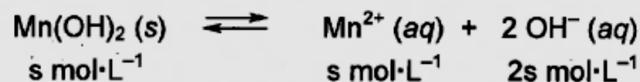


15.

$Mn(OH)_2$ -ren disolbagarritasuna uretan  $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$  da.

- Idatzi manganeso(II) hidroxidoaren uretako disolbagarritasun-oreka.
- Kalkulatu disolbagarritasun-biderkadura,  $K_{ps}$ .
- Kalkulatu  $OH^-$  ioien kontzentrazio maximoa eta, beraz, dagokion pH-a manganeso(II) hidroxidoa ez hauspeatzeko  $0,06 \text{ M}$ -den  $Mn^{2+}$  disoluzio batean.

- $Mn(OH)_2$ -ren masa molekularra  $89 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$  da eta bere disolbagarritasun molarra:  $(0,0032 \text{ g})/89 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 3,6 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$



- $K_{ps}$  disolbagarritasun molarraren menpean adieraziz:

$$K_{ps} = [Mn^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = s \cdot (2s)^2 = 4 \cdot s^3$$

$$K_{ps} = 4 \cdot (3,6 \cdot 10^{-5})^3 = 1,86 \cdot 10^{-13} \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}$$

- Hauspeaketa disoluzioa asetzen den unean hasiko da, hau da:

$$K_{ps} = [Mn^{2+}] \cdot [OH^-]^2,$$

$$[Mn^{2+}] = 0,06 \text{ M} \text{ bada, orduan } [OH^-] = \sqrt{\frac{1,86 \cdot 10^{-13}}{0,06}} = 1,76 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

$$[OH^-]_{\text{maximoa}} = 1,76 \cdot 10^{-6} \text{ M}$$

Hauspeakinik egon ez dadin:  $[OH^-] < 1,76 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ , edota  $\text{pH} < 8,245$

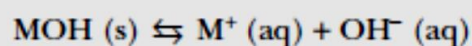
16.

Kalkulatu hidroxido metaliko baten, MOH, disoluzio asearen pH-a , jakinda haren disolbagarritasun-biderkaduraren konstantea,  $K_S$  honako hau dela:  $2,3 \cdot 10^{-9}$ .

Sol.: 9,68

Datuak:  $K_S (\text{MOH}) = 2,3 \cdot 10^{-9}$

Disolbagarritasun-oreka eta  $K_S$ -ren adierazpena:



$$K_S = [\text{M}^+] [\text{OH}^-]$$

MOH-aren disolbagarritasun molarrari  $S$  deitzen badiogu, erreakzioaren estekiometriari jarraituz honako hau izango dugu:

$$[\text{M}^+] = S \quad [\text{OH}^-] = S$$

Hortaz, disolbagarritasun-biderkadurari adierazpen hau dagokio:

$$K_S = S \cdot S = S^2$$

Adierazpen horretaz baliatuta,  $S$  disolbagarritasun molarra kalkulatu dugu:

$$K_S = S^2 \Rightarrow S = \sqrt{K_S}$$

$$S = \sqrt{2,3 \cdot 10^{-9}} = 4,80 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Hortaz,  $[\text{OH}^-] = S = 4,80 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$\text{OH}^-$  ioiaren kontzentrazioa jakinda, pH-a kalkulatu dezakegu:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (4,80 \cdot 10^{-5}) = 4,3$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 4,3 = 9,68$$

Disoluzioaren pH-a 9,7 da.

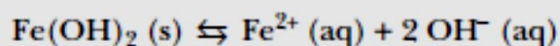
17.

Kalkulatu zein den burdina (II) hidroxidoaren disolbagarritasun molarra pH = 8,00 denean. ( $\text{Fe}(\text{OH})_2$ -aren  $K_S$ -a =  $1,6 \cdot 10^{-14}$ )

Sol.: 0,016 M

Datuak: pH = 8,00  $K_S [\text{Fe}(\text{OH})_2] = 1,6 \cdot 10^{-14}$

Disolbagarritasun-oreka eta  $K_S$ -ren adierazpena:



$$K_S = [\text{Fe}^{2+}] [\text{OH}^-]^2$$

pH-aren datuaz baliatuta,  $\text{OH}^-$ -aren orekako kontzentrazioa lor dezakegu:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 8 = 6$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ -aren disolbagarritasun molarrari  $S$  deitzen badiogu, erreakzioaren estekiometriari jarraituz honako hau izango dugu:

$$[\text{Fe}^{2+}] = S$$

Bi balioak disolbagarritasun-biderkaduraren adierazpenean ordeztuko ditugu, eta era horretan,  $S$ -ren balioa lortuko dugu:

$$K_S = [\text{Fe}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = S \cdot (1 \cdot 10^{-6})^2 \Rightarrow S = \frac{K_S}{(1 \cdot 10^{-6})^2}$$

$$S = \frac{1,6 \cdot 10^{-14}}{(1 \cdot 10^{-6})^2} = 0,016 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$\text{Fe}(\text{OH})_2$ -aren disolbagarritasun molarra, pH = 8 denean, **0,016M** da.