



Sozialform: Partnerarbeit

Methode: Experiment



Diese Station enthält Experimente.

- Achtet auf **Ordnung und Sauberkeit** am Arbeitsplatz!
- **Räumt** die Station wieder **auf**, wenn ihr fertig seid und macht alle Geräte sauber!
- Tragt eine **Schutzbrille**!
- Tragt bei dem Versuch 1 **Schutzhandschuhe** und arbeitet wenn möglich an einem Abzug oder an einem gut gelüfteten Platz!

Informationen:

Carbonsäuren sind organische Verbindungen mit einer oder mehreren Carboxylgruppen. Sie haben typische Säureeigenschaften, die ihr bereits bei anorganischen Säuren kennengelernt habt.

Aufgabe:

Sucht euch von den ersten zwei vorgegebenen Experimenten eins aus und führt es durch! Fertigt ein Kurzprotokoll an, in dem ihr die jeweiligen Versuchsfragen beantwortet! Vergleicht mit der entsprechenden Lösung (LB 1 bis 3)!

Zusatz: Führt das dritte Experiment durch und beantwortet die Versuchsfragen!

Braucht ihr Hilfe?

Auf dem Tisch findet ihr je zwei Hilfekärtchen zu Versuch 1 und Versuch 2. Wenn ihr nicht weiterkommt, nehmt die Hilfekarte 1 und schaut euch den Hinweis an. Falls ihr dann immer noch Probleme habt, nehmt Hilfekarte 2.

Legt die Karten am Ende wieder ordentlich zurück, so dass eure Klassenkameraden sie auch nutzen können.



Hilfskarten
Vorderseite

E3, AB 1: Hilfskarte 1

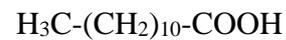
E3, AB 1: Hilfskarte 2

E3, AB 2: Hilfskarte 1

E3, AB 2: Hilfskarte 2

Rückseite

verkürzte Strukturformel von Laurinsäure:



verkürzte Strukturformel von Oxalsäure:



Für die Löslichkeit von Stoffen gilt: ähnliches löst sich in ähnlichem.

Die Carboxylgruppe ist eine stark polare Gruppe.

Mit der Knallgasprobe kann man im Labor Wasserstoff nachweisen.

Edelmetalle wie Silber und Gold werden durch Säuren wie Essigsäure oder Salzsäure nicht angegriffen, Eisen oder Zink hingegen schon. Warum?

Wo würdet ihr Magnesium und Kupfer einordnen?



Auftrag:

Beschreibt die vorliegenden Carbonsäuren! Untersucht und erklärt deren Löslichkeit in Wasser bzw. n-Heptan! Füllt dazu das Arbeitsblatt 1.2 aus!

Geräte und Chemikalien:

Chemikalien	Geräte
<ul style="list-style-type: none"> · Oxalsäure · Laurinsäure (Dodecansäure) · Essigsäure (konzentriert) · n-Heptan 	<ul style="list-style-type: none"> · 6 Reagenzgläser mit Gummistopfen · 1 Spatel · Papierhandtücher · 2 Pipetten · Spritzflasche mit destilliertem Wasser · wasserfester Permanentmarker · Reagenzglashalter

Durchführung:

1. Beschriftet sechs Reagenzgläser mit folgenden Kürzeln, um spätere Verwechslungen zu vermeiden:
 - a) OS + H₂O (OS = Oxalsäure)
 - b) OS + nH (nH = n-Heptan),
 - c) LS + H₂O (LS = Laurinsäure)
 - d) LS + nH,
 - e) ES + H₂O (ES = Essigsäure),
 - f) ES + nH
2. Gebt in die Reagenzgläser a), c) und e) mit der Spritzflasche etwa 1 cm hoch Wasser, in die Reagenzgläser b), d) und f) mit einer sauberen Pipette etwa 1 cm hoch n-Heptan
3. Füllt in die Reagenzgläser a) und b) je eine Spatelspitze Oxalsäure, wischt den Spatel gründlich ab und füllt in die Reagenzgläser c) und d) je eine Spatelspitze Laurinsäure! Gebt in die Reagenzgläser e) und f) mit einer sauberen Pipette je 10 Tropfen Essigsäure!
4. Schwenkt jedes Reagenzglas vorsichtig, notiert eure Beobachtungen!

Entsorgungshinweis: Alle Mischungen, die n-Heptan enthalten, müssen gesondert entsorgt werden. Alle Mischungen ohne n-Heptan können im Ausguss entleert werden.



Aussehen und Geruch:

	Essigsäure	Oxalsäure	Laurinsäure
Farbe			
Geruch			
Aggregatzustand			

Löslichkeit:

	Essigsäure	Oxalsäure	Laurinsäure
Wasser			
Heptan			

Erklärung:

Aussehen und Geruch:

	Oxalsäure	Laurinsäure	Essigsäure
Farbe	farblos bis weiß	farblos bis weiß	farblos
Geruch	geruchlos	schwach, fettartig	stechend, nach Essig
Aggregatzustand	fest, kristallin	fest, wachsartig	flüssig

Löslichkeit:

	Oxalsäure	Laurinsäure	Essigsäure
Wasser	löslich	nicht löslich	löslich
Heptan	nicht löslich	löslich	löslich

Erklärung:

Moleküle der Oxalsäure (auch Ethandisäure) besitzen zwei Carboxylgruppen. Deshalb ist Oxalsäure durch die Ausbildung von Wasserstoffbrückenbindungen gut in Wasser löslich. Das Molekül ist stark polar. Deshalb ist Oxalsäure im unpolaren Lösemittel n-Heptan unlöslich.

Laurinsäure ist eine mittelkettige Fettsäure mit zwölf Kohlenstoffatomen im Molekül. Insgesamt haben die Moleküle einen unpolaren Charakter und sind deshalb gut im unpolaren n-Heptan, aber schlecht im polaren Wasser löslich.

Essigsäure löst sich in Wasser durch die Ausbildung von Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den Monomeren (einzelnen Molekülen) und dem Wasser. Gibt man Essigsäure in n-Heptan, bildet sich aus je zwei Molekülen durch die Ausbildung von Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den Molekülen Dimere (Teilchen aus zwei Essigsäuremolekülen), die nach außen hin unpolar sind. Deshalb ist Essigsäure sowohl in dem polaren Wasser als auch im unpolaren n-Heptan löslich.



Auftrag:

Untersucht das Verhalten von Essigsäure gegenüber verschiedenen Metallen und Metalloxiden! Füllt dazu das Arbeitsblatt AB 2.2 aus! Ergänzt wenn möglich die entsprechenden Reaktionsgleichungen!

Geräte und Chemikalien:

Chemikalien	Geräte
<ul style="list-style-type: none"> · Essigsäure (20 %) · Magnesiumspäne · Kupferdraht · Calciumoxid 	<ul style="list-style-type: none"> · 1 Reagenzglas mit Ansatzrohr · 1 Gummischlauch mit Glasrohr und Stopfen · 1 pneumatische Wanne mit Wasser · 1 Brenner und Streichhölzer · 3 Reagenzgläser · 2 Spatel · 1 Reagenzglasklammer · 1 Pipette · 1 Reagenzlashalter

Durchführung:

1. Gebt einen Spatel Magnesiumspäne in das Reagenzglas mit seitlichem Ansatz, verbindet das Ansatzrohr mit dem Gummischlauch!
2. Tropft in das Reagenzglas so viel Essigsäure, bis das Glas etwa 1 cm hoch gefüllt ist und verschließt das Reagenzglas mit einem Gummistopfen! Notiert eure Beobachtungen! Falls eine Gasentwicklung auftritt, fangt das entstehende Gas pneumatisch in einem Reagenzglas auf und führt die Knallgasprobe durch!
3. Gebt in die anderen beiden Reagenzgläser Essigsäure, bis die Gläser etwa 1 cm hoch gefüllt sind. Gebt in eines der beiden Reagenzgläser eine Spatelspitze Calciumoxid, haltet in das andere Reagenzglas einen Kupferdraht! Notiert eure Beobachtung!

Entsorgungshinweis: Alle Feststoffe werden im Hausmüll entsorgt. Alle Lösungen können im Abguss entsorgt werden.



1. Verhalten von Magnesium gegenüber Essigsäure:

Erklärung:

2. Verhalten von Calciumoxid gegenüber Essigsäure

Erklärung:

3. Verhalten von Kupfer gegenüber Essigsäure

Erklärung:

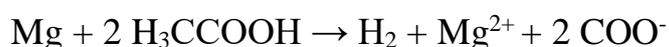


1. Verhalten von Magnesium gegenüber Essigsäure:

Essigsäure ist in der Lage, die Magnesiumspäne aufzulösen. Dabei kommt es zu einer Wärme- und Gasentwicklung. Die Knallgasprobe fällt positiv aus. Es handelt sich bei dem entstehenden Gas um Wasserstoff

Erklärung:

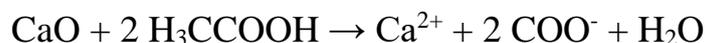
Bei der Reaktion werden Protonen zu Wasserstoff umgewandelt. Die Magnesiumatome reagieren zu Magnesiumkationen, weil Magnesium ein unedles Metall ist. Die Reaktionsgleichung ist folgendermaßen:

2. Verhalten von Calciumoxid gegenüber Essigsäure

Das Calciumoxid löst sich beim Kontakt mit Essigsäure auf.

Erklärung:

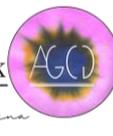
Es kommt zu einer Neutralisationsreaktion. Die Protonen reagieren mit dem Oxidion zu Wasser. Die Calcium- und Acetationen gehen in Lösung. Das wird durch die folgende Reaktionsgleichung beschrieben:

3. Verhalten von Kupfer gegenüber Essigsäure

Kupfer wird von Essigsäure selbst nicht angegriffen. Man beobachtet keine Reaktion. Erst bei Zutritt von Luft kommt es zur Bildung eines blaugrünen Belags. Dieser ist in Essigsäure löslich.

Erklärung:

Kupfer ist ein edleres Metall als Magnesium und reagiert nicht mit Protonen zu Kupferionen und Wasserstoff. Bei Anwesenheit von Sauerstoff kommt es zur Bildung von Kupferoxiden und Kupferhydroxiden, die lösliche Kupferionen enthalten. Bei ausreichender Konzentration wirkt die Essigsäure durch die gelösten Kupferionen tief blau.



Auftrag:

Bestimmt die Leitfähigkeit einer verdünnten Essigsäurelösung und einer verdünnten Salzsäurelösung und zieht Rückschlüsse über den Dissoziationsgrad und die Säurestärke!

Geräte und Chemikalien:

Chemikalien	Geräte
· Salzsäure ($c = 0,1 \text{ mol/L}$)	· 1 Leitfähigkeitsmessgerät
· Essigsäure ($c = 0,1 \text{ mol/L}$)	· 2 Bechergläser (250 mL)
· destilliertes Wasser	· 1 Becherglas (300 mL) zum Reinigen

Durchführung:

1. Füllt in ein Becherglas 100 mL Salzsäure. Füllt in das andere Becherglas 100 mL Essigsäure.
2. Bestimmt mithilfe des Leitfähigkeitsmessgeräts die Leitfähigkeit beider Lösungen! Reinigt die Messkontakte nach jeder Messung gründlich mit destilliertem Wasser!
3. Notiert euch beide Werte und vergleicht sie. Erläutert eure Messergebnisse!

Entsorgungshinweis: Alle Lösungen können im Abguss entsorgt werden.



Die Leitfähigkeit einer elektrisch leitenden Lösung ist von der Konzentration der frei beweglichen Ladungsträger abhängig.

Essigsäure und Salzsäure dissoziieren beim Auflösen in Wasser zu einem bestimmten Maß in Protonen und Säurerestionen. Je mehr Protonen durch die Dissoziation vorhanden sind, desto höher ist die Leitfähigkeit. Deshalb kann über die Leitfähigkeit auf die Stärke der Säure geschlossen werden, also wie stark dissoziiert die Säure in Wasser vorliegt.

Salzsäure ist eine stärkere Säure als Essigsäure, weil mehr Moleküle dissoziiert, also in Form der Ionen vorliegen und die Leitfähigkeit ist deswegen höher. Essigsäure ist eine schwächere Säure. Es liegen weniger Moleküle in dissoziierter Form vor und die Leitfähigkeit ist niedriger, obwohl die Gesamtkonzentration der Essigsäuremoleküle gleich der Gesamtkonzentration der Chlorwasserstoffmoleküle ist.

