

## EJERCICIO PRÁCTICO. SEGUNDA PARTE: QUÍMICA

Q1B.- Se disuelven 0,5 g de yodato de potasio y 0,5 g de yoduro de potasio en 200 mL de disolución ácida de pH=1

a) Cuando la reacción se detiene por agotamiento de uno de los reactivos, ¿cuál es el valor del pH?

b) Si en ese momento se añaden 0,05 g de nitrato de plomo (II), ¿se formará precipitado?

Datos: M(nitrato de plomo(II))=331 u; M(KIO<sub>3</sub>)=214 u; M(KI)=166 u

K<sub>s</sub> (Pb(IO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>)=2,8·10<sup>-13</sup>

K<sub>s</sub> (PbI<sub>2</sub>)=1·10<sup>-8</sup>

NOTA: Suponer que el yodato actúa como agente oxidante

Comentado por opositora en <http://docentesconeducacion.es/viewtopic.php?f=92&t=4233#p18462>

Referencias:

[http://www.colegioquimicos.com/system/files/sites/colegioquimicos.com/files/Problema\\_2\\_sol.pdf](http://www.colegioquimicos.com/system/files/sites/colegioquimicos.com/files/Problema_2_sol.pdf)

a) Planteamos las reacciones redox en medio ácido (pH=1). El oxidante es el que se reduce (el yodo en el yodato pasa de +5 a 0), y se oxida el yoduro (pasa de -1 a 0)

Oxidación:  $2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-$  }x5

Reducción:  $2IO_3^- + 12H^+ + 10e^- \rightarrow I_2 + 6H_2O$

Reacción iónica global:  $10I^- + 2IO_3^- + 12H^+ \rightarrow 5I_2 + 6I_2 + 6H_2O$

Tenemos inicialmente

0,5/214=0,002336 mol yodato de potasio

0,5/166=0,003012 mol yoduro de potasio

La estequiometría indica que la proporción en moles de yoduro/yodato es 10/2=5, mientras que la real es 0,003012/0,002336=1,28938 < 5, luego el limitante es el yoduro.

Usando factores de conversión, calculamos los moles de H<sup>+</sup> que se han consumido

$$0,5 \text{ g KI} \cdot \frac{1 \text{ mol KI}}{166 \text{ g KI}} \cdot \frac{12 \text{ mol H}^+}{10 \text{ mol KI}} = 0,00361446 \text{ mol H}^+$$

Si era una disolución pH=1, la concentración inicial [H<sup>+</sup>]=0,1, y en 200 mL había 0,02 mol H<sup>+</sup>

Tras la reacción hay 0,02 - 0,00361446=0,01638554 mol H<sup>+</sup> y la concentración será

0,01638554/0,2=0,0819277 M, con lo que el pH=-log([H<sup>+</sup>])=1,09

b) El nitrato de plomo es una sal soluble, se disocia en iones plomo y nitrato

En ese momento se han consumido los iones yoduro, por lo que solamente quedan iones yodato.

Como el yodato de plomo tiene una constante de solubilidad tan baja se podría afirmar sin cálculos que precipitará, pero lo comprobamos numéricamente con los datos

$$[Pb^{2+}] = \frac{0,05/331}{0,2} = 0,000755287 \text{ M}$$

$$[IO_3^-] = \frac{0,5/214}{0,2} = 0,0116822 \text{ M}$$

$$0,000755287 \cdot 0,0116822^2 = 1,03 \cdot 10^{-7} \gg K_s (Pb(IO_3)_2)$$

Nota: Cuando calculamos si se forma precipitado de yodato de plomo, al calcular la concentración de yodato se utilizan los gramos iniciales, no hace falta usar la cantidad de yodato sin reaccionar para establecer cuál será la concentración de éste en el momento que se le añade el nitrato.

Cito mis apuntes de Química de 2º Bachillerato:

<http://www.fiquipedia.es/home/recursos/recursos-por-materia-curso/recursos-quimica-2-bachillerato/apuntes-de-elaboracion-propia-de-quimica-de-2-de-bachillerato/Q5-Equilibrio-Teor%C3%ADa.pdf?attredirects=0>

Es importante tener claro que la composición del equilibrio no depende de cómo se llega a él, por lo que cuando se parte de una situación inicial y se altera llegando a un equilibrio inicial, y luego



*se altera este primer equilibrio y se llega a un segundo equilibrio, el resultado final del equilibrio es el mismo que si partimos de la situación inicial y añadimos conjuntamente ambas alteraciones sin pasar por el equilibrio intermedio. No hay un criterio para elegir hacer una cosa u otra, ambas maneras son válidas y en ambos casos se obtienen los mismos resultados.*