Oppgave 2

Bruk av gasslovene. Reaksjoner mellom metall og syre i vannløsning

[Alt som står i firkantklammer er instruksjoner/kommentarer som skal fjernes, eller erstattes, unntatt enhetene i datatabeller.]

Navn og dato:

Labgruppe og plassnr.:

# Sammendrag

Den molare massen til magnesium ble bestemt ved å måle mengden gass som ble dannet i reaksjonen mellom metallisk magnesium og saltsyre. Ved hjelp av tilstandsligningen for gasser ble så den molare massen til magnesium beregnet til [X ± st.avvik] g/mol. Relativt avvik fra litteraturverdi var på [Y] %.

# Teori

Dette teorikapittelet er basert på Hafskjold og Madland (1).

Tilstandsligningen for gasser,

(1-1)

beskriver sammenhengen mellom trykk (*P*), volum (*V*), temperatur (*T*), antall mol (*n*) og den universelle gasskonstanten (*R*). Ligningen gir muligheten til å beregne en av fem parametere, såfremt man kjenner de fire andre.

I et forsøk der mengde gass som oppstår i en reaksjon skal måles, kan et gassmålerør brukes, noe som muliggjør oppsamling av gassen som oppstår i reaksjonen og måling av dens volum. Daltons lov

(1-2)

forteller at gasstrykket i gassmålerøret består av partialtrykkene til gassen som oppstår i reaksjonen (*P*gass) og partialtrykket til vanndamp (*P*vanndamp), hvis gassmålerøret er fylt med vann. Gassblandingens trykk er også avhengig av tettheten til væsken i målerøret (*ρ*), tyngdekraften (*g*) og høyden til væskesøylen (*h*)

(1-3)

Dette er vist i figur 1.1.

[Sett inn en figur som illustrerer oppsettet av gassmålerøret.]

**Figur 1.1:** Gassmålerør med gass og væskesøyle, hvor summen av trykket fra gassen (*P*) og væskesøylen (*ρgh*) står i trykkbalanse med atmosfæretrykket (*Patm*).

Når et uedelt metall reagerer med en syre, dannes det hydrogengass og løste metallioner,

2 M (*s*) + 2 HCl (*aq*) 🡪 2 M+ (*aq*) + 2Cl- (*aq*) + H2 (*g*) (I)

Antall mol gass som oppstår korrelerer direkte med antall mol metall som er brukt og ved kjennskap til reaksjonsligningens støkiometriske faktorer, kan det regnes tilbake til mengde metall på siden med utgangsstoffene.

Når antall mol gass dannet og antall mol metall er bestemt, og massen til stoffet (*m*) og reaksjonens støkiometri er kjent, kan den molare massen (*M*) til et av utgangsstoffene beregnes ved

(1-4)

der *n* er antall mol metall.

# Eksperimentelt

En magnesiumbit (Mg) ble pusset med sandpapir, før den ble veid til [Z] g. En kobbertråd ble surret til et «bur» rundt magnesiumbiten. Et gassmålerør (eudiometer) (100 mL) ble fylt med saltsyre (HCl, 20 mL, konsentrert) og resten av røret ble fylt med destillert vann. Kobbertråden med magnesiumbiten ble hengt fast i en gummipropp med hull, som ble festet i toppen av gassmålerøret, slik at biten hang ca. 3 cm ned i løsningen. Det ble etterfylt med vann, slik at også hullet i korken var fylt til randen og det ble sørget for at røret var fritt for luftbobler. Gassmålerøret ble snudd opp ned og satt i et begerglass med ca. 500 mL vann. Mengden gass som ble dannet i gassmålerøret og høyden på væskesøylen i røret ble målt og notert etter magnesiumbiten var helt oppløst og temperaturen hadde stabilisert seg.

# Resultater

## Målinger

Resultater fra utveiing av magnesium, avlesninger av frigjort gassvolum, målt høydeforskjell av vannsøylen og temperatur av gass i gassmålerøret for to paralleller, er gitt i Tabell 3.1.

Tabell 3.1: Målinger av masse *m* av metallbit, frigjort gassvolum *V*, høydeforskjell vannsøyle *h*H2O,l\* og temperatur av gass *T*gass.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Metall | *m* [g] | *V* [mL] | *h*H2O,l [cm] | *T*gass [K] |
| Mg (1) |  |  |  |  |
| Mg (2) |  |  |  |  |

\* Målt fra toppen av væskesøylen til væskenivået i begerglasset.

Lufttrykk fra barometer *P*atm = hPa (oppgitt).

Partialtrykk vanndamp *P*vanndamp = mmHg. ([2](#_ENREF_1))

## Beregninger

En balansert reaksjonsligning for oppløsning av magnesium med fortynnet saltsyre er gitt av:

< REAKSJONSLIGNING > (II)

I Tabell 3.2 er det gitt eksperimentelt beregnede verdier av gasstrykket i gassmålerøret, partialtrykket av H2, antall mol H2 og molmasse for Mg for to paralleller. Beregninger for en parallell er lagt ved rapporten som vedlegg 1.

Tabell 3.2: Beregninger av gasstrykket i gassmålerøret *P*, partialtrykket av H2 *P*H2, antall mol H2 *n*H2 og atommasse *M*m for Mg.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Metall | *P* [atm] | [atm] | [mol] | *M*m [g/mol] |
| Mg (1) |  |  |  |  |
| Mg (2) |  |  |  |  |

Litteraturverdi *M*Mg= [fyll inn litteraturverdi] (3)

[Tekst som refererer til Tabell 3.3 og beskriver innholdet. Husk også å referere til vedlegg for beregninger]

Tabell 3.3: [tabelltekst]

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | Middelverdi for *M*m [g/mol] | Standardavvik [g/mol] | Relativ feil [%] |
| Dine data |  |  |  |
| Alle lab-gruppene |  |  |  |

# Diskusjon

[Hva sier den relative feilen om forsøkets nøyaktighet? Hva skjer med nøyaktigheten når det blir gjennomført flere paralleller? Hva sier standardavviket om presisjonen i forsøkets gjennomføringer?]

# Litteraturreferanser

1. Hafskjold, B. og Madland, E., *Laboratoriekurs i KJ1000 Generell kjemi*, 4. utgave, NTNU, Trondheim, **2017**.
2. Weast, R.C. *Handbook of Chemistry and Physics*. 62 ed: CRC Press; 1981.
3. [Sett inn kilden for litteraturverdi av *MMg*.]

# Vedlegg 1: Beregninger

# Vedlegg 2: Svar på kontrollspørsmål

**Kontrollspørsmål**

1. Hvordan defineres partialtrykk?
2. Hvilken rolle spiller vanndamptrykket i dette eksperimentet?
3. Hvor mange gram HCl (i ren tilstand) trengs for å oksidere 1 g Mg?
4. Skriv reaksjonsligningen dersom du hadde brukt sink i stedet for magnesium i dette forsøket.