

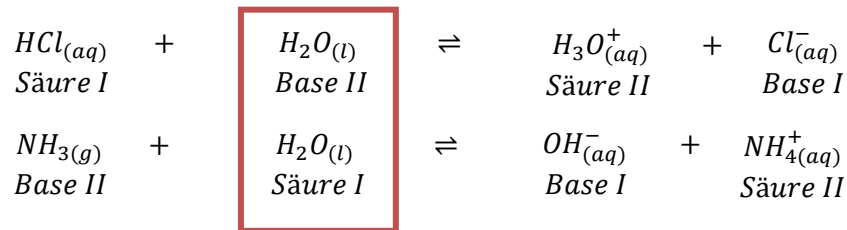


## Ampholyte

### Definition

Teilchen, die sowohl als Brønsted-Säure als auch als Brønsted-Base reagieren können nennt man Ampholyte oder amphotere Teilchen.

### Beispiel



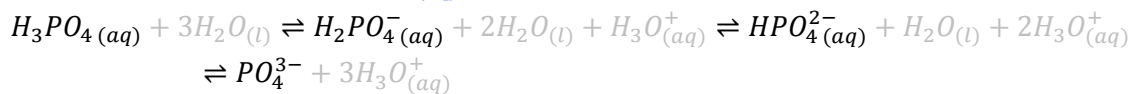
Wasser reagiert einmal als Base und einmal als Säure und ist damit ein amphoterer Teilchen!

## Mehrprotonige Säuren

### Definition

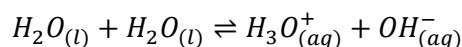
Teilchen bei denen mehr als ein Proton abgegeben werden kann bezeichnet man als mehrprotonige Säuren.

### Beispiel – Phosphorsäure: $H_3PO_4(aq)$



## Das Ionenprodukt des Wassers

Wie oben schon erkannt sind Wasser-Moleküle Ampholyte, sie können also als Basen und als Säuren reagieren. Lässt man nun zwei Wassermoleküle reagieren können dabei Ionen entstehen, ein Hydroxid-Ion und ein Oxonium-Ion. Diesen Vorgang nennt man **Autoprotolyse** da er von selbst (reich: auto=selbst) abläuft.



Stellt man für diese Reaktion das Massenwirkungsgesetz (s. KA1) auf ergibt sich folgende Gleichung:

$$K = \frac{c(H_3O^+_{(aq)}) * c(OH^-_{(aq)})}{c(H_2O_{(l)})^2}$$

Multipliziert man nun auf beiden Seiten mit dem Quadrat aus der Konzentration der tatsächlichen Wassermoleküle ergibt sich daraus:

$$K * c(H_2O_{(l)})^2 = K_w = c(H_3O^+_{(aq)}) * c(OH^-_{(aq)}) = const.$$

Betrachtet man nun die Gleichung erkennt man das  $K_w$  momentan noch nicht konstant ist, da bspw. die Konzentration an Wassermolekülen veränderbar ist. Dieses Problem löst man folgendermaßen. Die Konzentration an Hydroxid- und Oxonium-Ionen beträgt bei 25°C gerade mal  $10^{-7}$  mol/l. Betrachtet man dagegen die reinen Wasseratome beträgt deren Konzentration 55,4 mol/l. Es

entsteht also ein Verhältnis von 554.000.000 zu 1. Bei einem so großen Verhältnis erkennt man, dass eine Änderung an den Konzentrationen von Oxonium- oder Hydroxid-Ionen kaum etwas an der Konzentration des Wassers ändert. Dadurch wird die Konzentration des Wassers und auch  $K_w$  (bei einer gesetzten Temperatur) konstant!

$K_w$  wird auch als Ionenprodukt des Wassers bezeichnet und beträgt bei 25°C etwa  $10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}$ .

## pH-Wert

Da die Gleichung  $c(\text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+) * c(\text{OH}_{(aq)}^-)$  konstant ist muss folgendes gelten:

- In einer neutralen Lösung sind beide Konzentrationen gleich hoch, da sonst durch ein Ion ein basischer oder saurer Charakter entstehen würde. Es gilt also:

$$c(\text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+) = c(\text{OH}_{(aq)}^-) = \sqrt{K_w} = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$$

- In einer sauren Lösung befinden sich mehr Oxonium-Ionen als Hydroxid-Ionen. Der erste Teil der Oxonium-Ionen gleicht die Hydroxid-Ionen aus, der zweite Teil bildet den sauren Charakter. Die Konzentration an Oxonium-Ionen muss also über  $10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$  liegen!
- In einer alkalischen Lösung befinden sich weniger Oxonium-Ionen als Hydroxid-Ionen. Der erste Teil der Hydroxid-Ionen gleicht die Oxonium-Ionen aus, der zweite Teil bildet den alkalischen Charakter. Die Konzentration an Oxonium-Ionen muss also unter  $10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$  liegen!

**Dabei gilt:** Die Konzentration an Oxonium-Ionen und Hydroxid-Ionen kann nie gleich 0 sein, da sonst deren Produkt ( $K_w$ ) 0 wäre und somit nicht mehr konstant! In einer sauren Lösung befinden sich also nicht keine Hydroxid-Ionen sondern nur weniger! In einer alkalischen entsprechend andersrum!

Um nun einfachere Zahlen zu erhalten (tatsächlich der einzige Grund) zieht man aus der Konzentration an Oxonium-Ionen den negativen dekadischen Logarithmus und definiert in als pH-Wert. Als pOH wert bezeichnet man den negativen dekadischen Logarithmus an Hydroxid-Ionen.

$$pH = -\log\left(c(\text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+)\right) \quad pOH = -\log\left(c(\text{OH}_{(aq)}^-)\right)$$

Da das Produkt  $c(\text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+) * c(\text{OH}_{(aq)}^-)$  immer  $10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}$  ergibt folgt daraus folgendes:

$$c(\text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+) * c(\text{OH}_{(aq)}^-) = 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2} \quad | -\log(\dots)$$

$$-\log\left(c(\text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+) * c(\text{OH}_{(aq)}^-)\right) = -\log\left(10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2}\right)$$

$$-\log\left(c(\text{H}_3\text{O}_{(aq)}^+)\right) + -\log\left(c(\text{OH}_{(aq)}^-)\right) = 14$$

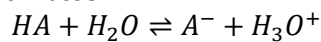
$$\mathbf{pH + pOH = 14}$$

## $K_S$ , $K_B$ , $pK_S$ , $pK_B$

Der pH-Wert macht keine Aussage über die Stärke bzw. Schwäche einer Säure oder Base, denn der pH-Wert ist von der Ausgangskonzentration abhängig. Daher muss eine neue Konstante erstellt werden, der Stärke oder Schwäche angibt:

### Herleitung $K_S$

Eine Säure reagiert generell nach diesem Schema mit Wasser:



Daraus kann man das Massenwirkungsgesetz aufstellen:

$$K = \frac{c(A^-) * c(H_3O^+)}{c(HA) * c(H_2O)}$$

Da wie schon beim pH-Wert die Konzentration an Wasser in einem so großen Übermaß vorkommt kann sie als konstant angesehen werden und auf die Seite der Gleichgewichtskonstante  $K$  gezogen werden. Die neue Konstante ergibt die Säurekonstante  $K_S$  und gibt die Stärke einer Säure an:

$$K_S = K * c(H_2O) = \frac{c(A^-) * c(H_3O^+)}{c(HA)}$$

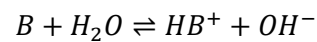
### Herleitung $pK_S$

Um die Zahlen wieder zu vereinfachen bezeichnet man den negativen dekadischen Logarithmus aus  $K_S$  als  $pK_S$ -Wert:

$$pK_S = -\log(K_S)$$

### Herleitung $K_B$

Eine Base reagiert generell nach diesem Schema mit Wasser:



Daraus kann man das Massenwirkungsgesetz aufstellen:

$$K = \frac{c(HB^+) * c(OH^-)}{c(B) * c(H_2O)}$$

Da wie schon beim pH-Wert die Konzentration an Wasser in einem so großen Übermaß vorkommt kann sie als konstant angesehen werden und auf die Seite der Gleichgewichtskonstante  $K$  gezogen werden. Die neue Konstante ergibt die Basenkonstante  $K_B$  und gibt die Stärke einer Base an:

$$K_B = K * c(H_2O) = \frac{c(HB^+) * c(OH^-)}{c(B)}$$

### Herleitung $pK_B$

Um die Zahlen wieder zu vereinfachen bezeichnet man den negativen dekadischen Logarithmus aus  $K_B$  als  $pK_B$ -Wert:

$$pK_B = -\log(K_B)$$

Betrachtet man zugehörige Säuren und Basen gilt weiterhin:

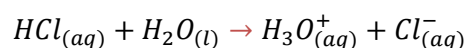
$$K_S * K_B = K_W = 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{l}^2} \quad pK_S + pK_B = pK_W = 14$$

Daraus ergibt sich, dass je stärker eine Säure ist, desto schwächer ist ihre korrespondierende Base und umgekehrt.

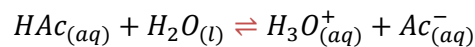
## Sehr starke und sehr schwache Säuren und Basen

Als sehr starke Säuren bzw. Basen bezeichnet man Säuren und Basen für die kein  $K_S$ - oder  $K_B$ -Wert definiert werden kann. Die stärkste bekannte Säure ist das Oxonium-Ion, die schwächste das Hydroxid-Ion. Alle Säuren und Basen für die ein  $K_S$ - oder  $K_B$ -Wert definiert werden kann werden als schwache Säuren bezeichnet.

Sehr starke Säuren und Basen dissoziieren vollständig, das heißt, dass sie vollständig und **nicht** im Gleichgewicht mit Wasser reagieren. Ein Beispiel für eine starke Säure ist die Salzsäure, für eine starke Base das korrespondierende Chlorid-Ion. Eine Reaktion von Salzsäure mit Wasser sähe folgendermaßen aus:



Schwache Säuren und Basen reagieren dagegen in einer Gleichgewichtsreaktion und dissoziieren **nicht** vollständig. Ein Beispiel für eine schwache Säure ist die Essigsäure, für eine schwache Base eine Ammoniaklösung. Die Reaktion von Essigsäure (HAc) sähe folgendermaßen aus:

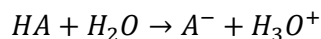


## pH-Wert von starken und schwachen Säuren und Basen

### Starke Säuren und Basen

#### Starke Säuren

Starke Säuren reagieren nach dem folgenden Reaktionsschema:



Da die Säure vollständig dissoziiert gilt:

$$c_0(HA) \approx c(A^-)$$

Da die Autoprotolyse des Wassers so klein ist, dass sie vernachlässigt werden kann gilt weiterhin:

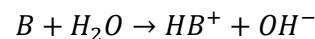
$$c_0(HA) \approx c(A^-) \approx c(H_3O^+)$$

Und damit:

$$pH = \log(c(H_3O^+))$$

#### Starke Basen

Starke Basen reagieren nach dem folgenden Reaktionsschema:



Da die Säure vollständig dissoziiert gilt:

$$c_0(B) \approx c(HB^+)$$

Da die Autoprotolyse des Wassers so klein ist, dass sie vernachlässigt werden kann gilt weiterhin:

$$c_0(B) \approx c(HB^+) \approx c(OH^-)$$

Und damit:

$$pOH = \log(c(OH^-))$$

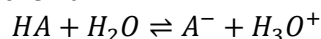
Nun gilt  $pOH + pH = 14$  und damit:

$$pH = 14 - \log(c(OH^-)) = 14 - pOH$$

### Schwache Säuren und Basen

#### Schwache Säuren

Schwache Säuren reagieren nach dem folgenden Reaktionsschema:



Daraus ergibt sich für den  $K_S$ -Wert die obige Gleichung:

$$K_S = \frac{c(A^-) * c(H_3O^+)}{c(HA)}$$

Da schwache Säuren nur im sehr geringen Maße mit Wasser reagieren gilt:

$$c_0(HA) \approx c(HA)$$

Da auch hier die Autoprotolyse vernachlässigt werden kann gilt weiter:

$$c(A^-) \approx c(H_3O^+)$$

Damit ergibt sich für die Säurekonstante:

$$K_S = \frac{c(H_3O^+)^2}{c_0(HA)}$$

Löst man diese Gleichung zur Konzentration an Oxonium-Ionen auf ergibt sich:

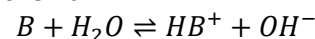
$$c(H_3O^+) = \sqrt{K_S * c_0(HA)}$$

Und den pH erhält man dann mit:

$$pH = -\log(c(H_3O^+)) = -\log(\sqrt{K_S * c_0(HA)})$$

#### Schwache Basen

Schwache Basen reagieren nach dem folgenden Reaktionsschema:



Daraus ergibt sich für den  $K_B$ -Wert die obige Gleichung:

$$K_B = \frac{c(HB^+) * c(OH^-)}{c(B)}$$

Da schwache Säuren nur im sehr geringen Maße mit Wasser reagieren gilt:

$$c_0(B) \approx c(B)$$

Da auch hier die Autoprotolyse vernachlässigt werden kann gilt weiter:

$$c(HB^+) \approx c(OH^-)$$

Damit ergibt sich für die Basenkonstante:

$$K_B = \frac{c(OH^-)^2}{c_0(B)}$$

Löst man diese Gleichung zur Konzentration an Hydroxid-Ionen auf ergibt sich:

$$c(OH^-) = \sqrt{K_B * c_0(B)}$$

Und den pOH erhält man dann mit:

$$pOH = -\log(c(OH^-)) = -\log(\sqrt{K_B * c_0(B)})$$

Eine weitere Formel wäre:

$$pH = \frac{1}{2} * (pK_S - \log(c_0(HA)))$$

Eine weitere Formel wäre:

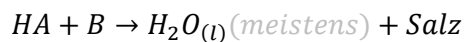
$$pOH = \frac{1}{2} * (pK_B - \log(c_0(HA)))$$

Nun gilt  $pOH + pH = 14$  und damit:

$$pH = 14 - \log(c(OH^-)) = 14 - pOH$$

## Säure-Base-Reaktionen

Als Säure-Base-Reaktionen bezeichnet man im Allgemeinen Reaktionen die nach folgendem Reaktionsschema reagieren. Säure-Base-Reaktionen sind Protonenübergangsreaktionen.



Ob das Produkt der Säure-Base-Reaktion neutral, sauer oder alkalisch ist hängt von dem Salz ab und aus den Ionen aus denen das Salz besteht. In der Tabelle sind noch einmal die vier Möglichkeiten aufgeführt die entstehen können:

Was passiert?	Beispiel	Lösung ist
Beide Rest-Ionen können nicht mehr weiterreagieren, da sie Rest-Ionen von starken bzw. schwachen Säuren oder Basen sind.	$HCl + NaOH \rightarrow H_2O + Na^+ + Cl^-$  <i>Cl<sup>-</sup> reagiert nicht weiter</i> <i>Na<sup>+</sup> reagiert nicht weiter</i>	<b>neutral</b>
Ein Ion ist Rest-Ion einer starken Säure oder Base und kann nicht mehr weiterreagieren. Da andere Ion kann allerdings da es von einer schwachen Säure stammt weiter reagieren.	$H_2CO_3 + 2KOH \rightarrow 2H_2O + 2K^+ + CO_3^{2-}$  <i>K<sup>+</sup> reagiert nicht weiter</i> $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + OH^-$	<b>alkalisch</b>
Ein Ion ist Rest-Ion einer starken Säure oder Base und kann nicht mehr weiterreagieren. Da andere Ion kann allerdings da es von einer schwachen Säure stammt weiter reagieren.	$H_2SO_4 + NaOH \rightarrow H_2O + Na^+ + HSO_4^-$  <i>Na<sup>+</sup> reagiert nicht weiter</i> $HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H_3O^+$	<b>sauer</b>
Beide Ionen sind Rest-Ionen von schwachen Säuren oder Basen und können daher beide weiterreagieren. Die entstehenden Oxonium- und Hydroxid-Ionen neutralisieren sich gegenseitig.	$NH_3 + HAc \rightarrow NH_4^+ + Ac^-$  $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + OH^-$ $Ac^- + H_2O \rightleftharpoons HAc + H_3O^+$  $OH^- + H_3O^+ \rightleftharpoons 2 H_2O$	<b>neutral</b>

## pH-Indikatoren

### Definitionen

Als **Universalindikator** bezeichnet man Indikatorgemische die in einem großen pH-Bereich ihre Farbe kontinuierlich ändern. Als **Indikator** bezeichnet man schwache Säuren, die sich farblich von ihren korrespondierenden Basen unterscheiden. Hier ändert sich durch Aufnahme oder Abgabe von Protonen die Elektronenverteilung und damit die Farbe der Verbindung.

## Übersicht

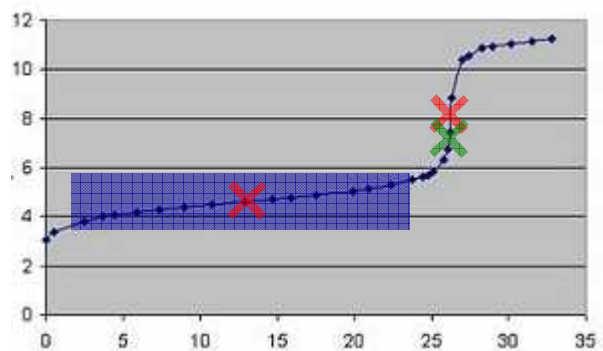
Indikator	pH-Bereich	pK <sub>s</sub> -Wert
Bromthymolblau	6-7,6	7,1
Lackmus	5-8	6,5
Methylorange	3-4,4	3,4
Methylrot	4,2-6,2	5
Phenolphthalein	8,2-10	9,4
Thymolblau (dreifarbig!)	1,2-2,8 und 8,0-9,6	1,7 und 8,9
Thymolphthalein	9,3-10,5	10

Folgendes gilt etwa (zur Vereinfachung):  $\text{pH-Bereich} \approx \text{pK}_s \pm 1$

## Titrationen

In Titrationskurven wird über der zugegebenen Menge an Maßlösung (x-Achse) der pH-Wert aufgetragen (y-Achse) (Säure-Base-Titration). Bei der Leitfähigkeitstiteration wird dagegen auf der y-Achse die Leitfähigkeit aufgetragen. Es lassen sich verschiedene Punkte und Bereiche erkennen:

- **Äquivalenzpunkt(e)** (Stoffmenge der Base/Säure der Maßlösung ist gleich der Stoffmenge der Säure/Base der Probelösung)
- **Neutralpunkt** (Punkt an dem  $\text{pH}=7$ )
- **Pufferbereich(e)** (s. Puffersysteme)



## Puffersysteme

Puffersysteme sind Lösungen schwacher Säuren (Basen) und deren korrespondierenden Basen (Säuren). Pufferlösungen ändern ihren pH-Wert bei Zugabe von Oxonium- oder Hydroxid-Ionen nur wenig.

Die Puffer-Lösung wird immer über eine Reaktionsgleichung oder den zugehörigen Namen angegeben:



Nun muss gesondert der Fall betrachtet werden in dem Oxonium-Ionen zugegeben werden. Durch die Zugabe von Oxonium-Ionen reagieren diese Ionen mit den Acetat-Ionen zu Essigsäure und Wasser, sodass die Gleichgewichtskonstante bleibt:  $\text{Ac}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \text{HAc} + \text{H}_2\text{O}$ . Daraus folgt keine pH-Änderung, sondern Pufferung.

Betrachtet man den Fall wenn Hydroxid-Ionen zugegeben werden muss die andere Seite der Reaktion betrachtet werden. Die Hydroxid-Ionen reagieren mit der Essigsäure zu weiteren Acetat-Ionen und Wasser, sodass die Gleichgewichtskonstante bleibt:  $\text{HAc} + \text{OH}^- \rightarrow \text{Ac}^- + \text{H}_2\text{O}$ . Auch hieraus folgt eine Pufferung.

Es wird auf beiden Seiten die Ionen-Zugabe abgefangen und gepuffert. Der pH-Ändert sich nicht wesentlich!

# Naturstoffe

## Kohlenhydrate - Allgemein

Kohlenhydrat ist ein Sammelbegriff für Stoffe, die vorwiegend aus Kohlenstoff, Sauerstoff und Wasserstoff aufgebaut sind und durch Stickstoff und Schwefel ergänzt werden.

Die allgemeine Summenformel ist  $C_nH_{2n}O_n$

Man unterscheidet bei den Kohlenhydraten in 3 Gruppen:

- Monosaccharide (ein Kohlenstoff-Ring): bspw.: Glucose, Fructose,...
- Disaccharide (zwei Kohlenstoff-Ringe): bspw.: Saccharose, Maltose, Laktose,...
- Polysaccharide (mehr als zwei Kohlenstoff-Ringe): bspw.: Stärke, Cellulose,...

## Nachweisreaktionen

Hier die Nachweisreaktionen aus einer Zusammenfassung aus Klasse 10 (G8) bzw. 11 (G9). Einfach Ethanal durch Glucose ersetzen und Essigsäure durch Gluconsäure.

## Fehling Probe

Durchführung:

Man mischt in einem Reagenzglas Fehling I (Kupfersulfatlösung) und Fehling II (enthält Natronlauge) und das zu testende Präparat. Dieses Gemisch stellt man nun in ein 80°C heißes Wasserbad

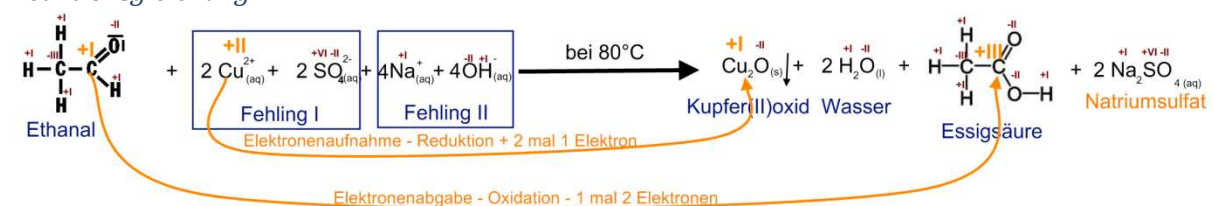
Beobachtung:

Wenn die Probe positiv abläuft, lässt sich statt der vorher klaren, blauen Lösung ein rot-brauner Niederschlag erkennen.

Ergebnis:

Es ist das rostbraune Kupfer(II)oxid entstanden

## Reaktionsgleichung



Die Fehling I und die Fehling II Lösung, teilen sich beim Eintritt in Wasser in Ionen auf. Bei der Reaktion, bewegt sich jetzt die OH-Gruppe, zu dem H an der Aldehydgruppe und ersetzt es. Jetzt verbinden sich das Natrium-Ion und das Sulfat-Ion und sie bilden Natriumsulfat. Die übrigen 3 OH-Gruppen machen nun folgendes: Die erste verbindet sich mit dem H-Atom aus der Glucose und bildet Wasser, die nächste OH-Gruppe hohlt sich ein H-Atom von der dritten OH-Gruppe und bildet ebenfalls Wasser, das übrige O-Atom verbindet sich jetzt mit den zwei Kupfer-Ionen und bildet, dass für uns erkennbare Kupfer(II)oxid. Dieses ist wasserunlöslich und setzt sich daher auf den Boden des Reagenzglases ab. Während dieser Reaktion muss das Kupfer 2 mal 1 Elektron aufnehmen, damit es mit dem Sauerstoff eine Bindung eingehen kann, es wird reduziert. Diese 2 Elektronen gibt das rechte Kohlenstoff der Glucose (es wird oxidiert) ab, um eine Bindung mit einer OH-Gruppe einzugehen. Die Reaktion ist also eine Redoxreaktion



## Tollens-Probe (Silberspiegelprobe)

### Durchführung:

Tollens-Reagenz (ammoniakalische Silbernitratlösung) mit Probesubstanz in ein Reagenzglas geben). Reagenzglas in ein ca. 80°C heißes Wasserbad stellen

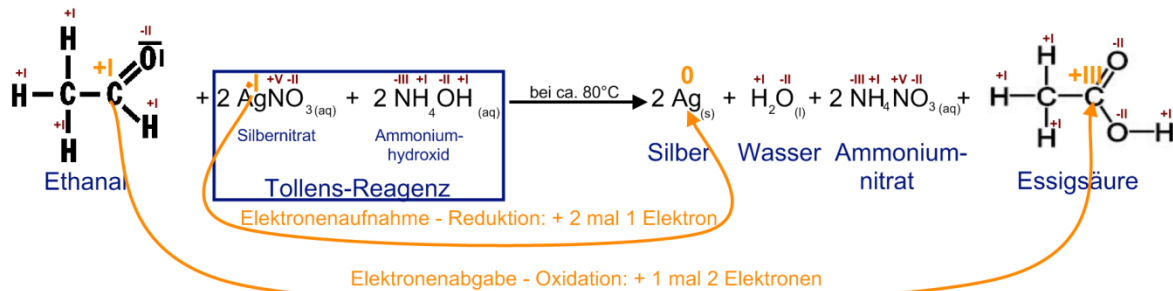
### Beobachtung:

Wenn die Tollens-Probe positiv verläuft, bildet sich ein Silberspiegel an der Wand des Reagenzglases

### Ergebnis:

Es muss elementares Silber entstanden sein

### Reaktionsgleichung:



Auch hier ersetzt am Anfang eine OH-Gruppe (nämlich die aus dem Ammoniumhydroxid), das H-Atom von der Glucose. Dieses H-Atom bildet erst mal mit der zweiten OH-Gruppe aus dem zweiten Ammoniumhydroxid Wasser. Da bei der Aufnahme der OH-Gruppe von der Glucose, die Glucose 2 Elektronen abgegeben hat (es wurde oxidiert), nimmt das Silber diese Elektronen auf und wird zu elementarem Silber (es wird reduziert). Die übrigen Nitrat-Ionen bilden dann mit den übrigen Ammonium-Ionen, zwei Mal Ammoniumnitrat.

## Schiffsreagenz-Probe

### Durchführung:

Probesubstanz in ein Reagenzglas geben. Schiffsreagenz dazu tropfen

### Beobachtung:

Wenn der Versuch positiv verläuft, verfärbt sich die Lösung leicht violett

### Ergebnis:

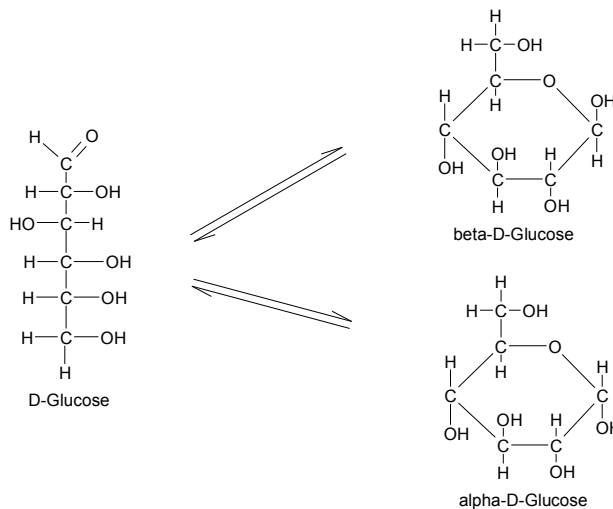
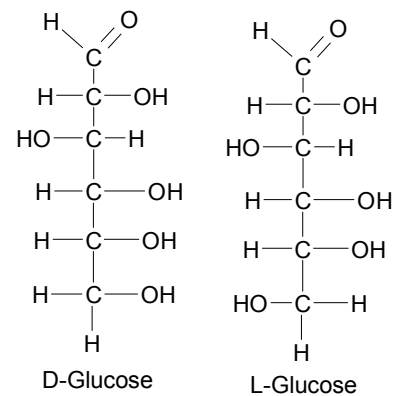
Der Nachweis verlief positiv, da der enthaltene Farbstoff (Fuchsin) seine Farbe in Anwesenheit eines aliphatischen Aldehyds seine Farbe (von farblos nach violett)

### Fazit:

Die Schiffsreagenz-Probe ist weniger eindeutig, da keine Redoxreaktion abläuft, daher wird sie auch seltener eingesetzt. Man benutzt sie nur zur Überprüfung ob ein Aldehyd aliphatisch ist.

## Strukturformelaufklärung der Glucose

Da die Glucose sechs Kohlenstoffe besitzt bezeichnet man sie als Hexose. Da sie eine Aldehydgruppe besitzt bezeichnet man sie als Aldose. Zusammen ergibt sich dann Aldohexose. Je nachdem ob sich die letzte OH-Gruppe auf der linken oder rechten Seite befindet wird die Glucose D- für rechts oder L-Glucose für links genannt. Die Projektion in der Abbildung wird Fischer-Projektion genannt und zeigt die offenkettige (aliphatische) Form der Glucose. In echt liegt die Glucose nur zu unter 0,26% in dieser Form vor. In der Glucose sind alle C-Atome bis auf das letzte und das erste asymmetrisch (d.h.: sie haben vier verschiedene Bindungspartner).



Die Glucose in der Fischer-Form ist in einer Gleichgewichtsreaktion mit der sogenannten  $\alpha$ -Glucose und der  $\beta$ -Glucose, die sich nur in der Stellung der OH-Gruppe am ersten C-Atom unterscheiden. Ist diese Gruppe unten ist dies die  $\alpha$ -Glucose, ist sie oben ist es die  $\beta$ -Glucose.

Die beiden Glucose-Formen werden in der Haworth-Projektion dreidimensional dargestellt in Form eines Sechsecks der von den Kohlenstoffen 1-5 geformt und dem Sauerstoff aus der Aldehydgruppe geformt wird. Ein

anderer Name für die Moleküle der Haworth-Projektion ist Halbacetal. Reagiert ein Halbacetal mit Alkohol-Molekülen entsteht ein Acetal. Dabei wird der Alkohol an der OH-Gruppe am ersten C-Atom gebunden. Bei der Reaktion wird Wasser abgespalten.

## Chiralität

Häufig gibt es wie bei der Glucose zwei verschiedene Isomere des gleichen Moleküls, einmal die D-Form und einmal die L-Form der Glucose, die den gleichen Stoff bezeichnen, allerdings sich im Aufbau unterscheiden. Kann man jetzt, wenn man beide nebeneinander zeichnet eine Spiegelachse einzeichnen bezeichnet man die beiden als Enantiomere, sie verhalten sich wie Bild und Spiegelbild. Probiert man diese nun durch Drehungen und Verschiebungen in der Projektionsebene aufeinander zu bringen und dies gelingt nie bezeichnet man sie als chiral, gelingt es nicht sind sie nicht chiral.



## Optische Aktivität

### Polarisiertes Licht

Lichtwellen können sich in zwei verschiedenen Formen ausbreiten, entweder als einfache Welle die nur nach oben oder unten geht (vergleichbar mit einer Wasserwelle) oder als Kombination von mehreren überlagerten Wellen. Das Wasserwellen-Licht wird als linear polarisiertes Licht bezeichnet. Das aus den Überlagerungen als zirkular polarisiertes Licht. Zirkular polarisiertes Licht sind also mehrere Wellen gleichzeitig die zueinander in bestimmten Winkeln verdreht sind.

## Optische Aktivität

Als optisch aktive Stoffe werden Stoffe bezeichnet, die Licht „drehen“. Kommt also eine Lichtwelle an, die sich vorher von oben nach unten und zurück bewegt hat wird die im Medium gedreht, dass sie beispielsweise zwischen oben rechts und unten links schwankt. Der Drehwinkel betrüge hier  $45^\circ$ . Wird das Licht nach rechts gedreht wird der Drehwinkel positiv beziffert und im Namen des Stoffes wird ein + eingeführt (bspw.: D(+)-Glucose). Wird das Licht nach links gedreht ist der Drehwinkel negativ, und ein - wird in den Stoffnamen eingefügt (bspw.: D(-)-Glucose). Die optische Aktivität stellt eine einfache Stoffeigenschaft (wie pH, Schmelztemperatur, o.Ä.) dar bei der wir nicht erklären können müssen wie diese zustande kommt. Durch diese optische Aktivität lassen sich zwei Enantiomere unterscheiden!

Mischt man zwei Stoffe zu gleichen Stoffmengen die einen entgegengesetzten Drehwinkel haben entsteht ein sogenanntes Racemat, welches keinen Drehwinkel hat und das Zeichen  $\pm$  im Namen erhält.

## Messung von optischer Aktivität

Gemessen wird optische Aktivität mittels eines Polarimeters. Dabei wird von einer Natriumdampfampe monochromatisches (einfarbiges), zirkular polarisiertes Licht ausgesendet. Dieses Licht wird über einen Polarisator (eine Platte mit dünnen Rillen die nur in eine Richtung gerichtet sind) linear polarisiert und anschließend durch das Medium geleitet. Im Medium wird das Licht nun gedreht. Anschließend trifft das gedrehte Licht auf den Analysator, der ein weiterer Polarisator ist, der aber mit der Hand gedreht werden kann. Je nach Drehung kommt nun mehr Licht durch den Polarisator, dann wenn am Meisten Licht hindurch gelangt hat man den optimalen Drehwinkel erreicht der charakteristisch für den Stoff ist. Den Winkel kann man dann direkt am Gerät ablesen und mit tabellarisch erfassten Werten vergleichen.

*Immer schade, wenn eine Zusammenfassung die zehn Seiten packt, aber hier musste es wohl sein. Ich vermute die Chemie-Klausur wird relativ anspruchsvoll, was bei den Erklärungen die wir bekommen haben problematisch ist. Lest euch am besten noch einmal die Seiten im Buch durch – hilft tatsächlich. Solche Aufgaben wie die Abituraufgaben kann sie meiner Meinung nach eigentlich nicht dran bringen, das Niveau von denen ist zu hoch für 12.2.! Schaut euch die Aufgaben im Buch an – die sind machbar mit unserem Wissen (nach dem Lernen ;))  
Wie immer gilt bei Fragen/Fehlern/Zusammenfassungen/etc. dürft ihr mir eine Mail schreiben ([fsure@web.de](mailto:fsure@web.de)). Ich wünsche euch – trotz Chemie – viel Spaß beim Lernen und bei eurem Wochenende.*

*Gruß,  
Florian*