

KALKULO ESTEKIOMETRIKOAK ARIKETEN EBAZPENAK 17-19 (erreakzioaren errendimendua)

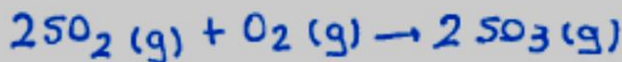
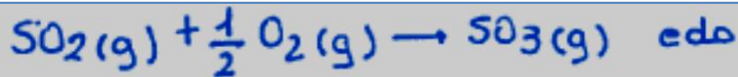
17.- Sufre trioxidoa lortzeko modu bat da sufre dioxidoak oxigenoarekin erreakzionatzea.

Behin, 11 L sufre dioxido 1,2 atm-n eta 50°C-an eta oxigenoa nahastean, 30 g sufre trioxido sortu direla baieztatzen da. Kalkulatu:

- a) Erreakzioaren errendimendua.
- b) Erreakzionatu duten oxigeno molekulak.

DATUAK: MASA ATOMIKOAK S=32; O=16; H=1.

Er: a) % 75 ; b) $1,5 \cdot 10^{23}$ molekula



11L
1,2 atm
50°C + 273 = 323k

30g lortzen dira
↓
Balio esperimentalak.

a) Erreakzioaren errendimendua

→ Balio errala, lortzen dena ihesak kontuan hartuta

$$e(\%) = \frac{\text{balio esperimentalak}}{\text{balio teorikoak}} \times 100_{\text{TEORIKO}}$$

↳ kalkulatzeko duguna erreakzioaren estequiometriarekin ihesak kontuan hartu gabe (errendimendua %100 izango balitz).

- Balio esperimentalak datua da 30g SO_3
- Balio teorikoak kalkulatu behar dugu, emandako SO_2 -ren molekin jertat SO_3 -ren lortuko den kalkulatuko dugu:

• SO_2 gas ideal bezala hartzen dela suposatuz: $P \cdot V = nRT$

$$n_{SO_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,2 \text{ atm} \cdot 11 \text{ L}}{0,082 \text{ atm L} \cdot 323 \text{ K}} = \boxed{0,5 \text{ mol } SO_2}$$

Hasieran ditugun molak,

• Zenbat SO_3 -ren masa ^{molak} lortuko den kalkulatuko dugu:

$$m_{SO_3} = 0,5 \text{ mol } SO_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } SO_3}{2 \text{ mol } SO_2} \cdot \frac{80 \text{ g } SO_3}{1 \text{ mol } SO_3} = \boxed{40 \text{ g } SO_3}$$

↓
Erreakzioetik ↳ M_{SO_3}

Errendimendua %100 izango balitz lortzen den SO_3 masa BALIO TEORIKOA.

• Erreakzioaren errendimendua:

$$e (\%) = \frac{30 \text{ g SO}_3}{40 \text{ g SO}_3} \times 100 \text{ g SO}_3 = \%75 \rightarrow \text{galerak } \%25 \text{ suposatzen du erreakzio honetan}$$

↓
gaitzen dira 10g SO₃ ihesengatik.

↓
SO₃-ren 100g-tik . 75g lortzen dira errealitatean

b) Molekulak O₂ kalkulatzeko lehen dabilgi zenbat O₂-ren molak erreakzionatzen duen kalkulatuko dugu eta gero Avogadroaren zenbakiarekin molekula kopurua kalkulatuko dugu:

$$\text{Molekula O}_2 = 0,5 \text{ mol SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol SO}_2} \cdot \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ molekula O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ molekula O}_2$$

↓
Hasteran dugu substantzia.

↑
Erreakzio tik mol O₂

↑
Avogadro

18.- Formola, CH_2O , zurerako kolak egiteko erabiltzen den konposatu bat da. Industrian, metanolaren eta oxigenoaren arteko erreakzioaren bidez lortzen da. Prozesu horretan, ura ere aratzen da. Erreakzioaren errendimendua %92 bada:

- Idatzi erreakzioaren ekuazio kimikoa.
- Kalkulatu zer formol masa lor daitekeen 50 g metanolek erreakzionatzen badute.

DATUAK: MASA ATOMIKOAK C=12; O=16; H=1

Er: 44,16 g formol



b) $50\text{g} \xrightarrow{e=\%92} m?$
 $e = \%92 \rightarrow 100\text{g TEORIKO } 92\text{g lortzen dira}$
 ↓
 Horrek esan nahi du ihesak dardela eta errealitatean lortzen den CH_2O -ren masa, teorikoa baino txikiagoa dela.

• $n_{\text{CH}_3\text{OH}} = 50\text{g}_{\text{CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1\text{mol}_{\text{CH}_3\text{OH}}}{32\text{g}_{\text{CH}_3\text{OH}}} = 1,6\text{mol}_{\text{CH}_3\text{OH}}$ Erreakzionatzen duen CH_3OH mol kopurua.
 ↳ $M_{\text{CH}_3\text{OH}} = 12 + 4 + 16 = 32\text{g/mol}$

• Lortuko den CH_2O -ren masa errendimendua %100 izango balitz → BALIO TEORIKOA, kalkulatuko dugu:

• $m_{\text{CH}_2\text{O}} = 1,6\text{mol}_{\text{CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{2\text{mol}_{\text{CH}_2\text{O}}}{2\text{mol}_{\text{CH}_3\text{OH}}} \cdot \frac{30\text{g}_{\text{CH}_2\text{O}}}{1\text{mol}_{\text{CH}_2\text{O}}} = 48\text{g}_{\text{CH}_2\text{O}}$ Balio teorikoa.
 ↓
 Erreakzioaren estequiometriarekin $M_{\text{CH}_2\text{O}} = 12 + 2 + 16 = 30\text{g/mol}$

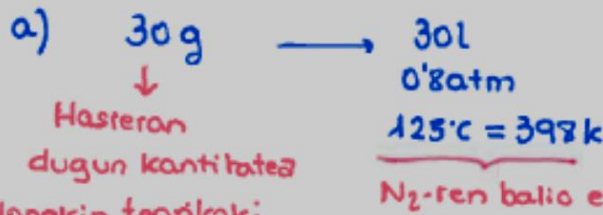
• $m_{\text{CH}_2\text{O}} = 48\text{g}_{\text{CH}_2\text{O TEORIKOA}} \cdot \frac{92\text{g}_{\text{CH}_2\text{O erreala}}}{100\text{g}_{\text{CH}_2\text{O teorikoa}}} \approx 44,2\text{g}_{\text{CH}_2\text{O}}$
 ↳ Errendimendua.

Ikusten denez ihesengatik lortzen den CH_2O -ren masa txikiagoa da. 3'84g galdu dira prozesuan.

19.- Amoniakoa berotzen denean, deskonposatu egiten da, nitrogenoa eta hidrogenoa sortuz. Ontzi batean, 30 g amoniako sartu eta berotu da. Amoniakokoaren deskonposizioa amaitutakoan, ikusten da 30 L nitrogeno sortu direla, 0,8 atm-ko presioan eta 125°C-an

- a) Erreakzioaren errendimendua
 b) Erreakzioaren ondorioz sortu den hidrogenoaren bolumena, 0,8 atm-ko presioan eta 125°C-an neurtuta

DATUAK: MASA ATOMIKOAK: N=14; H=1.



• 17. artikelaren prozedura jarraituko dugu

$$e(\%) = \frac{n_{\text{N}_2 \text{ ESPE}}}{n_{\text{N}_2 \text{ TEORI}}} \times 100_{\text{TEORI}}$$

• $n_{\text{NH}_3} = 30\text{g}_{\text{NH}_3} \cdot \frac{1\text{mol}_{\text{NH}_3}}{17\text{g}_{\text{NH}_3}} = 1,76\text{mol}_{\text{NH}_3} \rightarrow$ Erreakzionatzen duen mol kopurua

• $n_{\text{N}_2} = 1,76\text{mol}_{\text{NH}_3} \cdot \frac{1\text{mol}_{\text{N}_2}}{2\text{mol}_{\text{NH}_3}} = 0,88\text{mol}_{\text{N}_2} \rightarrow$ lortuko lirateke N_2 mol teorikoak ($e = \%$ 100)

• n_{N_2} ESPERIMENTALA gas ideal bezala portatzen dela suposatuz:

$P \cdot V = nRT \Rightarrow n_{\text{N}_2} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,8\text{atm} \cdot 30\text{L}}{0,082\text{atm} \cdot \text{L} \cdot 398\text{K}} = 0,74\text{mol}_{\text{N}_2} \rightarrow$ Errealitatean lortzen diren N_2 -aren molak

• Erreakzioaren errendimendua:

$$e(\%) = \frac{n_{\text{N}_2 \text{ erreala}}}{n_{\text{N}_2 \text{ teorikoa}}} \times 100 \text{ mol}_{\text{N}_2 \text{ teorikoa}} = \frac{0,74\text{mol}}{0,88\text{mol}} \times 100 \text{ mol} = \boxed{\%84}$$

• 100 mol N_2 -tik errealitatean 84 mol N_2 lortzen dira. Galerak daude 0,14 mol N_2 prozesuan galtzen dira

b) V_{H_2} ? $0.8 \text{ atm} / 125^\circ\text{C} = 398 \text{ K}$ / H_2 -aren molak behar ditugu:

$$n_{H_2} = 1.76 \text{ mol}_{NH_3} \cdot \frac{3 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{84 \text{ mol } H_2}{100 \text{ mol } H_2} = 2.22 \text{ mol } H_2$$

• Lortzen diren H_2 -aren molak kontuan hartuta errealizazioaren errendimendua 0.84 -koa dela.

• $V_{H_2} \rightarrow$ gas idealen legearekin $P \cdot V = nRT$

$$V_{H_2} = \frac{n_{H_2} RT}{P} = \frac{2.22 \text{ mol} \cdot 0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot 398 \text{ K}}{0.8 \text{ atm}} = 90.6 \text{ L}$$

• 2.22 molek beteiko dute 90.6 L -ko bolumena.