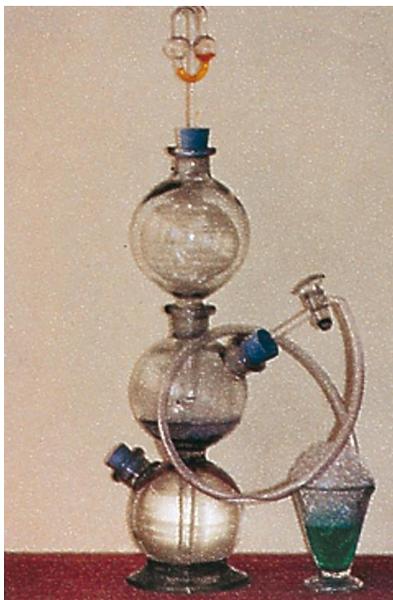


Die Reaktion zwischen Säuren, Laugen und einigen Metallen

Dauer: 18 min



Dieser Film wendet sich an Schüler der 8. - 10. Klasse der Sekundarstufe 1. Er trägt alle notwendigen Beobachtungen zusammen, die die chemischen Reaktionen verschiedener Metalle in saurer oder alkalischer Lösung betreffen.

Natürlich sind die verschiedenen Sequenzen auch unabhängig voneinander im Unterricht vom Lehrer einzusetzen.

Der Film umfasst drei Teile:

- Die Bildung einer wässrigen Salzsäurelösung, dann die Bildung einer Natriumhydroxidlösung.
- Die Reaktion der Salzsäurelösung mit Eisen, Zink, Aluminium und Kupfer.
- Die Reaktion von Natronlauge mit Zink und Aluminium.

Aus Gründen der direkten Anwendung haben wir den Kippschen Apparat hinzugefügt. Dieser ist oft nicht in den Schulen vorhanden.

Für den Lehrer wäre es ratsam, die gezeigten Versuche durch einige wenige Lehrerversuche selbst zu ergänzen.

Achtung:

Einige im Film gezeigten Experimente sind gefährlich!

Die Abschnitte des Films (Sequenzen) werden inhaltlich kurz zusammengefasst. Am Anfang jedes Abschnitts erscheint in Klammern eine genaue Zeitangabe.

Abschnitt: Einleitung

I. Teil: "Saure und alkalische Lösungen"

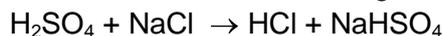
1. Abschnitt: Die Herstellung einer wässrigen Chlorwasserstofflösung. (2 min. + 30 sec.)

Um uns Chlorwasserstoff herzustellen, lassen wir konzentrierte Schwefelsäure mit Natriumchlorid (Kochsalz) reagieren. Die Apparatur wird so aufgebaut, dass das entstehende Gas getrocknet wird: Das Gas Hydrogenchlorid ist ein farbloses, transparentes Gas, welches eine größere Dichte als die Luft besitzt. Außerdem ist es ein ätzendes Gas. Aus diesem Grund muss bei der labortechnischen Darstellung von Hydrogenchlorid darauf geachtet werden, dass die Herstellung unter einem funktionierenden Abzug abläuft.

Wenn man dieses Gas in eine Silbernitratlösung einleitet, entsteht sofort eine weißer Niederschlag von Silberchlorid. Dieser charakterisiert die Chloridionen.

Ein Indikator zeigt uns außerdem den Übergang von einem neutralen zu einem sauren Milieu an. Der "Springbrunnenversuch" zeigt uns insbesondere, dass Hydrogenchlorid sehr gut löslich in Wasser ist. Über 500 l Hydrogenchloridgas löst sich in 1 l Wasser!

Die Elektrolyse einer wässrigen Lösung, die arm an Ionen ist, zeigt uns, dass kaum Strom fließt. Die Elektrolyse einer Salzsäurelösung zeigt uns dann aber, dass der Stromfluss von der Anzahl der Ionen abhängt.

**2. Abschnitt: Die Präparierung einer Natriumhydroxidlösung (3 min.)**

Einige Pastillen von festem Natriumhydroxid werden in ein verschlossenes Glasgefäß eingebracht. Nach einiger Zeit beobachtet man, dass die Pastillen feucht geworden sind. Das Natriumhydroxid hat in diesem Fall die Luftfeuchtigkeit der Luft absorbiert.

Wenn wir etwas Wasser auf das feste Natriumhydroxid geben, erwärmt sich die Lösung. Dies kann an einem Thermometer sichtbar gemacht werden: diese Reaktion ist exotherm.

Der benutzte Indikator ist Phenolphthalein. Dieser ist bei einem pH-Wert von 7, also neutralem Milieu farblos. Er wird jedoch in alkalischem Milieu (wie z. B. in Natronlauge) rosa-violett.

Wenn man einen Spatel in eine alkalische Lösung von Natriumhydroxid und dann in eine Flamme hält, beobachtet man eine starke Gelbfärbung der Flamme. Sie ist charakteristisch für Natriumionen.

Glas darf man für diesen Test nicht verwenden, da Glas Natrium enthält.

Durch eine Elektrolyse kann man ebenfalls nachweisen, dass die Lösung Natrium- bzw. Hydroxidionen enthält.

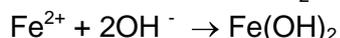
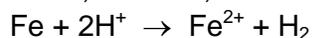
II. Teil: "Reaktionen mit der Salzsäure"**3. Abschnitt: Die Reaktion mit Eisen (1 min. + 45 sec.)**

Nun geben wir etwas Salzsäure auf Eisen. Die Reaktion ist heftig und es wird sofort ein farbloses Gas freigesetzt.

Man entnimmt nun etwas von der entstandenen Lösung und gibt einige Hydroxidionen hinzu. Ein grünlicher Niederschlag von Eisenhydroxid-2 charakterisiert das Vorhandensein von Eisen-2-Ionen.

Wenn man diesen Niederschlag einige Zeit der Luft aussetzt, ändert der Niederschlag die Farbe in eine rostige: die Oxidation von Eisen-2-Ionen durch die Luft führt zu Eisen-3-Hydroxidionen.

Wenn man den pH- Wert dieser Reaktion beobachtet, konstatiert man einen pH- Wertanstieg von 1,2 nach 1,9.

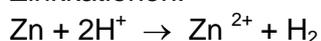


4. Abschnitt: Die Reaktion mit Zink (1 min. + 30 sec.)

Die Reaktion mit Zink ist sehr heftig, so heftig, dass man eine kleine Flamme zum entzünden bringt, die durch das freigesetzte Wasserstoff brennt. Man braucht eine großes Säurevolumen, um eine geringe Menge gereinigte Luft zu erhalten.

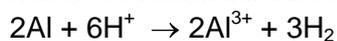
Man entnimmt eine kleine Menge der enthaltenen Lösung und gibt etwas Hydroxidionen dazu.

Man erhält einen weißen Zinkhydroxidniederschlag, der für die Zinkionen charakteristisch ist. Eine Übermenge von Zinkhydroxidionen löst den Niederschlag wieder auf. Es bilden sich Zinkkationen.



5. Abschnitt: Reaktion mit Aluminium (1 min. + 45 sec.)

Die Reaktion von Salzsäure mit Aluminium ist sehr stark. Der Behälter wird in einen Erlenmeyerkolben gestellt, der kaltes Wasser enthält. Dadurch soll die Heftigkeit der Reaktion etwas gebremst werden. Einen Teil der erhaltenen Lösung wird entnommen, um Hydroxidionen hinzuzufügen. Der weiße Aluminiumhydroxidniederschlag ist für die Anwesenheit der Aluminiumionen charakteristisch. Eine weitere große Menge an Hydroxidionen wird in der Lösung gelöst. Der weiße Niederschlag löst sich wieder auf. Es haben es Aluminiumkationen gebildet.



6. Abschnitt: Reaktion mit Kupfer (20 sec.)

Die Salzsäure reagiert offensichtlich nicht mit allen Metallen. In diesem Falle reagiert sie nicht mit Kupfer.

7. Abschnitt: Die Kippsche Apparatur (2 min.)

Dieses Gerät ermöglicht die Herstellung von Wasserstoff unter kontrollierbaren Versuchsbedingungen. Wir lassen Salzsäure mit Zink reagieren.

Der Versuch ist höchst gefährlich, wenn man die Luft nicht gereinigt hat. In diesem Falle hat man eine explosive Gasmischung aus dem Sauerstoff der Luft und dem Wasserstoff.

III. Teil: "Reaktion von Natronlauge"

8. Abschnitt: Reaktion mit Zink

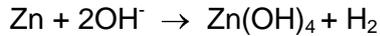
Ein Gemisch aus Natronlauge (Natriumhydroxid) und Zink (in Pulverform) wird mit etwas Wasser in ein Reagenzglas gegeben.

Die Reaktion wird dann durch Erhitzen beschleunigt. Ein Gas entsteht, welches mit der Luft explodiert (Knallgasprobe), es handelt sich um Wasserstoff.

Das erste Reagenzglas dient dazu, die zuerst freiwerdende Luft aufzufangen. Wenn man zu der hergestellten Lösung einige Hydrogenionen hinzufügt, neutralisiert man einen Teil der

Die Reaktion zwischen Säuren, Laugen und einigen Metallen - Best.- Nr. 2020948

Hydroxidionen. Wir erhalten einen Niederschlag von Zinkhydroxid. Dieser Niederschlag löst sich dann auf in eine Lösung von Zinkkationen.



9. Abschnitt: Reaktion mit Aluminium

Natronlauge reagiert sehr heftig mit Aluminium. Das Gefäß wird in ein Gefäß mit kaltem Wasser gelagert, um die Heftigkeit der Reaktion etwas zu bremsen.

Wenn man zu der erhaltenen Lösung einige Hydrogenionen hinzufügt, neutralisiert man einen Teil der Hydroxidionen.

Die Aluminiumkationen bleiben in Lösung, während das Aluminiumhydroxid als Niederschlag ausfällt.



IV. Teil: Schluss (1 min.)

Wir haben auf der rechten Seite einige Säuren und auf der linken Seite einige Basen aus dem täglichen Leben dargestellt.

Hier bekommen die Schüler den Bezug zum Alltag.

Wenn wir über eine Lösung mit Bromthymolblau blasen, verwandelt das Kohlenstoffdioxid der Luft die blaue Farbe in eine gelbe Farbe, die das saure Milieu anzeigt. Mit der Zitronensäure ist es ähnlich.

Die Säuren: Kohlensäure, Zitronensäure, Essigsäure, Salpetersäure, Schwefelsäure und Salzsäure.

Die Laugen (alkalische Lösungen): Natronlauge, Ammoniaklösung, Waschmittellösung, Kalilauge.