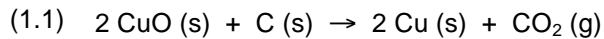


Musterlösung zu CP 12: Sauerstoff – Oxidation und Reduktion

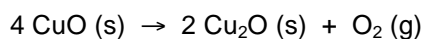


Kupfer (Cu) wird in Form von glänzenden orange-roten Partikeln sichtbar.

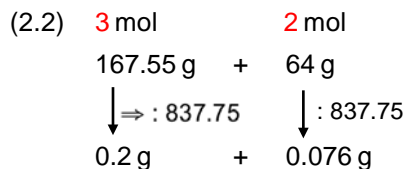
(1.2) Die Aktivkohle (C) wird oxidiert, Kupfer(II)-oxid (CuO) wird reduziert.

(1.3) Oxidationsmittel ist Kupfer(II)-oxid (CuO), Reduktionsmittel ist Kohlenstoff (C).

(1.4) *Kupfer(II)-oxid zerfällt beim Erhitzen über 800 °C (auch ohne Anwesenheit von Kohlenstoff) teilweise zu Kupfer(I)-oxid, welches als rotes Pulver sichtbar wird. Formuliere die Reaktionsgleichung für diesen thermischen Zerfall, welcher zur Bildung von Kupfer(I)-oxid führt.*



(Fe₃O₄ ist ein Mischoxid bestehend aus Eisen(II)-, Eisen(III)- und Sauerstoffteilchen. Falls der Ionenbegriff im Theorieunterricht schon behandelt wurde: Fe₃O₄ ist ein Mischoxid bestehend aus Fe²⁺- und Fe³⁺-Ionen und O²⁻-Ionen.)

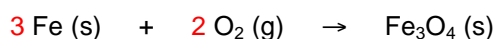


2 mol O₂-Moleküle entsprechen bei Normbedingungen einem Volumen von 44.8 Litern. Da die im Experiment verwendete Stoffmenge 837.75-mal kleiner ist als 2 mol, berechnet man das stöchiometrische Sauerstoffvolumen folgendermassen:

$$44.8 \text{ Liter} : 837.75 = 0.05347 \text{ Liter} = \underline{53 \text{ ml}} = V(\text{O}_2)$$

Es wurde also im Experiment mit einem Überschuss an Sauerstoff gearbeitet.

Alternativer Berechnungsweg:



$$0.2 \text{ g entspricht } 0.2 \text{ g} / 56 \text{ g mol}^{-1} = 0.0036 \text{ mol Fe} \qquad (M = m/n \Rightarrow n = m/M)$$

0.0036 mol Fe-Atome entsprechen $\frac{3}{3}$ (100 %)

An Sauerstoffmolekülen braucht es gemäss Reaktionsgleichung entsprechend 67 % ($\frac{2}{3}$) der Stoffmenge an Eisenatomen: $\frac{2}{3} \cdot 0.0036 \text{ mol} = 0.0024 \text{ mol O}_2$

Mit 22.4 Liter = 1 mol unter NB folgt: $0.0024 \text{ mol} \cdot 22.4 \text{ Liter} \cdot \text{mol}^{-1} = \underline{53 \text{ ml Sauerstoffgas}}$

- (2.3) - Rosten von Eisen
- Mattwerden von Aluminium
- Dunkelverfärbung von Kupfer (Dachrinnen)
- Braunwerden von aufgeschnittenen Früchten an Schnittflächen (z. B. Apfel)