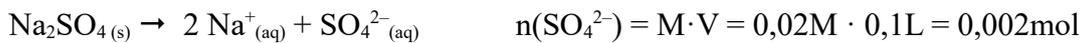
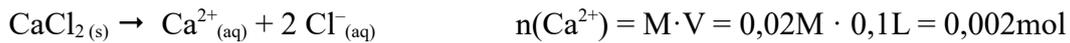
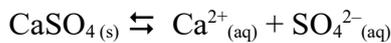


Problema672: Calcula la cantidad de sulfato de calcio precipitado cuando se mezclan  $100\text{cm}^3$  de cloruro de calcio  $0,02\text{M}$  con  $100\text{cm}^3$  de sulfato de sodio  $0,02\text{M}$ .  $K_s[\text{CaSO}_4] = 2,4 \cdot 10^{-5}$

Primero comprobamos que la disolución precipita. La disolución de cloruro de calcio proporciona los moles de ion calcio y la disolución de sulfato de sodio los moles de ion sulfato. Calculamos las nuevas concentraciones de estos iones y comparamos el producto iónico con el producto de solubilidad para saber si la sal precipita.



$$[\text{Ca}^{+2}_{(\text{aq})}] = \frac{n}{V} = \frac{0,002 \text{ mol}}{0,2 \text{ L}} = 0,01 \text{ M} \quad [\text{SO}_4^{-2}_{(\text{aq})}] = \frac{n}{V} = \frac{0,002 \text{ mol}}{0,2 \text{ L}} = 0,01 \text{ M}$$

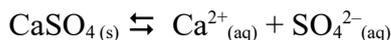


[inic]	0,01M	0,01M
[equi]		

$$Q = [\text{Ca}^{+2}_{(\text{aq})}] \cdot [\text{SO}_4^{-2}_{(\text{aq})}] = 0,01^2 = 1,0 \cdot 10^{-4}$$

$Q > K_s$  Si el producto iónico es mayor que el producto de solubilidad significa que tenemos mayor concentración de iones que en la disolución saturada, por tanto la disolución está sobresaturada y **dará precipitado**.

Si se produce precipitado llamamos  $x$  a la concentración de sal que precipita.



[inic]	0,01	0,01
[equi]	$0,01 - x$	$0,01 - x$

$$K_s = [\text{Ca}^{+2}_{(\text{aq})}] \cdot [\text{SO}_4^{-2}_{(\text{aq})}] = (0,01 - x)^2 = 2,4 \cdot 10^{-5}$$

$$0,01 - x = \sqrt{2,4 \cdot 10^{-5}} = 4,90 \cdot 10^{-3}$$

$$x = 0,01 - 4,90 \cdot 10^{-3} = 5,1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Calculamos la masa de sal precipitada:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{m}{M_m \cdot V} \quad m = M \cdot M_m \cdot V = 5,1 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{136 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot 0,2 \text{ L} = \underline{0,139 \text{ g}}$$

$$M_m(\text{CaSO}_4) = 40 + 32 + 4 \cdot 16 = 136 \text{ g/mol}$$