



Ideen für Experimente, welche die Spiele begleiten

1.1 Salze, Salzformeln, Ionenschreibweise

- Welche der Salze finden wir in der Chemikaliensammlung der Schule? Einige Salze alphabetisch geordnet im Schulzimmer ausstellen. Formel → Salzname → Chemikalie
- Was kosten die entsprechenden Salze pro kg bei Sigma Aldrich oder bei Fluka? Mit Chemikalienkatalog arbeiten oder im Internet recherchieren.

1.2 Lösevorgang von gut löslichen Salzen

Versuch 1.2 Testen der Löslichkeit von verschiedenen Salzen

Material: Reagenzglasgestelle, Reagenzgläser, Dest.-Wasser oder entionisiertes Wasser, Polylöffel, wasserfester Filzstift, Thermometer

Chemikalien: 20 bis 40 verschiedene, gut und weniger gut lösliche, Salze aus der Chemikaliensammlung (Chloride, Nitrate, Hydroxide, Sulfate, Phosphate, Oxide, Sulfide, ...) 1 bis 2 Salze pro SuS.

Vorgehen:

- Beschriften Sie das Reagenzglas mit dem Namen und der Formel des Salzes.
- Geben Sie etwa 5 cm Dest.-Wasser in das RG.
- Fügen Sie eine Spatelspitze (ca 50 mg) des zu untersuchenden Salzes hinzu.
- Bewegen Sie das RG zuerst sanft und beobachten Sie an der Grenzfläche, ob das Salz in Lösung geht oder nicht.

optional

- * Untersuchen Sie bei den gut löslichen Salzen, ob der Lösevorgang endotherm oder exotherm ist. (Thermometer, erneute Zugabe von ½ Polylöffel des Salzes)
- Stellen Sie das beschriftete RG in das RG-Gestelle für gut lösliche, respektive für schlecht lösliche Salze (mit Bodensatz). → **Versuch 1.3**

Entsorgung: siehe Versuch 1.3.

Auswertung:

- Welche Salze sind gut löslich? Welche sind schlecht löslich?
- Welche Ionen sind eher gut löslich?
- Welche Eigenschaften der Ionen führen zu gut- respektive eher zu schlecht löslichen Salzen? Grösse der Ionen (Ionenradius), Masse, Ladung?
- * Welche Rolle spielen das Coulomb Gesetz, die Gitterenergie und die Hydratationsenergie für die Löslichkeit eines Salzes?

Ergebnis für gut lösliche Salze:

Kationen: Natrium-, Kalium- und Ammoniumsalze sind gut löslich (zum Teil Magnesiumsalze).

Anionen: Chloride, Bromide, Nitrate sind meist gut löslich, zum Teil auch Hydroxide und Sulfate. (Grosse Ionen mit kleinen Ladungen)

Aber: es gibt einige Ausnahmen!

Ergebnis für schlecht lösliche Salze:

Kationen: Metallionen mit Ladungen von 2+, 3+, 4+ etc.

Anionen: Oxide, Sulfide, Carbonate, Phosphate sind meist schlecht löslich, zum Teil auch Hydroxide und Sulfate. (Kleinere Ionen mit grossen Ladungen)

1.3 Lösevorgang von schlecht löslichen Salzen

Versuch 1.3 Testen der Löslichkeit von schlecht löslichen Salzen mit Hilfe der Leitfähigkeit

- Material:** Reagenzgläser aus Versuch 1.2. Leitfähigkeitssensor (z.B. von Vernier (Labquest))
- Chemikalien:** Verwenden Sie die Reagenzgläser aus dem Versuch 1.2, sowie evt. vorhandene gesättigte Lösungen von einigen schlecht löslichen Salzen (CaSO_4 , CaCO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaF_2 , MgO , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, FePO_4 , PbSO_4 , ...)
- Vorgehen:**
- Testen Sie die Leitfähigkeit von 2 bis 3 gut löslichen Salzen und von einigen schlecht löslichen Salzen in den Reagenzgläsern aus Versuch 1.2
- optional**
- * Untersuchen Sie den Verlauf der Leitfähigkeit beim Lösevorgang eines gut und eines schlecht löslichen Salzes.
- Auswertung:**
- Ordnen Sie die schlecht löslichen Salze nach abnehmender Leitfähigkeit.
 - Welche Salze / Ionen sind am schlechtesten löslich?
 - Welche Eigenschaften der Ionen führen zu gut, respektive eher zu schlecht löslichen Salzen?

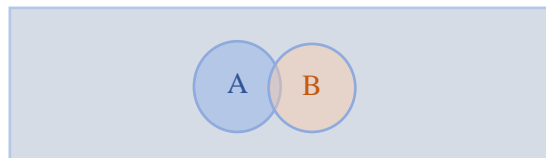
1.4 Auskristallisieren von Salzen

Versuch 1.4.1 Auskristallisieren von Salzen unter dem Binokular

- Material:** Binokular, Objektträger, Pasteurpipetten
- Chemikalien:** Gesättigte Lösungen: $\text{NaCl}(\text{sat})$, $\text{KNO}_3(\text{sat})$, $\text{CuSO}_4(\text{sat})$, etc. (evt. in Tropfflaschen)
- Vorgehen:**
- Geben Sie zwei Tropfen einer gesättigten Lösung auf den Objektträger und beobachten Sie über längere Zeit die Kristallisation und das Wachstum der Salzkristalle.

Versuch 1.4.2 Zwei gut lösliche Salze reagieren zu einem schlecht löslichen Salz

- Material:** Binokular, Objektträger, Liste der schlecht löslichen Salze (Löslichkeitsprodukte)
- Chemikalien:** Salz-Lösungen ($c = 1 \text{ mol/L}$) in Tropfflaschen: NaCl , NaOH , AgNO_3 , KBr , CaCl_2 , Na_2SO_4 , Na_2CO_3 , MgCl_2 , K_3PO_4 , FeCl_3 , etc.
- Vorgehen:**
- Geben Sie je zwei Tropfen von 2 verschiedenen Salzlösungen A und B auf einen Objektträger und verfolgen Sie unter dem Binokular das Wachstum der Salzkristalle an der Grenzfläche der beiden Tropfen.



- Auswertung:** Formulieren Sie eine korrekte Reaktionsgleichung für den Kristallisationsvorgang, den Sie beobachtet haben.

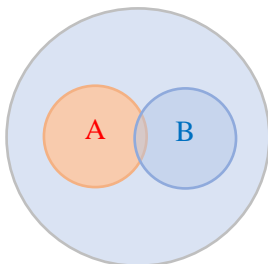
Versuch 1.4.3 Ein Säure reagiert mit einer Base zu einem Salz

Material: Petrischale, pH-Universalindikator oder Bromthymolblau, Pasteurpipette

Chemikalien: **Säuren** (c= 1 mol/L): HCl(aq), HNO₃(aq), H₂SO₄(aq), (**Acid**)

Basen (c= 1 mol/L): NH₃(aq), NaOH(aq), (**Base**)

- Vorgehen:
- Geben Sie 3 Tropfen Indikator in die Petrischale.
 - Fügen Sie mit der Pasteurpipette ca. 2 - 3 mL **Säure** hinzu. Mischen Sie kurz um.
 - Geben Sie nun 2 mL der Base hinzu.
 - Beobachten Sie von Auge die an der Grenzfläche der beiden Flüssigkeiten ablaufende Reaktion.



Geht noch nicht so gut...evt. eher als Demo mit stärkeren Konzentrationen (Turbulenzen werden besser sichtbar)

Versuch 1.4.4 Ein Metall reagiert mit einer Säure zu einem Salz

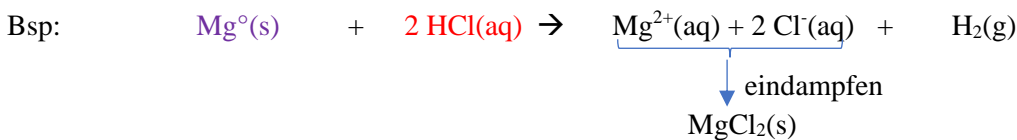
Material: Reagenzgläser und Gestell, Schmirgelpapier, Streichholz

Chemikalien: **Säuren** (c= 1 mol/L): HCl(aq), HNO₃(aq), H₂SO₄(aq), H₃PO₄(aq), ...

Metalle: Magnesium-Streifen, Eisen-Nägel, Kupfer-Plättchen,

- Vorgehen:
- Legen Sie ca 3 cm einer **Säure** in ein Reagenzglas vor.
 - Geben Sie ein blankes Metallstück (evt. schmirgeln) hinzu und beobachten Sie, ob sich daran Gasblasen bilden.
 - Falls die Gasbildung (H₂) heftig ist, können Sie dieses mit einem Streichholz im RG anzünden (kleine Knallgasreaktion).

Reaktion: **Metall** + **Säure** → Metallsalz + Wasserstoff-Gas



Magnesium

Salzsäure

Magnesiumchlorid

Wasserstoff-Gas

Auswertung: Formulieren Sie mit Hilfe der ChemCubes pro Reaktion, die sichtbar abläuft, eine Reaktionsgleichung und notieren Sie diese (analog Beispiel).

2.1 Welche Spezies liegt bei welchem pH-Wert vor

Versuch 2.1 Welche Spezies liegt bei welchem pH-Wert vor (Nase)

Material: Mit Deckel verschliessbare RGs (oder 50 mL Erlenmeyer mit Gummistopfen)

Chemikalien: Natriumsulfid (Na_2S), Ammoniumchlorid (NH_4Cl), Ammoniak (NH_3)

Universalindikator mit pH-Tabelle

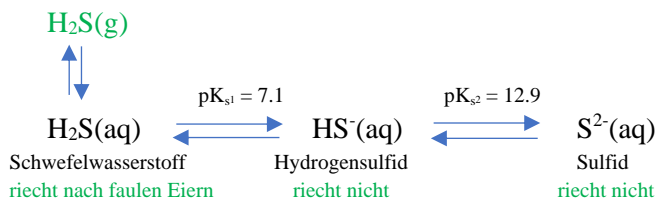
Tropfflaschen mit Salzsäure $c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/L}$ und Natronlauge $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/L}$

Theorie: Wir können den pH-Wert einer Lösung durch Zugabe einer Säure (z.B. Salzsäure) oder einer Base (z.B. Natronlauge) verändern. Ändert der pH-Wert der Lösung, so ändern auch die in der Lösung vorhandenen Spezies.

Im Beispiel unten liegt $\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$ hauptsächlich vor, wenn der pH-Wert < 7.1 ist. Ist der pH-Wert > 12.9 , so liegen hauptsächlich Sulfid-Ionen (S^{2-}) vor. Zwischen pH 7.1 und 12.9 liegt Hydrogensulfid vor.

- Vorgehen 1:
- Geben Sie etwas Dest.Wasser und den Universalindikator in ein Reagenzglas.
 - Lösen Sie nun wenig Natriumsulfid darin auf. Der pH-Wertsinkt/steigt
 - Verschliessen Sie das RG und schütteln Sie.
 - Öffnen Sie nun das RG und riechen Sie daran. Geruch:

Bsp:



- Erniedrigen Sie nun den pH-Wert durch tropfenweise Zugabe der Salzsäure bis der Indikator rot anzeigt. RG verschliessen, schütteln, öffnen und vorsichtig am Deckel riechen. Geruch:

Vorgehen 2: Wiederholen Sie das Experiment mit Ammoniumchlorid (NH_4Cl) oder Ammoniak (NH_3) und notieren Sie das System analog zum Beispiel in Vorgehen 1 mit Hilfe der ChemCubes.

Versuch 2.2 Welche Spezies liegt bei welchem pH-Wert vor (Kohlensäure)

Material: 500 mL PET-Flaschen mit Gummistopfen als Deckel, Stativ mit Klemme, Rako-Kiste, Trichter, Brausetablettenröhrchen mit Deckel, Waage

Chemikalien: Natriumcarbonat $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})$ und Zitronensäure $\text{H}_3\text{Cit}(\text{s})$ (oder eine Brausetablette), Universalindikator mit pH-Tabelle (oder Bromthymolblau), Natriumhydroxid $\text{NaOH}(\text{s})$ (nicht von Hand anfassen!)

Sicherheit: Sie arbeiten mit ätzenden Substanzen! Schutzbrille tragen! Vorsicht vor fliegenden Deckeln und Gummistopfen.

Vorgehen 1: Geben Sie zuerst etwas Wasser und dann eine Brausetablette in ein Tablettenröhrchen und verschliessen Sie dieses mit dem Deckel. Warten Sie, bis der Deckel wegfliegt? Evt. können Sie den Deckel erneut fliegen lassen. (Vorsicht: kleine Kanone!)

Vorgehen 2: ... und nun nochmals Schritt für Schritt:

- Geben Sie ca 100 mL Dest.Wasser in die PET-Flasche und 5 Tropfen Universalindikator. Befestigen Sie die PET-Flasche an einem Stativ und stellen Sie diese in eine Plastikkiste (Rako) auf den Fussboden.
- Geben Sie **6.34 g Natriumcarbonat** dazu. Der pH-Wert
- Geben Sie nun **8.4 g Citronensäure** dazu und verschliessen Sie die PET-Flasche nicht zu fest mit dem Gummistopfen. (Vorsicht: Kanone!)
- Halten Sie Abstand! Beobachtung: der pH-Wert
- Wenn der Gummistopfen abgeflogen ist, geben Sie 1 Polylöffel Natriumhydroxid-Plätzchen ($\text{NaOH}(\text{s})$) dazu und verschliessen die PET-Flasche mit dem Deckel.
- Der pH-Wert und die Flasche

Auswertung: Erklären Sie mit Hilfe der ChemCubes was bei diesem Experiment Schritt für Schritt passiert.

Entsorgung: Inhalt der PET-Flasche in den Ausguss giessen. PET-Flasche korrekt entsorgen.

Berechnung:



n: 0.06 mol

n: 0.04 mol

n(CO_2) = 0.06 mol

M: 106 g/mol

M: 210 g/mol

$V_m = 25 \text{ L/mol}$ (25 °C)

m: 6.36 g

m: 8.4 g

$V_{\text{gas}} = 1.5 \text{ L}$

bei 400 mL Gasraum p = ca 4 bar

Versuch 2.3 Titration einer Säure mit Natronlauge (NaOH(aq))

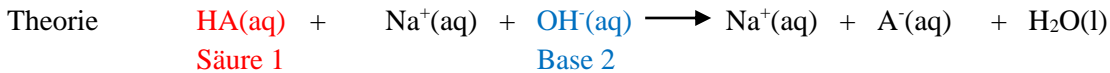
Material: Erlenmeyerkolben 100 mL, 2 Messzylinder 10 mL, Pasteurpipetten,

Chemikalien: Salpetersäure $c(\text{HNO}_3) = 0.1 \text{ mol/L}$, Schwefelsäure $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0.1 \text{ mol/L}$, Phosphorsäure $c(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0.1 \text{ mol/L}$,

pH-Indikator: Phenolphthalein (farblos-9-rot)

Natriumhydroxid ($x_b = 1$) mit $c(\text{NaOH(aq)}) = 0.5 \text{ mol/L} = c_b$

Sicherheit: Sie arbeiten mit ätzenden Substanzen! Schutzbrille tragen!



- Vorgehen
- Geben Sie 10.0 mL (V_s) einer Säure mit der Konzentration c_s in den Erlenmeyerkolben und fügen Sie 2 Tropfen Phenolphthalein hinzu.
 - Messen Sie 10.0 mL Natronlauge (NaOH) im Messzylinder ab.
 - Geben Sie nun mit Hilfe der Pasteurpipette *tropfenweise* aus dem Messzylinder so lange NaOH in den Erlenmeyerkolben mit der Säure, bis der Farbumschlag bleibt. Rest zurück in den Messzylinder und **End-Volumen V_{end}** ablesen.
 - Bestimmen Sie V_b ($V_b = 10 \text{ mL} - V_{\text{end}}$). Lösen Sie die Gleichung unten nach x_s auf und berechnen sie x_s .

Aufgabe: Bestimmen Sie, wie viele Protonen (x_s) die drei verschiedenen Säuren bei dieser Titration effektiv abgeben.

Auswertung: Titrationsformel:

$$c_s * V_s * x_s = c_b * V_b * x_b$$

c_s Konzentration der Säure, V_s Volumen der Säure, x_s Anzahl H^+ , welche die Säure effektiv abgibt.

c_b Konzentration der Base, V_b Volumen der Base, x_b Anzahl H^+ , welche die Base effektiv aufnimmt.

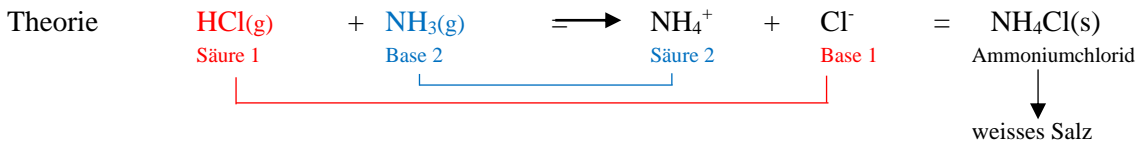
Versuch 2.4 Herstellung von Ammoniumchlorid – Säure-Basen-Reaktion in der Gasphase

Material: Trockene Glasrohre (L: 30 cm, d: ca 1 cm), Watte, 2 Pinzetten, Stativ mit Klemme, Stoppuhr, wasserfester Stift (fein),

Chemikalien: Tropfflaschen mit konzentrierten Säuren: Salzsäure (HCl(konz) 37%), Salpetersäure (HNO₃(konz)), Schwefelsäure (H₂SO₄(konz)), Phosphorsäure (H₃PO₄(konz)), Essigsäure (HAc(konz)).

Ammoniak c(NH₃) = 25 %

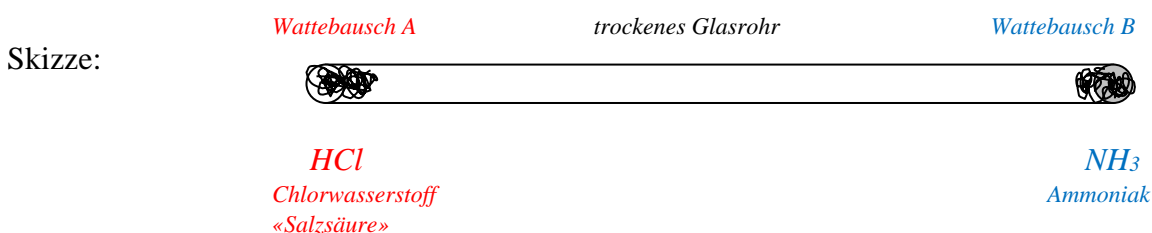
Sicherheit: Sie arbeiten mit stark ätzenden Substanzen! Schutzbrille tragen! In der Kapelle arbeiten



- Vorgehen 1:**
- Sie arbeiten zu zweit. Öffnen Sie die beiden Tropfflaschen Salzsäure und Ammoniak und halten Sie die Spitzen der Tropfpipetten in die Nähe von einander. Die gasförmigen **HCl** und **NH₃**-Teilchen (Dämpfe) reagieren miteinander zu einem Salz (Ammoniumchlorid: NH₄Cl(s)), das als weisser Rauch sichtbar wird.
 - Testen Sie, ob diese Reaktion mit den anderen konzentrierten Säuren (Salpetersäure, Schwefelsäure, Phosphorsäure, Essigsäure, ...) ebenfalls funktioniert.

Säure 1	Salzsäure	Salpetersäure	Schwefelsäure	Phosphorsäure	Essigsäure
	HCl(g)	HNO ₃ (g)	H ₂ SO ₄ (g)	H ₃ PO ₄ (g)	HAc(g)
Base 2: NH ₃	ja				
Salzformel	NH ₄ Cl				
Salznamen	Ammoniumchlorid				

- Vorgehen 2:**
- Sie arbeiten zu zweit für **A** und **B**!
 - Befestigen Sie das Glasrohr horizontal mit der Klemme am Stativ.
 - Bereiten Sie gleichzeitig die beiden Wattebäuschchen **A** und **B** vor → kleine Pfropfen machen und im Glasrohr testen.
 - Jeweils einen Wattebausch mit der Pinzette halten und mit der jeweiligen Tropfpipette 3-4 Tropfen **Säure** (HCl) resp. **Base** (NH₃) auf **A** respektive **B** geben.
 - Stopfen Sie die beiden Wattebäuschchen **gleichzeitig** mit der Pinzette gemäss Skizze wieder ins Glasrohr und starten Sie die Stoppuhr.
 - Warten Sie, bis sich im Glasrohr ein weisser Rauch bildet (wo?) und stoppen Sie die Zeit. Markieren Sie mit dem wasserfesten Stift, wo sich der Rauch bildet.
 - Beobachten Sie noch 2 Minuten weiter.



Versuch 2.5 Können wir Salze riechen – trotz starken Ionenbindungen?

(Klemens Koch)

Ausgangsfrage:

Natriumchlorid, Natriumhydrogencarbonat, Ammoniumchlorid und Ammoniumhydrogencarbonat bestehen aus zwei Kationen (Na^+ , NH_4^+) und zwei Anionen (Cl^- , HCO_3^-) in allen möglichen Zusammensetzungen. Alle vier werden in Lebensmitteln eingesetzt. Eines davon riecht, zwei davon reagieren basisch in Wasser, eines sauer und eines neutral. Erkläre die Unterschiede.

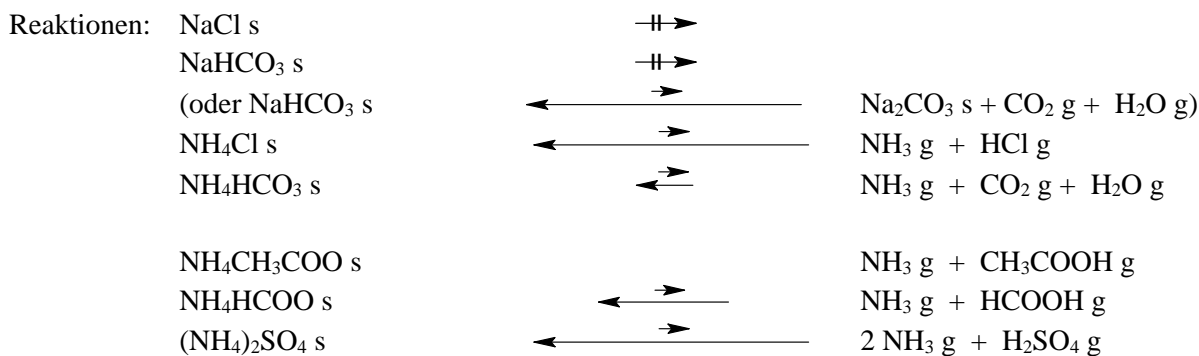
Die Unterschiede kommen von Säure/Base-Reaktionen. Wie können die jeweiligen Kationen und Anionen der Salze in Wasser reagieren und welche Reaktion wird dominieren?

Material: Pillengläser mit den folgenden Salzen

Chemikalien: Natriumchlorid, Natriumhydrogencarbonat, Ammoniumchlorid und Ammoniumhydrogencarbonat (Hirschhornsalz, Trieb Salz)

Ammoniumacetat ($\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$), Ammoniumformiat (NH_4HCOO), Ammoniumsulfat und weitere Ammoniumsalze

Sicherheit: ungefährlich



Ein Salz kann riechen, wenn Anion und Kation potentiell in einer Säure-Base-Reaktion riechende Gase erzeugen können. Es riecht tatsächlich, wenn das Reaktionsgleichgewicht genügend günstig liegt und eine kleine Verschiebung durch entweichende Gase zu einer wahrnehmbaren Menge an Produkten führt.

Das Gleichgewicht darf nicht «zu günstig», d. h. rechts liegen, weil sonst das Salz gar nicht existieren würde.

Vorgehen: 1. Rieche gemäss Regeln der Kunst an den Pillengläsern.
2. Miss den pH-Wert von Wasser, das ganz schwach gepuffert auf ca. pH 7 ist, z. B. kalkhaltigem Leitungswasser, Gib einen Spatellöffel der Salze dazu und miss den pH-Wert erneut.

Beobachtungen: pH-Wert der Lösungen:

Diskussion:

Versuch 2.6 Chemical Rainbow

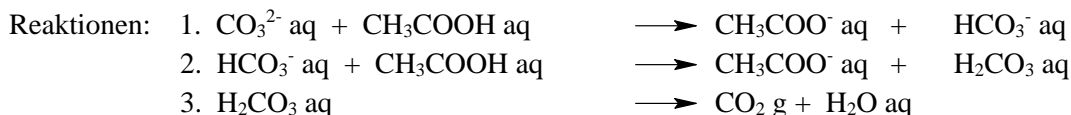
(Klemens Koch)

Welche von Kohlensäure abgeleiteten Teilchen (Spezies CO_3^{2-} , HCO_3^- , H_2CO_3 bzw. $\text{H}_2\text{O}/\text{CO}_2$ (aq/g)) existieren in einer wässrigen Lösung mit einem Natriumcarbonat/Essigsäure-Konzentrationsgradienten?

Material: Reagenzglas

Chemikalien: Universalindikator-Lösung, Essigsäure-Lösung CH_3COOH aq 0.1M, gesättigte Natriumcarbonat-Lösung Na_2CO_3 aq sat. ($M = 106 \text{ g/mol}$), (34 g / 100 ml)

Sicherheit: ungefährlich



Reaktion 1 und 2 passieren, wenn der pH-Wert der Lösung die pK_s -Werte der Säuren H_2CO_3 aq und HCO_3^- aq erreicht.

Reaktion 3 passiert sofort, wenn H_2CO_3 aq entsteht.

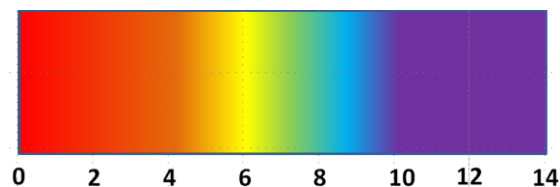
Vorgehen: Das Reagenzglas zu 3/4 mit Essigsäure-Lösung füllen. Reagenzglas schräg halten und gesättigte Natriumcarbonat-Lösung mit der Pipette entlang der Reagenzglas-Wand an den Boden fließen lassen, bis sich am Boden etwas farblose Natriumcarbonat-Lösung gesammelt hat.



Reagenzglas mit Essigsäure- und Natriumcarbonat-Lösung

Erklärung: Am Ort, wo Bläschen von Kohlenstoffdioxidgas entstehen, zeigen sie als «Gasindikator» den pH-Wert an, er entspricht etwa dem pK_A von Kohlensäure.

<http://www.rsc.org/eic/2016/05/rainbow-fizz-ph-demonstration> (22.5.16)



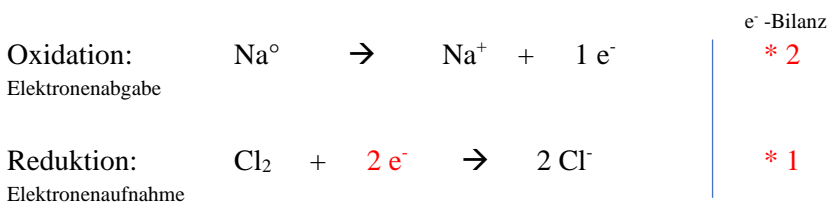
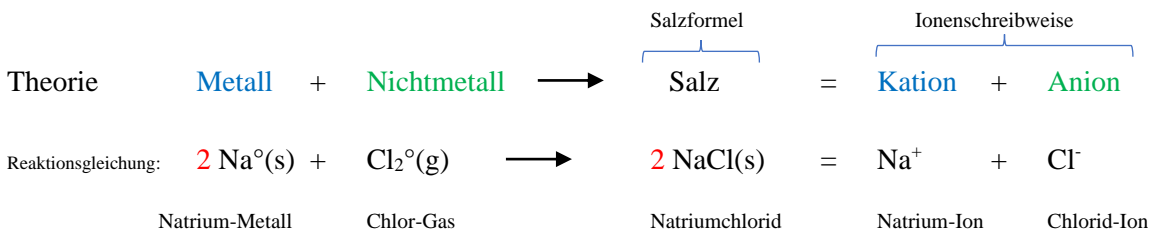
Farben des Universalindikators bei verschiedenen pH-Werten

Versuch 3.1 Metalle reagieren mit Nichtmetallen zu Salzen (=Ionenverbindungen)

Material: Steinplatte, Bunsenbrenner, Dreibein mit Tondreieck, Porzellantiegel, Tiegelzange, dickwandige Reagenzgläser, Reagenzglas Halter, RG-Gestell aus Chromstahl.

Chemikalien: Magnesium-Streifen ($\text{Mg}^\circ(\text{s})$), Eisenpulver ($\text{Fe}^\circ(\text{s})$), Magnesiumspäne ($\text{Mg}^\circ(\text{s})$), Kupferplättchen ($\text{Cu}^\circ(\text{s})$), Schwefel ($\text{S}^\circ(\text{s})$), Sauerstoff ($\text{O}_2(\text{g})$), Iod ($\text{I}_2(\text{s})$), Brom ($\text{Br}_2(\text{l})$),

Sicherheit: Sie arbeiten mit z.T. hochreaktiven Substanzen! Schutzbrille tragen! In der Kapelle arbeiten! Mengen einhalten!



Notieren Sie mit Hilfe der ChemCubes für die folgenden Reaktionen zuerst die korrekte Reaktionsgleichung, sowie die Teilreaktionen für die Oxidation und Reduktion.

Vorgehen 1: Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff (Luft)

Entzünden Sie in der Kapelle ein Stück Magnesium-Band, das Sie mit der Tiegelzange halten, am Bunsenbrenner. **Vorsicht! Nicht direkt in die helle Flamme schauen!**

Reaktionsgleichung:

Oxidation:

Reduktion:

Vorgehen 2: Reaktion von Eisen (oder Magnesium?) mit Iod. (evt. heikel..)

Geben Sie in der Kapelle ¼ Polylöffel Eisenpulver in ein dickwandiges Reagenzglas und fügen Sie eine Spatelspitze Iod-Kristalle hinzu. Erhitzen Sie das RG vorsichtig über dem Bunsenbrenner und beobachten Sie die ablaufende Reaktion.

Reaktionsgleichung:

Oxidation:

Reduktion:

Vorgehen 3: Reaktion von Eisen mit Schwefel

Geben Sie in ein festes Reagenzglas je einen halben Poly­löf­fel Eisenpulver und Schwefelpulver (oder einen Poly­löf­fel eines Eisen-Schwefelgemisches)

Reaktionsgleichung:

Oxidation:

Reduktion:

Vorgehen 4: Reaktion von Kupfer mit Schwefel

Geben Sie in der Kapelle einen Viertel Poly­löf­fel Schwefelpulver in einen Porzellantiegel und erhitzen Sie diesen auf dem Bunsenbrenner solange, bis der Schwefel geschmolzen ist. Geben Sie dann ein Stück Kupfer in den Schmelztiegel und beobachten Sie die ablaufende Reaktion. Dampfen Sie den überschüssigen Schwefel in der Kapelle ab und untersuchen Sie das bei der Reaktion entstandene Produkt.

Reaktionsgleichung:

Oxidation:

Reduktion:

Vorgehen 5: Reaktion von Aluminium mit Brom (**Demo oder Video:** <https://youtu.be/tU1eCQAUNQ0>)

Sie arbeiten in der Kapelle mit laufendem Abzug. Wickeln Sie zuerst etwas Aluminiumfolie auf einem Glasstab zu einer kleinen Aluminium-Rolle auf. Geben Sie etwa 1 bis 2 cm flüssiges Brom (Vorsicht!) in ein dickwandiges Reagenzglas. Geben Sie nun die Aluminiumrolle in das Reagenzglas mit dem Brom und verschliessen Sie die Kapelle. Es dauert etwa 30 bis 60 Sekunden, bis die Reaktion startet.

Reaktionsgleichung:

Oxidation:

Reduktion:

Versuch 3.2 Metalle reagieren mit Säuren zu Salzen (=Ionenverbindungen)

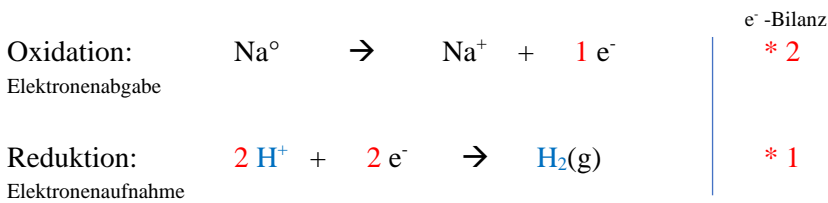
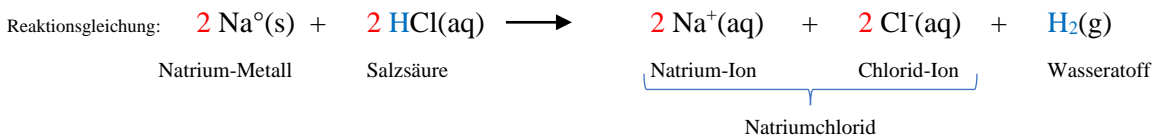
Material: Reagenzgläser, RG-Gestell.

Chemikalien: Magnesium-Streifen ($Mg^{\circ}(s)$), Eisennägel ($Fe^{\circ}(s)$), Kupferplättchen ($Cu^{\circ}(s)$), Zink-Plättchen ($Zn^{\circ}(s)$).

In Tropfflaschen ($c=1\text{ mol/L}$): Salzsäure, Salpetersäure, Schwefelsäure, Phosphorsäure

Sicherheit: Säuren sind ätzend! Schutzbrille tragen!

Theorie Metall + Säure \longrightarrow Kation + Anion + Wasserstoff



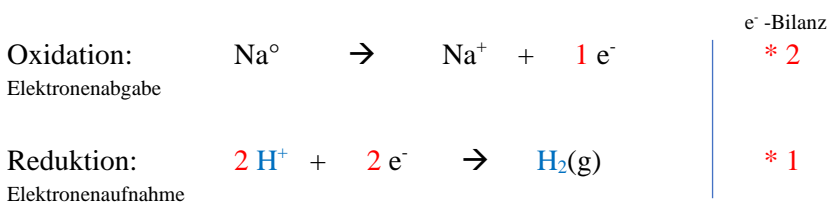
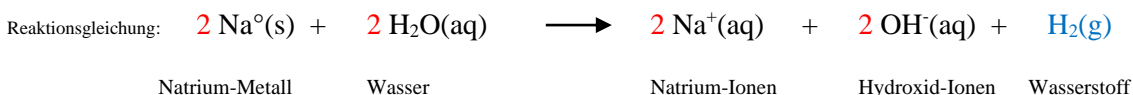
Aufgabe: Untersuchen Sie, welche Säuren mit welchen Metallen reagieren.

Säuren	Salzsäure	Salpetersäure	Schwefelsäure	Phosphorsäure
Metalle	HCl(aq)	HNO ₃ (aq)	H ₂ SO ₄ (aq)	H ₃ PO ₄ (aq)
Mg [°]				
Fe [°]				
Zn [°]				
Cu [°]				

Versuch 3.3 Herstellen von Natronlauge (Natriumhydroxid-Lösung)

- Material:** Grosse Kristallisierschale, dickwandiges Reagenzglas, RG-Gestell, grosse und kleine Pinzette, Küchenbrettchen oder Teller, Küchenmesser, Schleifpapier für Cu, Mg, Fe, Zn.
- Chemikalien:** Natrium in Petrol gelagert ($\text{Na}^\circ(\text{s})$), Lithium in Paraffinöl ($\text{Li}^\circ(\text{s})$), Magnesium-Streifen ($\text{Mg}^\circ(\text{s})$), Calcium-Granulat ($\text{Ca}^\circ(\text{s})$), Eisen-Nägeln ($\text{Fe}(\text{s})$), Kupfer ($\text{Cu}^\circ(\text{S})$), Zink ($\text{Zn}^\circ(\text{s})$), pH-Indikator Thymolphthalein (farblos-10-blau),
- Sicherheit:** Schutzbrille tragen! Elementares Na, Li, Ca nicht berühren!

Theorie **Metall** + **Wasser (Säure)** \longrightarrow **Kation** + **Anion** + **Wasserstoff**



- Vorgehen 1:**
- Füllen Sie die Kristallisierschale zu ¼ mit Dest-Wasser und geben Sie etwa 10 bis 15 Tropfen Thymolphthalein dazu (farblos-10-blau).
 - Schneiden Sie auf dem Küchenbrettchen ein kleines Stück Natrium (Würfel von ca 5 mm Seitenlänge) ab. Geben Sie dieses mit der Pinzette in die Kristallisierschale.
 - Abstand halten.

- Vorgehen 2:**
- Geben Sie erneut ein sehr kleines Würfelchen Natrium (3 mm) in ein dickwandiges Reagenzglas im RG-Gestell, das zu ¼ mit Wasser gefüllt ist und 2 Tropfen Thymolphthalein enthält.
 - Entzünden Sie das entstehende Gas am Reagenzglas mit einem Streichholz (Knallgasprobe).

- Vorgehen 3:**
- Untersuchen Sie, welche **Metalle** mit **Wasser** ebenfalls zu einer basischen Lösung führen.
 - Vorsicht: Li und Na nicht von Hand berühren, mit der Pinzette arbeiten! Ca mit dem Polylöffel zugeben!
 - Cu, Fe, Mg, Zn vor Gebrauch mit Schleifpapier blank schmirgeln.

Versuch 3.4 Das unedle Metall Aluminium und oxidiertes edleres Eisen - Thermitreaktion im Handversuch

(Klemens Koch)

Die Thermitreaktion einmal anders: Ein mechanischer Schlag zeigt die notwendige Aktivierungsenergie (oder mehrere Aspekte der Stosstheorie) und Redoxreaktionen.

Material: Zwei Eisenkugeln (Stahl, Durchmesser 5-8 cm), gut angerostet (Aktivieren durch Anschleifen der Oberfläche und HCl-Dämpfe helfen).

Chemikalien: Aluminiumfolie

Sicherheit: Der Schlag ist laut und Funken glühenden Eisens fliegen weg, also Gehörschutz und Schutzbrille tragen.

Reaktionen: Vereinfacht: $\text{Al}^{\circ} + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{Fe}^{\circ}$

Vollständig: $2 \text{Al}^{\circ} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 2 \text{Fe}^{\circ}$

Die entstandenen Eisenpartikel sind sehr heiss und werden wieder oxidiert:

$3 \text{Fe}^{\circ} + 2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+} + \text{Fe}^{2+} + 4 \text{O}^{2-}$

($3 \text{Fe}^{\circ} + 2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+} + \text{Fe}^{2+} + 4 \text{O}^{2-}$)

Vorgehen: Eine rostige Eisenkugel wird im Dunkeln tangential auf die zweite rostige und in Aluminiumfolie gewickelte Kugel geschlagen. Es knallt und Funken fliegen. Die Aluminiumfolie bekommt ein Loch bei der Aufschlagstelle, am Rand wird sie wie angeschweisst. Die beiden Aufschlagstellen auf den Eisenkugeln werden schwarz und glatt.

Quellen:

User «Pok» 28. 04. 2014, 11:29, <https://illumina-chemie.de/viewtopic.php?t=3786> (21.12.21) (Quelle der Bilder)

Larry Peck, Texas A&M University (an BCCE 2000 als "Smashing Thermite" gezeigt) bei Flinn Scientific im Sortiment.

Stahlkugeln: www.kugel-winnie.de (Kanonenkugeln 50 mm, gehärtet, Material 1.3505, Qualität G500) bzw. www.schupbach.ch.

Versuch 3.5 Das unedle Metall Aluminium und Sauerstoff reagieren auf Distanz: Aluminium-Luft-Batterie (Klemens Koch)

Der Thermit-Versuch zeigt, wie viel Energie die Redoxreaktion beim Zusammenprall von Aluminium mit einem Oxidationsmittel, z. B. mit Eisenoxid, freisetzen kann, dort als Wärme.

Müssen sich Teilchen treffen, um zu reagieren? Bei einer Redoxreaktion können die Stoffe auch «auf Distanz» reagieren und die Elektronen über diese Distanz durch elektrisch leitende Elektroden und Metalldrähte wandern. Die darin übertragene elektrische Energie kann frei umgewandelt werden, z. B. in Licht oder Bewegungsenergie, es ist Freie Enthalpie G! In einer galvanischen Zelle treffen sich die Reaktanden nicht direkt.

Material: Aluminiumfolie, Gekörnte Aktivkohle (Aquarienhandel, Kühlschrankschrankdeos, Chemikalienhandel)

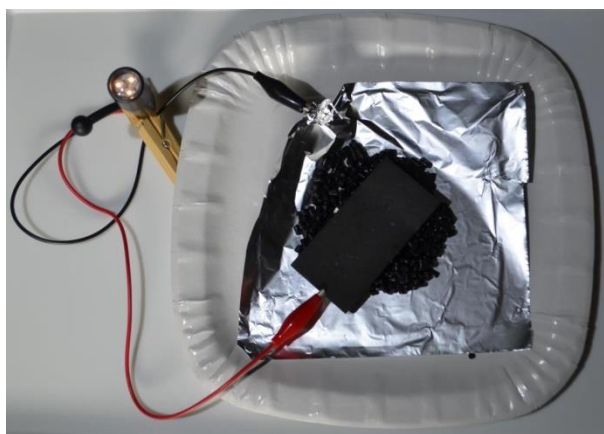
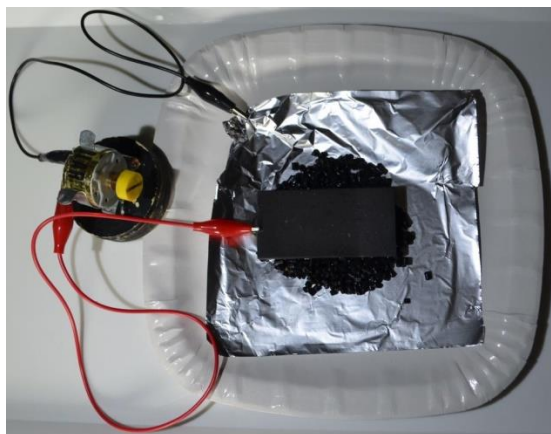
Chemikalien: Aluminiumfolie, halbgesättigte Kochsalzlösung

Sicherheit: ungefährlich

Reaktionen: $4 \text{ Al s} + 3 \text{ O}_2 \text{ g/aq} \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3 \text{ s}$ Luftsauerstoff oxidiert Aluminium
(Kaum beobachtet wird: $4 \text{ Al s} + 12 \text{ H}^+ \text{ aq} \rightarrow 6 \text{ H}_2 \text{ g}$)

Minuspol: $4 \text{ Al} \rightarrow 4 \text{ Al}^{3+} + 12 \text{ e}^-$

Durchführung: Auf einem Stück Aluminiumfolie (min. 15 cm x 15 cm) werden etwa 40 ml gekörnte Aktivkohle (wie sie für Aquarien zur Entfernung unerwünschter Stoffe verwendet wird) platziert und mit halb-gesättigter Kochsalzlösung getränkt. Darauf wird eine Graphit-Plattenelektrode (ca. 70 mm x 40 mm) gelegt. Die Spannung von ca. 0.9 V zwischen der Aluminiumfolie und der Graphitelektrode betreibt eine LED-Lampe mit elektronisch verringerter Betriebsspannung (Niedervolt-LED) oder einen Elektromotor mit geringer Anlaufspannung (Solar-Elektromotor) über längere Zeit. Bei Stillstand kann die Aktivkohle etwas befeuchtet werden. Die Aktivkohle kann, auch feucht, in das Vorratsgefäß zurückgegeben und wiederverwendet werden. Die Alufolie zeigt nach dem Experiment ein fraktales Korrosionsmuster.



Abbildungen: Aluminium/Luft-Batterie mit Elektromotor bzw. Niedervolt-LED-Lampe

Quellen:

M. Tamez, J. H. Yu: Aluminum–Air Battery, Journal of Chemical Education, 84/12, p. 1936A, Dec. 2007

K. Koch: LED-Lampen mit einfachen galvanischen Zellen betreiben, c+b, Bulletin des Vereins Schweizerischer Naturwissenschaftslehrerinnen und –Lehrer VSN vsn.ch, Ausgabe 1/13. 2013.

Versuch 3.6 Das noch unedlere Metall Magnesium und Säure reagieren auf Distanz –Magnesium-Säure-Batterie (Bleistiftspitzer-Batterie)

(Klemens Koch)

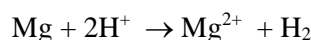
Magnesium kann mit Sauerstoff viel Energie freisetzen und mit Wasserstoffkationen von Säure «auf Distanz» reagieren und die Reaktionsenergie als Freie Enthalpie G abgeben, z. B. als elektrische Energie und dann umgewandelt in mechanische Energie (Elektromotor) oder Lichtenergie (LED).

Material: Bleistiftspitzer aus einem Magnesiumblock und einer Edelstahlklinge (z.B. von Faber-Castell®: 50-31 Metall-Einzelspitzer). Kleines Stück saugfähige Baumwolle, z. B. von einem weissen T-Shirt, das eine Breitfläche (die Fläche, wo die Edelstahlklinge befestigt ist) des Spitzers bedeckt. Eine Wäscheklammer oder ein Gummiband, welche Edelstahlklinge und Magnesiumblock mit Baumwollstoff dazwischen zusammendrücken können.

Chemikalien: halbgesättigte Kochsalzlösung, Salzsäure HCl aq 1M oder Citronensäurelösung 20% oder Zitronensaft,

Sicherheit: ungefährlich je nach verwendeter saurer Lösung

Reaktion Magnesium/Säure-Batterie:



Vorprüfung: Ein Magnesium-Bleistiftspitzer entwickelt in halbkonzentrierter Kochsalzlösung an der Edelstahlklinge ein Gas, das pneumatisch aufgefangen und dem Knallgastest als Wasserstoff nachgewiesen werden kann. Magnesium und Edelstahl) werden je mit einem Kabel mit Krokodilklemme an einen Elektromotor geringer Anlaufspannung und Leistungsaufnahme oder einer Niedervolt-LED angeschlossen. Das Textil wird mit einigen Tropfen verdünnter Salzsäure HCl aq ($c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/L}$) angefeuchtet: Der Motor dreht bzw. die LED leuchtet.

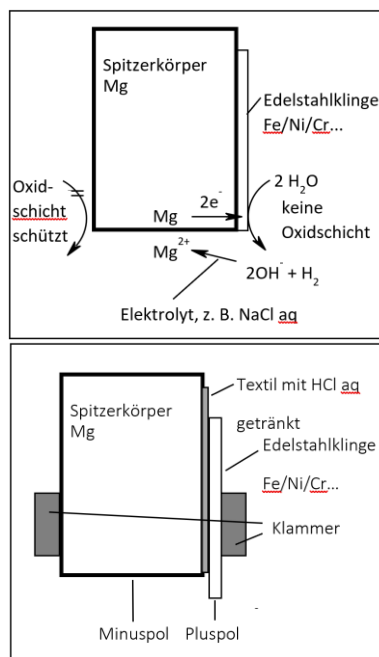


mit
mit

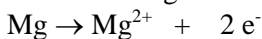
Die Edelstahlklinge und der Magnesiumblock bilden ein Lokalelement.

Reaktionen im Lokalelement. (Schema oben).

Durchführung: Umgebaut zum galvanischen Element (Schema unten): Die Edelstahlklinge wird vom Magnesiumblock abgeschraubt. Auf den Magnesiumblock wird ein Stück saugfähiges Textil und darauf die Edelstahlklinge gelegt. Die drei Teile werden mit einer Klammer zusammengehalten. Die beiden Metallteile (aus Magnesium und Edelstahl) werden je mit einem Kabel mit Krokodilklemme an einen Elektromotor mit geringer Anlaufspannung und Leistungsaufnahme oder einer Niedervolt-LED angeschlossen. Das Textil wird mit einigen Tropfen verdünnter Salzsäure HCl aq ($c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/L}$) angefeuchtet: Der Motor dreht bzw. die LED leuchtet.

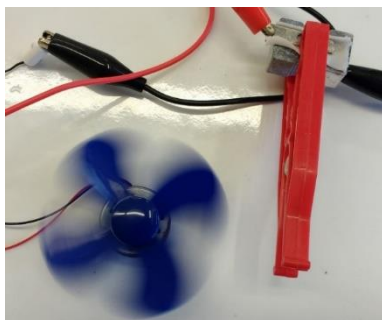
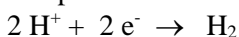


Elektronenabgabe / Minuspol:



Elektronenaufnahme /

Pluspol:



Versuch 3.7 Oxidiertes edles Silber und weniger edles Kupfer - Anreiberversilbern von Buntmetallen (Klemens Koch)

Buntmetalle können zur Dekoration und zum Schutz vor Korrosion mit Silber überzogen werden.

Buntmetalle werden gerne für dekorative Gegenständen und Münzen verwendet. Messing, Bronze, Aluminiumbronze und Kupfer bestehen teilweise oder ausschliesslich aus Kupfer. Kupfer ist ein Halbedelmetall, Silber ein Edelmetall, dieser Unterschied wird hier in einer Redoxreaktion ausgenützt.

Material: Buntmetall-Gegenstand, Lappen, Oberflächen

Chemikalien: Versilberungsmischung: 3 Teile Silberchlorid AgCl , 15 Teile Natriumchlorid NaCl (nicht iodiert!) und 20 Teile Weinstein ($\text{KC}_4\text{H}_5\text{O}_6$) (Massenanteile).

Die Feststoffe fein pulverisieren, vermischen und die Mischung lichtgeschützt aufbewahren.
Wasser

Sicherheit: Handschuhe tragen, sonst ungefährlich

Reaktion: $2 \text{AgCl} + \text{Cu} \longrightarrow 2 \text{Ag} + \text{CuCl}_2$

Vorgehen: Reinige und entfette die Oberfläche. Nimm mit einem feuchten Tuch etwas Versilberungsmischung auf und reibe den Brei auf die Buntmetall-Oberfläche, bis sie vollständig beschichtet ist. Spüle dann die Oberfläche mit Wasser und poliere mit Kalkpulver nach.

Versuch 4.1: Kohlenstoff – Kohlendioxid – Kohlensäure – Hydrogencarbonat – Carbonat – Kalk

Material: Soda-Club (oder Soda Stream), 1 Erlenmeyer 500 mL und 1 Saugflasche 1 L.
Reagenzgläser, RG-Gestell, Vakuumpumpe oder Wasserstrahlvakuum, Bunsenbrenner mit Dreibein

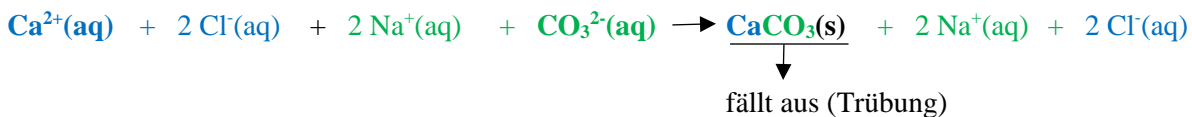
Chemikalien: Calciumchlorid (CaCl₂(s)), Natriumcarbonat (Na₂CO₃(s)),
pH-Indikator: Methylrot (rot-4.7-gelb), Universalindikator.
Tropfflaschen (c = 0.1 mol/L) mit Calciumchlorid, Natriumcarbonat, Natriumsulfat.
Tropfflasche mit Calciumhydroxid c(Ca(OH)₂(sat)).

Sicherheit: Säuren sind ätzend! Schutzbrille tragen!

Vorgehen 1: - Füllen Sie die Flasche mit Leitungswasser und geben Sie 1 Pipette Methylrot dazu.
- Montieren Sie die Flasche am Soda-Club (Soda Stream) und drücken Sie auf den Knopf. Was passiert? Wie verändert sich der pH-Wert der Lösung?
- Warten Sie 1 Minute, bevor Sie die Flasche vom Soda-Club entfernen und sofort mit dem Deckel verschliessen.

Aufgabe: - Wie können Sie diesen Vorgang rückgängig machen? Resp. wie kriegen Sie das Kohlendioxid, resp. die Kohlensäure wieder aus dem Wasser raus?

Vorgehen 2: - Zeigen Sie, dass man Calciumcarbonat (Kalk) ausfällen kann, indem man gelöstes Calciumchlorid (pH-Wert =) mit gelöstem Natriumcarbonat (pH-Wert =) reagieren lässt. Untersuchen Sie mit dem Universalindikator, bei welchem pH-Wert diese Reaktion abläuft?



- Versuchen Sie Carbonat-Ionen im kohlenensäurehaltigen Wasser nachzuweisen:
a) mit Calciumchlorid- und b) mit Calciumhydroxid-Lösung

Vorgehen 3: - Zeigen Sie, dass man Calciumsulfat (Gips) ausfällen kann, indem man gelöstes Calciumchlorid (pH-Wert =) mit gelöstem Natriumsulfat (pH-Wert =) reagieren lässt. Untersuchen Sie mit dem Universalindikator, bei welchem pH-Wert diese Reaktion abläuft?

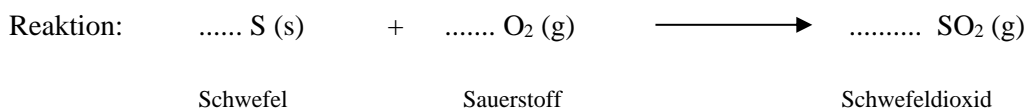
Versuch 4.2.1: Reaktion von Schwefel mit Sauerstoff

Material: Verbrennungslöffel, Standzylinder, Uhrglas oder Kartondeckel, Reagenzglas-halter, Bunsenbrenner

Chemikalien: Schwefel (S), Sauerstoffgas (O₂),

Sicherheit: Sie arbeiten in der Kapelle. Die entstehenden Dämpfe sollten nicht eingeatmet werden, da diese einen Hustenreiz auslösen und ätzend wirken. Schutzbrille tragen.

- Vorgehen:**
1. Füllen Sie den Standzylinder bei der Sauerstoffflasche mit Sauerstoffgas und verschliessen Sie diesen mit dem Uhrglas. Stellen Sie den Standzylinder in die Kapelle.
 2. Füllen Sie den Verbrennungslöffel etwa zur Hälfte mit Schwefelpulver. Befestigen Sie den Reagenzglashalter am Verbrennungslöffel.
 3. Zünden Sie den Bunsenbrenner in der Kapelle an und erhitzen Sie den mit Schwefel gefüllten Verbrennungslöffel über der Bunsenbrennerflamme, bis der Schwefel mit einer kleinen blauen Flamme zu brennen beginnt.
 4. Halten Sie nun den Verbrennungslöffel in den mit Sauerstoff gefüllten Standzylinder bis der Schwefel verbrannt ist.
 5. Entnehmen Sie den Verbrennungslöffel und verschliessen Sie die Öffnung des Standzylinders.



Charakterisieren Sie das entstandene Gas (Farbe, Geruch: Vorsicht! Mit der Handfläche über halboffenem Standzylinder zufächeln, ganz wenig einatmen!)

Stellen Sie einen Streifen farbiges Papier oder eine Blüte in den Messzylinder, verschliessen Sie ihn wieder und warten Sie einige Minuten.

Beobachtung:

Diskussion:

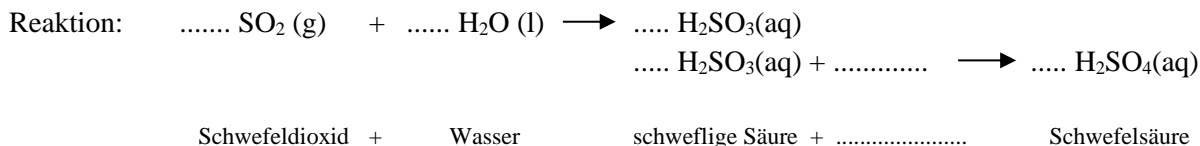
Entsorgung: Den erneut verschlossenen Standzylinder mit dem Schwefeldioxidgas brauchen Sie für **Versuch 4.2.2**. Glühen Sie den Verbrennungslöffel über dem Bunsenbrenner in der Kapelle aus, um Schwefelreste abzubrennen. Auskühlen lassen.

Versuch 4.2.2: Reaktion von Schwefeldioxid mit Wasser

Material: Standzylinder gefüllt mit SO₂-Gas (aus Versuch 4.2.1), Uhrglas oder Deckel, Reagenzglas

Chemikalien: Leitungswasser, pH-Indikator Methylrot.

Sicherheit: Sie arbeiten in der Kapelle. Die entstehenden Dämpfe sollten nicht eingeatmet werden, da diese Hustenreiz auslösen und ätzend wirken. Schutzbrille tragen.



Schwefeldioxid reagiert mit Wasser zu schwefliger Säure (H₂SO₃) und weiter zur Schwefelsäure (H₂SO₄), die man mit einem geeigneten Indikator (Methylrot) qualitativ nachweisen kann. Der Indikator ist in neutralem Wasser (pH ~7) gelb gefärbt. Kommt er in Kontakt mit einer Säure, so verändert sich seine Farbe auf Rot.

- Vorgehen:
1. Füllen Sie das Reagenzglas zu $\frac{3}{4}$ mit Leitungswasser und geben Sie einige Tropfen des Indikators Methylrot hinzu.
 2. Mit dem Daumen verschliessen und gut schütteln.

Beobachtungen: *Farbe der Lösung:*

3. Geben Sie nun den Inhalt des Reagenzglases in den Standzylinder mit dem Schwefeldioxidgas.
4. Verschliessen Sie den Zylinder mit dem Uhrglas oder mit dem Deckel und Schütteln Sie vorsichtig während 1-2 Minuten durch.

Beobachtungen: *Farbe des Gasraumes:*

Farbe der Lösung:

Diskussion:

Erklärung: Neben dem farblosen SO₂(g) ist auch noch festes SO₃(s) im Gasraum enthalten, welches als weisser Rauch sichtbar ist.