



Chemie III

Säuren und Laugen

Lernziele

1. Eigenschaften der Säure aufzählen. AB 4
2. Beispiele von Säuren aus dem Alltag und der Industrie kennen. AB 4, 8
3. Anwendungsmöglichkeiten von Säuren nennen und erklären.
4. Chemischer Aufbau einer Säure erläutern. AB 17
5. Saurer Regen: AB 6
 - Entstehung erklären
 - Auswirkungen kennen
 - Massnahmen dagegen kennen
6. Entstehung von Säuren an Beispielen erklären
7. Eigenschaften der Laugen kennen AB 10
8. Beispiele von Laugen aus dem Alltag und der Industrie kennen. 11
9. Anwendungsmöglichkeiten von Laugen nennen und erklären (vorallem Natronlauge) 9
10. Chemischer Aufbau einer Lauge kennen 10
11. Vorsichtsmassnahmen im Umgang mit Laugen und Säuren kennen.
12. Herkunft des Begriffes pH-Wertes erklären 12
13. pH-Skala kennen und anwenden 12 13
14. Begriff und Verwendung Indikator kennen und Bsp. nennen können 10
15. Ablauf einer Neutralisation anhand von Beispielen erläutern 15

Natur & Technik

Name Vorname Klasse

Zellweger Nina 20 35C

3. Sekundarklasse

Dossierkontrolle vom

Beurteilung

Bemerkungen

14.11.05

5. gut (+1)

R.

Unterschrift der Eltern

[Handwritten signature]

[Handwritten signature]

1. Einstieg

Was haben folgende "Gegenstände" gemeinsam?

Mandarine, Apfel und Mineralwasser

Antwort:

Sie schmecken mehr oder weniger sauer, sie enthalten Säuren.

2. Vorkommen von Säuren

Säuren kommen vor in

Mineralwasser Salzsäure

Früchte, Fruchtsäuren Schwefelsäure

Essig, Essigsäure Konservierungsstoffe

Milch, Milchsäure

Zitronen, Zitronensäure

Salpetersäure

3. Säuren in Lebensmitteln

Mit Farbstift unterstreichen wir die wichtigsten Aussagen.

Viele Menschen verbinden mit dem Begriff Säure etwas Gesundheitsschädliches, ja geradezu Gefährliches. Säuren sind aber keineswegs immer schädlich

cker abbauen. Auf diese Weise erhält man beispielsweise Joghurt und Dickmilch. Auch bei der Sauerkrautherstellung lässt der Mensch Milchsäurebakterien für sich arbeiten.

Säuren schmecken sauer.

Äpfel, Ananas und Zitrusfrüchte werden gerade wegen ihres fruchtig-sauren Geschmacks gern gegessen. Ein Apfel schmeckt sauer, weil er Äpfelsäure, Weinsäure und andere Frucht säuren enthält. Solche sauer schmeckenden Stoffe nennt man allgemein Säuren. Eine wichtige Säure, die im Haushalt zum Würzen und zum Haltbarmachen von Lebensmitteln verwendet wird, ist die Essigsäure. Speiseessig enthält etwa vier bis acht Prozent Essigsäure. Frisches Mineralwasser schmeckt meistens schwach sauer. Dieser Geschmack und das prickelnde Gefühl beim Trinken wird von der Kohlensäure verursacht. Kohlensäure entsteht, wenn das Gas Kohlenstoffdioxid in Wasser gelöst wird. Milchsäure kommt in vielen Milchprodukten vor. Sie entsteht, wenn Milchsäurebakterien Zu-

Säuren machen Lebensmittel haltbar.

Die Säure in Milchprodukten verbessert nicht nur den Geschmack, sie macht die Milchprodukte auch haltbarer. Mit Säuren kann man vielen Mikroorganismen, die für den Verderb von Lebensmitteln verantwortlich sind, das Leben schwer machen. Sie können sich dann nicht weiter vermehren oder gehen sogar zugrunde. Die Lebensmittelindustrie setzt Säuren ganz gezielt als Konservierungsmittel ein. So könnte beispielsweise Fleischsalat nicht so lange in den Supermarktregalen liegen, wenn man ihm keine Benzoesäurezusatz würde. Auch Schnittbrot hält sich länger, wenn man Sorbinsäure als Konservierungsmittel zu gesetzt hat.



4. Aufgaben

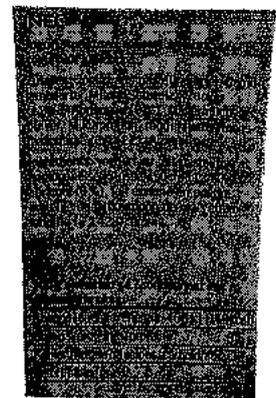
E-Nr.	Stoff
E 200	Sorbinsäure
E 210	Benzoesäure
E 236	Ameisensäure
E 270	Milchsäure
E 300	Ascorbinsäure
E 330	Citronensäure
E 334	Weinsäure
E 338	Phosphorsäure

Zu Hause

In fertig verpackten Lebensmitteln sind oft Zusatzstoffe wie Konservierungsmittel oder Farbstoffe enthalten. Sie werden oft verschlüsselt mit E-Nummern angegeben (vgl. Tab.).

Lebensmittel-> enthaltene E-Nr.

.....

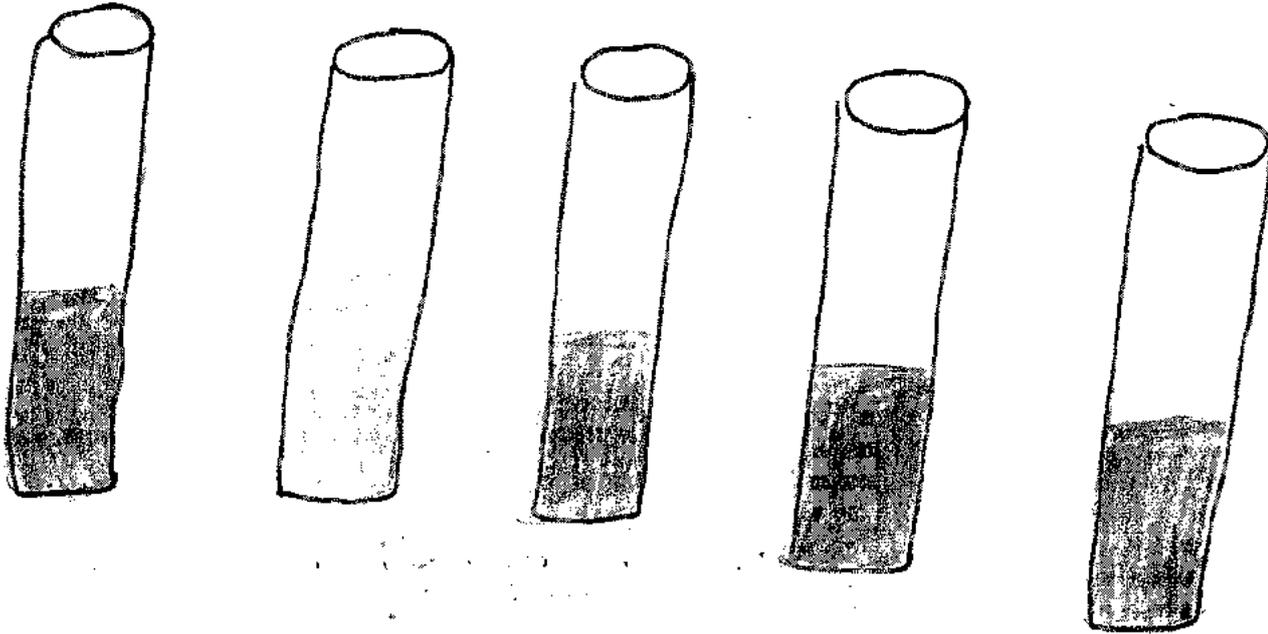


Experiment

Schneide ein Rotkohlblatt in kleine Stückchen und gib sie in ein Becherglas. Füge etwas Wasser hinzu und koche sie etwa 3 Minuten lang aus.
Fülle dann etwas Apfelsaft, Speise-

essig, Mineralwasser sowie Leitungswasser in je ein Reagenzglas. Gib in jedes Reagenzglas etwa 10 Tropfen Rotkohlsaft. Halte dein Ergebnis in Bild und Text fest.

seifenwasser Apfelsaft Mineralwasser Essig Hahnenwasser
violet rosarot violet rot hellviolet



Merke

Solche Stoffe, die durch Farbänderung Säuren anzeigen, nennt man Säureanzeiger... (Indikator)

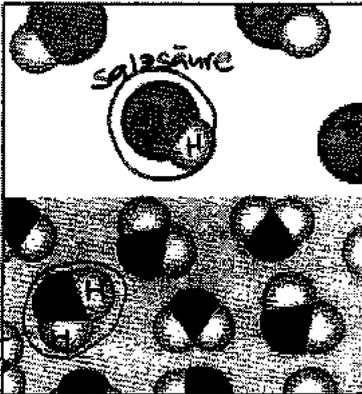
5. Säuren in der chemischen Industrie

In der Industrie werden oft stärkere Säuren als im Haushalt gebraucht. Vorallem verwendet werden...

- Salzsäure HCl
- Schwefelsäure H_2SO_4
- Phosphorsäure H_3PO_4
- Essigsäure CH_3COOH
- Salpetersäure HNO_3
- Kohlensäure H_2CO_3
- Fluorwasserstoffsäure HF

6. Säuren besitzen gemeinsame Eigenschaften

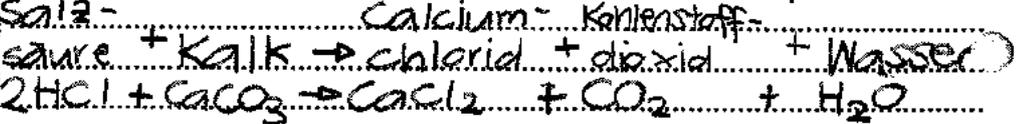
Säuren schmecken sauer.
Vorsicht! Viele Säuren sind ätzend, keine Geschmacksprüfungen machen!



Säuren verändern die Farbe von Indikatoren.

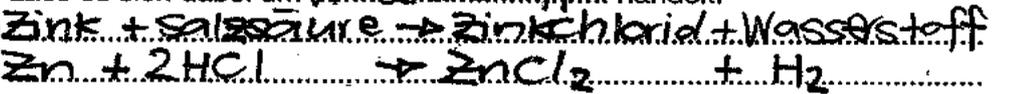
Säuren reagieren mit Kalk.

Gibt man Säuren auf Kalkstein, so entsteht ein farbloses, unbrennbares Gas. Dieses trübt Kalkwasser. Das Gas ist Kohlendioxid.



Säuren reagieren mit unedlen Metallen.

Tropft man Salzsäure auf ein unedles Metall wie Zink, so entsteht ein farbloses, brennbares Gas. Mit der Knallgasprobe lässt sich nachweisen, dass es sich dabei um Wasserstoff handelt.



Säuren leiten den elektrischen Strom.

Destilliertes Wasser leitet den elektr. Strom nicht. Fügt man zum dest. Wasser aber einige Tropfen Salzsäure hinzu, so kann der elektr. Strom fließen. Dies ist ein Hinweis darauf, dass in der Lösung jetzt

positiv und negativ geladene Ionen vorhanden sind, die den Ladungstransport übernehmen.

Säuren entwickeln bei der Elektrolyse Wasserstoff.

Am Minuspol lässt sich bei Elektrolyse von Salzsäure Wasserstoff, am Pluspol Chlor nachweisen. Prüft man andere Säuren auf die gleiche Weise, so beobachtet man am Minuspol stets eine Wasserstoffentwicklung.

Säuren geben in wässriger Lösung Protonen ab.

In Wasser zerfallen Säureteilchen in positiv geladene Wasserstoff-Ionen und negativ geladene Säurerest-Ionen. Die Wasserstoffionen nennt man auch Protonen. Sie sind für die saure Reaktion von Säuren verantwortlich.

Säureteilchen $\xrightarrow{\text{Wasser}}$ Protonen + Säurerestionen.

Saure Lösungen enthalten H^+ -Ionen (Protonen), sie sind für die typischen Eigenschaften von Säuren verantwortlich.

Wasser
 H_2O

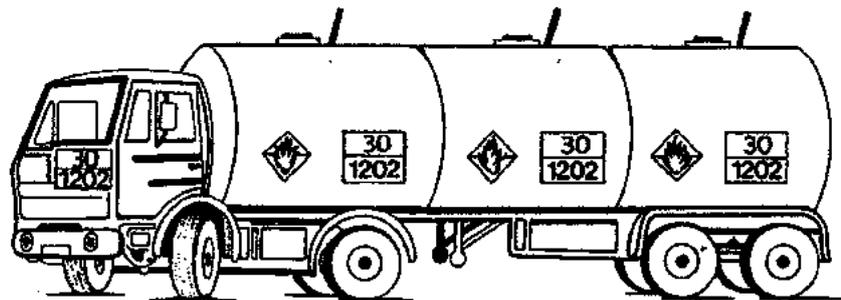
Ionen:
elektr. geladene Atome oder Moleküle.

Merke

Name der Säure	Formel	Säurerestion	Formel
Salzsäure	HCl	Chlorid	Cl ⁻
Flusssäure	HF	Fluorid	F ⁻
Salpetersäure	HNO ₃	Nitrat	NO ₃ ⁻
Schwefelige Säure	H ₂ SO ₃	Sulfit	SO ₃ ²⁻
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄	Sulfat	SO ₄ ²⁻
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄	Phosphat	PO ₄ ³⁻
Kohlensäure	H ₂ CO ₃	Carbonat	CO ₃ ²⁻

Saure Lösungen

7. Umweltprobleme mit Säuren



Obere Zahlenkombi- nation beschreibt die Ge- fahren

Die erste Ziffer weist auf die grösste Gefahr hin

- 1 Explosivstoff
- 2 Gas
- 3 Entzündbare Flüssigkeit
- 4 Entzündbarer Feststoff
- 5 Oxidierend wirkender Stoff
- 6 Giftiger oder infektiöser Stoff
- 7 Radioaktiver Stoff
- 8 Ätzend wirkender Stoff
- 9 Anderer gefährlicher Stoff

Die zweite Ziffer kennzeich- net zusätzliche Gefahren:

- 0 kein weiteres Risiko
- 1 Explosionsgefahr
- 2 Gas kann entweichen
- 3 Entzündbarkeit
- 5 entzündende Eigenschaf- ten
- 6 Giftgefahr
- 8 Atzgefahr
- 9 Risiko einer heftigen

Eine mögliche dritte Zahl warnt noch einmal vor zu- sätzlicher Gefahr.

Gefahrenstoffe-Transport

Die untere Zahlenkombination be- zeichnet den Stoff, der transportiert wird.

1013 Kohlenstoffdioxid

1073 flüssiger Sauerstoff

1202 Heizoil

1203 Benzin

1789 Salzsäure

1830 Schwefelsäure

1888 Chloroform

1966 Wasserstoff

2073 Ammoniak

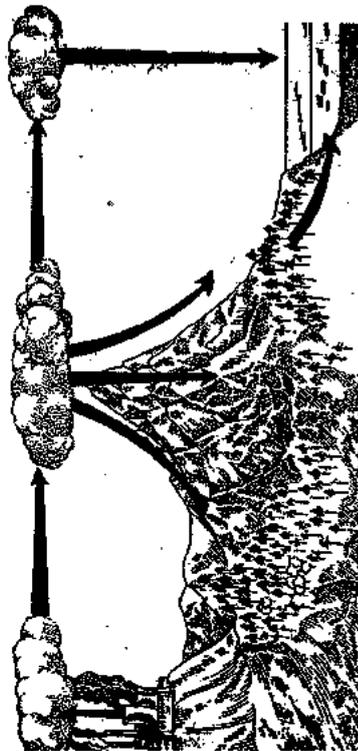
80
1789 ätzende Salzsäure

268
2073 Gas, giftig, ätzend Ammoniak

33
1203 leicht entzünd- barer Benzin

886
1830 ätzend, giftige stark Schwefelsäure

225
1073 Gas kann entweiche entzündende Eigenschaf flüssiger Sauerstoff



Saurer Regen (26.6.91 Brückenb.)

Saurer Regen ist Regen, der durch gewisse Schmutzstoffe in der Luft verändert worden ist. Diese Stoffe haben wir Menschen in die Atmosphäre unseres Planeten geblasen. Die „Verunreiniger“ machen den Regen säurehaltig, und diese Säure kann eine Reihe schädigender Wirkungen auslösen, wenn der Regen niedergeht. Die Schmutzstoffe, die zu saurem Regen führen, entstehen zum Grossteil, wenn "fossile Brennstoffe" wie Öl und Kohle in grossen Mengen verbrannt werden. Kohle wie Erdöl enthalten die Chemikalie Schwefel, die, sobald sie verbrannt wird, einen Stoff namens Schwefeldioxid produziert, ein ätzendes Gas, das mit dem Rauch des verbrannten Brennstoffs in die Luft gelangt.

Verdünnte Säure

In der Atmosphäre löst sich das Schwefeldioxid in winzige Tröpfchen auf, die sich schliesslich zu Regentropfen in den Wolken vereinigen. In Wasser gelöst, wird es zu schwefliger Säure, und ein grosser Teil davon wird durch den Sauerstoff in der Luft in Schwefelsäure umgewandelt. Diese Reaktionskette bedeutet,

dass das verschmutzte Gas aus der Kohle- und Ölverbrennung einen harmlosen Regentropfen in verdünnte Säure verwandelt hat. Wenn dieser zu Boden, auf Bäume oder in Seen fällt, schädigt er das ganze natürliche Gleichgewicht.

Warum ist er so schädlich?

Saurer Regen wird als schädlich angesehen, weil er die Landschaft in Industrieländern zerstört. Der Beweis und die Ursachen für diese aus der Luft kommende Verschmutzung wurden erst in den letzten zehn Jahren deutlich. Der klarste Beweis für diese Schädigung ist in den Seen mancher Bergregionen zu finden. In den Bergseen in Teilen Schottlands, Skandinaviens, Amerikas und Kanadas zum Beispiel können die darunterliegenden Felsen die Säuren nicht neutralisieren oder „abfedern“, wie es anderswo der Fall ist. Sobald folglich grosse Mengen verunreinigten sauren Regens in diese Ströme und Seen fallen, macht der Regen das Wasser sauer. Es wird dann für verschiedene Lebensformen giftig, vor allem für Hochlandfische wie die Forelle. Daneben führt der Säuregehalt des Wassers zu gefährlichen Anstiegen bei einigen gelösten Metallen, die aus dem Flussbett ins Wasser austreten. Auch diese schädigen die Fische. Wir können heute viele Beispiele für Bergseen, in denen keine Forellen mehr leben. Der saure Regen scheint auch die Pflanzenwelt zu schädigen. Viele Wissenschaftler glauben, dass der saure Regen, zusammen mit anderen Schmutzstoffen, in den letzten Jahren die Nadelwälder absterben liess. Dieser Effekt, bei dem die Wachstumsknoten der Nadelbäume absterben, ist im Schwarzwald und auch in den Wäldern Skandinaviens und Nordamerikas aufgetreten. Diese Schädigung könnte direkt vom säurehaltigen Regen, der auf die Wachstumsknoten der Bäume fällt, kommen, oder aber eine indirekte Folge der im Boden, auf den er fällt, hervorgerufenen Veränderungen sein. Die Bäume nehmen

vielleicht verschmutztes Wasser und verunreinigte Mineralien durch ihre Wurzeln auf.

Was kann man dagegen tun?

Man kann den Säuregehalt in einem kleinen verschmutzten See mit chemischen Mitteln neutralisieren und diesen wieder zu neuem Leben erwecken. Aber das ist nur eine Lösung in ziemlich kleinem Massstab für eine zunehmend schwere Bedrohung. Die einzig wahre Antwort auf das Problem liegt darin, es an der Wurzel zu packen, das heisst, die Verbrennung riesiger Mengen fossiler Brennstoffe einzuschränken - vor allem in den Industrieländern der Erde. In England etwa stammt wahrscheinlich im ganzen Land ein grosser Teil der Verschmutzung durch sauren Regen aus den Kaminen der Kraftwerke. Sie verbrennen jedes Jahr Millionen Tonnen Kohle, die Schwefeldioxid produzieren. Die Technologie zur „Reinigung“ des aus diesen Schornsteinen strömenden Rauchs und der Gase ist vorhanden, aber der Einbau der Geräte ist kostspielig. Trotzdem ziehen jetzt die Behörden, die die Industrie kontrollieren, ein Programm durch, bei dem effiziente „Reiniger“ in die Kraftwerke eingebaut werden sollen. Ein solches Vorgehen ist offenkundig in allen Industrieländern in grossem Massstab erforderlich, um sicherzustellen, dass das Problem des sauren Regens nicht allmählich noch schlimmer wird und schliesslich mehr und mehr Lebewesen auf unserem Erdball vergiftet werden.

Fragen:

1. Was ist saurer Regen?
2. Wie und wo entstehen die Schmutzstoffe, die in die Luft gelangen?
3. Was wird durch den sauren Regen geschädigt?
4. Was können wir dagegen tun?

Antworten:

1. Regen, der durch Schmutzstoffe (Abgase) entsteht.
2. Sie entstehen zum grössten Teil, wenn fossile Brennstoffe wie Öl, Benzin und Kohle verbrannt werden. Die Stoffe enthalten Schwefel, das zu Schwefeldioxid verbrannt.
3. Die Natur (Seen, Wälder, Bäder) wird geschädigt. Fische sterben, Pflanzen sterben ab.
4. Die Verbrennung von fossilen Brennstoffen einschränken!

In der Luft kommt es zu folgenden chemischen Reaktionen:

$$\begin{array}{l}
 \text{Schwefeldioxid} + \text{Wasser} \rightarrow \text{Schweflige Säure} \\
 \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \\
 \text{Schwefeldioxid} + \text{Sauerstoff} \rightarrow \text{Schwefeldioxid} \\
 2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3 \\
 \text{Schwefeltrioxid} + \text{Wasser} \rightarrow \text{Schwefelsäure} \\
 \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4
 \end{array}$$

8. Au

Indikator	Essig pH 2	Leitungswasser pH 7	Seifenlaug e pH 10
Universalindikatorpapier			
Lackmus	 rot	 violett	 dunkelblau
Phenolphthalein	 -	 milchig	 pink rosa
Rotkohl	 rot	 violett	 dunkelblau

2 Experiment

Lege kleine Stückchen Magnesiumband, Eisendraht, Zink sowie Kupferblech in eine Schale. Giesse dann soviel verdünnte Salzsäure in die Schale, dass der Boden gerade bedeckt ist. Schreibe deine Beobachtungen auf.

Beobachtungen:

.....

.....

.....

.....

.....

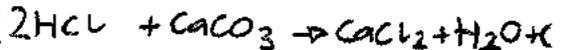
3 Alltag

Herr Huber ärgert sich: "Jetzt schrubbe ich schon eine Stunde mit der Bürste und Seifenwasser, aber die Kalkspritzer in der Badewanne sind immer noch nicht weg!" Seine Tochter rät ihm: "Kalkspritzer kriegst du am einfachsten mit verdünnter Salzsäure weg." Und siehe da...

Erläutere die Wirkung der Salzsäure auf Kalk mit Hilfe einer Reaktionsgleichung:

Salzsäure + Kalk →
 Calciumchlorid + Wasser
 + Kohlendioxid

c) Welche der Indikatoren eignen sich besonders gut zum Erkennen von Säuren?



.....

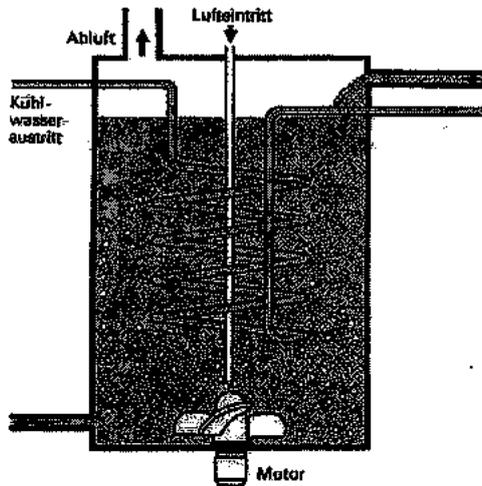
.....

.....

9. Säuren im Alltag

Essig

Industrielle Essigherstellung



Essig aus Wein. Speiseessig wird biochemisch aus billigem Wein (Weinessig) oder aus vergorenen Früchten (Fruchtessig) gewonnen. Hierbei wird die alkoholhaltige Flüssigkeit - die Maische - in große Stahlbehälter geleitet (Abb.1). Mit einem sich schnell drehenden Flügelrad wird dann Luft angesaugt und die Maische zu Schaum verquirt. Die Luft liefert den Atmungssauerstoff für die Essigbakterien, die frei in der Flüssigkeit schwimmen und das Ethanol zu Essigsäure oxidieren. Ist die Essigbildung abgeschlossen, wird die Hälfte der Flüssigkeit abgelassen. Zum verbliebenen Rest fließt erneut Maische. So sind immer genügend Essigbakterien für die weitere Säuregewinnung vorhanden. Die Bakterientätigkeit erlahmt ab 30°C. Deshalb wird zu große Oxidationswärme durch Kühlwasser abgeführt.

Der Bedarf der chemischen Industrie an Ethansäure ist groß. Kunstseide (Acetatseide), Arzneimittel (z. B. Aspirin) und Farben werden daraus hergestellt. Technische Ethansäure gewinnt man synthetisch: Ausgangsstoffe sind Ethen und Wasser oder Methanol und Kohlenstoffmonoxid. Früher wurde Essigsäure aus dem «Holzessig» erhalten. Dieser bildet sich bei der trockenen Destillation von Holz (Abb.2). Die vielseitige Verwendung der Ethansäure zeigt Abb.3.

Verwendung der Essigsäure

- Speiseessig (als Säuerungsmittel).....
- Lösemittel bei chem. Prozessen.....
- Konservierungsmittel E 260.....

Ethansäure wird weiterverarbeitet zu ...

- Arzneimittel.....
- Sicherheitsfilme.....
- Acetatseide (Kunstseide).....
- Lacke.....

Struktur

Ameisensäure

Methansäure HCOOH (Ameisensäure) findet sich in den Brennhaaren der Brennnesseln sowie in den Giftdrüsen der Ameisen. Einige Ameisenarten speichern in ihrem Körper eine Säuremenge, die bis zu 20% des Eigengewichts betragen kann. Die Säure lähmt Beutetiere und konserviert die Fichtennadeln der Ameisenbauten. Methan-

säure riecht unangenehm stechend. In ihrer Stärke übertrifft sie die Ethansäure um das Vierfache. Mit verdünnter Methansäure wird im Haushalt Kesselstein entfernt (Entkalken von Kaffeemaschinen, Waschautomaten, Tauchsiedern usw.). Außerdem wird die Säure auch als Konservierungsmittel für Fruchtsäfte und Silofutter eingesetzt.

9. Rohrreiner enthalten Natriumhydroxid



"Schon wieder ist das Spülbecken verstopft". Frau Huber holt den chemischen Rohrreiner ger aus dem Putzmittelschrank und schüttet eine kräftige Ladung der weißen Körnchen in den Abfluss des Spülbeckens. Es zischt und brodelt, Dämpfe steigen auf. "Ganz schön aggressiv, das Mittel", denkt sie, beeindruckt und erschrocken zugleich. Zehn Minuten später hat der Rohrreiner das Abflussrohr freigefressen, das Abwaschwasser läuft jetzt ab.

Rohrreiner beseitigen Rohrverstopfungen, die durch organische Stoffe wie Speisereste, Fette oder Haare verursacht werden. Derartige Reiner enthalten als Hauptbestandteil Natriumhydroxid. Gibt man diesen weißen Feststoff in Wasser, löst er sich unter großer Wärmeentwicklung auf. Es entsteht stark ätzende Natronlauge. Diese konzentrierte Lauge greift organische Stoffe an und zerlegt sie.

Beim Gebrauch von solch aggressiven Stoffen muss man sehr vorsichtig sein. Die Warnhinweise auf der Packung sollten unbedingt beachtet werden! Selbst kleine Spritzer können zu schweren Verletzungen führen. Vor allem die empfindlichen Augen sind gefährdet. In der Industrie gelten daher für den Umgang mit konzentrierten Laugen sehr strenge Vorschriften: Schutzkleidung mit vollem Gesichtsschutz und Schutzhandschuhe sind vorgeschrieben.

Doch chemische Rohrreiner sind nicht nur gefährlich in der Handhabung, sie belasten auch das Abwasser. Meistens lassen sich verstopfte Abflüsse auch mechanisch reinigen, etwa mit einer Gummisaugglocke. Noch besser ist es, wenn man sich ein Abflusssieb für das Spülbecken besorgt. Darin bleiben die Speisereste hängen und gelangen erst gar nicht in das Abflussrohr.

Beispiel von Laugen:

- Natronlauge... NaOH
- Kalilauge... KOH
-
-

Alltag

Die wichtigste Lauge:

Natronlauge.....

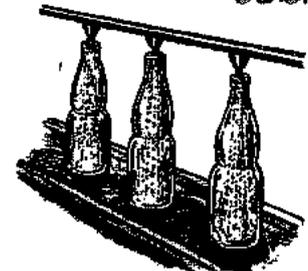
Man benötigt sie



Zur Herstellung von Zellstoff, den man zum Papier & Verbandsmaterial weiterverarbeitet



Für Laugengebäck diese erhalten den typ. Geschmack dadurch, *



Zur Reinigung von Pfandflaschen....



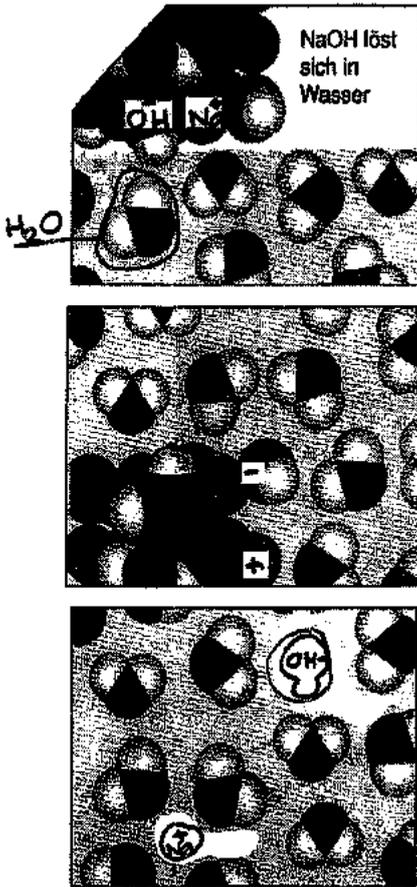
Zur Seifenherstellung.....



Zur Herstellung von Aluminium.....

*dass man es kurz vor dem Backen in 3% Natronlauge taucht.

10. Eigenschaften von Laugen



Laugen fühlen sich seifig..... an.

Durch die Lauge werden nämlich die Zellen der obersten Hautschicht zersetzt, die Haut wird deshalb an der Oberfläche etwas schmierig. Diese Erscheinung kann man auch bei anderen Laugen beobachten. Laugen zersetzen auch viele andere Materialien.

Mit Laugen muss man deshalb VORSICHTIG... UMGEHEN

Laugen verändern die Farbe von Indikatoren

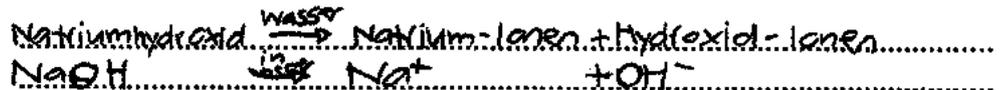
Hält man beispielsweise einen Streifen Universalindikatorpapier in Natronlauge, so färbt er sich blau... violett... Phenolphthalein Lösung dagegen wird rot. Alle anderen Laugen reagieren mit diesen Indikatoren auf die gleiche Weise.

Laugen leiten..... den elektrischen Strom.

In der Natriumhydroxid-Lösung müssen viele freibewegliche Ionen vorhanden sein. Sie übernehmen den Ladungs transport.

Laugen enthalten Hydroxid-Ionen. Festes Natriumhydroxid leitet den elektrischen Strom nicht, wohl aber geschmolzenes Natriumhydroxid. Dies ist ein Hinweis darauf, dass im festen Natriumhydroxid bereits Ionen vorhanden sind, die sich aber erst in der Schmelze frei bewegen können. Festes Natriumhydroxid ist aus positiv geladenen Natriumionen und negativ geladenen Hydroxidionen aufgebaut.

Gibt man festes Natriumhydroxid in Wasser, löst es sich auf. Die Ionen verteilen sich gleichmäßig im Wasser. Es entsteht eine Natriumhydroxid-Lösung. Man bezeichnet sie auch als Natronlauge.

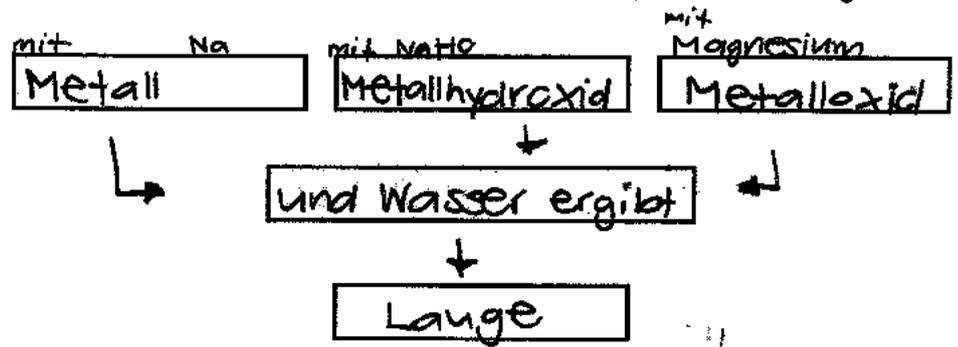


Die OH^- -Ionen (Hydroxidionen) sind für das chemische Verhalten der Laugen verantwortlich. Lösungen, die Hydroxidionen enthalten nennt man alkalisch.. Lösungen.

Alle Laugen enthalten OH^- Ionen (Hydroxid-Ionen). Sie verursachen die typ. Eigenschaften von Laugen.

Stoff	Formel	wässrige Lösung	Ionen
Lithiumhydroxid	LiOH	Lithiumlauge	$\text{Li}^+ \text{OH}^-$
Natriumhydroxid (Ätznatron)	NaOH	Natronlauge	$\text{Na}^+ \text{OH}^-$
Kaliumhydroxid (Ätzkali)	KOH	Kalilauge	$\text{K}^+ \text{OH}^-$
Calciumhydroxid	Ca(OH)_2	Calciumlauge / Kalkwasser	$\text{Ca}^{2+} 2(\text{OH}^-)$
Magnesiumhydroxid	Mg(OH)_2	Magnesiumlauge	$\text{Mg}^{2+} 2(\text{OH}^-)$
Bariumhydroxid	Ba(OH)_2	Barytwasser / Bariumlauge	$\text{Ba}^{2+} 2(\text{OH}^-)$

Alkalimetalle und Erdalkalimetalle sowie deren Oxide reagieren mit Wasser zu Hydroxiden. Lösen sich diese in Wasser, entstehen Laugen:



11. Aufgaben

Alltag

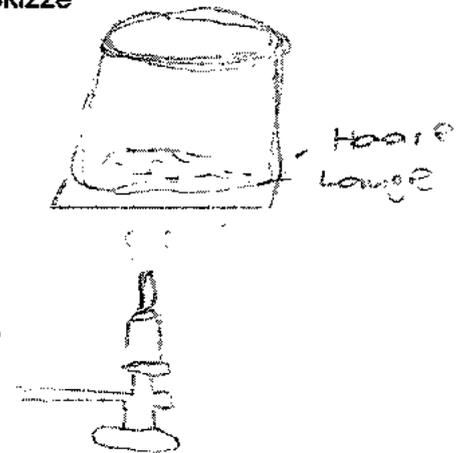
Mit Hilfe von Abbeizmitteln kann man alte Ölfarbe von Möbeln, Türen und Fensterläden entfernen. Viele Abbeizmittel enthalten Natriumhydroxid. Welche Eigenschaften des Natriumhydroxids wird beim Abbeizen ausgenutzt?

Die Lauge setzt die Farbe & damit kann man es gut abwischen und dann neu bestreichen.

Experiment

Wir erwärmen in verdünnter Natronlauge (ca. 15%) Wolle, Haare, Baumwolle und Seide bis zum mäßigen Kochen. **Vorsicht:** Siedeverzug! Schutzbrillen tragen!!

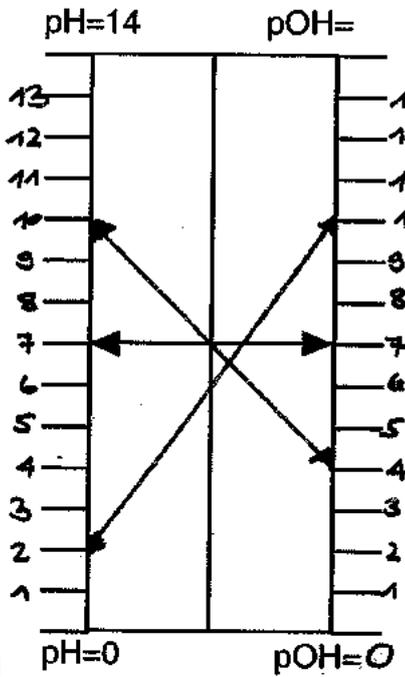
Skizze



Beobachtung:

Die Haare lösen sich auf. Es bleibt eine braun-gelbe Flüssigkeit zurück.

Verwendung: Abflussrohrreiner



Verhältnis H^+ zu OH^-

Es gilt folgendes Gesetz.

$pH =$ Konzentration der H^+ -Teilchen

und $pOH =$ Konzentration der OH^- -Teilchen

$$pH + pOH = 14$$

Beträgt die pH-Konzentration 3, so ist die pOH-Konzentration 11.

Oder in Worten: Wenn jedes $10^3 = 1000$ e Teilchen ein H^+ ist, so ist jedes $10^{11} = 100$ Billiardste Teilchen ein OH^- .

Aufgaben

1. Was bedeutet der Wert $pH = 7$?

Jedes 10^{-7} -Teilchen (10-millionste) in einer Lösung ist ein H^+ . Bei diesem Wert spricht man von einer neutralen Lösung.

2. Jedes wievielte Teilchen ist bei einem pH-Wert von 2 ein H^+ ?

Jedes $10^2 = 100$ ste Teilchen ist ein H^+ .

3. Der pH ist 8. Jedes wievielte Teilchen ist ein OH^- ?

Da gilt: $pH + pOH = 14$ ist der pOH-Wert 6, d.h. jedes $10^{-6} =$ Millionste T. ist ein OH^- .

4. Wie gross ist die H^+ - resp. die OH^- Konzentration in neutralem Wasser?

Sie beträgt je 10^{-7} d.h. jedes $10^{-7} = 10'000'000$ ste Teilchen ist ein H^+ resp. OH^- .

13. Versuche

Führe zu zweit die nebenstehenden Aufträge durch.

1. pH-Papier:

Bestimme die pH-Werte Deiner 3 Lösungen mit pH-Papier:

Lösung (Name)	Farbe	pH-Wert
sauer/basisch		
Seifenlauge:		9,9
Wasser:		7
Essig:		2,5

2. pH-Meter:

Bestimme wiederum die pH-Werte, dieses Mal aber mit dem pH-Meter.

Lösung (Name)	Farbe	pH-Wert	sauer/basisch
Seifenlauge:		9,9	
Wasser:		7	
Essig:		2,5	

3. pH-Vergleich:

Vergleiche die Werte von 1. und 2.. Gibt es Unterschiede? Wenn ja, woher stammen diese?

Das Ablesen des Papierbandes ist nicht genau möglich. Das Messgerät muss immer wieder neu geeicht werden.

4. Verdünnung:

Suche die Lösung mit dem niedrigsten pH-Wert heraus. Fülle nun 2.5 ml, 5 ml und 7.5 ml je in ein RG und fülle jeweils auf 10 ml mit Wasser auf. Notiere die neuen pH-Werte:

pH-Wert
2.5 ml Lösung von mit 7.5 ml Wasser:
1 ml Lösung von Essig mit 9 ml Wasser: 4
1 ml Lösung von mit 9 ml Wasser: 5
1 ml Lösung von mit 9 ml Wasser: 6-7

Beobachtung? Der pH-Wert steigt, das heißt, er nähert sich dem Wert 7 (neutral).

Kannst Du Deine Beobachtungen mit Hilfe unserer Theorie über die H⁺-Konzentrationen erklären?

Bei einer 10-fachen Verdünnung sinkt die H⁺-Konzentration um den Faktor 10, der pH-Wert steigt also um 1.

5. Mischung:

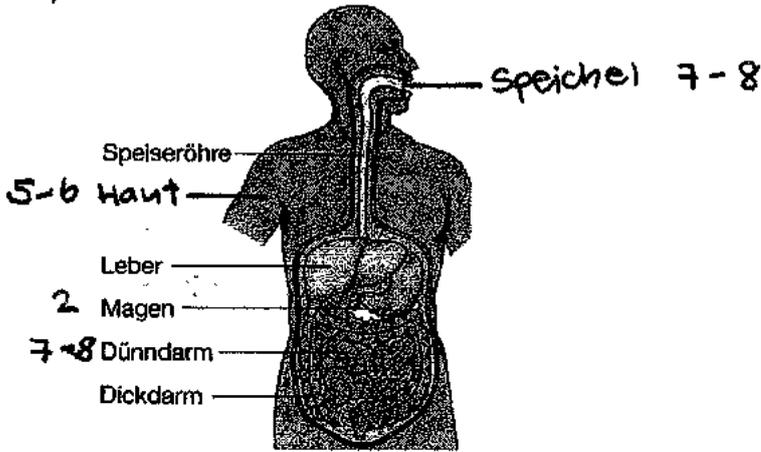
Gib je 5 ml einer sauren und einer basischen Lösung zusammen und miss den pH-Wert. Beobachtung?

Der pH-Wert nähert sich dem Wert 7. Im Idealfall entsteht eine Lösung mit dem pH-Wert exakt 7. Säuren lassen sich also mit Laugen (Basen) bei richtigen Mischungsverhältnissen neutralisieren.

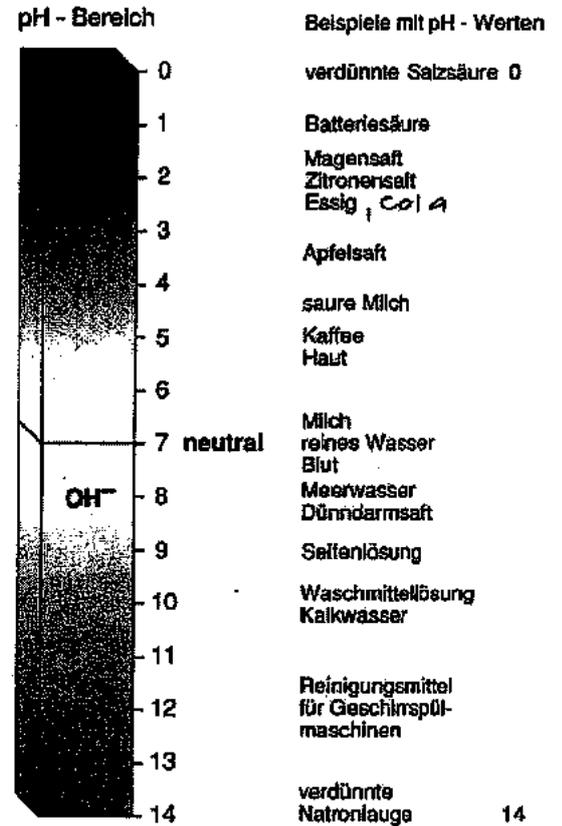
pH-Wert:

Alltag

Auch beim Menschen spielt der pH-Wert eine wichtige Rolle:



Beispiele für pH-Werte



Umwelt

Siehe auch "Saurer Regen"

Schüttele verschiedenen Bodenproben mit Wasser im Reagenzglas. Warte, bis sich die Aufschlammung geklärt hat, und prüfe den pH-Wert mit Universalindikatorpapier.

Beobachtung:

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

pH-Wert des Bodens	3	4	5	6	7	8
Hochmoor						
Mischwald						
Acker						
pH Anzeigerpflanzen	3	4	5	6	7	8
Torfmoos						
Heidekraut						
Huflattich						
pH und Höchstertrag	3	4	5	6	7	8
Roggen						
Kartoffeln						
Zuckerrübe						

Pflanzen liefern nur dann Höchsterträge, wenn der Boden auch ihrem pH-Wert-Ansprüchen genügt.

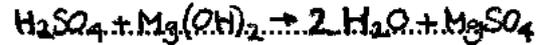
14. Neutralisation

Versuch

Wir geben Salzsäure & Natriumlauge zusammen & messen den pH-Wert.

Umwelt

Die sauren Niederschläge führen in manchen Gebieten dazu, dass der Boden stark sauer wird. Dadurch werden viele Pflanzen geschädigt oder gehen sogar ein. Durch gezielte Behandlung mit alkalisch wirkenden Stoffen kann man versuchen, die Säuren im Boden zu neutralisieren. Dazu wird Kalk und Magnesiumhydroxid $Mg(OH)_2$ verwendet. Die Reaktionsgleichung zwischen Schwefelsäure und $Mg(OH)_2$ lautet:



Beobachtung

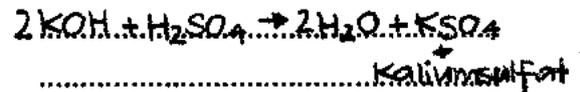
Es wird Wärme frei! Der pH-Wert schwankt von sauer zu basischje nachdem was dazu gegeben wird. Am Schluss ist die Lösung neutral. Die Lösung schmeckt salzig.

Erklärung

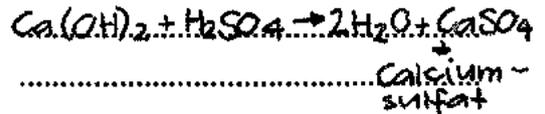
Salzsäure + Natriumlauge → Wasser + Kochsalz
 $HCl + NaOH \rightarrow H_2O + NaCl$
 Wärme

Theorie

Neutralisationsgleichung zwischen Kalilauge und ^{Schwefel}Salpetersäure:

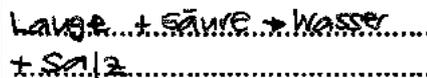


Neutralisationsgleichung zwischen Kalkwasser und Schwefelsäure:

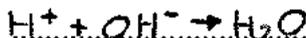


Eine Solche chemische Reaktion zwischen einer Säure und einer Lauge nennt man Neutralisationsreaktion oder kurz Neutralisation.

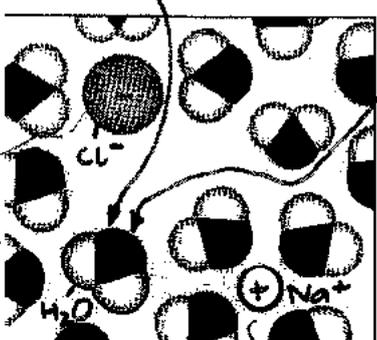
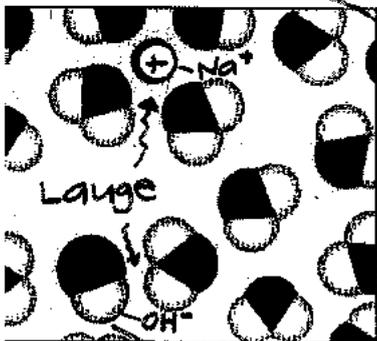
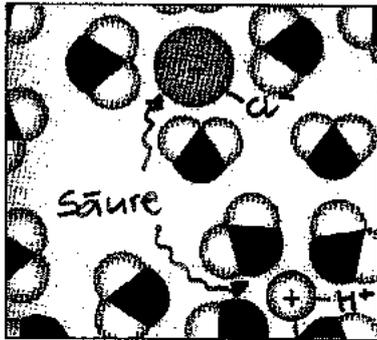
Allgemein gilt:



Die eigentliche chemische Reaktion findet zwischen den H^+ -Ionen der Säure und den OH^- -Ionen der Lauge statt. Sie verbinden sich zu neutralen Wassermolekülen.

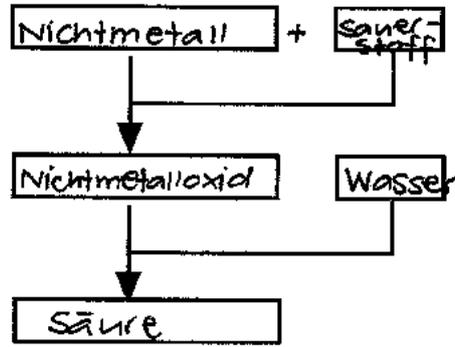


Bei der Neutralisation reagieren Wasserstoffionen mit Hydroxidionen zu Wassermolekülen. Dabei wird Wärme frei.

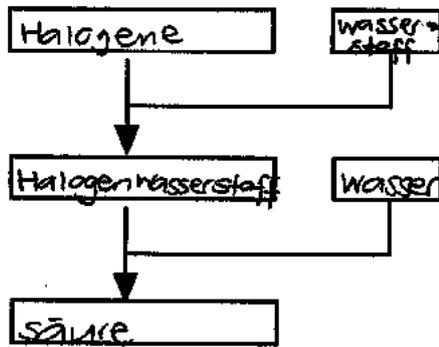


15. Überblick

Entstehung von Säuren

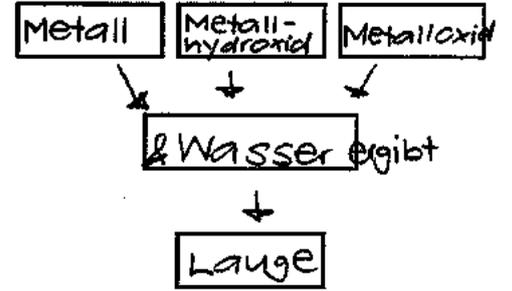


z. B. Schwefel + Sauerstoff
 → Schwefeldioxid *



z. B. Chlor + Wasserstoff
 Chlorwasserstoff
 Chlorwasserstoff + Wasser
 → Salzsäure

Entstehung von Laugen



Gewisse Metalle & ihre Oxide
 reagieren mit Wasser zu
 Hydroxiden. Lösen sich
 diese in Wasser, entstehen
 Laugen!

* Schwefeldioxid + Wasser → Schwefelsäure

16. Salze

Wenn man im Alltag von Salz spricht, meint man meistens das Kochsalz aus der Küche. Chemisch betrachtet ist der Begriff Salz aber ein Sammelname für eine grosse Anzahl chemischer Verbindungen. Allen gemeinsam ist ihr Aufbau aus Ionen.

Salze sind lebenswichtig

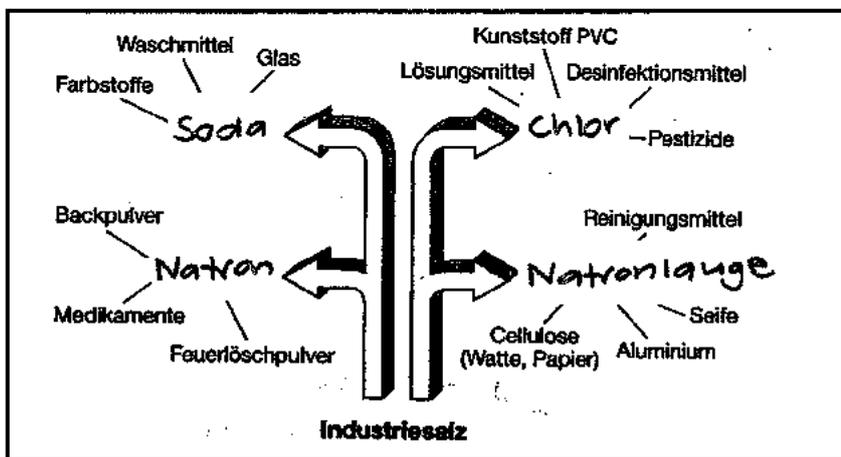
- Der Mensch enthält ca. 200 g NaCl, davon 50 g im Blut
- Kochsalz NaCl bindet Wasser im Körper, dadurch können alle Zellen richtig arbeiten.
- NaCl ist wichtig bei der Magensäure-Produktion

Salzbedarf

- 3-5 g pro Tag
- Meistens nehmen wir aber mehr als das Doppelte zu uns.

Kochsalz und Technik

Kochsalz ist Ausgangsprodukt für verschiedenste Stoffe:



Entstehungsmöglichkeiten von Kochsalz

Metall + Nichtmetall → Salz



Natrium + Chlor → Kochsalz

Metall + Säure → Salz + Wasser



Natrium + Salzsäure → Kochsalz + Wasserstoff

Salz + Säure → Salz + Säure



Natriumcarbonat + Salzsäure → Kochsalz + Hydrogencarbonat

Säure + Lauge → Salz + Wasser



Salzsäure + Natronlauge → Kochsalz + Wasser

Kochsalz im Meer

- Ost see 1,5%
- Nordsee 3%
- Atlantik 3,5%
- Mittelmeer 4%
- Totes Meer 27%

Meerwasser enthält ausser NaCl auch noch andere Salze.

Kochsalz in der Erdrinde

Die Salzlager sind vor rund 200 Mio Jahren durch Verdunstung von wenig tiefen Meeresteilen entstanden. Wegen späterer Überschichtung mit wasserundurchlässigen Schichten wurden sie vor der Auflösung durch Wasser geschützt.

Gewinnung:

1. Bergbau
2. Soleverfahren
3. Salzgärten

Weitere wichtige Salze

- Düngesalze
- Stickstoff
- Phosphorsalze
- Kaliumsalze
- Calciumsalze (Kalk)

Gips
Dieses Salz, Calciumsulfat, erhärtet nach dem Anrühren mit Wasser.
Anwendung: Baustoff, Medizin, Kunst

Backpulver, Brausetabletten
Diese Salze zerfallen in feuchter Umgebung und spalten dabei CO_2 + H_2O ab (Aufblähen des Teigs, Aufbrausen im Wasser)

17. Alles klar?

	Säure	Lauge
Lack- mus		
Phenol- phthalein		

Koff
wasserstoff

am wichtigsten *
Laugen:
LiOH
NaOH *
KOH *
Ca(OH)₂ *
Mg(OH)₂ *
Ba(OH)₂

Säuren: AB 5
HCl → Salzsäure *
HF → Fluorwasserstoff *
HNO₃ → Salpetersäure *
H₂SO₃ → Schweflige Säure *
H₂SO₄ → Schwefelsäure *
H₃PO₄ → Phosphorsäure *
H₂CO₃ → Kohlensäure *

- Sulfat → SO₄²⁻
- Chlorid → Cl⁻
- Nitrat → NO₃⁻
- Phosphat → PO₄³⁻
- Carbonat → CO₃²⁻
- Fluorid → F⁻

1. Welche Stoffe zeigen an, ob eine saure oder eine alkalische Lösung vorliegt? Nenne einige Beispiele.

Indikatoren: z.B. Lackmus, Rotkohlsaft, Universalindikatorpapier, Phenolphthalein AB 7

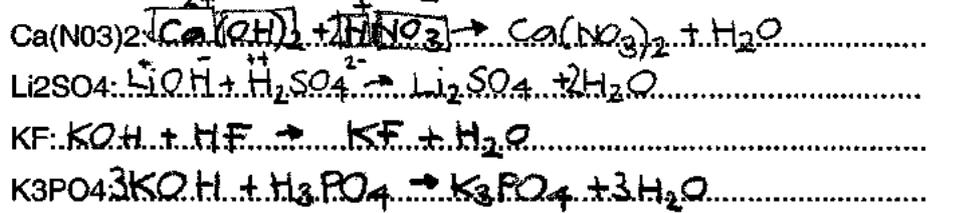
2. Zähle vier typische Eigenschaften saurer Lösungen auf:
..schmecken sauer.....
..reagieren mit Kalk.....
..leiten den elektr. Strom.....
..reagieren mit unedlen Metallen..... AB 8

3. Nenne vier gemeinsame Merkmale (Laugen) alkalischer Lösungen:
..fühlen sich seifig an.....
..verändern die Farbe von Indikatoren.....
..leiten den elektr. Strom.....
..enthalten Hydroxid-Ionen..... AB 11

4. Der pH-Wert ist ein Maß für die Stärke..... einer sauren oder alkalisch/basischen... Lösung. Die pH-Skala reicht von 0 bis 14. Saure Lösungen haben pH-Werte unter 7....., alkalische Lösungen über 7..... Neutrale Lösungen reagieren weder sauer..... noch basisch....., sondern neutral... Sie haben einen pH-Wert von 7.... AB 12

5. Was sind die wesentlichen Merkmale jeder Neutralisation?
H⁺ und OH⁻ Ionen neutralisieren sich zu H₂O Molekülen. Dabei wird Wärme frei. Und es entsteht Salz..... AB 16

Aus welchen Säuren und Laugen könnte man folgende Salze herstellen?
HCl + NaOH → H₂O + NaCl



7. Schreibe die Formeln folgender Salze auf:

Kaliumchlorid	KCl	Calciumfluorid	CaF ₂	Strontiumnitrat	Sr(NO ₃) ₂
Natriumsulfat	Na ₂ SO ₄	Natriumcarbonat	Na ₂ CO ₃	Cäsiumchlorid	CsCl
Lithiumnitrat	LiNO ₃	Bariumsulfat	BaSO ₄	Calciumphosphat	Ca ₃ (PO ₄) ₂

20 = 00
02 = 00

