

## Säure, Laugen & saurer Regen



Klassenstufe	Oberthemen	Unterthemen	Anforderungsniveau	Durchführungsniveau	Vorbereitung
Sek 1/2	RedOx-Reaktionen	Säure/Laugen	••	•	ca. 30 min

### Aufgabenstellung

Auch diesmal bieten wir Ihnen einige Anregungen für die Einführung von Säuren und Laugen in den Chemieunterricht. Selbstverständlich verstehen wir unsere News als Anregungen. Conatex erfindet das „Rad nicht neu“! Wir wollen nicht belehren, aber wir hoffen Ihnen manchmal wertvolle Impulse zu geben. Die Versuche, die wir Ihnen präsentieren gehören teilweise zum Standard, teilweise werden sie sie aber noch nicht kennen. Immer jedoch werden wir uns Gedanken machen, wie man bestimmte Themen sinnvoll in einen modernen didaktischen Unterricht integrieren kann.

## Verhalten von Säuren gegenüber Metallen

### Chemikalien

- ▶ Salzsäure (Schwefelsäure)
- ▶ Magnesiumspäne
- ▶ Eisenspäne
- ▶ Zinkspäne
- ▶ Kupferspäne
- ▶ Silberstreifen

### Geräte

- ▶ Reagenzgläser (z.B. 100.2308)
- ▶ Ständer (z.B. 200.0024)
- ▶ Pipette (z.B. 200.6743)
- ▶ Digitalthermometer (z.B. 103.6461)

## Durchführung

In je ein Reagenzglas gibt man jeweils eine kleine Menge der Metalle. Dann fügt man einige Milliliter der Säure auf die Metalle. Jetzt hält man ein trockenes Reagenzglas über die Reaktionsgefäße und führt die Knallgasprobe durch.

### Tipp!

Man sollte nur eine kleine Menge der Magnesiumspäne verwenden, da die Reaktion sehr heftig sein kann. Bei dieser Reaktion kann man jedoch auch ein Digitalthermometer verwenden, um den Schülern zu verdeutlichen, warum diese Reaktion exotherm ist.

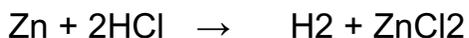
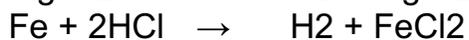
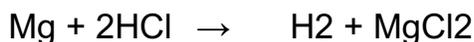
Selbstverständlich kann man einen leeren Luftballon auf die Reaktionsgefäße stecken. Dieser wird dann langsam mit dem entstehenden Gas aufgefüllt. Zum Schluss hält man den Luftballon über eine Bunsenbrennerflamme.

Sehr spektakulär aber nicht ganz ungefährlich!

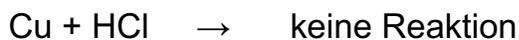
Das Reaktionsgefäß mit den Eisenspänen kann bei zu langsamer Gasbildung langsam erhitzt werden.

## Ergebnis

Außer Kupfer und Silber werden alle Metalle unter Gasentwicklung aufgelöst.  
Die Knallgasprobe ist positiv und damit ist also Wasserstoff entstanden.  
Säuren reagieren mit unedlen Metallen und Wasserstoffentwicklung.  
Folgerung: es entsteht Wasserstoff  
außerdem entstehen noch Salze....



Aber



Die gleiche Versuchsreihe sollte dann mit einer anderen Säure (verd. Schwefelsäure) von den Schülern durchgeführt werden.

## **Lernziele**

Die Reaktion von Magnesium mit Salzsäure beschreiben und erklären können. Die Schüler sollen erkennen, dass nicht alle Metalle von Säuren unter Wasserstoffentwicklung aufgelöst werden.

Die Schüler sollen die Gesetzmäßigkeit erkennen, dass unedle Metalle von Säuren angegriffen werden.

## **Versuch 1: Der „Saure Regen“ in Modellversuchen**

Schülerversuch: Dauer ca.20 min.

### **Geräte**

- ▶ Becherglas (250ml) (z.B. 200.6533)
- ▶ 2 Erlenmeyerkolben (100ml) (z.B. 200.6682)
- ▶ Lastiktüte ca. 5l
- ▶ Glasrohr (z.B. 200.6631)

### **Chemikalien**

- ▶ Autoabgase (T)
- ▶ Lackmusfarbstoff
- ▶ destilliertes Wasser

## **Durchführung**

Zunächst wird eine Indikatorlösung für Säuren und Basen hergestellt: Zu 100 ml destilliertem Wasser gibt man wenig Lackmusfarbstoff. Die Lösung soll nur schwach violett gefärbt sein. Anschließend wird sie gleichmäßig auf 2 Erlenmeyerkolben verteilt. Der Lehrer fängt nun (und auch wirklich nur der Lehrer!) die Abgase in bei laufendem Motor auf. Der Lehrer verschließt die Plastiktüte. Im Labor wird jetzt ein Glasrohr vorsichtig in die Tüte geschoben.

Die Spitze schaut noch aus der Tüte und man hat die Tüte weiter geschlossen. Als nächstes drückt man die Abgase durch langsam durch das Glasrohr in die Erlenmeyerkolben. Die Farbe beider Flüssigkeiten werden verglichen.

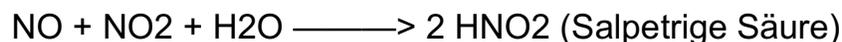
### **Beobachtung**

Die schwach violette Flüssigkeit im Erlenmeyerkolben hat sich durch das Lösen von Autoabgasen schwach rot gefärbt.

### **Auswertung**

In Autoabgasen, aber auch in Abgasen von Heizkraftwerken, Industrien und Haushalten sind verschiedene, gasförmige Nichtmetalloxide enthalten:

Schwefeldioxid und Stickstoffoxide haben die Eigenschaft mit Wasser (z. B. Regen) zu Säuren zu reagieren. Dabei entstehen die schweflige Säure und die salpetrige Säure, die Bestandteile des sauren Regens sind:



Die Bildung von Säuren wird durch die Verfärbung der schwach konzentrierten Indikatorlösung angezeigt.



### **Alternativ**

Wem das Auffangen von Auspuffgasen zu gefährlich erscheint (sollte wenn, dann wirklich auch nur von der Lehrperson vollzogen werden), der könnte den folgenden Modellversuch durchführen. Allerdings müsste dieser ebenso wie der erste zum Säuren Regen auch unter dem Abzug durchgeführt werden. Das Verwenden der Auspuffgase stellt allerdings für die Schüler einen sehr deutlichen Umweltbezug her. Auto- bzw. Industrieabgase sind es die hauptsächlichliche Ursache für den Säuren Regen sind!

### **Pädagogische Überlegungen**

Hier bietet sich wiederum eine gute Gelegenheit, die auch so trockene und theoretische Chemie mit einem aktuellen Praxisbezug für die Schüler in einem „anderen“ Licht erscheinen zu lassen.

Hier ist es z.B. möglich, einen Zeitungsartikel oder einen Sachtext zum „Säuren Regen“ aus dem Internet zu kopieren und die Schüler mit dem Text arbeiten zu lassen. Noch besser wäre es, wenn die Schüler selbstständig Materialien zum Säuren Regen aus dem Internet recherchieren!

## Versuch 2: Der „Saure Regen“ in Modellversuchen

### Chemikalien

- ▶ Schwefelpulver
- ▶ ein Stück Kohle
- ▶ Indikatorpapier

### Geräte

- ▶ Kleines Aquarium oder Glaswanne (z.B.200.6551)
- ▶ Blumenspritze oder Spritzflasche (z.B.200.6832)
- ▶ Verbrennungslöffel am Stativ, Tiegel (z.B.100.2379)

### Durchführung:

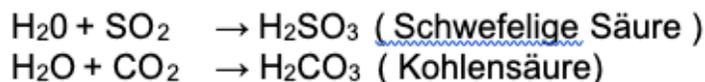
Diesen Versuch baut man komplett unter dem Abzug auf. Am Anfang lässt man den Ventilator aus! Auf dem Wannenboden wird Indikatorpapier ausgelegt. Unter dem Verbrennungslöffel stellt man einen Porzellantiegel, um tropfenden Schwefel aufzufangen.

Jetzt wird der Schwefel oder alternativ dazu die Kohle (oder ein anderer organischer Stoff) angezündet. Nach dem fast vollständigen Abbrennen löscht man mit der Blumenspritze großflächig. Der entstandene Rauch konnte nicht abziehen und wird durch das Wasser aufgenommen. Sehr schnell kann man eine saure Reaktion erkennen!

### Auswertung:

Das Indikatorpapier färbt sich sofort rot. Dies gibt uns ein Hinweis darauf, dass das herunterspritzende Wasser im sauren Bereich sein muss.

1.  $S + O_2 \rightarrow SO_2$
2.  $C + O_2 \rightarrow CO_2$



## Versuch 3: Neutralisation

### Chemikalien:

- ▶ Salzsäure (c=1mol/l)
- ▶ Natronlauge (c=1mol/l)
- ▶ Universalindikator (flüssig)

### Geräte:

- ▶ Bürette (z.B. 200.6397)
- ▶ Magnetrührer mit Rührfischchen (z.B. 201.5140)
- ▶ Bechergläser (z.B. 200.6532)
- ▶ Thermometer (Digital!) (z.B. 103.6461)
- ▶ Stativ mit Klemme (z.B. 200.0451)
- ▶ Trichter (z.B. 200.6814)

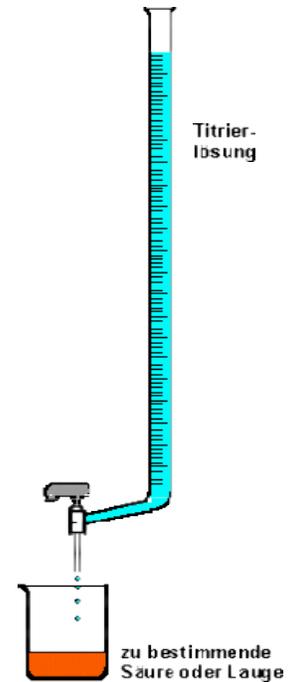
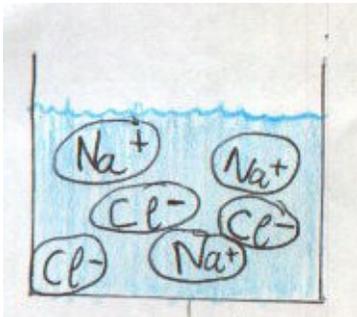
## Durchführung

- In ein Becherglas füllt man 50ml Salzsäure ein, in ein zweites 55ml Natronlauge.
- Jetzt kennzeichnet man die Bechergläser durch Zugabe von Universalindikator.
- Die Natronlauge wird in die Bürette gefüllt.
- Jetzt stellt man das andere Becherglas auf den Magnetrührer, gibt das magnetische Rührfischchen hinzu und stellt den Magnetrührer so an, dass die Lösung leicht durchmischt wird.
- Wir öffnen den Bürettenhahn und geben erst schnell, dann tropfenweise Natronlauge in die Salzsäure.
- Sobald der Neutralpunkt erreicht ist beenden wir die Zufuhr der Lauge.

**Beobachtung:**

- ▶ Grünfärbung des Indikators am Neutralpunkt
- ▶ Temperaturanstieg

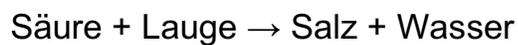
**Auswertung:**



**Wesentliche Reaktion**



**Allgemein**



### Arbeitsblatt für Schüler

Setze die Formel des Salzes ein. Beachte dabei, dass die Summe der positiven und negativen Ladungen der Ionen des Salzes ausgeglichen (gleich 0) sein muss.

Metallion	Cl <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Mg <sup>2+</sup>				
Cl <sup>-</sup>				
Al <sup>3+</sup>				
Na <sup>+</sup>				
Fe <sup>3+</sup>				

### Pädagogischer Ratschlag:

An dieser Stelle kann man natürlich das Thema Salze weiter vertiefen. Unserer Meinung nach sollte jedoch das weite Thema Säuren und Laugen erst weiter vertieft werden, um dann später wieder eingehend auf das Thema Salze (Salzbildungsreaktionen!) eingehen zu können.

## **Versuch 4 :Eindampfen der wässrigen Natriumchloridlösung**

### **Chemikalien**

- ▶ Neutrale Lösung von Versuch 3

### **Geräte**

- ▶ Becherglas (z.B. 200.6532)
- ▶ Gasbrenner (z.B. 102.1701)
- ▶ Stativ (z.B. 100.3623)
- ▶ Ceranplatte (z.B. 100.3620)

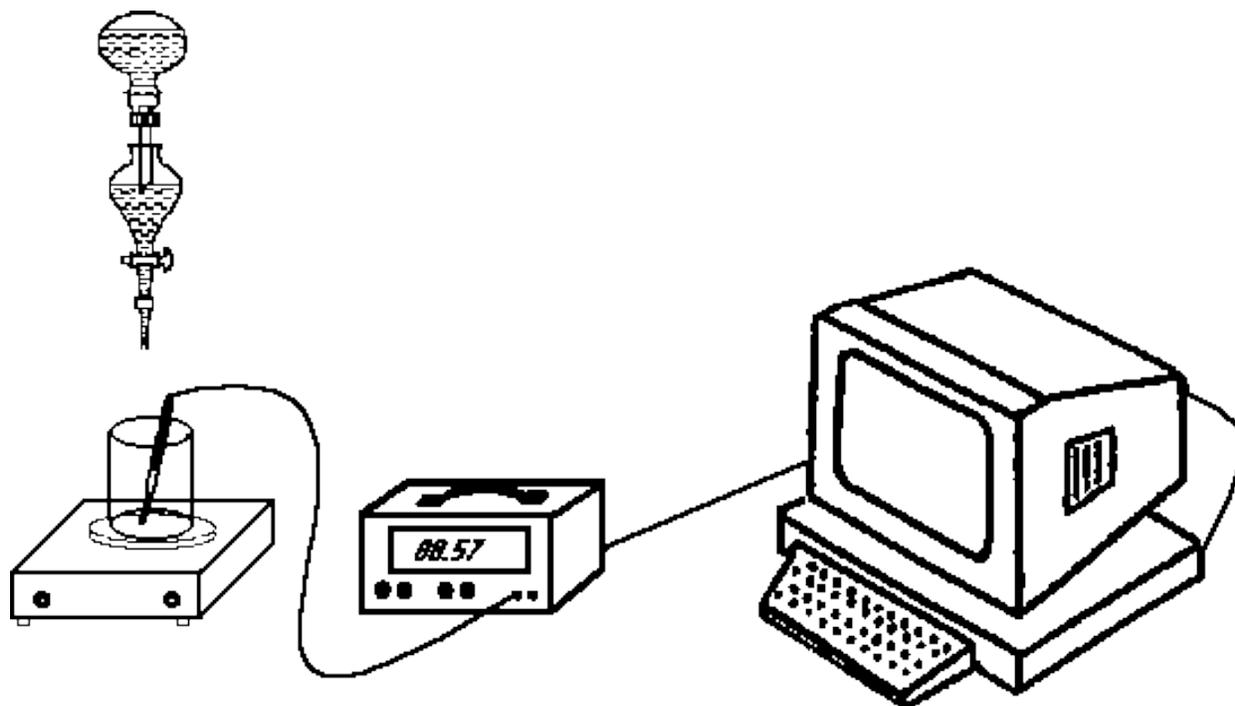
### **Durchführung**

Ein Teil der Lösung wird vollständig eingedampft

### **Ergebnis, Beobachtung**

Schon nach einigen Minuten bildet sich am unteren Becherglasrand ein weißer Belag. Kurz bevor, dass Wasser vollständig verdampft ist, fängt der Sud an zu „knacken“. Am Ende des Versuches sieht man einen weißen, kristallinen Stoff. Es handelt sich um NaCl.

## Versuch 5: Messung der elektrischen Leitfähigkeit während einer Neutralisationsreaktion



### Chemikalien

- ▶ Kalk- oder Barytwasser
- ▶ Schwefelsäure (c=1mol/l)
- ▶ Indikatorlösung

### Geräte

- ▶ Becherglas (z.B. 200.6532)
- ▶ Bürette (z.B. 200.6397)
- ▶ Schwachstromquelle (z.B. 200.4783)
- ▶ Leitfähigkeitsprüfer (z.B. 100.3762)
- ▶ Messgerät (z.B. 104.0140)
- ▶ Zuleitungskabel
- ▶ Magnetrührer (z.B. 201.5140)
- ▶ Stativ mit Stativmaterial (z.B. 200.0451)

## Durchführung

Ein Becherglas wird ein paar Zentimeter hoch mit Kalk- oder Barytwasser gefüllt. Danach gibt man einen Indikator hinzu.

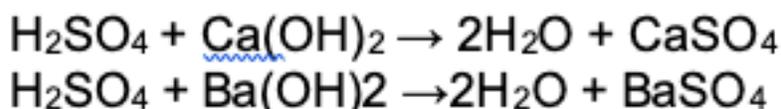
- Aus einer Bürette tropft man langsam die Säure hinzu.
- Alle 10 Sekunden misst man die elektrische Leitfähigkeit.
- Man tropft bis über den Neutralpunkt und misst weiter...

## Beobachtung

Calciumsulfat bzw. Bariumsulfat und Wasser geben keine Ionen mehr ab. Die elektrische Leitfähigkeit nimmt deshalb bis zum Neutralpunkt ab. Dort liegt das Minimum. Danach nimmt die Leitfähigkeit wieder zu.

## Auswertung

Calcium- oder Bariumsulfat und Wasser geben keine Ionen ab. Die elektrische Leitfähigkeit nimmt deshalb bis zum Neutralpunkt ab.



## Tipp

Verwendet man ein Glühlämpchen, dann wird die Änderung der elektrischen Leitfähigkeit sehr gut demonstriert. Man kann z.B. das Glühlämpchen in den Schaltkreis einbauen.

Zunächst leuchtet das Lämpchen hell auf. Je näher man sich dem Neutralpunkt nähert, desto schwächer leuchtet das Lämpchen. Am Neutralpunkt dann erlischt das Lämpchen. Lässt man weiter Schwefelsäure zu laufen, dann leuchtet das Lämpchen wieder auf.