



Bedingungen des Pflanzenwachstums

Bezug: Kapitel 2.1 – Pflanzen brauchen Nährstoffe

Mittelstufe

→ [Biologie](#)

Langzeitversuch, ca. 14 Tage

Auswertung

Pflanzen brauchen zum Leben Licht, Luft, Wärme und Wasser. Die ausreichende Verfügbarkeit dieser Grundstoffe ist absolut notwendig für den Anbau von Pflanzen.

Neben diesen Grundstoffen benötigen die Pflanzen zum Gedeihen und Wachsen eine Reihe von chemischen Elementen, die ihnen in Form löslicher Verbindungen zur Verfügung stehen müssen.

Sobald einer dieser Wachstumsfaktoren in nicht ausreichendem Maße vorhanden ist, kommen Wachstum und Entwicklung der Pflanzen zum Stillstand. Um organische Substanz im Zuge der Fotosynthese zu bilden, benötigt die Pflanze Kohlenstoff (C). Diesen gewinnt sie aus dem Kohlenstoffdioxid der Luft, das über die Blätter aufgenommen wird. Fehlt das Licht, dann unterbleibt die Fotosynthese ebenfalls, auch wenn Wasser und Mineralstoffe verfügbar sind. Fehlt das Wasser, können die mineralischen Nährstoffe, die im Boden vorliegen, nicht in die Pflanzen transportiert werden, ist es zu kalt, stellt die Pflanze das Wachstum ein und bei Nährstoffmangel im Boden fehlen die „Bau- und Betriebsstoffe“.

Mineralisation des Bodens

Bezug: Kapitel 3 – Pflanzen brauchen Nährstoffe

Mittelstufe

→ **Biologie**

Ionenbegriff

Schülerversuch, ca. 20 Minuten

Pflanzen benötigen für ihr Wachstum eine Vielzahl mineralischer Nährstoffe, die sie in Form von Ionen über ihre Wurzeln aus dem Boden aufnehmen. Jede Pflanzenart hat ihre eigenen Ansprüche an im Boden vorhandene Mineralstoffe. Fehlen diese Salze, so geht der Ertrag zurück. Ertragsleistung und Bodenfruchtbarkeit sind also eng miteinander verknüpft. Sie basieren auf einem guten Humus-, Kalk- und Nährstoffzustand des Bodens.

Die Schüler erkennen einen weißen Rückstand in der Abdampfschale. Dieser wird als Salz angesprochen.

Auswertung

Im Boden befinden sich Salze. Diese werden durch das Aufschwemmen im Wasser gelöst, und werden nach dem Eindampfen als Kristalle in der Schale sichtbar. Unsere Böden enthalten also Nährsalze, die die Pflanzen für ihr Überleben benötigen.

Düngemittel ersetzen die mit dem Erntegut abgeführten und durch unvermeidbare Verluste verloren gegangenen Nährstoffe. Sie sichern damit langfristig hohe Erträge und erhalten die Bodenfruchtbarkeit. Mineraldünger versorgen die Pflanzen zum richtigen Zeitpunkt mit allen notwendigen Nährstoffen in der richtigen Menge.

Nachweis von Fe²⁺- und Fe³⁺-Ionen im Boden und in der Pflanze

Bezug: Kapitel 3.1 – Makro- und Mikronährstoffe

Mittelstufe, Oberstufe

→ Chemie

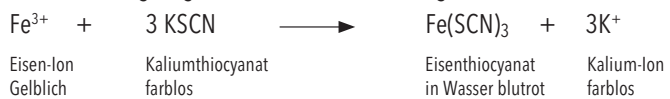
Ionenbegriff, Nachweisreaktionen

Schülerversuch, ca. 30 Minuten

Auswertung

Nachweis für Fe³⁺-Ionen:

In beiden Reagenzgläsern ist ein Farbumschlag nach blutrot (Anwesenheit von Fe³⁺-Ionen) zu beobachten.



Nachweis für Fe²⁺-Ionen:

In beiden Reagenzgläsern färbt sich die Lösung tiefblau (Anwesenheit von Fe²⁺-Ionen).



Es kann nachgewiesen werden, dass Fe²⁺- und Fe³⁺-Ionen sowohl im Boden als auch in der Pflanze vorkommen.



Pflanzennährstoffe

Bezug: Kapitel 3.1 – Makro- und Mikronährstoffe

Mittelstufe, Oberstufe

→ **Biologie**

Ionenbegriff, Pflanzennährstoffe

Langzeitexperiment, ca. 14 Tage

Auswertung

- Die Auswertung ergibt: Die Pflanzen, die sich in Nährsalzlösung S1 befanden, wiegen am meisten, da ihnen alle für das Pflanzenwachstum erforderlichen Nährstoffe zur Verfügung gestellt wurden. Die Pflanzen, die sich im (entmineralisierten) Wasser befanden, wiegen am wenigsten, da sie keinen der erforderlichen Nährstoffe zur Verfügung hatten.
- Das Diagramm zeigt nach Antwort 1 deutlich den Zusammenhang zwischen Pflanzenwachstum und den zur Verfügung stehenden Nährstoffen.
- Um den Einfluss der Nährsalzkonzentration auf das Pflanzenwachstum zu untersuchen, müsste man eine Nährsalzlösung mit allen in S1 enthaltenen, für das Pflanzenwachstum erforderlichen Nährstoffen in verschiedenen Konzentrationen herstellen. Anschließend wäre der zuvor beschriebene Versuch mit diesen Lösungen durchzuführen.
- Aus den beiden Versuchen zeigt sich, dass zum einen alle für das Pflanzenwachstum erforderlichen Nährstoffe im Boden zur Verfügung stehen müssen. Zudem wird deutlich, dass sich beim Düngen ab einer bestimmten Nährsalzkonzentration durch weitere Konzentrationserhöhung der positive Effekt nicht mehr steigern lässt – er kann sich sogar umkehren.

Aus: Chemie im Kontext Sekundarstufe II – Handreichungen für den Unterricht

Säure-Base-Verhalten von NH_3

Bezug: Kapitel 3.4 – Die natürliche Nährstoffdynamik im Boden am Beispiel von Stickstoff, Phosphor und Kalium

Mittelstufe, Oberstufe

→ **Biologie, Chemie**

Säuren und Laugen

Schülerversuch, ca. 15 Minuten

Auswertung

Ammoniak reagiert mit Wasser zu Ammonium- und Hydroxid-Ionen, also basisch:



Beim Erwärmen der Ammoniumchlorid-Lösung mit Natronlauge entsteht Ammoniak:



Phosphat-Bestimmung durch Titration

Bezug: Kapitel 3.4 – Die natürliche Nährstoffdynamik im Boden am Beispiel von Stickstoff, Phosphor und Kalium

Oberstufe

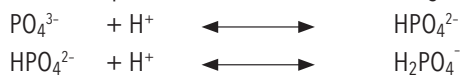
→ **Biologie, Chemie**

Säuren und Laugen, chemisches Gleichgewicht

Schülerversuch, ca. 25 Minuten

Auswertung

Bei einem pH-Wert zwischen 4,2 und 4,8 liegen aufgrund der Gleichgewichte



H_2PO_4^- -Ionen vor.

Cernitrat hat die Formel $\text{Ce}(\text{NO}_3)_3$. Ce^{3+} -Ionen reagieren mit Dihydrogenphosphat-Ionen nach:



Mit Hilfe der Rücktitration auf den anfangs eingestellten pH-Wert ergibt sich daher die Stoffmenge des CePO_4 aus dem Volumen der verbrauchten Natronlauge: Das Stoffmengenverhältnis von Natronlauge zu PO_4^{3-} beträgt 2:1.

Aus: Chemie im Kontext – CD mit Medienelementen zum Schülerbuch

Bestimmung des Stickstoffgehalts von Erde

Bezug: Kapitel 4.1 – Wie viel ist „bedarfsgerecht“?

Oberstufe

→ **Biologie**

Säuren und Laugen

Schülerversuch, jeweils ca. 60 Minuten

Hinweis

Diese Versuche sollten wenn möglich in mehreren Gruppen durchgeführt werden. Die Hälfte der Schüler in jeder Gruppe sollte die Bestimmung des Stickstoffs in Ammoniumverbindungen vornehmen (Teil 2). Die andere Hälfte der Gruppe sollte die Gesamtmenge des Stickstoffs bestimmen, der in Form von Ammonium- und Nitrat-Ionen vorliegt (Teil 3). Danach müssen beide Resultate miteinander kombiniert werden, um die Menge des Stickstoffs der Nitratverbindungen zu berechnen.

Experiment 7-1 muss im Voraus durchgeführt werden. Das Filtrat kann in einer verschlossenen Flasche im Kühlschrank aufbewahrt werden, bis es benötigt wird. Daraus resultiert genug Lösung für beide Gruppenteile.

Auswertung

- Generell gilt: Durch Wasserdampfdestillation lässt sich zum einen die Masse des Stickstoffs in NH_4^+ (m_2) aus den vorgegebenen 30 g Erde bestimmen, zum anderen die Gesamtmasse an Stickstoff (m_3). Anschließend kann man die Masse des Stickstoffs in Nitrat (m) aus diesen Bodenproben berechnen:

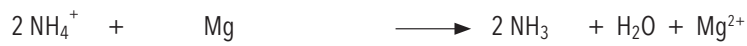
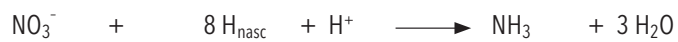
$$m = m_3 - m_2.$$
- Um zunächst die Masse des Stickstoffs in NH_4^+ (m_2) zu ermitteln, wird Teil 2 der Experimentieranleitung durchgeführt. Das bei der Wasserdampfdestillation erhaltene Ammoniak wird in 1%ige Borsäurelösung geleitet. Es bildet sich Borat, das z. B. mit Schwefelsäure titriert werden kann. Aus dem Verbrauch der Schwefelsäure bis zum Farbumschlag lässt sich die Masse von NH_3 berechnen, wobei $n(\text{NH}_3) = n(\text{H}_2\text{SO}_4)$ ist. Aus der Masse von NH_3 kann man die Masse des Stickstoffs (= Masse des Ammoniumstickstoffs) berechnen.
- Um die Masse des Gesamtstickstoffs (m_3), also die Masse des Stickstoffs in NH_4^+ und in NO_3^- , zu ermitteln, wird Teil 3 der Experimentieranleitung durchgeführt. Das nun bei der Wasserdampfdestillation erhaltene Ammoniak wird ebenfalls in 1%ige Borsäurelösung geleitet und das sich bildende Borat mit Schwefelsäure titriert. Aus dem Verbrauch an Schwefelsäure bis zum Farbumschlag lässt sich erneut die Masse von NH_3 und daraus die Masse des Stickstoffs (= Gesamtstickstoff) berechnen.
- Die Masse des Nitrat-Stickstoffs ergibt sich, wie oben bereits erwähnt, aus der Differenz der Masse des Gesamtstickstoffs und der Masse des Ammonium-Stickstoffs.

Bestimmung des Stickstoffgehalts von Erde

- Die ermittelte Masse an Gesamtstickstoff stammt aus 30 g Erde. Nimmt man vereinfachend an, dass die Stickstoffverteilung in der Erde gleichmäßig ist, und es sich auch bei 2 500 t Erde um trockene Erde handelt, wird wie folgt berechnet:

$$m = 2,5 \cdot 10^9 \text{ g} / 30 \text{ g} \cdot m_3$$

Die reduzierende Wirkung der Devard-Legierung beruht darauf, dass wässrige Alkalien mit Aluminium und Zink naszierenden Wasserstoff bilden:



Aus: Chemie im Kontext Sekundarstufe II- Handreichungen für den Unterricht



Veraschung und Nachweis von Mineralstoffen

Bezug: Kapitel 4.1 – Wie viel ist „bedarfsgerecht“?

Mittelstufe, Oberstufe

→ **Biologie**

Nachweisreaktionen, Ionenbegriff

Schülerversuch, ca. 30 Minuten

Auswertung

- Mit Hilfe der Teststäbchen kann der Nährstoffgehalt in mg/L ermittelt werden
- Es lässt sich also mit Hilfe der Teststäbchen die Masse der einzelnen Nährstoffe aus der abgewogenen Portion Pflanzenasche ermitteln, die in 10 ml Wasser gelöst wurden (Berücksichtigung des Faktors 100).
- Hieraus lässt sich dann der Masseanteil des jeweiligen Nährstoffs an der Portion Pflanzenasche ermitteln.
- Anschließend kann durch den Vergleich der Gesamtmasse der bei der Veraschung erhaltenen Pflanzenasche mit der Masse der gelösten Ascheportion abgeschätzt werden, wie groß die Masse der einzelnen Nährstoffe ist, die sich in der Ausgangsportion an Getreide- bzw. Rapskörnern befunden haben.

Untersuchung von Düngemitteln auf Nitrate

Bezug: Kapitel 5 – Mineraldünger und deren Produktion

Oberstufe

→ **Chemie**

Nachweisreaktionen, Ionenbegriff

Schülerversuch, ca. 15 Minuten

Auswertung

○ An der Schichtgrenze von Probelösung und Schwefelsäure findet eine Redoxreaktion statt: Nitrat-Ionen werden zu Stickstoffmonoxid reduziert und die Eisen(II)-Ionen zu Eisen(III)-Ionen oxidiert:

$$3 \text{Fe}^{2+} + \text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ \longrightarrow \text{NO} + 3 \text{Fe}^{3+} + 2 \text{H}_2\text{O}$$

○ Stickstoffmonoxid lagert sich an überschüssige, mit Wasser komplexierte Eisen(II)-Ionen an. Der dabei gebildete Komplex führt zu einer braunen Färbung, die sich ringförmig entlang der Reagenzglaswand ausbildet und namensgebend für die Reaktion (Ringprobe) ist.



Weiterführende Aufgabe

Bei der Recherche nach Vor- und Nachteile des Einsatzes von nitrathaltigen Düngemitteln können folgende Aspekte berücksichtigt werden:

○ Pflanzen benötigen Stickstoff in verhältnismäßig großen Mengen für den Aufbau verschiedener wichtiger Verbindungen, die das Wachstum und damit Ertrag und Qualität der Kulturpflanzen beeinflussen

Von allen Pflanzennährstoffen beeinflusst Stickstoff die Ertrags- und Qualitätsbildung am stärksten.

Mineralisierter Stickstoff steht den Pflanzen jedoch nur teilweise zur Verfügung, da ein Teil durch

Immobilisierung gleich wieder festgelegt wird oder durch unvermeidbare Verluste verloren geht.

Nitrat besitzt als Anion, das nur leicht lösliche Salze bildet, eine hohe Mobilität im Boden, daraus resultiert einerseits eine leichte Verfügbarkeit, andererseits besteht die Problematik der Auswaschung (siehe Textheft Kap. 7.1)

Bei der Recherche zur Produktion stickstoffhaltiger Düngemittel sollten folgende Aspekte berücksichtigt werden:

○ Die wichtigsten Rohstoffe für die Stickstoffdüngerproduktion sind Ammoniak und Salpetersäure

○ Ammoniaksynthese nach dem Haber-Bosch-Verfahren (siehe Textheft Kap. 5.1)

○ Weiterverarbeitung von Ammoniak zu Salpetersäure – Ostwald-Verfahren (siehe Textheft Kap. 5.1)



Untersuchung von Düngemitteln auf Phosphate

Bezug: Kapitel 5 – Mineraldünger und deren Produktion

Oberstufe

→ Chemie

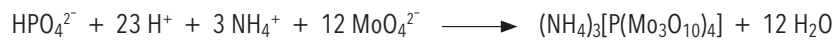
Nachweisreaktionen, Ionenbegriff

Schülerversuch, ca. 10 Minuten

Auswertung

Ammoniummolybdat dient im Labor zum Nachweis von Phosphaten.

Das Auftreten eines gelben Niederschlags von Ammoniummolybdophosphat weist auf Phosphat-Ionen hin:



Die Ammoniaksynthese

Bezug: Kapitel 5.1 – Stickstoffdünger

Mittelstufe, Oberstufe

→ Chemie

Chemisches Gleichgewicht

Schülerversuch, ca. 15 Minuten

Auswertung

Gleichungen für die Ammoniaksynthese:



Über dem Katalysator verbinden sich die gasförmigen Elemente Stickstoff und Wasserstoff in der Hitze zu Ammoniak. Dieses Verfahren heißt Ammoniaksynthese. Die Ammoniakmoleküle reagieren mit Wasser zu Ammoniumhydroxid, einer Base.

Literatur

<http://www.chemieunterricht.de/dc2/katalyse/vkat-056.htm>

Chemie 1, R. Oldenbourg Verlag München

Arbeitsheft Chemie, Schroedel Verlag GmbH, 1999

Dr. Hans Jung (Hrsg.), Telekolleg II Chemie, TR Verlagsunion

Emmerich Christiansen (Hrsg.), Praktikum Chemischer Demonstration, Eydam, Kiel

Herstellung von Salpetersäure durch katalytische Verbrennung von Ammoniak an Platinwolle

Bezug: Kapitel 5.1 – Stickstoffdünger

Oberstufe

→ **Chemie**

Chemisches Gleichgewicht

Vorbereitende Arbeiten: mindestens 2 Tage vor Versuchsbeginn

Schülerversuch, ca. 20 Minuten

Grundlagen

Salpetersäure hat für die Herstellung verschiedener anderer Chemikalien eine große Bedeutung. So ist sie ein Ausgangsprodukt für Sprengstoffe (Dynamit) und Trinitrotoluol (TNT). Der größte Teil wird jedoch zur Düngemittelherstellung verwendet (z. B. Ammoniumnitrat, NH_4NO_3). Auch dieser Stoff ist nicht ungefährlich, da er sich beim Erhitzen schnell zersetzt und in einem geeigneten Zündgemisch auch zur Explosion gebracht werden kann. Diese Tatsache kostete 1921 bei einem Explosionsunglück fünfhundert Menschen das Leben.

Um 1910 wurde Salpetersäure bereits direkt aus Luftstickstoff durch das Verfahren der Stickstoffverbrennung gewonnen, bei dem mit hohen Temperaturen an einem Lichtbogen Stickstoffmonoxid (NO) hergestellt wurde. Die Reaktion ist stark endotherm. Das den Reaktionsraum verlassende Gas reagiert mit dem Luftsauerstoff weiter zu Stickstoffdioxid.



Das entstandene Stickstoffmonoxid kann anschließend weiter mit Luftsauerstoff und Wasser zu Salpetersäure umgesetzt werden. Da dieses Verfahren eine große Menge an elektrischer Energie benötigte, konnte es mit den älteren Herstellungsverfahren nur in der Nähe von Wasserkraftwerken konkurrieren.

Heute wird Salpetersäure hauptsächlich nach dem Oswald-Verfahren hergestellt.

Hierbei wird Ammoniak (gewonnen nach dem Haber-Bosch-Verfahren) mit Sauerstoff zu Stickstoffmonoxid umgesetzt, wobei ein Platin-Rhodium-Katalysator eingesetzt wird. Das Stickstoffmonoxid wird anschließend in verschiedenen Schritten, ähnlich wie bei der Stickstoffverbrennung am Lichtbogen, mit Sauerstoff und Wasser zu Salpetersäure umgesetzt.

Auswertung

Mit Sauerstoff verbrennt Ammoniak zu Stickstoff und Wasser.



Die katalytische Verbrennung von Ammoniak am Platinkontakt (Oswald-Verfahren) führt zu Stickstoffmonoxid, das als Ausgangsstoff zur Herstellung von Salpetersäure dient.

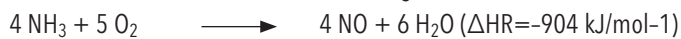


Herstellung von Salpetersäure durch katalytische Verbrennung von Ammoniak an Platinwolle

Weiterführende Aufgaben

Funktionsprinzip Ostwaldverfahren (siehe Textheft Kap. 5.1)

Im ersten Schritt verbrennt ein Gemisch aus Ammoniak und Luft über einem Platin-Rhodium-Netz, das als Katalysator dient. Bei Temperaturen von 810 bis 850 °C wird der Ammoniakstickstoff zu etwa 97 Prozent zu Stickstoffmonoxid (NO) umgewandelt.



In einem zweiten Schritt wird unter Zugabe von Luft bei Temperaturen zwischen 100 und 200 °C NO zu NO₂ oxidiert.



Salpetersäure entsteht schließlich im Gegenstromwäscher, wo NO₂ mit entmineralisiertem Wasser in Anwesenheit von Sauerstoff reagiert:



Aus: W. Jansen, B. Ralle, R. Peper, Reaktionskinetik und chemisches Gleichgewicht, Aulis-Verlag Köln, 1984

Enzymatischer Nachweis von Harnstoff im Kalkstickstoffhydrolysat

Bezug: Kapitel 5.1 – Stickstoffdünger – Kalkstickstoff

Oberstufe

→ Chemie

Antrieb und Steuerung chemischer Reaktionen

Schülerversuch, ca. 10 Minuten

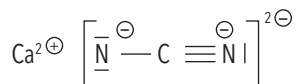
Auswertung

 Der für die Düngung wichtigste Bestandteil von Kalkstickstoff ist Calciumcyanamid, $\text{Ca}(\text{CN}_2)$.

 Beim Erhitzen des Calciumcarbids in Gegenwart von Stickstoff auf etwa $1000\text{ }^\circ\text{C}$ nimmt das Carbid in einer exothermen Reaktion Stickstoff auf.

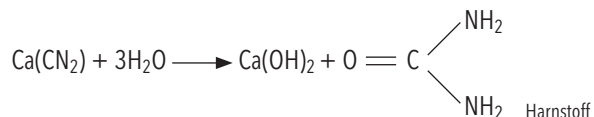
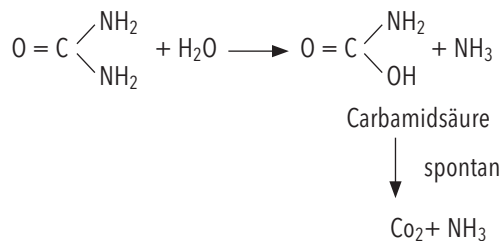

Da es sich um eine Gleichgewichtsreaktion handelt, darf nicht zu hoch erhitzt werden.

Kalkstickstoff besteht aus Calcium-Ionen und aus den linearen Cyanamid-Anionen.



Wirkung von Kalkstickstoff

Zunächst einmal ist der Dünger ein Stickstofflieferant. Nach Aufstreuen auf das Feld erfolgt langsame Hydrolyse des Cyanamids. (siehe Textheft Kap.5.1)


 Der so gebildete Harnstoff wird durch die Bodenbakterien hydrolysiert. Dabei wirkt die Urease mit. Es entsteht zunächst die Carbamidsäure, die spontan zu CO_2 und Ammoniak zerfällt (genau genommen zu Hydrogencarbonat- und Ammonium-Ionen).


Die Hydrolyse wird bei der Durchführung des Experiments beschleunigt: Beim Erhitzen der wässrigen Aufschlämmung von Kalkstickstoff fördert das alkalische Milieu den Prozess. Der Nachweis des gebildeten Harnstoffs gelingt mit der Urease.



Enzymatischer Nachweis von Harnstoff im Kalkstickstoffhydrolysat

Die Hydrolyse verläuft bei niedrigen Temperaturen sehr langsam. Entsprechend langsam setzt auch die Düngerwirkung ein. Deshalb gehen dabei eine Menge an Stickstoffverbindungen durch Ausspülung oder durch parallele bakterielle Tätigkeit (Nitrifikation und Denitrifikation, siehe Textheft Kap.5.1) verloren. Anstelle von Kalkstickstoff wird heute vermehrt direkt Harnstoff eingesetzt.

Dennoch wird heute nicht auf die Herstellung von Kalkstickstoff verzichtet. Das Produkt wird weiter im Millionen-Tonnen-Maßstab hergestellt. Man macht daraus unter anderem Harnstoff sowie Thioharnstoff und Melamin. Darüber hinaus gilt Kalkstickstoff wegen des Cyanamids als Herbizid und ist daher auch geeignet zum Entlauben von Baumwollpflanzen vor der Baumwollernte. Vorteilhaft ist die damit einhergehende Düngung des Bodens für die neue Aussaat.

Aus: <http://www.chemieunterricht.de/dc2/>

Untersuchung von Düngemitteln auf Sulfate

Bezug: Kapitel 5.4 – Stickstoffdünger – Kalkstickstoff

Mittelstufe, Oberstufe

→ **Chemie**

Nachweisreaktionen, Ionenbegriff

Schülerversuch, ca. 10 Minuten

Auswertung

Bei Anwesenheit von Sulfat-Ionen fällt aus der Lösung weißes, unlösliches Bariumsulfat (BaSO_4) aus:



Weiterführende Aufgabe

Die Schwefeldüngung erfolgt vorwiegend mit schwefelhaltigen N-, P-, K-, Mg- und Mehrnährstoffdüngern. Da Pflanzen den Schwefel in Form von Sulfationen (SO_4^{2-}) aufnehmen, wird der Nährstoff hauptsächlich in sulfatischer Form gedüngt. In vielen Düngern ist Sulfat als begleitendes Anion enthalten. Wasserlösliches Sulfat, wie in Ammoniumsulfat, Ammonsulfatsalpeter, Kaliumsulfat und Magnesiumsulfat, steht den Pflanzen sofort zur Verfügung. Gips (CaSO_4) hingegen ist nur gering wasserlöslich. Das Sulfation wird entsprechend langsam freigesetzt und damit pflanzenverfügbar. Neben Sulfat-Schwefel wird auch elementarer Schwefel (S) zur Düngung verwendet. Dieser muss feinst vermahlen sein und zusätzlich im Boden erst mikrobiell zu Sulfat oxidiert werden, bevor er von Pflanzen aufgenommen werden kann.



pH-Wert von Bodenproben

Bezug: Kapitel 5.5 – Die Kalkdüngung: ein spezieller Fall

Mittelstufe, Oberstufe

→ **Chemie**

Säuren und Laugen, Chemisches Gleichgewicht, Steuerung chemischer Reaktionen

Schülerversuch, ca. 30 Minuten

Auswertung

Jede Pflanze hat ihren optimalen pH-Bereich im Boden. Je nach Art und Beschaffenheit des Bodens und der äußeren Einflussfaktoren können Böden sauer, neutral oder alkalisch sein. Der pH-Wert einer Bodenprobe hängt also von der gewählten Bodenprobe ab.

Gibt man zur Bodenprobe Kaliumchlorid hinzu, ist der pH-Wert in der Regel geringer, da die Kalium-Ionen durch Ionenaustausch H^+ -Ionen aus der Bodenprobe freisetzen können.

Bau einer Biogasanlage

Bezug: Kapitel 6 – Organische Dünger

Mittelstufe, Oberstufe

→ **Biologie**

Chemie der Kohlenwasserstoffverbindungen

Langzeitversuch, ca. 1-2 Wochen

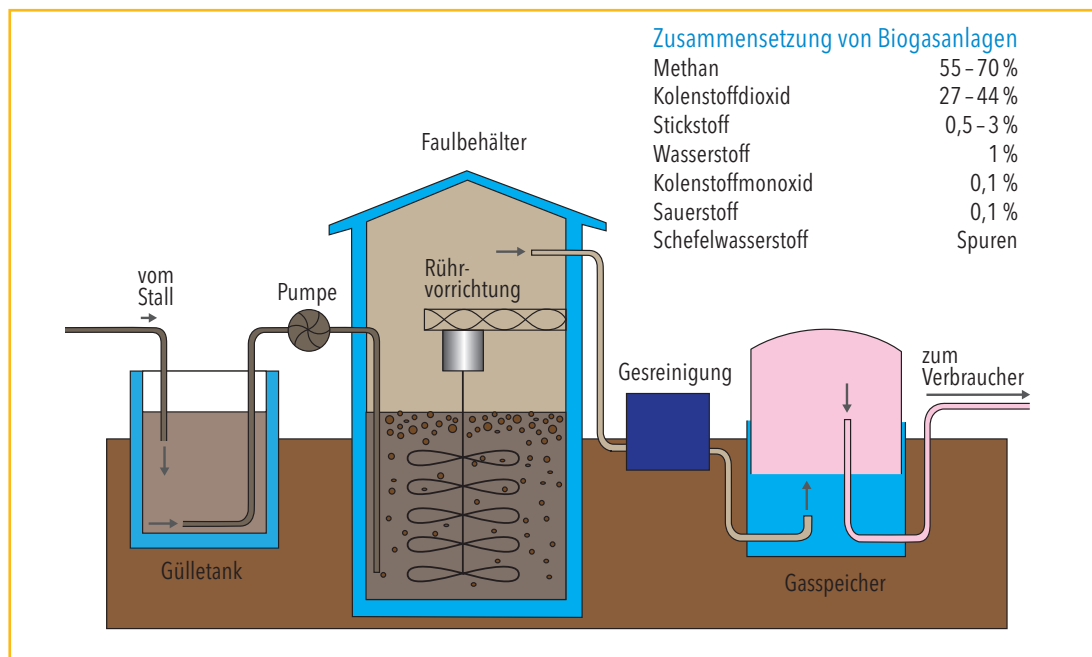
Auswertung

○ Funktionsprinzip einer Biogasanlage

Biogas entsteht, wenn organische Stoffe verfaulen oder verwesen. Dabei müssen die chemischen Reaktionen unter Luftabschluss (anaerob) ablaufen und bestimmte Bakterien mitwirken.

Biogas lässt sich in speziellen Biogasanlagen zur Energiegewinnung nutzen. Solch eine Anlage besteht aus einem Faulbehälter, einer Rühr- und Pumpvorrichtung, einem Gasspeicher und einem Biogasverbraucher, in dem das Biogas verbrannt wird. Aus dem Gas wird Wärme und elektrische Energie gewonnen.

Skizze einer „echten“ Biogasanlage



○ Zusammensetzung von Biogas

Methan: 55 - 70%

Kohlenstoffdioxid: 27 - 44%

Stickstoff: 0,5 - 3%

Wasserstoff: 1%

Kohlenstoffmonoxid: 0,1%

Sauerstoff: 0,1%

Schwefelwasserstoff: Spuren



Bau einer Biogasanlage

Im Modell (Experiment) lassen sich die drei wesentlichen Bestandteile der „echten“ Biogasanlage wiederfinden: Faulbehälter, Gasspeicher und Verbraucher (vgl. Abb.)

Vor- und Nachteile von Biogastechnik

Die tägliche Gasausbeute aus dem Dung einer ca. 500 kg schweren Kuh liegt zwischen $0,8 \text{ m}^3$ und 2 m^3 (für die gleiche Gasausbeute benötigt man den Dung von 5 Schweinen oder 100 Hühnern). Das ergibt allein bei einer Kuh pro Jahr so viel Energie wie aus ca. 300 L Heizöl gewonnen werden kann.

Durch den Einsatz von Biogasanlagen werden bisher ungenutzte Energiequellen erschlossen.

Ein Problem bleibt zunächst der Klärschlamm, da er häufig mit Schwermetallen belastet ist. Wird er jedoch verbrannt, so kann er (bei guter Reinigung der entstehenden Abgase) zur Energiegewinnung genutzt werden.

Aus: Chemie für Gymnasien – Themenheft 2 Brennstoffe (Erdöl, Erdgas, Kohle, Biomasse), Berlin 1994:
Cornelsen

Untersuchen des Nitratgehalts von Gemüse und Obst

Bezug: Kapitel 6.1 – Düngung und Ernährung

Mittelstufe, Oberstufe

→ **Chemie, Biologie**

Ionenbegriff, Amine und Nitroverbindungen

Schülerversuch, ca. 15 Minuten

Auswertung

Die Nitratkonzentration im Gemüse ist von einigen Faktoren abhängig:

Die Nitratkonzentration steigt mit zunehmender Stickstoffdüngung. Da z. B. biologisch angebautes Gemüse weniger gedüngt wird, ist es fast immer nitratärmer.

Die Dauer der Sonneneinstrahlung ist ebenfalls ein entscheidender Faktor für den Nitratgehalt. Je länger die Dauer und je höher die Intensität der Sonneneinstrahlung ist, desto geringer ist der Nitratgehalt. Der Gesetzgeber hat dieser Tatsache dadurch Rechnung getragen, dass im Winter der Grenzwert für den Nitratgehalt im Kopfsalat höher ist als im Sommer.

Da Nitrat in der Pflanze nicht gleichmäßig verteilt ist, spielt für die Nitrataufnahme auch eine Rolle, welche Teile der Pflanze verzehrt werden. Nitrat reichert sich besonders in den wasserleitenden Segmenten der Pflanze an und ist daher in größerer Menge in den Stielen, Blattrispen und den äußeren grünen Blättern zu finden.

Der Nitratgrenzwert für Trinkwasser beträgt 50 mg/Liter, für Babynahrung 250 mg/kg.

Laut Weltgesundheitsorganisation dürfen höchstens 3,65 mg/kg Körpergewicht täglich durch Lebensmittel und Trinkwasser aufgenommen werden. Das entspricht gut einem viertel Gramm täglich für einen 70 Kilogramm schweren Menschen.

Für Gemüse gelten folgende Grenzwerte (Stand 2012):

Kopfsalat: Sommer: 2500 mg/kg, Winter: 3500 mg/kg

Spinat: 2000 mg/kg

Feldsalat: 2500 mg/kg

Radieschen: 3000 mg/kg

Rettich: 3000 mg/kg

Rote Bete: 3000 mg/kg