

**Kapitel 14: Säure-Base Reaktionen (nach dem Donator-Akzeptor-Prinzip)**

**Inhalt**

Kapitel 14: Säure-Base Chemie (nach dem Donator-Akzeptor-Prinzip).....	1
Inhalt.....	2
Säure-Base-Chemie - Wdh. 9. Klasse.....	3
Die wichtigsten Säuren und ihre Säurereste.....	3
Die wichtigsten Laugen.....	3
Weitere anorganische Säuren.....	4
Zusatzinformationen: Organische Säuren.....	4
Zusatzinformationen: Formeln von einigen ausgewählten organischen Säuren .....	5
Darstellung von Chlorwasserstoff (HCl).....	6
Die Protolyse.....	7
Zweistufige Protolyse von Schwefelsäure.....	8
Die Autoprotolyse des Wassers.....	8
Ist Ammoniak (NH <sub>3</sub> ) eine Lauge?.....	9
Ist Natronlauge auch eine Base?.....	10
Säure-Base Reaktionen im Detail.....	10
Die Neutralisation .....	11
Neutralisation von Salzsäure mit Natronlauge.....	11
Zweistufige Neutralisation.....	11
PH Wert.....	12
a) Die Konzentration einer Lösung.....	12
b) Definition des pH-Werts.....	12
c) Beziehung zwischen dem pH-Wert und dem pOH-Wert.....	13
d) Beispiele aus dem täglichen Leben.....	13
Säuren und Basen im Alltag.....	15
Warum ist Milchsäure auf der Haut so wichtig für Menschen?.....	15
Wie kommt es zu saurem Regen: .....	15
Titration einer Lauge mit Schwefelsäure.....	16
Quantitative Neutralisation.....	17
Titration einer Salzsäure unbekannter Konzentration.....	18
Aufgaben zur Säure Base Titration und zum pH-Wert.....	19
Zusammenfassung: Säure und Laugenbildung.....	21
Wichtige Definitionen.....	21
Wiederholungsfragen Säure, Lauge, Base.....	22

### Säure-Base-Chemie - Wdh. 9. Klasse

Erinnerst Du Dich an die Eigenschaften und Besonderheiten von Säuren und Laugen? Hier noch mal eine kurze Wiederholung, wenn Du Dich nicht mehr erinnerst, dann lese doch noch mal das Kapitel 4.

- Säure und Laugen ätzen
- sie werden durch Indikatoren für uns erkenntlich gemacht. Oft verwendet man Universalindikator. Er zeigt bei Säuren die Farbe rot, bei neutralen Lösungen grün und bei Laugen blau.
- Säuren greifen v.a. unedle Metalle an, Laugen greifen v.a. organische Substanzen an.
- Natronlauge und Kalilauge liegen als Feststoff vor und müssen vor dem Gebrauch erst aufgelöst werden.
- Säure und Laugen sind „Gegenspieler“, die sich bei gleicher Konzentration in ihrer Wirkung aufheben. Diesen Vorgang nennt man Neutralisation.
- Säuren enthalten in ihrer Formel alle Wasserstoffionen (=Protonen), Laugen sind wässrigen Hydroxidlösungen (enthalten  $\text{OH}^-$ )
- Chlorwasserstoffsäure nennt man in Wasser gelöst auch Salzsäure
- Laugen sind wässrige Hydroxidlösungen
- Natriumlauge = Natronlauge = Natriumhydroxid
- Kaliumlauge = Kalilauge = Kaliumhydroxid

#### Die wichtigsten Säuren und ihre Säurereste

	Säure:		Säurerest:
HF	Fluorwasserstoffsäure	$\text{F}^-$	Fluorid
HCl	Chlorwasserstoffsäure	$\text{Cl}^-$	Chlorid
HBr	Bromwasserstoffsäure	$\text{Br}^-$	Bromid
HI	Iodwasserstoffsäure	$\text{I}^-$	Iodid
$\text{H}_2\text{S}$	Schwefelwasserstoff(säure)	$\text{S}^{2-}$	Sulfid
$\text{HNO}_3$	Salpetersäure	$(\text{NO}_3)^-$	Nitrat
$\text{H}_2\text{SO}_4$	Schwefelsäure	$(\text{SO}_4)^{2-}$	Sulfat
$\text{H}_2\text{CO}_3$	Kohlensäure	$(\text{CO}_3)^{2-}$	Carbonat
$\text{H}_3\text{PO}_4$	Phosphorsäure	$(\text{PO}_4)^{3-}$	Phosphat
$\text{HNO}_2$	Salpetrigsäure	$(\text{NO}_2)^-$	Nitrit
$\text{H}_2\text{SO}_3$	Schwefeligsäure	$(\text{SO}_3)^{2-}$	Sulfit
$\text{H}_3\text{PO}_3$	Phosphorigsäure	$(\text{PO}_3)^{3-}$	Phosphit

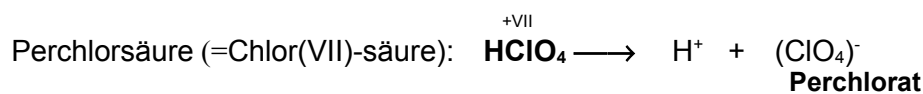
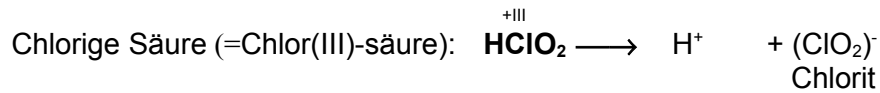
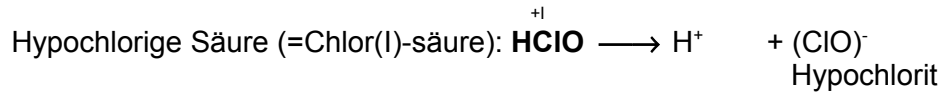
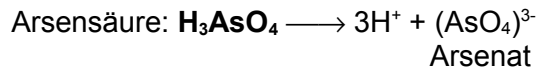
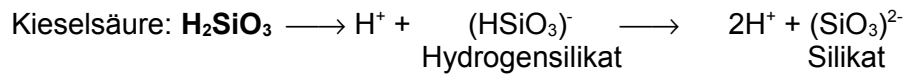
#### Die wichtigsten Laugen

	Lauge:
NaOH	Natronlauge
KOH	Kalilauge
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Calciumlauge (=Kalkwasser)

Als erster definierte der Chemiker Svante Arrhenius (1887), was Laugen und Säuren sind:  
 Laugen sind wässrige Hydroxidlösungen  
 Säuren sind Stoffe, die beim Auflösen in Wasser Protonen ( $\text{H}^+$ ) abgeben

#### Zusatzinformationen:

- <http://de.wikipedia.org/wiki/Arrhenius>
- <http://de.wikipedia.org/wiki/Säure-Base-Konzepte>
- <http://de.wikipedia.org/wiki/Säuren>
- [http://de.wikipedia.org/wiki/Alkalische\\_Lösung](http://de.wikipedia.org/wiki/Alkalische_Lösung)

**Weitere anorganische Säuren****Zusatzinformationen: Organische Säuren**

Organische Säuren kommen in der Natur als Produkt von Tieren oder Pflanzen vor. Sie unterscheiden sich in ihrem Aufbau, da sie nur aus Kohlenstoff-, Wasserstoff- und Sauerstoffatomen bestehen. Ihre Wirkung ist meist etwas schwächer. Einige werden sogar als Lebensmittel eingesetzt. Ihre Formeln sind oft komplizierter:

**Typische Säuren sind:**

Essigsäure:  $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$  Säurerest: **Acetat**

Zitronensäure:  $\text{C}_6\text{O}_7\text{H}_8$  Säurerest: **Citrat**

Ameisensäure:  $\text{CH}_2\text{O}_2$  Säurerest: **Formiat**

Oxalsäure:  $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$  Säurerest: **Oxalat**

Äpfelsäure:  $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_5$  Säurerest: **Malat**

Ascorbinsäure (=Vit C):  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$  Säurerest: **Ascorbat**

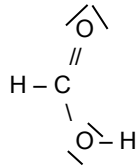
Bernsteinsäure:  $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4$  Säurerest: **Succinat**

Acetylsalicylsäure (=Aspirin)  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$  Säurerest: **Acetyl-Salicylat**

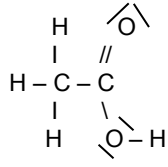
**Formeln von einigen ausgewählten organischen Säuren**

**Monocarbonsäuren:**

Ameisensäure

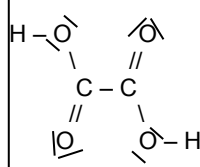


Essigsäure

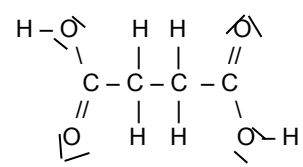


**Dicarbonsäuren:**

Oxalsäure

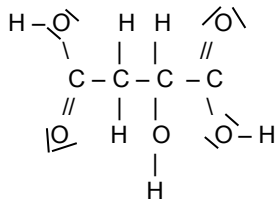


Bernsteinsäure

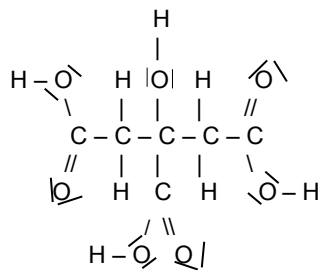


**Hydroxycarbonsäuren:**

Äpfelsäure

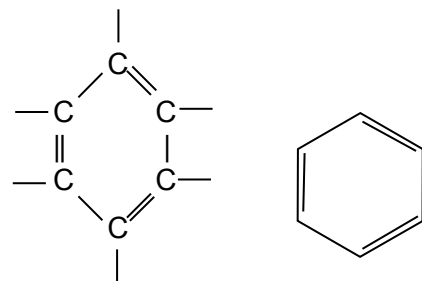


Zitronensäure



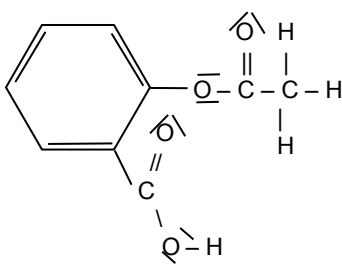
**Zur Erinnerung:**

Der sechseckige Ring steht für eine zyklische Kohlenstoffverbindung mit der Formel C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>

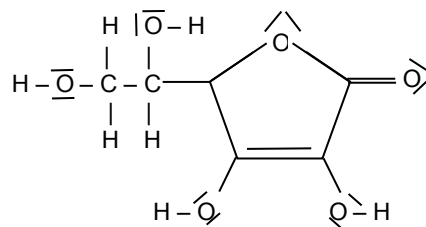


**Säuren mit aromatischen Ring:**

Acetylsalicylsäure



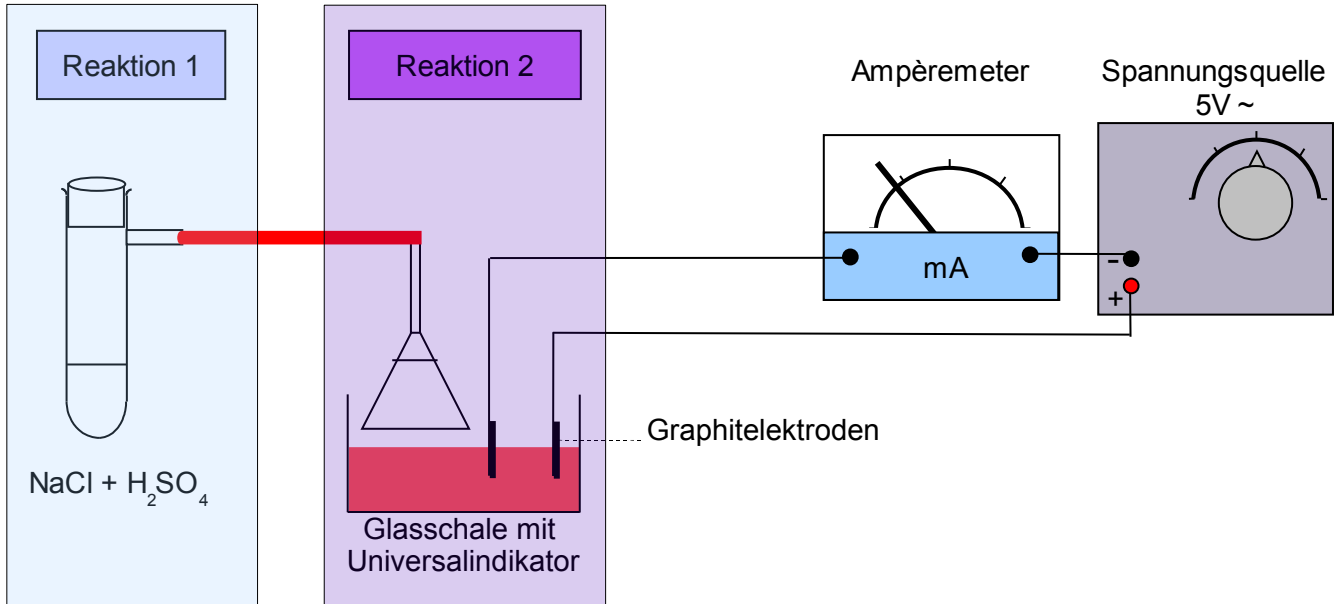
Ascorbinsäure



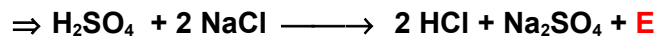
### Darstellung von Chlorwasserstoff (HCl)

**Material: Gasentwicklungsapparatur, Thermometer, Leitfähigkeitsmessung**

V1: Konzentrierte H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> wird aus einem Tropftrichter auf feuchtes NaCl getropft (Reaktion 1).  
 V2: Das entstehende Produkt wird über einen Schlauch über eine Glaswanne (gefüllt mit Wasser) geleitet. Die Stromstärke und der Säuregrad werden gemessen (Reaktion 2).



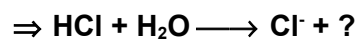
B1	S1
Es bildet sich ein Gas Das Gefäß wird heiß	HCl ist ein Gas! Säuren können in <u>allen</u> Aggregatzuständen vorkommen. Bei der Bildung von HCl wird viel Energie frei.



B2	S2
Das Gas löst sich im Wasser Universalindikator färbt sich rot Die Temperatur steigt Die Leitfähigkeit steigt	HCl löst sich ausgesprochen gut in Wasser <sup>1</sup> . Es findet eine Reaktion statt. ⇒ es hat sich eine Säure gebildet. ⇒ es liegt eine exotherme Reaktion vor. ⇒ es bilden sich Ionen - Ursache muss eine heterolytische (=ungleiche) Spaltung des HCl in Ionen sein.

**Wichtig: Wie kann man feststellen, welche Ionen in der Glasschale enthalten sind?**

Man gibt Silbernitratlösung zu. Die Zugabe von AgNO<sub>3</sub> zeigt eine weiße Trübung.  
 ⇒ es sind Chloridionen enthalten, es bildet sich das schwerlösliche Salz Silberchlorid



Welcher weiterer Stoff kann entstanden sein?

<sup>1</sup> 507 Liter HCl pro Liter Wasser bei 0°C!



### Zweistufige Protolyse von Schwefelsäure

V: Die Leitfähigkeit von Schwefelsäure und Wasser wird einzeln gemessen.

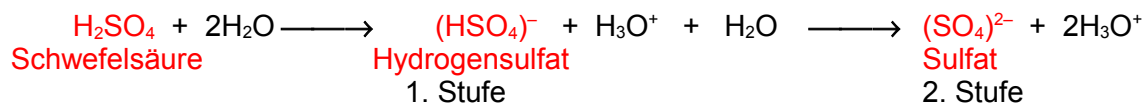
Nun wird **vorsichtig** etwas Wasser zur Schwefelsäure zugefügt. Die Leitfähigkeit wird gemessen und anschließend ein Diagramm erstellt.

B: Die Leitfähigkeit nimmt zu. Dies geschieht in 2 Stufen

S: Erst durch die Wasserzugabe findet eine Protolyse statt. Sie geschieht in zwei Schritten, wie man am Leitfähigkeitsdiagramm sehen kann.

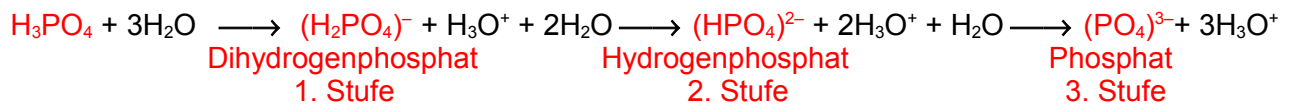
Es bilden sich nacheinander die Ionen Hydrogensulfat ( $(\text{HSO}_4)^-$ ) und Sulfat ( $(\text{SO}_4)^{2-}$ ).

Säuren, welche mehrere Protonen enthalten wie z.B. Schwefelsäure oder Phosphorsäure geben diese Protonen nacheinander ab:



Schwefelsäure reagiert also in zwei Schritten zu Hydrogensulfat und Sulfat. Beide Säurereste bilden als Feststoff dann entsprechende Salze (z.B. mit Natriumionen  $\text{NaHSO}_4$  und  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ )

**Mit Phosphorsäure sind sogar drei Protolysestufen möglich:**



Mit Phosphorsäure kann man dann sogar drei Salze bilden:

z.B. Natriumsalze:  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$   
 $\text{Na}_2\text{HPO}_4$   
 $\text{Na}_3\text{PO}_4$

**Zusatzinformationen:**

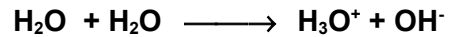
<http://de.wikipedia.org/wiki/Schwefelsäure>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Protolyse>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Phosphorsäure>

### Die Autoprotolyse des Wassers

Wasser reagiert mit sich selbst in geringem Maße zu Hydroxid- und Oxoniumionen.



Allerdings ist in neutralem Wasser die Konzentration der Oxoniumionen nur 0,000 0001 mol/l [ $10^{-7}$  mol/l]. Dies erklärt auch die (wenn auch geringe) Leitfähigkeit von salzfreiem, destilliertem Wasser (siehe dazu Versuch der Ionenleitfähigkeit)

**Auch reines Wasser leitet den Strom, welches ein Beweis für die Autoprotolyse des Wassers ist. Dabei entstehen sehr geringe Konzentrationen an Oxoniumionen ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) und Hydroxidionen ( $\text{OH}^-$ ).**

**Der Autoprotolysegrad ist dabei von der Temperatur abhängig:**

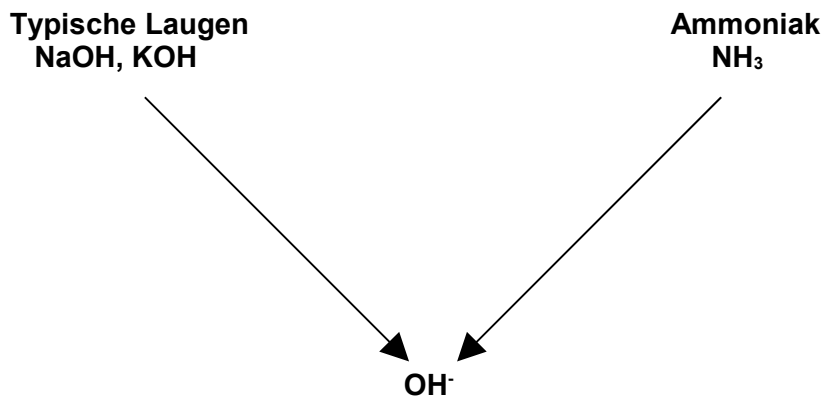
bei 0°C liegen nur  $10^{-7,5}$  mol  $\text{H}_3\text{O}^+$  bzw.  $\text{OH}^-$  vor  $\Rightarrow$  pH von 7,5

bei 25°C liegen nur  $10^{-7}$  mol  $\text{H}_3\text{O}^+$  bzw.  $\text{OH}^-$  vor  $\Rightarrow$  pH von 7

bei 60 °C liegen nur  $10^{-6,5}$  mol  $\text{H}_3\text{O}^+$  bzw.  $\text{OH}^-$  vor  $\Rightarrow$  pH von 6,5

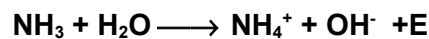
**Ist Ammoniak (NH<sub>3</sub>) eine Lauge?**

Eine Messung des pH-Wertes von Ammoniak ergibt einen pH-Wert von ca. 13-14. Dies entspricht dem pH-Wert einer konzentrierten Lauge. Laugen sind wässrige Lösungen von Hydroxidionen ((OH)<sup>-</sup>). Diese sind aber in Ammoniak nicht vorhanden!



Ist NH<sub>3</sub> eine Lauge, wenn es wie eine Lauge Indikatorpapier blau färbt, aber kein Hydroxid enthält?

Schaut man sich die Reaktion mit Wasser an, kommt man auf die Lösung:



NH<sub>3</sub> bildet mit Wasser Hydroxidionen. Es reagiert somit alkalisch. Es ist keine Lauge, reagiert aber wie eine. Aus diesem Grunde wurde eine neue Definition notwendig. Da der Begriff Lauge aber schon vergeben war führten Chemiker den neuen Begriff der „Base“ ein. Basen reagieren alkalisch. Alle Laugen sind auch Basen. Der Begriff Base umfasst aber auch hydroxidfreie Stoffe, wie Ammoniak, die alkalisch reagieren.

Die Definitionen lieferte der dänische Chemiker Johannes Nicolaus Brønsted (1879 -1947):

**Eine Base ist ein Stoffe, der Protonen (=H<sup>+</sup>) aufnimmt, also eine Protonenakzeptor  
Eine Säure ist ein Stoff, der Protonen abgibt, also ein Protonendonator**

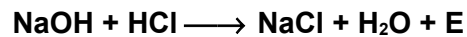
**Zusatzinformationen:**

<http://de.wikipedia.org/wiki/Ammoniak>

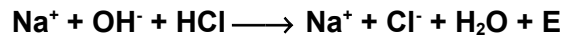
<http://de.wikipedia.org/wiki/Ammonium>

**Ist Natronlauge auch eine Base?**

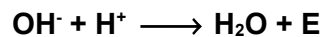
Die Reaktion von Natronlauge mit Salzsäure ist ja aus den letzten Kapiteln bekannt. Es ist eine Neutralisation:



Da es sich bei NaOH und NaCl um Ionen handelt, liegen diese freibeweglich in der Lösung vor:



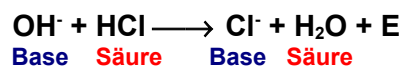
Wenn man diese Reaktion so betrachtet, sieht man, dass von NaOH eigentlich nur das Hydroxid ( $\text{OH}^-$ ) reagiert hat:



**Natronlauge reagiert mit Wasser, indem es in die freibeweglichen Ionen  $\text{Na}^+$  und  $\text{OH}^-$  zerfällt. Das Hydroxid vereinigt sich dann im folgenden Schritt mit dem Proton, welches aus der HCl stammt. Es ist also ein Protonenakzeptor und somit eine Base.  $\text{OH}^-$  ist die stärkste Base in wässrigen Systemen.**

**Säure-Base-Reaktionen im Detail**

Schaut man sich die Reaktion von Natronlauge mit Salzsäure genauer an und ordnet nun den Stoffen die Begriffe Säure und Base zu, so erlebt man eine Überraschung:



**Bei Säure-Base-Reaktionen wird immer ein Proton übertragen. Es liegt also immer eine Protolyse vor. Des Weiteren sieht man, dass die Base dabei zu eine Säure reagiert und die Säure zu einer Base. Man spricht also immer von einem korrespondierendem Säure-Base-Paar.**

Wichtige Beispiele sind:  $\text{OH}^- / \text{H}_2\text{O}$  oder  $\text{HCl} / \text{Cl}^-$

**Aufgabe:**

Vervollständige die korrespondierenden Säure-Base-Paare

Säure	$\text{H}_3\text{PO}_4$		$\text{HSO}_4^-$			$\text{H}_2\text{O}$		$\text{NH}_3$		
Base		$\text{HCO}_3^-$		$\text{S}^{2-}$	$(\text{CO}_3)^{2-}$		$\text{H}_2\text{O}$		$\text{Cl}^-$	$\text{HPO}_4^{2-}$

Als Faustregel kann man sich dabei merken:

**Starke Säuren reagieren zu schwachen Basen, starke Basen zu schwachen Säuren**

**Zusatzinformationen:**

<http://de.wikipedia.org/wiki/Brønsted>

[http://de.wikipedia.org/wiki/Svante\\_Arrhenius](http://de.wikipedia.org/wiki/Svante_Arrhenius)

<http://de.wikipedia.org/wiki/Protonendonator>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Protonenakzeptor>

Die Neutralisation**Erinnere Dich:**

- Durch Neutralisation kann eine Säure durch Lauge unschädlich gemacht werden (und umgekehrt).
  - die ätzende Wirkung der Säure geht vom Wasserstoff bzw.  $\text{H}_3\text{O}^+$  aus
  - die ätzende Wirkung der Lauge geht vom  $\text{OH}^-$  (=Hydroxid) aus
- ⇒  $\text{OH}^-$  muss durch  $\text{H}_3\text{O}^+$  unschädlich gemacht werden. Zusammen bilden sie  $\text{H}_2\text{O}$ .  
 ⇒ bei einer Neutralisation entstehen immer ein Salz und Wasser.

Neutralisation von Salzsäure mit Natronlauge

V: Zu Natronlauge wird Universalindikator gegeben und dann tropfenweise Salzsäure hinzu gegeben und dabei gut gerührt.

B: Bei genügend Zugabe von Lauge verfärbt sich der Indikator. Es entsteht bei gutem experimentellem Geschick eine neutrale Lösung (grüne Farbe des Indikators)

S: In der Natronlauge liegen  $\text{OH}^-$  und  $\text{Na}^+$  -Ionen vor. Hinzu kommen von der Salzsäure  $\text{H}_3\text{O}^+$  und  $\text{Cl}^-$  -Ionen. Je mehr man sich dem Neutralpunkt nähert, desto mehr Moleküle  $\text{H}_3\text{O}^+$  und  $\text{OH}^-$  reagieren zusammen und bilden Wasser.



**Säuren und Basen sind „Gegenspieler“. Sind genauso viele Teilchen der Säure und der Base in der Lösung vorhanden (also gleiche Konzentrationen), heben sich gegenseitig in ihrer ätzenden Wirkung auf, d.h. sie sind neutralisiert.**

**Aufgabe:**

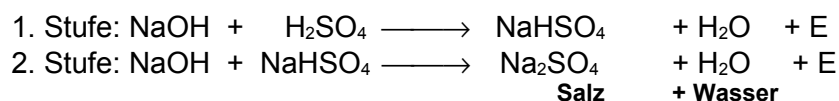
1. Wenn man nicht weiß, wie viele Teilchen der Säure vorhanden sind, kann man sie durch die Anzahl der Teilchen an Base bestimmen. Woher weiß ich, wann genauso viele Teilchen vorliegen?

Zweistufige Neutralisation

V: Titration von Schwefelsäure mit Kalilauge (ganz und halb). Anschließend eindampfen der neutralisierten Lösung und der halbneutralisierten Lösung. Vergleich der beiden Salze nach Aussehen und Eigenschaften.

B: Es entstehen zwei Salze, die sich etwas in ihrem Aussehen unterscheiden.

S: Nach Zugabe der Hälfte der Kalilauge entsteht v.a. Natriumhydrogensulfat (1. Stufe). Nach Zugabe der kompletten Menge an Kalilauge ist Natriumsulfat entstanden (2. Stufe).



<sup>3</sup> Die Reaktion gelingt nur in Gegenwart von Wasser

**pH Wert**

In der 8. bzw. 9. Klasse hast Du gelernt, dass der pH-Wert den „Säuregrad“ angibt. Er wurde Dir als Messgröße mit den Werten 0-14 vorgestellt.

**Substanzen mit einem pH-Wert < 7 bezeichnet man als Säuren**  
**Substanzen mit einem pH-Wert = 7 bezeichnet man als neutral**  
**Substanzen mit einem pH-Wert > 7 bezeichnet man als Basen/ Laugen**

Nun weißt Du im Gegensatz zu damals aber schon wesentlich mehr über saure Wirkungen von Salzen und weißt, dass die Oxoniumionen für die saure, ätzende Wirkung einer Säure verantwortlich sind. Genau diese werden auch mit dem pH-Wert gemessen.

**Das Besondere an der pH-Wert Skala ist, dass der Unterschied zwischen einem pH-Wert und dem nächsten das 10-fache beträgt.**

**Das bedeutet, dass z. B. eine Säure mit pH = 2 zehnmal so sauer wie eine Säure mit pH = 3 ist und hundertfach so sauer ist wie eine pH = 4 ist.**

Um dies genau zu verstehen, musst Du allerdings wissen, was mit dem Begriff „Konzentration“ gemeint ist.

**a) Die Konzentration einer Lösung**

Die Anzahl an Teilchen (=Stoffmenge) in einer Lösung wird üblicherweise in mol angegeben. Um sie auf die jeweilige Flüssigkeitsmenge zu beziehen teilt man durch das Volumen:

$$c = \frac{n}{V} \left( \frac{\text{mol}}{\text{l}} \right)$$

**b) Definition des pH-Werts**

**Der pH-Wert gibt die Konzentration von Oxoniumionen an (dies entspricht dem Säuregrad).**

**Er ist definiert als negativer dekadischer Logarithmus der Konzentration an Oxoniumionen**

$$\Rightarrow \text{pH} = -\lg c_{(\text{H}_3\text{O}^+)}$$

$$\Rightarrow c_{(\text{H}_3\text{O}^+)} = 10^{-\text{pH}}$$

**Zur Wiederholung aus dem Matheunterricht:**

Logarithmen dienen z.B. dazu, Exponenten auszurechnen.

$$1000 = 10^3 \Rightarrow \lg 10^3 = 3$$

$$100 = 10^2 \Rightarrow \lg 10^2 = 2$$

$$10 = 10^1 \Rightarrow \lg 10^1 = 1$$

$$1 = 10^0 \Rightarrow \lg 10^0 = 0$$

$$0,1 = \frac{1}{10} = \frac{1}{10^1} = 10^{-1} \Rightarrow \lg 10^{-1} = -1$$

$$0,01 = \frac{1}{100} = \frac{1}{10^2} = 10^{-2} \Rightarrow \lg 10^{-2} = -2$$

$$0,001 = \frac{1}{1000} = \frac{1}{10^3} = 10^{-3} \Rightarrow \lg 10^{-3} = -3$$

Wenn also 1l HCl 0,1 mol  $\text{H}_3\text{O}^+$  enthält dann ist die Konzentration 0,1 mol/l

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 0,1 \text{ mol/l} \Rightarrow \text{der pH-Wert ist 1}$$

Neutrales Wasser hat, bedingt durch die Autoprotolyse des Wassers, eine  $\text{H}_3\text{O}^+$  Konzentration von 0,000 000 1 mol/l =  $10^{-7}$  mol/l  $\Rightarrow$  pH-Wert = 7

**Kann man eigentlich sagen, wie viel mal geringer/ höher die Konzentration an Protonen einer Lösung im Vergleich einer anderen ist?**

Ja, denn von pH 1 zu pH 2 ändert sich die Konzentration von 0,1 zu 0,01 mol/l Sie ist also 10 mal geringer. Vergleicht man eine Lösung mit pH = 10 mit einer mit pH = 7, dann ist demzufolge die Konzentration um den Faktor 1000 höher!

**Faustregel: Eine pH-Wertstufe entspricht einer Zunahme/ Verringerung der Konzentration um den Faktor 10**

### c) Beziehung zwischen dem pH-Wert und dem pOH-Wert

Jetzt könnte man meinen, in Laugen wären keine freien Oxoniumionen vorhanden. Das ist ein Irrtum. Es sind nur sehr wenige. In einer starken Natronlauge befinden sich bei pH-Wert 13 nur 0,000 000 000 000 01 mol/l  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

In der hoch konzentrierten Lauge befinden sich aber sehr viele Hydroxid ( $\text{OH}^-$ ) Ionen. Es gilt folgende Beziehung:

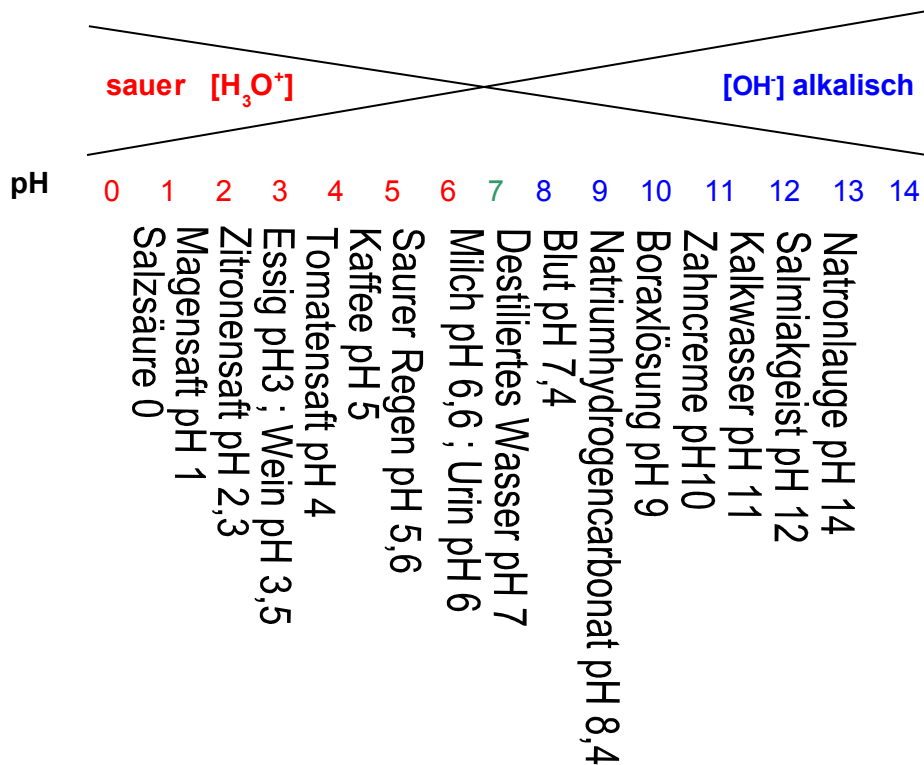
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$\Rightarrow$  wenn also der pH-Wert 13 beträgt sind 0,000 000 000 000 01 mol/l  $\text{H}_3\text{O}^+$  und 0,1 mol/l  $\text{OH}^-$  enthalten.

Mit anderen Worten: In neutralem Wasser liegen  $10^{-7}$  mol/l  $\text{H}_3\text{O}^+$  vor.  $\Rightarrow$  pH-Wert ist 7  
Wasser ist trotz der  $\text{H}_3\text{O}^+$  neutral, da die Konzentrationen  $c_{\text{H}_3\text{O}^+}$  und  $c_{\text{OH}^-}$  gleich sind (beide  $10^{-7}$  mol/l). Bei höheren Protonenkonzentration ist die Lösung dann sauer. Bei geringeren ist sie alkalisch, da entsprechend die  $\text{OH}^-$  Ionen Konzentration zunimmt.

$$\Rightarrow \text{pH} = -\lg c_{(\text{H}_3\text{O}^+)}; \text{pOH} = -\lg c_{(\text{OH}^-)}$$

$$\Rightarrow c_{(\text{H}_3\text{O}^+)} = 10^{-\text{pH}}; c_{(\text{OH}^-)} = 10^{-\text{pOH}}$$

**d) Beispiele aus dem täglichen Leben****Zusatzinformationen**

Konzentrierte Salzsäure HCl hat eine Konzentration von ca. 12 mol/l. Daraus ergibt sich folgende Verdünnungsreihe:

1000ml	entspricht	12 mol HCl/l
500ml HCl + 500ml H <sub>2</sub> O	entsprechen	6 mol HCl/l
50ml HCl + 950ml H <sub>2</sub> O	entsprechen	0,6 mol HCl/l
5ml HCl + 995ml H <sub>2</sub> O	entsprechen	0,06 mol HCl/l
2,5ml HCl + 997,5ml H <sub>2</sub> O	entsprechen	0,03 mol HCl/l

Tipps für den Laboralltag:

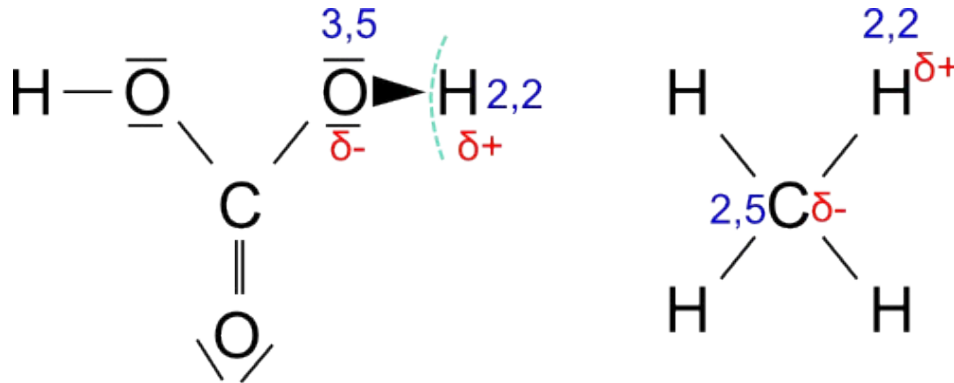
Konzentrierte Schwefelsäure hat eine Konzentration von ca. 18 mol/l.

Konzentrierte Salzsäure hat eine Konzentration von ca. 12 mol/l.

### Die Stärke von Säuren

Kann man anhand einer Formel eine Vorhersage für die Stärke einer Säure treffen?

Vergleiche dazu mal die Verbindungen Kohlensäure und Methan:



Säuren geben Protonen ab (Protonendonatoren nach Brönstedt). Also gibt eine starke Säure eher ein Proton ab, als eine schwache Säure.

Kann man nun anhand der Valenzstrichformel vorhersagen, ob ein Proton leicht abgegeben wird? Wie man sieht ist bei Kohlensäure das Proton an das Sauerstoffatom gebunden und bei Methan an das Kohlenstoffatom. Da Sauerstoff eine hohe Elektronegativität hat, die deutlich höher als die des Kohlenstoffes ist, folgt daraus, dass die **Bindungselektronen** zum Wasserstoff viel stärker vom O als vom C angezogen werden.

⇒ Wasserstoff ist lockerer an das O gebunden und kann deshalb leichter abgespalten werden.

⇒ Kohlensäure ist zwar eine schwache Säure, aber sie kann durchaus Protonen abgeben.

Beim Methan hingegen sind die Elektronen fast gleichmäßig verteilt. Die Differenz der Elektronegativitäten beträgt nur  $\Delta EN = 0,3$ . Die Bindung ist fast apolar. Wasserstoff wird also recht fest an das Kohlenstoffatom gebunden. Eine Abspaltung ist wenig wahrscheinlich.

⇒ wenn überhaupt, dann wäre CH<sub>4</sub> eine sehr sehr schwache Säure.

## Säuren und Basen im Alltag

Hier einige Beispiele von pH-Werten bei Alltagsstoffen

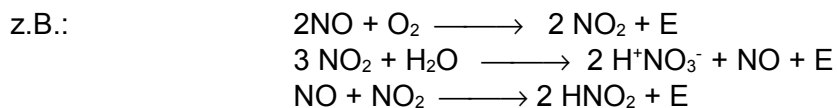
<b>0</b>	<b>1</b>	<b>2</b>	<b>3</b>	<b>4</b>	<b>5</b>	<b>6</b>	<b>7</b>	<b>8</b>	<b>9</b>	<b>10</b>	<b>11</b>	<b>12</b>	<b>13</b>	<b>14</b>
HCl	Magen-säure, Kalk-reiniger	Zitrone nsaft Batterie-säure	Essig Zitro-nen-limo-nade	Cola Sauer-kraut	Haut Shampoo O-Saft	saure Milch Speichel	Leitungs-wasser	Darm-millieu Nord-see-Wasser	Seife	nasser Zement	Wasch-mittel Ammo-niak	Kern-seife		Abfluss-frei
sehr sauer			schwach sauer			neutral		schwach alkalisch			sehr alkalisch			

### Warum ist Milchsäure auf der Haut so wichtig für Menschen?

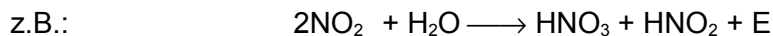
Der Säureschutz der Haut besteht v.a. aus Harnsäure und Milchsäure. Er verhindert das Eindringen und Wachsen von Bakterien, Viren und Pilzen auf der Haut, da diese in der Regel keine Säure mögen und auch nicht dort wachsen können, wo schon viele Milchsäurebakterien wachsen. Häufiges Duschen, oder stark alkalische Seifen „schwächen“ allerdings den Säureschutz.

### Wie kommt es zu saurem Regen:

Durch Verbrennung fossiler Brennstoffe entstehen Nichtmetalloxidgase wie z.B. Stickoxide, Kohlenstoffdioxid und Schwefeloxide.



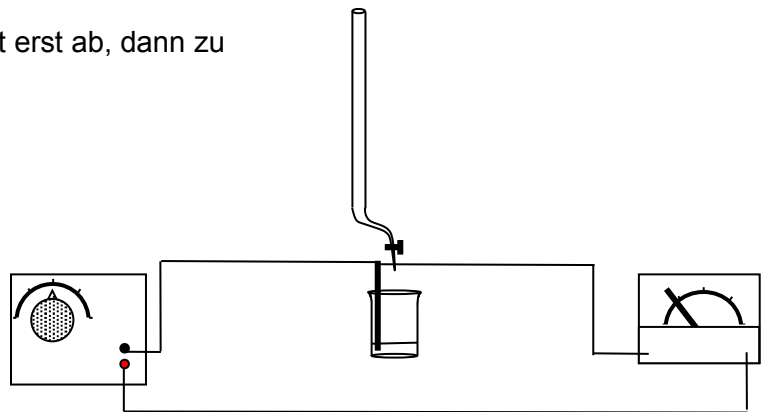
Diese Oxide reagieren mit Regenwasser zu Säuren:



### Titration einer Lauge mit Schwefelsäure

V: Zu 20ml Barytwasser (kaltgesättigt!) wird verdünnte Schwefelsäure getropft (+**Universalindikator**). Die Leitfähigkeit wird gemessen. Wenn der Neutralpunkt erreicht ist (Farbumschlag), tropft man weiter hinzu! **Magnetrührer verwenden!**

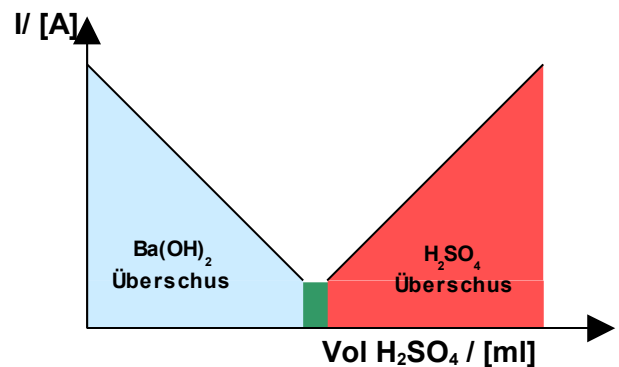
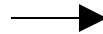
B: Die Leitfähigkeit der Lösung nimmt erst ab, dann zu



B:

Vol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> / [ml]  
0  
1  
2  
3  
4...

I / [A]  
0,001



S:

#### 1. Warum leitet Bariumhydroxidlösung den e<sup>-</sup> Strom?

- In wässriger Lösung zerfällt jedes Molekül Ba(OH)<sub>2</sub> in drei Ionen: Ba<sup>2+</sup> und 2 OH<sup>-</sup>  
Diese transportieren die elektrischen Ladungen

#### 2. Warum verringert sich die Leitfähigkeit durch Zugabe von H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?



- Ursache: Am Anfang liegen drei Ionen vor. Durch Zugabe von Schwefelsäure verringert sich die Anzahl auf zwei, da zusätzlich Wasser gebildet wird, welche nicht aus Ionen aufgebaut ist.
- Ursache: Es bildet sich das schwerlösliche Salz BaSO<sub>4</sub>. Diese leitet nicht den Strom, da es nicht gelöst vorliegt.

#### 3. Warum ist die Leitfähigkeit am Neutralpunkt minimal?

Es liegen keine freibeweglichen Ionen vor

#### 4. Warum nimmt die Leitfähigkeit dann wieder zu?

Die weitere Zugabe von H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> erhöht die Leitfähigkeit, da dessen Ionen den Strom leiten



S: Es bildet sich das schwerlösliche Salz Bariumsulfat, dadurch sinkt die Leitfähigkeit anfangs. Die Protonen werden neutralisiert. Nach Erreichen des Neutralpunktes steigt die Leitfähigkeit, da nun immer mehr Oxonium und Sulfationen hinzukommen, da verdünnte Schwefelsäure fast vollständig in Ionen zerfallen ist.

### Quantitative Neutralisation

n der Chemie unterscheidet man zwischen qualitativen Verfahren, bei denen die Stoffe an sich bestimmt werden, die an einer Reaktion teilnehmen, oder die dabei entstehen und quantitativen Verfahren, bei denen die Stoffmenge von bekannten Stoffen bestimmt wird.

Um die quantitative Neutralisation zu verstehen, fragen wir uns, wie viel Natronlauge (Konzentration  $c = 0,1 \text{ mol/l}$ ) man zum Neutralisieren von 10ml HCl mit der Konzentration  $c = 1 \text{ mol/l}$  benötigt.

**HCl:**  $V = 10 \text{ ml} (=0,01 \text{ l})$   
 $c = 1 \text{ mol/l}$   
 $n = ?$   
 Die Stoffmenge  $n$  ist leicht zu berechnen:

**NaOH:**  $V = ?$   
 $c = 0,1 \text{ mol/l}$   
 $n = ?$   
 Da wir nicht wissen welches Volumen NaOH benötigt wird, kann auch nicht die Stoffmenge berechnet

werden!

$$c_{\text{HCl}} = \frac{n}{V} \Rightarrow n = c \cdot V$$

$$\Rightarrow n_{\text{HCl}} = 1 \text{ mol/l} \cdot 0,01 \text{ l} = \underline{\underline{0,01 \text{ mol}}}$$

Nützt uns dieses Ergebnis, also die vorhandene Stoffmenge (=Anzahl an Säureteilchen, Oxoniumionen) für HCl um den Wert der Stoffmenge für Natronlauge zu bestimmen?

Ja sicher, denn bei der Neutralisation werden alle Oxoniumionen durch Hydroxid der Lauge unschädlich gemacht. Es muss also gelten:

**Im Neutralpunkt ist die Stoffmenge von Oxoniumionen und Hydroxidionen gleich**

$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$$

$\Rightarrow$  die Stoffmenge an Hydroxid (und somit auch an NaOH) ist auch 0,01mol

$\Rightarrow V_{\text{NaOH}} = n/c = 0,01 \text{ mol} / 0,1 \text{ mol/l} = 0,1 \text{ l} (= 100 \text{ ml})$

Damit nun alle Eventualitäten berechnet werden können (also auch z.B., welche Konzentration muss eine Lauge haben, damit genau 100ml verwendet werden), ersetzen wir „ $n$ “ in der Gleichung durch „ $c \cdot V$ “.

$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$$

$$c_{\text{Säure}} \cdot V_{\text{Säure}} = c_{\text{Lauge}} \cdot V_{\text{Lauge}}$$

Mit dieser Gleichung lassen sich durch Umstellen alle Fälle berechnen!

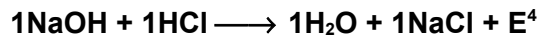
### Titration einer Salzsäure unbekannter Konzentration

V: 10 ml Salzsäure (0,2 mol/l) werden mit einer bestimmten Menge Natronlauge (c = 0,1 mol/l) neutralisiert.

#### 1. Notieren, was gegeben ist, was gesucht ist:

$$\begin{array}{ll} n_{\text{HCl}} = & n_{\text{NaOH}} = \\ c_{\text{HCl}} = 0,2 \text{ mol/l} & c_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ mol/l} \\ V_{\text{HCl}} = 0,01 \text{ l} & V_{\text{NaOH}} = \end{array}$$

#### 2. Reaktionsgleichung aufstellen



#### 3. Bestimmen der Stoffmengenverhältnisse im Neutralpunkt (=Äquivalenzpunkt)

Dazu genau die Reaktionsgleichung analysieren. Die Zahlen vor der Säure und vor der Base geben den besten Hinweis!

**Bedenke:** Wenn der optimale Fall eintritt, dass alle Oxoniumionen der Salzsäure mit allen Hydroxidionen der Natronlauge reagiert haben, die Lösung also weder Säure noch Lauge mehr enthält, kann man sagen, dass vorher genauso viele Teilchen HCl wie NaOH vorgelegen haben.

$$n_{\text{H}_3\text{O}^+} = n_{\text{OH}^-}$$

⇒ Im Neutralpunkt gilt nun, dass die Stoffmengen von Oxoniumionen und Hydroxid gleich sein müssen, d.h. das Stoffmengenverhältnis ist 1:1

#### Stoffmengenverhältnis:

$$\frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{NaOH}}} = \frac{1}{1} \quad (\text{Ablese aus der Reaktionsgleichung})$$

$$\Rightarrow \frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{NaOH}}} = 1 \quad | \cdot n_{\text{NaOH}}$$

$$\Rightarrow n_{\text{HCl}} = n_{\text{NaOH}}$$

#### 4. Einsetzen der Formel: $n = c \cdot V$

$$\Rightarrow c_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \quad | : V_{\text{HCl}}$$

$$\Rightarrow c_{\text{HCl}} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} / V_{\text{HCl}}$$

#### 5. Überprüfe Dein Ergebnis evtl. durch eine Messung!

#### Zusatzinformationen:

<http://de.wikipedia.org/wiki/Stoffkonzentration>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Titration>

<sup>4</sup> Ausnahmsweise mit der 1 davor, so sieht man besser das die Anteile gleich sind!

**Aufgaben zur Säure Base Titration und zum pH-Wert**

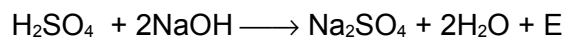
1. Für die Neutralisation von 50ml Schwefelsäure benötigt man 15ml Natronlauge mit der Konzentration 0,1mol/l. Bestimme die Konzentration der Schwefelsäure.
2. Es sollen 10ml Salzsäure ( $c = 0,001 \text{ mol/l}$ ) mit Kalkwasser neutralisiert werden. (Kalkwasser ist eine wässrige Lösung von Calciumhydroxid)
  - a) Stelle die Reaktionsgleichung auf
  - b) Bestimme die notwendige Stoffmenge an Calciumhydroxid.
  - c) Zur Calciumhydroxid Herstellung liegt Calciumoxid vor. Wie stellt man aus Calciumoxid Calciumhydroxid her (mit Reaktionsgleichung)? (Bedenke: Calciumoxid ist ein Metalloxid)
  - d) Welche Masse an Calciumoxid muss abgewogen werden, damit die notwendige Stoffmenge an Calciumhydroxid vorliegt?
  - e) Neutralisiere die Säure indem Du tropfenweise Dein selbst hergestelltes Kalkwasser hinzufügst. Füge einen Indikator zu und beobachte (In welcher Folge ändert sich die Indikatorfärbung?)
3. Statt Salzsäure werden 10ml Phosphorsäure ( $c = 0,001 \text{ mol/l}$ ) verwendet. Berechne die notwendige Menge an CaO
4. 50ml Salzsäure werden mit 30ml Natronlauge ( $c = 0,01 \text{ mol/l}$ ) neutralisiert. Welchen pH-Wert hatte die Salzsäure?
5. Wie viel Natronlauge ( $c = 0,01 \text{ mol/l}$ ) ist zum Neutralisieren eines Mineralwassers notwendig, wenn der pH-Wert 6,0 beträgt?
6. 0,05 mol einer Schwefelsäure werden auf ein Volumen von 250ml verdünnt. Welche Stoffmenge an Natronlauge ist zur Neutralisation notwendig? ;-)
7. Bei einem Experiment bleiben 1,2l Schwefelsäure über. Der pH-Wert ist 1. Wie viel ml Natronlauge ( $c = 0,5 \text{ mol/l}$ ) sind zum neutralisieren notwendig?
8. Wie groß ist der pH-Wert (und der pOH-Wert) einer Salzsäure, die eine Konzentration von
  - a) 1 mol/l hat
  - b) 0,1 mol/l hat
  - c) 0,01 mol/l hat
  - d) 0,001 mol/l hat
  - e) 0,0234 mol/l hat
9. Wie ist die Konzentration einer Schwefelsäure, welche einen pH-Wert von 4 hat?
10. a) Wie viele Oxoniumionen und wie viele Hydroxidionen befinden sich in 5l Blut, wenn Du weißt, dass Blut einen pH-Wert von 7,4 hat?  
b) Wie viele befinden sich in Magensäure (pH-Wert = 1)?
11. a) Welcher pH-Wert hat eine Lösung mit einer Konzentration von  $7,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$ ?  
b) Wie viele Oxoniumionen befinden sich dann in 50ml dieser Lösung?
12. 100ml HCl mit dem pH-Wert=3 werden mit 100ml HCl mit dem pH-Wert 4 zusammengeschüttet. Wie ist der anschließende pH-Wert?
13. Für die Neutralisation von 100ml Kalkwasser steht eine 1molare Phosphorsäure bereit. Es werden genau 22ml benötigt. Bestimme die Konzentration und anschließend den ursprüngliche pH-Wert des Kalkwassers.
14. Im Labor sollen 0,2l einer 0,015 molaren ( $\text{mol/l}$ ) Schwefligen Säure neutralisiert werden. Zur Neutralisation werden 44 ml Kalkwasser verwendet.
  - a) Stelle die Reaktionsgleichung auf und bestimme die Namen aller Produkte
  - b) Welche Konzentration hatte das Kalkwasser?
  - c) Wie viel Lösung einer 0,1molaren Kalilauge wäre notwendig gewesen?
  - d) Welchen pH-Wert zeigt ein Liter einer 0,015molaren Schwefligen Säure?
15. Berechne aus dem angegebenen pH-Wert die Konzentration an Oxoniumionen und Hydroxidionen:
  - a) 4,0
  - b) 11
  - c) 4,8
  - e) 12,55

**Musterlösung Aufgabe 1**

Für die Neutralisation von 50ml Schwefelsäure benötigt man 15ml Natronlauge mit der Konzentration 0,1 mol/l. Bestimme die Konzentration der Schwefelsäure.

**1. Notieren, was gegeben ist, was gesucht ist:**

$$\begin{array}{ll} n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = ? & n_{\text{NaOH}} = \\ c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = ? & c_{\text{NaOH}} = 0,1 \text{ mol/l} \\ V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,05 \text{ l} & V_{\text{NaOH}} = 0,015 \text{ l} \end{array}$$

**2. Reaktionsgleichung aufstellen****3. Bestimmen der Stoffmengenverhältnisse im Neutralpunkt**

Im Neutralpunkt ist laut Reaktionsgleichung die Stoffmenge der Natronlauge doppelt so hoch wie die der Schwefelsäure. Da die Schwefelsäure zweiprotonig ist, liegt die doppelte Menge  $\text{H}_3\text{O}^+$  vor:

**Stoffmengenverhältnis:**

$$\frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{NaOH}}} = \frac{1}{2} \quad | \cdot 2$$

$$\Rightarrow \frac{2 n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{NaOH}}} = 1 \quad | \cdot n_{\text{NaOH}}$$

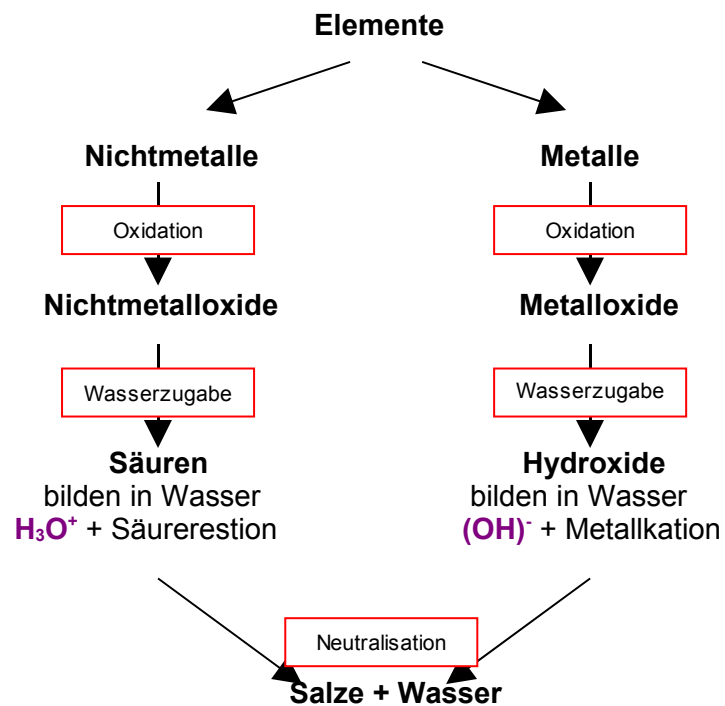
$$\Rightarrow \mathbf{2n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = n_{\text{NaOH}}}$$

**4. Einsetzen der Formel:  $n = c \cdot V$** 

$$\Rightarrow 2 (c_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{H}_2\text{SO}_4}) = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \quad | : 2 V_{\text{H}_2\text{SO}_4}$$

$$\Rightarrow \mathbf{c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} / 2V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}$$

$$\Rightarrow c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,1 \text{ mol/l} \quad 0,015 \text{ l} / 2 \cdot 0,05 \text{ l} = \underline{\underline{0,015 \text{ mol/l}}}$$

**Zusammenfassung: Säure und Laugenbildung****Aufgaben:**

1. Fasse die Grafik mit eigenen Worten zusammen
2. Vervollständige die folgenden Definitionen mit Hilfe Deines Heftes / Buches

**Wichtige Definitionen****Arrhenius:**

Eine Säure ist...

Eine Lauge ist...

**Brönstedt:**

Eine Säure ist...

Eine Base ist...

Eine Protolyse ist...

Das Kennzeichen einer Säure-Base Reaktion ist...

Eine Neutralisation ist...

Die Einführung des Konzeptes „Base“ wurde notwendig, da...

Salze entstehen z.B. durch...

**Wiederholungsfragen Säure, Lauge, Base**

1. Definiere die Begriffe Säure und Lauge und wiederhole alle Säuren und ihr Säurereste
2. Was ist ein Indikator? Erkläre, welche positiven Eigenschaften ein Stoff haben muss, um ein Indikator zu sein und nenne dir bekannte Indikatoren.
3. Wie kann man Chlorwasserstoff im Labor darstellen? Wie Salzsäure?
4. Was versteht man unter Protolyse? (Autoprotolyse?)
5. Welcher Zusammenhang besteht zwischen Säuren, der Säurewirkung und Oxoniumionen (bzw. Protonen)?
6. Definiere Säure, Lauge/ Base nach Arrhenius und Brönsted. Warum hat Brönsted das System der Lauge erweitert? (Tipp: nenne zuerst 5 Laugen und 15 Basen!)
7. Warum spricht man bei Säure - Base Reaktionen auch vom „Donor-Akzeptor-Prinzip“
8. Begründe mit einer Reaktionsgleichung, warum auch  $\text{NH}_3$  alkalisch wirken kann und  $\text{OH}^-$  freisetzt, obwohl es doch kein Hydroxid in der Formel enthält!
9. Welche Stoffe werden durch Säuren, welche durch Laugen angegriffen?
10. Was versteht man unter dem „korrespondierenden Säure-Base Paar“?
11. Was versteht man unter dem pH-Wert? Definiere und erkläre den genauen Zusammenhang zwischen pH-Wert und der Konzentration
12. Nenne 5 Dinge aus dem täglichen Leben, die eine Säure sind
13. Mit welcher Formel kannst Du berechnen, wie viel Lauge zu einer bestimmten Menge Säure hinzu gegeben werden muss.
14. Bestimme die Konzentration einer Lösung, die aus 95ml Wasser und 1mol Salz enthält
15. Wie viel Wasser muss zu 0,121 mol Kochsalz zugegeben werden, damit eine Lösung mit  $c = 0,05 \text{ mol/l}$  entsteht?
16. Berechne: Es sollen 10ml Salzsäure ( $n = 0,001 \text{ mol/l}$ ) mit Kalkwasser neutralisiert. Bestimme die notwendige Stoffmenge an Calciumhydroxid.
17. Berechne: Es sollen 10 ml Phosphorsäure ( $n = 0,001 \text{ mol/l}$ ) neutralisiert werden. Berechne für Kaliumhydroxid und für Kalkwasser.