



Säuren und Basen

Ein Leitprogramm in Chemie

Verfasst von:

Walter Caprez, Manon Geijsen
Gilbert Hangartner, Rita Oberholzer
Kathrin Ott, Albert Scheller,
Daniel Suter

Komplett überarbeitet und aktualisiert von:

Lorenz Marti

Übersicht über das Leitprogramm

Worum geht es ?

Säuren und Basen sind **Gruppen von chemischen Stoffen**, die im Alltag und in der Chemie eine wichtige Rolle spielen. Die Essigsäure im Speiseessig und die Zitronensäure in den Zitronen sind Ihnen bestens bekannt. Die Ameisensäure wird von den Ameisen zur Verteidigung benutzt und ist auch in den Brennnesseln enthalten. Basen kommen in vielen Putzmitteln und Seifen vor.

Lösungen können mehr oder weniger sauer sein. Diesen **"Säuregrad"** kann man experimentell leicht messen. Das Mass dafür ist der **pH-Wert**. Sie haben bestimmt schon Angaben des pH bei Duschmitteln gesehen.



Säuren und Basen besitzen entgegengesetzte Eigenschaften. Deshalb können sie sich in ihrer Wirkung aufheben. Sie **neutralisieren** sich. Solche Reaktionen bezeichnet man als **Säure/Base-Reaktionen**.

Wenn man eine Brausetablette ins Wasser gibt, findet eine Säure-Base-Reaktion statt. Auch beim Entfernen von Kalkrückständen mit Essig passiert eine solche Reaktion.

Säure/Base-Reaktionen spielen in der Chemie und in der Natur eine wichtige Rolle. In unserem Körper laufen dauernd Säure/Base-Reaktionen ab und beim Kochen spielen Sie ebenfalls eine wichtige Rolle. Auch an Umweltproblemen sind diese Reaktionen beteiligt. Dies ist besonders bei der Entstehung und den Auswirkungen des **sauren Regens** der Fall.

Säuren und Basen haben unterschiedliche Stärken. Aus der Werbung ist Ihnen vielleicht bekannt, dass es Säuren gibt, mit denen man Kalkrückstände zwanzigmal schneller auflösen kann als mit Essig. Der Stärkegrad wird durch die **Säurekonstante** angegeben. Man kann mit ihrer Hilfe das Verhalten von Lösungen von Säuren und Basen vorhersagen.

So wichtig Basen und Säuren sind, so gefährlich können sie sein. Sie wirken ätzend auf unsere Haut. Sie kennen das von der Ameisensäure in den Brennnesseln. Be-

sonders gefährdet sind die Augen. Wenn man mit Säuren und Basen im Labor arbeitet, muss man deshalb immer eine **Schutzbrille** tragen.

Zeiteinteilung und Planung

Einer der grossen Vorteile eines Leitprogrammes ist, dass jeder Schüler mit seiner individuellen Lerngeschwindigkeit arbeiten kann.

Das soll aber nicht heissen, dass das Arbeitstempo keine Rolle spielt. Schüler, welche schnell arbeiten haben aber die Möglichkeit Zusatzkapitel zu bearbeiten und so zusätzliche Punkte zu erzielen. Eine Arbeitsgeschwindigkeit im normalen Rahmen wird aber erwartet. Wer mehr Zeit braucht als zur Verfügung steht, muss dies in Hausarbeit kompensieren. Gleiches gilt für verpasste Lektionen.

Folgende Zielsetzung gelten für den Abschluss der jeweiligen Kapitel:

		Datum
Kapitel 1	2 Lektionen Theorie + Test	
Kapitel 2	3 Lektionen Theorie + Test 1 Lektion Praktikum	
Kapitel 3	4 Lektionen Theorie + Test 2 Lektionen Praktikum	
Kapitel 4 (Zusatzkapitel)	2 Lektionen Theorie + Test	

Allgemeines

- Im Klassenzimmer wird alleine und ruhig gearbeitet. Wenn Sie zu zweit oder in einer Gruppen arbeiten oder ein Problem besprechen möchten, geschieht dies ausserhalb des Zimmers, aber immer im Chemie-Bereich.
- Die Lösung soll erst nachgeschlagen werden, wenn die Aufgabe schriftlich gelöst ist. Gelingt dies nicht, zuerst eine Kollegin, einen Kollegen oder den Lehrer fragen.
- Für einen Kapiteltest sind etwa 25 Minuten einzuplanen. Beim Läuten wird abgegeben. Planen Sie diese also frühzeitig ein.
- Das neue Kapitel wird normalerweise erst abgegeben, wenn der Kapiteltest des vorhergehenden bestanden ist.
- Für das Leitprogramm wird eine Note gesetzt, die wie eine halbe Prüfung zählt und sich folgendermassen zusammen setzt: die obligatorischen Kapitel geben 80% der Punkte, d.h. die Note 5. Für die restlichen Punkte müssen die Zusatzkapitel gelöst werden.

Darstellung von Resultaten

- Alle Aufgaben sind schriftlich zu lösen und die Lösungen dem Leitprogramm beizulegen.
- Bei Ausrechnungen aller Art wird auf drei zählende Stellen gerundet.
Bsp: 0.0785 g/L
 $2.73 \cdot 10^{-13}$ mol/L
- Gebrochene Exponenten dürfen nie stehen bleiben.
Bsp: $7.41 \cdot 10^{-8}$ mol/L (statt $10^{-7.13}$)
 $3.16 \cdot 10^{-4}$ (statt $10^{-3.5}$)
- Aus Gründen der Lesbarkeit nie mehr als drei Nullen hintereinander schreiben
Bsp: 0.005 mol/L ist o.k.
 $5.42 \cdot 10^{-5}$ g/mol (statt 0.0000542)
- Die Einheiten dürfen bei den Resultaten nie weggelassen werden.
Tipp: Wenn Sie die Einheiten in die Rechnung mitnehmen, machen Sie viel weniger Fehler und kontrollieren sich auf diese Art und Weise selbst.

Inhaltsverzeichnis

Kapitel	Inhalt	Seite
1	Was sind Säuren und Basen ?	7
2	Ist Pepsi saurer als Coca Cola? pH - Wert und pH-Messung	15
3	Wir lösen Kalkrückstände mit Essig auf: Säure/Base-Reaktionen	23
4	Warum ist der Regen sauer ?	33
5	Wieviel Essigsäure hat es im Speiseessig? Gehaltsbestimmung von sauren und basischen Lösungen durch Titration	45
6	Puffer gibt es nicht nur bei der Eisenbahn: Pufferlösungen	
7	Kann man den pH-Wert von Essig auch berechnen? pH-Berechnung von Lösungen schwacher Säuren und Basen	

Arbeitsanleitung

Chemieunterricht einmal ganz anders!

Unser Chemieunterricht verläuft jetzt während einiger Wochen etwas anders. Sie bearbeiten dieses Leitprogramm selbständig. Sie fragen mich nur, wenn Sie wirklich nicht mehr weiterkommen.



Wenn Sie ein Kapitel durchgearbeitet haben, kommen Sie zu einer kurzen Prüfung zu mir. Haben Sie diese bestanden, fahren Sie mit dem nächsten Kapitel weiter.

Nur Lesen wäre ja langweilig!

Wenn im Text ein Bildchen erscheint, führen Sie die entsprechenden Anweisungen aus.



Sie lösen eine Aufgabe.

Sie kontrollieren **selbst**, ob Sie das soeben Gelernte auch verstanden haben. Die Lösungen zu den Aufgaben finden Sie im Lösungsordner auf dem Tisch im Schulzimmer.



Manchmal steht das Wichtigste in einem Buch.

Holen Sie das Buch und lesen Sie den entsprechenden Text. Die Bücher finden Sie auf dem Tisch im Schulzimmer.



Sie arbeiten zu zweit im Labor.

Finden Sie jemanden, der gleich weit ist wie Sie. Gehen Sie dann ins Labor. Führen Sie das entsprechende Experiment durch.

Chemikerinnen und Chemiker arbeiten nie ohne Labormantel und Schutzbrille!

Manchmal müssen Sie auch Handschuhe tragen.



Sie arbeiten alleine im Labor oder zu Hause.

Chemikerinnen und Chemiker arbeiten nie ohne Labormantel und Schutzbrille!

Manchmal müssen Sie auch Handschuhe tragen.



Auch dieses Bildchen heisst: Weg von der Theorie. Sie gehen zum **Computer** und arbeiten mit dem angegebenen Programm. Dies kann je nach Aufgabe manchmal alleine, oder als Partnerarbeit sein.

Sie sehen, für Abwechslung ist in diesem Leitprogramm gesorgt!



Doch trotz der vielen Hilfsmittel geht's nicht ohne Köpfchen!

Dieses Bildchen bezeichnet sogenannte **Merksätze**. Dies sind Sätze, welche Sie sich unbedingt einprägen sollten.

Alles klar?

Also: Beginnen Sie mit dem Kapitel 1!

1. Kapitel:

Was sind Säuren und Basen?

Übersicht

Thema

Das Thema dieses Leitprogrammes heisst "Säuren und Basen".

Säuren und Basen begegnen uns häufig in unserem Alltag. In diesem Kapitel erfahren Sie, was chemisch geschieht, wenn eine Säure mit einer Base reagiert. Sie lernen einige Säuren und Basen kennen.

Lektionsablauf

Zuerst lesen Sie die Theorie. Zwischen den einzelnen Abschnitten sind kleinere Aufgaben gestellt, die Sie selbständig schriftlich lösen. Die Antworten notieren Sie auf einem Blatt.

Nachher bearbeiten Sie weitere Aufgaben im Abschnitt "Lernkontrolle". Auch diese Antworten notieren Sie.

Die Lösungen zu allen Aufgaben finden Sie im Lösungsordner. Gehen Sie aber erst hin, wenn Sie alle Aufgaben schriftlich gelöst haben.

Bearbeiten Sie dieses Kapitel so lange, bis Sie sich sicher fühlen. Dann können Sie zum Lehrer gehen, der Sie kurz prüfen wird.

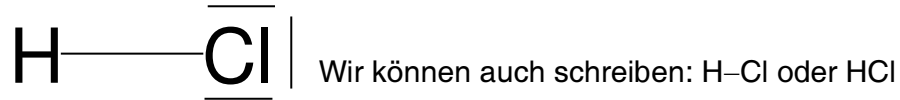
Lernziele:

1. Sie wissen, was eine Säure und was eine Base ist. Sie können diese beiden zentralen Begriffe in einem Satz erklären.
2. Sie können in Worten und mit einer Reaktionsgleichung beschreiben, was bei der Reaktion einer Säure oder einer Base mit Wasser geschieht.
3. Sie kennen einige Säuren und Basen aus dem Alltag.

Was passiert, wenn man eine Säure ins Wasser gibt?

Säuren sind Verbindungen, die H^+ -Ionen abgeben können.

Betrachten wir ein Chlorwasserstoffmolekül. Es hat die Formel HCl. Ein Wasserstoff- und ein Chloratom sind miteinander verbunden:



Nun leiten wir Chlorwasserstoffgas (HCl) in reines Wasser ein. HCl ist gut in Wasser löslich. Es entsteht eine saure Lösung. Von Lösungen sprechen wir, wenn im Wasser andere Stoffe gelöst sind.

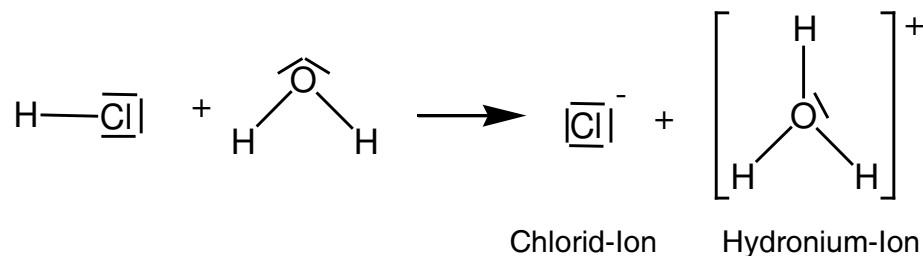


Reines Wasser leitet den elektrischen Strom nicht. Salzsäure hingegen leitet. Eine Lösung leitet den Strom aber nur, wenn sie Ionen enthält. Salzsäure muss also **Ionen** enthalten. Ionen sind geladene Teilchen.

Da weder HCl noch H_2O Ionen sind, müssen die Ionen durch eine chemische Reaktion mit dem Wasser entstanden sein.

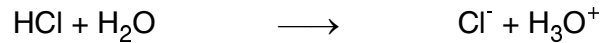
Wie ist dies geschehen?

Ein HCl- und ein H_2O -Molekül stossen zusammen. Dabei wird ein H^+ -Ion vom HCl-Molekül auf das Wassermolekül übertragen.



Das Elektron bleibt beim Chlor zurück. Deshalb hat das Chlor nachher ein Elektron mehr. Es ist nun negativ geladen. Man nennt ein solches Teilchen Chlorid-Ion (Cl^-).

Das H^+ -Ion wird vom nichtbindenden Elektronenpaar des Wassers aufgenommen. Üblicherweise schreiben Chemikerinnen und Chemiker die Reaktion zwischen HCl und Wasser einfacher, als Reaktionsgleichung auf:



Eine solche Reaktion geschieht mit jeder Säure, wenn man sie ins Wasser gibt. Es wird ein H^+ -Ion von der Säure auf das Wasser übertragen. Dabei entstehen H_3O^+ -Ionen. Je mehr von diesen Ionen im Wasser sind, desto saurer ist die Lösung.



Bei der Reaktion einer Säure mit Wasser findet eine H^+ -Ionenübertragung statt.

Ein Wassermolekül nimmt das H^+ -Ion auf. Dabei entstehen H_3O^+ -Ionen.



Aufgabe 1.1: Was geschieht beim Lösen von HBr in Wasser? Schreiben Sie dies zuerst in einem Satz mit Worten auf. Dann schreiben Sie die Reaktion mit den Lewis-Formeln. Am Schluss notieren Sie die Reaktion so, wie es Chemikerinnen und Chemiker üblicherweise tun. HBr wirkt wie HCl als Säure.



Säuren sind H^+ -Ionenspender.

Sie können H^+ -Ionen aber nur abgeben, wenn sie mit einer Base reagieren. Es findet dabei eine H^+ -Ionenübertragung statt.

Diese Art von Reaktion nennt man eine *Säure/Base-Reaktion*.

Lernen Sie die Namen der folgenden Säuren mit den zugehörigen Formeln:

Chlorwasserstoff	HCl
Salzsäure	HCl in Wasser gelöst, HCl (aq)
Schwefelsäure	H ₂ SO ₄
Salpetersäure	HNO ₃
Phosphorsäure	H ₃ PO ₄
Kohlensäure	H ₂ CO ₃
Essigsäure	CH ₃ COOH
Ameisensäure	HCOOH

Hinweis: Wenn Sie sich noch an die Moleküllionen erinnern fällt es Ihnen leicht: Sulfat stammt von Schwefelsäure ab, HNO₃ ist Nitrat (NO₃⁻) mit einem H⁺-Ion, usw.

Anders gesagt: gibt Salpetersäure ein H⁺ ab, so entsteht Nitrat.



Nicht alle H-Atome dieser Moleküle können unter normalen Umständen als H⁺-Ionen an eine Base abgegeben werden. Sie müssen an ein O, S, F, Cl, Br oder I gebunden sein.

Beispiel: Bei der Essigsäure ist dies nur beim fettgedruckten H-Atom der Fall: CH₃COOH.

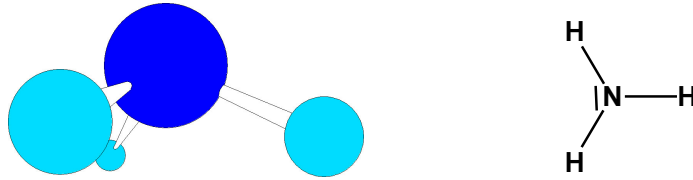
Die andern drei H-Atome sind an ein C gebunden.

Ausnahme von dieser Regel: Ammonium (NH₄⁺) kann ebenfalls als Säure wirken.

Merken Sie sich auch diesen Namen und die Formel.

Was passiert, wenn wir eine Base ins Wasser geben?

Betrachten wir Ammoniak. Diese Verbindung kommt z.B. in der Gülle vor. Ammoniak hat die Formel NH_3 . Es sind drei Wasserstoffatome an ein Stickstoffatom gebunden:

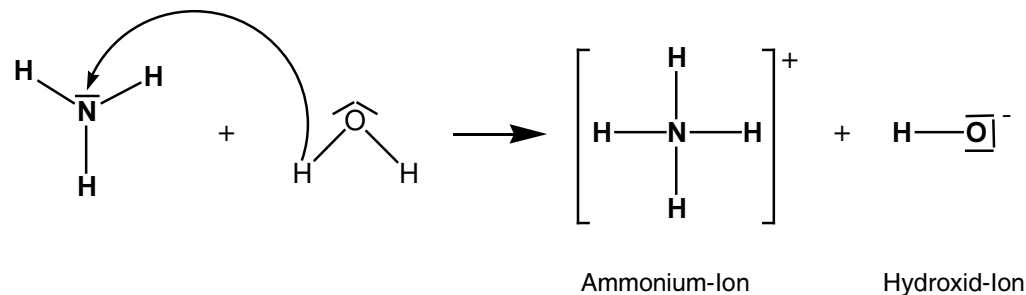


Leiten wir Ammoniak (NH_3) in reines Wasser ein. Ammoniak ist sehr gut löslich. Wir erhalten eine **basische** Lösung. Diese fühlt sich "seifig" an. Aber aufgepasst: basische Lösungen greifen die Haut sehr stark an. Besonders gefährdet sind die Augenschleimhäute!

Auch eine Lösung von Ammoniak leitet elektrischen Strom. Es sind also Ionen vorhanden. Da weder Ammoniak noch Wasser Ionen sind, müssen diese bei der Reaktion entstanden sein.

Was ist geschehen?

Ein H_2O und ein NH_3 -Molekül stossen zusammen. Dabei wird ein H^+ -Ion vom Wasser auf das Ammoniakmolekül übertragen:



Das Elektron des Wasserstoffatoms bleibt beim Sauerstoff zurück. Aus dem Wasser entsteht ein OH^- -Ion. Dieses nennt man Hydroxid-Ion.

Das Ammoniak wird zu NH_4^+ . Dieses heisst Ammonium-Ion.

Alle Teilchen, die H^+ -Ionen aufnehmen können, nennen wir **Basen**. Damit ein Teilchen als Base wirken kann, muss es mindestens **ein nichtbindendes Elektronenpaar** haben. NH_3 hat ein solches Elektronenpaar.



Aufgabe 1.2: Cyanid ist ebenfalls Base. Schreiben Sie die Reaktion von Cyanid (CN^-) mit Wasser zuerst in einem Satz mit Worten auf. Dann schreiben Sie die Reaktion mit den Lewis-Formeln. Zum Schluss notieren Sie sie mit einer Reaktionsgleichung, wie dies Chemikerinnen und Chemiker tun.



Basen sind H^+ -Ionenempfänger.

Sie müssen nichtbindende Elektronenpaare haben.

Wenn man eine Base ins Wasser gibt, entstehen OH^- -Ionen.

Lernen Sie die Namen der folgenden Basen mit den zugehörigen Formeln:

Ammoniak NH_3

Hydroxid-Ion OH^-

z.B. in Natriumhydroxid (NaOH) oder in Kaliumhydroxid (KOH)

Eine Lösung von NaOH in Wasser nennt man **Natronlauge**, eine solche von KOH **Kalilauge**.

Achtung: Es gibt Verbindungen, die sowohl als Säure wie auch als Base wirken können. Man nennt diese **Ampholyte**. Wasser ist ein solcher Stoff.

wichtige Begriffe: Säure, Base, pH-Wert, nichtbindende Elektronenpaare, Säuregrad, neutralisieren, Ampholyt

Lernkontrolle



Die folgenden Aufgaben dienen Ihrer eigenen Wissensüberprüfung. Sie sollen selbständig testen ob Sie dieses Kapitel begriffen haben. Haben Sie alle Aufgaben gelöst und fühlen Sie sich beim Neugelerten sicher, so können Sie sich beim Lehrer zum Kapitteltest melden. Haben Sie eine oder mehrere Aufgaben falsch gelöst, so lesen Sie den Theorieteil nochmals sorgfältig durch.

Aufgabe 1.3: Was geschieht bei der Reaktion von Salpetersäure (HNO_3) mit Wasser?

Geben Sie zuerst die Antwort in einem Satz. Dann schreiben Sie die Reaktionsgleichung auf.

Aufgabe 1.4: Reine Essigsäure ist eine Flüssigkeit. Sie leitet den elektrischen Strom nicht. Fügt man reines Wasser hinzu, so leitet das Gemisch den elektrischen Strom.

- Erklären Sie diese Beobachtung in zwei Sätzen.
- Essigsäure gibt nur das fettgedruckte H^+ -Ion ab (CH_3COOH). Schreiben Sie die Reaktionsgleichung auf.

Aufgabe 1.5:

- Wie heisst die Säure mit der Formel HNO_3 ?
- Schreiben Sie die Formeln von Ammoniak und von Schwefelsäure auf.

Aufgabe 1.6: HCl -Gas löst sich in Hexan (C_6H_{14}) als Molekül, ohne H^+ -Ionen abzuspalten. Wieso geht das HCl -Gas keine Reaktion mit Hexan ein? Antworten Sie in zwei Sätzen.

Meine Lösungen des 1. Kapitels: