pH de 11'11. Calcule:
  - a) La constante de disociación del amoníaco.
  - b) El grado de disociación del amoníaco.
  
- 6.- El ácido benzoico ( $C_6H_5COOH$ ) es un buen conservante de alimentos ya que inhibe el desarrollo microbiano, siempre y cuando el medio posea un pH inferior a 5. Calcule:
  - a) Si una disolución acuosa de ácido benzoico de concentración 6'1 g/L es adecuada como conservante.
  - b) El grado de disociación del ácido en disolución.
 Datos:  $K_a(C_6H_5COOH) = 6'5 \cdot 10^{-5}$ . Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.
  
- 7.- Complete los siguientes equilibrios ácido-base e identifique los pares conjugados, según la teoría de Brønsted-Lowry:
  - a)  $CO_3^{2-} + H_3O^+ \rightleftharpoons$
  - b)  $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons$
  - c)  $NO_2^- + H_2O \rightleftharpoons$
  
- 8.- Se mezclan 250 mL de una disolución 0'25 M de NaOH con 150 mL de otra disolución 0'5 molar de la misma base. Calcule:
  - a) La concentración, en gramos por litro, de la disolución resultante.
  - b) El pH de la disolución final.
 Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.



## REACCIONES ÁCIDO BASE QCA 05 ANDALUCÍA

- 9.- a) Explique por qué el  $\text{CH}_3\text{COONa}$  genera pH básico en disolución acuosa.  
b) Indique cuál es el ácido conjugado de las siguientes especies, cuando actúan como base en medio acuoso:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{OH}^-$ .
- 10.- Al disolver 0'23 g de  $\text{HCOOH}$  en 50 mL de agua se obtiene una disolución de pH igual a 2'3. Calcule:  
a) La constante de disociación de dicho ácido.  
b) El grado de disociación del mismo.  
Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.
- 11.- a) Escriba la reacción de neutralización entre  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  y  $\text{HCl}$ .  
b) ¿Qué volumen de una disolución 0'2 M de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  se necesitará para neutralizar 50 mL de una disolución 0'1 M de  $\text{HCl}$ ?  
c) Describa el procedimiento e indique el material necesario para llevar a cabo la valoración anterior.

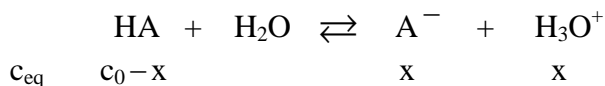


## REACCIONES ÁCIDO BASE QCA 05 ANDALUCÍA

1.-



formulamos el equilibrio de disociación del ácido en el agua y establecemos las concentraciones de cada especie en el equilibrio en función de la concentración inicial del ácido  $c_0$  y de las concentraciones de cada especie iónica a las que llamaremos  $x$



formulamos la constante de equilibrio del ácido

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]} = \frac{x^2}{c_0 - x} = \frac{(0,03)^2}{0,1 - 0,03} = 0,0128$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 0,03 = 1,52$$

b) Calculamos la concentración de iones  $H_3O^+$  para las nuevas condiciones

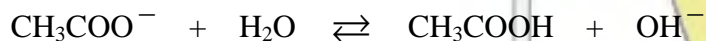
$$pH = 2 \quad 2 = -\log[H_3O^+] \quad [H_3O^+] = 10^{-2} \text{ M} = x$$

$$K_a = \frac{x^2}{c_0 - x} \quad \text{sustituyendo} \quad 0,0128 = \frac{(10^{-2})^2}{c_0 - 10^{-2}}$$

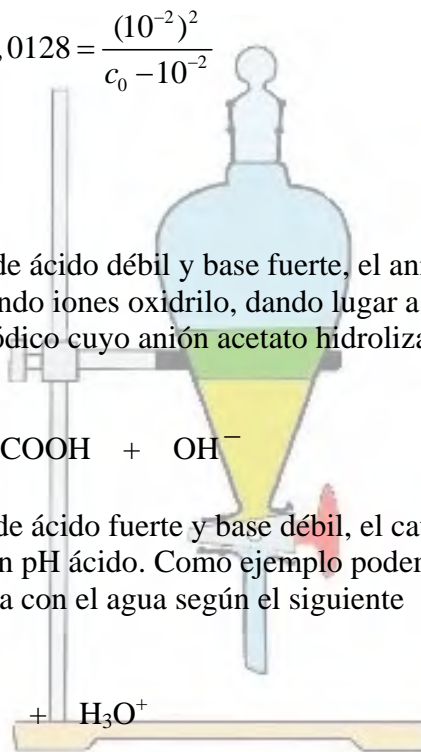
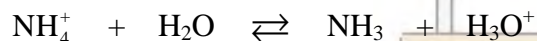
despejando nos queda  $c_0 = 0,018 \text{ M}$

2.-

a) Cuando disolvemos en agua una sal proveniente de ácido débil y base fuerte, el anión al ser una base fuerte, rompe la molécula de agua liberando iones hidróxido, dando lugar a un pH básico. Como ejemplo podemos citar el acetato sódico cuyo anión acetato hidroliza al agua según el siguiente proceso



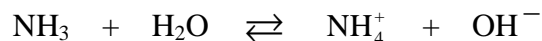
b) Cuando disolvemos en agua una sal proveniente de ácido fuerte y base débil, el catión al ser un ácido fuerte, libera protones dando lugar a un pH ácido. Como ejemplo podemos citar el cloruro amónico cuyo catión amonio reacciona con el agua según el siguiente proceso



## REACCIONES ÁCIDO BASE QCA 05 ANDALUCÍA

3.-

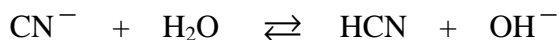
a) El equilibrio de ionización que se nos pide es el siguiente



y la expresión de  $K_b$

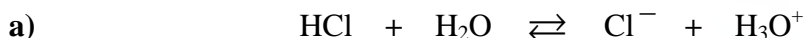
$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

b) Como el valor de la  $K_a$  del ácido cianhídrico es muy bajo, podemos asegurar que el cianuro potásico es una sal que proviene de ácido débil y base fuerte, por lo tanto el ión  $\text{CN}^-$  hidroliza la molécula de agua liberando iones oxidrilo. El carácter de la disolución será básico.



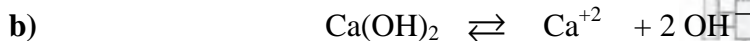
c) El HCl es un ácido fuerte que en disoluciones acuosas diluidas está totalmente disociado, por lo tanto las especies químicas presentes en disolución son  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{Cl}^-$  y  $\text{H}_2\text{O}$ .

4.-



El ácido clorhídrico es un ácido fuerte que se encuentra totalmente disociado en disoluciones acuosas diluidas, como es monoprotónico la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  coincide con la inicial del ácido

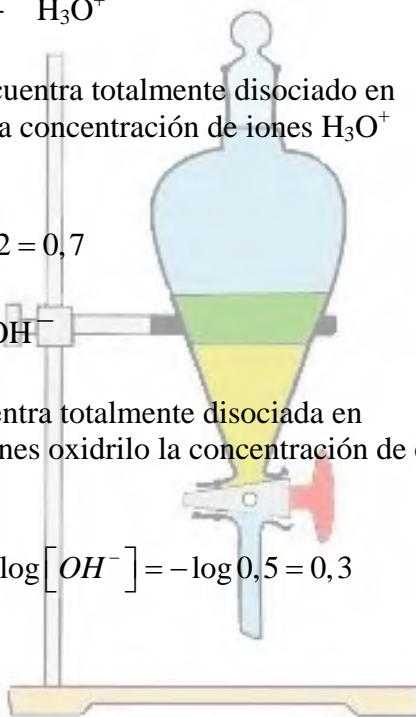
$$pH = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0,2 = 0,7$$



El hidróxido cálcico es una base fuerte que se encuentra totalmente disociada en disoluciones acuosas diluidas, como desprende dos iones oxidrilo la concentración de estos será doble que la inicial de la base

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot 0,25 = 0,5 \text{ M} \quad pOH = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,5 = 0,3$$

$$pH = 14 - pOH = 13,7$$



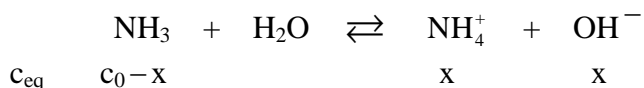
## REACCIONES ÁCIDO BASE QCA 05 ANDALUCÍA

5.-  $\text{NH}_3$   $c_0 = 0,1 \text{ M}$   $\text{pH} = 11,11$

a) Calculamos la concentración de iones oxidrilo

$$pOH = 14 - 11,11 = 2,89 \quad [OH^-] = 10^{-2,89} = 1,29 \cdot 10^{-3} \text{ M} = x$$

formulamos el equilibrio de disociación de la base en el agua y establecemos las concentraciones de cada especie en el equilibrio en función de la concentración inicial de la base  $c_0$  y de las concentraciones de cada especie iónica a las que llamaremos  $x$



formulamos la constante de equilibrio de la base

$$K_b = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_3]} = \frac{x^2}{c_0 - x} = \frac{(1,23 \cdot 10^{-3})^2}{0,1 - 1,23 \cdot 10^{-3}} = 1,53 \cdot 10^{-5}$$

b) El grado de disociación es la fracción de mol que se disocia

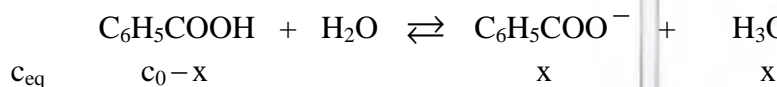
$$\alpha = \frac{x}{c_0} = \frac{1,23 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 1,23 \cdot 10^{-2} \quad (1,23\%)$$

6.-

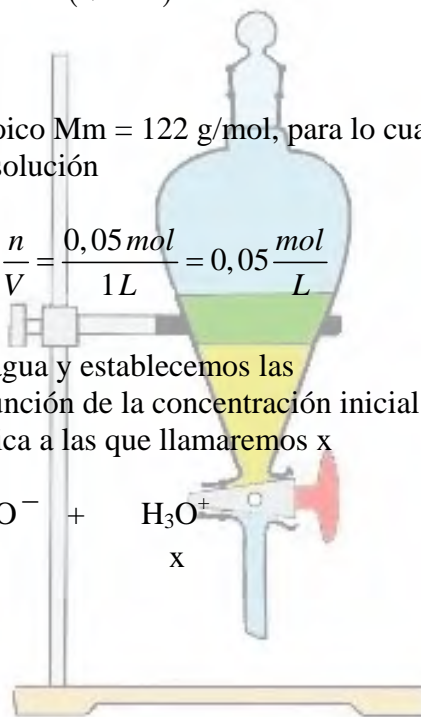
a) Calculamos el pH de la disolución de ácido benzoico  $Mm = 122 \text{ g/mol}$ , para lo cual hallamos primero la concentración molar de dicha disolución

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{6,1 \text{ g}}{122 \text{ g/mol}} = 0,05 \text{ mol} \quad c_0 = \frac{n}{V} = \frac{0,05 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,05 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

planteamos el equilibrio de disociación del ácido en agua y establecemos las concentraciones de cada especie en el equilibrio en función de la concentración inicial del ácido  $c_0$  y de las concentraciones de cada especie iónica a las que llamaremos  $x$



formulamos la constante de equilibrio del ácido



## REACCIONES ÁCIDO BASE QCA 05 ANDALUCÍA

6.- a) (continuación)

$$K_a = \frac{[C_6H_5COO^-][H_3O^+]}{[C_6H_5COOH]} \quad 6,5 \cdot 10^{-5} = \frac{x^2}{0,05 - x}$$

resolviendo esta ecuación y quedándonos con el único resultado positivo obtenemos

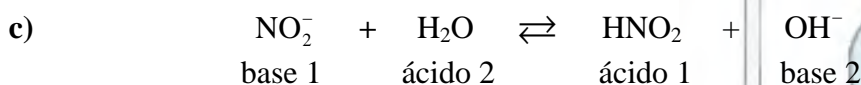
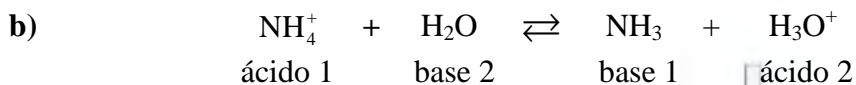
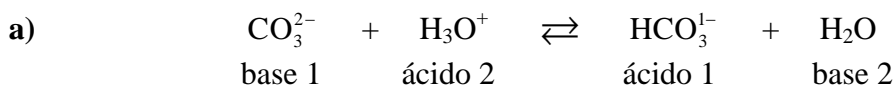
$$[H_3O^+] = x = 1,77 \cdot 10^{-3} M \quad y \quad pH = -\log 1,77 \cdot 10^{-3} = 2,75$$

como el pH de la disolución es menor de 5 si es adecuada como conservante.

b) El grado de disociación es la fracción de mol que se disocia

$$\alpha = \frac{x}{c_0} = \frac{1,77 \cdot 10^{-3}}{0,05} = 3,54 \cdot 10^{-2} \quad (3,54\%)$$

7.-



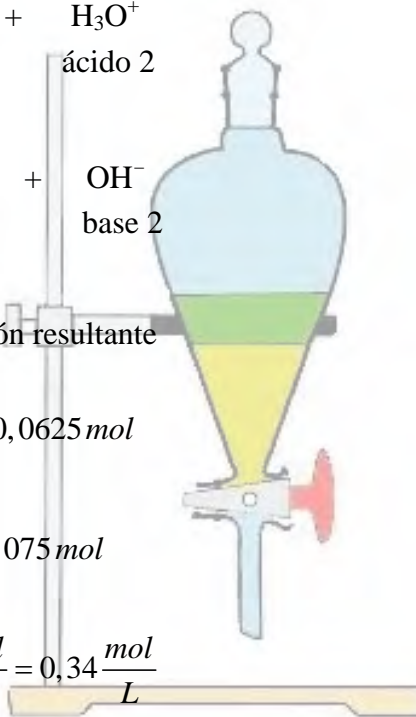
8.-

a) Calculamos la concentración molar de la disolución resultante

$$n_a = M_a \cdot V_a = 0,25 \frac{mol}{L} \cdot 0,25 L = 0,0625 mol$$

$$n_b = M_b \cdot V_b = 0,5 \frac{mol}{L} \cdot 0,15 L = 0,075 mol$$

$$M = \frac{n_a + n_b}{V_a + V_b} = \frac{0,0625 mol + 0,075 mol}{0,25 L + 0,15 L} = 0,34 \frac{mol}{L}$$



## REACCIONES ÁCIDO BASE QCA 05 ANDALUCÍA

8.- a) (continuación)

Transformamos la concentración molar en g/L multiplicando por la Mm (NaOH) = 40 g/mol

$$conc = 0,34 \frac{mol}{L} \cdot 40 \frac{g}{mol} = 13,6 \frac{g}{L}$$

b) El hidróxido sódico es una base fuerte que está totalmente dissociada

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log 0,34 = 0,47 \quad pH = 14 - pOH = 13,53$$

9.-

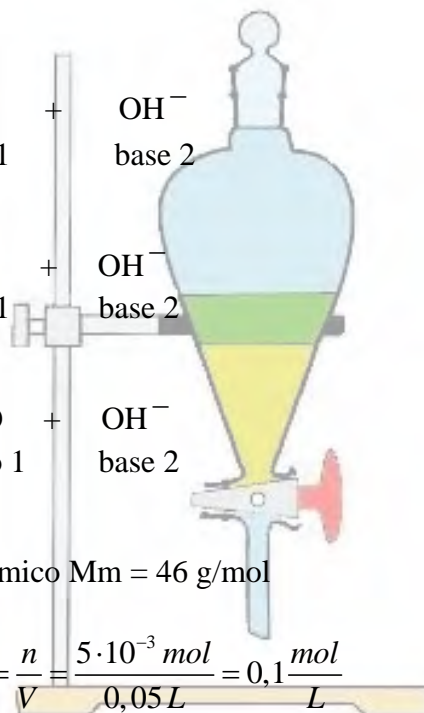
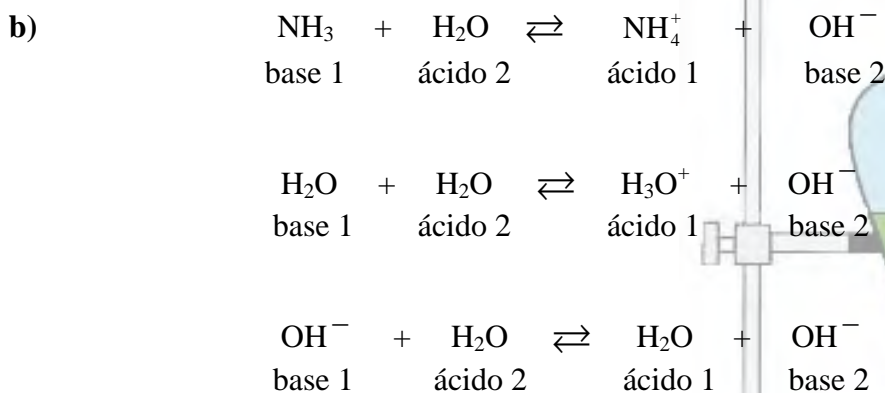
a) El acetato sódico es un electrolito que en disolución acuosa se disocia en los siguientes iones



el ión acetato al provenir de un ácido débil (acético), se comporta como una base fuerte hidrolizando al agua



produciendo un pH básico



10.-

a) Calculamos la concentración inicial del ácido fórmico Mm = 46 g/mol

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{0,23 g}{46 g/mol} = 5 \cdot 10^{-3} mol$$

$$c_0 = \frac{n}{V} = \frac{5 \cdot 10^{-3} mol}{0,05 L} = 0,1 \frac{mol}{L}$$

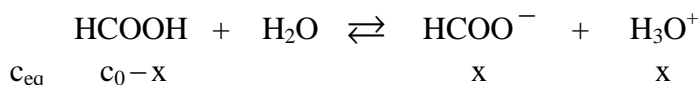
## REACCIONES ÁCIDO BASE QCA 05 ANDALUCÍA

### 10.- a) (continuación)

Calculamos la concentración de iones  $H_3O^+$  en el equilibrio

$$pH = -\log[H_3O^+] = 2,3 \quad x = [H_3O^+] = \text{ant log}(-2,3) = 5 \cdot 10^{-3} M$$

formulamos el equilibrio de disociación del ácido en el agua y establecemos las concentraciones de cada especie en el equilibrio en función de la concentración inicial del ácido  $c_0$  y de las concentraciones de cada especie iónica a las que llamaremos  $x$



formulamos la constante de equilibrio del ácido

$$K_a = \frac{[HCOO^-] \cdot [H_3O^+]}{[HCOOH]} = \frac{x^2}{c_0 - x} = \frac{(5 \cdot 10^{-3})^2}{0,1 - 5 \cdot 10^{-3}} = 2,63 \cdot 10^{-4}$$

b) El grado de disociación es la fracción de mol que se disocia

$$\alpha = \frac{x}{c_0} = \frac{5 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 5 \cdot 10^{-2} \quad (5\%)$$

### 11.-

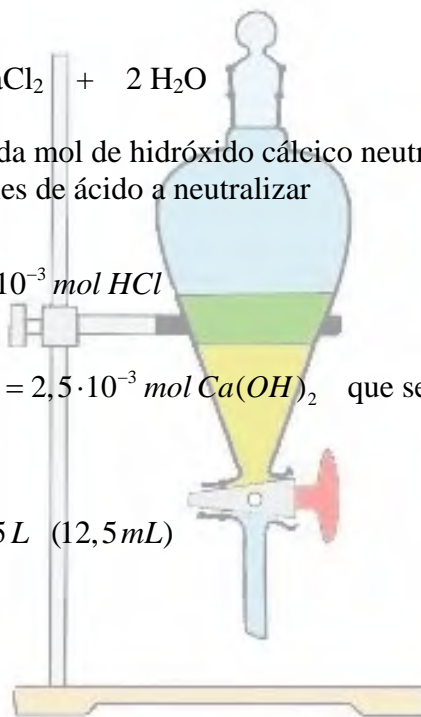


b) Como vemos en la reacción de neutralización, cada mol de hidróxido cálcico neutraliza a dos moles de ácido clorhídrico. Calculamos los moles de ácido a neutralizar

$$n = M \cdot V = 0,1 \frac{mol}{L} \cdot 0,05 L = 5 \cdot 10^{-3} mol HCl$$

serán necesarios la mitad de moles de hidróxido  $n = 2,5 \cdot 10^{-3} mol Ca(OH)_2$  que se encontrarán en un volumen

$$V = \frac{n}{M} = \frac{2,5 \cdot 10^{-3} mol}{0,2 mol/L} = 0,0125 L \quad (12,5 mL)$$





## REACCIONES ÁCIDO BASE QCA 05 ANDALUCÍA

11.-

c) Colocamos los 50 mL redisolución 0,1 M de HCl en un matraz erlenmeyer y le añadimos unas gotas de un indicador apto para una neutralización ácido fuerte base fuerte como es el rojo de metilo. En la bureta ponemos la disolución de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  y la vamos añadiendo lentamente sobre el matraz sin dejar de agitar, hasta que se produce el cambio de color en el indicador

