

Plus Lucis – Lehrerfortbildung



Praktikum: „Anregende chemische Experimente für die Schule“

Dr. Christoph LUEF
Mag. Phillip KURUCZ

Institut für Didaktik der Chemie
Universität Wien

VFPC - Verein zur Förderung des physikalischen und
chemischen Unterrichts

Sicherheit im chemischen Labor	3
S1: Erhitzen von Flüssigkeiten.....	6
S2: Kresstest – NICHT IM PROGRAMM 2020	8
S3: Schwefelsäure und Fleisch.....	10
S4: Schwefelsäure und Zucker.....	11
S5: Verdünnen von Schwefelsäure	12
S6: Hochentzündliche Etherdämpfe.....	13
S7: Löschen von Ölbränden NICHT IM PROGRAMM 2020	14
S8: Metallbrände	15
Methoden der Stofftrennung	16
M1: Trennung eines Sand/Kochsalzgemenges	17
M2: Adsorption an Aktivkohle	19
M3: Extraktion von Fett aus Kartoffelchips.....	20
M4: Trennung von Filzstiftfarben.....	21
M5: Trennung von Paprikafarbstoffen.....	23
M6: Trennung von Blattfarbstoffen NICHT IM PROGRAMM 2020	25
M7: Destillation von Rotwein.....	26
Säuren und Basen	28
H1: Säure-Base-Indikatoren.....	29
H2: Herstellung von Säuren und Basen aus Oxiden.....	31
H3: Bestimmung der Konzentration von Essigsäure in Speiseessig	32
H4: Acetatpuffer.....	34
Redoxchemie NICHT IM PROGRAMM 2020	36
R1: Kupfer und Silber	37
R2: Redoxpotential von Metallen, edel und unedel.....	39
R4: Bestimmung von Iod in einem Desinfektionsmittel.....	42
R5: Reduktion von CuO mit Kohlenstoff	44
R6: Daniell-Element.....	46
R7: Zitronenbatterie	48
Thermochemie	49
T1: Exotherme und endotherme Lösungsreaktionen	50
T2: Modellversuch zum Taschenofen.....	51
T3: Kristallwasser im Kupfersulfat.....	52
T4: Bestimmung der Reaktionsenthalpie NICHT IM PROGRAMM 2020	53
T5: Modellversuch zum Wärmekissen.....	55
T6: Spontan ablaufende endotherme Reaktion	57

Sicherheit im chemischen Labor



Thema	Versuch
Arbeiten mit dem Gasbrenner	A1: Erhitzen von Flüssigkeiten
Gefahrstoffe	
Wirkung von Schwermetall-Ionen	A2: Kressetest
Wirkungen der Schwefelsäure	A3: Schwefelsäure und Fleisch
	A4: Schwefelsäure und Zucker
	A5: Verdünnen von Schwefelsäure
Umgang mit brennbaren Stoffen	A6: Hochentzündliche Etherdämpfe
	A7: Löschen von Ölbränden
	A8: Metallbrände

Sicherheitshinweise:



Schutzbrille IMMER tragen!
 Beim Arbeiten mit dem Brenner Haare zurückstecken!





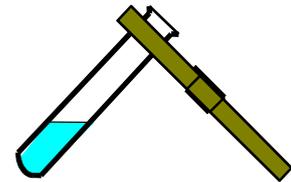
Sicherheitsvorkehrungen beim Experimentieren



1. Trage bei allen Experimenten eine Schutzbrille.
 Die Augen könnten durch Glassplitter oder durch
 Chemikalienspritzer verletzt werden!



2. Reagenzglasöffnungen dürfen niemals auf
 andere Personen gerichtet werden!



3. Lies die Sicherheitsvorkehrungen und
 Versuchsbeschreibungen immer genau durch. Anweisungen des
 Lehrers zur Gefahrenvermeidung müssen unbedingt beachtet
 werden. Dies gilt vor allem beim Umgang mit Gefahrstoffen!

4. Chemikalien dürfen grundsätzlich nicht gekostet oder angefasst
 werden! Im Chemiesaal ist das Essen verboten!

5. Längere Haare sollten beim Umgang mit dem Gasbrenner nach
 hinten zusammengebunden werden!

6. Entsorge Chemikalienreste immer wie in der Versuchs-
 beschreibung angegeben!

7. Schließe Chemikalienflaschen nach jeder Entnahme!

8. Verwende nie einen Löffel für die Entnahme von zwei
 verschiedenen Chemikalien!



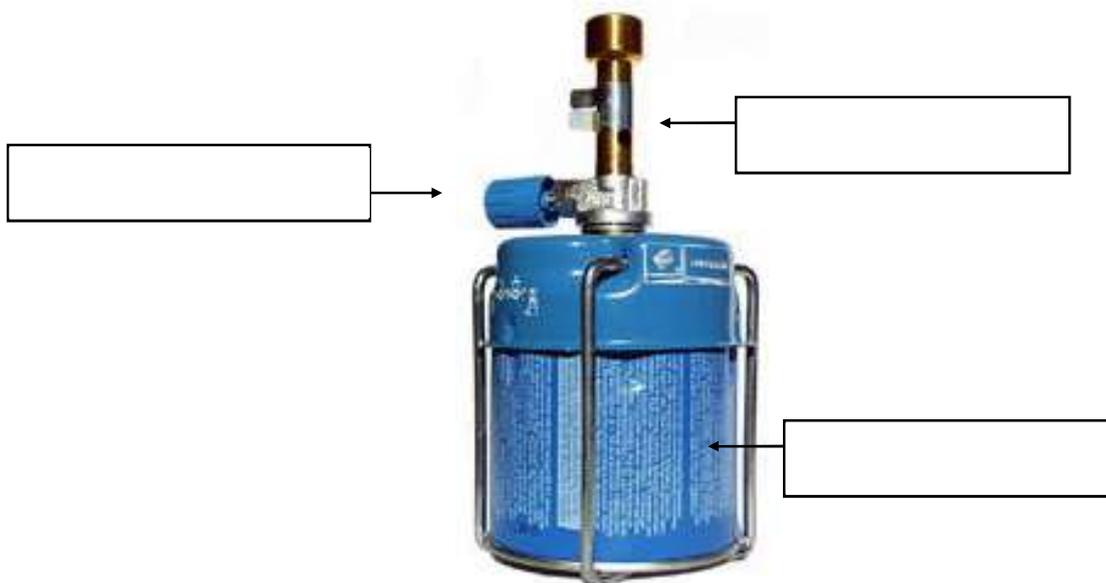
Alle Arbeitsgeräte müssen durch die Arbeitsgruppen sorgfältig ge-
 säubert werden. Nach der Reinigung befinden sich die Geräte wieder
 am Arbeitsplatz bzw. vorne am Lehrtisch. Vor dem Verlassen des
 Chemiesaales ist der Arbeitsplatz durch die Arbeitsgruppen gründlich
 zu säubern!

Ich habe die Sicherheitsvorkehrungen gelesen und verpflichte mich,
 entsprechend zu handeln und verantwortungsbewusst zu
 experimentieren.

Arbeiten mit dem Gasbrenner

 Aufgabe:

Beschrifte die untenstehende Abbildung eines **Kartuschenbrenners**:
Luftzufuhr, Gaskartusche, Gasregulierung



Checkliste zur Bedienung des Brenners

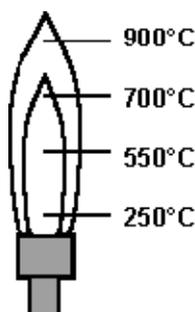
Inbetriebnahme	
1. Schutzbrille aufsetzen, Haare nach hinten zusammenbinden.	
2. Sind die Luftzufuhr und die Gasregulierung geschlossen?	
3. Streichholz/Feuerzeug entzünden und über das Brennerrohr halten. Kopf fernhalten!	
4. Gasregulierung öffnen: leuchtende Flamme.	
5. Luftzufuhr öffnen: nicht leuchtende Flamme.	
Abschalten	
1. Luftzufuhr schließen: die Flamme leuchtet wieder.	
2. Gasregulierung zudrehen: die Flamme erlischt.	

Geht der Brenner aus, sollten die Luftzufuhr und die Gasregulierung vor dem neuen Anzünden unbedingt geschlossen werden!

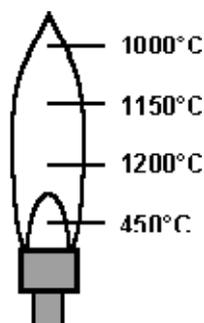


Abbildung:
verschiedene Gasbrenner

Luftzufuhr und Brennerflamme	
Geringe Luftzufuhr	Hohe Luftzufuhr
Flamme: nicht rauschend leuchtend „kalt“	Flamme: rauschend nicht leuchtend heiß



leuchtende Flamme

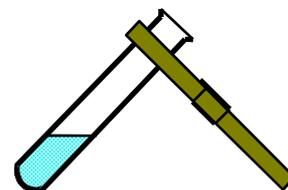


nicht leuchtende Flamme

S1: Erhitzen von Flüssigkeiten

Geräte und Chemikalien:

Reagenzglas, Reagenzglashalter, Kartuschenbrenner, destilliertes Wasser



Durchführung:

- Fülle ein Reagenzglas zu 1/3 voll mit Wasser und nimm sie am oberen Rand mit dem Reagenzglashalter.
- Erhitze das Wasser mit kleiner, nicht leuchtender Flamme bis zum Sieden! Um plötzliches Herausspritzen (**Siedeverzug**) zu vermeiden, wird das Reagenzglas ständig geschüttelt und immer wieder kurz aus der Flamme genommen. **Die Öffnung des Reagenzglases darf NIE auf Personen gerichtet werden!**

Gefahrstoffe



Recherche:

Wähle 2 Stoffe aus folgender Liste aus und recherchiere jeweils folgende (sicherheitsrelevanten) Daten:

- Chemische Summenformel
- Gefahrenpiktogramme(e) *)
- H- und P-Sätze (mit Bedeutung) [H: Hazard = Gefährdungshinweis, P: Precaution = Sicherheitshinweis] *)
- Maximale Arbeitsplatzkonzentration (MAK)
- Letale Dosis (LD₅₀)

Schwefelsäure

Salzsäure

Natriumhydroxid (Ätznatron)

Aceton

...

Kaliumcyanid (Zyankali)

Ammoniak

Ethanol (Alkohol)

Nicotin

*) Seit 2010 gilt das **GHS-System** (= Global harmonisiertes System zur Einstufung und Kennzeichnung von Chemikalien). Oft sieht man noch die „alten“ Gefahrensymbole (schwarz auf orangem Grund) und liest von R- und S-Sätzen.

Wirkung von Schwermetall-Ionen

Manche Schwermetalle sind in kleinen Mengen lebenswichtig für den Menschen und andere Organismen (**Spurenelemente**), z.B. Eisen, Cobalt, Mangan, Zink usw.

In höheren Dosen können Schwermetalle für den Organismus aber gesundheitsschädlich oder giftig sein, bekannte Beispiel hierfür sind Blei, Quecksilber und Cadmium.

Kupfersalze verursachen beim Verschlucken Schwäche, Erbrechen und Entzündungen im Verdauungstrakt. Cu^{2+} -Ionen können die $-\text{SH}$ Gruppen (Thiolgruppen) von Cystein, einer schwefelhaltigen Aminosäure, blockieren. Außerdem bilden sie mit den $-\text{NH}_2$ Gruppen (Aminogruppen) der Aminosäuren Komplexe.



S2: Kressetest – Keimfähigkeit bei Anwesenheit von Schwermetallionen

Chemikalien und Geräte:

2 Petrischalen, Küchenrolle, Kressesamen, Permanentstift zum Beschriften, Einwegpipette, Wasser, Kupfersulfat-Lösung (CuSO_4 , 3 %)

Durchführung:

- Lege die beiden Petrischalen mit einer dicken Lage saugfähigen Papiers aus. Streue nun Kressesamen in jede Schale.
- Befeuchte das Papier in einer der Schalen mit 3 %iger CuSO_4 -Lösung, das Papier in der 2. Schale befeuchtest du mit Wasser. Nimm jedes Mal ungefähr gleich viel Flüssigkeit (Tropfpipette!).
- Beschrifte deine Petrischalen nun und stelle sie bis zur nächsten Chemie-Stunde an einen hellen Ort!



Beobachtung:

Beschreibe deine Beobachtungen und versuche, sie zu erklären!

Mache Fotos vom Ergebnis deines Experiments und klebe sie hier ein:

Entsorgung: Schwermetallabfälle im bereit stehenden Becherglas sammeln, den Rest in den Hausmüll.

Wirkungen der Schwefelsäure

S3: Schwefelsäure und Fleisch

Geräte und Materialien: Reagenzglas, Reagenzglasständer, Parafilm, Messer, Hühnerfleisch, konzentrierte Schwefelsäure (H_2SO_4 , ÄTZEND!)



Durchführung:

- Gib ein ca. 1 cm³ großes Fleischstück in das Reagenzglas.
- Überschichte das Fleisch vorsichtig mit konzentrierter Schwefelsäure und verschließe das Reagenzglas anschließend mit einem Stück Parafilm.
- Beobachte nach 5 min, am Ende der Doppelstunde und nach 1 Woche!



Beobachtung:

Schreibe deine Beobachtungen nieder:

Zusatzinformation:

Makabres rund um die Schwefelsäure

Schwefelsäure spielte auch eine düstere Rolle in der Kriegsgeschichte: In den gewaltigen Weltkriegsfestungen und "Panzerwerken" wie Douaumont, das stärkste Panzerwerk der französischen Festung Verdun, oder Eben-Emaël/Belgien gab es große Tanks, die im Kriegsfall mit konzentrierter Schwefelsäure gefüllt wurden. Diese dienten zum "Entsorgen" der Leichen gefallener Soldaten: Man warf sie einfach hinein und löste sie darin auf. So gab es auch bei längerer Belagerung, für die diese Festungen schließlich gebaut worden waren, keine Hygiene- oder Seuchenprobleme.

Quelle: <http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/tip/h2so4.htm>

S4: Schwefelsäure und Zucker

Reine H_2SO_4 wirkt nicht nur (wie viele andere Säuren und Basen auch) stark **ätzend**, sondern zusätzlich auch noch **hygroscopisch** (wasserentziehend). Die stark hygroscopische Wirkung führt dazu, dass H_2O sogar aus organischen Verbindungen, z.B. Zucker (Saccharose, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) entzogen werden kann.

Geräte und Materialien: Becherglas (100 mL), kleiner Messzylinder, Glasstab, Spatel, Laborwaage, Staubzucker, konzentrierte Schwefelsäure (H_2SO_4 , ÄTZEND!)

Durchführung:

- Wiege in das Becherglas ca. 15 g Staubzucker ein. Gieße ca. 7 mL konzentrierte Schwefelsäure in den Messzylinder.
- Gib die Schwefelsäure zum Zucker im Becherglas (im **Abzug** oder im Freien!) und beobachte!



Beobachtung:

Beschreibe deine Beobachtungen! Wie kannst du sie erklären (versuche auch, eine Reaktionsgleichung anzuschreiben!)?

Die Reaktion ist exotherm
 endotherm

Entsorgung: Nach dem Abkühlen muss die Versuchsanordnung sofort gewässert und gereinigt werden (**Handschuhe tragen!**).

S5: Verdünnen von Schwefelsäure

Das Mischen von Schwefelsäure mit Wasser ist ein stark exothermer Vorgang – es kommt zu einer erheblichen Wärmeentwicklung. Das Verdünnen darf daher nur durch langsames Eingießen der Säure (größere Dichte ρ) ins Wasser erfolgen. Andernfalls kann es zu einer lokalen **Überhitzung** kommen und **Säure herausspritzen!** Ein bekannter Merkspruch lautet:

„Zuerst das Wasser, dann die Säure, sonst geschieht das Ungeheure!“

In diesem Versuch sollst du aus konzentrierter H_2SO_4 100 mL verdünnte Säure der Konzentration **1 mol/L** herstellen, diese wird für spätere Versuche benötigt.

Geräte und Materialien: Becherglas 250 mL, 2 Messzylinder, Glasstab, Thermometer, Einweghandschuhe, pH-Indikatorstäbchen, dest. Wasser, konzentrierte Schwefelsäure (H_2SO_4 , Massenanteil: 96 %, ÄTZEND!)

Durchführung:

- Miss mit dem Messzylinder 94 mL dest. Wasser ab und gib es in ein 250 mL Becherglas. Bestimme die Temperatur des Wassers!
- Miss mit dem kleinen Messzylinder 6 mL konz. Schwefelsäure ab.
- Lasse die konzentrierte Säure nun langsam entlang des Glasstabs ins Wasser rinnen, rühre zwischendurch gut um.
- Bestimme am Ende die Temperatur der Mischung! Miss auch ihren pH-Wert!



Beobachtung:

$T_{\text{Anfang}} = \dots\dots\dots^\circ\text{C}$

$T_{\text{Ende}} = \dots\dots\dots^\circ\text{C} \quad \Rightarrow \quad \Delta T = \dots\dots\dots^\circ\text{C}$

pH-Wert:

Freiwillige Zusatzaufgabe: Versuche nachzuvollziehen, warum gerade 6 mL 96%iger H_2SO_4 zur Herstellung der 100 mL verdünnten Säure ($c = 1 \text{ mol/L}$) nötig waren! (Molmasse $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ g/mol}$, Dichte der konz. Säure: $\rho = 1,84 \text{ g/cm}^3$).

Entsorgung: Die verdünnte Säure wird in einer entsprechend beschrifteten Kunststoff-Flasche gesammelt.

Umgang mit brennbaren Stoffen

Über einer Flüssigkeit befindet sich stets auch eine gewisse Menge an Dampf dieses Stoffes. Erhöht man die Temperatur, so wird auch mehr von dem Stoff verdunstet und bei einer bestimmten Temperatur wird die Flüssigkeit sogar sieden. Der **Flammpunkt** ist jene Temperatur, bei der genug von dem Stoff verdunstet ist, um mit Luft ein brennbares Gemisch zu bilden. **Leichtentzündliche Stoffe (F)** haben einen Flammpunkt unter 21°C (Beispiele: Ethanol, Benzin, Aceton), **Hochentzündliche Stoffe (F)** haben sogar einen Flammpunkt unter 0°C (z.B. Wasserstoff, Ether).

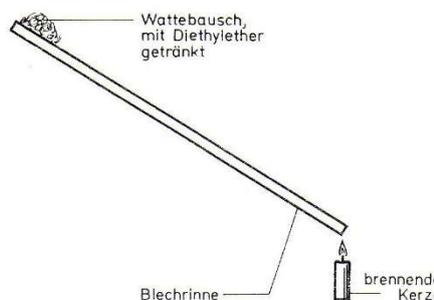


S6: Hochentzündliche Etherdämpfe

Geräte und Materialien: Blechrinne, Stativmaterial, Becherglas, Watte, Kerze, Ether (Diethylether, HOCH-ENTZÜNDLICH!)

Durchführung:

- Fixiere die Blechrinne mit 2 Stativen, Muffen und Klemmen so, wie in der Abbildung gezeigt.
- Tränke einen Wattebausch mit Ether. Verschließe die Vorratsflasche sofort wieder und stelle sie mindestens 2 m von der Versuchsanordnung entfernt ab!
- Lege den Wattebausch ins obere Ende der Rinne und stelle unten sofort danach eine brennende Kerze hin. Vermeide jede Luftbewegung!



Beobachtung:

Beschreibe deine Beobachtungen! Was kannst du über die Dichte der Etherdämpfe aussagen?

Welche Sicherheitsvorkehrungen muss man beim Arbeiten mit leicht- oder hochentzündlichen Stoffen beachten?

S7: Löschen von Ölbränden

Gerät eine brennbare, mit Wasser nicht mischbare Flüssigkeit mit geringerer Dichte als Wasser in Brand, so darf **keinesfalls mit Wasser** gelöscht werden. Beispiele dafür begegnen uns täglich: Speiseöl, Benzin, Heizöl usw. Wasserzutritt fördert den Brand, da die brennbare Substanz fein verteilt wird (Aufschwimmen, Spritzen, Verteilung an kondensierenden Wassertröpfchen) und somit rascher verbrennt.



Geräte und Materialien: Kleine Pfanne mit Deckel, Stativmaterial, Kartuschenbrenner, hitzebeständige Handschuhe, Spritzflasche mit Wasser, Speiseöl

Durchführung:

ACHTUNG! Der Versuch wird gemeinsam mit dem Lehrer im Freien durchgeführt! ABSTAND HALTEN!

- Man füllt bodenbedeckt Speiseöl in die Pfanne und erhitzt mit dem Kartuschenbrenner bei voller Leistung.
- Das Öl beginnt zu rauchen und entzündet sich nach einigen Minuten (Flammpunkt: ca. 230°C). Der Brenner wird dann sofort abgedreht.
- Der Ölbrand wird durch Aufsetzen des Deckels gelöscht. Nach wenigen Sekunden nimmt man den Deckel wieder ab und beobachtet.
- Man erhitzt nochmals mit dem Brenner, bis sich das Öl entzündet. Dann spritzt man mit der Spritzflasche etwas Wasser in die Flamme (**HANDSCHUHE TRAGEN! ABSTAND HALTEN!**) und beobachtet.



Beobachtung:

Beschreibe deine Beobachtungen!

Welche drei Voraussetzungen sind für das Entstehen eines Brandes nötig („Verbrennungsdreieck“)?

Wie löschst du einen Ölbrand in der Küche richtig?

S8: Metallbrände

Geräte und Materialien: Schale mit Sand, Bleistiftspitzer aus Spritzmetall (Magnesiumlegierung), Tiegelzange, Kartuschenbrenner, evtl. Schweißbrille

Durchführung:

ACHTUNG! Nicht ins grelle Licht schauen!

- Erhitze den Spitzer in der rauschenden Brennerflamme, bis er sich entzündet.
- Lege ihn dann auf die feuerfeste Unterlage (Schale mit Sand) und warte, bis die Reaktion beendet ist!
- Untersuche das ausgekühlte Reaktionsprodukt!



Beobachtung:

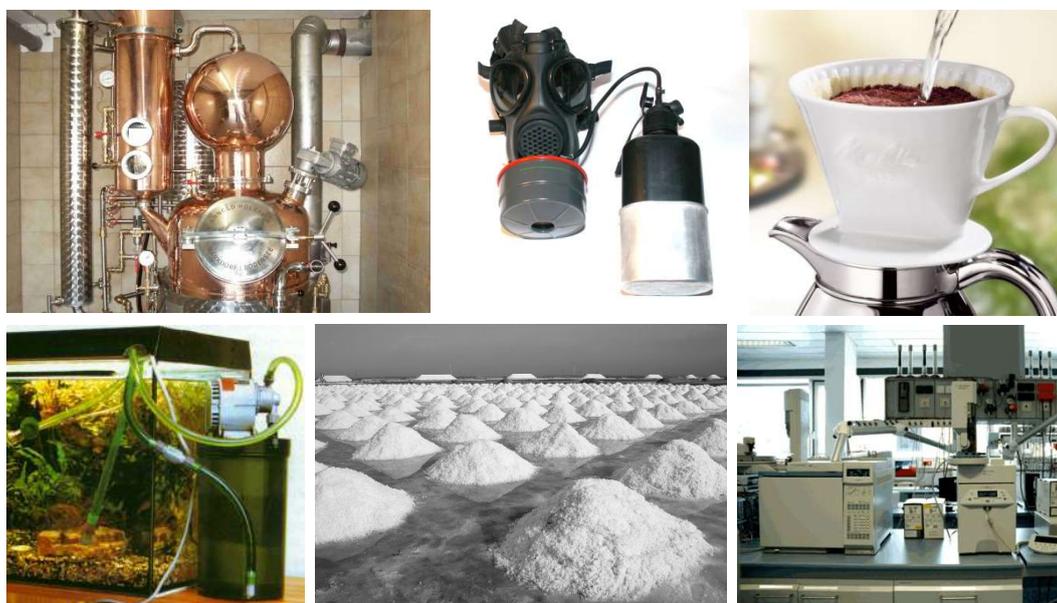
Welche Stoffe sind bei der Reaktion entstanden? Versuche auch, die Reaktionsgleichung zu formulieren!

Was ist mit der Stahlklinge des Spitzers passiert?

Warum darf man Metallbrände nicht mit Wasser löschen? Wie löscht man Metallbrände richtig?



Methoden der Stofftrennung



Name: _____

Trennmethode	Versuch
Filtration, Abdampfen	S1: Trennung eines Sand/ Kochsalzgemenges
Adsorption	S2: Adsorption an Aktivkohle
Extraktion	S3: Fett aus Kartoffelchips
Papierchromatographie	S4: Trennung von Filzstiftfarben
Dünnschichtchromatographie	S5: Trennung von Paprikafarbstoffen
Destillation	S6: Trennung von Blattfarbstoffen:
	S7: Destillation von Rotwein

Sicherheitshinweise:



Schutzbrille IMMER tragen!
 Beim Arbeiten mit dem Brenner Haare zurückstecken!



Filtration, Abdampfen



Bei der Filtration trennt man von

M1: Trennung eines Sand/Kochsalzgemenges

Geräte und Chemikalien:

Stativ, Stativring, Muffe, 2 Bechergläser, Trichter, Filterpapier, Glasstab, Spritzflasche mit dest. Wasser, Spatellöffel, Sand/Kochsalzgemenge, Kartuschenbrenner, Dreifuß, Drahtnetz, Porzellanschale

Durchführung:

- Gib in ein Becherglas 1 Spatellöffel Sand/Kochsalzgemenge, übergieße mit etwa 40mL dest. Wasser und rühre mit dem Glasstab gut um.



Beobachtung:

Das Kochsalz

Der Sand

- Filtriere die Suspension! Der Aufbau der Geräte zur Filtration ist aus der Abbildung 1 ersichtlich.

BEACHTE:

- * Das Filterpapier wird mit dest. Wasser befeuchtet und an die Wand des Trichters gedrückt, so dass es dicht anliegt.
- * Die Flüssigkeit wird entlang des Glasstabes in den Trichter geleert.
- * Der restliche Sand wird mit Hilfe der Spritzflasche aus dem Becherglas in den Trichter gespült

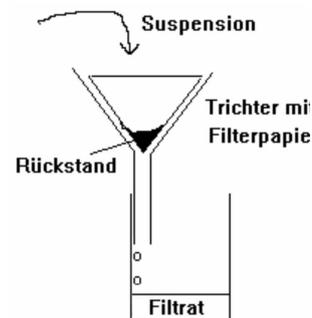


Abb.1: Filtration



Beobachtung:

Im Filter bleibt als Rückstand.

Die Flüssigkeit, die durch den Filter läuft, nennt man

Überprüfung des Filtrats:

Unser Filtrat ist ein Gemenge aus und

Das Kochsalz kann durch **Abdampfen** des Wassers zurück gewonnen werden:

- Gieße wenig Filtrat in die Porzellanschale und erhitze die Lösung (siehe Abbildung 2) unter ständigem Rühren mit dem Glasstab (SCHUTZBRILLE!) bis zur Trockene.
- Sobald keine Flüssigkeit mehr vorhanden ist, Brenner sofort abschalten! Lass die Porzellanschale abkühlen und betrachte den Rückstand.

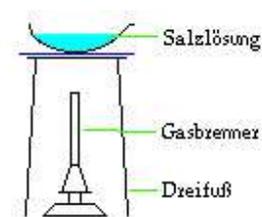


Abb.2: Abdampfen



Beobachtung:

Die Farbe des Rückstands ist Beim Rückstand handelt es sich um

..... .

Entsorgung: Das Filtrat kann in den Ausguss geleert werden. Das Filterpapier mit Rückstand kommt in den Restmüll.

Adsorption

Bei der Adsorption werden Stoffe an der Oberfläche bestimmter Feststoffe, z.B. Aktivkohle, festgehalten.

M2: Adsorption an Aktivkohle

Chemikalien und Geräte:

2 kl. Bechergläser, Messzylinder, Stativ, Stativring, Muffe, Trichter, Filterpapier, Löffel, Glasstab, Himbeersaftkonzentrat, Aktivkohle, dest. Wasser

Durchführung:

- Vermische 5 mL eines Himbeersaftkonzentrates in einem Becherglas mit 15 mL Wasser. Gib einen gestrichenen Löffel voll Aktivkohle zu, rühre gut um und filtriere dann.



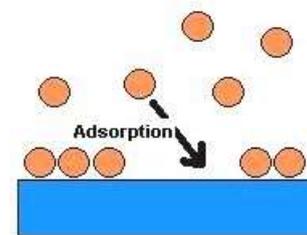
Beobachtung:

Im Filterpapier bleibt

Beschreibe das Filtrat (Aussehen und Geruch) und vergleiche mit dem Saftkonzentrat:

.....

Erklärung: Die des Saftkonzentrates lagern sich der Aktivkohle an.



Weitere Beispiele für Adsorptionen an Aktivkohle sind:

Extraktion



Die Extraktion (von lat. *extrahere* = herausziehen) beruht auf besonders guten
 eines Stoffes in einem Lösungsmittel (Extraktionsmittel). Zur Extraktion
 von Fett eignet sich z.B. als Lösungsmittel.

M3: Extraktion von Fett aus Kartoffelchips



Chemikalien und Geräte:

2 Bechergläser, Laborwaage, Reibschale mit Pistill, Erlenmeyerkolben (weithals),
 Magnetheizrührer, Thermometer, Glasstab, Stativmaterial, Messzylinder,
 Trichter, Filter bzw. Watte, Kristallisierschale, Kartoffelchips, Aceton

Durchführung:

- Wiege ca. 8 g Chips in ein Becherglas ein. Zerkleinere die Chips möglichst fein in der Reibschale.
- Gib die zerkleinerten Chips und 30 mL Aceton in den Erlenmeyerkolben und rühre mit dem Glasstab für ca. 10 min am Wasserbad bei ca. 40°C (Warmwasser aus der Leitung).
- Filtriere dann durch einen Trichter mit etwas Watte direkt in die Kristallisierschale (notiere vorher die Masse der leeren Kristallisierschale!).
- Dampfe anschließend das Lösungsmittel **unter dem Abzug** am Magnetheizrührer ab. Achtung!, nicht zu heftig erhitzen (Siedepunkt von Aceton: 56°C).



Beobachtung:

Beschreibe die Eigenschaften der Chips und des abgetrennten Fetts!

Masse an Chips: $m = \dots\dots\dots$ g

Masse an extrahiertem Fett: $m_F = \dots\dots\dots$ g

⇒ Fettgehalt der Chips: $\dots\dots$ %

Vergleiche dein Ergebnis mit den Angaben auf der Packung! Was könnten Gründe für etwaige Abweichungen sein?

Welche Bestandteile der Chips sind **nicht** acetonlöslich und bleiben daher ungelöst im Filter zurück?

Papierchromatographie



Bei der Papierchromatographie ist die stationäre Phase

Als mobile Phase werden verschiedene verwendet, z.B.

.....

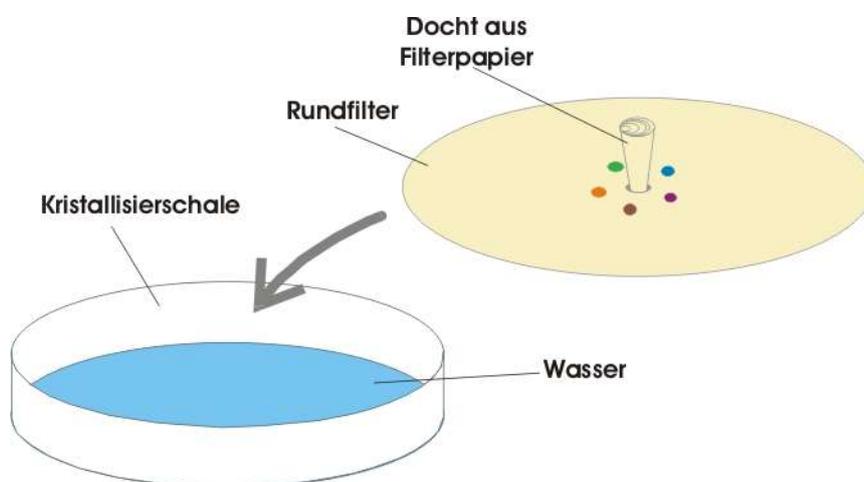
M4: Trennung von Filzstiftfarben

Chemikalien und Geräte:

2 flache Kristallisierschalen, Filterpapier, destilliertes Wasser und Ethanol als Laufmittel, Schere, verschiedene (wasserlösliche) Filzstifte

Durchführung:

- Schneide in die Mitte eines Rundfilterpapiers ein kleines Loch (ca. 5 mm Durchmesser). Trage in einem Abstand von etwa 1cm zu diesem Loch 4 **kleine, intensive Farbpunkte** mit Filzstiften auf. Schneide aus dem anderen Filterpapier einen ca. 3 cm breiten Streifen und rolle ihn zu einem „Docht“ zusammen, den du in das Loch des anderen Rundfilterpapiers steckst.
- Bereite noch so ein Rundfilterpapier vor.
- Gieße in eine Kristallisierschale etwas destilliertes Wasser, in die andere Ethanol. Lege nun je ein Filterpapier mit Docht auf je eine Kristallisierschale, so dass der Docht in die Flüssigkeit eintaucht, das Rundfilterpapier aber nicht.





Beobachtung:

Wie werden die Farben aufgetrennt? Welche Farbkomponenten haben eine bessere Adsorptionsfähigkeit am Papier, welche Komponenten lösen sich besser im Laufmittel?

Vergleiche, wie sich dieselbe Filzstiftfarbe durch die verschiedenen Laufmittel unterschiedlich auftrennt und beschreibe dies! Mach einen Vorschlag für ein Experiment zur Trennung von Permanentstiften!

Dünnschichtchromatographie



Bei der Dünnschichtchromatographie ist die stationäre Phase

..... Als mobile Phase werden verschiedene

..... verwendet, z.B.

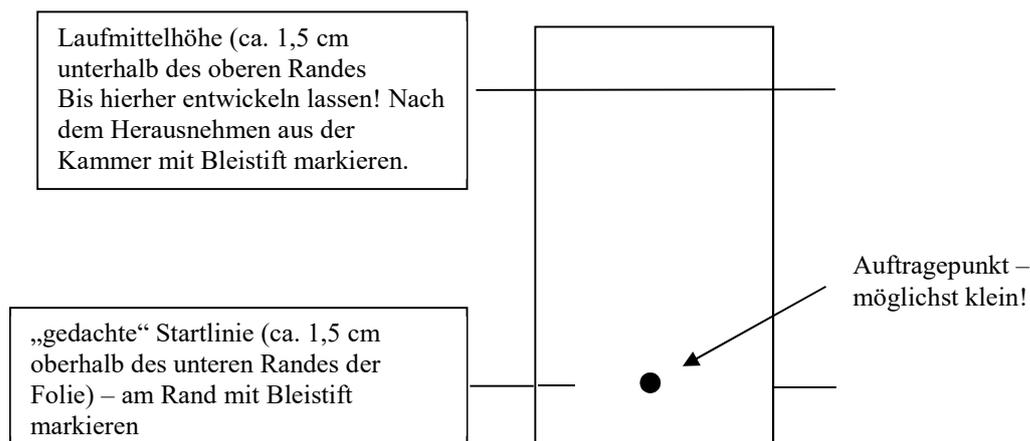
M5: Trennung von Paprikafarbstoffen

Chemikalien und Geräte:

2 kl. Bechergläser, Spatellöffel, Trennkammer: Becherglas mit Uhrglas als Deckel, Auftragekapillare, Aceton (=Propanon, LEICHT ENTZÜNDLICH!), Laufmittel (Petroleumbenzin / 2-Propanol im Vol.-Verhältnis 10:1, LEICHT ENTZÜNDLICH!), Paprikapulver, DC-Folie (Kieselgel), evtl. UV-Lampe, evtl. Fön

Durchführung:

- In einem Becherglas wird 1 kl. Löffel Paprikapulver mit soviel Aceton übergossen, dass das Pulver gerade bedeckt ist. Ein paar Tropfen der roten Lösung werden abdekantiert.
- Trage die Lösung mittels Auftragekapillare auf eine DC-Folie auf. Trage mehrmals auf dieselbe Stelle auf und lasse dazwischen jeweils trocknen!



- Lasse das Chromatogramm in der Trennkammer, in die du ca. 0,5 cm hoch Laufmittel gegeben hast, entwickeln!
- Betrachte es nach dem Trocknen des Laufmittels bei Tageslicht und evtl. unter UV-Licht!



Beobachtung:

Beschreibe die Auftrennung der Paprikafarbstoffe! Klebe eine Kopie der DC-Folie auf das Protokollblatt!

Entsorgung:

Das restliche Filtrat für die nachkommende Arbeitsgruppe aufbewahren. Laufmittel in der Trennkammer lassen!

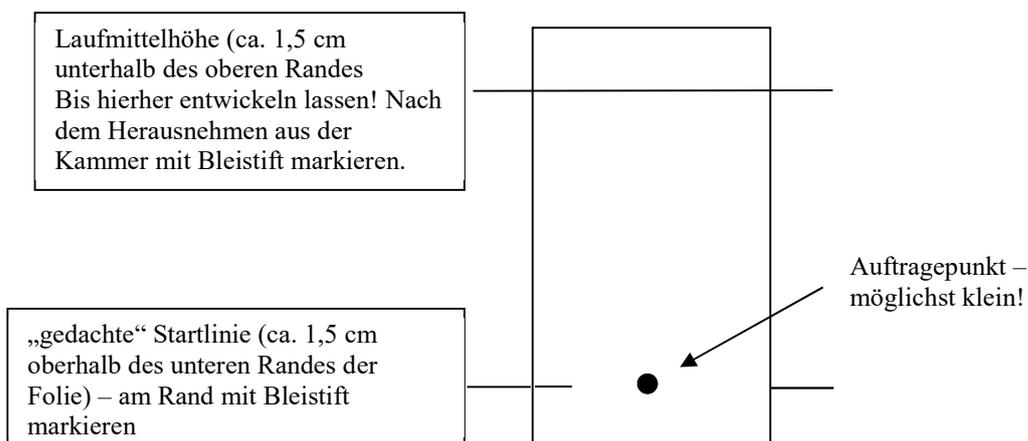
M6: Trennung von Blattfarbstoffen

Chemikalien und Geräte:

1 kl. Becherglas, Reibschale und Pistill, Spatellöffel, Glasstab, Filtriergestell, Trichter, Filterpapier, Trennkammer: Becherglas mit Uhrglas als Deckel, Auftragekapillare, grüne Blätter, Sand, Aceton (=Propanon, LEICHT ENTZÜNDLICH!), Laufmittel (Petroleumbenzin / 2-Propanol im Vol.-Verhältnis 10:1, LEICHT ENTZÜNDLICH!), DC-Folie (Kieselgel), evtl. UV-Lampe

Durchführung:

- 2 Löffel der grünen Blätter (frisch oder getrocknet) werden in einer Reibschale mit wenig Aceton und 1 Löffel Sand versetzt und gut verrieben. Filtriere die grüne Lösung.
- Trage das Filtrat mittels Auftragekapillare auf eine DC-Folie auf (3 bis 4 mal auf dieselbe Stelle, dazwischen trocknen lassen!) – siehe Skizze auf der nächsten Seite.



- Lasse das Chromatogramm in der Trennkammer, in die du ca. 0,5 cm hoch Laufmittel gegeben hast, entwickeln!
- Betrachte es nach dem Trocknen des Laufmittels bei Tageslicht und evtl. unter UV-Licht! Kennzeichne die unter UV-Licht fluoreszierenden Komponenten!

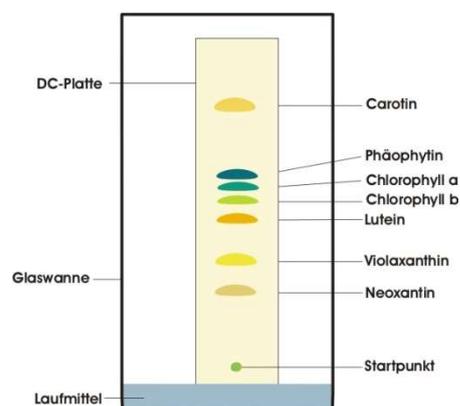


Beobachtung:

Beschreibe die Auftrennung der Blattfarbstoffe! Klebe eine Kopie der DC-Folie auf das Protokollblatt.

Entsorgung:

Das gebrauchte Filterpapier zum Restmüll! Das restliche Filtrat für die nachkommende Arbeitsgruppe aufbewahren! Laufmittel in der Trennkammer lassen!



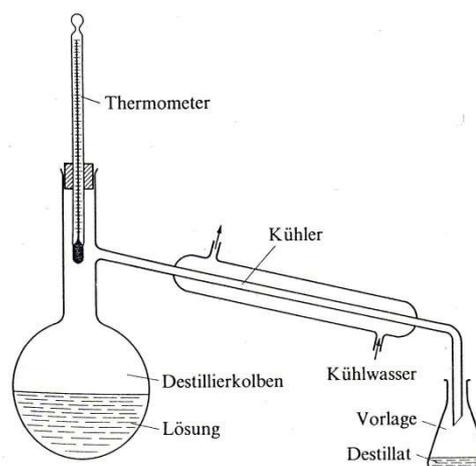
Destillation

M7: Destillation von Rotwein

Geräte und Materialien: Heizhaube, 100 mL Rundkolben, Destillationsaufsatz mit Thermometer, Kühler, 2 Wasserschläuche, 3 kleine Erlenmeyerkolben, Siedesteinchen, Stoppuhr, Rotwein

Durchführung:

- Baue die Destillationsapparatur zusammen (siehe Abbildung rechts). Achte darauf, dass die Schliffring gut gefettet sind.
- Fülle den Destillationskolben ca. zur Hälfte voll mit Rotwein und füge 3 Siedesteinchen dazu!
- Nun wird die Kühlung in Betrieb genommen, dann die Heizung eingeschaltet.
- Fange das Destillat in kleinen Erlenmeyerkolben (Vorlage) auf. Dabei wird die Vorlage das erste Mal 2 Minuten nachdem der erste Tropfen überdestilliert ist gewechselt. Der zweite Wechsel erfolgt, sobald die Temperatur die 90°C-Marke überschritten hat.



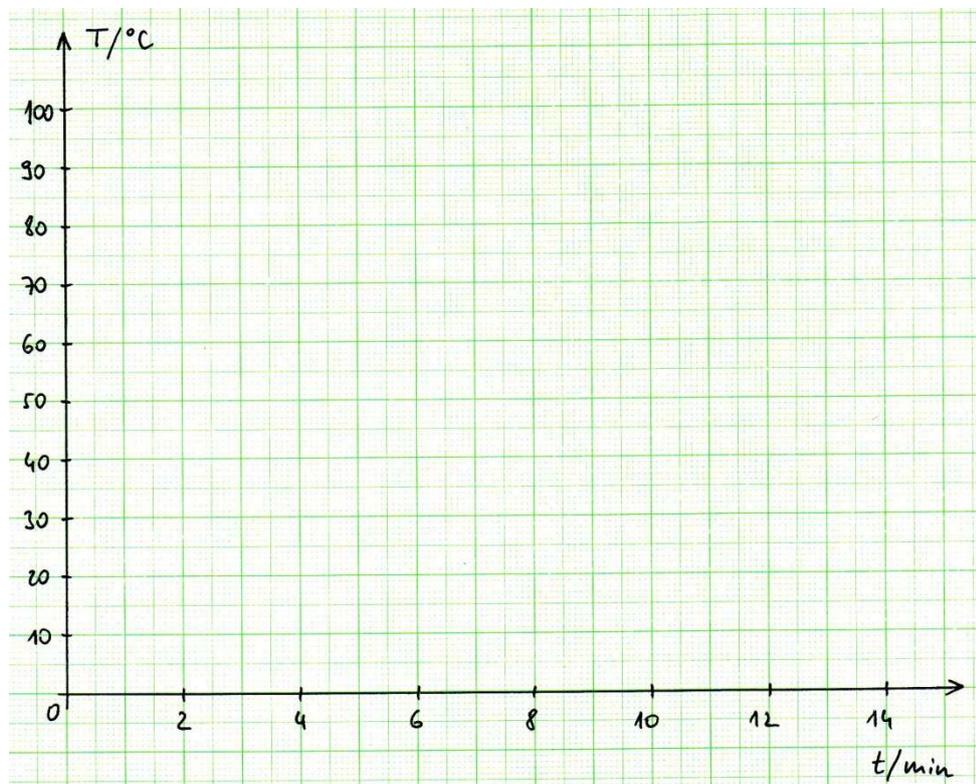
Beobachtung:

Beobachte die ganze Zeit über die Temperatur am Thermometer! Sobald sie zu steigen beginnt, betätige die Stoppuhr, lies nun alle 30 s die Temperatur ab und trage sie in die Tabelle ein!

Wertetabelle:

Zeit / min	Temp. / °C	Zeit / min	Temp. / °C	Zeit / min	Temp. / °C
0,5		5,5		10,5	
1		6		11	
1,5		6,5		11,5	
2		7		12	
2,5		7,5		12,5	
3		8		13	
3,5		8,5		13,5	
4		9		14	
4,5		9,5		14,5	
5		10		15	

- Am Ende der Destillation (nach ca. 15 min) wird zuerst die Heizung abgeschaltet und die Heizquelle entfernt. Erst wenn der Destillationskolben abgekühlt ist, darfst du die Kühlung abschalten!



Beobachtung:

Zeichne ein Diagramm, aus dem der Temperaturverlauf in Abhängigkeit von der Zeit ersichtlich ist, auf das Millimeterpapier! Verbinde die Punkte zu einer glatten Kurve! Welche Komponente des Weins siedet bevorzugt, welchen Siedepunkt findest du laut Diagramm für die erste Fraktion?

Prüfe die 3 Destillationsfraktionen auf Geruch und Brennbarkeit!

Was versteht man unter Brennspritus?

Kann man durch Destillation reinen (100%igen) Ethanol herstellen (Siedepunkt 78°C)?

Säuren und Basen



Name: _____

Thema	Versuch
Säuren und Basen	H1: Säure-Base-Indikatoren
	H2: Herstellung von Säuren und Basen aus Oxiden
Neutralisationsreaktionen	H3: Bestimmung der Konzentration von Essigsäure in Speiseessig
Pufferlösungen	H4: Acetatpuffer

Sicherheitshinweise:



Schutzbrille IMMER tragen!
Beim Arbeiten mit dem Brenner Haare zurückstecken!



Säuren und Basen

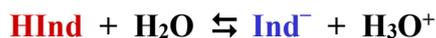
Der Mensch kennt schon von alters her den **sauren Geschmack** verschiedener Stoffe: Essig, Zitronen, saure Milch, usw.

Im Gegensatz dazu standen unangenehm „seifig“ schmeckende Substanzen, die die Wirkung von Säuren aufheben konnten. Ein Beispiel war die Pflanzenasche (arab. *al kali*), weshalb man diese Stoffe als **Alkalien** bezeichnete.

Säure-Base-Indikatoren (lat. *indicare* = anzeigen)

sind Farbstoffe, die abhängig vom pH-Wert ihre Farbe ändern.

Sie sind meist schwache Säuren, wobei die Säureform eine andere Farbe hat als die Basenform.



Säureform

Basenform

Gibt man eine Säure (also H_3O^+) dazu, verschiebt sich das Gleichgewicht nach links, die Farbe der Säureform wird also sichtbar. Durch Zugabe einer Base (OH^-) werden die H_3O^+ aus dem Gleichgewicht entfernt und es verschiebt sich daher nach rechts.

Anhydride (griech. *ánhydros* = wasserlos) sind Verbindungen, die mit Wasser zu einer Säure oder einer Base reagieren.

- **Nichtmetalloxide** bilden mit Wasser eine Säure:
z.B. $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$ (Kohlensäure)
- **Metalloxide** bilden hingegen eine Base:
z.B. $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2 \text{NaOH}$ (Natronlauge)

H1: Säure-Base-Indikatoren

Geräte und Chemikalien:

Tüpfelraster, 11 Tropfpipetten mit Ständer, pH-Papier, Pinzette, Indikatorlösungen: Rotkrautsaft, Bromthymolblau, Methylorange, Phenolphthalein; Lösungen mit unterschiedlichen pH-Werten #1 bis #7: HCl, CH_3COOH , $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$, $\text{NaH}_2\text{PO}_4/\text{Na}_2\text{HPO}_4$, $\text{NH}_4\text{Cl}/\text{NH}_3$, NH_3 , NaOH (alle ca. 0,1 mol/L)

Durchführung:

- Reiße 7 Stück von der pH-Rolle ab, jedes sollte etwa 1 cm lang sein. Gib je einen Tropfen der Lösungen #1 bis #7 auf diese Papierstücke, notiere den zugehörigen pH-Wert.



- Tüpfle je sieben Proben von jeder Indikatorlösung auf den folierten Tüpfelraster und gib zu jedem Tropfen jeweils einen Tropfen der Lösungen #1 bis #7. Notiere die auftretenden Farben.



Beobachtung und Aufgaben:

Gib eine Tabelle mit den pH-Werten der Lösungen #1 bis #7 an:



In welchen pH-Bereichen haben die vorhandenen vier Indikatoren welche Farben?

Entsorgung: Spüle den Tüpfelraster mit Leitungswasser ab.

H2: Herstellung von Säuren und Basen aus Oxiden

Chemikalien und Geräte:

2 Bechergläser (100mL), Uhrgläser, Tiegelzange, Kartuschenbrenner, dest. Wasser, Verbrennungslöffel, roter Phosphor, Magnesiumband, Universalindikator-Lösung

Durchführung:

- Fülle ein Becherglas 2 cm hoch mit dest. Wasser und gib einige Tropfen Indikatorlösung dazu.
- Zünde im Abzug eine **kleine Menge** roten Phosphor im Verbrennungslöffel an und halte diesen in das Becherglas. Decke das Becherglas mit dem Uhrglas ab, schwenke um und beobachte!
- Zünde ein **kleines Stück** Magnesiumband, das du mit der Tiegelzange hältst, an. **VORSICHT, nicht ins grelle Licht schauen!** Das Reaktionsprodukt gibst du in ein Becherglas. Gib anschließend 2 cm hoch dest. Wasser und einige Tropfen Indikatorlösung dazu. Schwenke um und beobachte!



Beobachtung:

1) Verbrennung von P und lösen des Reaktionsprodukts:

Beschreibe deine Beobachtungen (Aussehen des Reaktionsprodukts + evtl. unverbrannter Rückstand, pH der Lösung)

Gib die Gleichungen der ablaufenden Reaktionen an!

2) Verbrennung von Mg und lösen des Reaktionsprodukts:

Beschreibe deine Beobachtungen (Aussehen des Reaktionsprodukts, pH der Lösung)

Gib die Gleichungen der ablaufenden Reaktionen an!

Fasse in einem Satz zusammen, wie man Säuren bzw. Basen herstellen kann:

Entsorgung: Entsorgung der Lösungen erfolgt über den Abfluss!

H3: Bestimmung der Konzentration von Essigsäure in Speiseessig

Chemikalien und Geräte:

Messkolben (100 mL), Laborwaage, Vollpipette (10 mL), Pipettierhilfe, Erlenmeyerkolben (100 mL), Bürette, Stativmaterial, verschiedene Speiseessig-Proben, dest. Wasser, Phenolphthalein-Lösung, Natronlauge (NaOH, $c=0,1 \text{ mol/L}$)

Durchführung:

- Wiege 10 g des Essigs genau in den 100 mL-Messkolben ein und fülle mit destilliertem Wasser bis zur Marke auf.
- Schwenke zur Homogenisierung gut um und entnimm dann mit der Pipette 10 mL und gib diese in den Erlenmeyerkolben. Damit man den Farbumschlag besser sieht, verdünne im Erlenmeyerkolben mit dest. H_2O auf ca. 40 mL.
- Gib einige Tropfen Phenolphthalein als Indikator zur Probe dazu.
- Füge nun tropfenweise die Natronlauge-Maßlösung der Konzentration $0,1 \text{ mol/L}$ aus der Bürette zur Probe. Schwenke dabei den Erlenmeyerkolben ständig, um gute Durchmischung zu gewährleisten.
- Die Titration ist beendet, sobald sich die Probelösung dauerhaft pink färbt. Lies an der Bürette den Verbrauch an Natronlauge in mL ab.
- Die Bestimmung wird 2 oder 3 Mal durchgeführt und der Mittelwert des Verbrauches an NaOH berechnet.



Beobachtung und Aufgaben:

Gib die Reaktionsgleichung der auftretenden Neutralisationsreaktion an!

Messwerte:

Einwaage an Essig: $m_{\text{Essig}} = \dots\dots \text{g}$

Verbrauch 1. Titration: $V_1 = \dots\dots \text{mL}$

Verbrauch 2. Titration: $V_2 = \dots\dots \text{mL}$ \Rightarrow Mittelwert: $V = \dots\dots \text{mL}$

Auswertung:

Stoffmenge an NaOH, die verbraucht wurde: $n = \dots\dots \text{mol}$

Stoffmenge an Essigsäure, die in 10mL Probelösung vorhanden war: $n = \dots\dots \text{mol}$

Stoffmenge an Essigsäure, die insgesamt im Messkolben vorhanden war: $n = \dots\dots \text{mol}$

Masse an Essigsäure, die insgesamt im Messkolben vorhanden war: $m = \dots\dots \text{g}$
 ($m = n \cdot M$, Molmasse von CH_3COOH : $M = \dots\dots \text{g/mol}$)

Massenkonzentration von Essigsäure in der Probe: $c_m = \frac{m}{m_{\text{Essig}}} \cdot 100$

\Rightarrow $C_m = \dots\dots\dots \%$

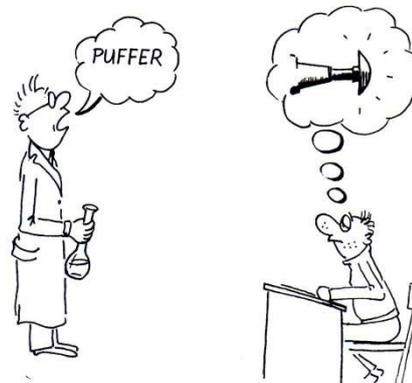
Vergleiche dein Ergebnis mit der Flaschenaufschrift! Versuche, etwaige Abweichungen zu erklären!

Nenne weitere Bestandteile von Speiseessig!

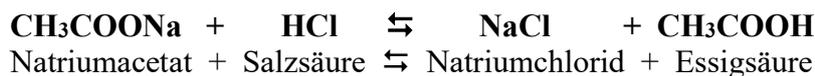
Entsorgung: Verdünne die Lösungen und schütte sie in den Ausguss!

Pufferlösungen

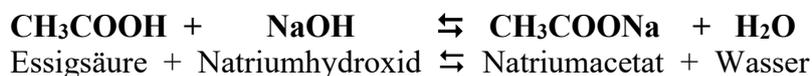
Bei einem Eisenbahnwaggon verhindern die Puffer, dass sich Stöße allzu stark auswirken können. In der Chemie versteht man unter einem **Puffer** eine Lösung aus einer **schwachen Säure** und dem **Salz** dieser Säure (z.B. **Essigsäure/Natriumacetat**). Wird zu dieser Lösung relativ wenig von einer Säure oder einer Base hinzugegeben, ändert sich der **pH-Wert** der Lösung kaum. Diesen Effekt bezeichnet man als Pufferung.



Die Wirkung des Puffers soll am Beispiel des Acetat-Puffers erläutert werden. In einer Lösung befindet sich verdünnte Essigsäure und Natriumacetat. Versetzt man die Lösung mit einer starken Säure, z.B. mit Salzsäure, so werden die Hydronium-Ionen der Salzsäure von den Acetat-Ionen des Natriumacetats abgefangen. Dabei wird das Natriumacetat in die schwache Säure Essigsäure umgewandelt:



Gibt man zu der Lösung eine starke Base, z.B. **Natriumhydroxid**, werden die Hydroxid-Ionen der starken Base abgefangen und das Natriumhydroxid wird in die schwache Base Natriumacetat umgewandelt:



H4: Acetatpuffer

Geräte und Materialien: Becherglas 100mL, Laborwaage, Messpipette, Pipettierhilfe, Tropfpipette, Reagenzglasständer, Reagenzgläser kurz, Glasstab, Natriumacetat-trihydrat ($\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$), Essigsäure (100%, ÄTZEND!), dest. Wasser, Salzsäure (HCl, 2 mol/L), Natronlauge (NaOH, 2mol/L), pH-Papier

Durchführung:

- Herstellung der Pufferlösung: Löse 6,8g Natriumacetat-trihydrat in 50mL dest. Wasser. Füge dann 3mL konz. Essigsäure zu.
- Fertige eine Tabelle zum Protokollieren der folgenden Messergebnisse an!
- Fülle ein Reagenzglas zu $\frac{3}{4}$ mit dest. Wasser. Miss den pH-Wert. Füge insgesamt 30 Tropfen Salzsäure zu, wobei du nach jeweils 10 Tropfen umrührst und den pH-Wert der Lösung misst (max. 1cm pH-Streifen verwenden!). Wiederhole denselben Versuch mit neuem dest. Wasser und Natronlauge.
- Fülle ein Reagenzglas zu $\frac{3}{4}$ mit der Pufferlösung und wiederhole obigen Versuch zuerst mit der Salzsäure, dann mit der Natronlauge, jeweils mit frischer Pufferlösung.



Beobachtung und Aufgaben:

Tabelle der gemessenen pH-Werte:

Beschreibe das unterschiedliche Verhalten von Wasser und der Pufferlösung bei Zugabe von Säure bzw. Base!

Überlege, warum eine Mischung der starken Säure Salzsäure und Kochsalz (HCl, NaCl) keine Pufferlösung ist!

Wo könnte die Pufferwirkung eine Rolle spielen?

Entsorgung: Verdünne die Lösungen und schütte sie in den Ausguss!

Redoxchemie



Name: _____

Thema	Versuch
Elektrochemische Spannungsreihe	R1: Kupfer und Silber:
	R2: Redoxpotential von Metallen, edel und unedel
Redoxreaktionen	R3: Silberspiegel
Redox-Titration	R4: Bestimmung von Iod in einem Desinfektionsmittel
Metallgewinnung durch Reduktion	R5: Reduktion von CuO mit Kohlenstoff
Galvanische Elemente	R6: Daniell-Element
	R7: Zitronenbatterie

Sicherheitshinweise:

Schutzbrille IMMER tragen!
 Beim Arbeiten mit dem Brenner Haare zurückstecken!

Elektrochemische Spannungsreihe

R1: Kupfer und Silber

Die Neigung von Metallen, Elektronen abzugeben, ist unterschiedlich stark. Im Folgenden soll dies am Beispiel von Cu und Ag untersucht werden.

Geräte und Chemikalien:

Reagenzgläser, Reagenzglasständer, Metallstab, Kupfersulfatlösung (CuSO_4), Silbernitratlösung (AgNO_3 , 3 %), Kupferdraht, Silber-Granalie

Durchführung:

- Winde ein Stück Kupferdraht um einen Metallstab, sodass du eine Helix (Spirale) erhältst.
- Fülle in ein Reagenzglas ca. 5 mL (5 cm hoch) Ag^+ -Lösung. Anschließend gib die Cu-Spirale hinein und beobachte einige Minuten lang!



Beobachtung:

Beschreibe deine Beobachtungen:

Formuliere dann die zugehörigen Redoxgleichungen:

Cu gibt Elektronen ab, es wird OXIDIERT.

Ag^+

- Wiederhole den obigen Versuch mit Ag und Cu^{2+} -Lösung!



Beobachtung:

Beschreibe deine Beobachtungen und formuliere gegebenenfalls die Redoxgleichungen!

Entscheide nun:

Reaktion $\text{Cu} + 2 \text{Ag}^+ \rightleftharpoons \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag}$ findet statt: Ja Nein

Reaktion $2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+} \rightleftharpoons 2 \text{Ag}^+ + \text{Cu}$ findet statt: Ja Nein

Offensichtlich haben Ag-Atome eine geringere Bereitschaft, Elektronen abzugeben, als Cu-Atome. Cu ist ein besseres Reduktionsmittel als Ag.

Entsorgung: Die Lösungen und Feststoffe werden in einem Becherglas gesammelt (Schwermetallabfälle!).

R2: Redoxpotential von Metallen, edel und unedel

Im obigen Versuch hast du gesehen, dass man Metalle in eine Reihe bringen kann mit steigender Tendenz, Elektronen abzugeben. Wir wollen nun unsere **Spannungsreihe** um weitere Metalle erweitern und außerdem den Wasserstoff mit eingliedern.

Metalle, die mit verdünnten Säuren (H^+ -Ionen) unter Entwicklung von Wasserstoffgas ($H_2\uparrow$) reagieren, nennt man **unedel**, Metalle, die nicht reagieren heißen **edel**.

Chemikalien und Geräte:

9 Reagenzgläser kurz, Reagenzglasständer, Kupfersulfat-Lösung ($CuSO_4$), Eisen(II)-sulfat-Lösung ($FeSO_4$), Zinkchlorid-Lösung ($ZnCl_2$), verdünnte Salzsäure (HCl, ÄTZEND!), Kupferbleche, Eisennägel, Zinkgranalien

Durchführung:

- Gib jeweils 2 mL (2 cm hoch) von den angegebenen Lösungen in ein Reagenzglas und füge dann ein Stückchen Metall dazu. Beobachte, ob es zu einer chemischen Reaktion kommt (Metallabscheidung, Gasentwicklung)! Fein verteilte Metallabscheidungen sind oft schwarz.
- Trag deine Beobachtungen in untenstehende Tabelle ein (+: Reaktion, -: keine Reaktion)! Die Reaktion eines Metalls mit seinen eigenen Ionen brauchst du nicht durchzuführen.



Beobachtung:

	Cu	Fe	Zn
Cu^{2+}			
H^+			
Fe^{2+}			
Zn^{2+}			

Gib für alle ablaufenden Reaktionen (+) die Redoxgleichung an!

Gib nun die elektrochemische Spannungsreihe der untersuchten Metalle an, wobei von links nach rechts die Tendenz, Elektronen abzugeben, steigen soll!

Ag < < < <

Welche der untersuchten Metalle sind **unedle** Metalle?

Welche der Metalle sind **edel**?

Welches der untersuchten Metalle ist das stärkste Reduktionsmittel?

Entsorgung: Die Lösungen und Feststoffe werden in einem Becherglas gesammelt (Schwermetallabfälle!).

R3: Silberspiegel

Die verwendete ammoniakalische Ag^+ -Lösung wird auch **Tollens-Reagens** genannt. Sie dient in der organischen Chemie zum Nachweis von Reduktionsmitteln (z.B. Aldehyde, reduzierende Zucker).

Chemikalien und Geräte:

Sauberes Reagenzglas, Tropfpipette, 2 Bechergläser, Stoppel, Wasserkocher, dest. Wasser, Silbernitratlösung verdünnt (AgNO_3 , ÄTZEND!), Ammoniaklösung verdünnt (NH_3 , ÄTZEND!), Traubenzucker (Glucose)

Durchführung:

- Gib zu ca. 4 mL der Silbernitratlösung (= 4 cm hoch im Reagenzglas) **tropfenweise (!)** Ammoniaklösung, bis sich der zunächst gebildete braune Niederschlag gerade wieder auflöst.
- Gib dazu ca. 3 mL konzentrierte Glucoselösung.
- Stelle das Reagenzglas in ein ca. 70°C heißes Wasserbad und beobachte mit etwas Geduld!



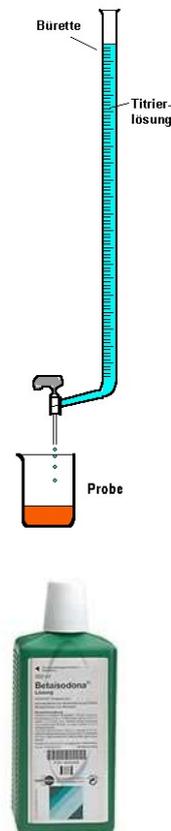
Beobachtung:

Beschreibe deine Beobachtungen und versuche, sie zu erklären!

Entsorgung: Gib die Lösung in das bereit stehende Becherglas (Schwermetallabfälle!). Das Reagenzglas wird mit Wasser ausgespült und darf dann mitgenommen werden!

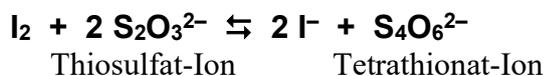
Redox-Titration

Die Titration ist eine wichtige Methode der **quantitativen Analytik** – man will also wissen **wie viel** von einer bestimmten Substanz sich in einer Probe befindet. Zu einer genau abgemessenen Menge an Probe wird tropfenweise aus der **Bürette** eine Lösung bekannter Konzentration zugegeben. Den **Äquivalenzpunkt** einer Titration erkennt man meist an einem Farbumschlag, oft muss dazu ein Indikator zugegeben werden.



R4: Bestimmung von Iod in einem Desinfektionsmittel

In unserem Fall soll die Konzentration von Iod (I_2) in einer **Iod-Tinktur** bestimmt werden. Die Iod-Tinktur ist ein bewährtes Mittel für die Hausapotheke (Handelsname z.B. Betaisodona[®]) und wird zur Desinfektion und gegen Entzündungen von verletzter Haut äußerlich angewendet. Der Iodgehalt kann durch Titration mit Thiosulfat-Lösung ($c = 0,1 \text{ mol/L}$) ermittelt werden (**1 mol I_2 reagiert mit 2 mol $S_2O_3^{2-}$**):



Aufgabe:

Schreibe die Oxidationszahlen über die Elementsymbole! Welcher Stoff wird oxidiert, welcher reduziert? Was ist das Reduktionsmittel?

Als Indikator wird **Stärke** verwendet. Die Stärke (genauer gesagt der lösliche Anteil Amylose) bildet mit dem I_2 eine blaue Einschlussverbindung. Ist alles Iod durch obige Reaktion zu Iodid reduziert, wird die Titrationslösung schlagartig farblos.

Chemikalien und Geräte:

Bürette mit Stativ, Laborwaage, Erlenmeyerkolben, kl. Becherglas, Plastikpipette, Trichter, Spritzflasche mit dest. Wasser, Iodtinktur, Schwefelsäure (H_2SO_4 , 10 %, ÄTZEND!), Natriumthiosulfat-Lösung ($Na_2S_2O_3$, 0,1 mol/L), Stärke-Lösung (frisch zubereitet)

Durchführung:

- Wiege 5 bis 10 g der Iodtinktur auf 0,01 g genau in den Erlenmeyerkolben ein (Masse: m_{Probe}).

- Verdünne mit ca. 50 mL dest. Wasser und gib anschließend ca. 1 mL 10%ige Schwefelsäure zu.
- Befülle die Bürette mit der 0,1-molaren Natriumthiosulfat-Lösung. Tropfe nun unter ständigem Umschwenken die Natriumthiosulfat-Lösung aus der Bürette zur Probe, bis die Lösung nur noch gelblich gefärbt ist.
- Gib ca. 1 mL Stärkelösung zu und titriere bis zum Umschlag von blauviolett nach farblos. Notiere den Verbrauch in mL!
- Führe die Titration ein zweites Mal durch und berechne den Mittelwert an Verbrauch!



Beobachtung:

Welche farblichen Veränderungen ergeben sich während der Titration? Versuche, diese zu erklären!

Messwerte:

Masse an Iodtinktur: 1. Versuch: $m_{\text{Probe},1} = \dots\dots \text{g}$

2. Versuch: $m_{\text{Probe},1} = \dots\dots \text{g} \Rightarrow$ Mittelwert: $m_{\text{Probe}} = \dots\dots \text{g}$

Verbrauch 1. Titration: $V_1 = \dots\dots \text{mL}$

Verbrauch 2. Titration: $V_2 = \dots\dots \text{mL} \Rightarrow$ Mittelwert: $V = \dots\dots \text{mL}$

Auswertung:

Stoffmenge an $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, die verbraucht wurde: $n = \dots\dots \text{mol}$

\Rightarrow Stoffmenge an I_2 , die in der Probe vorhanden war: $n = \dots\dots \text{mol}$

Masse an I_2 , die in der Probe vorhanden war: $m = \dots\dots \text{g}$
 ($m = n \cdot M$, Molmasse von I_2 : $M = 254 \text{ g/mol}$)

\Rightarrow Massenkonzentration von Iod in der Probe: $c_m = \frac{m_{\text{I}_2}}{m_{\text{Probe}}} \cdot 100$

\Rightarrow $c_m = \dots\dots\dots \%$

Entsorgung: Verdünnte Lösungen in den Abfluss.

Metallgewinnung durch Reduktion

2006 wurden weltweit insgesamt 1,24 Milliarden Tonnen Stahl produziert (davon 7 Millionen Tonnen in Österreich), es wurden dazu 1,53 Milliarden Tonnen Eisenerz abgebaut (Quelle: <http://www.stahl-online.de>). Der Umsatz der Stahlindustrie betrug weltweit etwa 600 Milliarden € und allein in der EU sind 250 000 Menschen in der Stahlindustrie beschäftigt.

Diese Zahlen verdeutlichen die enorme Bedeutung dieses Industriezweiges und der Technologie, die dahinter steckt. Letztlich ist es immer eine Redoxreaktion, in der aus dem Rohstoff (den Erzen) das Metall gewonnen wird.

R5: Reduktion von CuO mit Kohlenstoff

Geräte und Materialien: Reagenzglas (Duran), Reagenzglashalter, Kartuschenbrenner, Uhrglas, Laborwaage, Reibschale mit Pistill, Spatel, Kupfer(II)-oxid (CuO), Kohlepulver

Durchführung:

- Wiege 4 g Kupferoxid und 0,6 g Kohlepulver ab und verreise die beiden Pulver innig in einer Reibschale.
- Fülle das Gemenge in das Reagenzglas und erhitze es ca. 5 Minuten mit dem Kartuschenbrenner, bis eine Reaktion eintritt. ACHTUNG – Reagenzglasöffnung immer von Personen weghalten!



Beobachtung:

Welche Farbe hatten die Ausgangsstoffe?

Was beobachtest du beim Erhitzen?

- Lasse das Reagenzglas abkühlen und schüttele dann den Inhalt zur genaueren Untersuchung auf das Uhrglas.



Beobachtung:

Welches Reaktionsprodukt kannst du beobachten?

Gib die Redoxgleichung an! Als Produkt der Reaktion entsteht auch ein farbloses Gas, das eine größere Dichte als Luft hat und wir auch ausatmen.

Schreibe über alle Elementsymbole die Oxidationszahlen! Welcher Stoff ist das Reduktionsmittel?

Recherchiere (Lehrbuch, Internet), welche Reduktionsmittel zur Metallgewinnung noch eingesetzt werden und welche Metalle man damit jeweils gewinnt!

Entsorgung: Sammle das Pulver in einem Becherglas (wird dann als Schwermetallabfall entsorgt).

Galvanische Elemente

In einem galvanischen Element wird Energie direkt in
Energie umgewandelt. Wenn die Elektrodenreaktion ist, spricht man von
einer Batterie, diese ist nicht wieder aufladbar. Ein Akkumulator ist wieder aufladbar, die
Elektrodenreaktion muss also sein.

R6: Daniell-Element

Geräte und Materialien: 2 Bechergläser 100mL, 2 Kabel mit Krokoklemmen, Filterpapier, Voltmeter, Stativ für Elektroden, Zinkstab, Kupferstab, Kupfersulfat-Lösung (CuSO_4 , 1 mol/L), Zinksulfat-Lösung (ZnSO_4 , 1 mol/L), Kaliumchlorid-Lösung (KCl)

Durchführung:

- Fülle je ein 100 mL Becherglas zu zwei Drittel mit Kupfersulfatlösung bzw. Zinksulfatlösung.
- Rolle das Filterpapier zu einer ca. 10 cm langen Rolle zusammen und tränke es mit Kaliumchloridlösung. Dieser Stromschlüssel wird nun mit dem einen Ende in die Kupfersulfatlösung und dem anderen Ende in die Zinksulfatlösung getaucht.
- Tauche nun in das Becherglas mit der Kupfersulfatlösung den Kupferstab und in das Becherglas mit der Zinksulfatlösung den Zinkstab. Schließe mit Hilfe der Kabel das Voltmeter parallel zum Element und lies die Spannung ab!
- Schließe einen Verbraucher (Motor oder Glühbirne) und beobachte, was passiert!



Beobachtung:

Gemessene Spannung: V

Schreibe nieder, welche Redoxreaktionen du an den beiden Elektroden erwartest!

Welches Metall bildet den Minuspol und welches den Pluspol des Daniell-Elements?
Begründe deine Antwort!

Berechne mit Hilfe der Tabelle der Standardpotentiale die Spannung, die theoretisch zu erwarten ist! Wenn diese von deinem Messwert abweicht, versuche Gründe für diese Abweichung anzugeben!

Was passiert während der Reaktion mit den Massen der beiden Elektroden? Plane ein Experiment, um deine Vermutung zu bestätigen, besprich es mit dem Lehrer und führe es dann durch!

Entsorgung: Die Lösungen werden in die Vorratsbehälter zurückgeleert.

R7: Zitronenbatterie

Geräte und Materialien: Zitrone, Messer, Kabel mit Krokodklemmen, Voltmeter, verschiedene Metallbleche bzw. Eisennagel, Schleifpapier

Durchführung:

- Reinige die Metalle mit dem Schleifpapier.
- Stecke zwei *gleiche* Metalle so in die Zitrone, dass sie sich nicht berühren.
- Miss mit dem Voltmeter die Spannung zwischen den beiden Metall-Elektroden!
- Wiederhole den Versuch mit Kombinationen verschiedener Metalle!

- Schließe einen Verbraucher (Motor oder Glühbirne) und beobachte, was passiert!



Beobachtung:

Fertige eine Tabelle an, in die du die gemessenen Spannungen einträgst!

Erkläre die Funktion der Zitronenbatterie!

Entsorgung: Die Zitrone wird in den Hausmüll entsorgt.

Thermochemie



Name: _____

Thema	Versuch
Energieumsatz bei Lösungsreaktionen	T1: Exotherme und endotherme Lösungsreaktionen
	T2: Modellversuch zum Taschenofen: nicht im Workshop 2017 vorgesehen!
	T3: Kristallwasser im Kupfersulfat
Kalorimetrie	T4: Bestimmung der Reaktionsenthalpie
Handwärmer - Wärmekissen	T5: Modellversuch zum Wärmekissen
Enthalpie und Entropie	T6: Spontan ablaufende endotherme Reaktion

Sicherheitshinweise:


Schutzbrille IMMER tragen!
 Beim Arbeiten mit dem Brenner Haare zurückstecken! 

Energieumsatz bei Lösungsreaktionen

T1: Exotherme und endotherme Lösungsreaktionen

Geräte und Chemikalien:

3 Reagenzgläser, Reagenzglasgestell, Pinzette, Thermometer, Spritzflasche mit dest. Wasser, Natriumhydroxid (NaOH, Plätzchen), Ammoniumnitrat (NH_4NO_3)

Durchführung:

- Gib in ein Reagenzglas 2 Plätzchen NaOH und in ein zweites Reagenzglas 1 cm hoch Ammoniumnitrat. Fülle in ein drittes Reagenzglas 3 cm hoch Wasser.
- Miss nun zunächst die Temperatur des Wassers.
- Fülle dann in die ersten beiden Reagenzgläser auch 3 cm hoch Wasser zu den darin befindlichen Chemikalien. Schüttele jedes Reagenzglas vorsichtig und miss dann die Temperaturen der beiden entstandenen Lösungen!



Beobachtung:

Vergleiche die Temperaturen der beiden Lösungen mit der von Wasser und schreibe deine Beobachtungen und Ergebnisse nieder!

Finde heraus, warum sich manche Stoffe exotherm und andere endotherm in Wasser lösen! Beachte dabei die Begriffe Hydratisierungsenergie und Gitterenergie! (Quellen: z.B. Lehrbuch S. 67/68, http://www.chemie-interaktiv.net/bilder/loesung_salz_wasser.swf)

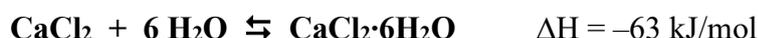
Entsorgung: Verdünne die Lösungen und schütte sie in den Ausguss!

T2: Modellversuch zum Taschenofen

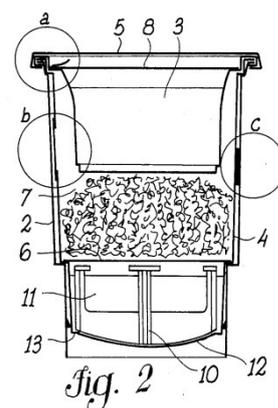
Viele Salze (Ionenverbindungen) kristallisieren aus einer wässrigen Lösung mit einer genau definierten Menge an **Kristallwasser** aus. Die als Kristallwasser bezeichneten Wassermoleküle sind dabei im Ionengitter eingebaut. So erhält man z.B. Calciumchlorid als sogenanntes Hexahydrat, also Calciumchlorid-hexahydrat. Bei Zufuhr von Wärmeenergie lassen sich die Wassermoleküle aus dem Kristallverband entfernen:



Das nun wasserfreie Calciumchlorid kann als „Wärmespeicher“ angesehen werden, denn bei Wasserzugabe wird Wärmeenergie frei und es entsteht wieder das Hexahydrat:



Eine italienische Firma (Blusei S.p.A in Neapel) hat einen „Taschenofen“ auf den Markt gebracht, der eine kleine Portion Espresso zu einer gewünschten Zeit erhitzt und damit heiß getrunken werden kann. Der Espresso (Nr. 3) ist in einen Becher eingeschlossen. Der Becher enthält zwei Kammern, die wiederum hermetisch vom Getränk getrennt sind. Eine Aluminiumfolie trennt die beiden Kammern. Die eine Kammer enthält wasserfreies Calciumchlorid (Nr. 6), die andere eine bestimmte Menge Wasser (Nr. 11). Mit einem Plastikstift (Nr. 10) vom Becherboden aus kann die Aluminiumfolie durchstoßen werden, so dass die Wärmeentwicklung einsetzen kann. (Fig. 2 aus der Patentschrift US Patent Nr. 4793323; Quelle: <http://xrint.com/patents/us/4793323>)



Chemikalien und Geräte:

Becherglas 50 mL, Messzylinder, Thermometer, Spatel, Laborwaage, Calciumchlorid wasserfrei (CaCl_2), dest. Wasser

Durchführung:

- Gib zu 11g wasserfreiem Calciumchlorid (nach Entnahme Gefäß sofort verschließen!) in einem Becherglas 16 mL Wasser. Miss die Temperaturänderung!



Beobachtung:

Maximale erreichte Temperatur: °C.

Versuche den Prozess für die Wärmespeicherung und -freisetzung in Form eines Kreisprozesses darzustellen!

Entsorgung: Entsorgung erfolgt über den Abfluss!

T3: Kristallwasser im Kupfersulfat

Chemikalien und Geräte:

Reagenzglas (Duran), Reagenzglashalter, Spatel, Kartuschenbrenner, Reagenzglasbürste, dest. Wasser, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

Durchführung:

- Gib in ein trockenes Reagenzglas eine Spatel voll blaues Kupfersulfat-pentahydrat und erwärme langsam mit dem Brenner (Schutzbrille!).
- Gib **nach dem Abkühlen** einen Tropfen Wasser dazu!



Beobachtung:

Schreibe deine Beobachtungen auf!

Überlege, wofür man wasserfreies Kupfersulfat verwenden könnte!

Was versteht man unter Kristallwasser?

Entsorgung: Kupfersulfat-Abfälle in einem Becherglas sammeln (Schwermetallabfälle!)

Kalorimetrie

Kalorimetrie bedeutet die Messung von Wärme. In der Praxis gibt es unterschiedliche Messmethoden. Oftmals verwendet man ein möglichst gut isoliertes Gefäß und misst die Temperaturänderung während eines Vorganges (z.B. Schmelzen oder chemische Reaktion). In unserem Versuch messen wir den Wärmeumsatz bei der Reaktion von Magnesium mit Salzsäure:



Führt man die Messung bei konstantem Druck durch (z.B. in einem offenen Gefäß bei Luftdruck), so erhält man die **Reaktionsenthalpie ΔH** .

T4: Bestimmung der Reaktionsenthalpie

Chemikalien und Geräte:

Plastikbecher mit Isolierung, Thermometer (1/10°C genau), Magnetrührer mit Rührkern, Messzylinder, Laborwaage, kleine Kristallisierschale, Stativmaterial, Salzsäure HCl (1 mol/L, ÄTZEND!), Magnesiumpulver Mg (LEICHT ENTZÜNDLICH!)

Durchführung:

- Miss 100 mL Salzsäure mit dem Messzylinder ab und gib sie in den Plastikbecher. Gib vorsichtig den Rührkern dazu.
- Stelle den Becher auf den Magnetrührer und fixiere ihn am Stativ. Befestige ein Thermometer so, dass es in die Lösung taucht. ACHTUNG! Der rotierende Rührkern darf keinesfalls das Thermometer beschädigen!
- Schalte den Rührer ein und notiere nach einiger Zeit die konstante Temperatur vor dem Versuch.
- Wiege ca. 0,3 g Magnesiumpulver auf der Laborwaage auf 0,01 g genau ein!
- Gib das Magnesiumpulver rasch zur Säure und beobachte den Temperaturverlauf. Die maximal erreichte Temperatur wird notiert.



Beobachtung:

Messwerte:

Masse an Magnesium: $m_{\text{Mg}} = \dots\dots \text{g}$

Anfangstemperatur: $T_{\text{A}} = \dots\dots \text{°C}$

Maximaltemperatur: $T_{\text{M}} = \dots\dots \text{°C}$

$$\Rightarrow \Delta T = \dots\dots^\circ\text{C}$$

Auswertung:

Wärmekapazität von Wasser (das ist die Energie, die nötig ist, um 1 g Wasser um 1 K = 1°C zu erwärmen):

$$c_p = 4,19 \text{ J/gK} \quad (\text{dieser Wert gilt näherungsweise auch für unsere Lösung}).$$

\Rightarrow Wärmemenge, die bei der Reaktion insgesamt frei wurde:

$$Q = -\Delta T \cdot c_p \cdot m_{\text{Wasser}} \qquad m_{\text{Wasser}} = 100 \text{ g}$$

$$\Rightarrow Q = \dots\dots \text{ J}$$

Eingesetzte Stoffmenge an Magnesium:

$$n_{\text{Mg}} = \frac{m_{\text{Mg}}}{M_{\text{Mg}}} \quad M_{\text{Mg}} = 24,3 \text{ g/mol}$$

$$\Rightarrow n_{\text{Mg}} = \dots\dots \text{ mol}$$

\Rightarrow Reaktionsenthalpie pro mol:

$$\Delta H = \frac{Q}{n_{\text{Mg}}} \quad \Rightarrow \quad \boxed{\Delta H = \dots\dots \text{ J/mol} = \dots\dots \text{ kJ/mol}}$$

Lass dir vom Lehrer anschließend den Literaturwert für die Reaktionsenthalpie geben. Vergleiche ihn mit deinem Messwert und gib mögliche Gründe für eine Abweichung an!

Entsorgung: Verdünne die Lösungen und schütte sie in den Ausguss!

„Handwärmer“ – Wärmekissen

Die Grundlage eines solchen Wärmekissens ist der Sachverhalt, dass sich **übersättigte** wässrige Natriumacetat-**Lösungen** bilden können. Im heißen Zustand wird das Salz gelöst, soweit es die Löslichkeit bei diesen hohen Temperaturen zulässt, dann lässt man abkühlen.

Die Löslichkeit des Acetats beträgt bei 20°C 46,4 und bei 60°C etwa 139g/100mL. Beim Abkühlen müsste das Acetat auskristallisieren, sobald die Sättigungsgrenze überschritten wird. Das geschieht aber nicht, man erhält eine übersättigte Lösung. Wird in die Lösung ein kleiner Kristall (Impfkristall) des Salzes geworfen oder wird durch Reiben in der Lösung bzw. Knicken des Stahlplättchens ein Kristallkeim gebildet, so setzt die Kristallisation plötzlich ein. Wärme wird frei.

Um das Kissen zu reaktivieren, muss wiederum die übersättigte Lösung zurückgewonnen werden. Dies geschieht dadurch, dass man den Beutel in kochendes Wasser hängt.

Bei professionellen Kissen werden „Kristallisationsinhibitoren“ zugesetzt, um zu frühe ungewollte Kristallisation zu verhindern (wenn man z.B. den Beutel nicht lange genug im Wasserbad erwärmt hat).

T5: Modellversuch zum Wärmekissen

Geräte und Materialien: Reagenzglas, 2 Bechergläser, Messzylinder 10 mL, Magnetheizrührer, Stativmaterial, Thermometer, Glasstab, Laborwaage, dest. Wasser, Natriumacetat-trihydrat ($\text{CH}_3\text{COONa}\cdot 3\text{H}_2\text{O}$)

Durchführung:

- Löse 7g Natriumacetat-trihydrat in 2mL Wasser in einem Reagenzglas bei 100°C im Wasserbad, sodass eine völlig klare Lösung entsteht. Es dürfen keine Salzkristalle mehr in der Lösung oder am Glasrand vorhanden sein.
- Gib dann ein Thermometer in die Lösung und stelle das Reagenzglas zum Abkühlen in ein Becherglas mit kühlem Wasser.
- Sobald wieder Raumtemperatur erreicht ist, bewege das Thermometer im Glas oder gib einen Glasstab zusätzlich in die Lösung. Es beginnt die spontane Kristallisation.



Beobachtung:

Beobachte den Temperaturanstieg beim Auskristallisieren! Welche Temperatur wird maximal erreicht? Wie lange dauert es, bis die Temperatur wieder abfällt?

- Der Vorgang kann wiederholt werden, indem das Reagenzglas wieder ins heiße Wasserbad gestellt wird usw.



Aufgaben:

Fasse übersichtlich die Wirkungsweise des Natriumacetat-Wärmekissens schriftlich zusammen und gib eine Erklärung! Warum ist das Kissen regenerierbar?

Entsorgung: Verdünne die Lösungen mit Wasser und schütte sie in den Ausguss!

Enthalpie und Entropie

T6: Spontan ablaufende endotherme Reaktion

Geräte und Materialien: 2 Reagenzgläser, Spatel, kleines Becherglas, Glasstab, Thermometer, Citronensäure ($C_6H_8O_7$), Soda (Natriumcarbonat-decahydrat, $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$)

Durchführung:

- Gib je ca. 3 cm hoch Citronensäure und Soda in je ein Reagenzglas.
- Mische dann die beiden Feststoffe in einem kleinen Becherglas, indem du sie gleichzeitig in das Becherglas schüttest und mit einem Glasstab umrührst.
- Miss nun die Temperaturänderung mit dem Thermometer!
ACHTUNG: Nicht mit dem Thermometer rühren!!

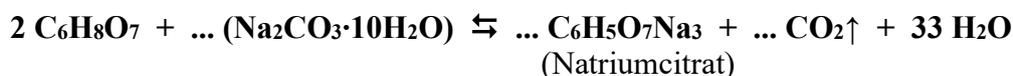


Beobachtung:

Tiefste gemessene Temperatur:°C

Schreibe nieder, welche Veränderungen du beobachten kannst! Versuche sie zu erklären!

Stelle die Reaktionsgleichung richtig:



Wie nennt man das H_2O , das im festen Sodakristall eingebaut ist?

Erkläre, warum die von dir durchgeführte Reaktion spontan abgelaufen ist!

Entsorgung: Verdünne die Lösungen mit Wasser und schütte sie in den Ausguss!