

PASO A PASO:

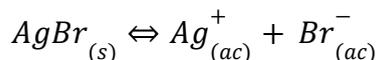
EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD

La solubilidad del bromuro de plata es 6×10^{-7} a 18°C . ¿Qué peso de AgBr precipitará cuando se añadan 0,119 g de KBr a una disolución saturada de AgBr a esa T?

En disolución acuosa, el AgBr se disocia en sus iones $AgBr_{(s)} \Leftrightarrow Ag_{(ac)}^+ + Br_{(ac)}^-$ y se establece un equilibrio químico.

La solubilidad molar (s) representa el número de moles que se disuelven para formar 1 litro de solución saturada a una determinada temperatura. Los moles de sólido de más que se agreguen, precipitan. Llega un momento en que el agua no podrá solubilizar más el AgBr. Algunos de sus iones no pasan a la disolución sino que precipitan.

Lo que se disocia es todo lo posible que se puede solubilizar (s).



Inicial	C.i	-	-
Reacciona	s	-	-
Se forma	-	s	s
Equilibrio	Ci- s	s	s

Se calcula la constante de equilibrio "Kps" que es producto entre las concentraciones de los iones en el equilibrio elevado a sus coeficientes estequiométricos. El reactivo ($AgBr_{(s)}$) se encuentra en estado sólido por lo que no se incluye en la Kps.

$$Kps = [Ag^+]. [Br^-]$$

$$Kps = s \cdot s = s^2 = (6 \times 10^{-7} \frac{mol}{L})^2 = 3,6 \times 10^{-13} \frac{mol^2}{L^2}$$

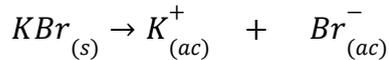
Se calcula el peso molecular de KBr sumando las masas molares de sus elementos:

$$79,90 \frac{g}{mol} + 39,10 \frac{g}{mol} = 119 \frac{g}{mol}$$

Se calcula la cantidad de moles de KBr:

$$119g \text{ ----- } 1 \text{ mol de KBr}$$

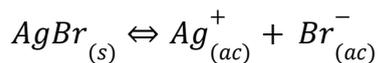
$$0,119g \text{ ----- } x = 1 \times 10^{-3} \text{ moles de KBr}$$



$$\text{Inicial} \quad 1 \times 10^{-3} \text{ M} \quad - \quad -$$

$$\text{Lo que se forma} \quad - \quad 1 \times 10^{-3} \text{ M} \quad 1 \times 10^{-3} \text{ M}$$

El ion común ($Br_{(ac)}^{-}$) da un aumento de Bromuro, por lo tanto el equilibrio de AgBr se desplaza a la izquierda (mayor precipitado). Agregar un ion común a una sal que ya está en equilibrio con sus iones, disminuye su solubilidad. Entonces, la nueva situación de equilibrio se puede plantear de la siguiente manera:



$$\text{Inicial} \quad \text{ci-s} \quad \text{s} \quad \text{s}$$

$$\text{Equilibrio 2} \quad \quad \text{s}' \quad \text{s}' + 1 \times 10^{-3}$$

s' =nueva solubilidad.

$$s' + 1 \times 10^{-3} = \text{nueva solubilidad más la concentración del ion común.}$$

Ahora, la Kps se puede expresar como:

$$Kps = s'.(s' + 1 \times 10^{-3} \frac{mol}{L})$$

Se desprecia "s'" del factor " $s' + 1 \times 10^{-3} \frac{mol}{L}$ " por 4 órdenes de magnitud más pequeña que $1 \times 10^{-3} \frac{mol}{L}$ además de sufrir el efecto del ión común.

$$Kps = s'.1 \times 10^{-3} \frac{mol}{L}$$

$$s' = \frac{3,6 \times 10^{-13} \frac{mol^2}{L^2}}{1 \times 10^{-3} \frac{mol}{L}}$$

$$s' = 3,6 \times 10^{-10} \frac{mol}{L}$$

Al añadir 0,0119 g de KBr, la concentración de AgBr en solución ($6 \times 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$) se reduce a $3,6 \times 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$. Por lo que la concentración que precipita será:

$$[\text{Ag}^+] = 6 \times 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}} - 3,6 \times 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 5,9964 \times 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \approx 6 \times 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Esto quiere decir que precipitó toda la concentración de Ag^+ que había en solución ($6 \times 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$).

$$\text{Masa molar de AgBr} = 107,87 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 79,90 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 187,77 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$1 \text{ mol} \text{ ----- } 187,77 \text{g}$$

$$6 \times 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \text{ ----- } x_2 = 1,12 \times 10^{-4} \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Por cada litro de solución, precipitan $1,12 \times 10^{-4}$ g de AgBr.