

Bildkarten Einkaufskorb

Arbeitsaufträge:

Arbeitet in Tischgruppen (3-er oder 4-er Gruppen).

Ordnet die Karten nach eigenen Gesichtspunkten.

Fertigt weitere Fotos an von Produkten, die mit Säuren oder Laugen zu tun haben.

Mögliche Lösungen:

Abbeizmittel, Joghurt, Entkalker für Kaffeemaschine, Magen, BASF, Backofenreiniger, Sekt, Sprudler, Rohrreiniger, Mineralwasser ...

Tragt euer Vorwissen zusammen.

Ordnet die Kärtchen mit den Namen von Säuren und Alkalien den Produkten zu.

Handelt Fragen zu den Bildern aus.



Begriffskärtchen:

Natronlauge	Aluminiumhydroxid	Soda
Ameisensäure	Essigsäure	Zitronensäure
Schwefelsäure	Kohlensäure	Sorbinsäure
Benzoessäure	Phosphorsäure	Milchsäure
Apfelsäure	Salzsäure	Magnesiumhydroxid

Indikatoren aus Pflanzen

Material:

5 Radieschen pro 2-3 Schülerinnen und Schüler

Sand, Brennspritus, Trichter, kleiner Erlenmeyerkolben

Spatellöffel, Mörser mit Pistill, Filterpapier, (Fön)

Reagenzgläser, Salzsäure (1m), Natronlauge (1m), Messzylinder, Pipetten

Herstellung einer Indikatorflüssigkeit

Anleitung für drei Indikatorpapiere:

Schäle 5 Radieschen ganz dünn und gib die Schalen mit 1 Spatellöffel Sand in einen Mörser. Zerreiße sie kräftig mit einem Pistill bis man deutlich einen farbigen Saft erkennen kann. Gib 50 ml Ethanol (Brennspritus) zu und lasse den Ansatz ca. 10 min. stehen. Dann filtriere durch ein möglichst kleines und dünnes Filterpapier (um wenig farbige Lösung zu verlieren) in einen 100 ml Erlenmeyerkolben.

Beobachtung: Die weitgehend entfärbten Radieschenschalen bleiben im Trichter zurück, das Filtrat ist rot gefärbt.

Deutung: Durch das Mörsern mit Sand werden die Zellen der Radieschenschalen zerstört und die farbige Flüssigkeit aus dem Zellinneren tritt aus.

Tipps:

Statt der Radieschenschalen eignen sich auch Blätter von dunkelroten Rosen.

Ethanol kann durch Wasser ersetzt werden, der Indikator ist dann nicht so lange haltbar.

Rote Gummibärchen enthalten einen Auszug aus schwarzen Johannisbeeren, der durch Erhitzen von Gummibärchen mit Wasser zugänglich ist.

Auch Himbeersirup eignet sich als Indikatorlösung im alkalischen Bereich.

Um den Indikator zur Untersuchung des pH-Wertes verschiedener Stoffe nutzen zu können, wird eine Farbvergleichsskala erstellt. Dazu stellt man entweder aus Salzsäure und Natronlauge eine Verdünnungsreihe her, oder man verwendet Pufferlösungen.

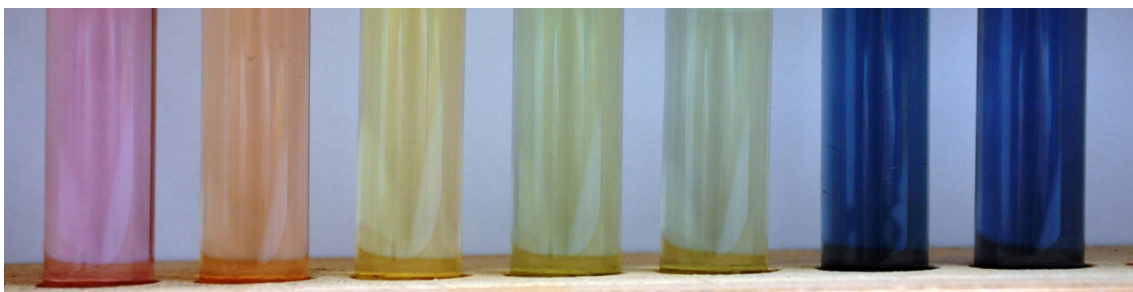


Abb.: Lösungen mit den pH-Werten 1, 3, 5, 7, 9, 11 und 13 und Indikatorlösung (Unisol 113)

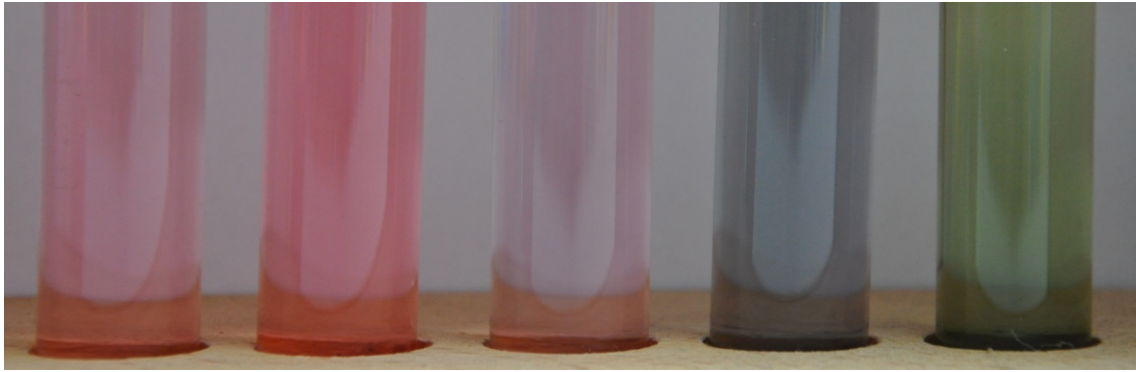


Abb.: Lösungen mit den pH-Werten 9, 11, 12, 13 und 14 und Indikatorlösung (Himbeersirup)

Herstellung eines Indikatorpapiers

Lege ein Rundfilterpapier in eine Petrischale oder auf einen flachen Teller und tränke es mit dem Radieschen-Schalen-Extrakt.

Nimm das Filterpapier nach ca. 1 min aus der Lösung und trockne es an der Luft oder mit einem Fön. Lege das Papier ein zweites, evtl. auch ein drittes Mal in den Pflanzenextrakt und trockne es erneut.

Beobachtung: Das getränkte Filterpapier wird nach dem Trocknen kräftig rosa.



Abb.: Indikatorpapier aus mit Radieschenextrakt getränktem Filterpapier

Untersuchung von Stoffen aus dem Haushalt auf ihre saure bzw. alkalische Wirkung mit dem Radieschenindikator

Gib jeweils einen Tropfen einer Probe auf eine Stelle des Indikatorpapiers. Beschrifte das Papier mit einem weichen Bleistift oder wasserunlöslichem Filzstift.

Geeignete Haushaltschemikalien sind z. B. Essigessenz, Essig, Entkalker, Zitronensaft, Wasser, Natron, Backofenreiniger ...

Vergleiche die Färbungen mit der Farbskala aus der Verdünnungsreihe und ordne den Haushaltsstoffen pH-Werte zu.

Dokumentiere deine Ergebnisse in einer Tabelle (oder als Foto).

Mögliche Lösung:

Haushaltsstoff	Farbe des Indikators	pH-Wert (Bereich)
Rostumwandler (Phosphorsäure)	orange	sauer
Essigessenz	rot	sauer
Essig	lila	sauer
Entkalker	orange-rot	sauer
Zitronensaft	orange-rot	sauer
Backofenreiniger (Natriumhydroxid)	gelbgrün	alkalisch
Natron (Natriumhydrogencarbonat)	blau	alkalisch

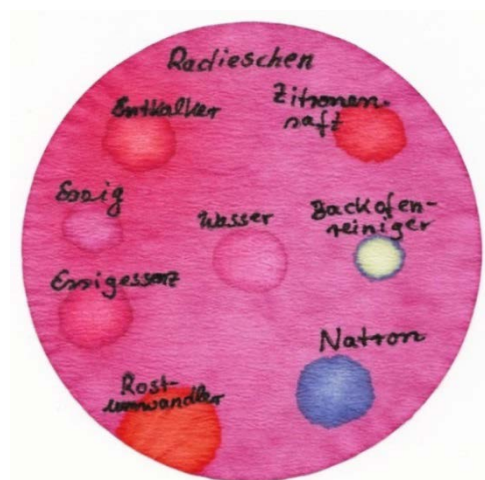


Abb.: Indikatorpapier aus mit Radieschenextrakt getränktem Filterpapier mit verschiedenen Proben

Untersuchung von Stoffen aus dem Haushalt auf ihre saure bzw. alkalische Wirkung mit einem Universalindikator

Bei manchen Stoffen kann man die saure Wirkung mit dem Geschmackssinn ermitteln, z. B. bei Zitronensaft. Bei anderen Stoffen ist das zu gefährlich. Man verwendet deshalb „Anzeiger“, die die Stärke der sauren bzw. alkalischen Wirkung durch ihre Farbe anzeigen. Solche „Anzeiger“ nennt man Indikatoren (lat. indicare=anzeigen). Es sind Gemische von Farbstoffen, die entweder als Flüssigkeit benutzt werden, oder als Papier, das mit der Flüssigkeit getränkt und getrocknet wurde.

Arbeitsaufträge:

Untersuche verschiedene Stoffe aus dem Haushalt auf ihre saure oder alkalische Wirkung.

Geeignete Haushaltschemikalien sind z. B.: Essigessenz, Essig, Entkalker, Zitronensaft, Wasser, Natron, Backofenreiniger, Rohrreiniger, Soda, Rostumwandler, Abbeizmittel, Seifenlösung, Milch, Kaffee, Regenwasser ...

Informiere dich in deinem Schulbuch über den Zusammenhang zwischen den Farben des Universalindikators, dem pH-Wert und der sauren bzw. alkalischen Wirkung einer Substanz.

Material:

Haushaltsstoffe, Universalindikator-Papier mit Farbvergleichsskala, Pipetten

Durchführung:

Gib jeweils einen Tropfen eines Haushaltsstoffes auf einen kurzen Streifen des Indikatorpapiers.

Vergleiche die Färbungen mit der Farbskala auf der Dose und ordne den Haushaltsstoffen pH-Werte und den pH-Bereich zu.

Dokumentiere deine Ergebnisse in der folgenden Tabelle.

Beobachtung:

Haushaltsstoff	Farbe des Indikators	pH-Wert (Bereich)	pH-Wert
Essigessenz	rot	sauer	2

Auswertung:

Vergleiche die gemessenen Werte mit deiner Erwartung.

Lösung

Mögliche Beobachtung:

Haushaltsstoff	Farbe des Indikators	pH-Wert (Bereich)	pH-Wert
Rostumwandler Phosphorsäure		sauer	
Essigessenz		sauer	
Essig		sauer	
Entkalker		sauer	
Zitronensaft		sauer	
Backofenreiniger (Natriumhydroxid)		alkalisch	
Natron (Natriumhydrogen- carbonat)		alkalisch	

Auswertung:

Farbskala rot – orange – gelb – grün – blau

pH-Werte von 1 - 14

Werte bis 7 zeigen eine saure Lösung an. Je kleiner die Zahl, desto größer die saure Wirkung.

Werte über 7 zeigen eine alkalische Lösung an. Je größer die Zahl, desto größer die alkalische Wirkung.

Ergänzende Informationen:

Die Entfernung von Kalk führt man mit sauren Reinigern durch. Alkalische Reiniger nutzt man zur Entfernung organischer Verschmutzungen wie Fett, Haare, Papier...

Fruchtsäfte sind mehr oder weniger sauer. Säure schützt die Früchte vor dem Verderben, weil Fäulnis-Bakterien in saurer Umgebung nicht leben können.

Untersuchung von Stoffen aus dem Haushalt auf ihre saure bzw. alkalische Wirkung mit einem Universalindikator

Bei manchen Stoffen kann man die saure Wirkung mit dem Geschmackssinn ermitteln, z. B. bei Zitronensaft.

Bei anderen Stoffen ist das zu gefährlich. Man verwendet deshalb „Anzeiger“, die die Stärke der sauren bzw. alkalischen Wirkung durch ihre Farbe anzeigen. Solche „Anzeiger“ nennt man Indikatoren (lat. indicare = anzeigen). Es sind Gemische von Farbstoffen, die entweder als Flüssigkeit benutzt werden oder als Papier, das mit der Flüssigkeit getränkt und getrocknet wurde.

Arbeitsaufträge:

Untersuche verschiedene Stoffe aus dem Haushalt auf ihre saure oder alkalische Wirkung.

Informiere dich in deinem Schulbuch über den Zusammenhang zwischen den Farben des Universalindikators, dem pH-Wert und der sauren bzw. alkalischen Wirkung einer Substanz.

Material:

Haushaltsstoffe, Universalindikator-Papier mit Farbvergleichsskala, Pipetten

Durchführung:

Überlege zunächst welchen pH-Bereich du für die Substanzen erwartest. Gib dann jeweils einen Tropfen eines Haushaltsstoffes auf einen kurzen Streifen des Indikatorpapiers.

Vergleiche die Färbungen mit der Farbskala auf der Dose und ordne den Haushaltsstoffen pH-Werte und den pH-Bereich zu.

Dokumentiere deine Ergebnisse in einer Tabelle (oder als Foto/Scan).

Beobachtung:

Auswertung:

Vergleiche die gemessenen Werte mit deiner Erwartung.

Finde allgemein gültige Aussagen über den Zusammenhang der sauren oder alkalischen Eigenschaft und der Verwendung der Stoffe.

Lösung

Mögliche Beobachtung:

Haushaltsstoff	Farbe des Indikators	pH-Wert (Bereich)	pH-Wert
Rostumwandler Phosphorsäure		sauer	
Essigessenz		sauer	
Essig		sauer	
Entkalker		sauer	
Zitronensaft		sauer	
Backofenreiniger (Natriumhydroxid)		alkalisch	
Natron (Natriumhydrogen- carbonat)		alkalisch	

Auswertung:

Farbskala rot – orange – gelb – grün – blau

pH-Werte von 1 - 14

Werte bis 7 zeigen eine saure Lösung an. Je kleiner die Zahl, desto größer die saure Wirkung.

Werte über 7 zeigen eine alkalische Lösung an. Je größer die Zahl, desto größer die alkalische Wirkung.

Ergänzende Informationen:

Die Entfernung von Kalk führt man mit sauren Reinigern durch. Alkalische Reiniger nutzt man zur Entfernung organischer Verschmutzungen wie Fett, Haare, Papier ...

Fruchtsäfte sind mehr oder weniger sauer. Säure schützt die Früchte vor dem Verderben, weil Fäulnis-Bakterien in saurer Umgebung nicht leben können.

Die pH-Skala in sauren und alkalischen Lösungen

Bei den Untersuchungen von Haushaltstoffen hast du Farbabstufungen des Indikators beobachtet. Wie würdest du dir dies erklären?

Hypothese 1: Es gibt sehr saure und weniger saure, sowie sehr alkalische und weniger alkalische Lösungen.

Hypothese 2: Die untersuchten Stoffe waren verdünnte oder konzentrierte Lösungen.

Hilfestellung: Verdünnung ist die Lösung eines Stoffes in einem Lösungsmittel. Das Ziel der Verdünnung ist die Verringerung der Konzentration des Stoffes. Als Lösungsmittel wird sehr oft Wasser verwendet. Bei einem hohen Verdünnungsgrad ist nur noch sehr wenig Stoff in der Lösung vorhanden.

Arbeitsauftrag:

Untersuche den Zusammenhang zwischen der Konzentration einer Lösung, der Farbe eines Universalindikators und dem pH-Wert. (Hypothese 2)

Materialien: 16 Reagenzgläser (RG), Reagenzglasständer, Stopfen, Pipette

Chemikalien: Salzsäure ($c = 1 \text{ mol/L}$), Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/L}$), Universalindikatorlösung

Durchführung:

- Fülle in die Reagenzgläser b bis h je 9 ml destilliertes Wasser.
- Tropfe in jedes Reagenzglas je 3 Tropfen Universalindikator.
- Gib in das Reagenzglas a 10 ml Salzsäure.
- Pipettiere 1 ml aus Reagenzglas a in Reagenzglas b, verschließe mit einem Stopfen und schüttele gut. Danach pipettiere 1 ml aus Reagenzglas b in Reagenzglas c, verschließe und schüttele. Verfahre weiter so bis RG h.
- Dieser Versuch wird entsprechend mit Natronlauge durchgeführt.

Beobachtung und Auswertung:

- Zeichne die Farben der sauren und alkalischen Lösungen ein.
- Vergleiche mit der Farbskala deines Indikators und ergänze die pH-Werte.
- Stelle einen Zusammenhang zwischen der sauren bzw. alkalischen Wirkung der Lösung und dem pH-Wert her.

Saure Lösungen:

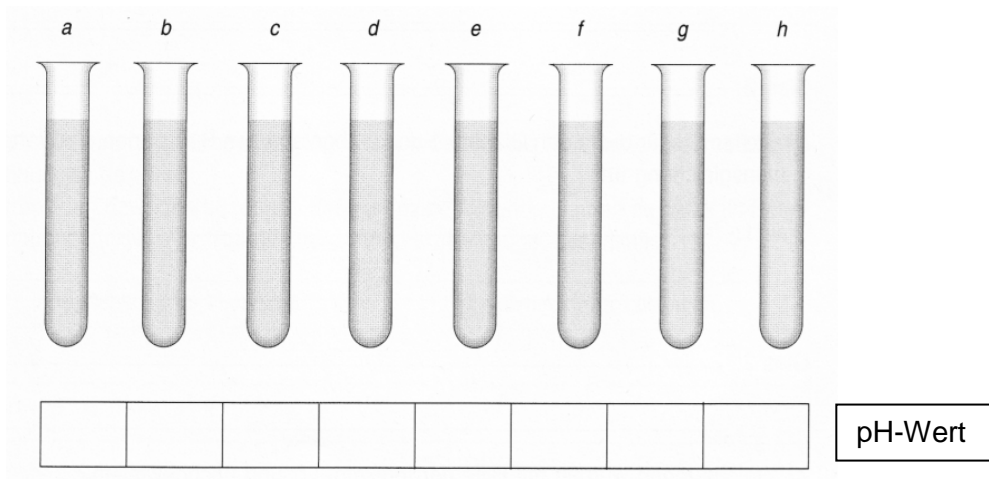


Diagram showing 8 test tubes labeled *a* through *h*, each containing a liquid. Below the tubes is a row of 8 empty boxes for recording pH values, followed by a box labeled "pH-Wert".

Alkalische Lösungen:

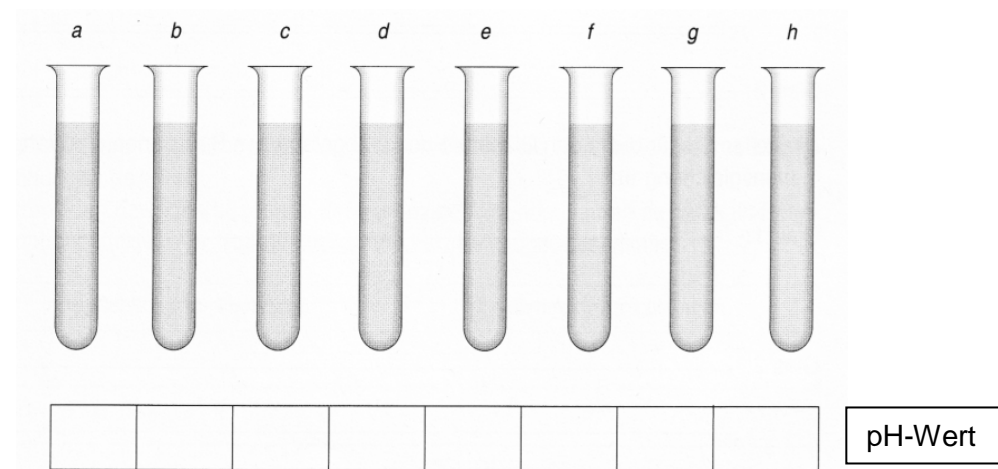


Diagram showing 8 test tubes labeled *a* through *h*, each containing a liquid. Below the tubes is a row of 8 empty boxes for recording pH values, followed by a box labeled "pH-Wert".

Schlussfolgerung:

Je weniger Säure in einer Lösung vorhanden ist, desto größer ist der pH-Wert.

Je weniger Lauge in einer Lösung ist, desto kleiner ist der pH-Wert.

Saure Lösungen weisen einen pH-Wert von weniger als 7,0 und alkalische Lösungen einen pH-Wert über 7,0 auf.

Der pH-Wert ist ein Maß dafür, wie sauer bzw. alkalisch eine Lösung ist.

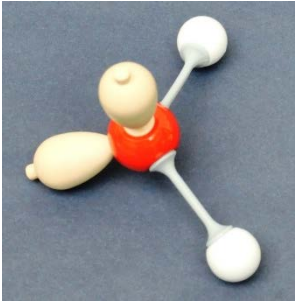
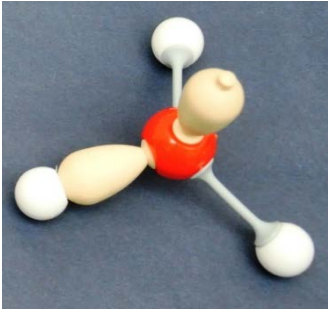


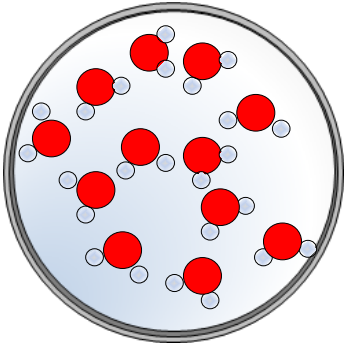
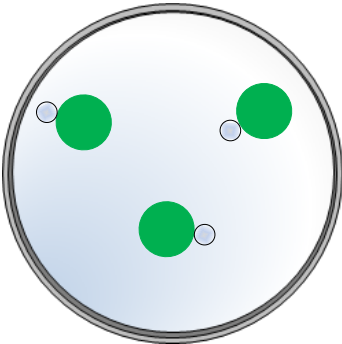
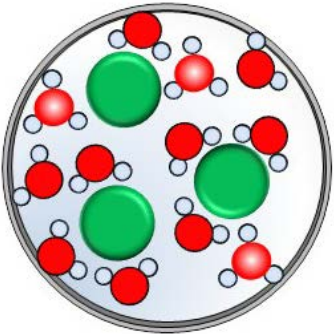
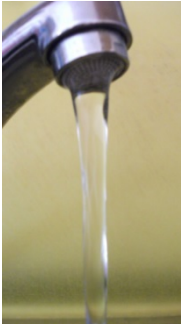


Verschiedene Darstellungsebenen der Reaktion von Chlorwasserstoff mit Wasser

Stoffebene <i>Bildschema</i>		+		→	
<i>Eigenschaften</i>					
<i>Wortschema</i>		+		→	
Teilchenebene <i>Chemische Lupe/ Becherglas</i>		+		→	
<i>Teilchenmodell</i>					
<i>Bindungsart</i>					
<i>Teilchenart</i>					
<i>Formelebene</i>		+		→	
<i>Formelebene</i> <i>Lewisschreibweise</i>		+		→	




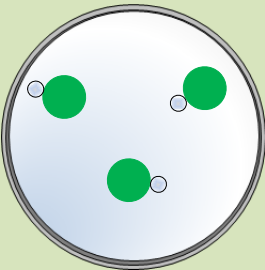
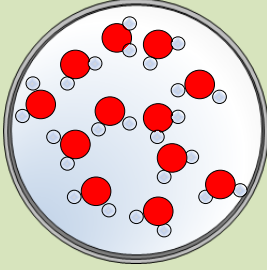
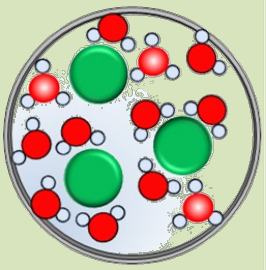
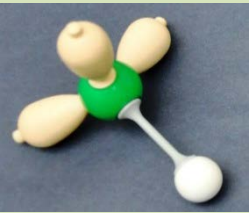
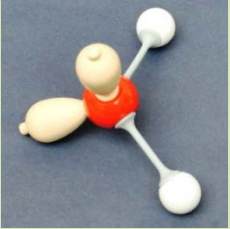
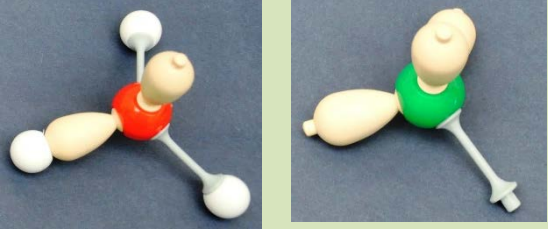
Aufgabe:

Schneide die Bilder aus und platziere sie in der Tabelle an der richtigen Stelle. Fülle die dann noch verbleibenden Lücken für die Reaktion handschriftlich.

Lehrerinformation: Mit besonders leistungsstarken Schülerinnen und Schülern kann man die Veränderung von Stäbchen (gemeinsame Bindungselektronen) zu Keulen (freie Elektronenpaare) bei der Modelldarstellung und der Protonenübertragung diskutieren.

Lösung:

Stoffebene <i>Bildschema</i>		+		→	
<i>Eigenschaften</i>	farblos, stechend riechend, gasförmig,		farblos, flüssig, neutral		farblos, flüssig, ätzend, sauer
<i>Wortschema</i>	Chlorwasserstoff	+	Wasser	→	Salzsäure
Teilchenebene <i>Chemische Lupe/ Becherglas</i>		+		→	
<i>Teilchenmodell</i>					
<i>Bindungsart</i>	Elektronenpaarbindung		Elektronenpaarbindung		Ionenbindung
<i>Teilchenart</i>	Moleküle		Moleküle		Ionen
<i>Formelebene</i>	HCl	+	H ₂ O	→	H ₃ O ⁺ + Cl ⁻
<i>Formelebene</i> <i>Lewisschreibweise</i>	$\text{H} - \overset{\text{---}}{\underset{\text{---}}{\text{Cl}}}$	+	$\begin{array}{c} \diagup \\ \text{O} \\ \diagdown \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	→	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{O}^+ - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} + \overset{\ominus}{\text{Cl}}$

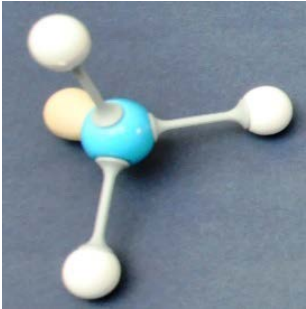

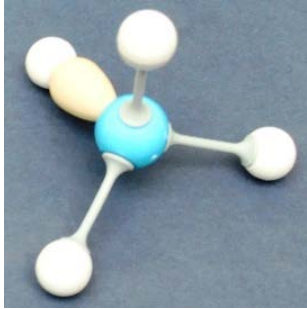
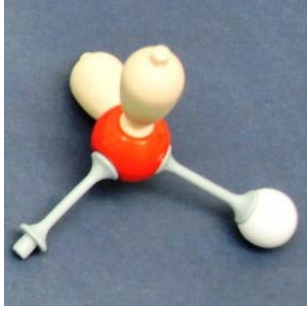
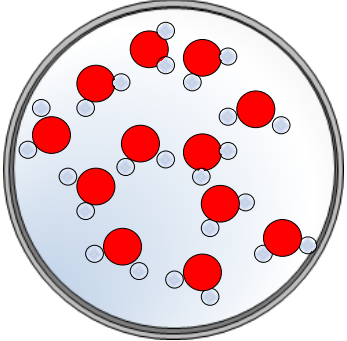
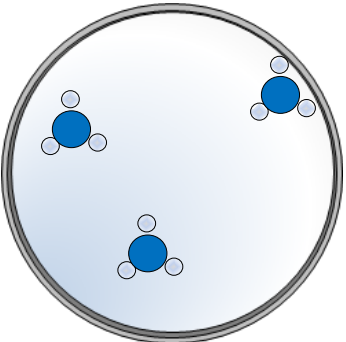
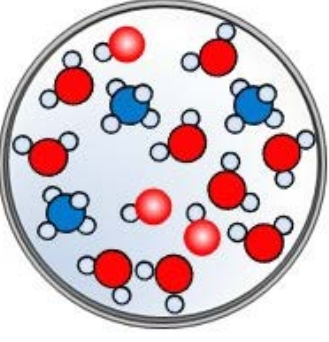

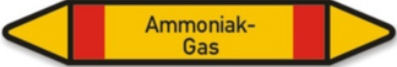

Verschiedene Darstellungsebenen: Lösung von Ammoniak in Wasser

Stoffebene <i>Bildschema</i>		+		→	
<i>Eigenschaften</i>					
<i>Wortschema</i>				→	
Teilchenebene <i>Chemische Lupe</i>		+		→	
<i>Teilchenmodell</i>					
<i>Bindungsart</i>					
<i>Teilchenart</i>					
<i>Formelebene</i>		+		→	
<i>Lewis-schreibweise</i>		+		→	




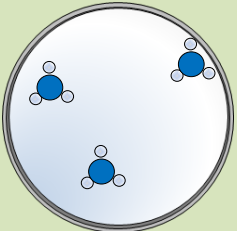
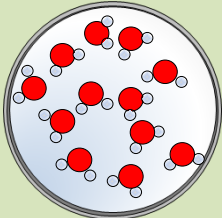
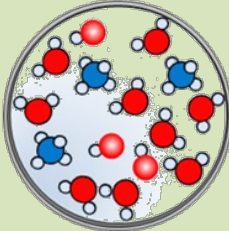
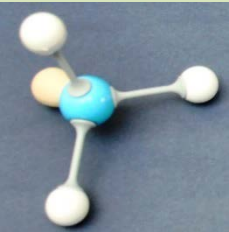

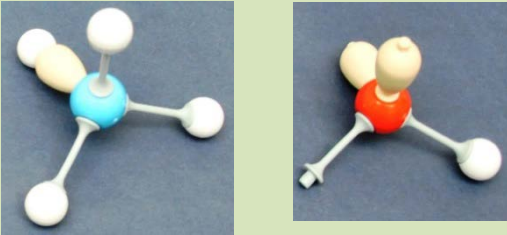
Aufgabe:

Schneide die Bilder aus und platziere sie in der Tabelle an der richtigen Stelle. Fülle die dann noch verbleibenden Lücken für die Reaktion handschriftlich.

Lehrerinformation: Mit besonders leistungsstarken Schülerinnen und Schülern kann man die Veränderung von Stäbchen (gemeinsame Bindungselektronen) zu Keulen (freie Elektronenpaare) bei der Modelldarstellung und der Protonenübertragung diskutieren.

Lösung:

Stoffebene <i>Bildschema</i>		+		→	
<i>Eigenschaften</i>	farblos, stechend riechend, gasförmig, neutral		farblos, flüssig, neutral		farblos, flüssig, typischer Geruch, alkalisch
<i>Wortschema</i>	Ammoniak	+	Wasser	→	Ammoniumhydroxid
Teilchenebene <i>Chemische Lupe</i>		+		→	
<i>Teilchenmodell</i>		+		→	
<i>Bindungsart</i>	Elektronenpaarbindung		Elektronenpaarbindung		Ionenbindung
<i>Teilchenart</i>	Moleküle		Moleküle		Ionen
<i>Formelebene</i>	NH_3	+	H_2O	→	$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
<i>Formelebene</i> <i>Lewis-Schreibweise</i>	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	+	$\begin{array}{c} \diagup \quad \diagdown \\ \text{O} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	→	$\begin{array}{c} \text{H} \oplus \\ \\ \text{H}-\text{N}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \quad + \quad \begin{array}{c} \ominus \\ \\ \text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$

Teilchenebene - Bechergläser

Mit Hilfe dieses Arbeitsblattes vertiefst du deine Kenntnisse zu den Teilchen, die in einer sauren oder alkalischen Lösung vorhanden sind.

Mögliche Arbeitsaufträge:

Grundverständnis:

Ordne Bildunterschriften und Bilddarstellungen richtig zu.

Schreibe eine Bildüberschrift und Legende zu dem Becherglas/den Bechergläsern.

Ordne die Bilder (nach Säuren und Laugen) und begründe deine Zuordnung.

Vertiefung:

Zeichne Teilchen in Bechergläser. Achte dabei auf die Anzahl-Verhältnisse, wenn sie in einer Lösung vorkommen.

Benenne die in den jeweiligen Lösungen enthaltenen Teilchen.

Leite eine Formelgleichung aus der/den Bilddarstellung/en ab.

Erkläre mithilfe der Bilddarstellungen den Zusammenhang von Oxonium-Ionen und pH-Wert.

Beispiele:

Natriumchlorid, Natriumchlorid-Lösung, Chlorwasserstoff, Salzsäure, Natriumhydroxid, Natriumhydroxid-Lösung, Wasser, Kaliumhydroxid, Kaliumhydroxid-Lösung, Essigsäure, Essigsäure-Lösung, Ammoniak, Ammoniumhydroxid-Lösung

Hilfestellungen:

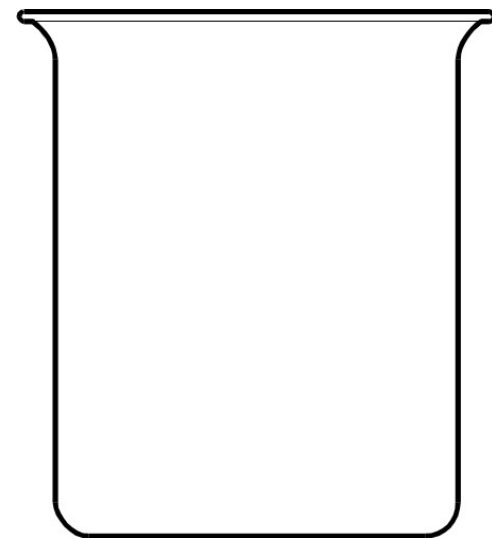
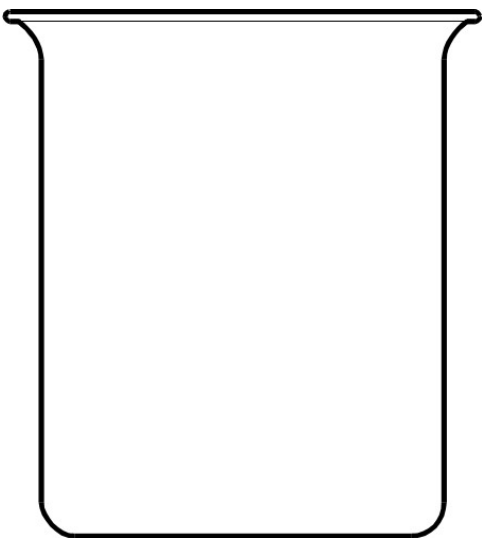
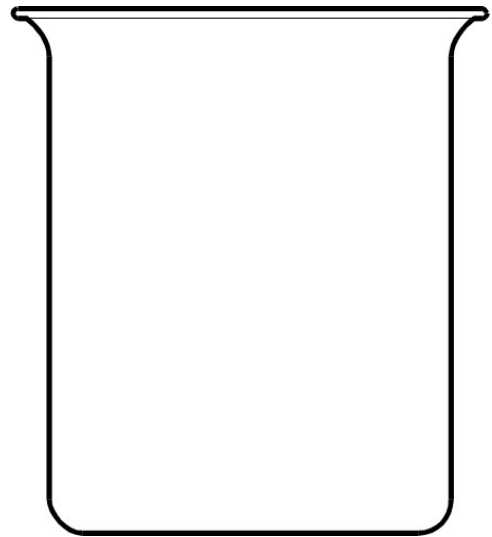
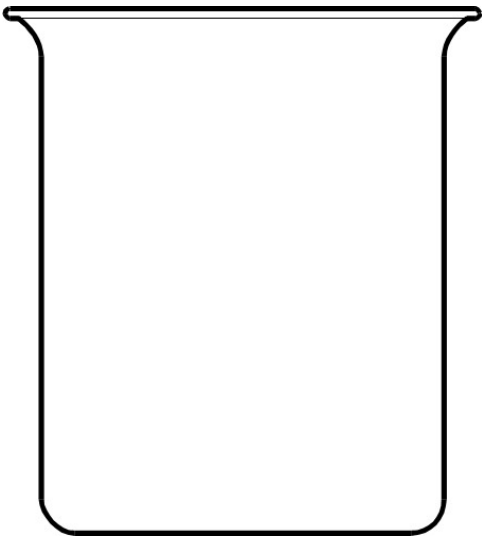
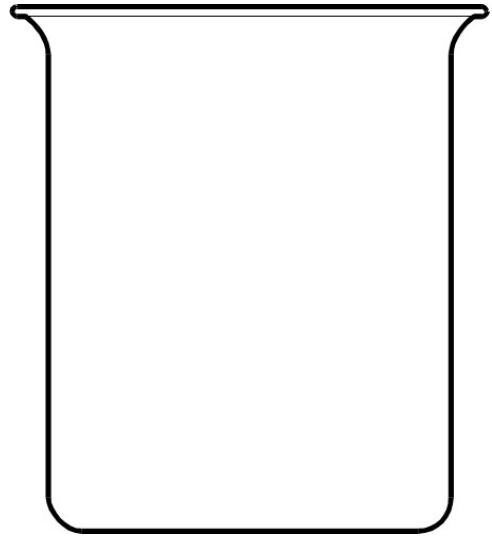
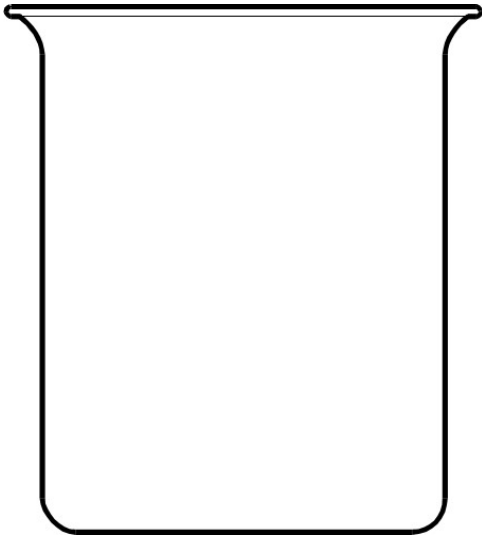
Salzlösungen, saure und alkalische Lösungen enthalten Ionen. Diese stammen aus dem gelösten Salz oder entstehen durch eine Protolyse.

Salzlösungen enthalten die Ionen des Salzes.

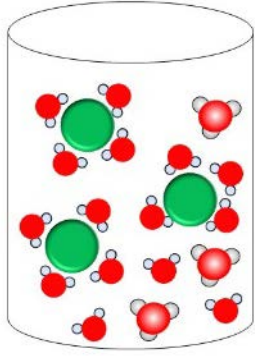
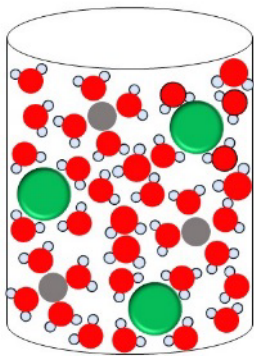
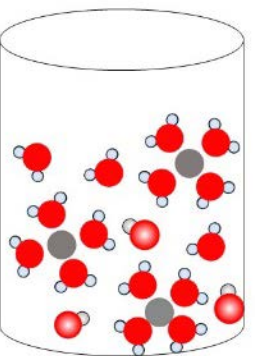
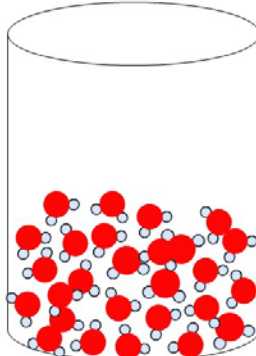
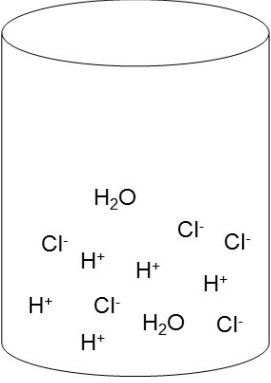
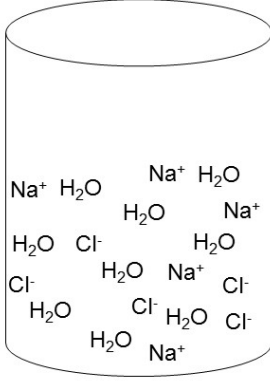
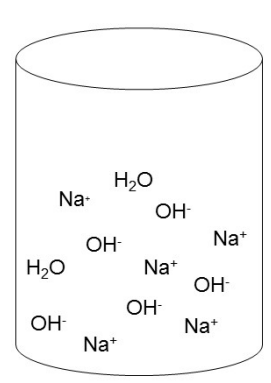
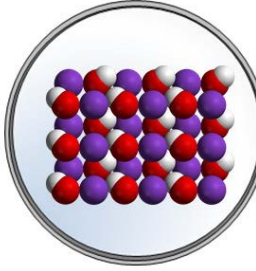
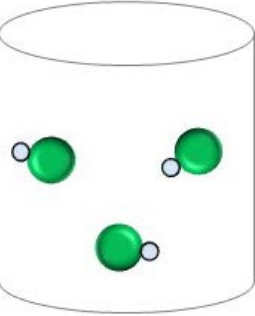
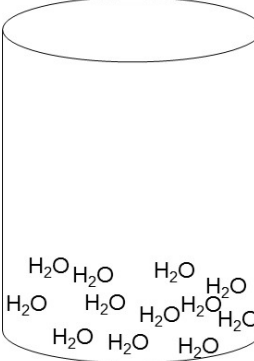
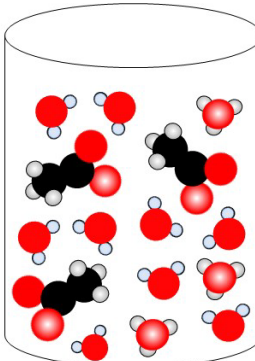
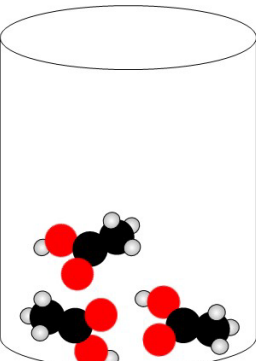
Saure Lösungen sind wässrige Lösungen von Säuren, sie enthalten Oxonium-Ionen sowie Säurerest-Ionen.

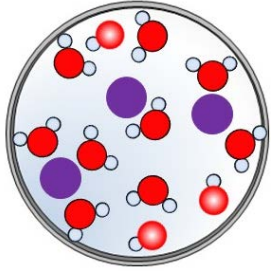
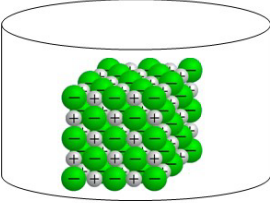
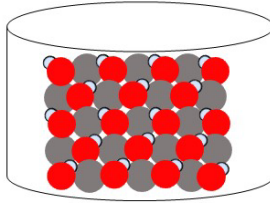
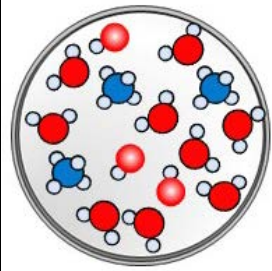
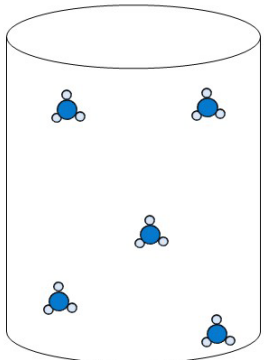
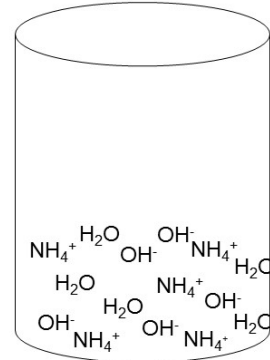
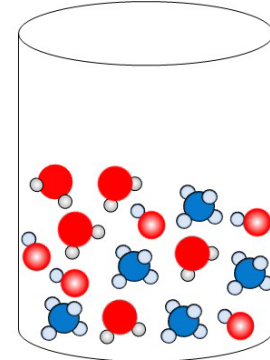
Laugen sind wässrige Lösungen von u. a. Alkalihydroxiden, sie enthalten Hydroxid-Ionen und Alkalimetall-Ionen.

Die Ionen sind hydratisiert (ausgedrückt durch „aq“). „Hydratisiert“ bedeutet, dass die Ionen von einer bestimmten Anzahl locker gebundener Wassermoleküle umgeben sind, die aufgrund der Wechselwirkung zwischen der Partiaalladung (δ^+ und δ^-) und der Ionenladung entstehen.



Mögliche Lösungen oder Bildvorlagen zur Auswahl:

			
Salzsäure	Natriumchlorid-Lösung	Natriumhydroxid-Lösung	Wasser
			
Salzsäure	Natriumchlorid-Lösung	Natriumhydroxid-Lösung	Kaliumhydroxid
			
Chlorwasserstoff	Wasser	Essigsäure-Lösung	Essigsäure

			
Kaliumhydroxid-Lösung	Natriumchlorid	Natriumhydroxid	Ammoniumhydroxid-Lösung
			
Ammoniak	Ammoniumhydroxid-Lösung	Ammoniumhydroxid-Lösung	Säure
Wassermolekül	Oxonium-Kation	Hydroxid-Anion	Natrium-Kation
Chlorid-Anion	Acetat-Anion	Ammonium-Kation	Salz
Lauge	usw. ...		

Lehrerinformation:

Die Bilder stehen auch online als PowerPoint-Vorlage zur Verfügung.
Auf die unterschiedliche Säurestärke wird in den Darstellungen verzichtet.

Teilchenebene – Modelle

Bau von Molekülen

- Baue und erkläre die Moleküle der Stoffe: Wasser, Chlorwasserstoff
Vertiefung: Kohlensäure, Essigsäure, Salpetersäure, Ammoniak ...
- Stelle die Protolyse der folgenden Verbindung(en) mit Wasser dar: Chlorwasserstoff
Vertiefung: Ammoniak, Salpetersäure, Kohlensäure, Essigsäure
- Leite daraus Wort-/Formelgleichungen ab.
Vergleiche das Molekülmodell von Wasser mit dem eines Oxonium- und eines Hydroxid-Ions tabellarisch.

Mögliche Lösungen:





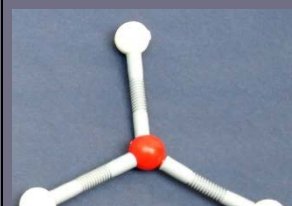







	Wassermolekül	Oxonium-Kation	Hydroxid-Anion
Zellstoff			
CVK			
Molymod			
Toytomics			

Abb.: Darstellungsmöglichkeiten Wassermolekül, Oxonium- und Hydroxid-Ion

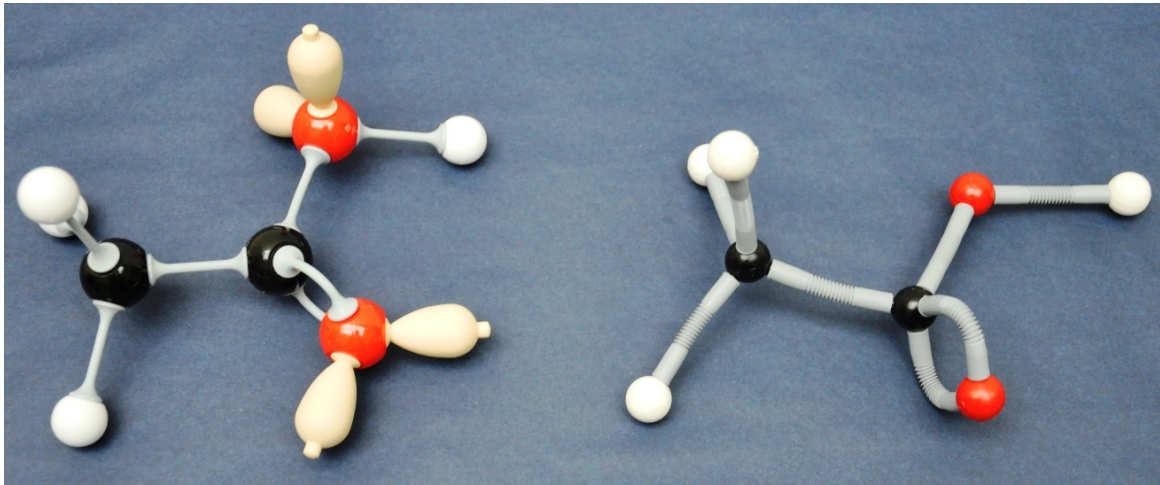
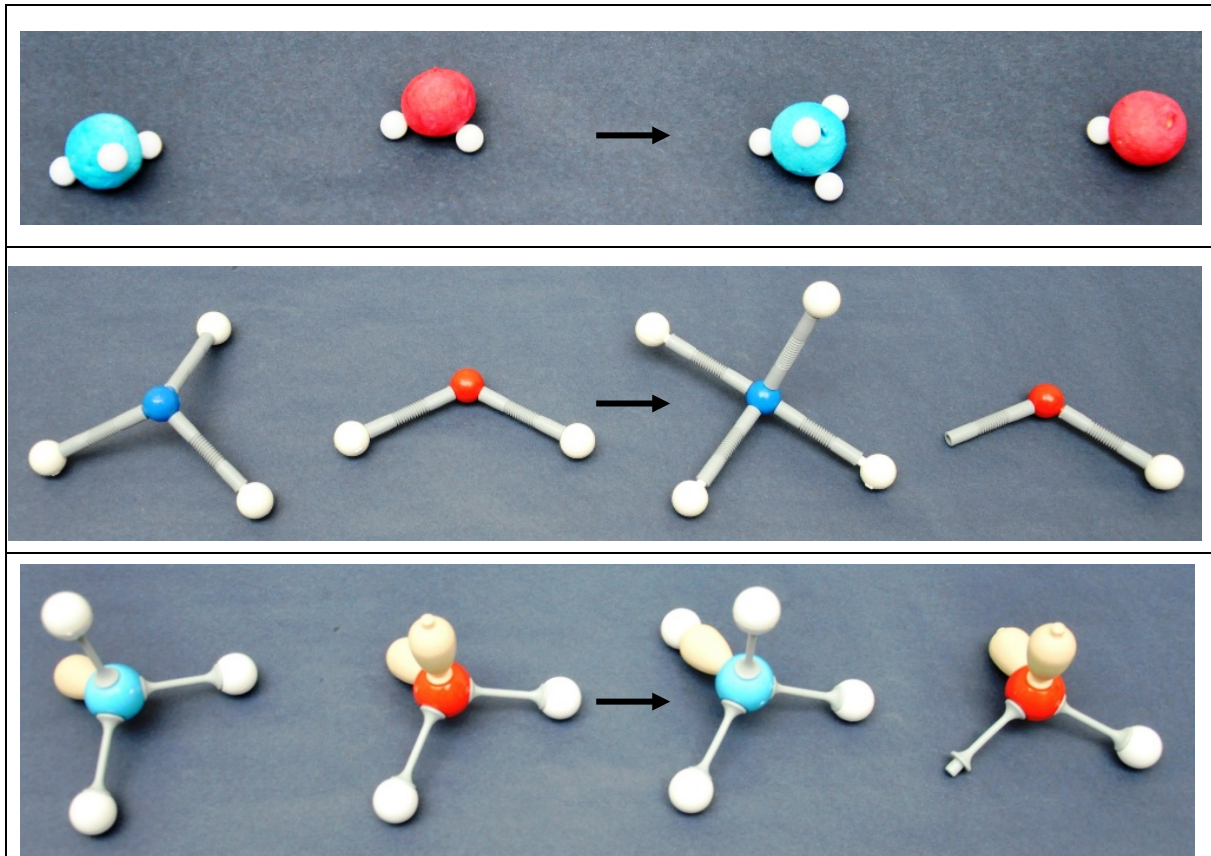


Abb.: Essigsäuremolekül mit verschiedenen Molekülmodellen



Brønsted

Abb.: Protolyse von Ammoniak mit verschiedenen Molekülmodellen

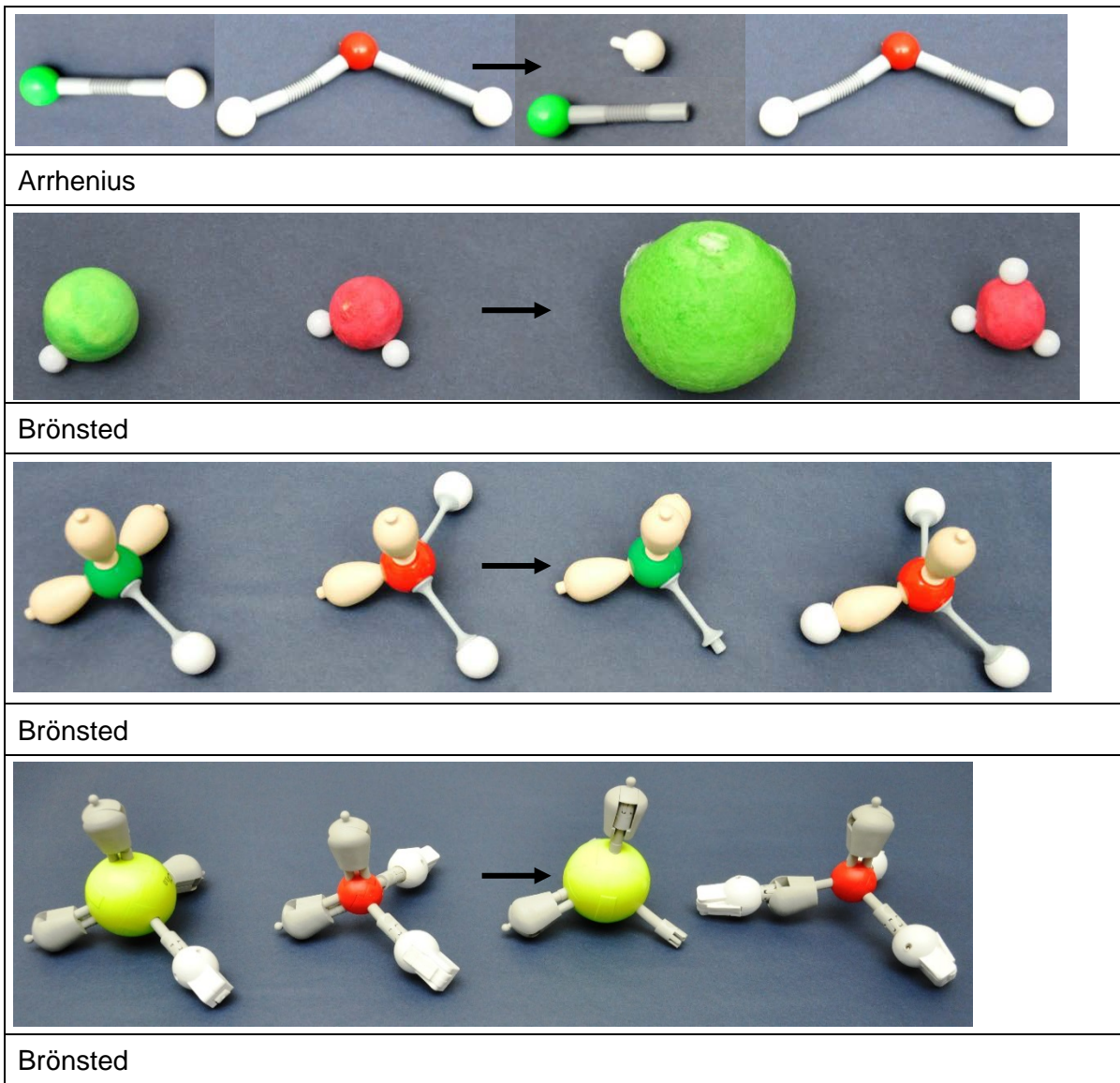


Abb.: Protolyse von Chlorwasserstoff mit verschiedenen Molekülmodellen

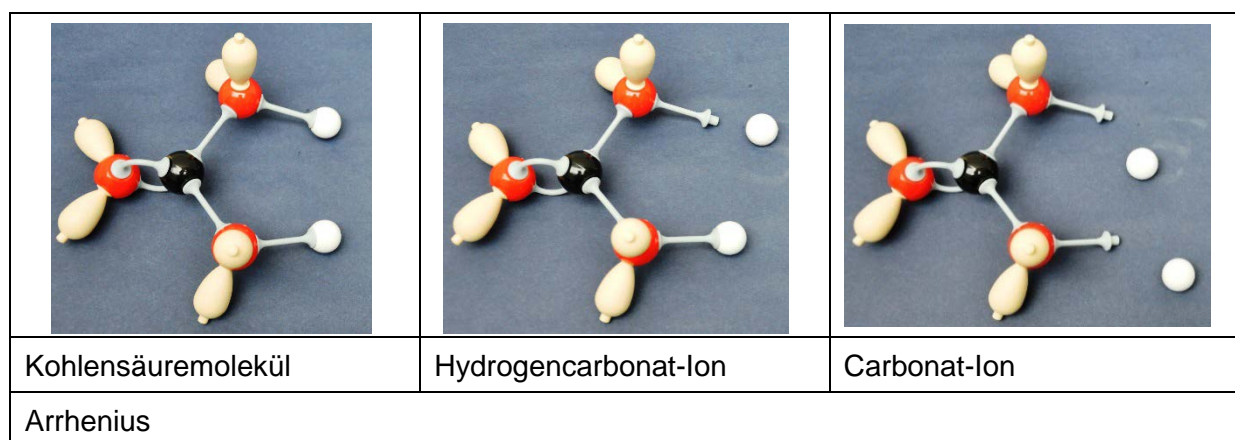
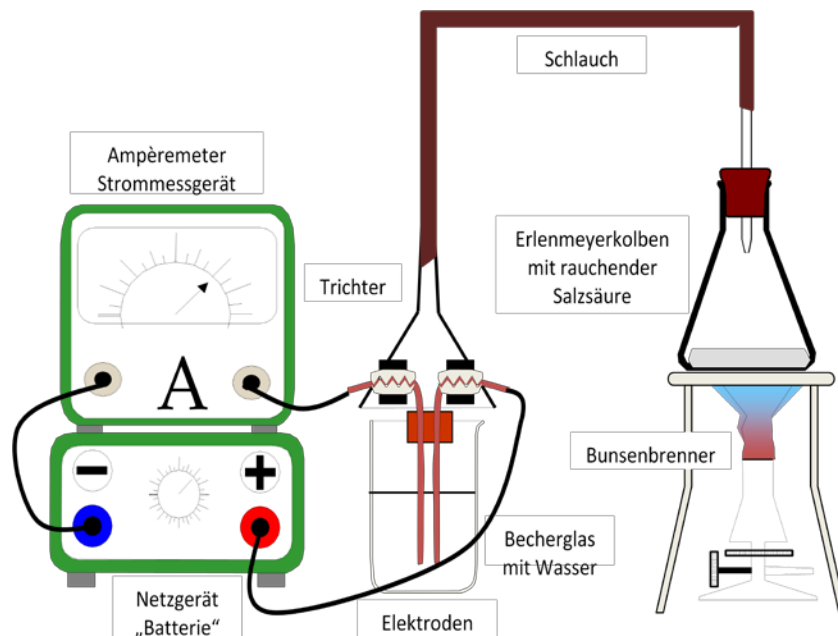


Abb.: Kohlensäure und ihre Ionen

Was die Säure sauer macht

Lehrerdemonstrationsexperiment

Versuchsaufbau:



Versuchsdurchführung:

- Rauchende Salzsäure wird in einem Erlenmeyerkolben auf einem Vierfuß mit Ceranplatte mithilfe eines Bunsenbrenners erwärmt.
- Die entstehenden Dämpfe gelangen über den Schlauch in das Becherglas, der mit destilliertem Wasser gefüllt ist.
- Dem Becherglas werden mithilfe einer Tropfpipette ein paar Tropfen Indikator zugesetzt.
- Das Becherglas mit dem Wasser wird leicht geschwenkt. Das Strommessgerät, das über ein Netzgerät (Batterie) und zwei Kabel mit den Elektroden im Wasser verbunden ist, wird beobachtet.
- Die Farbe des Indikators wird mit der in Leitungswasser und der in einer Natriumchloridlösung verglichen.

Beobachtung:

Auswertung:

1. Deute die folgenden Beobachtungen:

- die elektrische Leitfähigkeit in dem Becherglas,
- den Farbumschlag in dem Becherglas.

2. Stelle eine begründete Hypothese auf, ...

- warum das Wasser in dem Becherglas den elektrischen Strom erst leitet, nachdem man die Dämpfe der Säure über einen Schlauch eingeleitet hat.
- welche Teilchen dafür verantwortlich sind.
- welche Teilchen zu dem Farbumschlag des Indikators führen.

Hilfe:

Kochsalz leitet den elektrischen Strom nicht. Eine Kochsalzlösung leitet den elektrischen Strom, verursacht aber keinen Farbumschlag des Indikators.

3. Ergänze die Tabelle „Drei-Ebenen-Darstellung“ und erkläre einem Partner/einer Partnerin die chemische Reaktion. Beantworte die Ausgangsfrage.

Lehrerinformation:

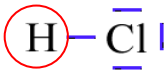
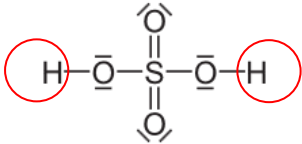
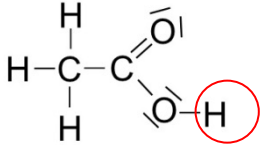
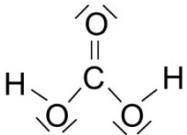
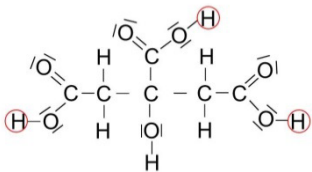
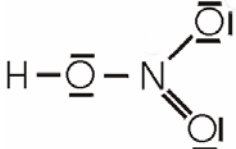
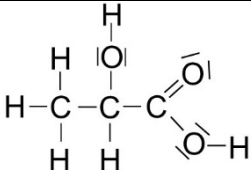
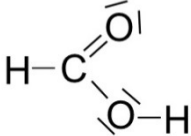
Die Tabellenvorlage zum Ergänzen findet sich im Onlinematerial unter „LE2_Drei-Ebenen-Darstellung_HCl+H₂O“

Strukturmerkmale von Säuren

Säuren sind Stoffe, die mit Wasser saure Lösungen bilden. Saure Lösungen enthalten Oxonium-Kationen (H_3O^+). Formeln liefern einen Hinweis, wie sich die Oxonium-Kationen bilden.

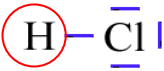
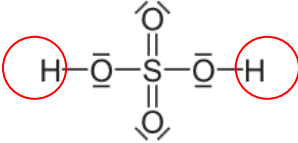
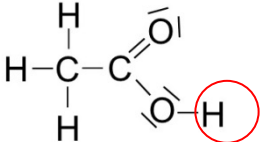
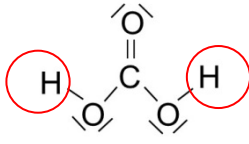
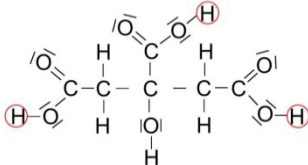
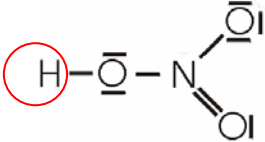
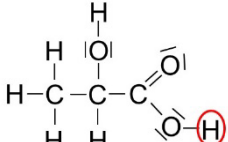
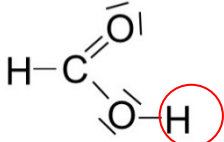
Arbeitsaufträge:

Nenne die Gemeinsamkeit aller Säuren und markiere das Strukturmerkmal. Ergänze die freien weißen Felder.

Name	Summenformel	Strukturformel mit markiertem Strukturmerkmal	Reaktion mit Wasser - Bildung einer sauren Lösung
Chlorwasserstoff	HCl		$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$
	H_2SO_4		$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
Essigsäure = Ethansäure	CH_3COOH		
			
Citronensäure	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$		
Salpetersäure			
Milchsäure			
Ameisensäure = Methansäure			

Lösung:

Gelb unterlegt sind die Felder, die auszufüllen waren.

Name	Summenformel	Strukturformel mit markiertem Strukturmerkmal	Reaktion mit Wasser - Bildung einer sauren Lösung
Chlorwasserstoff	HCl		$\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ Chlorid-Ion
Schwefelsäure	H_2SO_4		$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ Sulfat-Ion
Essigsäure = Ethansäure	CH_3COOH		$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$ Acetat-Ion
Kohlensäure	H_2CO_3		$\text{H}_2\text{CO}_3 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ Carbonat-Ion
Citronensäure	$\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$		
Salpetersäure	HNO_3		$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$ Nitrat-Ion
Milchsäure	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$		
Ameisensäure = Methansäure	HCOOH		$\text{HCOOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCOO}^-$ Formiat-Ion

Strukturmerkmale von Säuren

Säuren sind Stoffe, die mit Wasser saure Lösungen bilden. Saure Lösungen enthalten Oxonium-Kationen (H_3O^+). Formeln liefern einen Hinweis, wie sich die Oxonium-Kationen bilden.

Mögliche Arbeitsaufträge:

Kennzeichne polare Bindungen und gib die Polarisierung an.

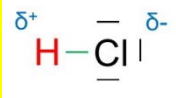
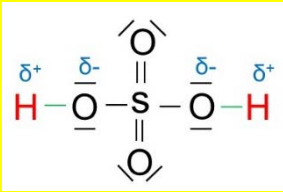
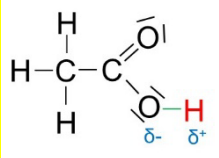
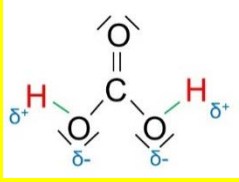
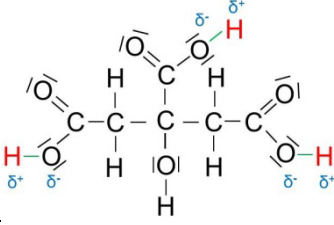
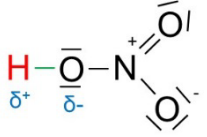
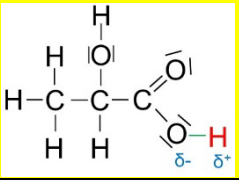
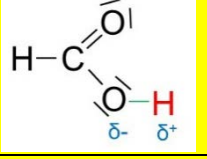
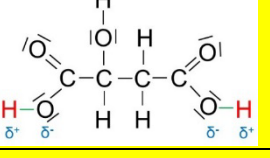
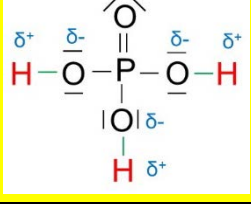
Markiere das Strukturmerkmal und nenne die Gemeinsamkeit aller Säuren.

Ergänze die freien Felder.

Ordne nach ein-, zwei- und dreiprotonigen Säuren.

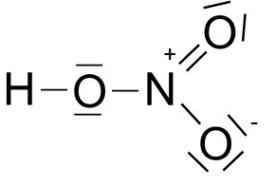
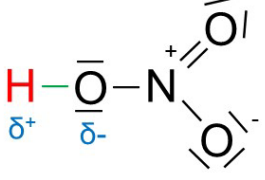
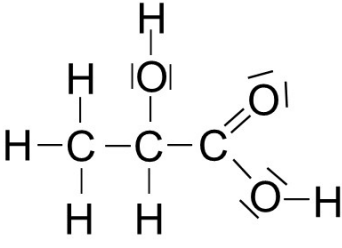
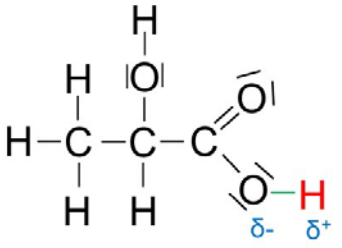
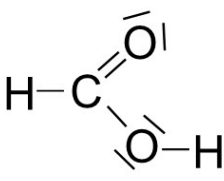
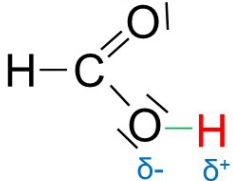
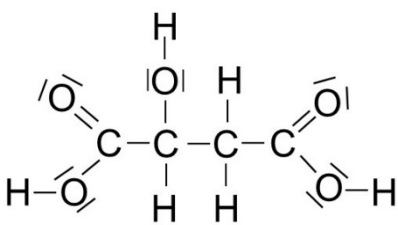
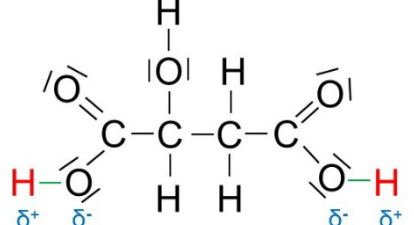
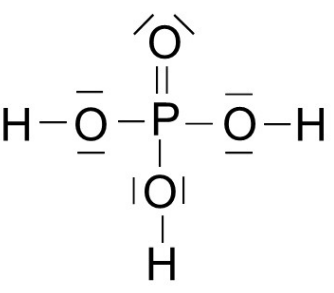
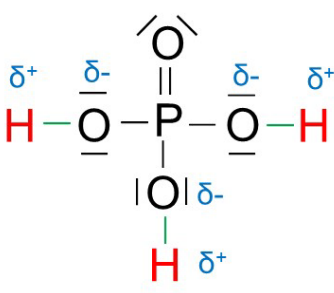
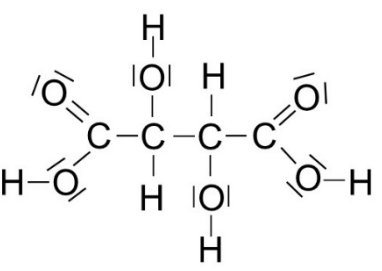
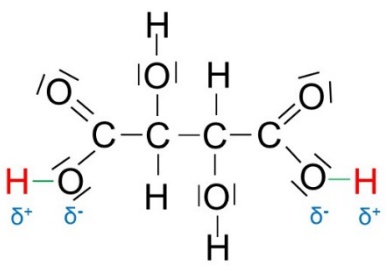
Name	Summenformel	Strukturformel mit markiertem Strukturmerkmal	Reaktion mit Wasser Bildung einer sauren Lösung, Name des Säurerest-Ions
Chlorwasserstoff			
	H_2SO_4		$\rightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ Sulfat-Ion
Essigsäure = Ethansäure	CH_3COOH H		
Citronensäure			$\rightarrow 3 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Citrat-Ion}(\text{aq})$
Milchsäure			$\rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Lactat-Ion}(\text{aq})$
Ameisensäure = Methansäure			
Äpfelsäure			$\rightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Malat-Ion}(\text{aq})$
Phosphorsäure			







Lösung: Gelb unterlegt sind die Felder, die auszufüllen waren.

Chlorwasserstoff	HCl		$\rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-(\text{aq})$ Chlorid-Ion
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄		$\rightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$ Sulfat-Ion
Essigsäure = Ethansäure	CH ₃ COOH		$\rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$ Acetat-Ion
Kohlensäure	H ₂ CO ₃		$\rightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CO}_3^{2-}(\text{aq})$ Carbonat-Ion
Citronensäure	C ₆ H ₈ O ₇		$\rightarrow 3 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Citrat-}(\text{aq})$ Citrat-Ion
Salpetersäure	HNO ₃		$\rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-(\text{aq})$ Nitrat-Ion
Milchsäure	C ₃ H ₆ O ₃		$\rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Lactat-Ion}(\text{aq})$
Ameisensäure = Methansäure	HCOOH		$\rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HCOO}^-$ Formiat-Ion
Äpfelsäure	C ₄ H ₆ O ₅		$\rightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Malat-Ion}(\text{aq})$
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄		$\rightarrow 3 \text{H}_3\text{O}^+ + \text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$ Phosphat-Ion

Formelbausteine zur individuellen Gestaltung:

Chlorwasserstoff	$\begin{array}{c} \\ \text{H}-\text{Cl} \\ \end{array}$	$\begin{array}{c} \delta^+ \quad \quad \delta^- \\ \text{H}-\text{Cl} \\ \end{array}$
Schwefelsäure	$\begin{array}{c} \diagup \text{O} \diagdown \\ \quad \\ \text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \delta^+ \quad \delta^- \quad \delta^- \quad \delta^+ \\ \text{H}-\text{O}-\text{S}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$
Essigsäure = Ethansäure	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C} \\ \quad \diagup \text{O} \diagdown \\ \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C} \\ \quad \diagup \text{O} \diagdown \\ \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \\ \delta^- \quad \delta^+ \end{array}$
Kohlensäure	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}-\text{O}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \\ \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \delta^+ \text{H}-\text{O}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \delta^+ \\ \quad \\ \delta^- \quad \delta^- \end{array}$
Citronensäure	$\begin{array}{c} \text{O} \quad \text{O} \quad \text{O} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{O}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{O} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \delta^+ \quad \delta^- \quad \delta^- \quad \delta^+ \\ \text{H}-\text{O}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \delta^- \quad \delta^- \quad \delta^- \quad \delta^+ \end{array}$

Salpetersäure		
Milchsäure		
Ameisensäure = Methansäure		
Äpfelsäure		
Phosphorsäure		
Weinsäure		

						Weitere Maßnahmen:
GHS05	GHS07	X	X	X		

Was macht die Säuren/sauren Lösungen eigentlich sauer?

(Wir suchen nach einem gemeinsamen Charakteristikum.)

Arbeitsauftrag:

Finde heraus, was allen Säuren gemeinsam ist. Dabei hilft dir die Reaktion von Säuren mit Metallen.

Materialien:

Salzsäure, c = 1 mol/L, Schwefelsäure, c = 1 mol/L, Essigsäure, c = 1 mol/L, Zinkpulver, Magnesiumpulver oder -band, Spülmittel, Spatel, RG, Glimmspan

Durchführung:

Gib etwa 1cm hoch eine Säure ins Reagenzglas und dazu einen Tropfen Spülmittel. Füge danach eine Spatelspitze Metallpulver hinzu.

Beobachtungen:

Die Teilchen „lösen sich auf“, es bildet sich Schaum. Die Knallgasprobe ist positiv, der Schaum sinkt.

Erklärung:

Bei der Reaktion von Säuren mit Metallen wie Zink oder Magnesium entsteht ein Gas.

Das Gas bringt das Spülmittel zum Aufschäumen.

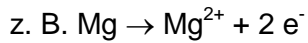
Das Gas in den Schaumblasen wird mit der Knallgasprobe als Wasserstoff nachgewiesen.



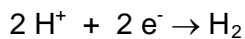
Unterrichtliche Auswertung:

Im Hinblick auf die Frage nach dem strukturgebenden Teilchen in sauren Lösungen ergibt sich:

Wenn Wasserstoff-Moleküle gebildet werden, so entstehen diese durch Aufnahme der Elektronen, die von den Metallatomen abgegeben werden.



Es lässt sich schließen, dass der entstehende Wasserstoff aus einem Teilchen entstanden sein muss, das vor der Reaktion positiv geladen war (also weniger Elektronen als Protonen besessen hat) und nun durch Elektronenaufnahme zum Produkt Wasserstoff (als Atom oder Molekül) reagiert. Für Wasserstoff kommt an dieser Stelle folglich nur das Proton in Frage, das in allen sauren Lösungen vorhanden ist:



Didaktischer Kommentar:

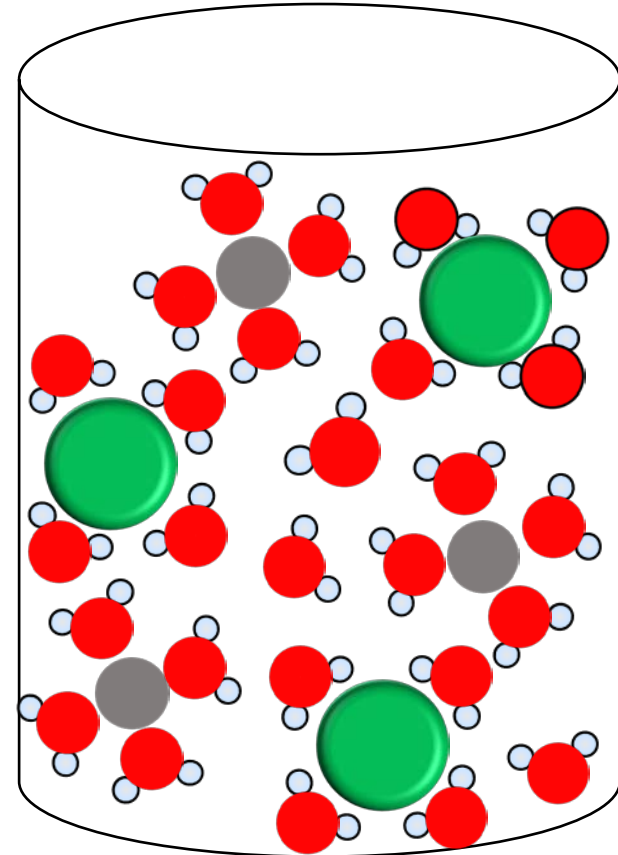
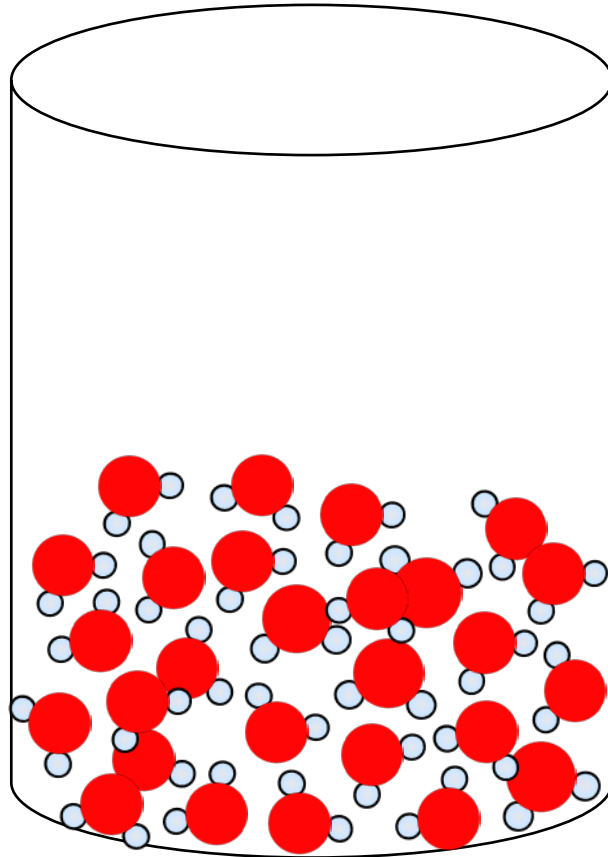
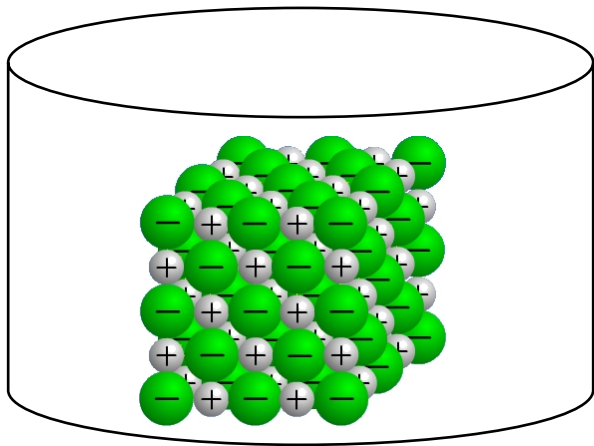
Es kann gezeigt werden, dass unedle Metalle mit sauren Lösungen reagieren und sich dabei „auflösen“. Es handelt sich um eine Elektronenübertragungsreaktion, da die Metalle anschließend als Ionen vorliegen und gelöste Salze bilden. Des Weiteren entsteht Wasserstoff.

Der zweite Fokus, unter dem diese Reaktionen betrachtet werden können, bezieht sich auf die Schülerfrage: „Was macht die Säure denn sauer?“. Gemeint ist die Frage nach dem strukturgebenden, verantwortlichen Teilchen in allen Säuren. Wertet man die Reaktionen von Metallen mit sauren Lösungen vor diesem Hintergrund aus, so lassen sich Rückschlüsse auf Protonen/Oxonium-Ionen als strukturgebende Teilchen in Säuren ziehen.

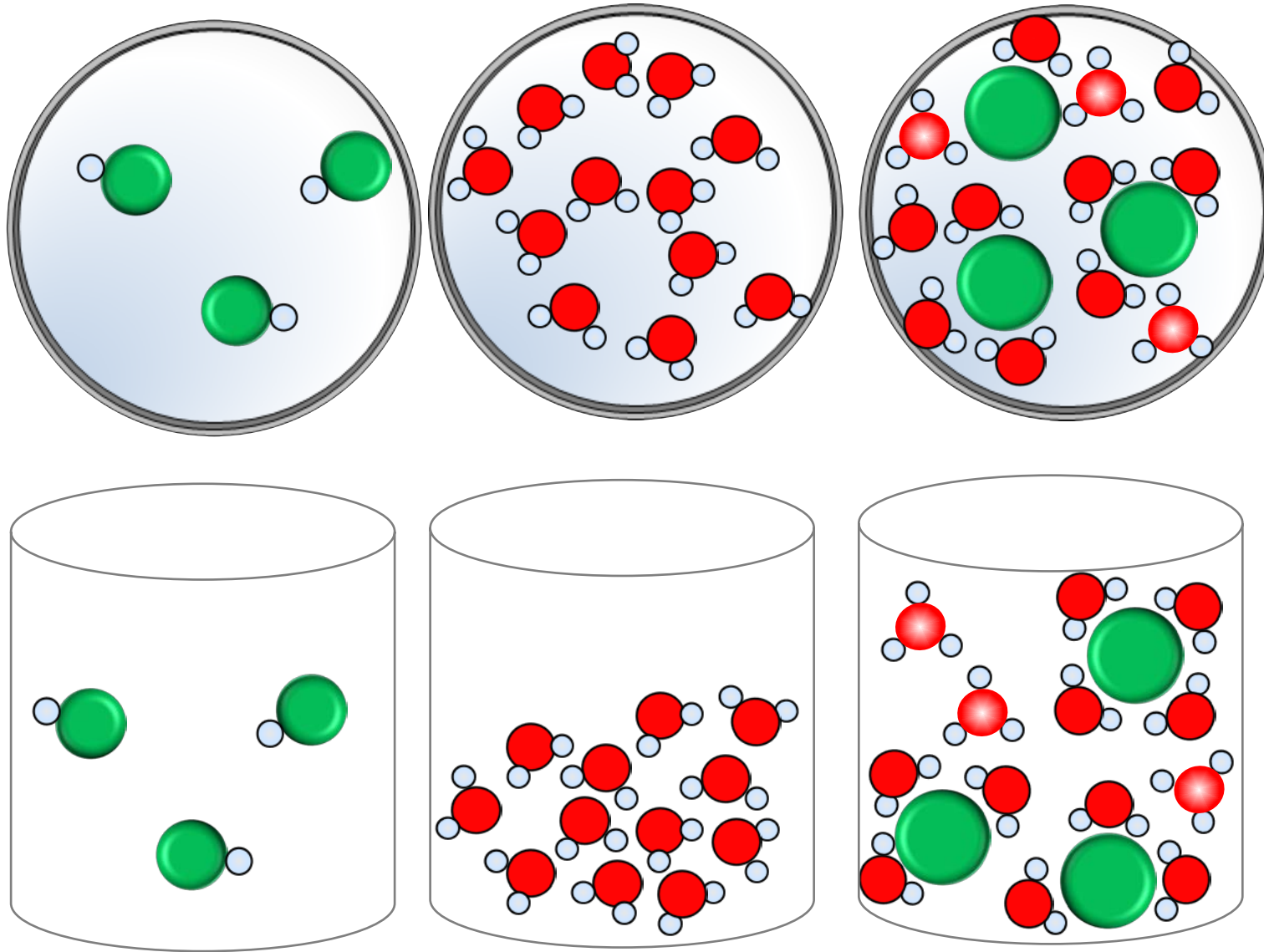
Grundsätzlich sind dazu unterschiedliche Lösungen von Säuren in Reaktionen mit Zink, Magnesium und Aluminium möglich.

Wartet man ab, bis die Reaktionen vollständig abgelaufen sind und dampft die Lösungen ein, so bleiben Salze als feste Rückstände, die Chloride der eingesetzten Metalle.

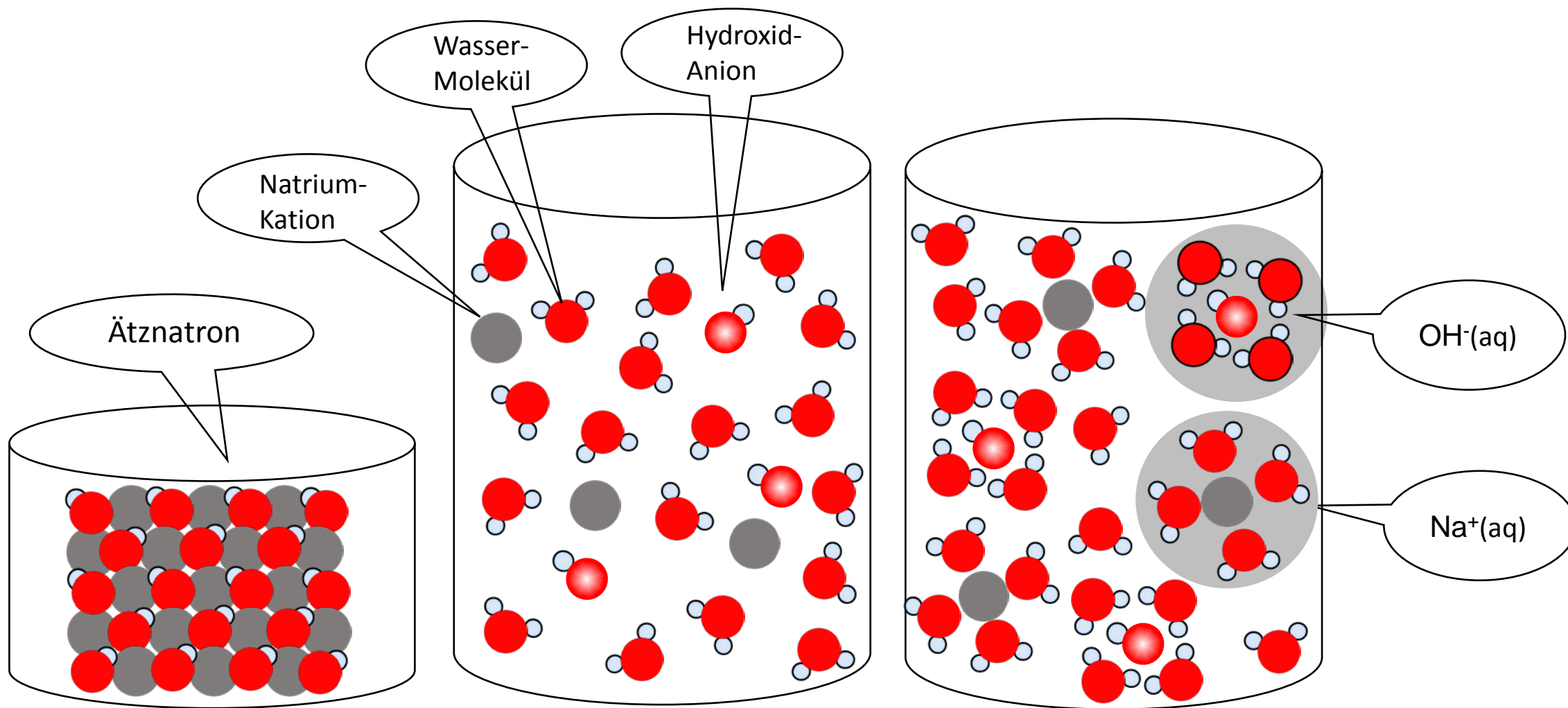
Es besteht die Möglichkeit von Oxidation und Reduktion zu sprechen. Da dies aber für die Identifikation des strukturgebenden Teilchens keinen Mehrwert darstellt, braucht man diese Begriffe hier nicht thematisieren.



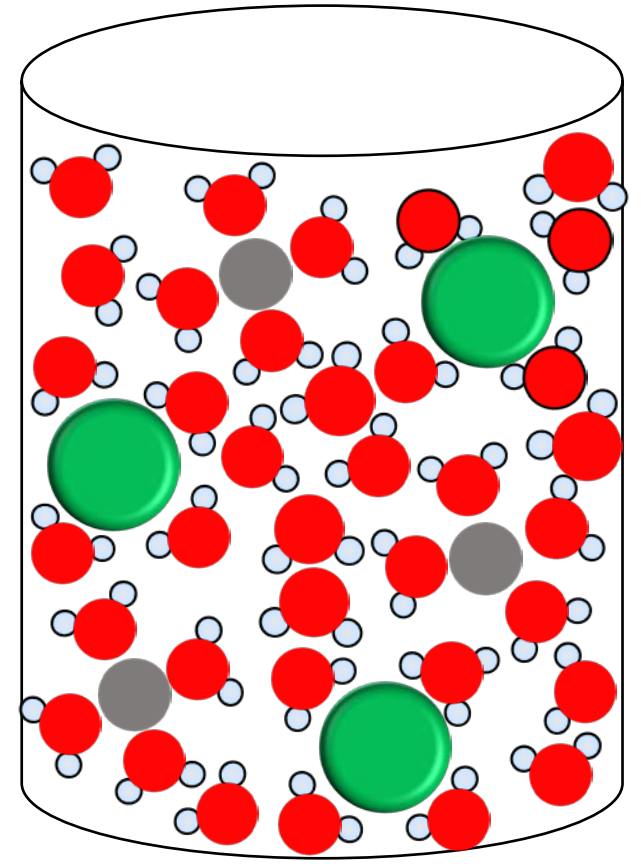
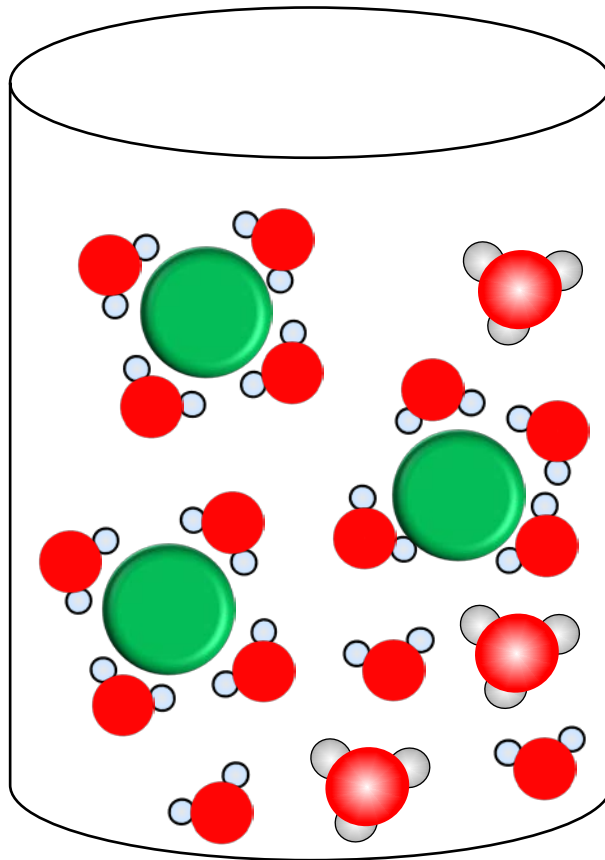
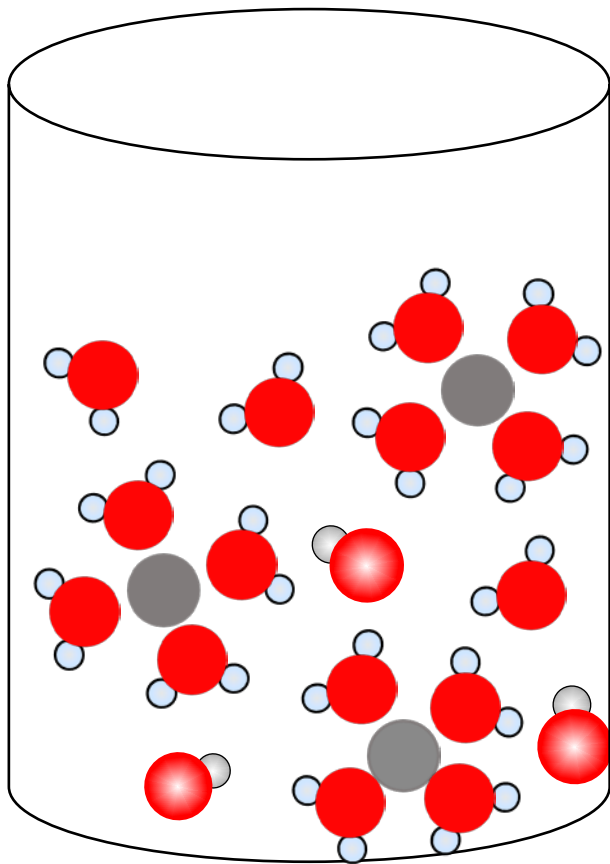
Natriumchlorid - Wasser - Kochsalzlösung



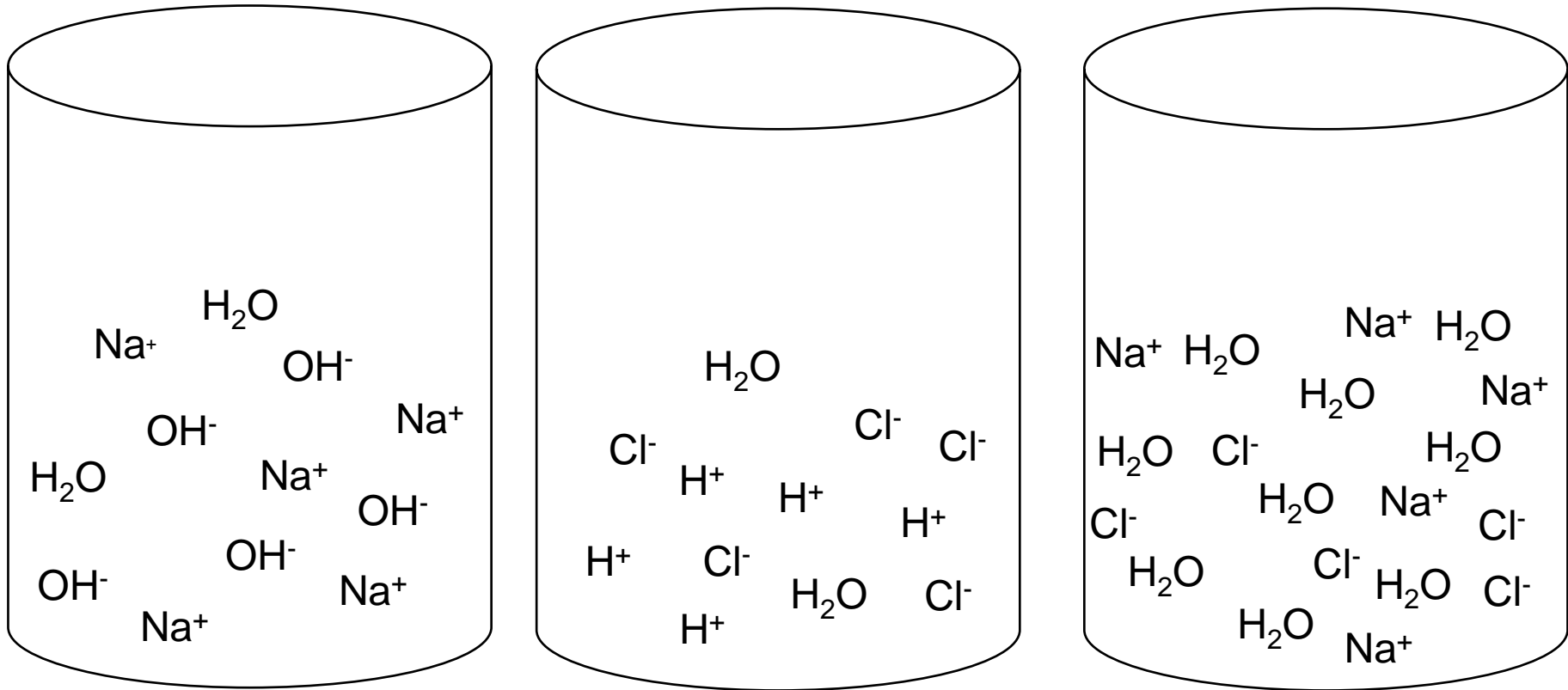
Chlorwasserstoff - Wasser - Salzsäure



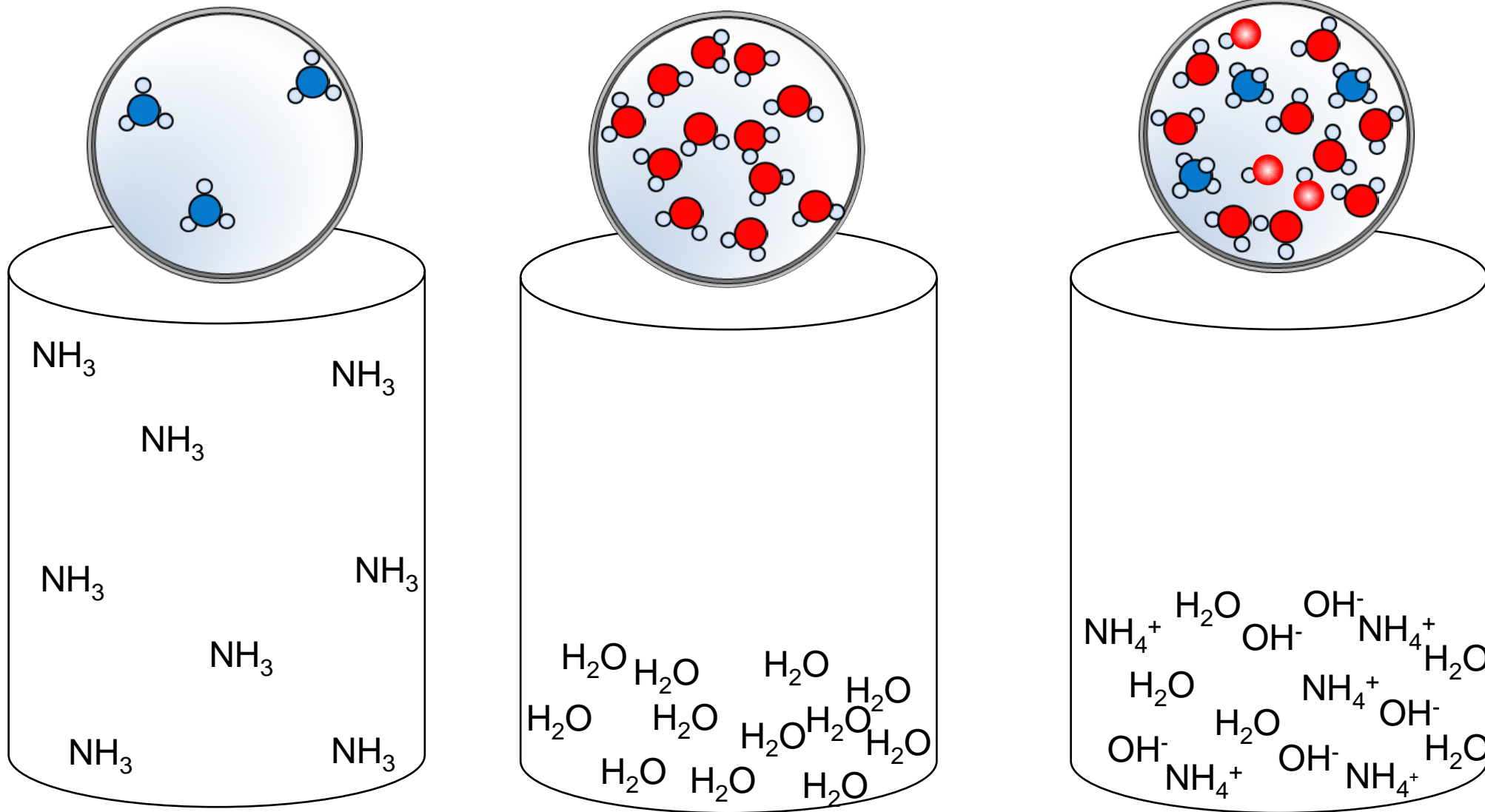
Natriumhydroxid und Natronlauge



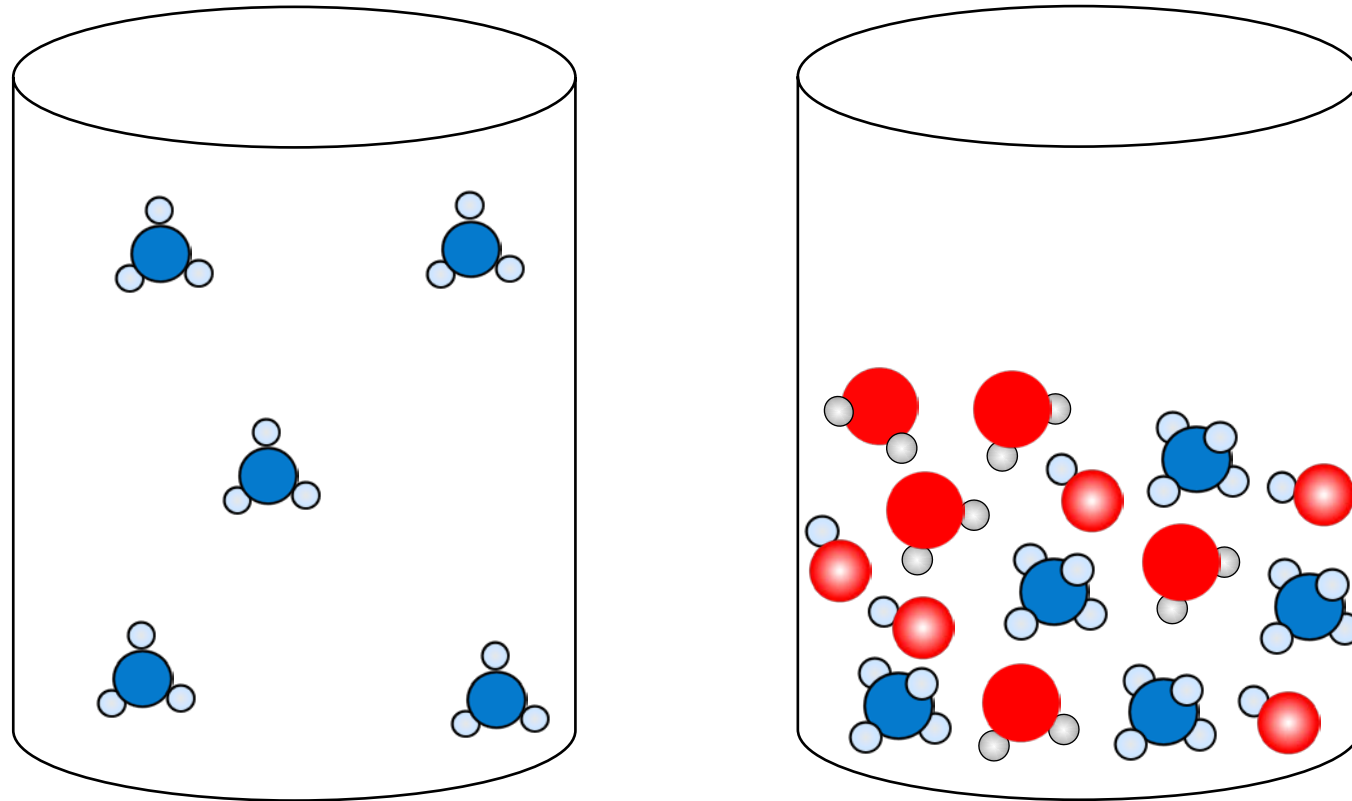
Natronlauge – Salzsäure - Neutralisation



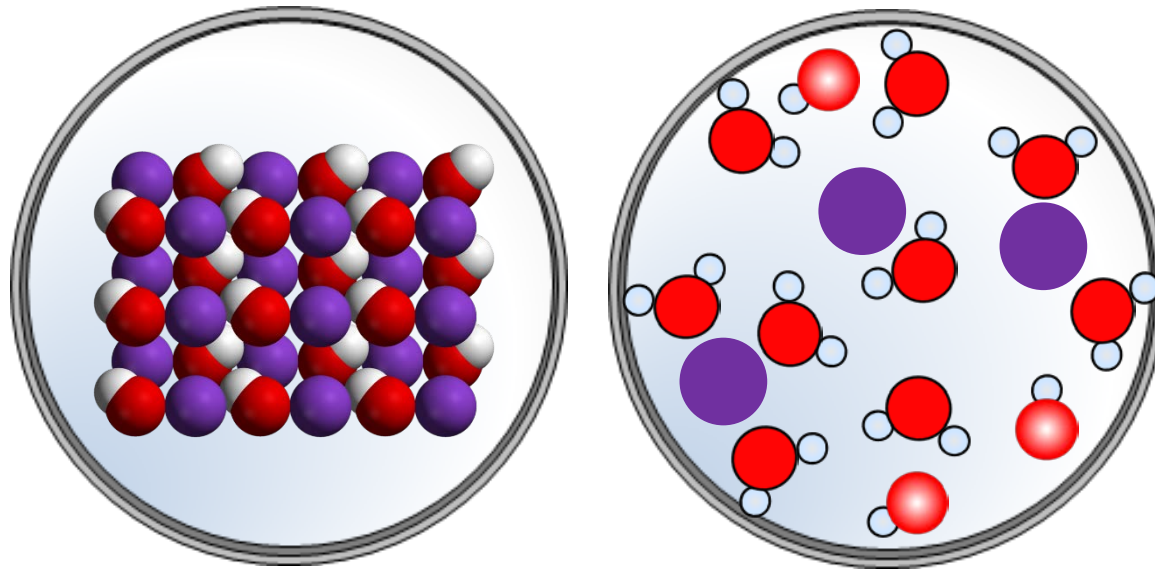
Natronlauge – Salzsäure - Neutralisation



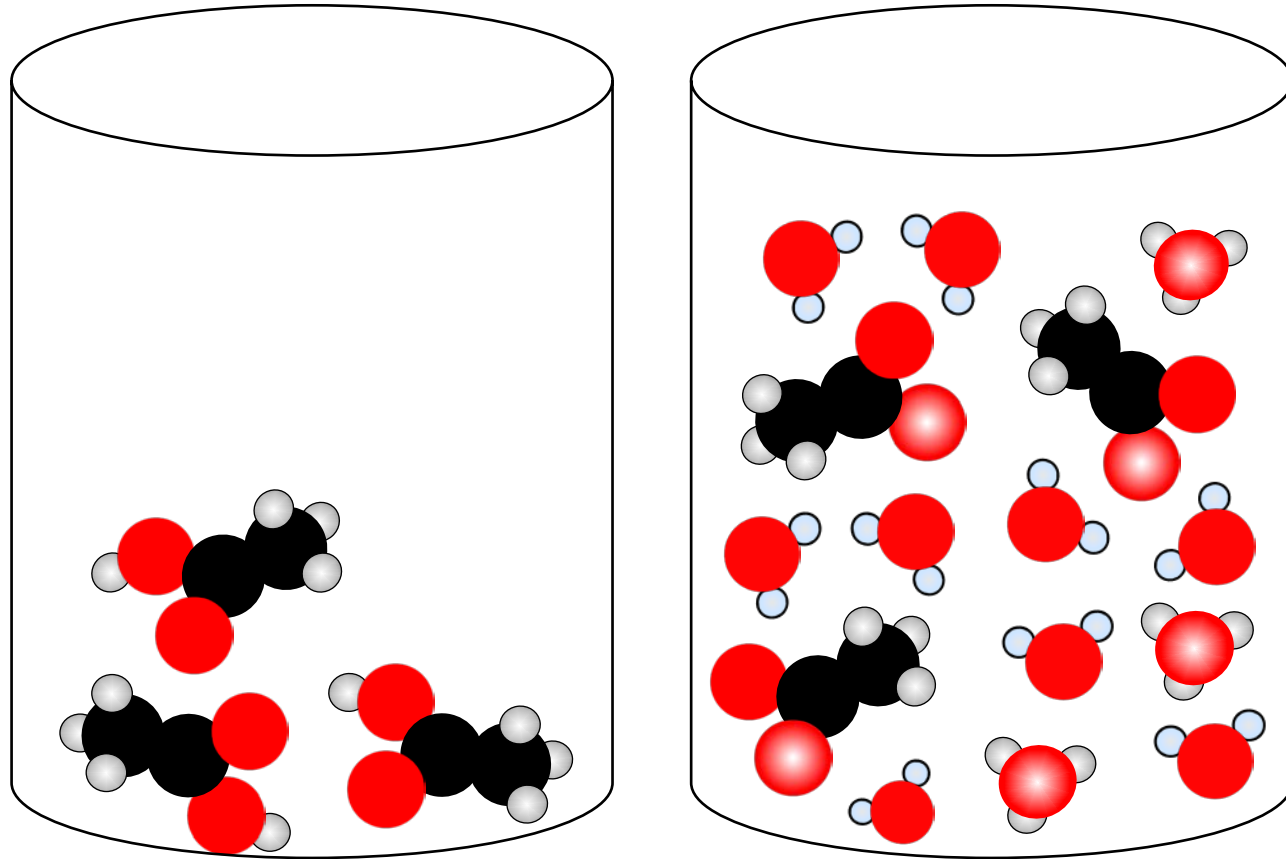
Ammoniak – Wasser – Ammoniumhydroxid-Lösung



Ammoniak – Ammoniumhydroxid-Lösung

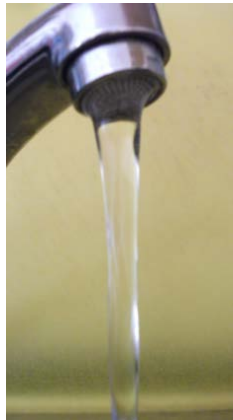


Kaliumhydroxid – Kaliumhydroxid-Lösung



Essigsäure – Essigsäurelösung

Herstellung einer sauren Lösung (Salzsäure)



Edukte



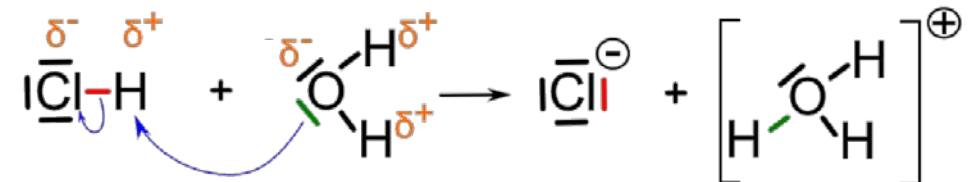
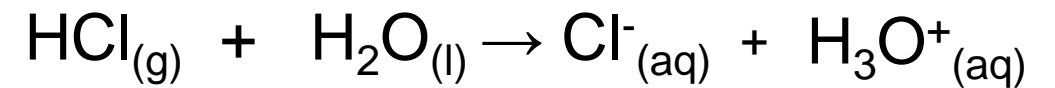
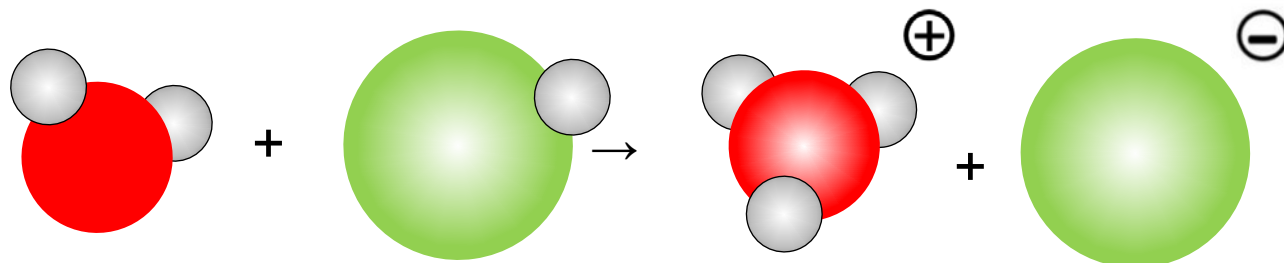
„macro“
Was man sehen, fühlen und riechen kann:
Stoffe, die uns umgeben



Produkt

„submicro“
Atome,
Ionen,
Moleküle,
Strukturen

„representational“
Symbole, Formeln,
Reaktionsgleichungen,
Stöchiometrie, Tabellen
und Graphen



Herstellung einer Lauge: Natriumhydroxid



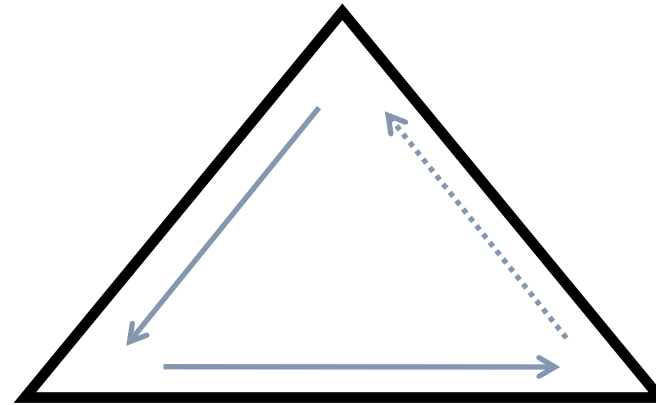
Edukte



„macro“
Was man sehen, fühlen und riechen kann:
Stoffe, die uns umgeben

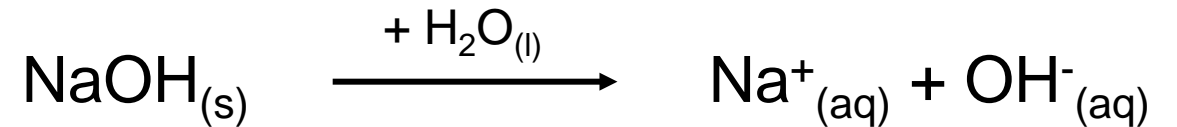
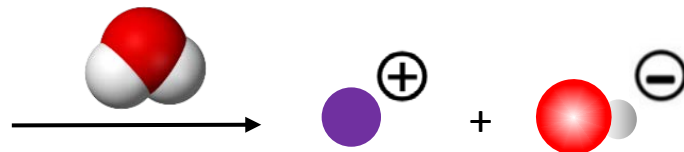
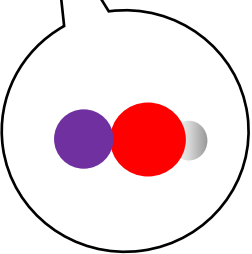
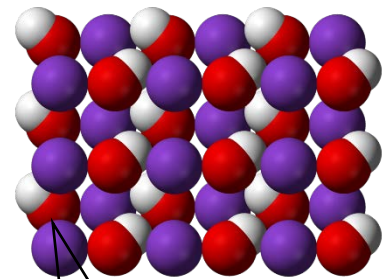


Produkt



„submicro“
Atome,
Ionen,
Moleküle,
Strukturen

„representational“
Symbole, Formeln,
Reaktionsgleichungen,
Stöchiometrie, Tabellen
und Graphen



Herstellung einer sauren Lösung (Essig)

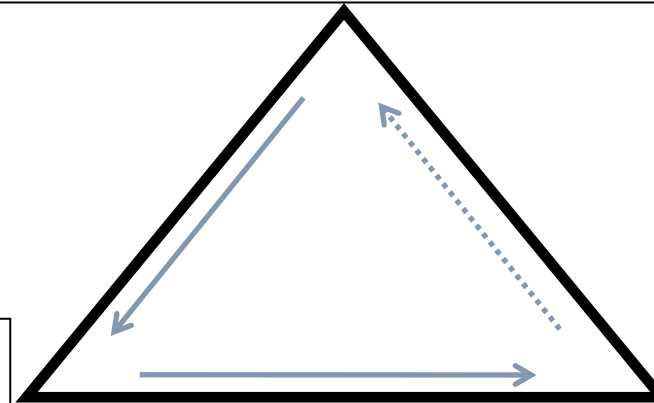


Edukte

„macro“
Was man sehen, fühlen und riechen kann:
Stoffe, die uns umgeben

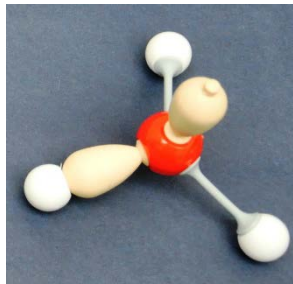
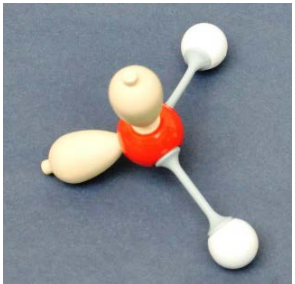
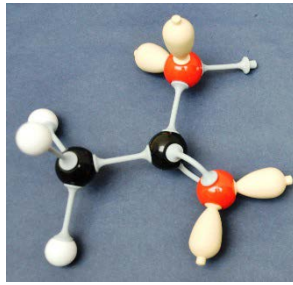
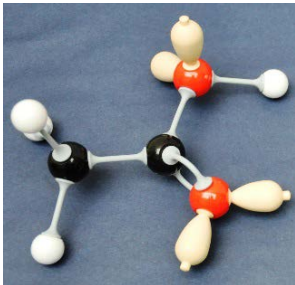
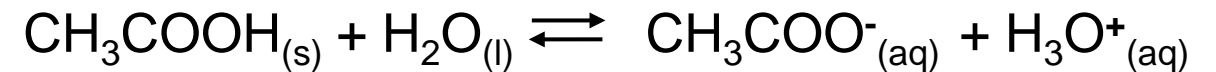


Produkt



„submicro“
Atome,
Ionen,
Moleküle,
Strukturen

„representational“
Symbole, Formeln,
Reaktionsgleichungen,
Stöchiometrie, Tabellen
und Graphen



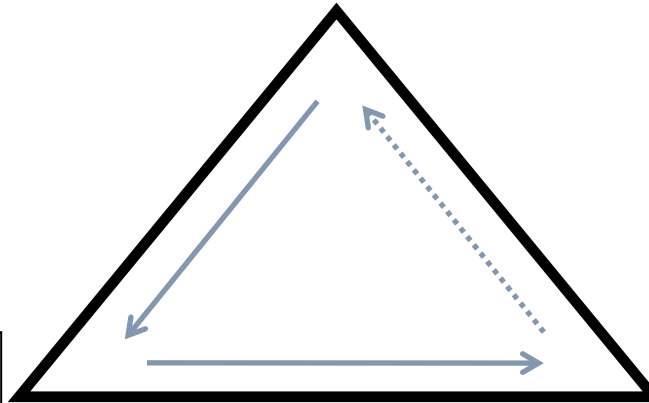
Herstellung einer Lauge: Ammoniumhydroxid



Edukte



„macro“
Was man sehen, fühlen und riechen kann:
Stoffe, die uns umgeben

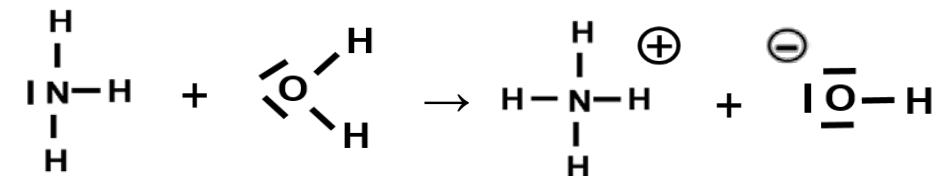
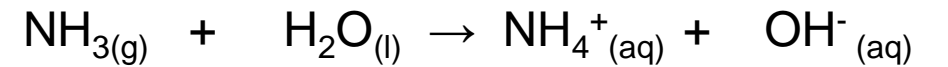
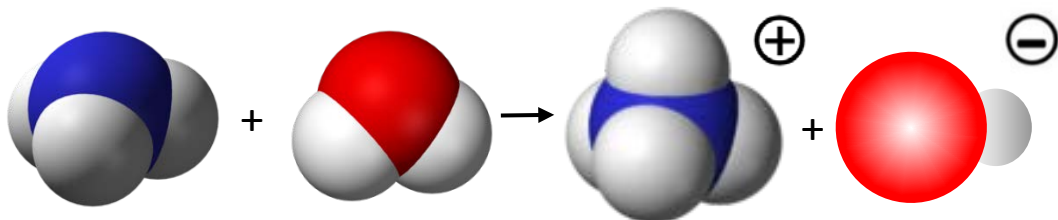


„submicro“
Atome,
Ionen,
Moleküle,
Strukturen

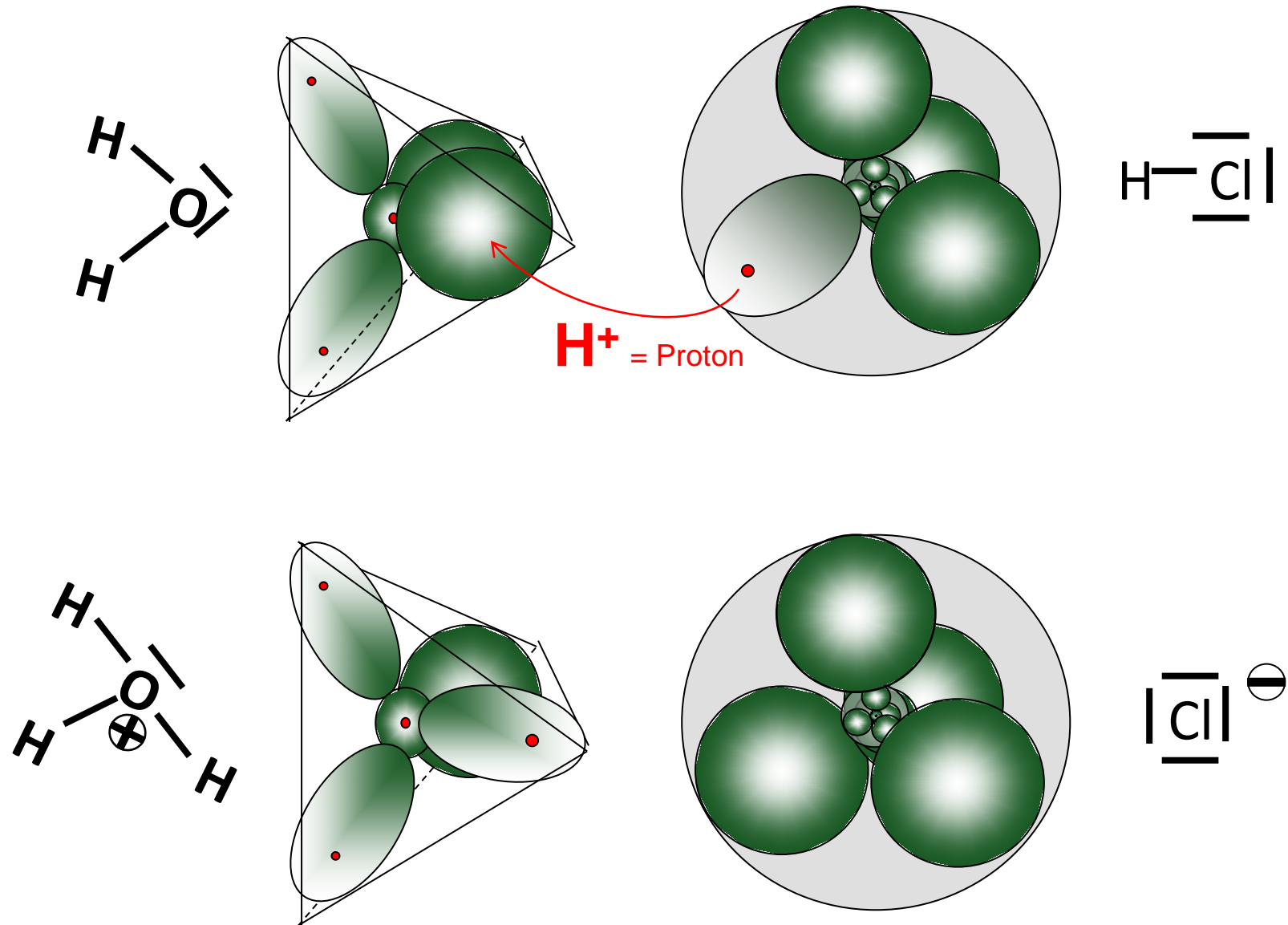
„representational“
Symbole, Formeln,
Reaktionsgleichungen,
Stöchiometrie, Tabellen
und Graphen



Produkt



Vertiefung: Chlorwasserstoff gibt an Wasser ein Proton ab.



Reaktion von Säuren und Laugen mit Metallen

Situation 1: Alu-Folie – Gefahr für die Gesundheit?

Im Internet findet man eine Menge Kochrezepte, die eine Zubereitung salz- oder säurehaltiger Lebensmittel in Alu-Folie vorsehen. Alu-Folie wird auch sehr gern zum Transport oder der Aufbewahrung von Lebensmitteln verwendet. Dabei kann Alu-Folie Aluminium in bedenklicher Menge an die darin eingewickelten Lebensmittel abgeben. Wer solche Lebensmittel verzehrt, nimmt unter Umständen eine die Gesundheit beeinträchtigende Aluminium-Menge auf.

Situation 2: Bei Aluminium-Grillschalen sind Salz und Zitrone tabu

Grillpfannen dürfen nicht mit säure- oder salzhaltigen Lebensmitteln und Servierplatten oder Behältern aus Metall in Berührung kommen. In diesen Fällen können sich die Folien teilweise auflösen. Grillschalen können scharfkantig sein. Grillschalen waagrecht aufstellen.

Fleisch, Fisch und Gemüse sollten während des Grillens in Aluminiumschalen weder gesalzen noch mit Zitronensaft beträufelt werden. Grund ist, dass sich das Metall unter dem Einfluss von Säure oder Salz vermehrt löst und auf das Grillgut übergehen kann. Alu-Grillschalen haben allerdings auch einen gesundheitlichen Nutzen: Sie können verhindern, dass Fett in die Glut tropft und dadurch krebserregende Stoffe über den Rauch in die Nahrung gelangen.



Bereits über die normale Nahrung nehmen Menschen Aluminium auf. Die Europäische Behörde für Lebensmittelsicherheit hat eine tolerierbare Aufnahmemenge von einem Milligramm Aluminium pro Kilogramm Körpergewicht pro Woche festgelegt. Laut Bundesinstitut für Risikobewertung stehen bei der Betrachtung des Gefährdungspotenzials von Aluminium „Wirkungen auf das Nervensystem und auf die Fruchtbarkeit und ungeborenes Leben sowie Effekte auf die Knochenentwicklung im Vordergrund“.

Situation 3: Reinigen von Aluminium-Grillschalen nach dem Grillen

Eine Gruppe Jugendlicher sucht ein geeignetes Verfahren, um nach einem Grillfest Aluminiumschalen von anhaftenden Fleisch und Gemüseresten zu reinigen. Ein Vorschlag lautet: „Wir sollten einen alkalischen Reiniger verwenden, den nimmt man doch für organische Verschmutzungen.“ Eine Alternative sind saure Reiniger. Die verwendet man in der Küche häufig, z. B. zum Entkalken. Weil die Verschmutzung ziemlich hartnäckig ist, fällt die Wahl auf Salzsäure. „Meine Mutter arbeitet viel mit Soda als Haushaltsreiniger. Den gibt es in einer Sprühflasche.“

Mögliche Arbeitsaufträge:

STOFFEBENE

Plane einen Modellversuch zur Wirkung von Säuren auf unedle Metalle und führe ihn durch.

Unedle Metalle in Bechergläsern oder RG mit Säuren versetzen und beobachten.

Ggf. entstehende Gase auffangen und nachweisen (Kalkwasser, Knallgasprobe).

Folgende Materialien stehen zur Verfügung:

Alufolie, Zink-Granalien, Magnesiumband, Säure (Essig, Zitronensaft, Salzsäure)

Dokumentiere und deute deine Beobachtungen.

Metalle reagieren in unterschiedlicher Geschwindigkeit mit der Säure, Gasentwicklung, Gas wird als Wasserstoff nachgewiesen.

Mache geeignete Vorschläge zur Vermeidung von Aluminium-Folie oder Grillschalen im Haushalt.

Gefäße/Schalen aus wiederverwendbarem Material (Edelstahl, Keramik, Emaille) verwenden. Erst würzen, wenn das Gegrillte auf dem Teller liegt.

Zu Situation 3: Probiert alle drei Reiniger zunächst an einer unbenutzten Grillschale aus. Dokumentiert die Beobachtungen und formuliert Reaktionsgleichungen.

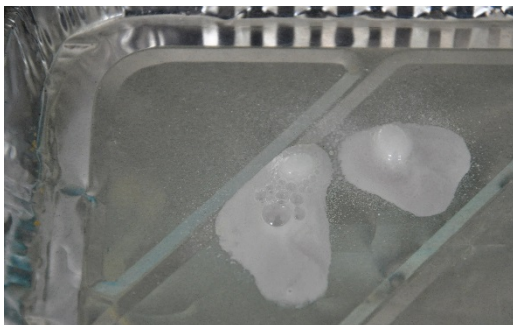


Abb.: Reaktion von Ätznatron mit Wasser auf Aluminium nach ca. 20 sec und 2 min

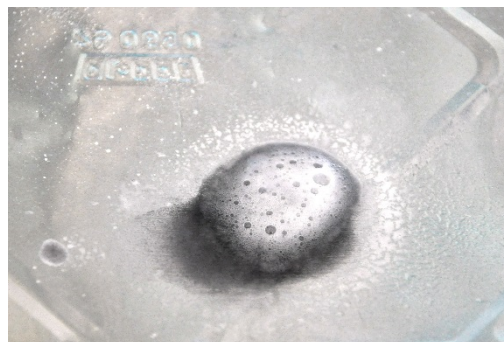


Abb.: Reaktion von Salzsäure (25%) auf Aluminium nach ca. 20 sec und 2 min

Vertiefung:

TEILCHENEBENE

Baue Molekülmodelle für die chemische Reaktion der Säure mit dem Metall. Formuliere die Wort- und Reaktionsgleichung.

Mögliche Lösungen: z. B. Magnesium und Salzsäure

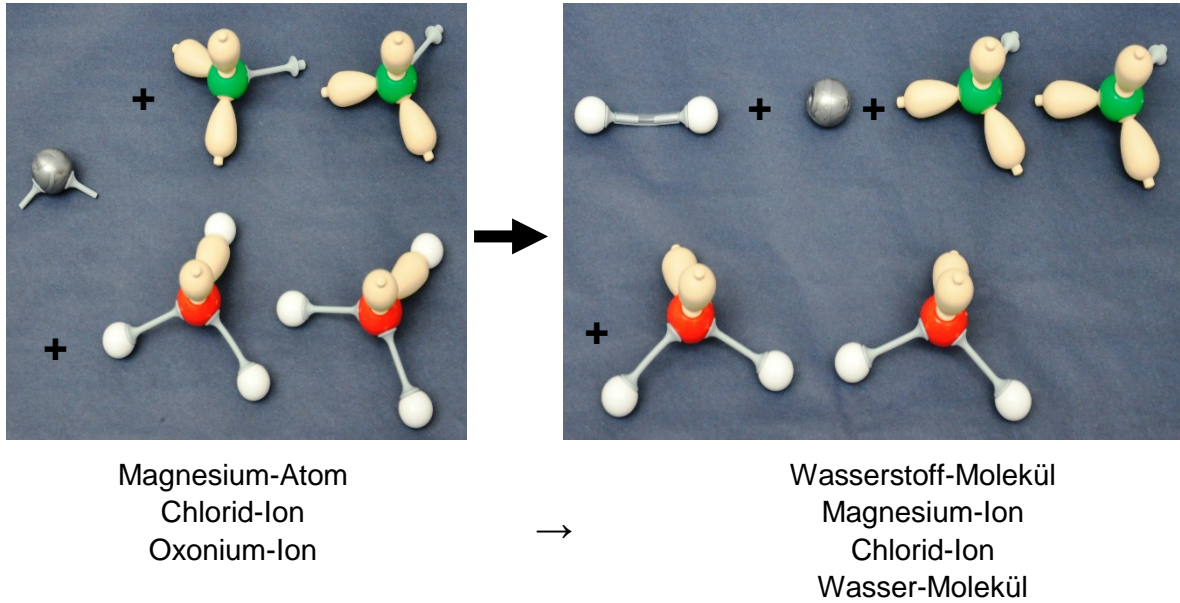


Abb.: Molekülmodelle nach Brønsted

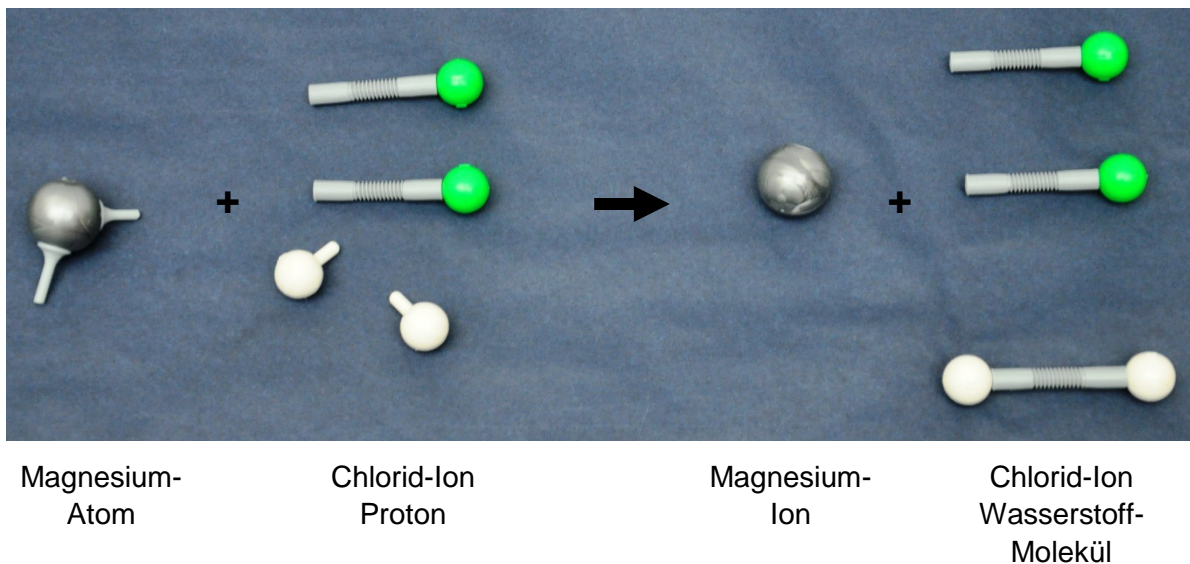


Abb.: Molekülmodelle nach Arrhenius

Verwende die Text- und Bildbausteine für die Darstellung der chemischen Reaktion eines unedlen Metalls (Magnesium) mit einer Säure (Salzsäure).

$2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$
 $\text{Mg}_{(\text{s})}$
 $2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
 $\text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})}$
 $2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$
 $2 \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$
 $\text{H}_2_{(\text{aq})}$

Elektronenabgabe Magnesiumchlorid-Lösung Oxonium-Kation Wasserstoff-Molekül Chlorid-Anion
 Elektronenaufnahme Magnesium Wasser-Molekül Magnesium-Kation Magnesium-Atom Salzsäure

LE3_Reaktion von Säuren_Teilchenebene_Vertiefung

Erkläre mithilfe der Darstellung einem Partner die chemische Reaktion eines unedlen Metalls (Magnesium) mit einer Säure (Salzsäure).

Reaktion Magnesium und Salzsäure

$2 \text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})} + \text{Mg}_{(\text{s})} \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + \text{Mg}^{2+}_{(\text{aq})} + 2 \text{Cl}^-_{(\text{aq})} + \text{H}_2_{(\text{g})}$

LE3_Reaktion von Säuren_Teilchenebene_Vertiefung

Lehrerinformation: Die Darstellungen liegen auch online als PowerPoint-Folien vor.

Säuren und Kalk

Lehrerinformation:

Um die Wirkung der Säure auf Kalk zu zeigen, bieten sich mehrere Phänomene an. Allen ist gemeinsam, dass ein oder zwei Protonen auf das Carbonat-Ion übertragen werden. Dabei werden die Carbonat-Ionen aus dem festen Calciumcarbonat herausgelöst. Es entsteht Kohlensäure, H_2CO_3 .

Die zu beobachtende Gasentwicklung ist darauf zurückzuführen, dass die Kohlensäure instabil ist und zu CO_2 und H_2O zerfällt. Das CO_2 kann mit der Kalkwasserprobe nachgewiesen werden.

STOFFEBENE

1. Phänomen „Saure Haushaltsreiniger“

Im Bad kommen verschiedene Schmutzarten vor. In der Dusche/Badewanne wie auch an den Armaturen befinden sich meist weiße Ablagerungen durch Kalkrückstände oder ein schmieriger Belag durch Talg- und Fettablagerungen.

Arbeitsauftrag:

- Untersuche die Reinigungswirkung eines sauren Haushaltsreinigers auf diesen Schmutz. Plane dein Vorgehen. Erkläre seine Wirkungsweise mit chemischem Fachwissen.

Materialien:

Reagenzgläser, Reagenzglasständer, Pipetten, Bechergläser, Universalindikator, Kalkwasser, gewinkeltes Glasrohr mit Stopfen,

Kalk aus dem Wasserkocher bzw. Calciumcarbonat aus der Sammlung, saurer Haushaltsreiniger, Säuren (Zitronensäure, Essig)

2. Phänomen „Entkalker“

Kalkablagerungen führen zu einer schlechteren Wärmeübertragung, was zum Beispiel zu einer verlängerten Heizzeit bei einem Wasserkocher, bei einem Kaffeevollautomaten zu einer schlechteren Qualität eines Espressos oder bei einer Waschmaschine zu schlechteren Waschergebnissen führt.

Ein höherer Energieverbrauch lässt auch die Heizkosten ansteigen. Schon ein Kalkbelag von 2 mm verbraucht 20% mehr Energie.

Kalkbeläge bauen sich mit der Zeit in den Maschinen und Leitungen auf und können sie verstopfen, dies kann zu einer Schädigung der Maschine führen.

Deshalb ist es wichtig, regelmäßig und frühzeitig zu entkalken. Die Entkalkungshäufigkeit ist abhängig vom Härtegrad des Wassers.

Arbeitsaufträge:

Untersuche die Wirkung eines Entkalkers. Plane dein Vorgehen. Erkläre seine Wirkungsweise mit chemischem Fachwissen.

Anregungen:

- Recherchiere, was Kalk ist und wie der Härtegrad eures Wassers zu Hause ist (Tipp: euer Wasserlieferant weiß dies).
- Wähle geeignete Stoffe für ein Experiment aus und stelle die Reaktion im Reagenzglas nach. (Calciumcarbonat, Säure, Kalkwasser)
- Weise ein ggf. entstehendes gasförmiges Produkt nach.
- Jemand sagt: „Man braucht keine teuren Entkalker zu nehmen, mit Essig oder Zitronensaft bekommt man den Kalk auch weg.“
Teste, ob dies stimmt (Zitrone mitbringen) und erkläre dein Testergebnis unter Angabe einer Wortgleichung.
- Nimm Stellung zu folgender Aussage: „Verkalkte Geräte sehen nicht besonders schön aus, aber da mir das nichts ausmacht, brauche ich nichts dagegen zu tun. Die Mittel kosten nur unnötig Geld.“

3. Phänomen „Weltkulturerbe Kölner Dom“

Bauteile und Statuen aus Marmor müssen häufig restauriert werden. Sie werden durch die sich verändernden Umwelteinflüsse zerstört. (Info: Saurer Regen enthält neben Kohlensäure auch schweflige Säure und Salpetersäure.)

Arbeitsaufträge:

Untersuche die Wirkung von saurem Regen auf Marmor. Plane dein Vorgehen. Erkläre seine Wirkungsweise mit chemischem Fachwissen.

Anregungen:

1. Recherchiere die chemische Zusammensetzung von Marmor. Beschreibe die Veränderungen an den Statuen.
2. Stelle eine Reaktion, die zu den Veränderungen der Statuen geführt hat, im Reagenzglas nach.
3. Restauratoren legen zu Testzwecken je ein Stückchen Marmor mit genau 2 g über Nacht in je ein offenes Gefäß mit Essig und destilliertem Wasser.

a) Gib für jedes Gefäß begründet an, was die Stückchen am nächsten Morgen wiegen:

- weniger als 2 g
- genau 2 g
- mehr als 2 g

b) Die gesamte Apparatur mit Essig wird vor und nach dem Versuch gewogen. Gib begründet an, welcher(n) Aussage(n) du zustimmen würdest.

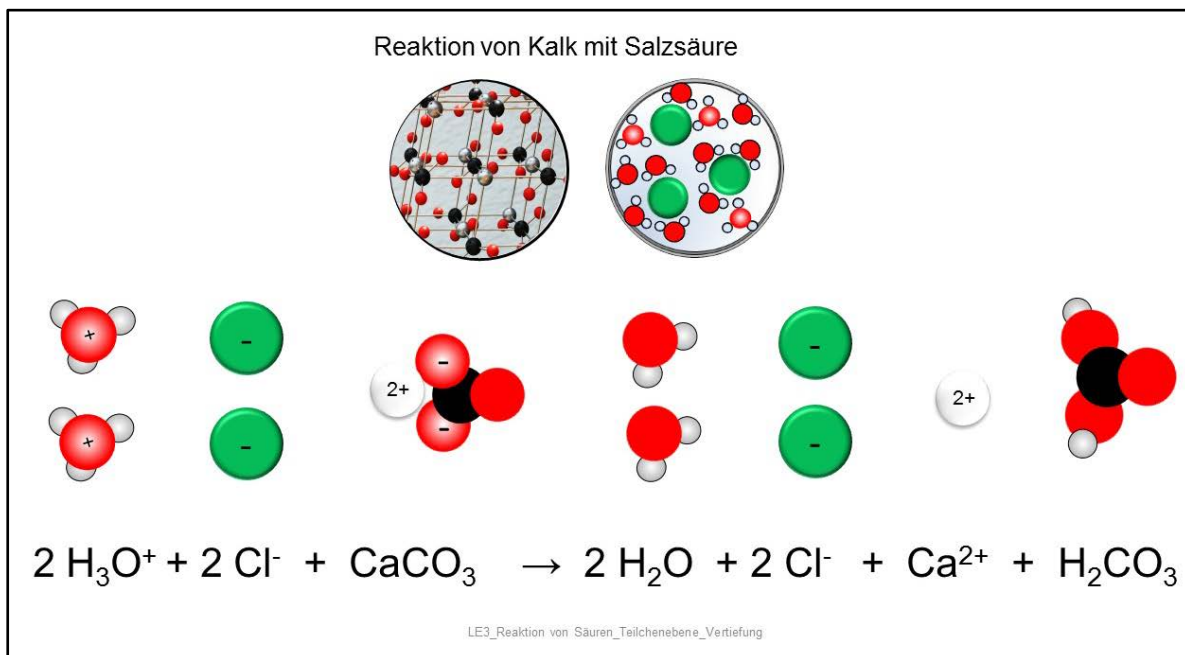
- Die Masse ändert sich nicht, weil sich wegen dem Gesetz der Erhaltung der Masse bei chemischen Reaktionen nie die Masse ändert.
- Die Masse nimmt ab, weil der Marmor zerfällt.
- Die Masse nimmt zu, weil sich das Marmorstückchen vollsaugen wird.
- Die Masse nimmt ab, weil ein Gas entweicht.
- Die Masse bleibt gleich, der Marmor wird zwar von der Säure zerstört, aber alle Atome sind immer noch da, nur anders verknüpft.
- Die Masse nimmt zu, weil, wie beim sauren Regen, aus der Luft Moleküle dazukommen.
- Man könnte meinen, die Masse nimmt ab, weil Kohlenstoffdioxid entweicht. Aber dies ist ein Gas und Gase wiegen nichts, daher bleibt die Masse gleich.

VERTIEFUNG

TEILCHENEBENE

- Formuliere die Reaktionsgleichungen für den Entkalkungsprozess mit dem Entkalkungsmittel.
- Erkläre auf der Teilchenebene, wie es zu den Veränderungen kommt.

Mögliche Lösung:



Sodbrennen

Viele Menschen leiden unter Sodbrennen. Dies hat etwas mit der Magensäure zu tun. Dagegen gibt es Medikamente, die man „Antacida“ nennt.

Arbeitsauftrag: Plane eine Untersuchung, die die Wirksamkeit von Medikamenten gegen das Sodbrennen zeigt.

Text zur Auswahl: Magensäure: Aggressiv, aber nützlich

Magensäure ist so aggressiv, dass der Magen sich selbst verdauen würde – wäre er nicht von einer schützenden Schleimschicht ausgekleidet, welche den gesamte Magen überzieht. Ihre ätzende Eigenschaft hat die Magensäure nicht ohne Grund: Sie trägt wesentlich zur Eiweißverdauung bei.

Der menschliche Magen produziert Tag für Tag etwa 2 bis 3 Liter Magensaft. Magensaft besteht unter anderem aus Salzsäure – auch Magensäure genannt. Durch die Magensäure liegt der pH-Wert des Magensafts im sauren Bereich (pH-Wert ca. 1,5 bis 2). Die Konzentration liegt unter einem Prozent.

Magensäure erfüllt viele wichtige Funktionen. Sie macht nicht nur die meisten Krankheitserreger aus der Nahrung unschädlich – das saure Milieu im Magen bietet auch optimale Voraussetzungen, damit bestimmte Verdauungsenzyme das aufgenommene Eiweiß der Nahrung aufspalten.

Text zur Auswahl: Sodbrennen und was dagegen hilft

Wird im Magen zu viel Magensäure produziert, ist Sodbrennen die Folge. Der Grund: Die aufsteigende Magensäure kann die Zellen der Speiseröhre ungehindert angreifen. Diese ist – im Gegensatz zum Magen – nicht durch spezielle Schleimstoffe geschützt. Diesen „Schutzfaktor“ können nur die Zellen im Magen bilden.

Beim gesunden Menschen funktioniert der zwischen Speiseröhre und Magen liegende Schließmuskel wie ein Ventil: Er verhindert, dass saurer Mageninhalt Richtung Speiseröhre aufsteigt. Diese „Abdichtung“ zwischen den beiden Organen kann durch unterschiedliche Auslöser (z. B. Übergewicht, Schwangerschaft, Medikamente) beeinträchtigt werden. Dann ist der Weg „nach oben“ für die Magensäure frei.

Die Magensäure greift die Zellen der Speiseröhre an, was Schmerzen und Schädigungen verursacht. Betroffene klagen häufig über ein brennendes Gefühl in Oberbauch und Brustraum. Die Symptome sind unter dem Namen Sodbrennen bekannt.

Abhilfe schaffen Medikamente wie z. B. Maaloxan. Seine Inhaltsstoffe sind unter anderem Magnesiumhydroxid und Algedrat (= Aluminiumhydroxid). „Kompensan“ enthält den Wirkstoff Aluminium(natrium)-carbonatdihydroxid, „Rennie“ die Wirkstoffe Calciumcarbonat und Magnesiumcarbonat oder „Bullrichsalz“ den Wirkstoff Natriumhydrogencarbonat.

Link: <http://www.chempage.de/lexi/antacida.htm>

Mögliche differenzierte Arbeitsaufträge:

STOFFEBENE

1. Recherchiere Informationen zum Thema „Magensäure“ (Bildung, Bedeutung, Schutz des Magens) und „Antacida“.
2. Entwickle gemeinsam mit deinen Mitschülerinnen und Mitschülern Experiment(e) zur Wirkung der „Antacida“.
3. Protokolliere deine Experiment(e) sorgfältig.
4. Erstelle ein Dokument mit den von euch recherchierten Informationen, den Versuchen und den dabei ermittelten Ergebnissen (Bilder, Fotos).
5. In dem Film <http://www.youtube.com/watch?v=yD2-rRACxHU> (31.05.2014) wird anhand eines Experiments erklärt, wie die Magensäure auf die Speiseröhrenschleimhaut wirkt. Bewerte dieses Video hinsichtlich seiner fachlichen Richtigkeit.

1. Recherchiere zu Magensäure und erstelle eine Conceptmap dazu (mit ihren Aufgaben).
2. Erkläre mit eigenen Worten, was Sodbrennen bedeutet.
3. Mittel gegen Sodbrennen gehören zur Arzneimittelgruppe der „Antacida“. Erkläre diesen Namen.
4. Beschreibe die Wirkungsweise der beiden „Antacida“.



Copyright © 2016 Sanofi-Aventis Deutschland GmbH



Copyright: Bayer Vital GmbH (Rennie®)

5. Stelle die Reaktionen im Reagenzglas mit Indikator nach.

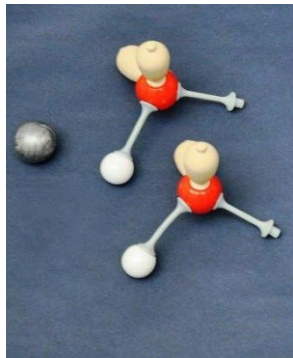
Lehrerinformation:

Medikamente, die Protonenpumpenhemmer enthalten, sind in diesem Zusammenhang für Experimente nicht geeignet.

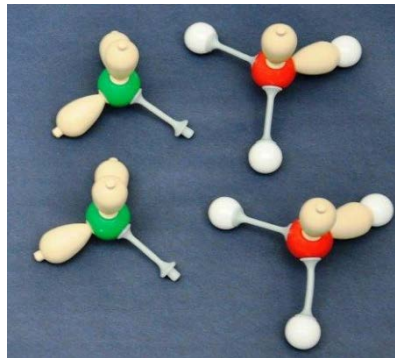
TEILCHENEBENE

1. Stelle die chemische Reaktion der Magensäure mit dem Medikament im Teilchenmodell dar.
2. Kennzeichne die Teilchen, die für die Beschwerden beim Sodbrennen verantwortlich sind.
3. Kennzeichne die Teilchen des Medikaments, die diese Wirkung aufheben und leite eine Wort/Formelgleichung ab.

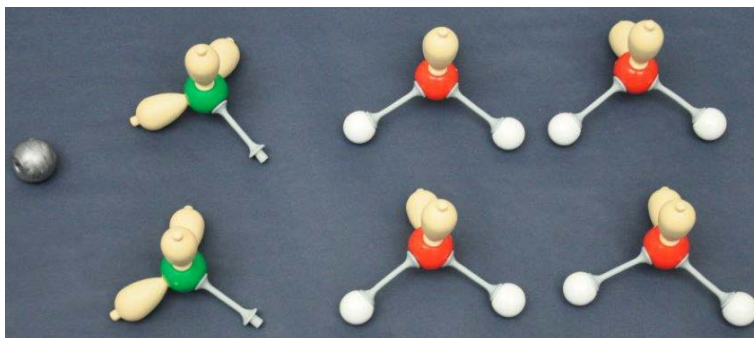
Mögliche Lösungen:



Magnesium-Ionen
Hydroxid-Ionen

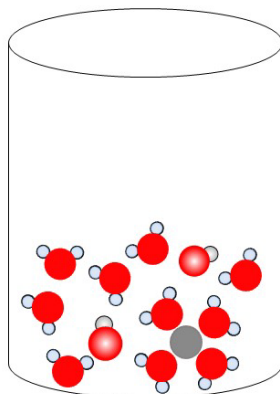


Oxonium-Ionen
Chlorid-Ionen

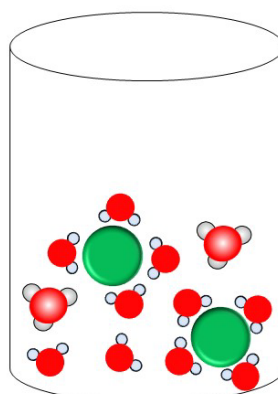


Magnesium-Ionen
Chlorid-Ionen

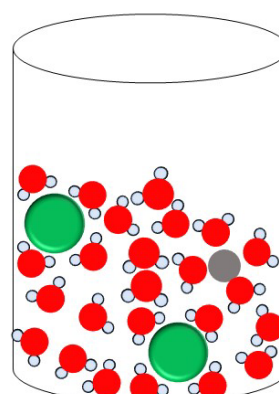
Wassermoleküle



Magnesiumhydroxid-
Lösung



Salzsäure



Magnesiumchlorid-
Lösung

Lernfächer: Experiment planen – Sodbrennen

Kompetenz:

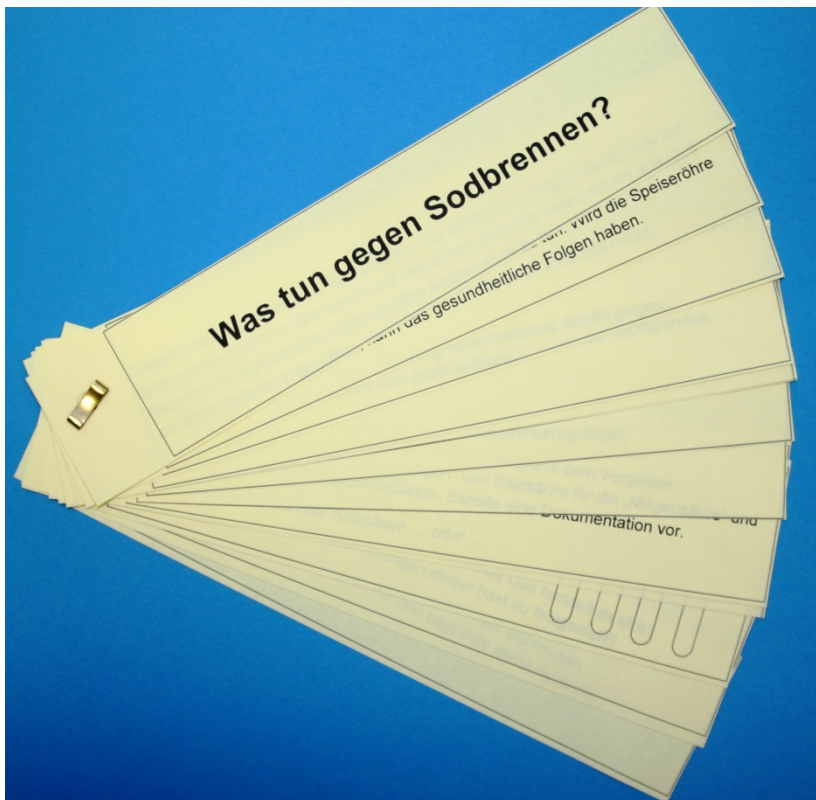
Schülerinnen und Schüler führen hypothesengeleitete Experimente zur Wirkung von Säuren und Laugen durch und protokollieren.

Mögliche Arbeitsaufträge:

- Plane ein Experiment, mit dem du das Phänomen Sodbrennen untersuchen kannst.
- Schreibe eine Versuchsanleitung, die die Wirkungsweise eines Antacidums untersucht.
- Untersuche eine Reihe von Stoffen auf ihre Verwendung als Antacidum.

In dieser Lerneinheit liegt der Schwerpunkt der Kompetenzentwicklung auf der Planung von Experimenten. Schülerinnen und Schüler benötigen Unterstützung, die dennoch eigene Strukturierungen ermöglicht. Methodisch lässt sich dies z. B. mit einem „Lernfächer“ umsetzen, der schrittweise durch kurze Impulse und Anregungen an die Planung eines Experiments heranführt.

Konkret ausgeführt ist ein Lernfächer zum Thema „Sodbrennen“. Nach einer kurzen gedanklichen Einstimmung wird auf mögliche Stoffe fokussiert. Schülerinnen und Schüler schlagen selbst Stoffe und eine Versuchsanordnung vor und strukturieren die Dokumentation. Das Ergebnis kann mit dem anderer Gruppen verglichen werden.



Was tun gegen Sodbrennen?

Viele Menschen leiden unter Sodbrennen. Die Betroffenen klagen häufig über ein brennendes Gefühl in Oberbauch und Brustraum. Dies hat etwas mit der aus dem Magen in die Speiseröhre aufsteigenden Magensäure zu tun. Wird die Speiseröhre zu lange dadurch angegriffen, kann das gesundheitliche Folgen haben.

Dagegen gibt es Hausmittel und Medikamente, die man „Antacida“ nennt.

Plane eine Untersuchung zur Eignung verschiedener Stoffe gegen Sodbrennen, führe sie durch und protokolliere.

Kläre zunächst die chemischen und biologischen Ursachen von Sodbrennen.

Recherchiere, welche Medikamente gegen das Sodbrennen empfohlen werden.

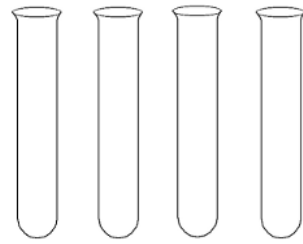
Auf deiner Liste könnten jetzt folgende Stoffe stehen:
Rennie, Kompensan, Maaloxan, Bullrich Salz, Kaisers Natron
Informiere dich über die Inhaltsstoffe.

Auf der Liste deiner Inhaltsstoffe könnten jetzt stehen:
Natriumhydrogencarbonat, Natriumcarbonat, Aluminiumhydroxid,
Magnesiumhydroxid

Bilde eine Hypothese für deine Untersuchung und plane dein Vorgehen.
Verwende Reagenzgläser „für den Magen“ und Salzsäure für die „Magensäure“ und jeweils eine kleine Spatelspitze Antacida. Bereite eine Dokumentation vor.

Du kannst deine Beobachtungen notieren:
Rennie in verdünnter Salzsäure
Kompensan in verdünnter Salzsäure
Maaloxan in verdünnter Salzsäure
Bullrich Salz in verdünnter Salzsäure ... oder ...

... du zeichnest deinen Versuchsaufbau in dein Heft
und beschreibst deine Beobachtungen:



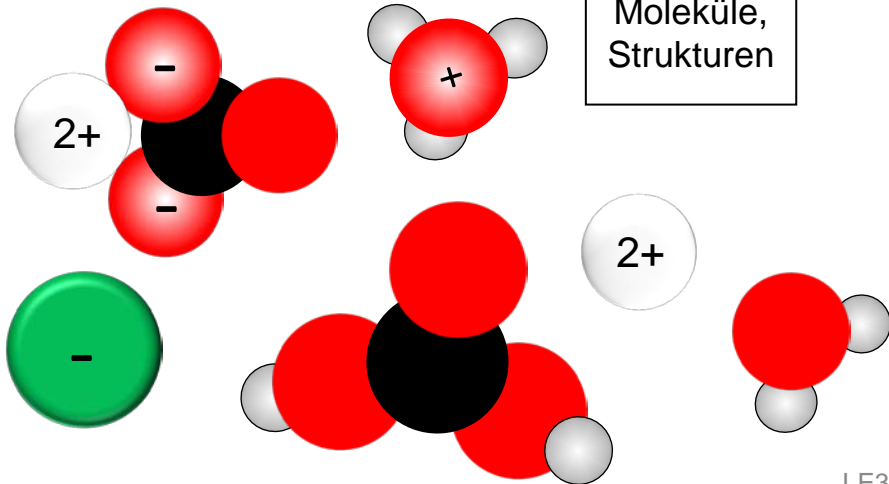
Hast du Gasentwicklungen beobachtet? Um welches Gas handelt es sich?
Welche pH-Werte und ggf. Veränderungen dieser hast du festgestellt?

Fasse das Ergebnis deiner Untersuchung in einem Satz zusammen.
Schlage weitere Stoffe als „Antacida“ vor und begründe deine Auswahl.

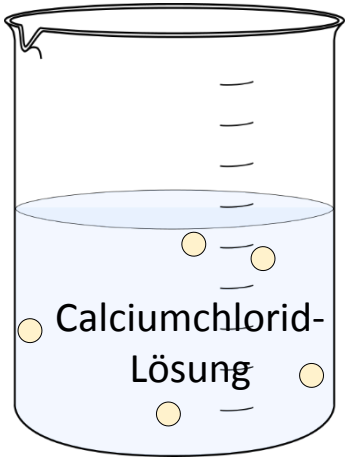
Reaktion von Kalk mit Salzsäure



Edukte



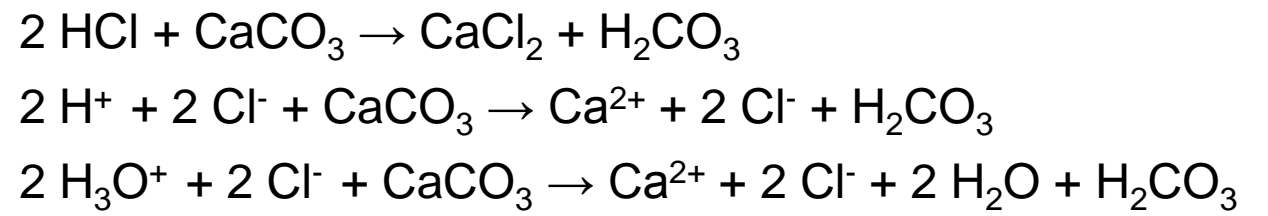
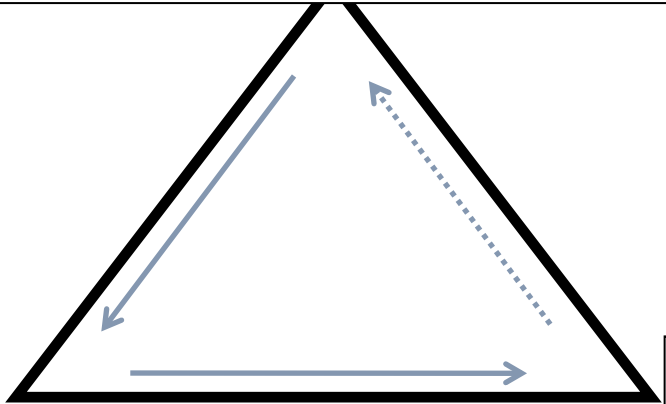
„macro“
Was man sehen, fühlen und riechen kann:
Stoffe, die uns umgeben



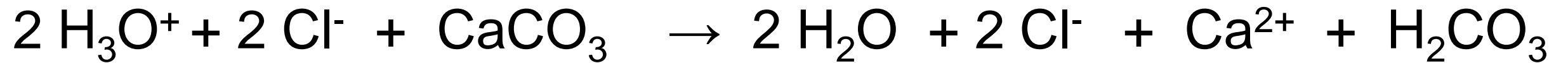
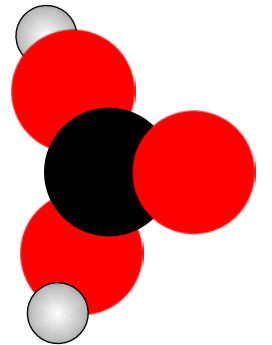
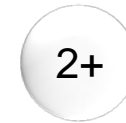
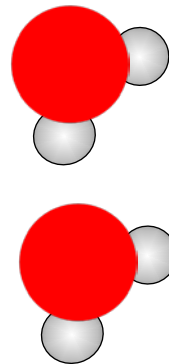
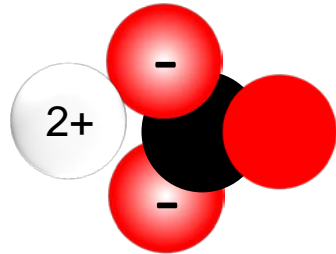
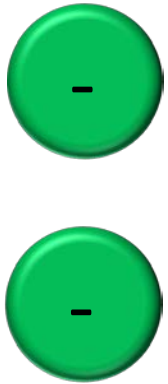
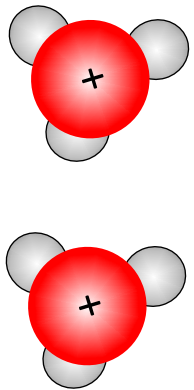
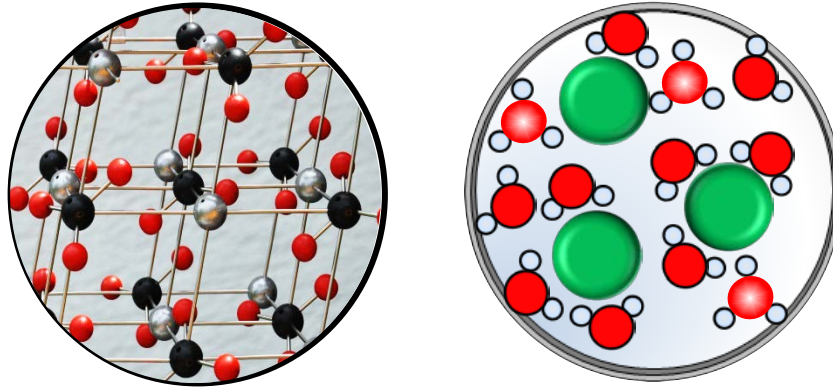
Produkte

„submicro“
Atome,
Ionen,
Moleküle,
Strukturen

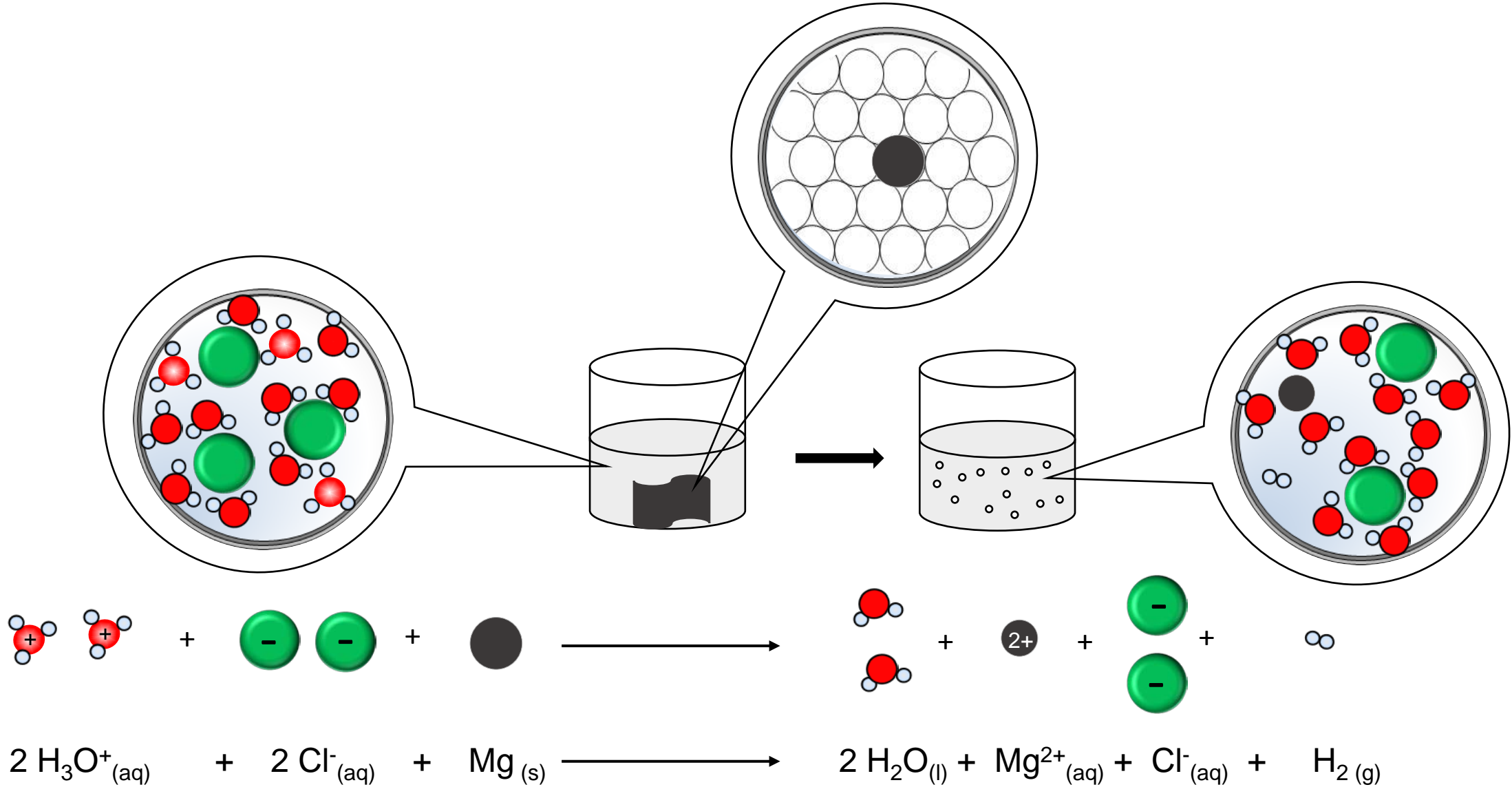
„representational“
Symbole, Formeln,
Reaktionsgleichungen,
Stöchiometrie, Tabellen
und Graphen

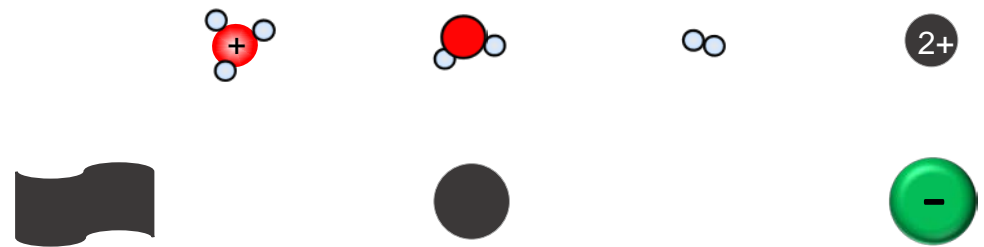
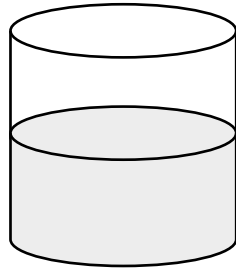
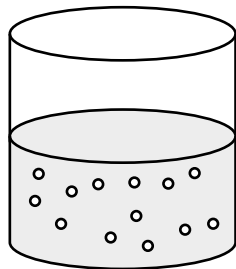
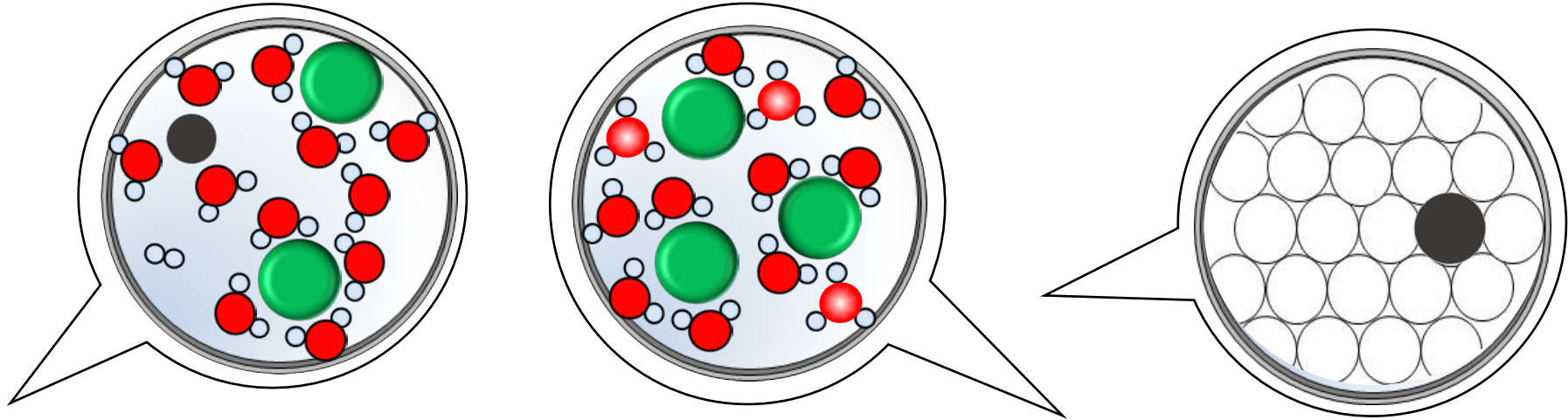
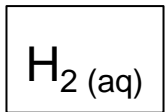
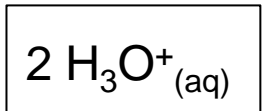
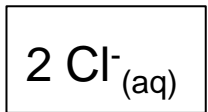
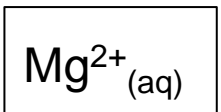
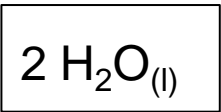
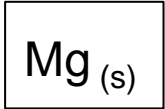
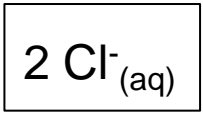


Reaktion von Kalk mit Salzsäure



Reaktion Magnesium und Salzsäure





Elektronenabgabe

Magnesiumchlorid-Lösung

Oxonium-Kation

Wasserstoff-Molekül

Chlorid-Anion

Elektronenaufnahme

Magnesium

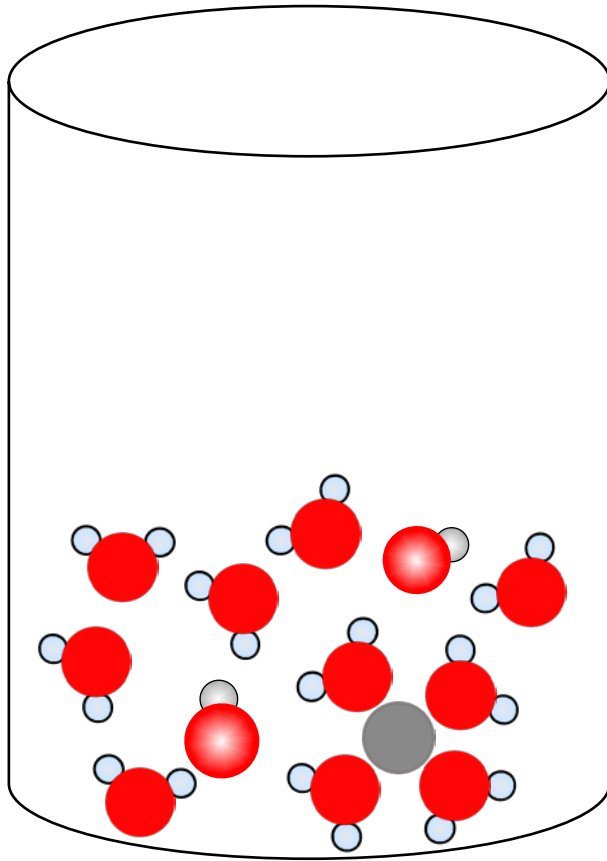
Wasser-Molekül

Magnesium-Kation

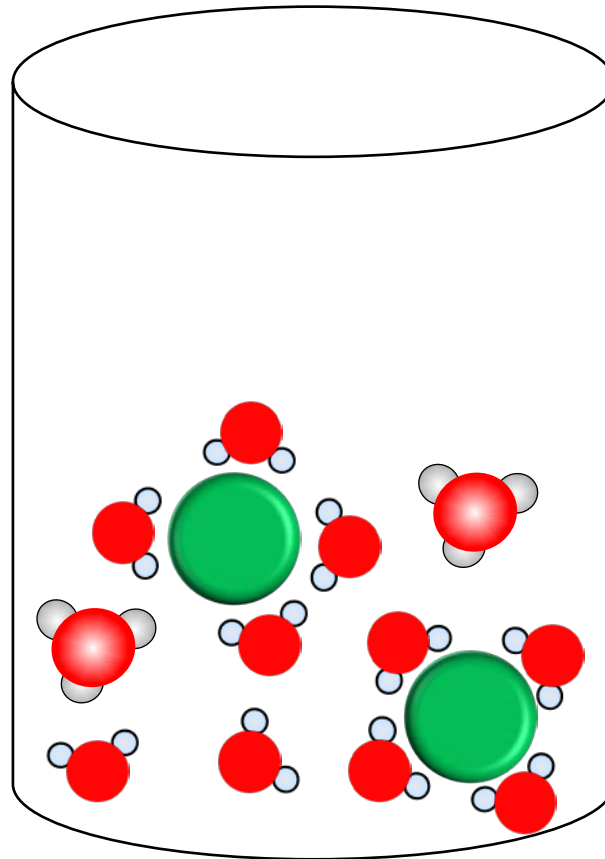
Magnesium-Atom

Salzsäure

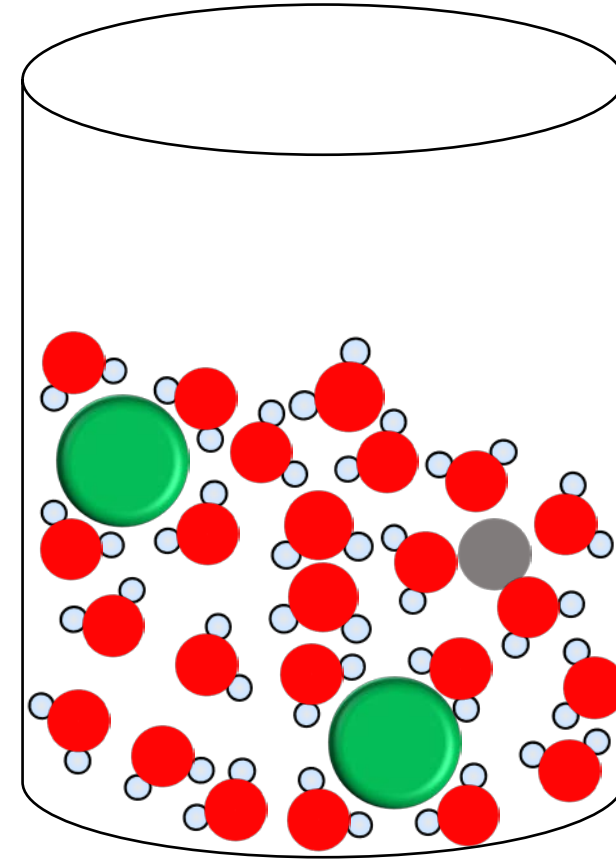
Sodbrennen: Magnesiumhydroxid + Salzsäure









Magnesiumhydroxid-Lösung



Salzsäure



Magnesiumchlorid-Lösung

						Weitere Maßnahmen:
GHS05	GHS07	X	<input type="checkbox"/>	X	<input type="checkbox"/>	

Das Rohr ist verstopft

Normalerweise denkt man nicht über die diversen Abflüsse in Küche und Bad nach, sie funktionieren einfach. Das Wasser läuft ab und fertig. Manchmal jedoch kommt es vor, dass ein Abfluss verstopft ist und das Wasser eben nicht abfließt. Dafür gibt eine Vielzahl möglicher Abhilfen.

Arbeitsaufträge:

Notiere haushaltübliche Herangehensweisen zur Beseitigung des Problems.

Unterscheide chemische Verfahren von physikalischen.

Plane die Untersuchung eines käuflichen chemischen Rohrreinigers (Granulat) und führe sie durch.



Hilfestellungen:

Recherchiere zur Wirkungsweise eines solchen Rohrreinigers.

Beschreibe und untersuche die Bestandteile einzeln oder in Zweierkombination.

Erkläre die Wirkungsweise eines Rohrreinigers.

Stelle einen Zusammenhang zwischen der Art der Verschmutzung und der verwendeten Chemikalie her.

Fange eventuell entstehende Gase auf und identifiziere sie.

Möglicher Ablauf:

- Ideen sammeln, z. B. lange Stricknadel, Pömpel, Saugglocke, Spülmittel, Seife, saurer Reiniger, Rohrreiniger, Backpulver und Essig
- Recherchieren, z. B. <http://www.wasser-und-abwasser.de/abfluss/verstopfter-abfluss.html>
- Einen Rohrreiniger (Granulat) untersuchen
- Wirkung eines Rohrreinigers erklären

Geschlossene Arbeitsaufträge:

Untersuche einen Rohrreiniger. Dokumentiere deine Versuche mithilfe eines Protokolls. Werte die Versuche aus und erkläre die Wirkungsweise seiner Bestandteile.

Geräte: Reagenzglasständer, Reagenzgläser, Stopfen, Pinzette, Petrischale, Gasbrenner

Chemikalien: Rohrreiniger (ätzend, C), Natriumhydroxid (ätzend, C), Aluminium (gekörnt), Natriumnitrat (brandfördernd, O), Haare, Wolle, Fett, Universalindikatorpapier, destilliertes Wasser

Versuch 1: Die zersetzende Wirkung eines Rohrreinigers

Fülle drei Reagenzgläser etwa 4 cm hoch mit destilliertem Wasser und löse darin bis zur Sättigung Rohrreiniger. In das erste Reagenzglas gebe einige Haare, in das zweite ein paar Wollfäden, in das dritte etwas Schmalz, Margarine oder ein anderes Fett. Die Ansätze werden beobachtet und die Reagenzgläser kurz angefasst.

Versuch 2: pH-Wert

Prüfe die wässrige Lösung eines Rohrreinigers mit Universalindikator-Papier.

Versuch 3: Mechanische Isolierung der Bestandteile eines Rohrreinigers und Untersuchung

Trenne das Gemisch mit einer Pinzette in seine Bestandteile.

Prüfe jeden der getrennten Bestandteile in einem Reagenzglas auf seine Löslichkeit und mit einem Indikator.

Gib in jedes Reagenzglas ein paar Wollfäden oder Haare.

Versuch 4: Reaktion von Aluminium mit Natriumhydroxid

Fülle ein Reagenzglas 2-3 cm hoch mit destilliertem Wasser und füge dann vier Plätzchen Natriumhydroxid und einige Aluminiumkörner hinzu. Fange das entstehende Gas auf und führe die Knallgasprobe durch.

Achtung: Vorher den Gasbrenner entzünden und die Sparflamme einstellen.

Versuch 5: Wirkung von Natriumnitrat

Fülle wieder ein Reagenzglas, wie in Versuch 4 beschrieben, und gib dieses Mal zusätzlich einen Spatel Natriumnitrat hinzu. Verschließe mit einem Stopfen und schüttle ein wenig. Nimm den Stopfen ab und halte ein mit destilliertem Wasser angefeuchtetes Stück Universalindikatorpapier in die Reagenzglasöffnung. Führe die Knallgasprobe durch.

Vertiefung:

Hausmittel: 3 Esslöffel Backpulver in den verstopften Abfluss geben und 1/2 Tasse Essig hinterherschütten, dann den Abfluss verschließen.

Plane einen entsprechenden Versuch und weise das gasförmige Reaktionsprodukt nach.

Unterscheide die Wirkungsweise des Hausmittels gegenüber einem käuflichen Rohrreiniger.

Beobachtungen:

Versuch 1: Die Haare und die Wollfäden beginnen sich aufzulösen. Es entsteht ein Gas und das Reagenzglas wird warm.

Versuch 2: Der Rohrreiniger reagiert alkalisch.

Versuch 3: Drei Bestandteile: Weiße Körnchen, die an der Luft zu "schmelzen" beginnen. Weiße Körnchen, die nicht an der Luft "schmelzen". Dunkelgraue Körnchen.

Ein Stoff zeigt eine Lauge an, eine Wärmeentwicklung, keine Gasentwicklung.

Nur eine Lösung der weißen Körnchen, die an der Luft zu "schmelzen" beginnen, löst die Haare auf.

Versuch 4: Die Knallgasprobe verläuft positiv.

Versuch 5: Das Gas an der Reagenzglasöffnung färbt feuchtes Indikatorpapier und zeigt eine alkalische Reaktion an. Die Knallgasprobe verläuft negativ.

Auswertung:

In Rohrreiniger ist Natriumhydroxid enthalten, das eine alkalische Lösung bildet, die auf organisches Material zersetzend wirkt.

Der Lösevorgang von Natriumhydroxid in Wasser verläuft exotherm.

Drei Bestandteile: Natriumhydroxid, Aluminium (gekörnt), Natriumnitrat

Damit ein Rohrreiniger effektiv arbeiten kann, sollte ein Gas entstehen, das die Verschmutzung zusätzlich auflockert.

Aluminium reagiert mit alkalischen Lösungen zu Wasserstoff und dem entsprechenden Aluminiumsalz.

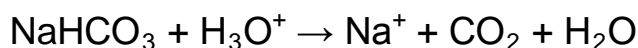


Damit aber kein gefährliches Knallgas entsteht, wird Natriumnitrat zugesetzt. Dieses reagiert mit den anderen Bestandteilen zu Ammoniakgas.



Vertiefung: Hausmittel

Backpulver setzt unter Einwirken von Wasser, Säure und Wärme gasförmiges Kohlenstoffdioxid frei. Dieses kann mit Kalkwasser nachgewiesen werden. Allein die Gasentwicklung soll die Verstopfung auflösen, es findet keine Zersetzung organischer Stoffe statt.



Stilles Mineralwasser oder „mit Gas“? – Wo die Säuren herkommen

In den meisten Restaurants wird man heute bei der Bestellung von einem Wasser gefragt: „Stilles Wasser oder mit Gas?“. Auch die Mineralwasserhersteller bieten ihre Produkte meistens „mit“ und „ohne“ Gas an.

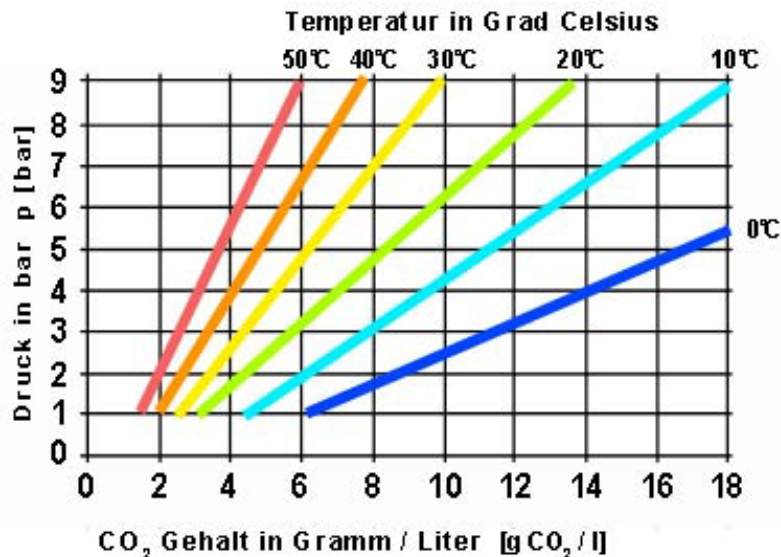
Mögliche Arbeitsaufträge:

1. Was ist in den Gasbläschen? Plane einen Versuch, mit dem du das entweichende Gas nachweist.
2. Untersuche den pH-Wert von Mineralwasser „mit Gas“.
3. Blase in ein Becherglas mit Leitungswasser, das mit ein paar Tropfen Bromthymolblau versetzt ist, mit einem Strohhalm für ca. 30 sec Ausatemluft. Deute/erkläre die Beobachtung.
4. Formuliere eine Wortgleichung/Formelgleichung für die Bildung der entstehenden Säure.
5. „Kaltes Mineralwasser enthält mehr Kohlensäure als warmes Mineralwasser.“ Plane einen entsprechenden Versuch, mit dem du diese Aussage überprüfen kannst.
6. Beurteile begründet, ob folgende Aussage stimmt:
„Öffnet man eine Mineralwasserflasche, so entweicht Kohlensäure“.
7. Stelle die Bildung der entstehenden Säure auf der Teilchenebene dar. Baue dazu Molekülmodelle für Kohlenstoffdioxid, Wasser, Kohlensäure und ihre Ionen.
8. Stelle mithilfe deiner Kenntnisse zu Kohlensäure Vermutungen an, wie man Schwefelsäure oder Salpetersäure herstellen kann.

Hilfestellung bzw. Alternative zu den Aufgaben 5 und 6:

Schreibe eine Tabellenunterschrift. Formuliere mithilfe der Grafik Aussagen zur Löslichkeit von Kohlensäure in Wasser.

Verwende die Grafik, um folgende Aussagen zu bewerten: siehe Aufgaben 5 und 6.



Mögliche Lösungen:

1. Das entstehende Gas mit Kalkwasser oder Knallgasprobe prüfen.
2. Indikatorprobe (Bromthymolblau), Farbumschlag nach gelb)
3. Farbumschlag nach gelb, CO₂ der Ausatemluft bildet mit Wasser Kohlensäure
4. Kohlenstoffdioxid + Wasser → Kohlensäure
5. Mineralwasser wird mit ein paar Tropfen Bromthymolblau versetzt und anschließend erhitzt. Der gelbe Farbumschlag verändert sich zu grün (neutral) Je höher die Temperatur, desto kleiner ist die Löslichkeit von CO₂.
6. Je niedriger der Druck, desto kleiner ist die Löslichkeit von CO₂. Beim Öffnen der Flasche wird der Druck verringert. Kohlensäure zerfällt in CO₂ und H₂O.
7. Baue Molekülmodelle für Kohlenstoffdioxid, Wasser, Kohlensäure und ihre Ionen und stelle die Bildung der entstehenden Säure auf der Teilchenebene dar.
8. Nichtmetalloxid (Schwefeldioxid, Stickstoffdioxid) + Wasser → Säure

Säuren und Laugen sind ätzend

Ätzende Stoffe sind Stoffe, die Ätzwirkung zeigen, also lebendes Gewebe zerstören oder Oberflächen angreifen. Zu den ätzenden Stoffen zählen stärkere Säuren und Basen sowie Verbindungen, die mit Wasser stark alkalisch oder sauer reagieren. Auch oxidierend wirkende und Wasser entziehende Stoffe können ätzend sein.

Mögliche Untersuchungen der ätzenden Wirkung und Erklärungen:

1. Ätzende Wirkung von Dämpfen starker Säuren (Ameisensäure) oder Laugen (Ammoniaklösung)

Beobachtung: Die Dämpfe reizen besonders Schleimhäute.

Erklärung: Säuren sind hygroskopisch, Schleimhäute sind sehr dünn (keine Hornhaut) und enthalten viel Wasser. Laugen zersetzen organische Stoffe.

2. Ätzende Wirkung von Schwefelsäure auf Holz (stellvertretend für organische Stoffe)

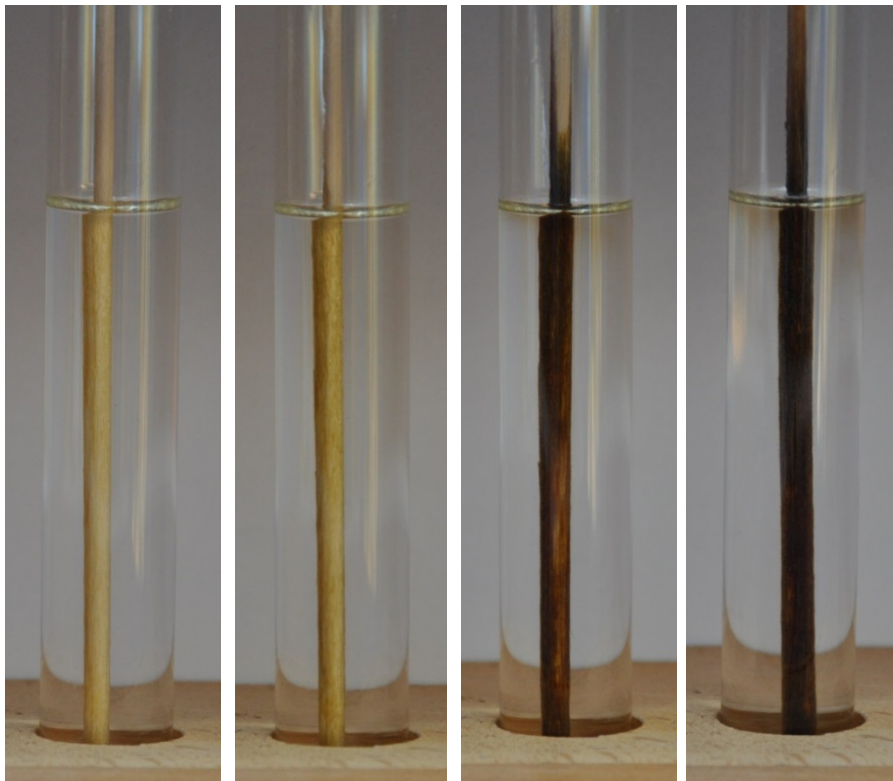


Abb.: Schaschlikspieß in halbkonzentrierter Schwefelsäure

Beobachtung: Das Holz verfärbt sich im Zeitraum von wenigen Minuten braun und sieht später verkohlt aus.

Erklärung: Konzentrierte Schwefelsäure wirkt so stark wasseranziehend, dass sie das Holz unter Abspaltung von Wasser zerlegt. Übrig bleibt u. a. Kohlenstoff.

3. Ätzende Wirkung von konzentrierter Schwefelsäure auf weißen Baumwollstoff (stellvertretend für Kleidung)



Abb.: konzentrierte Schwefelsäure auf weißem Baumwollstoff nach ca. 5 min

Beobachtung: Gelbe Verfärbung, es entsteht ein Loch.

Erklärung: Schwefelsäure zerstört organische Stoffe wie Baumwolle und Haut. Die Löcher in der Kleidung entstehen oft erst nach dem Waschen.

4. Ätzende Wirkung von Ätznatron (ersatzweise Rohrreiniger) auf Leder (stellvertretend für Haut)



Abb.: Ätznatron auf feuchtem Fensterleder nach ca. 1 Stunde

Beobachtung: Die Temperatur steigt, das Leder wird breiig, es entstehen Löcher.

Erklärung: Natriumhydroxid zersetzt organische Substanzen (siehe Denaturierung von Eiweiß).

5. Ätzende Wirkung von Kochsalzlösung, Salzsäure und Natronlauge auf Gelatine
(stellvertretend für Eiweiß)

Durchführung:

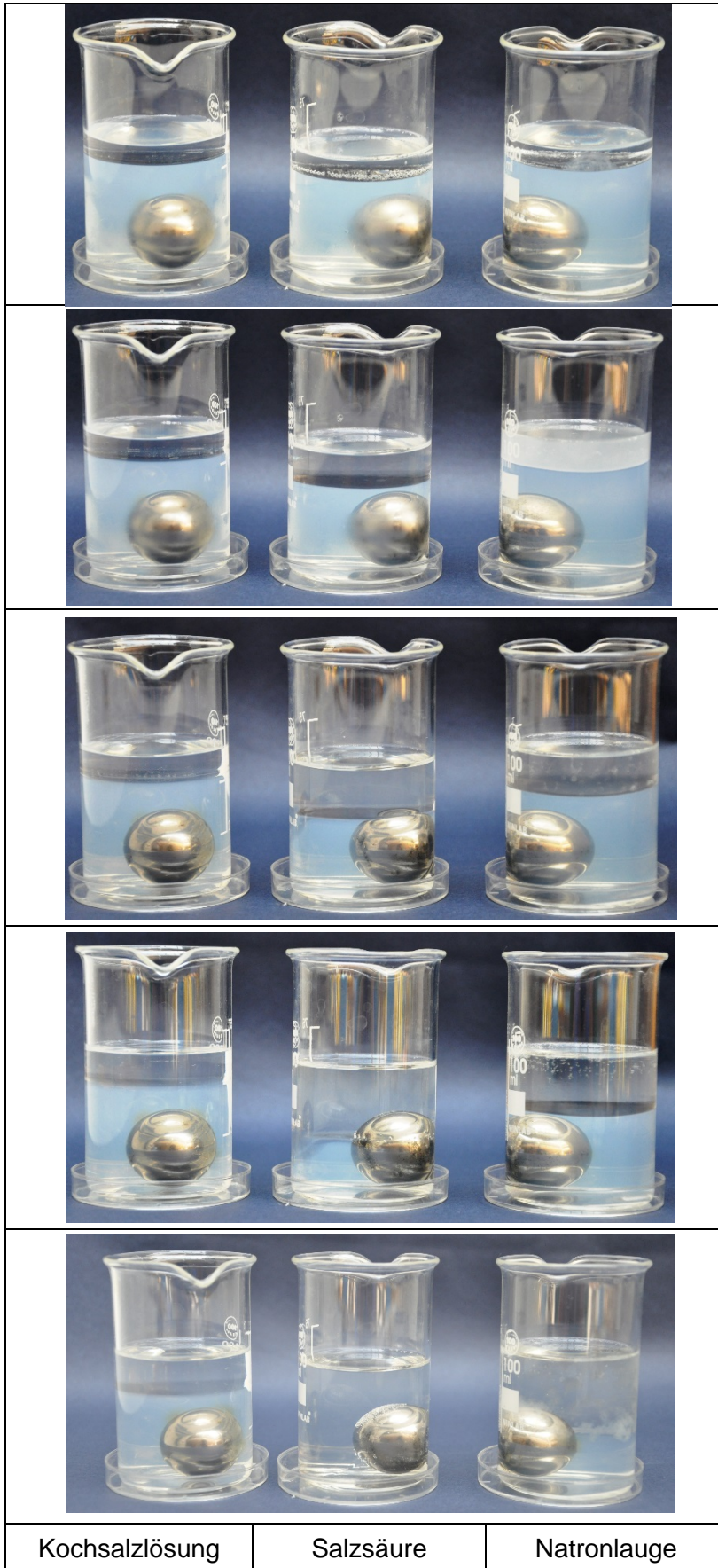
Blattgelatine wird nach Anleitung der Verpackung hergestellt. Nach dem Erstarren und Abkühlen überschichtet man die feste Gelatine mit je 10 ml konzentrierter Kochsalzlösung, Salzsäure (ca. 30 %ig) bzw. Natriumhydroxidlösung (ca. 30 %ig) und beobachtet über einen Zeitraum von ca. einer Stunde.

Evtl. bringt man vor dem Abkühlen je eine Stahlkugel oder eine Glasmurmel ein, um die Viskosität beobachten zu können.

Beobachtungen:

Die Gelatine wird von oben nach unten fortschreitend verflüssigt.

Dieser Vorgang verläuft bei der Kochsalzlösung langsam, bei der Salzsäure in diesem Vergleich am schnellsten, bei Natronlauge mittelschnell.



Auswertung:

Die Gelatine wird von allen drei Substanzen mit unterschiedlicher Geschwindigkeit denaturiert.

Ableitung von Sicherheitsregeln:

Der Umgang mit gefährlichen Stoffen, also auch Säuren und Laugen, ist gesetzlich geregelt. Dazu gehören Regeln zur Lagerung, zum Gebrauch und zur Entsorgung der Gefahrstoffe. Ihre Beschriftung erfolgt nach internationalen Standards.

Arbeitsauftrag:

Liste verschiedene Sicherheitsregeln auf.

Mögliche Lösungen:

- Etikettierung mit Gefahrenkennzeichen
- sichere Aufbewahrung im Säuren/Laugenschrank
- Augen, Haut, Kleidung und Gebrauchsgegenstände schützen
- Schutzkittel, Schutzbrille und ggf. Schutzhandschuhe tragen
- Keine Chemikalien auf die Kleidung oder auf die Haut bringen
- Keine Nahrungsmittel auf den Tisch legen
- Entsorgungshinweise beachten

Chemische Reaktion – erkennen, bestimmen, formulieren

Mögliche Arbeitsaufträge:

Schreibe Wort-/Formelgleichungen.

Markiere die Säuren und Basen (nach Brönsted).

Erkläre die Beobachtungen auf der Teilchenebene.

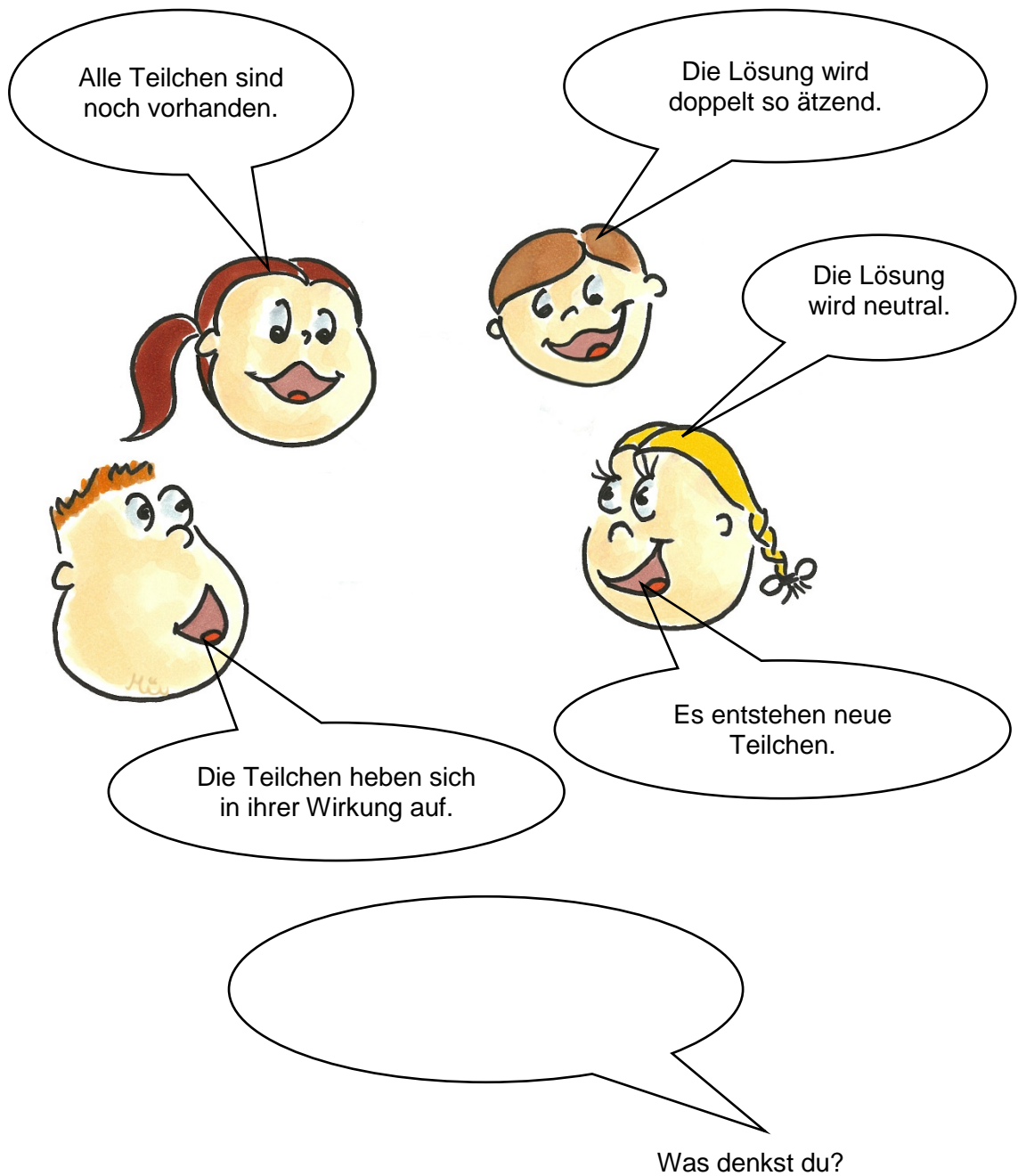
- Das Gas Chlorwasserstoff reagiert mit Wasser sauer.
- Beim Lösen von Kaliumhydroxid in Wasser entsteht eine alkalische Lösung.
- Citronensäure entfernt Kalkflecken.
- Aluminium-Grillschalen darf man nicht mit Essig reinigen.
- Ammoniumhydroxid-Lösung reagiert alkalisch.
- In einem Antacidum enthaltenes Magnesiumhydroxid neutralisiert Magensäure.
- In eine Druckplatte aus Kupfer wird mit einer Säure das Bild hineingeätzt.
- Alkalische Abwässer einer Fabrik werden vor der Einleitung in die Kläranlage neutralisiert.

Vertiefung:

Entscheide bei den folgenden Reaktionen, ob es sich um eine Säure-Base-Reaktion oder Redoxreaktion handelt.

- Bei der Reaktion von Magnesiumoxid mit Salzsäure entsteht eine Lösung von Magnesiumchlorid.
- Bei der Reaktion von Salzsäure mit Calcium entsteht eine Lösung von Calciumchlorid und Wasserstoff.
- Bei der Einleitung von dem Gas Kohlenstoffdioxid in Wasser entsteht eine saure Lösung.

**Salzsäure und Natronlauge werden zusammen gegeben.
Welche Vorstellung trifft für die entstandene Lösung zu?**



Weiterführender Arbeitsauftrag:

Leite auf der Basis deiner Hypothese(n) experimentell überprüfbare Folgerungen ab. Plane entsprechende Untersuchungen und führe sie durch.

Lehrerinformation: Der Prozess eignet sich zur Diskussion in der Lerngruppe, z. B. über

- die Hypothesen und deren Begründung,
- die fachliche Korrektheit der Hypothesen und Folgerungen,
- die Auswertung von Beobachtungen bezüglich der Hypothesen.

Mögliche Untersuchungen:






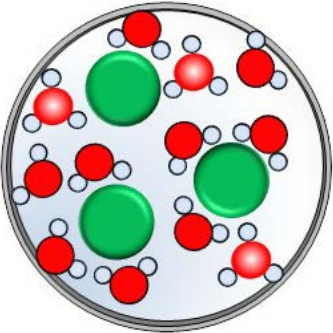

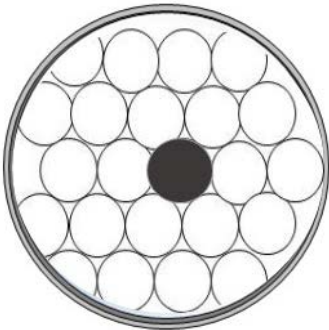
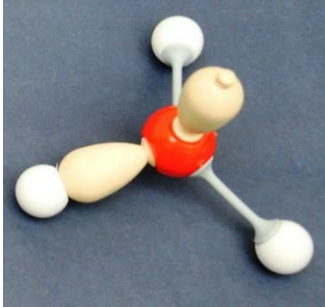

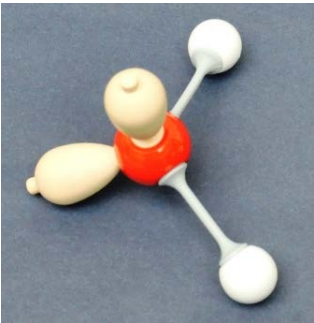

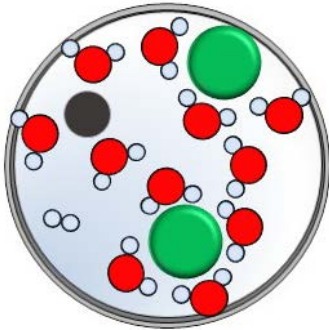
- pH Wert messen
- elektrische Leitfähigkeit überprüfen
- die entstandene Lösung auf die Reaktion mit einem unedlen Metall prüfen

Verschiedene Darstellungsebenen der Reaktion von Salzsäure mit unedlem Metall





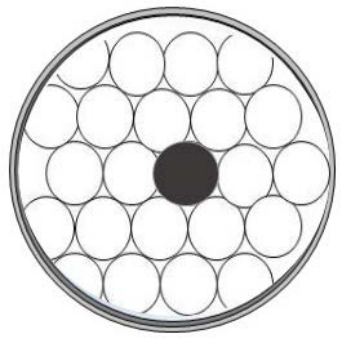
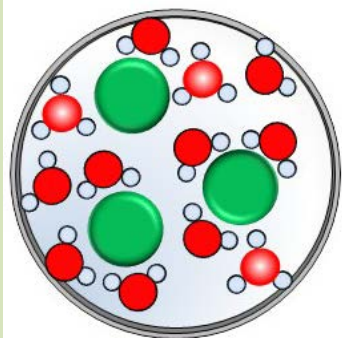
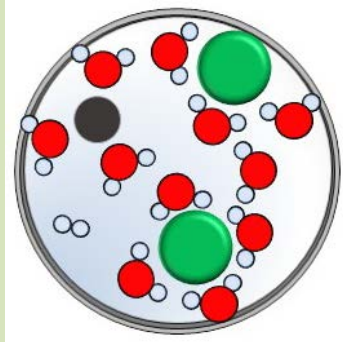

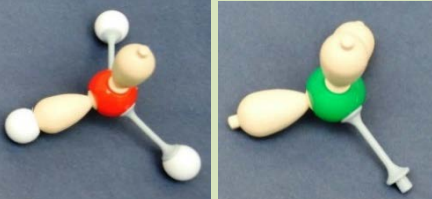
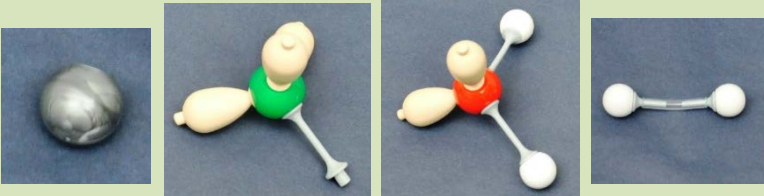
Stoffebene <i>Bildschema</i>		+		→	
<i>Eigenschaften</i>					
<i>Wortschema</i>		+		→	
Teilchenebene <i>Chemische Lupe</i>		+		→	
<i>Teilchenmodell</i>					
<i>Bindungsart</i>					
<i>Teilchenart</i>					
<i>Formelebene</i>		+		→	
<i>Formelebene</i> <i>Lewisschreibweise</i>		+		→	+

Aufgabe:

Schneide die Bilder aus und platziere sie in der Tabelle an der richtigen Stelle. Fülle die dann noch verbleibenden Lücken für die Reaktion handschriftlich.

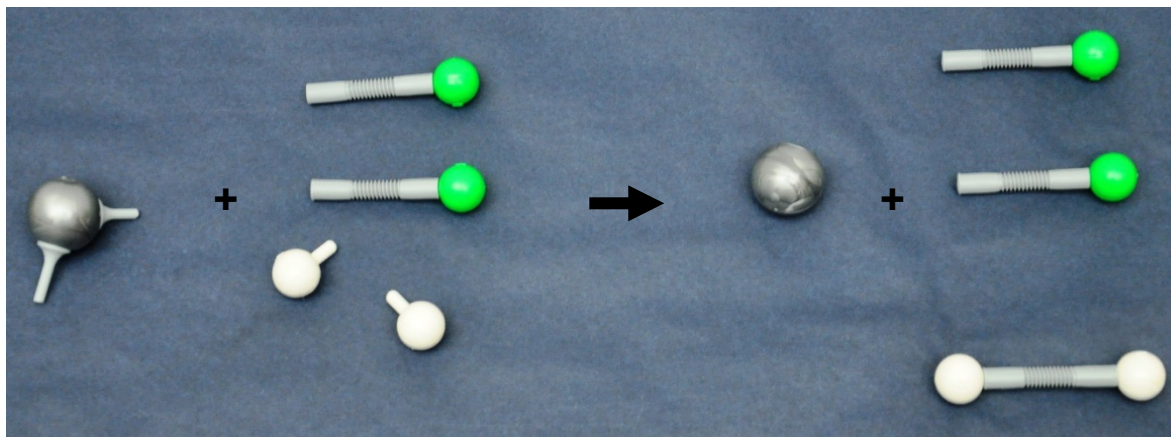
				
				
				

Lösung:

<p>Stoffebene <i>Bildschema</i></p>		<p>+</p>		<p>→</p>		
<p><i>Eigenschaften</i></p>	<p>fest, graumetallisch</p>		<p>farblos, flüssig, ätzend, sauer</p>		<p>farblos, flüssig, neutral</p>	<p>gasförmig, farblos, brennbar</p>
<p><i>Wortschema</i></p>	<p>Magnesium</p>	<p>+</p>	<p>Salzsäure</p>	<p>→</p>	<p>Magnesiumchlorid-Lösung</p>	<p>Wasserstoff</p>
<p>Teilchenebene <i>Chemische Lupe</i></p>		<p>+</p>		<p>→</p>		
<p><i>Teilchenmodell</i></p>						

<i>Bindungsart</i>	Metallbindung		Ionenbindung		Polare und unpolare Elektronenpaarbindung, Ionenbindung
<i>Teilchenart</i>	Atome		Ionen		Moleküle, Ionen
<i>Formelebene</i>	Mg	+	$2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{Cl}^-$	→	$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{Cl}^- + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2$
<i>Formelebene Lewisschreibweise</i>	$\bullet \text{Mg} \bullet$	+		→	

Alternative Molekülbilder für die Darstellung nach Arrhenius:



Magnesium-
Atom

Chlorid-Ion
Proton



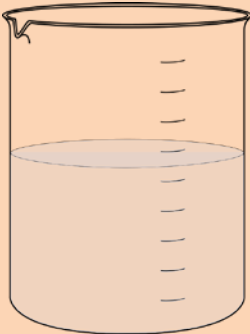
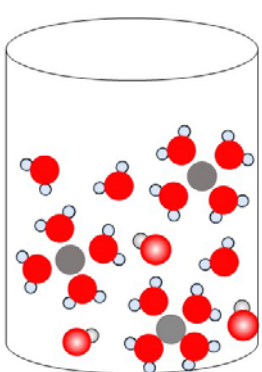
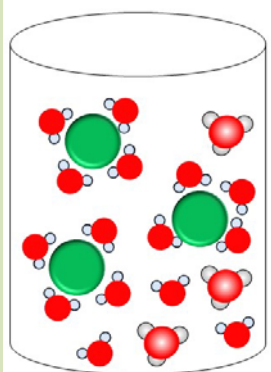
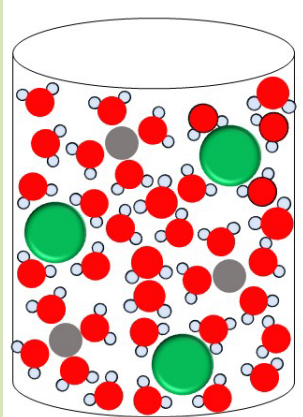


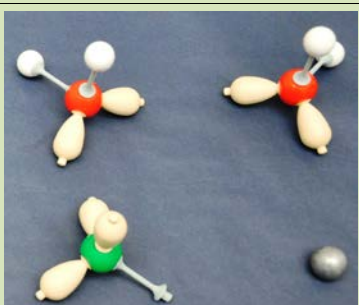
Magnesium-
Ion

Chlorid-Ion
Wasserstoff-
Molekül

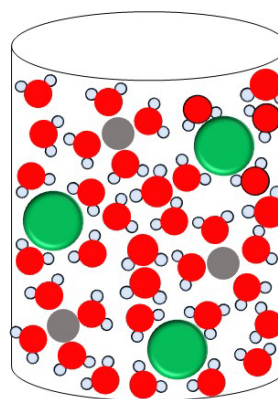
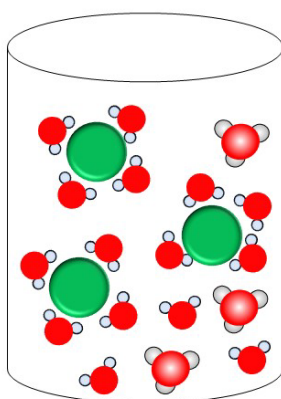
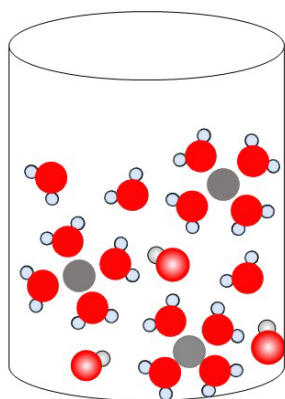
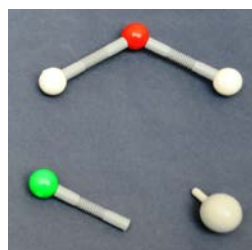
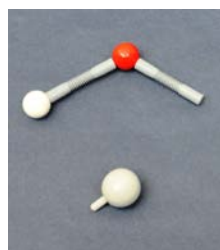
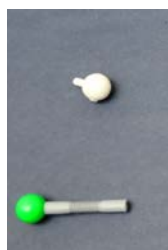
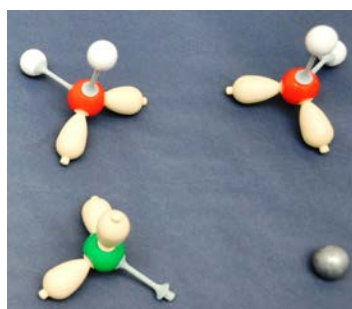
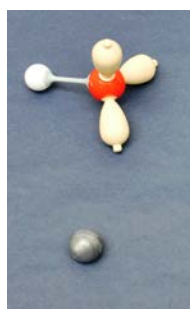
Neutralisation (Salzsäure und Natronlauge)

Stoffebene <i>Bildschema</i>		+		→			
Stoffeigenschaften							
Stoffebene <i>Wortschema</i>		+		→		+	
Teilchenebene <i>Kugelschema</i> <i>(ohne erkennbare Bindungen)</i>		+		→			
Teilchenebene <i>Formelschema</i> <i>(ohne erkennbare Bindungen)</i>		+		→			
		+		→			
Teilchenebene <i>Molekülmodell</i> <i>(man erkennt bindende Elektronenpaare und Ionenladungen)</i>		+		→			
Teilchenebene <i>Formelschema in Valenz(Lewis)-schreibweise</i> <i>(man erkennt freie und bindende Elektronenpaare und Ionenladungen)</i>		+		→			

Neutralisation (Lösung)

Stoffebene <i>Bildschema</i>		+		→	
Stoffeigenschaften	klare Lösung alkalisch	+	klare Lösung sauer	→	klare Lösung neutral
Stoffebene <i>Wortschema</i>	Natronlauge	+	Salzsäure	→	Natriumchlorid + Wasser
Teilchenebene <i>Kugelschema</i> <i>(ohne erkennbare Bindungen)</i>		+		→	
Teilchenebene <i>Formelschema</i> <i>(ohne erkennbare Bindungen)</i>	$\text{NaOH}_{(\text{aq})}$ $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{OH}^-$	+	$\text{HCl}_{(\text{aq})}$ $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-_{(\text{aq})}$	→	$\text{NaCl}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}^+_{(\text{aq})} + \text{Cl}^-_{(\text{aq})} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$
Teilchenebene <i>Molekülmodell</i> <i>(man erkennt bindende Elektronenpaare und Ionenladungen)</i>		+		→	
Teilchenebene <i>Formelschema in Lewisschreibweise</i> <i>(man erkennt freie und bindende Elektronenpaare und Ionenladungen)</i>	$\ominus \text{ } \overline{\text{O}} \text{---} \text{H}$ Na^+	+	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} \text{---} \text{O}^+ \text{---} \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ $\overline{\text{Cl}} \ominus$	→	$\begin{array}{c} \text{ } \backslash \text{ } / \\ \text{O} \\ / \text{ } \backslash \\ \text{H} \text{ } \text{H} \end{array}$ $\overline{\text{Cl}} \ominus$ $\begin{array}{c} \text{ } \backslash \text{ } / \\ \text{O} \\ / \text{ } \backslash \\ \text{H} \text{ } \text{H} \end{array}$ Na^+

Zum Ausschneiden und Einkleben



Neutralisation – Bechergläser

Als Neutralisation benennt man die Reaktion zwischen einer sauren und einer alkalischen Lösung (Stoffebene).

Auf der Teilchenebene findet ein Protonenübergang von einem Oxonium-Kation auf ein Hydroxid-Anion statt.

Während der Reaktion wird Energie an die Umgebung abgegeben (exotherme Reaktion).

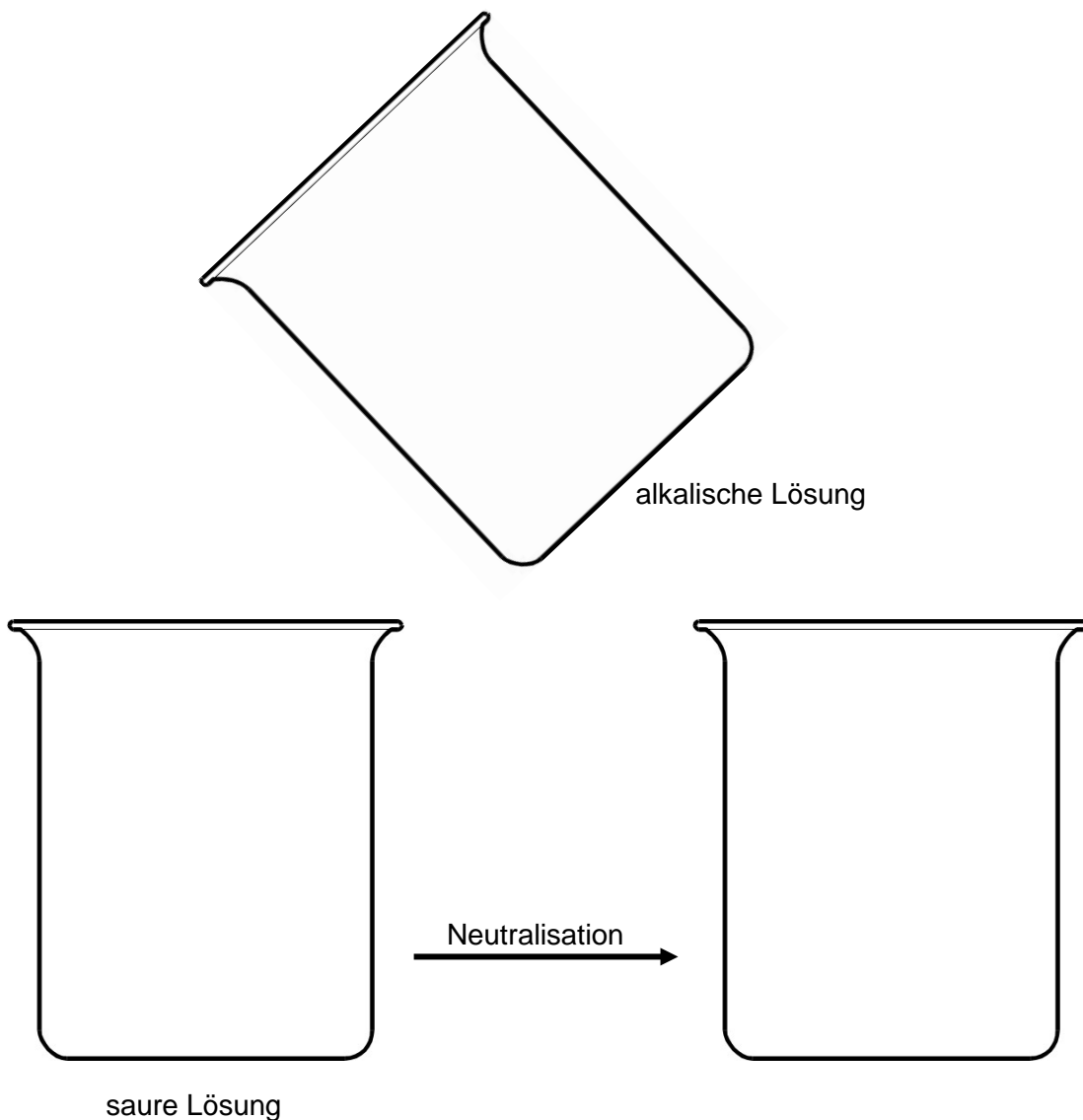
Arbeitsauftrag:

Stelle die Neutralisation auf der Teilchenebene für folgende Reaktion(en) dar. Achte auf die zueinander passende Anzahl der Ionen und Moleküle.

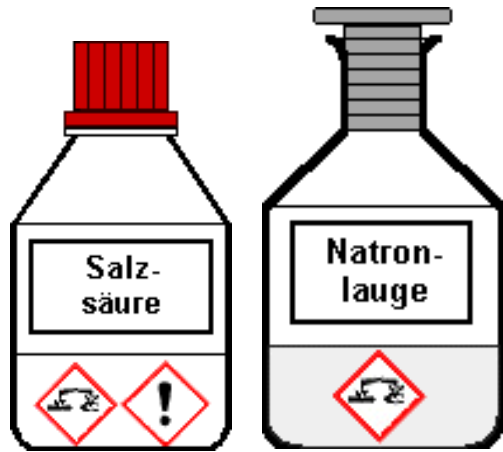
Salzsäure + Magnesiumhydroxid-Lösung (Kontext Sodbrennen)

Natronlauge und Kohlensäure (Kontext Abwasserbehandlung nach Flaschenreinigung)

Stelle die Neutralisation auf der Teilchenebene für eine Säure und eine Lauge deiner Wahl dar.

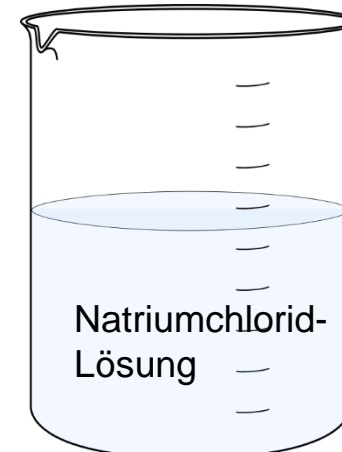


Die 3 Ebenen der chemischen Fachsprache: Chemisches Dreieck nach Johnstone



Edukte

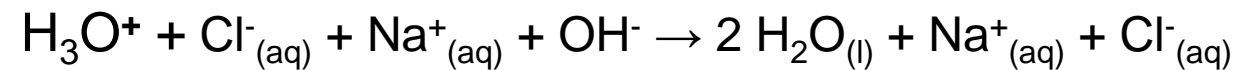
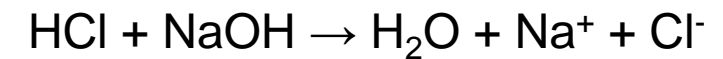
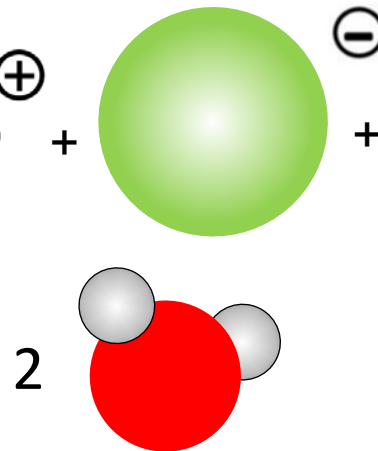
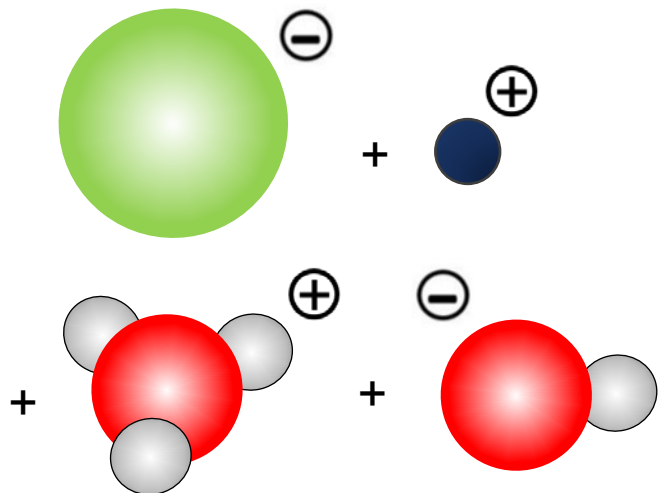
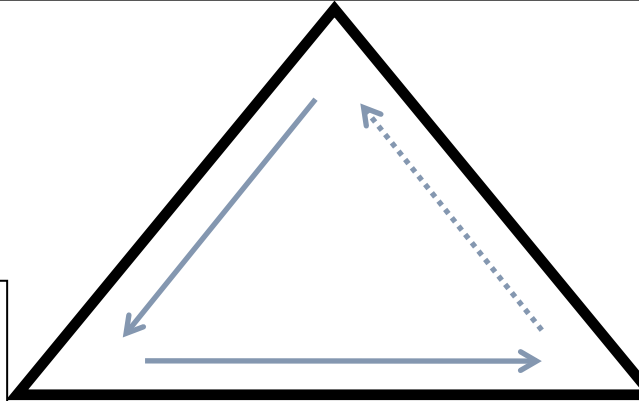
„macro“
Was man sehen, fühlen und riechen kann:
Stoffe, die uns umgeben



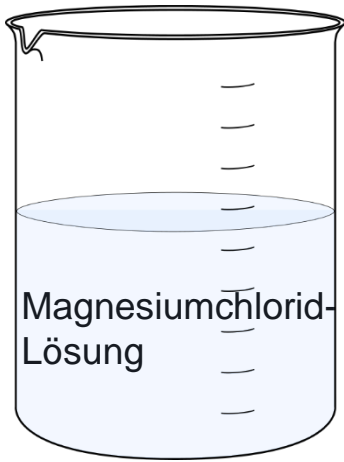
Produkte

„submicro“
Atome,
Ionen,
Moleküle,
Strukturen

„representational“
Symbole, Formeln,
Reaktionsgleichungen,
Stöchiometrie, Tabellen
und Graphen



Die 3 Ebenen der chemischen Fachsprache: Chemisches Dreieck nach Johnstone

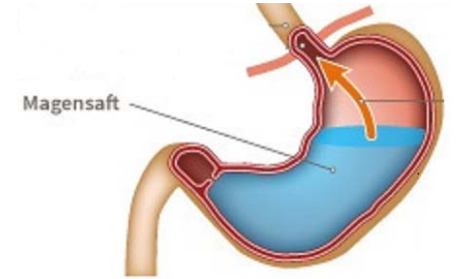


Produkte

„macro“
Was man sehen, fühlen und riechen kann:
Stoffe, die uns umgeben



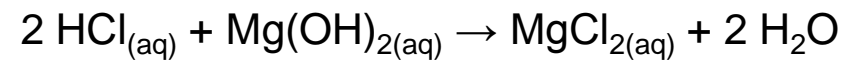
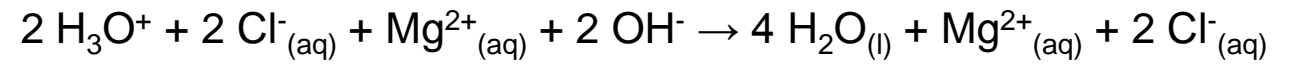
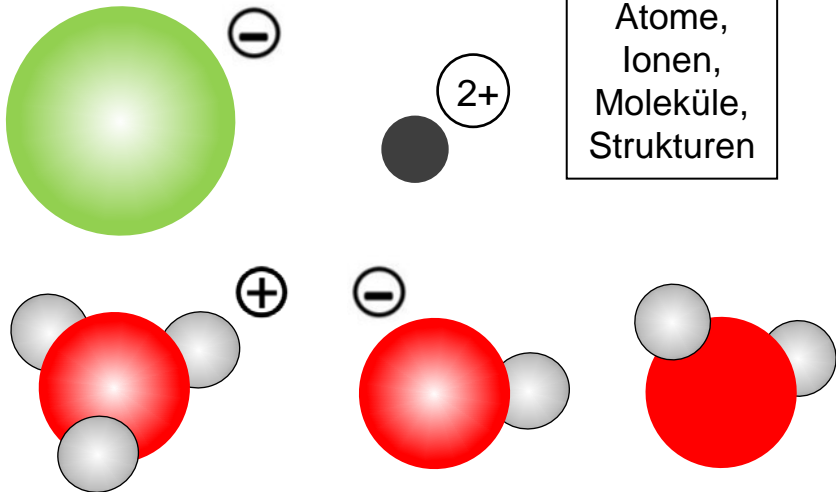
<http://www.pharmasana.de/product/maaloxan-25-mval-kautabletten.75981.html>



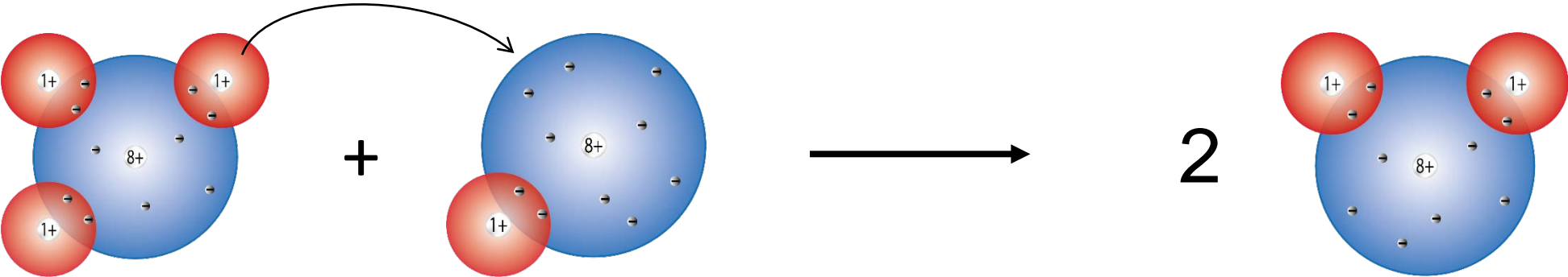
Edukte

„submicro“
Atome,
Ionen,
Moleküle,
Strukturen

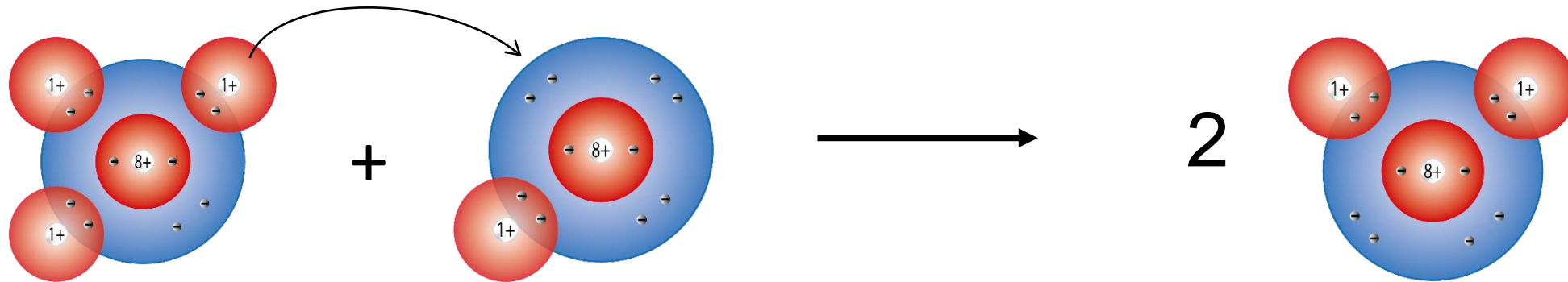
„representational“
Symbole, Formeln,
Reaktionsgleichungen,
Stöchiometrie, Tabellen
und Graphen



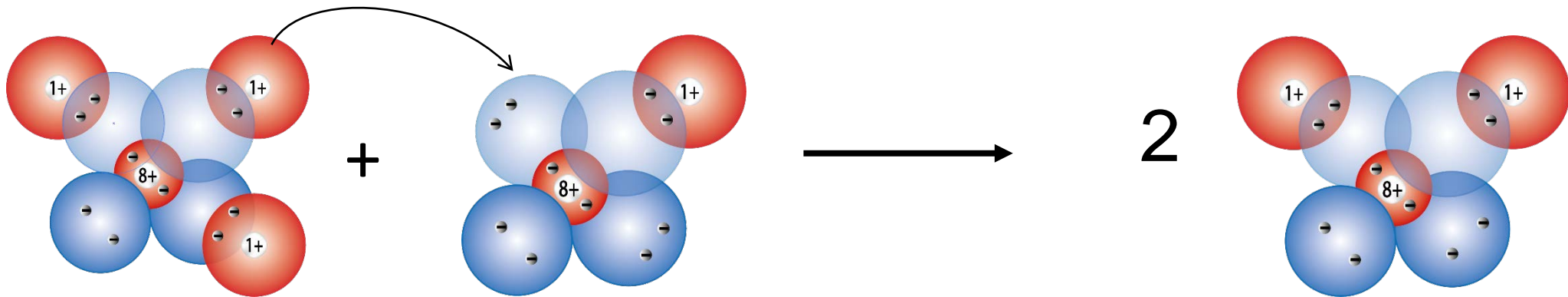
Protonenübertragung – Donator-Akzeptor-Prinzip



Protonenübertragung – Donator-Akzeptor-Prinzip



Protonenübertragung – Donator-Akzeptor-Prinzip



Säuregehalt in Most und Wein

Die Weinherstellung ist ein sehr wichtiger Wirtschaftszweig in Rheinland-Pfalz. Weintrauben werden ausgepresst, der Saft heißt Most. Zugesezte Hefe vergärt den Zucker des Traubensaftes zu Alkohol. Es entsteht Wein.

Obwohl Most süß schmeckt, enthält er verschiedene Säuren, insbesondere Äpfelsäure und Weinsäure. Säuren sind für Früchte und daraus hergestellte Lebensmittel wichtig, weil Bakterien in saurer Umgebung nur bedingt leben können. Bakterien könnten zum Verderben der Lebensmittel führen.

Der Säuregehalt sollte beim Most zwischen 7 und 8 g/L liegen. Als zu gering gelten Säuregehalte unter 5-6 g/L.

Der Winzer misst den Säuregehalt. Ist er zu niedrig, setzt er dem Most Zitronensäure zu. Ist der Säuregehalt zu hoch, führt der Winzer eine Entsäuerung durch. Dies geschieht entweder auf chemischem Weg durch Calciumcarbonat oder Kaliumcarbonat oder durch einen biologischen Säureabbau. Dabei wird ein Mikroorganismus eingesetzt.

Zur Messung des Säuregehalts versetzt der Winzer genau 10 ml Most solange mit Blaulauge, bis er einen Farbumschlag nach grün beobachtet. Dann liest er ganz genau das Volumen an Blaulauge ab, das bis zum Farbumschlag nötig war.

Mit der Lauge wurden gerade so viel OH^- -Ionen zugegeben, wie H^+ -Ionen in der Lösung waren. Der Indikator Bromthymolblau zeigt durch die grüne Farbe den neutralen Bereich an.

Information biologischer Säureabbau:

Oenococcus oeni setzt Äpfelsäure zu Milchsäure um (Decarboxylierung). Milchsäure ist einprotonig, schmeckt weniger sauer und kann von Hefe zu Alkohol umgesetzt werden.

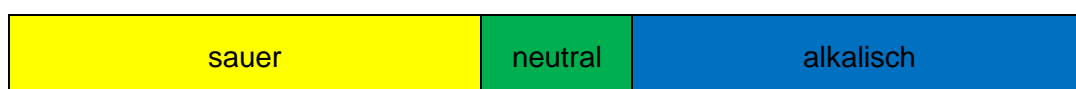
Information Blaulauge:

Blaulauge ist ein Gemisch aus Natronlauge und dem Indikator Bromthymolblau. Blaulauge kann man als Weinbauzubehör kaufen. Die Konzentration der Blaulauge ist so berechnet, dass der Verbrauch von je 1 ml Blaulauge bis zum Farbumschlag gerade 1g Säure pro Liter Most entspricht.



Information Bromthymolblau:

Bromthymolblau ist ein Indikator, der im alkalischen Bereich blau, im sauren Bereich gelb und im neutralen Bereich grün gefärbt ist.



Arbeitsauftrag: Bestimme den Säuregehalt eines Mostes oder eines Weines

Material:

Most oder Wein (alternativ: Obstsaft), Blaulauge NaOH ($c = 0,133 \text{ M}$),

Indikator: Bromthymolblau mit Messzylinder (25 ml)

Durchführung:

Bringe genau 10 ml Most oder Wein in den Messzylinder.

Falls die Probe sprudelt, schüttele oder erhitze sie. Dadurch wird die Kohlensäure entfernt.

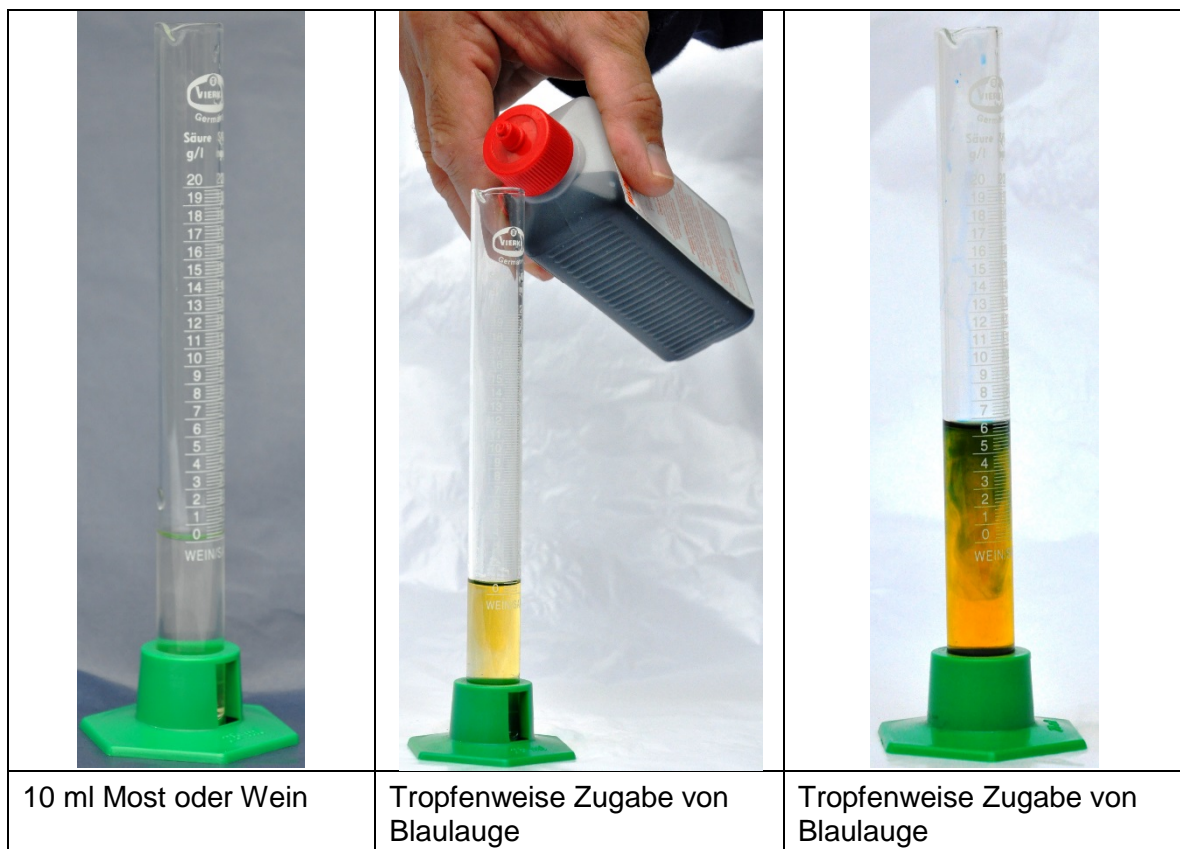
Gib dann jeweils kleine Portionen von Blaulauge zu, bis du einen Farbumschlag nach grün beobachtest.




Auswertung:

1 ml Blaulauge entspricht 1 g/L Gesamtsäure (berechnet als Weinsäure).

Beispiel:

Wenn der Verbrauch an Blaulauge bis zum Farbumschlag nach grün 7,5 ml beträgt, enthält die untersuchte Flüssigkeit 7,5 g Säure pro Liter.



		
<p>Tropfenweise Zugabe von Blaulauge</p>	<p>Farbumschlag grün</p>	<p>Farbumschlag blau</p>

Säuregehalt in Most und Wein

Die Weinherstellung ist ein sehr wichtiger Wirtschaftszweig in Rheinland-Pfalz. Weintrauben werden ausgepresst, der Saft heißt Most. Zugesetzte Hefe vergärt den Zucker des Traubensaftes zu Alkohol. Es entsteht Wein.

Obwohl Most süß schmeckt, enthält er verschiedene Säuren, insbesondere Äpfelsäure und Weinsäure. Säuren sind für Früchte und daraus hergestellte Lebensmittel wichtig, weil Bakterien in saurer Umgebung nur bedingt leben können. Bakterien könnten zum Verderben der Lebensmittel führen.

Der Säuregehalt sollte beim Most zwischen 7 und 8 g/L liegen. Als zu gering gelten Säuregehalte unter 5-6 g/L.

Der Winzer misst den Säuregehalt. Ist er zu niedrig, setzt er dem Most Zitronensäure zu. Ist der Säuregehalt zu hoch, führt der Winzer eine Entsäuerung durch. Dies geschieht entweder auf chemischem Weg durch Calciumcarbonat oder Kaliumcarbonat oder durch einen biologischen Säureabbau. Dabei wird ein Mikroorganismus eingesetzt.

Zur Messung des Säuregehalts versetzt der Winzer genau 10 ml Most solange mit Blaulauge, bis er einen Farbumschlag nach grün beobachtet. Dann liest er ganz genau das Volumen an Blaulauge ab, das bis zum Farbumschlag nötig war.

Mit der Lauge wurden gerade so viel OH⁻-Ionen zugegeben, wie H⁺-Ionen in der Lösung waren. Der Indikator Bromthymolblau zeigt durch die grüne Farbe den neutralen Bereich an.

Information biologischer Säureabbau:

Oenococcus oeni setzt Äpfelsäure zu Milchsäure um (Decarboxylierung). Milchsäure ist einprotonig, schmeckt weniger sauer und kann von Hefe zu Alkohol umgesetzt werden.

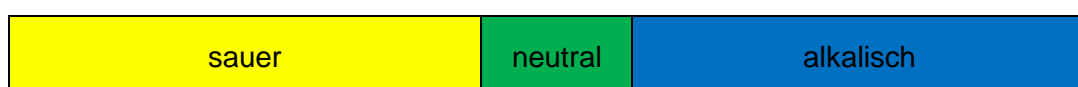
Information Blaulauge:

Blaulauge ist ein Gemisch aus Natronlauge und dem Indikator Bromthymolblau. Blaulauge kann man als Weinbauzubehör kaufen. Die Konzentration der Blaulauge ist so berechnet, dass der Verbrauch von je 1 ml Blaulauge bis zum Farbumschlag gerade 1g Säure pro Liter Most entspricht.



Information Bromthymolblau:

Bromthymolblau ist ein Indikator, der im alkalischen Bereich blau, im sauren Bereich gelb und im neutralen Bereich grün gefärbt ist.



Arbeitsauftrag: Bestimme den Säuregehalt eines Mostes oder eines Weines.

Material:

NaOH ($c = 0,1 \text{ M}$); Indikator Bromthymolblau, Vollpipette 10 ml, Erlenmeyerkolben 100 ml, Bürette 25 ml

Durchführung:

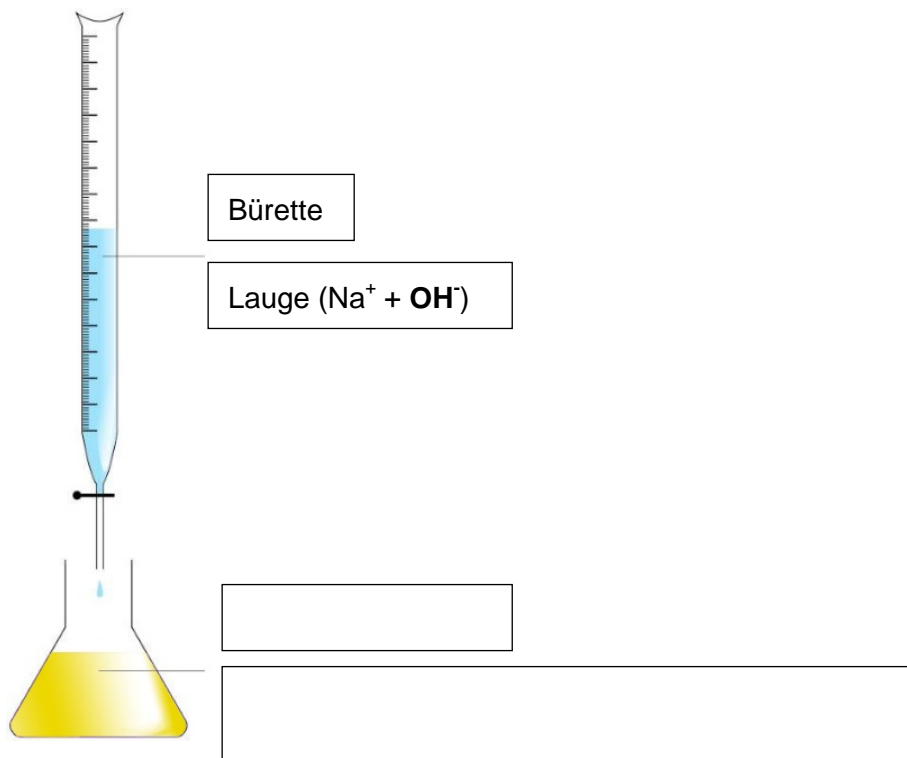
Bringe mit der Vollpipette genau 10 ml Most oder Wein in einen Erlenmeyerkolben.

Falls die Probe Gasentwicklung durch Kohlenstoffdioxid zeigt, schüttele sie oder erhitze sie bis zum beginnenden Sieden. Dadurch wird die Kohlensäure entfernt.

Setze einige Tropfen Bromthymolblau zu.

Titriere dann die Probe mit der Natronlauge bis zum Farbumschlag nach grün.

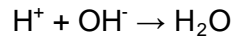
Lies den Verbrauch an Natronlauge bis zum Farbumschlag an der Bürette ab.



Auswertung:

Für diese Situation gilt:

Bei der Reaktion einer sauren Lösung mit einer alkalischen Lösung reagieren die H^+ -Ionen der sauren Lösung mit den OH^- -Ionen der alkalischen Lösung zu Wasser.



Beim Farbumschlag nach grün ist die Lösung neutral. Es wurden genauso viele OH^- -Ionen in den Erlenmeyerkolben gegeben, wie H^+ -Ionen im Most bzw. Wein waren.

Daraus folgt: Anzahl ursprünglich vorhandener H^+ -Ionen = Anzahl zugegebener OH^- -Ionen

Die Anzahl der Ionen errechnet sich aus der Konzentration und dem Volumen.

Zu beachten ist: Weinsäure ist eine zweiprotonige Säure.

Konzentration der Säure * 2 * Volumen der Säure = Konzentration der Lauge * Volumen der Lauge

Konzentration der Säure: gesucht

Volumen der Säure: 10 ml = 0,01 L

Konzentration der Lauge: 0,1 mol/L

Volumen der Lauge: an der Bürette ablesen

Beispiel:

Wenn der Verbrauch an Natronlauge bis zum Farbumschlag nach grün 9,8 ml beträgt, enthält der Most bzw. der Wein 0,098 mol/L H^+ -Ionen.

Da Weinsäure eine zweiprotonige Säure ist, bedeuten 0,098 mol/L H^+ -Ionen für Weinsäure 0,049 mol/L.

Weinsäure hat eine molare Masse M von 150 g/mol.

0,049 mol/L entsprechen damit 7,35 g/l.

Flaschenreinigung bei Mehrwegglasflaschen

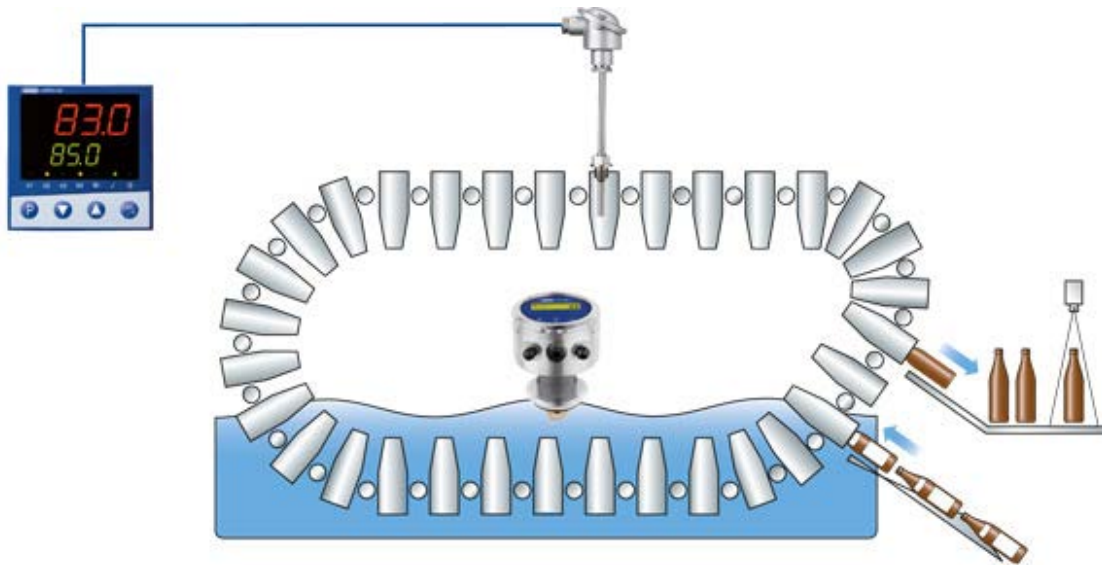


Abb.: Flaschen-Reinigungsanlage

© Deutscher Brauerbund e.V., Berlin und © JUMO GmbH & Co. KG

Mehrweg-Glasflaschen werden z. B. mit Mineralwasser, Obstsaft, Limonade oder Bier gefüllt. Reste verbleiben in der Flasche und können, insbesondere bei Süßgetränken, Schimmel begünstigen. Hinzu kommen Verschmutzungen, die Verbraucher zusätzlich eintragen, wenn die Flaschen als Behältnis für andere Substanzen genutzt werden. Flaschen müssen also gründlich gereinigt werden, bevor sie wieder befüllt werden.

Mögliche Arbeitsaufträge:

Schlage eine reinigende Substanz für die Verwendung in einer Flaschenwaschmaschine vor. Diskutiert verschiedene Vorschläge vergleichend.

Hilfe: Zur Auswahl stehen kaltes oder warmes Leitungswasser, Salzsäure, Natronlauge, ein Tensid.

- Leitungswasser löst einige Verschmutzungen, warmes Wasser ist wirksamer als kaltes. Die Kosten für das Erwärmen von Wasser müssen berücksichtigt werden.
- Leitungswasser kann viele verkrustete Ablagerungen nicht in einer angemessenen Zeit ablösen. Das Lösen organischer Verschmutzungen wie Zucker oder Fruchtfleisch wird begünstigt durch Natronlauge (vergleichbar mit Rohrreiniger).
- Tenside lösen insbesondere unpolare Verschmutzungen ab (siehe Themenfeld 5) und halten sie in Schwebelösung.
- Salzsäure entfernt besonders gut Kalkablagerungen, die in Glasflaschen eher nicht vorkommen. Organische Verschmutzungen lassen sich in Säure nicht gut lösen.

In der Getränkeindustrie wird häufig warme, 1,8 %ige Natronlauge zusammen mit Tensiden eingesetzt.

Beim Betrieb einer Flaschenwaschmaschine verändert sich die Laugenkonzentration, so dass die Konzentration regelmäßig überprüft wird.

Nennt Faktoren, die die Laugenkonzentration beeinflussen.

Austrag von Lauge in das Nachspülbecken, Verdünnung durch Getränkereste in den Flaschen, Eintrag von Säuren durch Getränkereste.

Nennt Möglichkeiten, die Laugenkonzentration zu messen.

Zur kontinuierlichen Überwachung setzt man Leitfähigkeitsprüfer ein. Sie geben pauschal einen Hinweis auf die Konzentration an Ionen. Sprünge in der Leitfähigkeitsmessung sind ein Anlass zur Erforschung der Ursache.

Die regelmäßige Überprüfung der Laugenkonzentration erfolgt mithilfe der Maßanalyse. Waschlauge wird mit Salzsäure titriert.

In einem Getränke-Abfüllbetrieb können sehr große Mengen an Waschlauge anfallen.

Diskutiert mögliche Folgen beim Eintrag der Waschlauge in die Umwelt.

Natronlauge ist ein Gefahrstoff mit ätzender Wirkung z. B. auf Haut. Er greift Lebewesen unmittelbar an und verändert den pH-Wert von Gewässern. In einer Kläranlage können die Mikroorganismen der biologischen Klärstufe geschädigt werden.

Schlagt mögliche Maßnahmen für Getränke-Abfüllunternehmen vor, um die Umwelt zu schonen.

Die Menge der eingesetzten Lauge sollte möglichst gering gehalten werden. Laugenhaltige Abwässer können vor ihrer Einleitung in ein Gewässer oder in eine Kläranlage mithilfe von Säuren neutralisiert werden.

In Mineralbrunnenbetrieben in der Eifel wird das Wasser aus vulkanischem Untergrund gefördert. Es enthält meist von Natur aus viel Kohlensäure.

Überlegt, ob diese Kohlensäure zur Neutralisation der Waschlauge verwendet werden kann.

Ja, die Kohlensäure ist geeignet zur Neutralisation der Waschlauge. Sie wird ohnehin dem geförderten Wasser zunächst durch Unterdruck entzogen, damit das Wasser bei normalem Druck in Leitungen transportiert werden kann. Je nach gewünschtem Kohlenstoffdioxid-Gehalt in der Flasche wird es unmittelbar bei der Abfüllung unter Druck wieder zugesetzt. Überschüssiges Kohlenstoffdioxid wird zur Neutralisation der Waschlauge verwendet.

Zudem hat Kohlensäure einige Vorteile gegenüber Salzsäure oder Schwefelsäure, die auf der Seite eines Anbieters aus seiner Sicht zusammengestellt sind:

http://www.messer.at/branchen/Chemie_Umwelt/wasser/abwasserneutro_08.pdf

Recherchiert und stellt die Vorteile zusammen.

Wie überlebt Helicobacter im Magensaft?

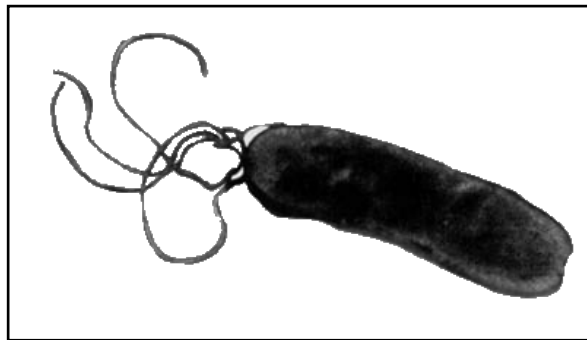


Abb.: *Helicobacter pylori*

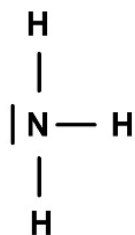
Der Magen produziert Salzsäure, der pH-Wert des Magensaftes schwankt zwischen 1 und 1,5. Die Magenschleimhaut produziert ein Sekret, das die Zellen der Magenwand vor der Säure (und vor Selbstverdauung) schützt.

In der stark sauren Umgebung sterben meist alle mit der Nahrung in den Körper gelangten Bakterien in kürzester Zeit ab – alle, bis auf eines: *Helicobacter pylori* überlebt.

Ist die Magenschleimhaut durch Stress, Nikotin oder Alkohol gereizt oder entzündet, kann das Bakterium gefährliche Krankheiten wie z. B. Magenschleimhautentzündung (Gastritis) oder Magengeschwüre auslösen. Aber wie schafft es das Bakterium, in der sauren Lösung des Magens zu überleben?

Hinweis:

Das Bakterium ist in der Lage, ein Gas – Ammoniak – zu produzieren. Ammoniak ist gut wasserlöslich. Ammoniak hat die folgende Molekülformel:



Aufgabenstellung (offen):

Stelle die Situation im Modellversuch nach. Als *Helicobacter pylori* verwendest du kleine Schwämmchen.

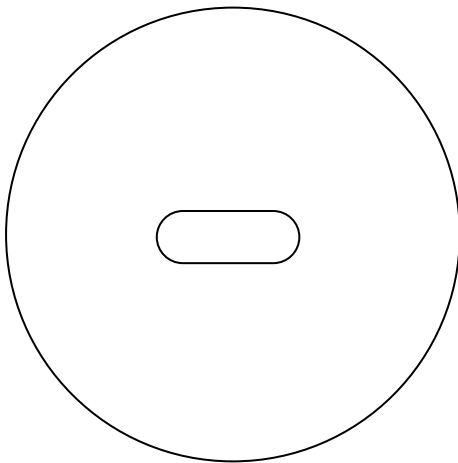
Arbeitsauftrag (Grundverständnis):

Stelle die Situation im Modellversuch nach.

In einer Petrischale befindet sich eine saure Lösung (Salzsäure, $c=0,1 \text{ mol/L}$, $\text{pH } 1$), die mit Universalindikator versetzt ist. In diese Lösung werden kleine Schaumstoffstücke gegeben, die mit Ammoniakwasser ($c=0,5 \text{ mol/L}$, ca. 10 %ig) getränkt sind. Mit einer Pipette wird immer wieder Ammoniakwasser auf die Schwämmchen aufgetropft.

Lasse die Petrischale ganz ruhig stehen und beobachte über einen Zeitraum von etwa 15 Minuten.

Zeichne die beobachteten Farben in die Abbildung ein oder fertige Fotos zur Dokumentation der Beobachtungen an. Vervollständige die Tabelle.



Modellversuch	Mensch
Petrischale	Magen
Salzsäure	Magensäure
Schwämmchen	Helicobacter pylori
Ammoniaklösung im Schwämmchen	Sekret von Helicobacter pylori
Auftropfen von Ammoniaklösung	Nachproduktion von Ammoniak

Deute die Beobachtungen.

Erkläre das Überleben von Helicobacter pylori im Magensaft.

Mögliche Lösung:



Abb.: Fotodokumentation zum Modellversuch

Chemieunfall im Güterbahnhof in Hannover-Linden

Quelle (verändert):

<http://www.haz.de/Hannover/Aus-der-Stadt/Uebersicht/Schwerer-Unfall-im-Gueterbahnhof>

Bei einem Rangierunfall sind rund 24.000 Liter stark ätzende Natronlauge ausgelaufen und im Erdreich versickert.

Eine Lok mit zwei Kesselwagen war mit zu hoher Geschwindigkeit auf mehrere, mit Eisenbahnschwellen beladene Waggons aufgefahren. Der Aufprall war so heftig, dass der mit 35.000 Litern Natronlauge beladene erste Kesselwagen aus seinem Fahrgestell gerissen wurde und leckschlug.

Bekleidet mit Chemikalienschutzanzügen und ausgerüstet mit Spezialbehältern fingen die Feuerwehrleute die in dem Kesselwagen verbliebenen 11.000 Liter nach und nach auf.

Damit der Gefahrstoff nicht ins Grundwasser oder in nahe gelegene Gewässer gelangen konnte, dichtete die Feuerwehr die Kanalisation rund um den Güterbahnhof mit aufblasbaren Gummiballons ab.

Am Nachmittag verdünnten die Einsatzkräfte die versickerte Natronlauge, die sich in der Zwischenzeit in den künstlich verstopften Regenwasserkanälen angesammelt hatte, mit viel Wasser und leitete die Flüssigkeit über die Schmutzwasserkanäle in die Kläranlage.

Die Kläranlage kann Wasser bis zu einem pH-Wert von 9 reinigen. Dieser Wert wird ständig automatisch überprüft.

Im Klärwerk wird das Wasser mechanisch und mithilfe von Mikroorganismen gereinigt. Die Mikroorganismen bauen in den Belebungsbecken Verunreinigungen ab. Dafür wird Sauerstoff benötigt, der in diese speziellen Becken durch ein Belüftungssystem geleitet wird. Die Mikroorganismen benötigen ein neutrales Milieu. Daher wird der pH-Wert der Abwässer geprüft und behandelt.

Mögliche Arbeitsaufträge:

Welche Gefahren hätten bestehen können?

Überschlage, wie viel Wasser notwendig gewesen wäre, bevor die versickerte Lauge zur Kläranlage geleitet werden konnte?

Hilfe: Beginne mit der Annahme, es wären 1.000 Liter Natronlauge gewesen.

Auf welche Weise reinigt die Kläranlage weiter?

Mögliche Lösungen:

Natronlauge ist ätzend. Die Lebewesen in Fließgewässern sind gefährdet.

In der Kläranlage sterben die Mikroorganismen in den Belebungsbecken und können die Verunreinigungen nicht mehr abbauen.

Angenommener pH-Wert der Lauge = 14, Verdünnung bis pH-Wert 9

Für eine Verringerung um eine Größenordnung des pH-Wertes muss die Lauge zu Wasser im Verhältnis 1:10 verdünnt werden.

Für die Verdünnung von 1.000 Litern Lauge bis zum pH-Wert 9 werden ca. 100 Mio. Liter Wasser benötigt. Für 24.000 Liter Lauge werden 2,4 Mrd. Liter Wasser benötigt.

Bei Tanklastern mit 10.000 Litern Fassungsvermögen wären das 240.000 Tanklaster.

Saure Abwässer werden mit Laugen, alkalische Abwässer mit Säuren neutralisiert.

Kontext „Ozeanversauerung“

Lehrerinformation

Seit einigen Jahren schon ist die Ozeanversauerung eines der Schwerpunktthemen der deutschen Meeresforschung (<http://www.awi.de/im-fokus/ozeanversauerung/ozeanversauerung-der-boese-zwilling-der-klimaerwaermung.html>).

Der steigende Anteil von Kohlenstoffdioxid in der Atmosphäre verändert die Chemie der Ozeane. Das saurere Meerwasser wirkt sich auch auf die Lebewesen im Meer aus.

Meerwasser nimmt in erheblichem Umfang Kohlenstoffdioxid aus der Atmosphäre auf. Ohne diesen Speicher wäre der Kohlenstoffdioxid-Gehalt der Luft deutlich höher.

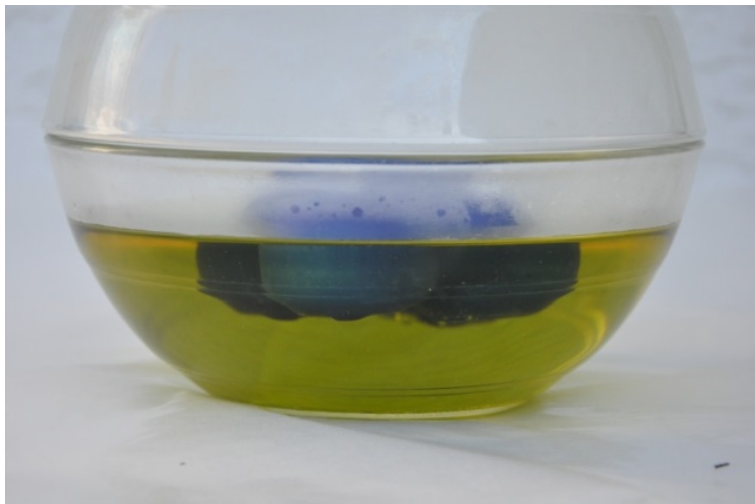
Kohlenstoffdioxid löst sich in Wasser und reagiert damit unter Bildung von Kohlensäure, wodurch sich der pH-Wert des Meerwassers erniedrigt.

Daten, Fakten und Prognosen

- Meerwasser hat typischerweise einen durchschnittlichen pH-Wert von 8,2.
- Dieser Wert ist in den letzten 200 Jahren auf 8,1 gesunken.
- Wegen der logarithmischen Abhängigkeit des pH-Wertes von der Konzentration der Oxonium-Kationen (H_3O^+) bedeutet dies eine Zunahme um knapp 30 %. Bis zum Jahr 2100 erwartet man ein weiteres Absinken des pH-Wertes um 0,3 bis 0,4. Damit wird sich die Konzentration der H_3O^+ -Ionen etwa verdoppeln.
- Damit bleiben die Ozeane noch alkalisch, allerdings sind sie weniger alkalisch, man könnte sagen *saurer* als früher. Deshalb spricht man von Ozeanversauerung.

Die Folgen dieser Ozeanversauerung auf die Lebewesen der Ozeane werden aktuell untersucht. Man betrachtet insbesondere kalkbildende Lebewesen wie z. B. Kalkalgen. Dabei geht es sowohl um den Einfluss des pH-Wertes auf die Kalkbildung als auch um das komplexe Gefüge rund um die Fotosyntheseaktivität und deren Abhängigkeit von Licht, Temperatur und CO_2 -Gehalt.

Schülerinnen und Schüler der Sekundarstufe I können die Löslichkeit von CO_2 in Wasser in einem Modellexperiment nachstellen. Vertiefend können sie die Abhängigkeit der Löslichkeit von der Temperatur untersuchen. Nicht intendiert sind Gleichgewichtsbetrachtungen.



Der abgebildete Modell-Ozean wurde mit Indikatorlösung versetzt. Schwimmkerzen produzieren stellvertretend für die Verbrennung fossiler Energieträger Kohlenstoffdioxid. Setzt man eine zweite Glasschüssel auf, erlöschen die Kerzen nach kurzer Zeit. Nach einigen Minuten beobachtet man eine Umfärbung des Indikators an der Wasseroberfläche.

Abb.: Ozeanversauerung im Modell

Weitere Anleitungen mit erläuternden Texten und einer Lehrerversion sind verfügbar unter:

Broschüre: Das andere CO₂-Problem – Ozeanversauerung
Acht Experimente für Schüler und Lehrer

Link: http://www.bioacid.de/front_content.php?idart=725&idlang=22

Die in dieser Broschüre vorgestellten Experimente wurden gemeinsam von Lehrkräften und KlimawissenschaftlerInnen im Rahmen der Projekte BIOACID und CarboSchools entwickelt.

Hintergrundinformationen

Die Projekte BIOACID und CarboSchools (www.bioacid.de)

Mehr als einhundert Meeresbiologen, -chemiker und -physiker sowie Molekularbiologen, Paläontologen, Mediziner, Mathematiker und Techniker aus 14 deutschen Instituten erforschen seit September 2009 unter dem Dach von „BIOACID“ gemeinsam die Folgen der Ozeanversauerung für marine Organismen. Die sieben Großbuchstaben stehen für „Biological Impacts of Ocean Acidification“ (Biologische Folgen der Ozeanversauerung). Zudem verbindet die Projektbezeichnung die Begriffe BIO für sämtliche Lebewesen im Meer mit ACID für Säure. Das Bundesministerium für Bildung und Forschung (BMBF) fördert das Projekt in einer ersten Phase bis Mitte 2012 mit 8,5 Millionen Euro. BIOACID war 2009 das erste nationale Verbundprojekt zur Ozeanversauerung. Mittlerweile ist ein Netzwerk mit dem „European Project on Ocean Acidification“ (Europäisches Projekt zur Ozeanversauerung, EPOCA) und weiteren internationalen Forschungsvorhaben entstanden.

Die Broschüre „Das andere CO₂ Problem“ entstand in Zusammenarbeit mit dem EU-Projekt „CarboSchools“, einer Kooperation von 9 Partnern in sieben europäischen Ländern, das Jugendliche an die aktuelle Forschung zum Klimawandel heranführt. Der Schwerpunkt der Kieler CarboSchools-Arbeiten bestand darin, die Auswirkungen des Klimawandels auf die Ozeane Schülerinnen und Schülern von 10 bis 14 Jahren durch Experimente nahe zu bringen, die gemeinsam von Lehrkräften und ProjektwissenschaftlerInnen entwickelt wurden.

Für die in dem Material vorgestellten Experimente wird ein Universalindikator nach McCrumb verwendet. Er ist im Laborhandel zu beziehen.

Info: Indikator nach McCrumb

20 mg Methylrot

20 mg Phenolphthalein

40 mg Thymolblau

40 mg Bromthymolblau

in 100 ml Ethanol

Ätzende Säure fließt nach
Tankerunfall in Rhein

Tankschiff mit gefährlicher
Schwefelsäure auf dem Rhein
gekentert

Ätzende Schwefelsäure wird in den Rhein gepumpt

St. Goarshausen, Februar 2011

...

Der Tanker hatte 2400 t konzentrierte Schwefelsäure geladen. Durch defekte Ventile waren bereits ca. 900 t in den Rhein geflossen. Ca. 240 t wurden auf ein anderes Schiff umgeladen. Um ein Auseinanderbrechen des Tankers und damit eine unkontrollierte Reaktion der Säure mit dem Wasser zu verhindern, wird die Schwefelsäure nun aus dem gekenterten Frachter in den Rhein gepumpt.

Bei einer unkontrollierten Reaktion der Säure mit dem Wasser würde starke Hitze entstehen, es könnte gefährliche Fontänen geben.

Laut Plan werden nun maximal 80 Tonnen der Säure pro Stunde in den Rhein abgelassen, was 12 Litern pro Sekunde entspricht. Derzeit fließen pro Sekunde etwa 1,6 Millionen Liter Wasser den Strom hinunter. Die Schwefelsäure werde deshalb schnell neutralisiert.

Mögliche Arbeitsaufträge:

1. Beurteile mit deinem chemischen Fachwissen die Korrektheit des Textes.
2. Erkläre die Möglichkeit auftretender Fontänen.
3. Ermittle durch eine Überschlagsrechnung den für das Rheinwasser resultierenden pH-Wert. (Nimm an, die einfließende Säure hat einen pH-Wert = 0.)
4. Diskutiere Alternativen zu dem beschriebenen Vorgehen.

Stelle eine mögliche Neutralisation als Wort/Formelgleichung dar: Achte auf die richtige Anzahl der Ionen und Moleküle.

Didaktisch-methodischer Hinweis:

Diese Aufgabe lässt sich mit Hilfe der genannten Annahme mit den Schülerinnen und Schülern ggf. mit weiteren Hilfestellungen durch die Lehrkraft lösen.

Die korrekte Berechnung des pH-Wertes erfordert den Umgang mit der Stoffmenge, der molaren Masse und der Konzentration und kann somit besonders leistungsstarken Schülerinnen und Schülern vorbehalten bleiben.

Mögliche Lösungen:

Zu 1.)

Fachliche Richtigkeit:

„Starke Wärmeentwicklung“: JA

„Säure wird schnell neutralisiert“: NEIN, die Säure wird nur verdünnt, außerdem müsste der pH-Wert 7 erreicht werden.

Zu 2.)

Durch die freiwerdende Wärme wird Wasser zum Sieden erhitzt und schleudert das darüber befindliche Wasser nach oben.

Zu 3.)

Ermittle durch eine Überschlagsrechnung den für das Rheinwasser resultierenden pH-Wert.

Hier ist die Annahme, dass die einfließende Säure einen pH-Wert = 0 hat notwendig für eine grobe Überschlagsrechnung:

12 Liter Säure pro Sekunde mit einem pH-Wert 0 und 1,6 Mio. Liter Wasser fließen pro Sekunde mit der Säure zusammen.

Für eine Verdünnung um eine Größenordnung des pH-Wertes wird Säure zu Wasser im Verhältnis 1:10 benötigt:

Um vom pH-Wert 0 auf pH-Wert 1 zu kommen verdünnt man auf 120 Liter,
um vom pH-Wert 0 auf pH-Wert 5 zu kommen, verdünnt man auf 1 200 000 Liter.

Mit dem Wasser des Rheins kann also nur ein pH-Wert von etwa 5 erreicht werden.

Die korrekte Rechnung lautet:

80t pro Stunde konzentrierter Schwefelsäure entsprechen 22,2 kg pro Sekunde bzw. bei einer Dichte von 1,84 kg/L einem Volumen von 12,08 L pro Sekunde.

Diese 22,2 kg konzentrierter Schwefelsäure enthalten bei einer Molmasse von $M = 98,08$ g/mol die Stoffmenge $n=226,6$ mol (in 12,08 L).

[Dies entspricht einer Konzentration $c = 226,6 \text{ mol}/12,08 \text{ L} = 18,76 \text{ mol/L}$.]

Bei einer hier angestrebten Verdünnung protolysiert die Schwefelsäure vollständig, d.h. die Protonenzahl verdoppelt sich, so dass $2 \cdot 226,6 \text{ mol} = 453,2 \text{ mol}$ Protonen aus $12,08 \text{ L}$ konzentrierter Schwefelsäure pro Sekunde freigesetzt werden.

Mit dem zufließenden Wasser von $1,6$ Millionen Litern pro Sekunde resultiert somit eine Konzentration von $c = 453,2 \text{ mol} / 1600000 \text{ L} = 0,000283 \text{ mol/L}$. Der pH-Wert beträgt dann etwa $3,5$.

Die Differenz zwischen Überschlagsrechnung (pH 5) und Berechnung (pH 3,5) zeigt, dass sich die Konzentration etwa um das 30-fache unterscheidet. Dieser erhebliche Unterschied resultiert aus der Annahme, dass die Schwefelsäure einen pH-Wert 0 haben soll, aber nur durch diese Annahme können Schülerinnen und Schüler die Überschlagsrechnung ausführen.

Zu 4.)

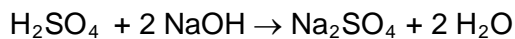
Zunächst muss geklärt werden, ob man die Schwefelsäure zur Neutralisation erst in Tanks abpumpen möchte oder nicht. Bei dieser großen Menge ist der Aufwand aber sehr groß und ggf. nicht umsetzbar.

Grundsätzlich kann eine Gefahr durch die Wärmeentwicklung bei der Neutralisationsreaktion entstehen.

Vorteilhaft wäre die Zusammenleitung von Lauge und Säure an der Leckstelle am Tanker vor Ort, da das umgebende Rheinwasser eine kühlende Funktion hat.

Ansonsten muss die Wärme bei der Neutralisation geeignet abgeführt werden.

Schwefelsäure + Natronlauge \rightarrow Natriumsulfat + Wasser



Erweiterung: Berechnung der notwendigen Natronlauge für eine Neutralisation

Es sind noch etwa 1260 t konzentrierte Schwefelsäure zu neutralisieren. Dies entspricht bei einer Molmasse von $M = 98,08 \text{ g/mol}$ einer Stoffmenge $n = 12846656 \text{ mol}$.

Dazu sind bei der Neutralisation doppelt so viele Hydroxid-Ionen notwendig, um die Protonen zu neutralisieren:

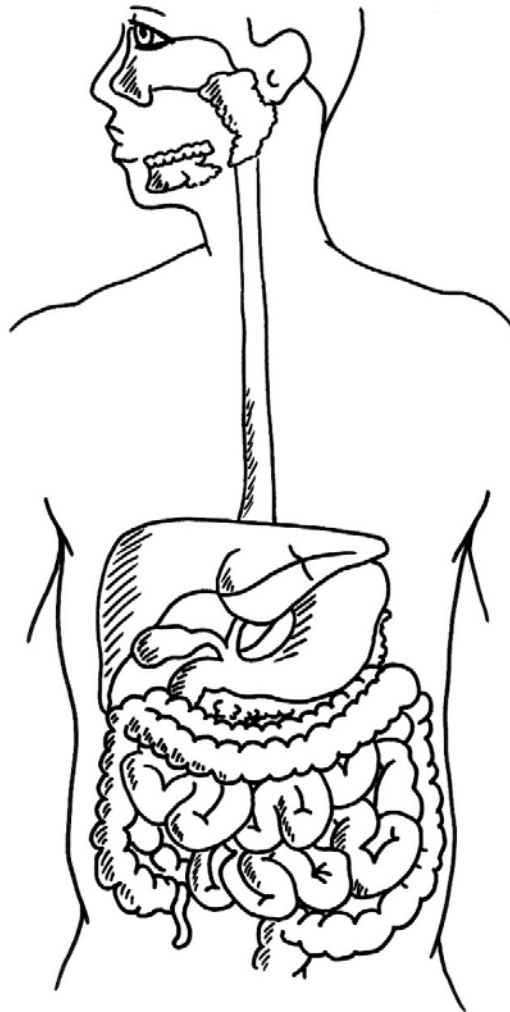
$$n(\text{OH}^-) = 2 \cdot 12846656 \text{ mol} = 25693311 \text{ mol}.$$

Verwendet man eine Natronlauge mit der Konzentration von 1 mol/L , so ist das Volumen von: $V = 25693311 \text{ L} = 25693,311 \text{ m}^3$ notwendig.

Ein üblicher Tanklastzug fasst 20 m^3 , so dass man knapp 1285 Tanklastzüge benötigt. Selbst bei 10 -molarer Natronlauge wären noch 129 LKW nötig.

Da stellt sich auch die Frage der zeitnahen Verfügbarkeit dieser Chemikalienmenge.

Säuren und Laugen am und im Menschen



Fast alle biologischen Vorgänge laufen nur dann korrekt ab, wenn ein bestimmter pH-Wert gewährleistet ist.

Im menschlichen Körper spielt er eine bedeutende Rolle. Der pH-Wert des Blutes von 7,35-7,45 steht z. B. in direktem Zusammenhang mit dem Aufnahmevermögen des Sauerstoffs im Blut.

Der Hydrolipid-Mantel der Haut des Menschen besitzt einen pH-Wert von ungefähr 5,5. Dieser natürliche Säureschutzmantel der Haut hemmt das Wachstum von Bakterien und verhindert ihr Eindringen. Seife ist mit einem pH-Wert von 9 alkalisch und neutralisiert die Säure auf der Haut. Eine pH-neutrale Seife erhält den natürlichen Säureschutzmantel.

Bei der Verarbeitung von Nahrung im menschlichen Körper wirken Enzyme. Sie haben jeweils einen für ihre Wirkung optimalen pH-Bereich.

Der Mundspeichel ist mit dem pH-Wert 6,5-7,0 fast neutral. Das Enzym Amylase z. B. spaltet Stärke in kleinere Bausteine auf.

In der Mundhöhle leben ständig Bakterien, die sich bei mangelnder Pflege auf den Zähnen ansiedeln. Es entsteht so genannter „mikrobieller Plaque“. Dieser verarbeitet besonders stark zuckerhaltige Nahrung zu Säuren, die die Zähne angreifen.

Der Nahrungsbrei gelangt anschließend durch die Speiseröhre in den Magen. Beide sind durch einen Schließmuskel miteinander verbunden. Überproduktion von Magensäure oder Schwächung des Schließmuskels können dazu führen, dass Mageninhalt in die Speiseröhre gelangt und zu Sodbrennen (Verätzungen der Innenwand der Speiseröhre) führt.

Im Magen, befindet sich der Magensaft mit einem pH-Wert von 1,0-2,0, von dem täglich etwa 2 bis 4 Liter gebildet werden. Die Magensäure (Salzsäure, HCl) ist ein Bestandteil des Magensafts. Verschiedene Speisen regen unterschiedlich stark die Magensaftproduktion an. Der sehr saure pH-Wert des Magensaftes bewirkt eine chemische Zersetzung des Speisebreis. Die Enzyme, z. B. Pepsin, die sich im Magen befinden, weisen in diesem pH-Bereich ihr Optimum auf. Hier werden z. B. Proteine (Makromoleküle, die meist aus zahlreichen Aminosäuren aufgebaut sind) in kürzere Aminosäureketten gespalten. Da der Magen sich rhythmisch zusammenzieht, wird die Nahrung kräftigt geknetet und mit dem Verdauungssaft vermenget. Die Magensäure dient auch der Abtötung von Krankheitserregern, die mit der Nahrung aufgenommen werden. Damit der Magen nicht selbst von der Magensäure angegriffen wird, produziert der Magen einen zähflüssigen Schleim, der den Mageninnenraum überzieht.

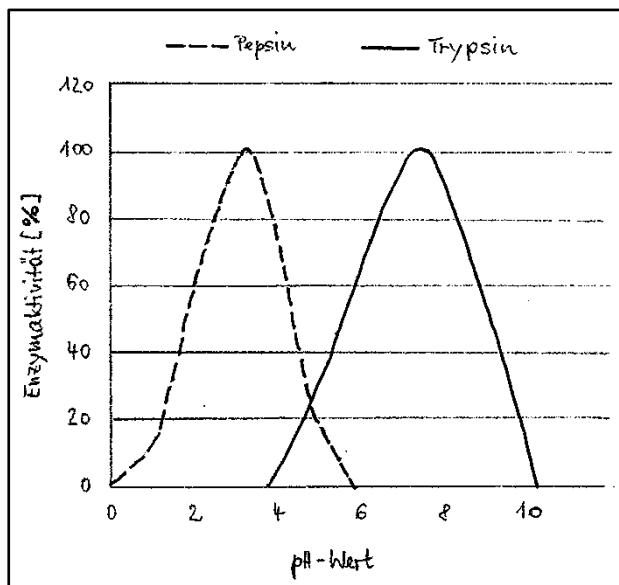
Nach der chemischen und mechanischen Arbeit des Magens ist die Nahrung sehr dünnflüssig und in viele kleine Abbauprodukte zerlegt. Der dünne Speisebrei kann durch den Magenpförtner in den Zwölffingerdarm entleert werden.

Der Zwölffingerdarm ist der erste Darmabschnitt des Dünndarms mit einem pH-Wert von 8,0-8,3. Im oberen Drittel des Zwölffingerdarms befindet sich ein Ventil für das Zumischen von Gallenflüssigkeit und Bauchspeicheldrüsensaft. Die Bauchspeicheldrüse produziert täglich 1 bis 1,5 Liter eines alkalischen Safts (Natriumhydrogencarbonat) mit dem pH-Wert 7,5-8,8. Dieser fließt in den Zwölffingerdarm und neutralisiert die Magensäure. Je fettreicher eine Mahlzeit ist, umso mehr Gallensaft (pH-Wert 8,8) wird aus der Gallenblase dazu gemischt. Die Gallenflüssigkeit emulgiert das Fett und ein Enzym der Bauchspeicheldrüse kann die Fette spalten. Amylase zerlegt langkettige Kohlenhydrate in Zweifach- und Einfachzucker, Trypsin führt zu einer enzymatischen Spaltung von Eiweiß in kleine Eiweißketten oder einzelne Aminosäuren, Lipasen zerlegen Fette. Die vollständig aufgeschlossene Nahrung tritt durch die Wände des Dünndarms in die Blutgefäße des Körpers über.

Die nicht aufgenommenen Nahrungsbestandteile gelangen schließlich vom Dünndarm in den Dickdarm. Hier werden vor allem das Wasser und Mineralien aus dem Nahrungsbrei wieder in den Körper aufgenommen. Im Dickdarm herrscht die höchste Bakteriendichte. Die Bakterien verdauen über anaerobe Gärungsprozesse für den Menschen unverdauliche Nahrungsbestandteile. Die Produktion organischer Säuren (z. B. Milchsäure) führen zu einem leicht sauren pH-Wert. Der verfestigte Kot wird schließlich über den After ausgeschieden.

Mögliche Arbeitsaufträge:

1. Beschrifte das Schema des menschlichen Körpers und ordne ihm die im Text beschriebenen pH-Werte zu.
2. Erkläre einem Partner die Notwendigkeit bestimmter pH-Werte an verschiedenen Stellen im/am menschlichen Körper.
3. Erkläre die Notwendigkeit unterschiedlicher pH-Bereiche im Magen und im Darm.
4. Beschreibe mithilfe des Diagramms einen Zusammenhang zwischen einem Enzym, seiner Aufgabe und seinem Wirkungsort im Verdauungstrakt.



5. Verschaffe dir einen Überblick über Möglichkeiten, Sodbrennen zu beheben. (siehe auch LE 3)
6. Recherchiere, wodurch der Bauchspeicheldrüsensaft alkalisch wird. Erkläre, was man unter dem Begriff „Neutralisation“ versteht. Formuliere die Reaktionsgleichung der Neutralisation im Dünndarm.

Mögliche Lösungen:

Aufgabe 1:

--	--	--

--	--	--

--

Der pH-Wert von Böden der Wälder und Felder

In der Landwirtschaft sind Untersuchungen des Bodens heute selbstverständlich. So kann der Landwirt dem Boden genau die Stoffe zuführen (düngen), die für ein gutes Wachstum der angebauten Pflanzen notwendig sind. Das ist ökologisch sinnvoll und spart dem Landwirt Kosten für unnötige Düngemittel. Ein ganz wichtiger Faktor in diesem Zusammenhang ist der pH-Wert.

Im Hinblick auf den „sauren Regen“ kontrolliert man auch Waldböden. Waldböden unserer Region ist natürlicherweise leicht sauer. Zusätzlicher saurer Regen schädigt den Boden und die Wurzeln von Waldpflanzen. Ist der Boden zu sauer, verteilt man Kalk auf dem Boden.

Zur Ermittlung des pH-Wertes von Böden kann man ein PEHAMETER nach HELLIGE verwenden.

Arbeitsauftrag: Ermittle den pH-Wert und den Kalkbedarf einer Bodenprobe.

Material: Bodenprobe, PEHAMETER nach HELLIGE

Durchführung:

Mit dem Löffel bringst du eine Bodenprobe in die Vertiefung rechts. Darauf tropfst du einige Tropfen der Indikatorlösung und lässt sie kurz einwirken. Dann hältst du die Platte schräg, die Indikatorlösung läuft durch die Rinne nach links. Die Farbe vergleichst du mit der Farbskala neben der Rinne und ermittelst so den pH-Wert.

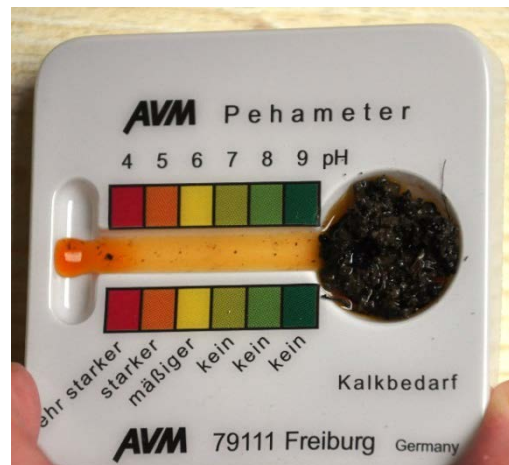


Abb.: pH-Messung an einer Bodenprobe

Beobachtung:

Auswertung:

Ergänzende Aufgabe:

1. Formuliere die Wirkung von zugesetztem Kalk zu Waldböden in 1-2 Sätzen und in einer Reaktionsgleichung.
2. Erkläre den Vorteil dieser Apparatur gegenüber einer Anordnung zur Messung des pH-Wertes von Flüssigkeiten.

Lösungen:

Die Indikatorlösung in dem abgebildeten Beispiel wurde durch die Bodenprobe orange.

Der pH-Wert dieser Bodenprobe beträgt 5.

Der pH-Wert 5 bedeutet einen starken Kalkbedarf.

1. Säure reagiert mit Kalk zu einem Carbonat und Kohlensäure. Die instabile Kohlensäure zerfällt in Kohlenstoffdioxid und Wasser. Der pH-Wert steigt.
2. Weder der Boden noch die Indikatorlösung wird „verdünnt“. Ein Verdünnen verändert den pH-Wert.

Die Rinne ermöglicht es, ohne aufwändige Filtration eine fast klare, farbige Lösung zu erkennen.

Lehrerinformation:



Abb.: PEHAMETER nach HELLIGE

Klüver und Schulz: HELLIGE – Boden – PEHAMETER, Bestell-Nr. 1230600

<http://www.klueverundschulz.de/lehrmittel-nach-fachern/biologie/umweltanalytik/hellige-boden-pehameter.html>

Der Kalkgehalt von Böden der Wälder und Felder

Manche Pflanzen lieben kalkhaltigen Boden und wachsen auf ihm besser als auf sauren Böden. Mit einem einfachen Versuch kann man den Kalkgehalt eines Bodens testen.

Arbeitsauftrag: Ermittle den Kalkgehalt einer Bodenprobe (z. B. Boden von deinem Garten).

Material: Uhrglas, Bodenprobe, verdünnte Salzsäure

Durchführung:

Gib einen Esslöffel Erde auf ein Uhrglas und befeuchte sie mit 2 ml Salzsäure. Werte den Versuch mit folgender Information aus:

- kein Aufbrausen → Kalkgehalt < 1 %
- schwaches Aufbrausen → Kalkgehalt 1 - 3 %
- deutliches, aber kurzes Aufbrausen → Kalkgehalt 3 - 5 %
- anhaltendes Aufbrausen → Kalkgehalt über 5 %

Beobachtung:

Auswertung:

Ergänzende Aufgabe:

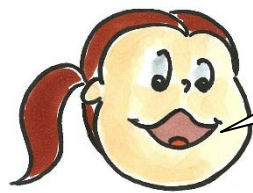
Recherchiere,

- wie Kalk in den Boden gelangt.
- welche Pflanzen auf kalkhaltigem Boden gut wachsen.

Sodbrennen – Was ist dagegen zu tun?

Beim gesunden Menschen funktioniert der zwischen Speiseröhre und Magen liegende Schließmuskel wie ein Ventil. Er verhindert, dass saurer Mageninhalt Richtung Speiseröhre aufsteigt. Wenn saurer Mageninhalt Richtung Speiseröhre aufsteigt, kann die Ursache eine Schwächung des Schließmuskels zwischen Magen und Speiseröhre sein. Betroffene klagen häufig über ein brennendes Gefühl, bekannt als Sodbrennen. Dagegen gibt es verschiedene Hausmittel und Medikamente, die man Antacida nennt.

In einem Internetforum wird gefragt:



Könnte es gegen Sodbrennen helfen, wenn man ganz viel Wasser trinkt?

Mögliche Arbeitsaufträge:

OFFEN

Welche Informationen brauchst du, um beantworten zu können, ob Wassertrinken gegen Sodbrennen hilft? Plane eine entsprechende Untersuchung und führe sie durch.

HALBOFFEN


Gehe für deine Überlegungen von folgenden Zahlen aus: Der Magen produziert täglich durchschnittlich 2 Liter Magensäure. Der pH-Wert der Magensäure liegt bei nüchternem Magen bei ca. 1,0.

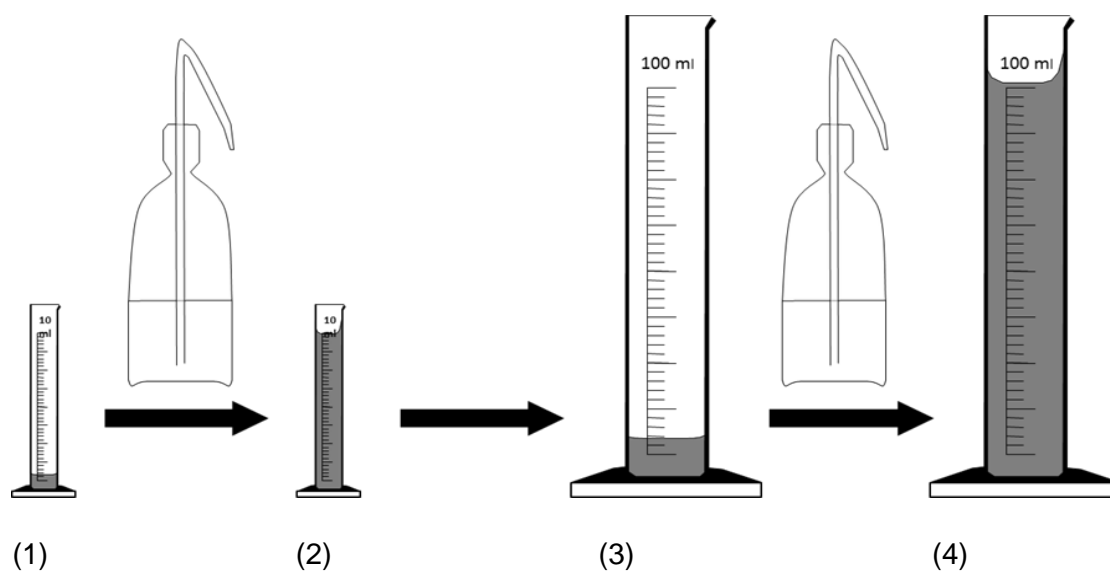
GESCHLOSSEN

Um die Frage beantworten zu können, verdünne „Magensäure“ schrittweise.

Versuchsdurchführung:

- Ermittle mit Hilfe von Universalindikatorlösung/pH-Elektrode den pH-Wert einer vorgegebenen Salzsäurelösung.
- Fülle mit Hilfe einer Tropfpipette genau einen Milliliter dieser Lösung in einen 10-ml Messzylinder (1).
- Fülle mit destilliertem Wasser aus der Spritzflasche auf ein Volumen von 10 ml auf (2). Schüttele den Inhalt im Messzylinder leicht und ermittle den pH-Wert dieser Lösung.
- Gieße den Inhalt dieses Messzylinders komplett in einen 100-ml-Messzylinder (3) und fülle mit destilliertem Wasser aus der Spritzflasche auf ein Volumen von 100 ml auf (4). Ermittle den pH-Wert auch dieser Lösung.

Material	Chemikalien	Vorsichtsmaßnahmen	
Universalindikatorlösung/ pH-Elektrode Messzylinder (V = 10 ml) Messzylinder (V = 100 ml) Spritzflasche Tropfpipetten	Salzsäurelösung destilliertes Wasser	Bei Hautkontakt Lösungen sofort mit viel Wasser abspülen. Alle Lösungen können in den Ausguss gegeben werden.	Schutzbrille tragen 



Beobachtung:

Lösung	Lösung 1	Lösung 2	Lösung 4
	Ausgangslösung	10-fach verdünnte Ausgangslösung	100-fach verdünnte Ausgangslösung
Farbe des Indikators			
pH-Wert			

Mögliche Arbeitsaufträge zur Auswertung:

Erkläre die Auswirkung der Verdünnung einer sauren Lösung mit Wasser auf das zehnfache Volumen auf den pH-Wert.

Beschreibe den Zusammenhang zwischen der Anzahl der Oxonium-Ionen und dem pH-Wert.

Berechne den pH-Wert, den man bei ...

... 1.000-facher Verdünnung feststellen kann. _____

... 10.000-facher Verdünnung feststellen kann. _____

... 100.000-facher Verdünnung feststellen kann. _____

Nimm auf der Grundlage des Experimentes begründet Stellung zu dem Vorschlag, „bei Sodbrennen viel trinken“.

Lehrerhinweis:

Zu beachten ist:

Der pH-Wert des Magensaftes ist möglicherweise „normal“. Die Mageninnenwand ist durch eine entsprechende Schleimhaut dagegen geschützt, die die Speiseröhre nicht aufweist. Entsprechend führt aufsteigende Magensäure in der Speiseröhre zu Verätzungen. Verdünnen der Säure ist nicht hilfreich.

Überschlagsrechnung:

Gegeben: Magensäure 2 Liter, pH Wert 1

Man müsste dreimal verdünnen, um auf einen pH-Wert von 4 zu kommen, damit der Magen noch funktionsfähig für seine Verdauungsaufgaben bleibt. Man würde also ein Volumen von $2 \cdot 10^3$ Liter Wasser, also 2 m^3 benötigen. Anders ausgedrückt: das ist unmöglich.

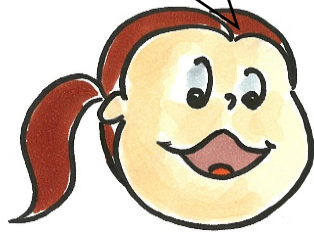
Checkliste

Mit Hilfe der Checkliste kannst du überprüfen, ob du über das Fachwissen des Themenfeldes und über die entsprechenden Kompetenzen verfügst.

Ich kann ...	Ja	z. T.	Nein
- einen Indikator aus Pflanzen gewinnen.			
- Alltagsstoffe auf ihre saure oder alkalische Wirkung untersuchen.			
- Indikatorlösungen und pH-Papier verwenden, um den pH-Wert einer Lösung zu bestimmen.			
- sauren, alkalischen und neutralen Lösungen den entsprechenden pH-Bereich zuordnen.			
- erklären, wie sich der pH-Wert einer sauren oder alkalischen Lösung bei Verdünnung verändert.			
- verschiedene Säuren und Laugen an ihrer Struktur erkennen.			
- erklären, dass sich saure Lösungen bei der Reaktion von Säuren mit Wasser bilden.			
- erklären, dass sich alkalische Lösungen bei der Reaktion von Alkalien mit Wasser bilden.			
- Experimente zur Wirkung von Säuren und Laugen planen und durchführen.			
- die Reaktion von unedlen Metallen mit Säuren beschreiben und erklären.			
- die Reaktion von Kalk mit Säuren beschreiben und erklären.			
- ein Experiment zur Neutralisation planen.			
- die Neutralisation auf der Teilchenebene erklären und dabei den Protonenübergang kennzeichnen.			
- die Neutralisation als Reaktionsgleichung darstellen.			
- Vorkommen und Verwendungsmöglichkeiten von Säuren und Laugen mithilfe typischer Eigenschaften begründen.			
- Regeln zum sicheren Umgang mit Säuren und Laugen nennen und anwenden.			
- einen Zeitungsartikel in Bezug auf Säuren und Laugen auf fachliche Richtung prüfen.			
-			

Was gibt der pH-Wert einer Lösung an?

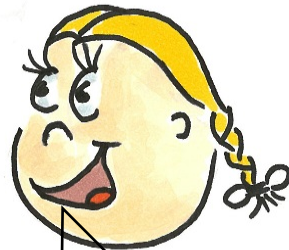
Er gibt die
Gefährlichkeit und
Aggressivität einer
Lösung an.



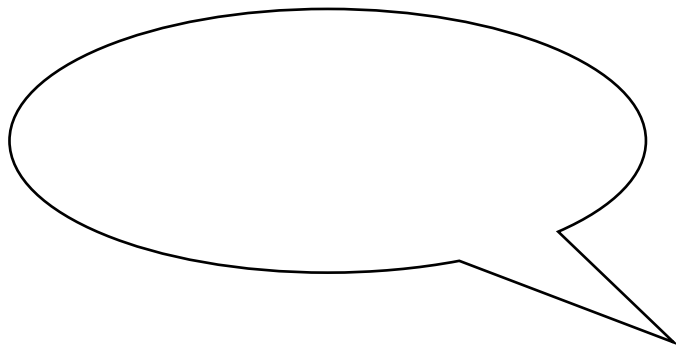
Der pH-Wert gibt
die Verdünnung
an.



Der pH-Wert gibt die
Konzentration einer Säure
oder Lauge an.

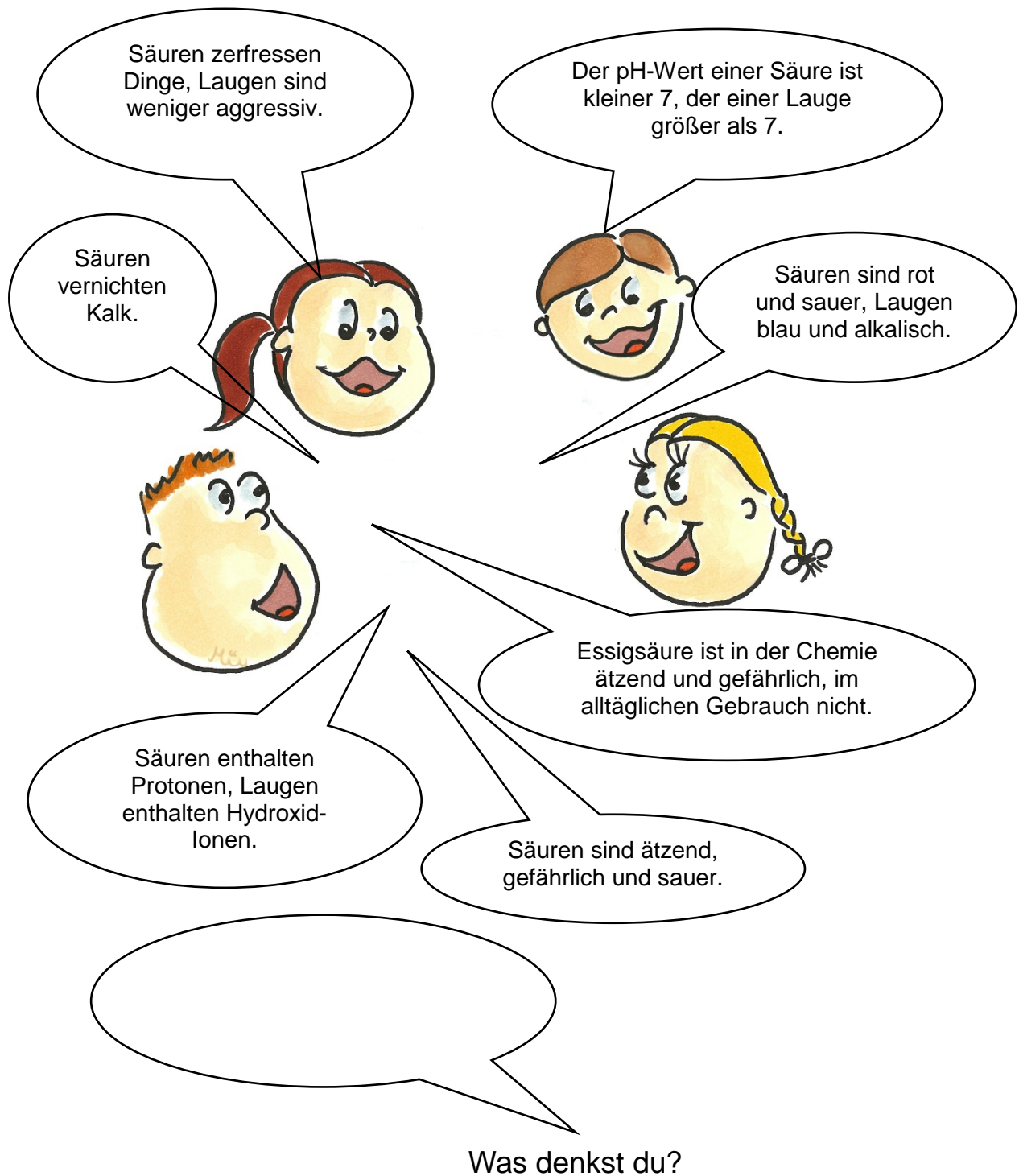


Der pH-Wert ist ein Maß
dafür, wie sauer eine
Lösung ist.

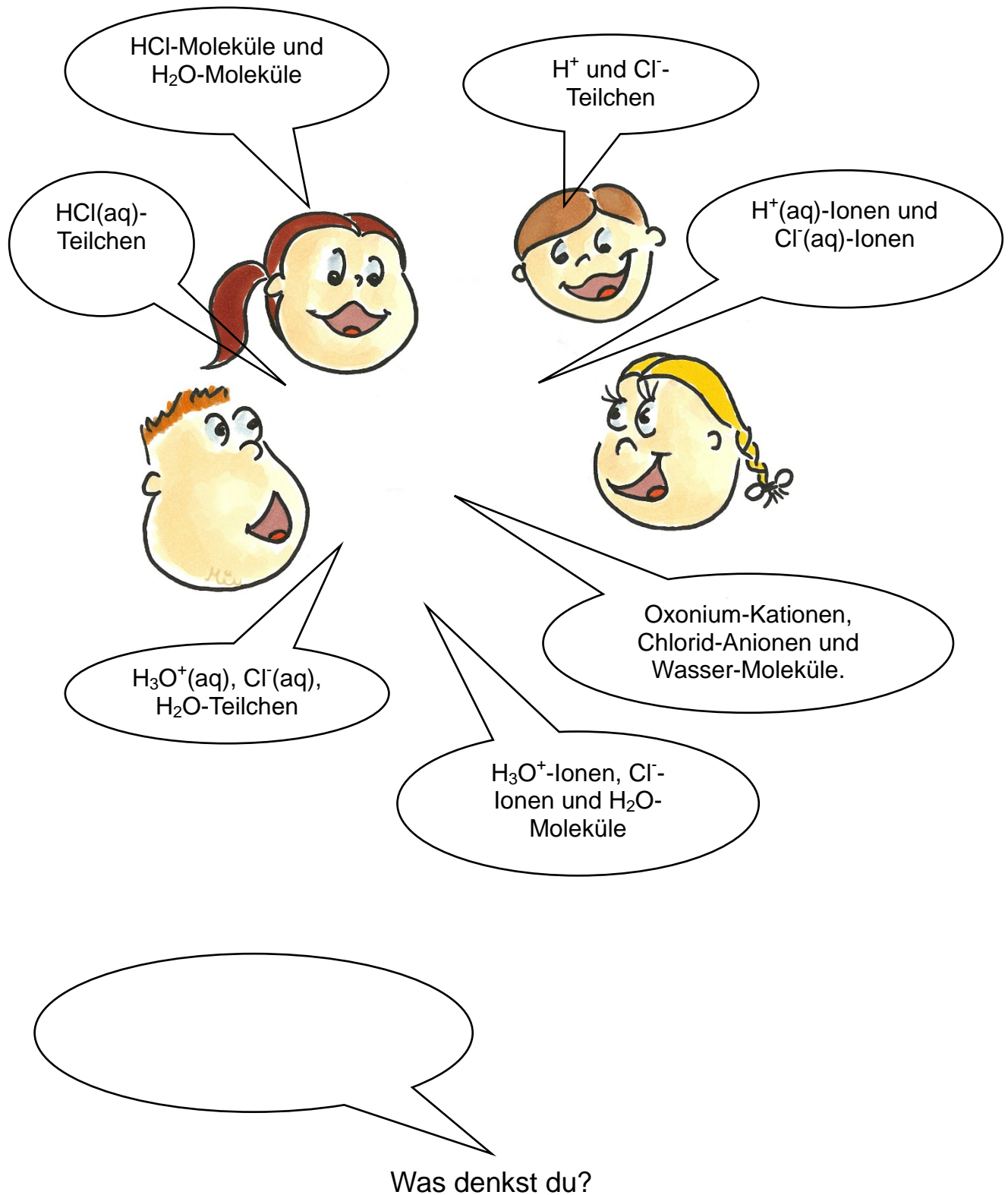


Was denkst du?

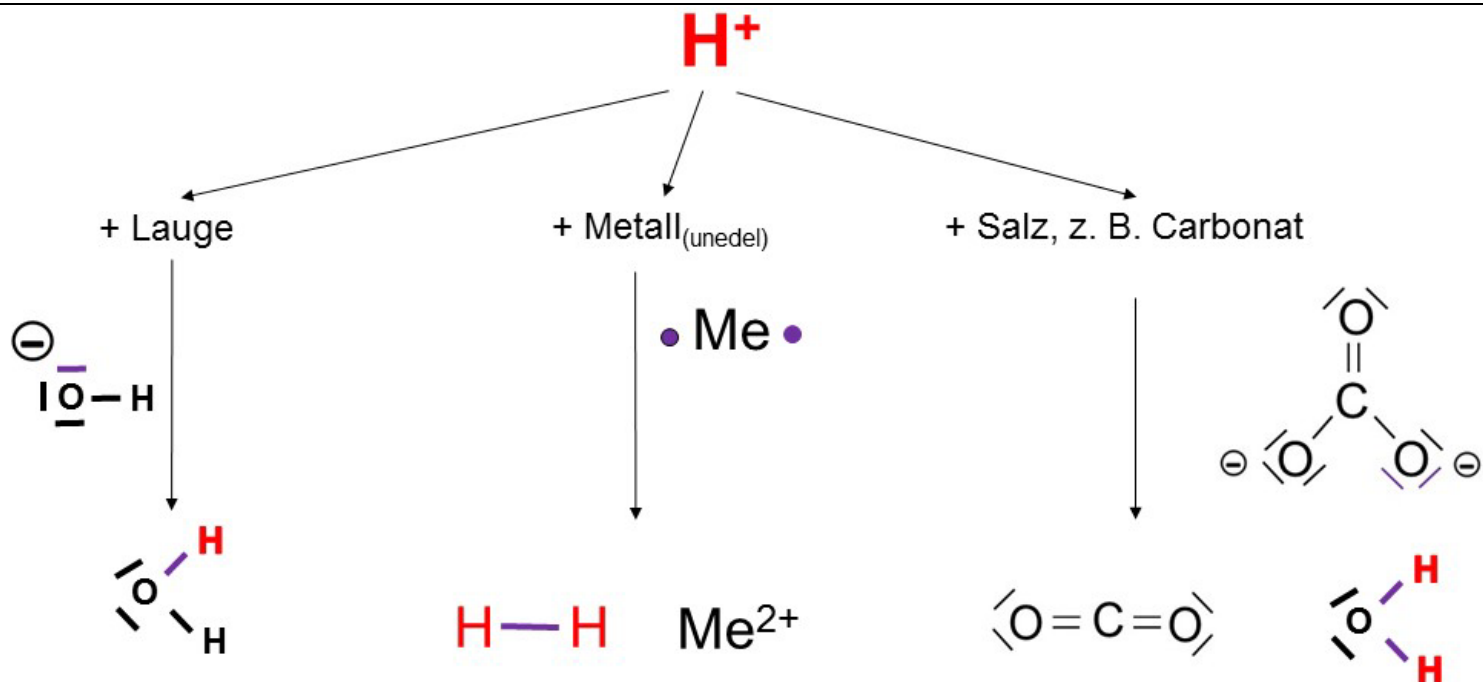
Wie würdest du Säuren und Laugen erklären?



Welche Teilchen enthält verdünnte Salzsäure?



Das „Schicksal“ eines Protons: Säure-Molekül → **PROTON** + Säurerest-Ion



Was geschieht?	Das Proton „teilt“ sich ein Elektronenpaar mit dem Sauerstoff-Atom des Hydroxid-Ions.	Zwei Protonen „nehmen/bekommen“ je ein Valenzelektron eines Metall-Atoms und verbinden sich.	Zwei Protonen „trennen“ ein Sauerstoff-Ion aus dem Carbonat-Ion ab.
Was entsteht?	Wasser-Moleküle	Wasserstoff-Moleküle Metall-Ionen	Wasser-Moleküle Kohlenstoffdioxid-Moleküle
Woran erkennt man es?	Indikatoren zeigen einen neutralen Wert an.	Gasbildung, positive Knallgasprobe	Gasbildung, positive Kalkwasserprobe
Reaktionsgleichung	Salzsäure + Natronlauge → Natriumchlorid + Wasser	Salzsäure + Magnesium → Wasserstoff + Magnesiumchlorid	Salzsäure + Calciumcarbonat → Kohlensäure + Calciumchlorid
Kategorie	Säure + Lauge → Salz + Wasser	Säure + Metall _{unedel} → Wasserstoff + Salz	Säure + Salz → Säure + Salz Kohlensäure → Kohlenstoffdioxid + Wasser