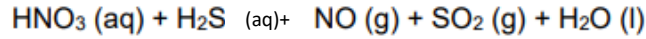


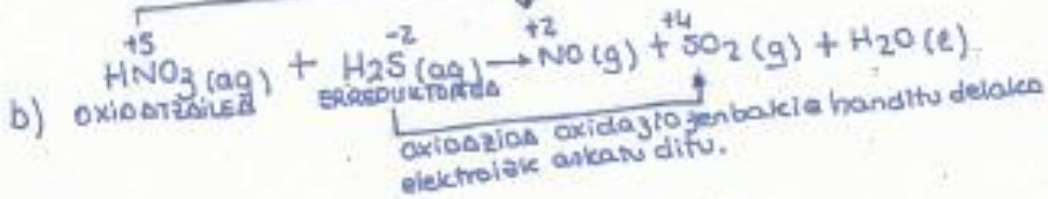
EKAINA 23

A4. Azido nitrikoak hidrogeno sulfuroarekin erreazionatzen du erreakzio kimiko honen arabera:

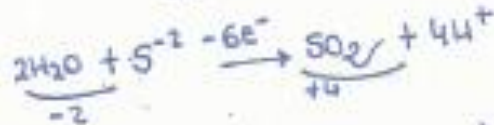


- Idatzi oxidazio- eta erredukzio-prozesuen erreakzioerdiak (erdierreakzioak). (0,50)
- Adierazi zein den espezie oxidatzailea eta zein erreduzitzailea. (0,50)
- Doitu erreakzio ionikoa ioi-elektroi metodoaren bidez. (0,50)
- Doitu erreakzio molekularra. (0,50)
- Kalkulatu 0,5 M den azido nitrikoaren disoluzioaren 500 mL-rekin erreazionatzeko behar den hidrogeno sulfuroaren bolumena 700 mmHg-an eta 60 °C-an neurtua. (0,50)

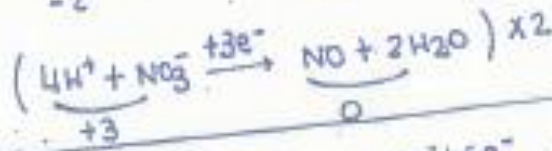
Erreduzitzen da oxidazioa jentakia txikituz delako, elektroia irabazti ditu



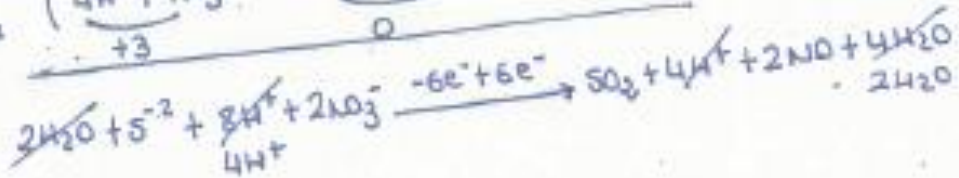
a) oxidazio erdi erreakzioa



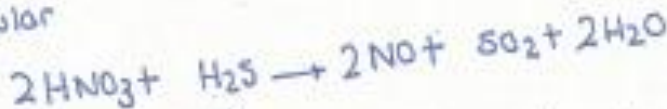
erredukzio erdi erreakzioa



c) Erreakzio ionikoa doitu



d) Erreakzio molekular doitu



e)

0,5M V?
500mL P = 700mmHg · $\frac{1\text{atm}}{760\text{mmHg}} \approx 0,92\text{atm}$
" T = 60°C + 273 = 333K
0,5L

- Erreakzionatzen duten HNO₃-aren molak ⇒ n_{HNO₃} = $\frac{0,5\text{mol}}{\text{L}} \times 0,5\text{L} = 0,25\text{mol}$
- Erreakzionatzen duten H₂S-aren molak ⇒ $n_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{1\text{mol H}_2\text{S}}{2\text{mol HNO}_3} \times 0,25\text{mol HNO}_3 = 0,125\text{mol H}_2\text{S}$

• Gas idealen legea aplikatuz: PV = nRT

$$V_{\text{H}_2\text{S}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{S}} RT}{P} = \frac{0,125\text{mol} \cdot 0,92\text{atm} \cdot \text{L} \cdot 333\text{K}}{0,92\text{atm}} = 3,75\text{L H}_2\text{S}$$

Beharrezkoa den H₂S-aren bolumena.

C1. Erredox bikote hauen erredukzio-potentzial estandarrek kontuan hartuta, $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$, erantzunak arrazoituz, adierazi:

- a) Zein da eraiki daitekeen pilaren indar elektroeragilearen balioa baldintza estandarretan? Erreakzioa espontaneoa izango ote da? (0,50)
- b) Idatzi elektrodoetan gertatzen diren erreakzioak. (0,50)
- c) Idatzi pilaren notazioa. (0,50)

$$E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$$

$$E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$$

a) Pila bat funtzionatzeko erredox erreakzioak espontaneoak izan behar du.

Hortaz, erredukzio potentzialak diruzuz >

$$E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V} \rightarrow \text{katodoa}$$

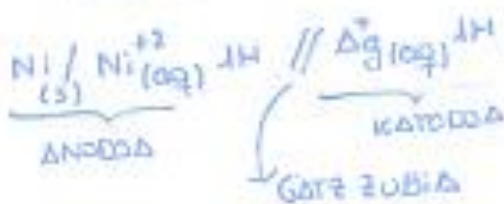
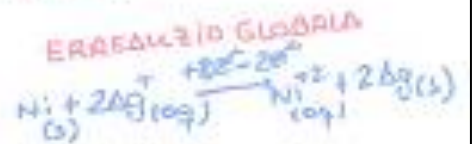
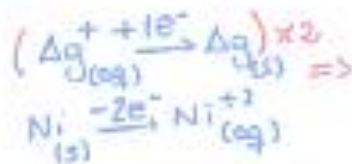
$$E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V} \rightarrow \text{anodoa}$$

$$\text{Pilaren potentziala: } [E^\circ_{\text{pila}}] = E^\circ_{\text{katodo}} - E^\circ_{\text{anodo}} = 0,80 \text{ V} - (-0,25 \text{ V}) = \boxed{1,05 \text{ V}}$$

↳ positiboa atera denaz, erreakzioa espontaneo da.

b) KATODOAN: ERREDUKZIOA

ANODOAN: OXIDAZIOA



• Notazioa baldintza estandarretan eta ionei kontzentrazioak 1M baldintza hawerari.

UZTAILA

A3. Burdina(III) kloruro disoluzio baten elektrolisia egiten da, 8 ampereko korrantea 2 orduz elektrolisi-upeletik pasaraziz. (Faraday-ren konstantea, $F = 96.500 \text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$).

- a) Deskribatu upelaren katodoan eta anodoan gertatzen diren erreakzioak. (1,00)
- b) Kalkulatu zenbat gramo burdina eratzen diren. (0,75)
- c) Kalkulatu korranteak zenbat denboran pasa behar duen upelean zehar 10 L Cl_2 (g) askatzeko, bolumen hori 1 atm eta 25°C -an neurtzen bada. (0,75)

$\text{FeCl}_3(\text{aq})$
 $I = 8\text{A}$
 $t = 2\text{h} \cdot \frac{3600\text{s}}{1\text{h}} = 7200\text{s}$

Elektrolitoa sedos ur disoluzioan:

a) $\text{FeCl}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{Cl}^{-}(\text{aq})$

Katodoa: ERREDUKZIOA, POLO (-)
 $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}^0(\text{s}) \times 2$

Anodoa: OXIDAZIOA, POLO (+)
 $2\text{Cl}^{-}(\text{aq}) - 2\text{e}^{-} \rightarrow \text{Cl}_2^0(\text{g}) \times 3$

• katodoan Burdin solidoa egarrita agertuko da.
 • Anodoan kloro gasa sortuko da.

• ERREAKZIO GLOBALA
 $2\text{Fe}^{3+} + 6\text{Cl}^{-} \xrightarrow{+3\text{e}^{-} - 6\text{e}^{-}} 2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2$
 $2\text{FeCl}_3 \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2$

b) $m_{\text{Fe}}?$
 • Zirkuitotik pasatzen den karga: $Q = I \cdot t = 8\text{A} \cdot 7200\text{s} = 57.600\text{C}$
 • $m_{\text{Fe}} = 57600\text{C} \cdot \frac{1\text{mol Fe}}{3 \cdot 96500\text{C}} \cdot \frac{55,8\text{g}}{1\text{mol Fe}} = 11,10\text{g}_{\text{Fe}}$
 Zirkuitotik 57600C pasatzen katodoan 11,10g Fe metatuko da.

c) $t?$ 10L Cl_2 1atm / $25^\circ\text{C} = 298\text{K}$
 • Molak Cl_2 gas idealen legearekin:
 $n_{\text{Cl}_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{1\text{atm} \cdot 10\text{L}}{0,082\text{atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1} \cdot 298\text{K}} = 0,41\text{mol}_{\text{Cl}_2}$ lortu diren Cl_2 -ren mol gasosoak
 • Beharrezkoa den karga mol horiek lortzeko:
 $Q = 0,41\text{mol}_{\text{Cl}_2} \cdot \frac{2\text{mol e}^{-}}{1\text{mol}_{\text{Cl}_2}} \cdot \frac{96500\text{C}}{1\text{mol e}^{-}} = 79.130\text{C}$
 erdienesiziotik $\cdot F$
 • Zenbat denbora iraunduko duen korranteak $I = 8\text{A}$ bada:
 $Q = I \cdot t \rightarrow t = \frac{Q}{I} = \frac{79.130\text{C}}{8\text{A}} = 9.891,25\text{s} \rightarrow 2,75\text{h}$