

Eksperiment 5.4: Ammoniak i piller

Eksperiment om at fremstille og gemme ammoniak

Formål

I skal fremstille ammoniak og gemme det i et salt.

I skal bruge

Ammoniumchlorid ('salmiak', NH_4Cl)

Calciumhydroxid (melkalk, $\text{Ca}(\text{OH})_2$)

Magnesiumchlorid (MgCl_2)

Ballon

Bægerglas (250 ml)

Bunsenbrænder

Indikatorpapir

Konisk kolbe (250 ml)

Spatler

Stativ med muffler og klemmer

Stinkskab/punktsug

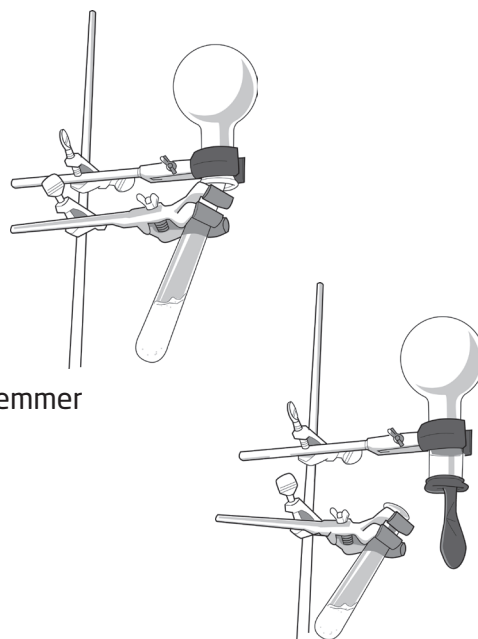
To reagensglas

Tragt

Vand

Vejebåde

Vægt



Oplæg

Ammoniak er en ildelugtende og giftig gas, der river i næsen. På flydende form kan ammoniak bruges som gødning på markerne, men den kan også bruges som brændstof. Typisk vil man først spalte hydrogen fra ammoniak og derefter forbrænde hydrogenen i en brændselscelle. Ammoniakmolekylet (NH_3) består nemlig af tre hydrogenatomer og et nitrogenatom. Hvis ammoniak skal bruges som brændstof til for eksempel biler, er det dog vigtigt, at den bliver opbevaret på en form, der er sikker og ikke fylder for meget. For eksempel kan man opbevare ammoniak bundet i saltet magnesiumchlorid (MgCl_2). Ammoniak bundet i magnesiumchlorid kaldes for brintpiller på grund af det høje indhold af hydrogen. I dette eksperiment skal I først fremstille ammoniakgas og bagefter prøve at binde ammoniak i MgCl_2 .

Sådan gør I – del 1

Fremstilling af ammoniak

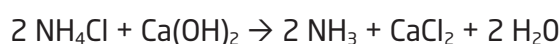
1. Spænd et tørt reagensglas fast på skrå i et stativ.
2. Vend en tør konisk kolbe på hovedet, og spænd den fast i stativet lodret over reagensglasset. Reagensglassets åbning og kolbens åbning skal mødes lige over hinanden. Placer opstillingen ved udsugningen.
3. Afvej cirka 2 g calciumhydroxid ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) og cirka 2 g ammoniumchlorid (NH_4Cl) i hver sin vejebåd. Herefter foregår eksperimentet med udsugningen tændt. Bland pulverne med spatel i den ene vejebåd.
4. Drej reagensglasset fri af kolben, og hæld pulverblandingen i reagensglasset. Drej glasset tilbage ind under kolben.
5. Stil en bunsenbrænder under glasset, og varm med bunsenbrænderen i fejende bevægelser under reagensglasset i cirka tre minutter.
6. Sluk bunsenbrænderen, og drej reagensglasset væk fra kolben. Lad kolben sidde med bunden i vejret, og hold et stykke fugtet indikatorpapir ind i kolbens munding.

Hvilken pH-værdi svarer farven på indikatorpapiret til? _____

Hvad fortæller pH-værdien om ammoniakgassen inde i kolben?

Forklaring

Ammoniak dannes ved reaktion mellem ammoniumchlorid og calciumhydroxid således:



Måske kunne I allerede lugte ammoniak, da I blandede pulverne. Reaktionen sker altså af sig selv, men går hurtigere, når man varmer på blandingen. Ammoniak er en svag base. Når den kommer i berøring med det fugtede indikatorpapir, reagerer ammoniak med vandet således:



Sådan gør I – del 2

Opbevaring af ammoniak i et fast stof

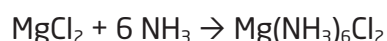
I det følgende eksperiment skal I prøve at gemme jeres ammoniakgas i saltet MgCl_2 . Saltet hældes i en tør, uoppustet ballon, som sættes på kolben med ammoniak. Når saltet rystes ned i kolben, vil ammoniakken binde sig til saltet.

1. Afvej cirka 2 g magnesiumchlorid i en ny vejebåd.
2. Hæld magnesiumchlorid i en tør, uoppustet ballon ved hjælp af en tragt.
3. Sæt ballonen på kolben med ammoniak, som stadig sidder i stativet med bunden i vejret.
4. Vend kolben, og sørg for, at magnesiumkrystallerne falder ned i kolben ved at nulre ballonen. Hvad sker der?

-
5. Vent nogle minutter, og overfør så krystallerne til et rent reagensglas. Spænd glasset fast i et stativ, og varm glasset med bunsenbrænderen i fejende bevægelser. Med lidt held kan I lugte, at krystallerne frigiver ammoniak.

Forklaring

Magnesiumchlorid består af mange enheder af MgCl_2 . Alle enhederne danner et tredimensionalt gitter, som kaldes krystalstrukturen. I én MgCl_2 -enhed er der plads til seks ammoniakmolekyler. Forbindelsen skrives således: $\text{Mg}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_2$. Når ammoniakgassen kommer i kontakt med magnesiumchlorid, begynder de mange enheder at binde ammoniak:



Når $\text{Mg}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_2$ varmes op, sker den modsatte reaktion, og ammoniakgassen afgives igen.

Efterbehandling

1. Forklar, hvorfor man kan opsamle ammoniak i en omvendt kolbe?
-
2. Når ballonen bliver trukket ned i kolben efter punkt 4, skyldes det et undertryk i glasset. Forklar, hvorfor der bliver undertryk i kolben.
-
3. En MgCl_2 -enhed kan binde seks ammoniakmolekyler. Hvor mange hydrogenatomer svarer det til?
-
4. En bil skal bruge cirka 7 kg hydrogen for at køre 500 km. Hvor mange kilo brintpiller skal man bruge, hvis 9,1 % af pillens vægt er hydrogen (og forudsat, at vi får alt hydrogen ud af pillen)?
-

Eksperiment 5.4: Ammoniak i piller

Eksperiment om at fremstille og gemme ammoniak

Baggrundstekst

Afsnittet 'Ammoniak på pilleform'

Beskrivelse

I dette eksperiment eftergør eleverne en lovende metode til opbevaring af ammoniak og dermed hydrogen. Først fremstiller eleverne ammoniakgas, som de opsamler i en kolbe. Efterfølgende prøver de at binde gasen i saltet MgCl_2 . Saltet fyldes i en ballon, der sættes på kolben. Når saltet binder ammoniak, dannes der et undertryk i kolben, som eleverne kan observere, idet ballonen trækkes ned i kolben.

Forklaringer

Brintsamfundet

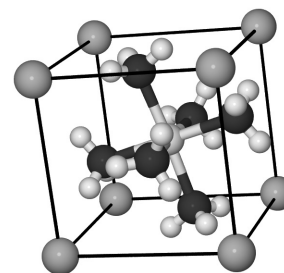
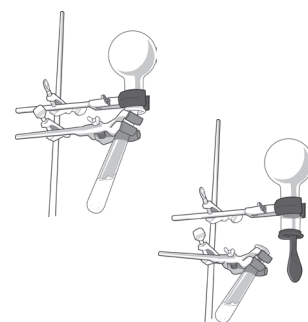
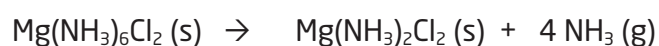
Princippet i brintsamfundet er at bruge hydrogen som energibærer som erstatning for de fossile brændstoffer. Hydrogen er velegnet som brændstof blandt andet på grund af dets høje energiindhold og lave vægt, og fordi det eneste spildprodukt fra forbrændingen er vand. Hydrogen er dog ikke en energikilde i sig selv, derfor er vi nødt til først at producere hydrogen og efterfølgende opbevare det, så vi kan anvende det, hvor og hvornår vi har brug for det. Hydrogen som energibærer rummer desuden flere store udfordringer. Det er svært at fremstille, meget flygtigt og vanskeligt at opbevare på kompakt form.

Opbevaring af ammoniak i et fast stof

En metode til at løse opbevaringsproblemet er at bruge ammoniak som hydrogenbærer. Ammoniak er et af verdens mest producerede kemikalier, og det kan derfor fremstilles billigt og i de nødvendige store mængder. Uheldigvis er ammoniak på fri form (flydende eller som gas) giftig og ætsende og derfor ikke egnet som brændstof til almindelige forbrugere. Problemet kan løses ved at binde ammoniak til et fast stof som saltet magnesiumchlorid (MgCl_2). Derved dannes et kompakt, fast materiale af $\text{Mg}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_2$, der er både billigt, sikkert og let kan formes til eksempelvis de såkaldte brintpiller.

Magnesiumchlorid er et krystallinsk salt. Det vil sige, det består af mange enheder af MgCl_2 , som tilsammen udgør et tredimensionalt iongitter, som kaldes krystalstrukturen. En enhed MgCl_2 kan binde op til seks vandmolekyler eller ammoniakmolekyler. En enhed, der binder seks ammoniakmolekyler, udvider sit rumfang til næsten det femdobbelte fra cirka 68 \AA^3 til 330 \AA^3 . Det er dog kun hver anden enhed i krystalstrukturen, der binder ammoniak. Densiteten for materialet er så høj, at det svarer til en hydrogenkapacitet på $105\text{-}110 \text{ kg H/m}^3$. I sammenligning er hydrogenindholdet i flydende hydrogen cirka 65 kg H/m^3 .

Når $\text{Mg}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_2$ opvarmes, afgiver det ammoniak som en gas, som efterfølgende kan forbrændes i en reaktion med ilt. Hvis reaktionen sker ved lav temperatur, for eksempel i en brændselscelle, undgår man dannelsen af skadelige NO_x -gasser, og de eneste restprodukter vil være vand og nitrogen. Det er også muligt at fraspalte hydrogen fra ammoniak og udnytte den rene hydrogen i en brændselscelle. Diffusionen af ammoniak ind og ud af magnesiumchlorid er komplet reversibel. De fire første ammoniakmolekyler frigives allerede ved 127°C (400 K):



På figuren ses seks NH_3 -molekyler bundet til et magnesiumatom (i midten). I hjørnerne sidder chloratomerne.

$\text{Mg}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$ og $\text{Mg}(\text{NH}_3)\text{Cl}_2$ er til gengæld mere temperaturstabile end $\text{Mg}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_2$, og derfor skal materialet varmes yderligere op til over 300°C for at frigive den sidste ammoniak. Målet er at bringe den maksimale frigivelsestemperatur og dermed energiforbruget ned til 100°C .

Mange andre vandfrie metalsalte kan binde ammoniak på tilsvarende vis, for eksempel strontium, nikkel, zink, kobber eller calcium i forbindelse med negative ioner som bromid, sulfat og fosfat.

Gode råd til eksperimentets udførelse

1. Det er vigtigt, at reagensglasset stikker lidt op i kolben, når ammoniakken fremstilles. Ellers vil den udviklede gas forsvinde i udsugningen i stedet for at sive op i kolben.
2. Tegningen viser rundbundede kolber. Disse kan dog sagtens erstattes med koniske.
3. Det er vigtigt, at eleverne drejer reagensglasset væk fra kolben frem for kolben væk fra reagensglasset. Sidstnævnte skaber uro i luften omkring kolbens åbning, så ammoniakken slipper ud. Eleverne skal holde på klemmen og ikke reagensglasset, når de drejer glasset væk.
4. Inden ballonen med MgCl_2 skal bruges, kan man blødgøre ballonen ved at trække nogle gange i den, så den lettere bliver suget ned i kolben. Det er dog vigtigt, at eleverne ikke blødgør ballonen ved at puste den op, da udåndingsluften indeholder vanddamp, som binder til MgCl_2 .
5. Undgå, at MgCl_2 har længerevarende kontakt med luft, da det i så fald vil opsuge vand. Vandet tager derved 'ammoniakkens plads' i krystallerne. Hvis tiden tillader det, kan man tørre saltet, inden man bruger det i eksperimentet til at opsamle ammoniak. MgCl_2 tørres i et separat reagensglas eller en digel på trefod ved at varme på saltet med en bunsenbrænder. Eleverne kan eventuelt udføre eksperimentet både med utørret og tørret magnesiumchlorid og undersøge 'sugeeffekten' af saltet ved at sammenligne undertrykket, det vil sige, hvor langt ballonerne suges ned i kolberne.