

1- Se prepara una disolución disolvendo 180 g de hidróxido de sodio en 400 g de agua. La densidad de la disolución resultante es $1,340 \text{ g/cm}^3$. Calcular: a) la molaridad de la disolución; b) los gramos de hidróxido de sodio necesarios para neutralizar 1 L de disolución 0,1 M de HCl. Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

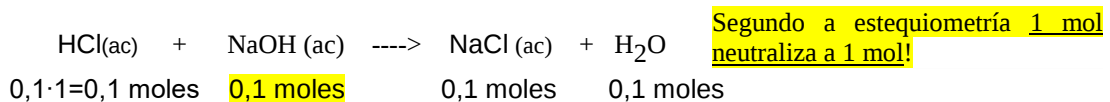
Calculamos a masa da disolución: $180 + 400 = 580 \text{ g}$. Con este dato e a densidade calculamos o volmen de disolución:

$$V = \frac{m_{\text{disolucion}}}{d_{\text{disolucion}}} = \frac{580}{1340} = 0,43 \text{ L}$$

Calculamos tamén os moles de soluto: $n_{\text{NaOH}} = \frac{180 \text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 4,5 \text{ moles}$

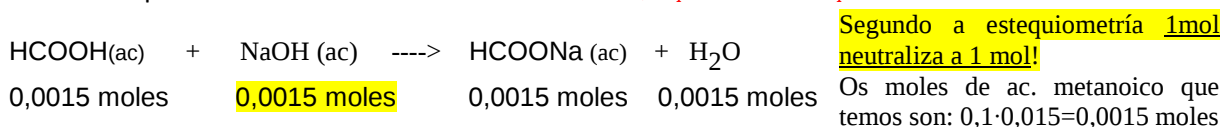
$$\text{Entón: } M = \frac{4,5 \text{ moles}}{0,43 \text{ L}} = 19,5 \text{ M}$$

O apartado b) comenza escribindo a reacción e axustándoa e pódese considerar independente do apartado anterior:



$$n = \frac{m}{M_{\text{mol}}} \Rightarrow 0,1 = \frac{m}{40}; m = n \cdot M_{\text{mol}} = 0,1 \cdot 40 = 4 \text{ g}$$

2- Calcular o volumen dunha solución 0,045M de NaOH que neutraliza exactamente 100 cm^3 de unha solución 0,015M de ácido metanoico. Como é o pH no punto de equivalencia? Poderíamos utilizar como indicador *naranja de metilo* para determinar o pto de equivalencia? Razona a resposta. *Falta o dato da cte de acidez do ac. metanoico, o que nos indicaría que se trata de un ácido débil*



Precisamos 0,0015 moles de hidróxido de sodio que teñen que obterse da disolución que nos dan. Para elo calculamos o volumen que contén esos moles:

$$V = \frac{n}{M} \Rightarrow V = \frac{0,0015}{0,045} = 0,033 \text{ L} = 33 \text{ ml}$$

Unha vez rematada a neutralización fórmase acetato sódico experimentando hidrólise o ión acetato por derivar de un ácido débil.

$\text{HCOO}^- (\text{ac}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCOOH} + \text{OH}^-$ pH básico. O intervalo de viraxe eatá na zona básica, non serviría o anaranjado de metilo como indicador do pto final da valoración!

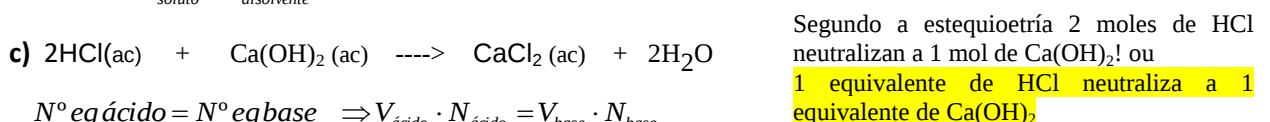
3- Una disolución de ácido clorhídrico concentrado de densidad $1,19 \text{ g/cm}^3$ contiene un 37 % de ácido. Calcular : a) la fracción molar de soluto; b) la molaridad; c) los cm^3 de disolución necesarios para valorar (neutralizar) 600 cm^3 de disolución de 0,12 N de Ca(OH)_2 . Cual es la molaridad de esta disolución? Masas atómicas: Cl= 35,5; H = 1. **Sol:** a) 0,225; b) 12,06 M; c) 5,97 mL d) 0,06 M.

Temos dúas opcións: elixir como base de cálculo 100 g de disolución ou 1 L de disolución. Calquera das dúas vale para resolver o problema. Imos elixir 1 L de disolución (para calcular a Molaridade será máis fácil!). Coa expresión da densidade calculamos a masa de disolución:

$$m_{\text{disolucion}} = V \cdot d_{\text{disolucion}} = 1000 \text{ cm}^3 \cdot 1,19 \text{ g/cm}^3 = 1190 \text{ g}$$

$$1190 \text{ g} \begin{cases} \text{masa soluto} = 1190 \text{ g} \cdot 0,37 = 440,3 \text{ g}; n_{\text{solut}} = \frac{440,3 \text{ g}}{35,5 \text{ g/mol}} = 12,06 \text{ moles} \\ \text{masa disolvente} = 1190 \text{ g} \cdot 0,63 = 749,7 \text{ g}; n_{\text{disolvente}} = \frac{749,7 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 41,65 \text{ moles} \end{cases}$$

$$\text{a) } X_{\text{solut}} = \frac{n_{\text{solut}}}{n_{\text{solut}} + n_{\text{disolvente}}} \Rightarrow X_{\text{solut}} = \frac{12,06}{12,06 + 41,65} = 0,225 \quad \text{b) } M = \frac{n}{V} = \frac{12,06}{1} = 12,06 \text{ M}$$



$$N^\circ \text{eq ácido} = N^\circ \text{eq base} \Rightarrow V_{\text{ácido}} \cdot N_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \cdot N_{\text{base}}$$

$$V_{\text{HCl}} = \frac{V_{\text{base}} \cdot N_{\text{base}}}{N_{\text{ácido}}} = \frac{0,6 \cdot 0,12}{12,06} = 0,00597 \text{ L} = 5,97 \text{ ml} \quad M_{\text{Ca(OH)}_2} = \frac{N_{\text{Ca(OH)}_2}}{\text{Valencia}} = \frac{0,12}{2} = 0,6 \text{ M}$$

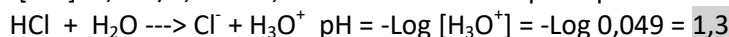
(a valencia do Ca(OH)_2 é 2 por perder 2 OH na reacción!)

4- Se tienen 100 mL de agua destilada. Se añade 1 mL de ácido clorhídrico 5 M. Se añaden a continuación 5 mL de hidróxido sódico 5 M; finalmente, se añaden 106 mL de agua destilada. Calcule el pH inicial del agua y los sucesivos pH tras las adiciones. Considere que los volúmenes son aditivos.

a) pH inicial = 7 por tratarse de agua destilada

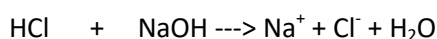
b) 1 mL de ácido clorhídrico 5 M: $n \text{ HCl} = 5 \cdot 0,001 = 0,005$ moles; $V_{\text{final}} = 101 \text{ ml}$

$[\text{HCl}] = 0,005/0,101 = 0,049 \text{ M}$. É un ac forte polo que está totalmente dissociado



c) 5 mL de hidróxido sódico 5 M: $n \text{ NaOH} = 5 \cdot 0,005 = 0,025$ moles; $V_{\text{final}} = 106 \text{ ml}$

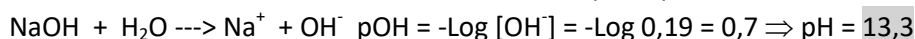
Destos 0,025 moles que engadimos gastamos 0,005 en neutralizar os 0,005 moles de HCl anteriores:



0,005 0,005

Os moles de NaOH que quedan son: $n = 0,025 - 0,005 = 0,020$ moles contidos en 106 ml.

$[\text{NaOH}] = 0,020/0,106 = 0,19 \text{ M}$. É unha base forte polo que está totalmente dissociada

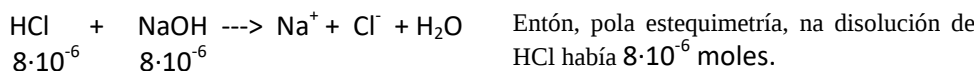


5- Al mezclar 10,0 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,001 M con 10,0 mL de ácido clorhídrico de concentración desconocida, se obtiene una disolución cuyo pH es 10,0. Calcular la concentración de la disolución del ácido. **Solución:** $8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

$n \text{ NaOH} = 0,001 \cdot 0,010 = 10^{-5}$ moles iniciais. $\text{pOH} = 4 \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-4} \text{ M}$; $V_{\text{final}} = 20 \text{ ml}$

$n \text{ NaOH} = 10^{-4} \cdot 0,020 = 2 \cdot 10^{-6}$ moles finais.

Gastáronse en neutralizar o $\text{HCl} = 10^{-5} - 2 \cdot 10^{-6} = 8 \cdot 10^{-6}$ moles



A concentración sería: $[\text{HCl}] = 8 \cdot 10^{-6}/0,010 = 8 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

6- Indicar si las siguientes reacciones son de transferencia de electrones y, en su caso, indicar el elemento que se oxida y el que se reduce :

a) $10 \text{ HNO}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ HClO}_2 + 10 \text{ NO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$;

Oxidación: $\text{Cl}_2^0 \rightarrow 2\text{Cl}^{+3}$

Reducción: $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+4}$

b) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2 \text{ HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2 \text{ H}_2\text{O}$; **NON!**

c) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{AgCl}$; **NON!**

d) $\text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$.

Oxidación: $\text{Sn}^{+2} \rightarrow \text{Sn}^{+4}$

Reducción: $\text{Fe}^{+3} \rightarrow \text{Fe}^{+2}$

7- Ajustar por el método del ion-electrón las siguientes reacciones redox :

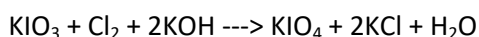
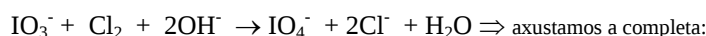
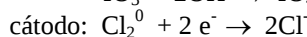
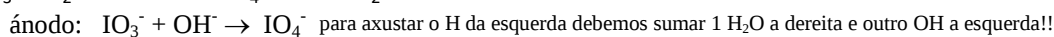
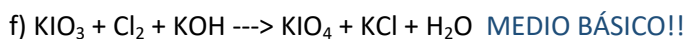
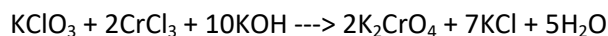
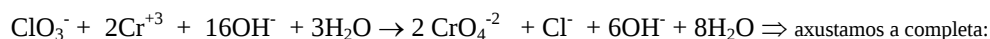
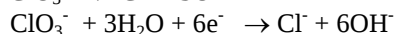
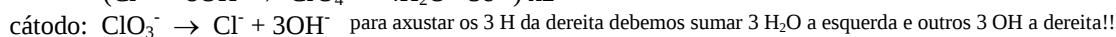
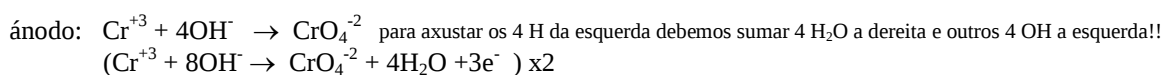
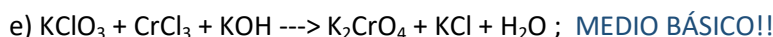
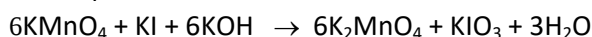
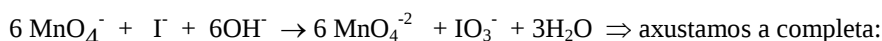
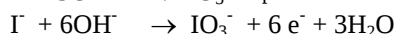
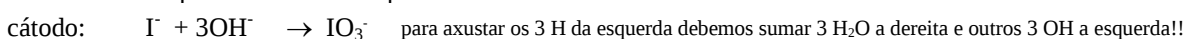
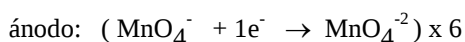
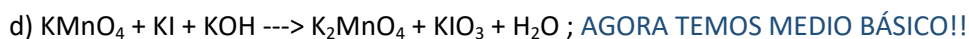
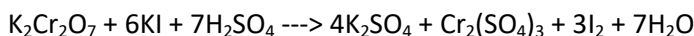
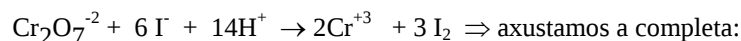
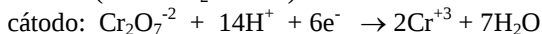
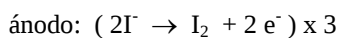
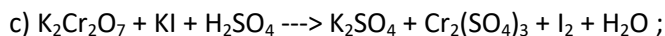
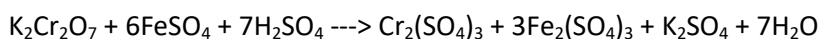
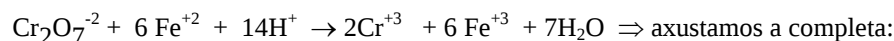
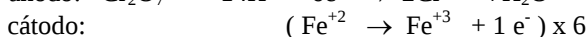
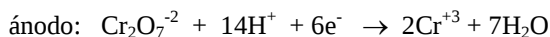
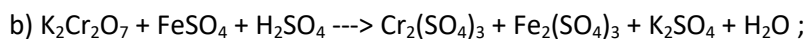
a) $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;

ánodo: $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2} + 2 \text{ e}^-$

cátodo: $(\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}) \times 2$

 $2\text{NO}_3^- + \text{Cu} + 4\text{H}^+ \rightarrow 2\text{NO}_2 + \text{Cu}^{+2} + 2\text{H}_2\text{O}$; escribimos a completa:

$4\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow 2\text{NO}_2 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



8- El dióxido de manganeso y el yoduro de potasio reaccionan, en presencia de ácido sulfúrico, para dar sulfato de manganeso (II), yodo, sulfato de potasio y agua.

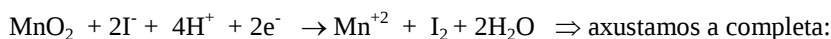
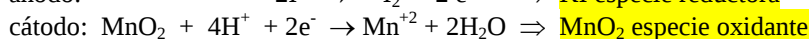
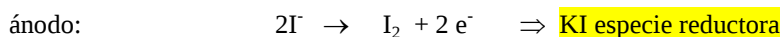
a) Ajustar la reacción por el método del ion-electrón.

b) Indicar especie oxidante y reductora

c) Determinar la masa equivalente del dióxido de manganeso y del yodo en esta reacción. **La masa equivalente es la cantidad de sustancia que intercambia (gana o pierde) 1 mol de electrones**

d) Calcular los gramos de yodo que se obtendrán, como máximo, partiendo de 1 Kg de pirolusita, cuya riqueza en dióxido de manganeso es del 80 %. Mn = 54,9 ; O = 16 ; I = 126,9.

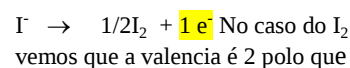
Escribimos a reacción:



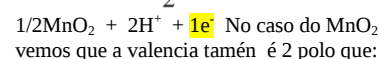
d) $m \text{MnO}_2 = 0,8 \cdot 1000 = 800 \text{ g}$; $n_{\text{MnO}_2} = 800/86,9 = 9,2 \text{ moles}$

Por estequimetría se obtienen 9,2 moles de $\text{I}_2 \Rightarrow m \text{I}_2 = 9,2 \cdot 253,8 = 2334,96 \text{ g}$

$$M_{\text{equivalente}} = \frac{M_{\text{mol}}}{\text{valencia}}$$



$$M_{\text{equivalente}} = \frac{253,8}{2} = 126,9 \text{ g/mol}$$



$$M_{\text{equivalente}} = \frac{86,9}{2} = 43,45 \text{ g/mol}$$