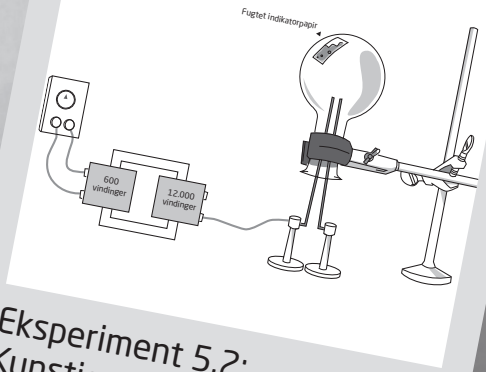
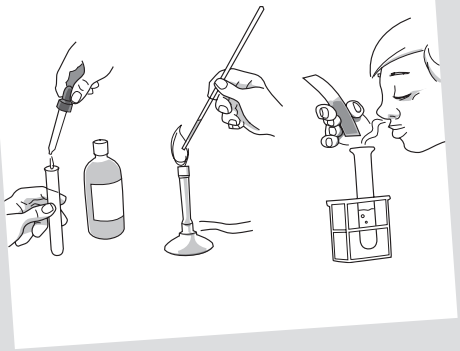
Kapitel 5:
Ammoniak som grønt brændstof



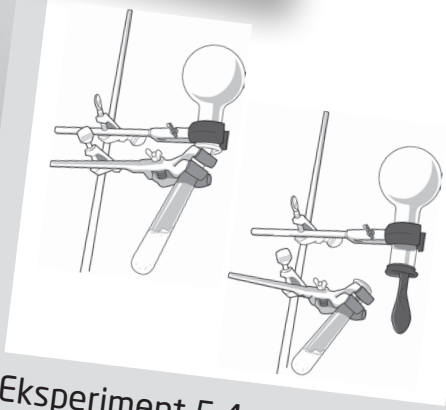
Eksperiment 5.1:
Test din ånde 82



Eksperiment 5.2:
Kunstige lyn spalter nitrogen 84



Eksperiment 5.3:
Kemisk analyse 88

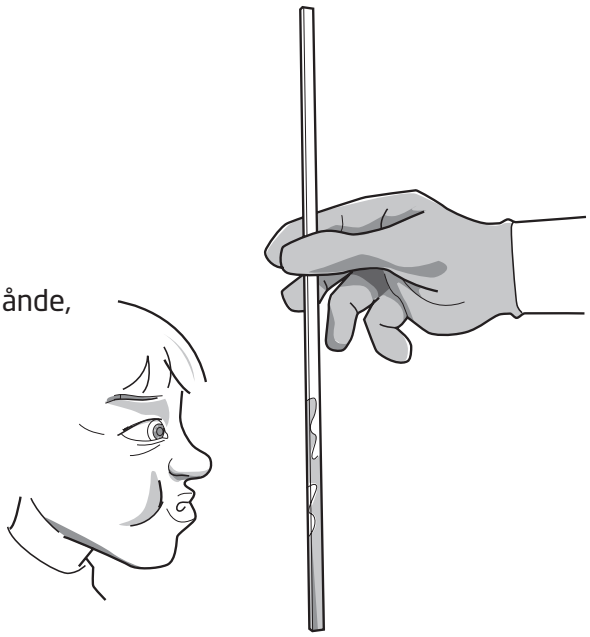


Eksperiment 5.4:
Ammoniak i piller 92

Scan koden med din mobil, og find flere eksperimenter på www.energipaalager.dk

Eksperiment 5.1: Test din ånde

Påvisning af ammoniak ved reaktion med saltsyre



Formål
I skal undersøge ved hjælp af saltsyre, om der er ammoniak i jeres ånde, efter I har spist lakrids.

I skal bruge
Stærke saltlakridser (for eksempel Super Piratos)

Læreren skal bruge
Koncentreret saltsyre (HCl 30-37 %)
En blomsterpind
Måleglas (10 ml)

Oplæg
Ammoniak (NH_3) er en farveløs gas med mange anvendelsesmuligheder. Den kan blandt andet bruges som brændstof og kølemiddel. Ammoniak er dog giftigt, så det er vigtigt at kunne påvise et eventuelt udslip af ammoniak. Det kan man gøre ved hjælp af saltsyre. Ammoniak reagerer med saltsyren og danner det hvide salt ammoniumchlorid (NH_4Cl):

$$NH_3 + HCl \rightarrow NH_4Cl$$

Ammoniumchlorid er også kendt som salmiak, der bruges som smagsstof i saltlakridser. Når I tygger på en saltlakrids, bliver noget af salmiakken omdannet til ammoniak, som udåndes. Mængden af ammoniak er dog så lille, at den ikke er farlig. Nu skal I påvise ammoniak.

Sådan gør I
1. Tyg grundigt på en saltlakrids, imens læreren dypper en blomsterpind i saltsyre.
2. Stil jer i små grupper af 3-4 personer, og vent på, at læreren kommer rundt.
3. Lad en fra gruppen puste roligt på pinden, mens I andre holder øje med, hvad der sker. I må ikke røre pinden! Hvad observerer I?

---

4. Lad resten af gruppen prøve.

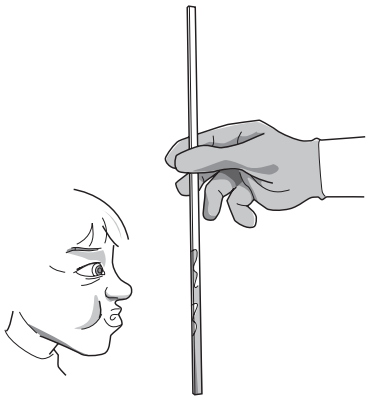
Efterbehandling
1. Opskriv reaktionen for nedbrydningen af salmiak i munden.

---

2. Hvordan tror I, det vil påvirke kroppens pH-værdi, hvis man spiser meget saltlakrids?

---

3. I har set, at ammoniak kan påvises ved hjælp af koncentreret saltsyre. Hvordan kan man ellers påvise ammoniak?



Eksperiment 5.1: Test din ånde

Påvisning af ammoniak ved reaktion med saltsyre[1]

Baggrundstekst

Afsnittet 'En lille forbindelse med store muligheder'

Beskrivelse

Eleverne tygger på saltlakrids og påviser efterfølgende ammoniak i deres ånde. Når de puster på en pind dyppet i koncentreret saltsyre, dannes en hvid røg af ammoniumchlorid.

Forklaring

Saltlakrids indeholder smagsstoffet salmiak, som har det kemiske navn ammoniumchlorid (NH_4Cl). Det kan fremstilles ved en reaktion mellem ammoniak og luftarten hydrogenchlorid (HCl). Reaktionen kan skrives som:

$$NH_3\ (g) + HCl\ (g) \rightarrow NH_4Cl\ (s)$$

Når eleverne tygger på en saltlakrids, sker den modsatte reaktion, og der frigives ammoniak med ånden. Ved at puste hen over en pind dyppet i koncentreret saltsyre gendannes ammoniumchlorid. Fortyndet saltsyre vil ikke afgive tilstrækkelig store mængder hydrogenchlorid til, at reaktionen kan ses.

I Danmark må der ifølge lovgivningen højst tilsættes 8 % ammoniumchlorid til lakridser. Begrænsningen har sin årsag i den saltsyre, der dannes, når ammoniumchlorid bliver nedbrudt. Ved indtagelse af større doser henter kroppen kalk fra knoglerne til at neutralisere saltsyren. Det menes at kunne have uheldige følger for børn, der er i vækst og forøger deres knoglemasse. Af samme årsag skal produktet mærkes som 'voksenlakrids – ikke børnelakrids', hvis der er tilsat 5-8 % ammoniumchlorid.

I fryseanlæg, der bruger ammoniak som kølemiddel, har saltsyre været den traditionelle måde at påvise udslip på. Ammoniak kan også påvises ved at opfange gassen på et stykke vådt indikatorpapir. Papiret farves blåt, da der dannes ammoniumhydroxid ved ammoniaks reaktion med vandet. Endelig er ammoniak kendetegnet ved en ubehagelig stikkende lugt, der gør den nem at registrere. Lugtgrænsen er fra 3-53 ppm, mens det umiddelbart farlige niveau i luft er på 300 ppm. Fri ammoniak i blodet føres til centralnervesystemet og kan blandt andet hæmme respirationen i hjernen. Kroppen producerer selv ammoniak ved nedbrydning af aminosyrer, men leveren er normalt i stand til at nedbryde ammoniakken til urinstof. Kun i tilfælde af alvorlig leversvigt føres ammoniakken over i blodbanen.

Gode råd til eksperimentets udførelse

1. Fyld et 10 ml måleglas med saltsyre, som blomsterpinden kan dyppes i. Derved bliver forbruget af saltsyre mindst.
2. Eleverne må under ingen omstændigheder komme i kontakt med koncentreret saltsyre. Måleglasset med saltsyre skal under eksperimentet stå i stinkskab eller under udsugning.
3. Eleven, der puster på pinden, kan have svært ved selv at se røgen. Lad de andre elever observere eksperimentet fra siden, hvor resultatet er tydeligere.

[1] *Dette eksperiment er inspireret af eksperimentet 'Salmiakånde' af Peter Hald, ShowKemi: 95 spektakulære kemiske eksperimenter og demonstrationsforsøg.*

Eksperiment 5.2: Kunstige lyn spalter nitrogen

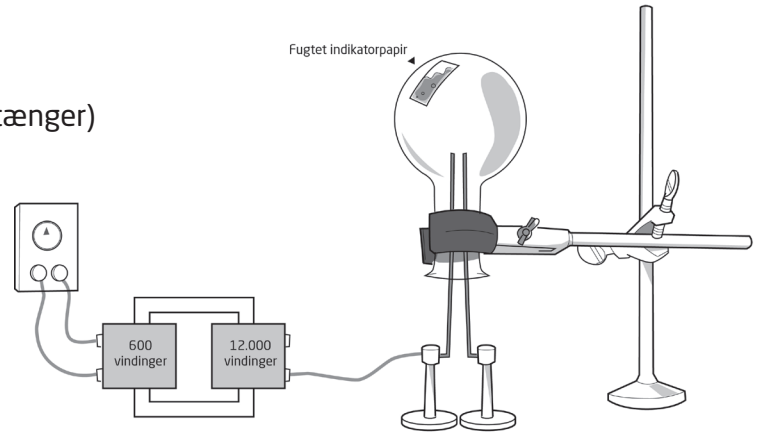
Eksperiment, hvor nitrogenmolekylet spaltes med højspænding

Formål

Læreren viser, at den kemiske binding i nitrogenmolekylet er så stærk, at det kræver meget energi for at bryde den.

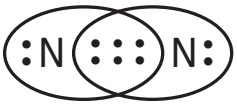
Læreren skal bruge

Demineraliseret vand
Indikatorpapir
Klatregnist-elektroder (bukkede stål-/kobberstænger)
Rundbundet kolbe (250 ml)
Spole (600 vindinger)
Spole (12.000 vindinger)
Stativ
To polstænger
Transformer
U-formet jernkerne med åg



Oplæg

Der findes 78 % frit nitrogen (N_2) i luften omkring os. Nitrogenmolekylet består af to nitrogenatomer bundet sammen af en såkaldt tripelbinding. Denne binding består af tre elektronpar, der deles mellem de to atomer. Tripelbindingen er en af de stærkeste kemiske bindinger, der findes, og nitrogen er derfor et meget stabilt molekyle. Lyn udleder dog så store mængder energi, at de kan spalte luftens nitrogenmolekyler. I dette eksperiment vil jeres lærer lave kunstige lyn.



Sådan gør læreren

1. Dyp et stykke indikatorpapir i demineraliseret vand, og lad det falde ned i en tør, rundbundet kolbe. Sørg for, at papiret sætter sig fast på indersiden af kolben.
2. Spænd kolben fast som vist på tegningen.
3. Tjek, at stikkontakten er slukket, og byg så den viste opstilling. Spænd de to elektroder fast i hver sin isolerende polstang, og anbring elektroderne med cirka 1 cm afstand mellem de nederste dele af dem. De øverste ender, som befinder sig inde i kolben, må hverken røre hinanden eller glasset.
4. Gennemgå sikkerheden med eleverne, inden kontakten tændes (se instruktioner i lærervejledningen).
5. Husk, at det kun er de nederste, isolerede dele af polstængerne, der må berøres. Skub forsigtigt den ene polstang mod den anden, til der springer gnister mellem elektroderne.
6. Træk langsomt stængerne lidt fra hinanden. Der dannes en lysbue, som på grund af varmen stiger til vejrs.
7. Efter et stykke tid begynder indikatorpapiret at blive rødt som tegn på, at der bliver dannet syre. Sluk for stikkontakten, og fjern ledningerne.
8. Spænd kolben løs, og lad eleverne lugte forsigtigt til kolbens munding. Under 'lynene' er der dannet nitrogendioxid (NO_2), som er en rødbrun luftart med en karakteristisk lugt.

Forklaring

Elektrisk spænding er et udtryk for den energi, der driver elektroner frem gennem et elektrisk kredsløb. Jo større spændingsforskellen er mellem to punkter, jo mere energi er der til at skubbe elektronerne, og jo større strøm vil der løbe fra det ene til det andet punkt. Elektroner kan dog ikke særligt nemt bevæge sig gennem luft og derfor heller ikke mellem de to elektroder i eksperimentet, da de ikke rører ved hinanden. Først når spændingsforskellen mellem elektroderne bliver så høj, at elektronerne har energi nok til at overvinde afstanden mellem elektroderne, kan de springe fra den ene elektrode til den anden. Gnisterne er altså elektroner, der springer. Man kan sammenligne det med at tage tilløb for at springe over en bæk eller en kløft. Tilløbet giver kroppen bevægelsesenergi til at springe langt nok, ligesom spændingsforskellen giver elektronerne energi.

Temperaturen i gnisterne er så høj, at energien kan spalte de stærke tripelbindinger mellem nitrogenmolekylerne i luften. Derved dannes der frie nitrogenatomer, som er meget reaktive. De reagerer med oxygenmolekyler i luften og danner forskellige gasser af nitrogen og oxygen. En af gasserne er nitrogendioxid (NO_2), som er en rødbrun luftart med en karakteristisk lugt. Reaktionen kan skrives som:

$$N + O_2 \rightarrow NO_2$$

Efterbehandling

1. I naturen kan nitrogens tripelbinding spaltes af lyn, som kan betragtes som kæmpe gnister, der springer fra en sky til en anden eller mellem jorden og skyerne. De frie nitrogenatomer reagerer som ovenfor med oxygen. Når nitrogendioxid reagerer med vand, dannes der salpetersyre. Prøv at afstemme reaktionen:

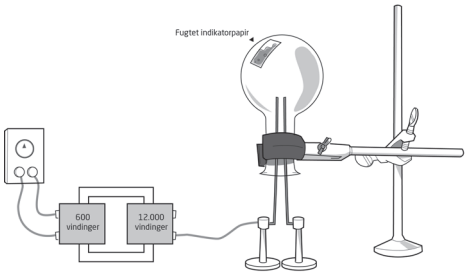
$$NO_2 + \quad H_2O + O_2 \rightarrow \quad HNO_3$$

   Tip: Princippet bag afstemning af reaktionsligninger er, at der altid skal være samme antal af hver type atom på begge sider af reaktionspilen. Hvis der for eksempel er fire hydrogenatomer på venstre side af pilen, det vil sige før reaktionen, skal der også være fire hydrogenatomer på højre side, altså efter reaktionen.

2. Prøv at bygge et nitrogen- og et nitrogendioxidmolekyle ved hjælp af et molekylebyggesæt.

Eksperiment 5.2: Kunstige lyn spalter nitrogen

Eksperiment, hvor nitrogenmolekylet spaltes med højspænding[1]



Baggrundstekst

Afsnittet 'Katte sætter skub i reaktionerne'

Beskrivelse

Eksperimentet er en lærerdemonstration på grund af brugen af højspænding. Ved hjælp af to spoler skabes en højspænding, der kan fremkalde gnister mellem to elektroder. Den høje temperatur i gnisterne spalter nitrogen (N_2) i luften. Nitrogenatomer reagerer efterfølgende med luftens oxygen og danner nitrogenoxider. Eksperimentet illustrerer, at tripelbindingen i nitrogenmolekylet er så stærk, at der skal meget høje energiudladninger til at spalte molekylet.

Forklaringer

Tripelbindingen

Tripelbindingen i nitrogenmolekylet (N_2) er en af de stærkeste kemiske bindinger, der findes. Kun tripelbindingen mellem carbon og oxygen (C≡O) er stærkere. Derfor er nitrogen et meget stabilt molekyle, som det kræver store mængder energi at spalte til frie atomer. Tabellen herunder viser styrken af forskellige kemiske bindinger.

Binding	Antal bindinger	Bindingsstyrke
C-C	1	348 kJ/mol
C=C	2	614 kJ/mol
C≡C	3	839 kJ/mol
N-N	1	163 kJ/mol
N=N	2	418 kJ/mol
N≡N	3	941 kJ/mol

I industrien spalter man N_2 ved hjælp af højt tryk og høj temperatur. I naturen kan N_2-bindingen brydes ved hjælp af lynnedslag. I dette eksperiment kommer energien fra gnister, der dannes ved at lægge en meget høj spændingsforskel over to elektroder.

De frie nitrogenatomer er meget reaktive og danner blandt andet nitrogendioxid (NO_2) ved at reagere med oxygen i luften:

$$N_2 + 2\ O_2 \rightarrow 2\ NO_2$$

NO_2 reagerer videre med vand på indikatorpapiret og danner salpetersyre (HNO_3):

$$4\ NO_2 + 2\ H_2O + O_2 \rightarrow 4\ HNO_3$$

Lyn spalter nitrogen

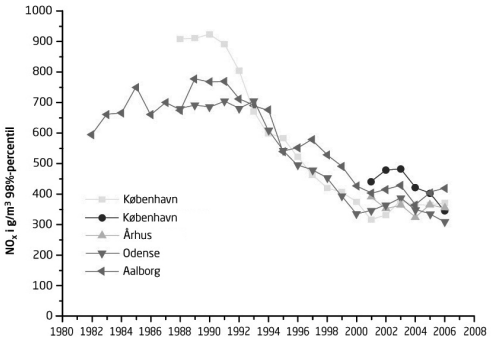
I hvert eneste øjeblik er der omkring 2.000 tordenvejr i gang på Jorden med i alt cirka 100 lyn i sekundet. Et lyn er i virkeligheden en gigantisk gnist, der springer mellem to skyer eller mellem jorden og skyerne. På grund af den store afstand mellem skyerne og jorden skal der meget energi til, før gnisten springer. Derfor slår lynet som regel ned, hvor der er kortest afstand, eksempelvis i høje bygninger eller træer.

De enorme energiudladninger i forbindelse med lyn betyder, at lyn kan spalte nitrogenmolekylerne i luften. Spændingsforskellen kan være op til en milliard volt, og strømstyrken ligger fra 10.000 til over 100.000 ampere. Den samlede energi, der udlades i de mikrosekunder, et lyn varer, er cirka 2.500 kWh. Det er den samme mængde energi, som en gennemsnitlig dansk husholdning bruger på et halvt år. Temperaturen i selve lynet kan nå helt op på omkring 30.000 °C. Det er fem gange højere end temperaturen på Solens overflade. Ved lynnedslag bliver O_2 i luften også nedbrudt. De frie nitrogenatomer og de frie oxygenatomer reagerer og danner nitrogenoxider, der føres med regnvandet ned i jorden. Her omdannes de til nitrat, som optages af planterne.

[1]*Dette eksperiment er tilpasset efter Ny fysik/kemi C side 84.*

Bilkatalysatoren fjerner skadelige nitrogenoxider

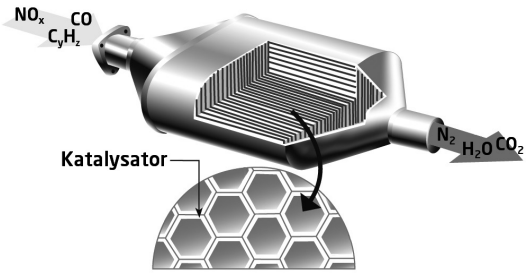
Princippet bag spaltningen af nitrogen er helt analogt til processen i en bilmotor. Bilens tændrør danner gnister, der efterfølgende antænder benzin eller diesel og dermed starter forbrændingen.



Bivirkningen ved denne proces er spaltning af nitrogen fra luften og dannelse af forskellige nitrogenoxider, de såkaldte NO_x'er. Før bilkatalysatorernes tid slap NO_x'erne ud i atmosfæren, hvor de reagerede med vanddamp og dannede syreregn, der ødelagde både bygninger og store skovområder. Siden 1989, hvor bilkatalysatorer blev lovpligtige i Danmark, er forureningen blevet væsentlig mindre, som det blandt andet kan ses på figuren herover. Katalysatoren omdanner de skadelige NO_x'er til luftarterne N_2 og CO_2 samt vand:

$$NO_x + CO + C_yH_z \rightarrow N_2 + CO_2 + H_2O$$

Typisk består en bilkatalysator – eller 'bilkat' – af nanopartikler af grundstofferne rhodium og platin sat fast på en fintmasket keramikoverflade. Nanopartiklerne og keramikstrukturen giver tilsammen en meget stor overflade og øger dermed reaktionshastigheden. Udstødningsgassen passerer fra motoren gennem bilkatten og til sidst ud af udstødningsrøret.



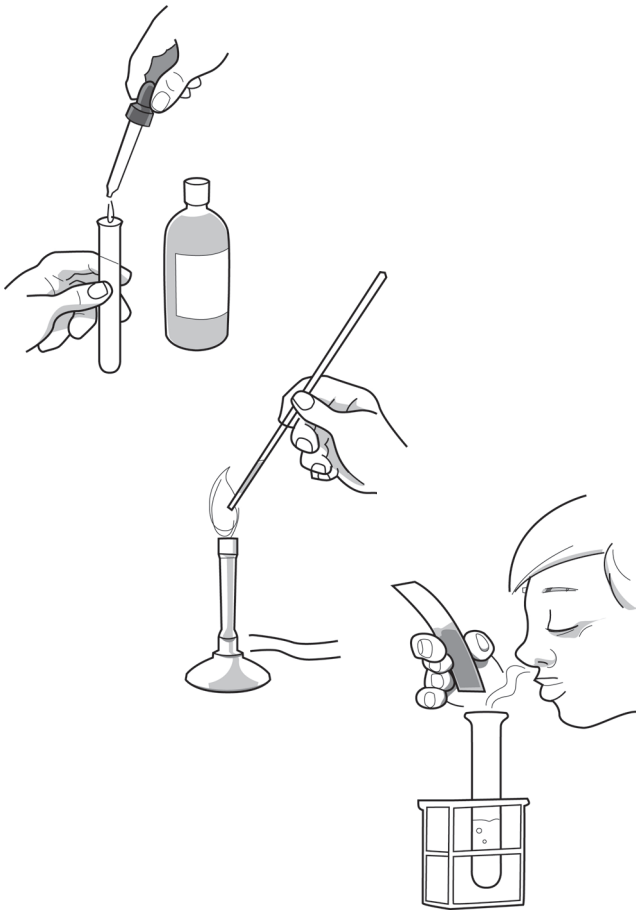
Gode råd til eksperimentets udførelse

Sikkerhed

1. Ledningerne fra primærspolen (600 vindinger) sluttes til en stikkontakt. Når stikkontakten er tændt, må opstillingen kun berøres med en hånd og kun på den isolerede del af en polstang, idet der både mellem ledningerne og mellem elektroderne er en farlig højspænding. Teoretisk ganger spolerne indgangsspændingen op 20 gange, så ved 230 volt er spændingen 4.600 volt på sekundærspolen.
2. Det er en god ide at betjene udstyret udelukkende med en hånd (den anden holdes i lommen). Derved undgår man risikoen for at danne et kredsløb og dermed få et farligt stød gennem brystkassen.
3. På grund af den høje spænding må eleverne ikke iagttage eksperimentet på tæt hold, men bør blive siddende på deres pladser, mens strømmen er slået til.
4. Nitrogendioxid (NO_2) er en rødbrun luftart, der er giftig i større mængder. Derfor bør der luftes ud undervejs.

Eksperiment 5.3: Kemisk analyse

Undersøgelse af næringsstoffer i gødning



Formål

I skal påvise bestemte ioner i forskellige gødninger

I skal bruge

Dråbeflaske med nitratreagens
Flaske med phosphatreagens
Forskellige typer gødning
Fortyndet natriumhydroxid (NaOH) (0,1 M)
Fortyndet salpetersyre (HNO_3) (1 M)
Beskyttelsesbriller
Bunsenbrænder
Bægerglas (100 ml)
Fem reagensglas
Filterpapir
Indikatorpapir
Kanthaltråd (0,5 mm tyk, 10 cm lang)
Reagensglasstativ
Spatel
Tragt
Træklemme
Vat

Oplæg

Gødning indeholder forskellige næringsstoffer, blandt andet nitrogen (N), phosphor (P) og kalium (K). Disse grundstoffer er nødvendige, for at planterne kan vokse og trives. Alle næringsstofferne er vigtige, men nitrogen er blandt dem, planterne skal bruge mest af. Der er dog kun en begrænset mængde nitrogen til rådighed i jorden, og derfor er gødning med nitrogen vigtig, når man vil dyrke store mængder afgrøder. I dette eksperiment skal I undersøge forskellige gødningstypers indhold af N, P og K. I gødning findes nitrogen i ammoniumioner (NH_4^+) og nitrat-ioner (NO_3^-). Phosphor findes både i frie phosphat-ioner (PO_4^{3-}) og i hydrogenphosphationer (HPO_4^{2-}) og dihydrogenphosphat-ioner ($H_2PO_4^-$). Kalium findes som kalium-ioner (K^+).

Sådan gør I

1. Undersøg de forskellige typer gødning en af gangen. Hvis I bruger flydende gødning, skal I hælde cirka 20 ml op i et bægerglas. Hvis I undersøger fast gødning, skal I opløse cirka en halv spatelfuld i 20 ml vand. Hvis opløsningen bliver grumset, skal I filtrere den igennem en tragt med filterpapir over i et reagensglas, inden I undersøger gødningen.
2. For hver analyse skal I benytte et rent reagensglas. Vask glassene grundigt, inden I bruger dem igen. Noter jeres resultater (ja/nej eller +/-) i skemaet.
3. Undersøg de forskellige typer gødning ved hjælp af følgende kemiske analysemetoder:

- *Påvisning af nitrat-ioner (NO_3^-):*
  Hæld opløst gødning i et reagensglas til en højde på cirka 1½ cm. Tilsæt nogle dråber nitratreagens. Et hvidt bundfald viser, at gødningen indeholder nitrat-ioner.

- *Påvisning af ammonium-ioner (NH_4^+):*
  Denne del udføres med beskyttelsesbriller
  Hæld opløst gødning i et reagensglas til en højde på cirka 1½ cm. Tilsæt lige så meget fortyndet natriumhydroxid (NaOH). Luk glasset med en løs tot vat, så der ikke kan sprøjte væske op af reagensglasset. Opvarm forsigtigt reagensglasset, indtil væsken næsten koger. Fjern derefter vattet, og sæt et stykke indikatorpapir, der er fugtet med vand, hen over glassets munding. Hvis papiret skifter farve til blåt eller mørkegrønt, indeholder gødningen ammonium-ioner. Vift med hånden dampene fra glasset hen mod næsen. Måske kan I lugte ammoniakken.

- *Påvisning af phosphat-ioner (PO_4^{3-}), hydrogenphosphat-ioner (HPO_4^{2-}) og dihydrogenphosphat-ioner ($H_2PO_4^-$):*
  Denne del udføres med beskyttelsesbriller
  Hæld lidt phosphatreagens i et reagensglas til en højde på cirka 1½ cm. Tilsæt nogle dråber fortyndet salpetersyre (HNO_3). Luk glasset med en løs tot vat, og opvarm forsigtigt reagensglasset, indtil væsken er lunken. Tilsæt nogle dråber af den opløste gødning. Et gult bundfald viser, at gødningen indeholder en eller flere af de tre typer phosphat-ioner.

- *Påvisning af kalium-ioner (K^+):*
  Hæld opløst gødning i et reagensglas til en højde på cirka 1½ cm. Hold den ene ende af en kanthaltråd ind i flammen fra en bunsenbrænder. Når tråden næsten ikke farver flammen mere, dyppes enden af tråden i den opløste gødning. Stik derefter igen tråden ind i flammen. Hvis flammen lyser lysviolet, indeholder gødningen kalium-ioner.

Gødningens navn	Nitrat-ioner (NO_3^-)	Ammonium-ioner (NH_4^+)	Phosphat-ioner (PO_4^{3-}, HPO_4^{2-}, $H_2PO_4^-$)	Kalium-ioner (K^+)

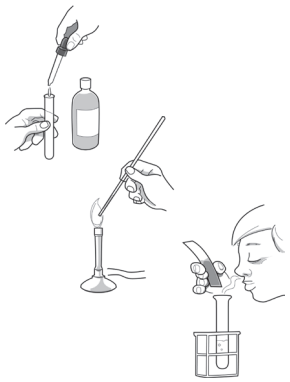
Efterbehandling

1. Hvorfor er nitrogen et livsnødvendigt næringsstof for både planter, dyr og mennesker?

Tip: Prøv at læse afsnittet 'Det livsnødvendige nitrogen' i elevbogen.

2. Nitrat bliver dannet i naturen på to forskellige måder. Beskriv de to reaktioner:

Tip: Læs afsnittet 'Nitrogens kredsløb'.



Eksperiment 5.3: Kemisk analyse

Undersøgelse af næringsstoffer i gødning

Baggrundstekst

Afsnittene 'Det livsnødvendige nitrogen' og 'Nitrogens kredsløb'

Beskrivelse

I eksperimentet analyserer eleverne forskellige typer gødning for at undersøge indholdet af nitrogen, phosphor og kalium. Ved hjælp af fire kemiske analysemetoder påviser eleverne ammonium- (NH_4^+) og nitrationer (NO_3^-), phosphationer (PO_4^{3-}) og kalium-ioner (K^+).

Forklaringer

Påvisning af ammoniumioner (NH_4^+)

De tilsatte hydroxidioner (OH^-) reagerer med ammoniumionerne ved en syre-basereaktion:

$$NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_3 + H_2O$$

Ved reaktionen reagerer en ammoniumion som en syre. Den afgiver en hydrogenion og omdannes herved til ammoniak. Ved opvarmning fordamper der ammoniak fra opløsningen. Når disse ammoniakmolekyler rammer det fugtede indikatorpapir, opløses de i vandet og reagerer med det i endnu en syre-basereaktion, hvor vandet optræder som syre. Vandet fraspalter en hydrogenion, så der dannes hydroxidioner. Det sker ved følgende reaktion:

$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$$

Hydroxidionerne farver indikatorpapiret blåt.

Påvisning af nitrationer (NO_3^-)

Nitratreagens sælges under navnet Nitron. Det er en heterocyklisk forbindelse med molekyleformlen $C_{20}H_{16}N_3$. Som nitratreagens bruger man en 10 % opløsning af Nitron i ethansyre (eddikesyre). Nitron kan også give bundfald med andre ioner, men de er ikke relevante i gødningssammenhæng.

Påvisning af phosphat-ioner (PO_4^{3-}), hydrogenphosphat-ioner (HPO_4^{2-}) og dihydrogenphosphat-ioner ($H_2PO_4^-$)

Som phosphatreagens benyttes normalt ammoniummolybdat-tetrahydrat, der har formlen $(NH_4)_6Mo_7O_{24} \cdot 4\ H_2O$. Man kan dog bruge en almindelig sølvnitratopløsning til en mere enkel, men ikke lige så sikker phosphatprøve. De forskellig typer phosphater giver ved tilsætning af en salpetersur opløsning af sølvnitrat et gult bundfald af forskellige sølvphosphater. Sølvnitrat kan dog også give gule bundfald med andre ioner, men de er ikke så relevante ved eksperimenter med gødning. For den almindelige phosphation kan reaktionen med sølvnitrat skrives som:

$$3\ Ag^+ + PO_4^{3-} \rightarrow Ag_3PO_4.$$

Påvisning af kalium-ioner (K^+)

Kanthal er en legering af jern, chrom, aluminium og cobalt. Legeringen indeholder ikke nikkel. Man kan med fordel bukke et øje i den ene ende af tråden, som kan samle mere stof op end den lige tråd. Kalium giver en lysviolet flammefarve, natrium en gul og calcium en murstensrød.

Gødning til mad og husdyrfoder

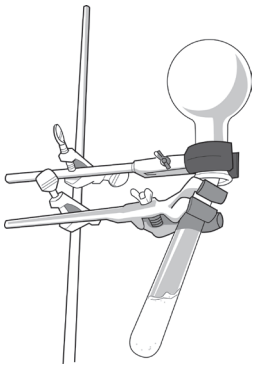
Beregninger fra FN's landbrugsorganisation FAO viser, at kunstgødning bliver brugt til at dyrke halvdelen af verdens fødevarer. Brugen af kunstgødning er dog ikke lige fordelt mellem alle lande. På verdensplan er gennemsnittet omkring 22 kg om året per person. I Danmark er gennemsnittet imidlertid over 200 kg kunstgødning per person på grund af dyrkningen af foder til vores mange grise og køer. Lande som Kina, Egypten og Indonesien er til gengæld dybt afhængige af kunstgødning for blot at dyrke basale fødevarer som ris og korn til deres store befolkninger.

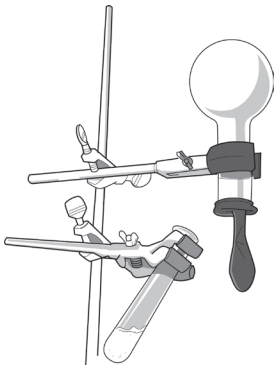
Gode råd til eksperimentets udførelse

1. Briller bør bruges ved al opvarmning af basiske opløsninger, da de let stødkoger.
2. Indholdet af forskellige salte i en gødningstype kan ofte ses ud fra varedeklarationen. Velegnede er alle blandingsgødninger og svovlsur ammoniak (ammoniumsulfat) $(NH_4)_2SO_4$ og superfosfat, der er en blanding af calciumdihydrogenfosfat $Ca(H_2PO_4)_2$ og calciumsulfat (gips) $CaSO_4$.
3. Urea (urinstof, carbamid, $CO(NH_2)_2$) er ikke velegnet til analyse for de angivne ioner.

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, $Ca(OH)_2$)
Magnesiumchlorid ($MgCl_2$)
Ballon
Bægerglas (250 ml)
Bunsenbrænder
Indikatorpapir
Konisk kolbe (250 ml)
Spatler
Stativ med muffer 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 hydrogen 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 ($Ca(OH)_2$) 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:

$$2\ NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow 2\ NH_3 + CaCl_2 + 2\ H_2O$$

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:

$$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

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: $Mg(NH_3)_6Cl_2$. Når ammoniakgassen kommer i kontakt med magnesiumchlorid, begynder de mange enheder at binde ammoniak:

$$MgCl_2 + 6\ NH_3 \rightarrow Mg(NH_3)_6Cl_2$$

Når $Mg(NH_3)_6Cl_2$ 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.

---

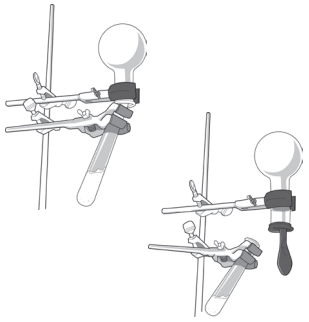
3. En $MgCl_2$-enhed kan binde seks ammoniakmolekyler. Hvor mange hydrogenatomer svarer det til?

---

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 gassen 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.

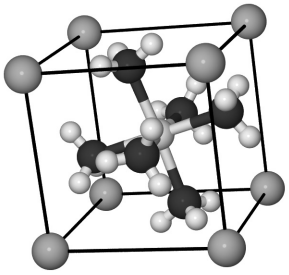
Forklaringer

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

Én 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 $Mg(NH_3)_6Cl_2$, der er både billigt, sikkert og let kan formes til eksempelvis de såkaldte brintpiller.



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

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 $Å^3$ til 330 $Å^3$. 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 105-110 kg H/m^3. I sammenligning er hydrogenindholdet i flydende hydrogen cirka 65 kg H/m^3.

Når $Mg(NH_3)_6Cl_2$ 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):

$$Mg(NH_3)_6Cl_2\ (s) \rightarrow Mg(NH_3)_2Cl_2\ (s) + 4\ NH_3\ (g)$$

$Mg(NH_3)_2Cl_2$ og $Mg(NH_3)Cl_2$ er til gengæld mere temperaturstabile end $Mg(NH_3)_6Cl_2$, 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 phosphat.

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.