

Metalli Nobili \rightarrow non c'è reazione con l'idrogeno, non reagiscono

$\Delta G < 0$ reazione spontanea

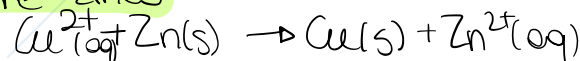
$\Delta G^\circ = -nF \cdot \Delta E^\circ$ $\Delta E^\circ > 0$ reazione spontanea

Concentrazioni soluzione $\rightarrow 0,1 M$

Quindi abbiamo calcolato il $\Delta E \rightarrow$ non standard

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{n} \cdot \log Q \left(\frac{\text{reagenti}}{\text{prodotti}} \right)$$

Pila rame-zinco



$$\begin{aligned} E^\circ \text{ Cu}^{2+} &= +0,34 \text{ V} \\ E^\circ \text{ Zn}^{2+} &= -0,76 \text{ V} \\ E^\circ \text{ Pb}^{2+} &= -0,13 \text{ V} \end{aligned}$$

$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{0,1}{0,1} \rightarrow \text{sono tutte } 0,1 M \text{ le soluzioni}$$

quindi la fem $\Delta E \approx \Delta E^\circ$ il potenziale invece cambia

$$\Delta E^\circ = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ V} \quad (\text{differenza di potenziale } \text{Zn}^{2+}, \text{Cu}^{2+})$$

$$E_{\text{Cu}} = E^\circ_{\text{Cu}} - \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{1}{[\text{Cu}^{2+}]} = 0,34 - \frac{0,059}{2} \log \frac{1}{0,1} = 0,31 \text{ V}$$

$$E_{\text{Zn}} = E^\circ_{\text{Zn}} - \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{1}{[\text{Zn}^{2+}]} = 0,34 \text{ V} - \frac{0,059}{2} \cdot 1 = 0,49 \text{ V}$$

perché cu ossida lo zinco.

$$\Delta E = 0,31 - (-0,49) = 1,1 \text{ V}$$

Pila rame-piombo

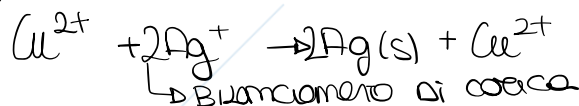
$$\Delta E = 0,36 - (-0,13) = 0,49 \text{ V}$$

Pila piombo-zinco

$$\Delta E = -0,13 - (-0,76) = 0,63 \text{ V}$$

Pila - Argento \rightarrow catodo

ANODO



$$\Delta E = \Delta E^\circ - \frac{0,059}{2} \cdot \log \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2} =$$

$$= (0,8 - 0,34) - 0,059 \cdot \log \frac{0,1}{(0,1)^2} = 0,8 - 0,34 - 0,03 = 0,43 \text{ V}$$

Piombo - Argento

stesso nome - Argento

$$\Delta E = 0,8 + 0,13 - 0,03 = 0,9 \text{ V}$$

Zn - Ag

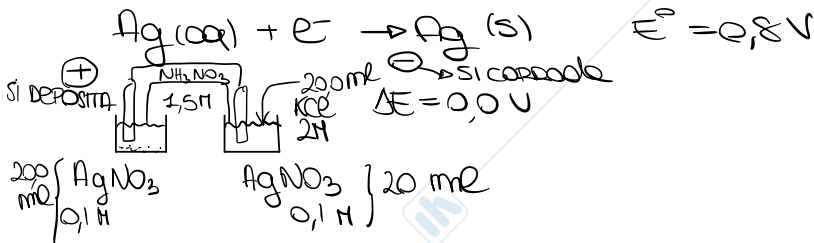
$$\Delta E = 0,8 + 0,76 - 0,059 \cdot \log \frac{0,1}{(0,1)^2} = 1,53 \text{ V}$$

ES con le pressioni

$$E = E^{\circ} - 0,059 \cdot \log \frac{P_{H_2}}{[H^+]^2}$$

→ pressione del gas
→ concentrazione H⁺

Pila a concentrazione con sale di Argento meno solubile



KI $\rightarrow \Delta E = 0,814 \text{ V}$

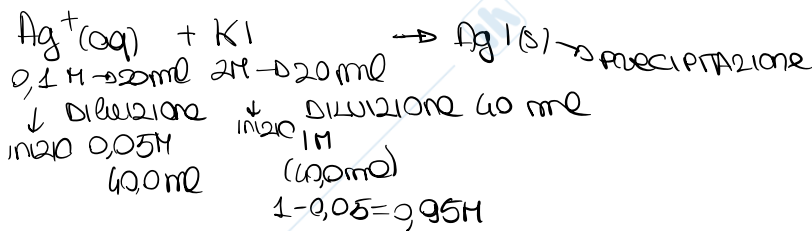
$$0,814 = -0,059 - 0,059 \log \frac{1}{[Ag^+]}$$

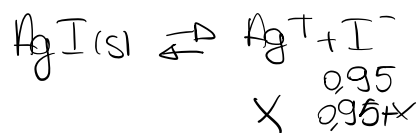
→ catodo
→ anodo
→ so quanto è la concentrazione

$$0,814 + 0,059 = -0,059 \log \frac{1}{[Ag^+]}$$

$$\log [Ag^+] = -\frac{0,93}{0,059} = -15,5$$

$$[Ag^+] = 10^{-15,5}$$





$$K_{PS} = [\text{Ag}^+][\text{I}^-] = x(0,95+x) = 3,16 \cdot 10^{-16}(0,95+3,16 \cdot 10^{-6})$$
$$= 3 \cdot 10^{-16}$$