Grundwissen Chemie – 10. Klasse NTG (G9)

I. Protonenübergänge (Säure-Base-Reaktionen)

Säure-Base-Indikatoren

Verursachen in verschiedenen wässrigen Lösungen unterschiedliche Färbungen und zeigen an, ob es sich um eine saure, neutrale oder basische Lösung handelt (lat. *indicare* = anzeigen).

Wichtige Säure-Base-Indikatoren

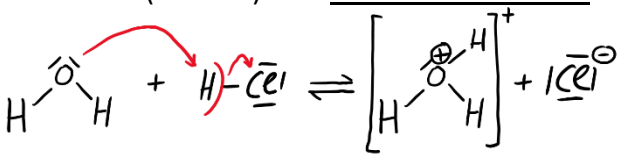
	Saure Lösung	Neutrale Lösung	Basische Lösung
Bromthymolblau	Gelb	Grün	Blau
Phenolphthalein	Farblos	Farblos	Pink
Universalindikator	Rot	Grün	Blau

Eigenschaften saurer Lösungen (→ Stoffebene)

- Je nach Konzentration ätzend oder reizend
- Reagieren mit Carbonat-Salzen (z.B. Calciumcarbonat) unter Bildung von Kohlenstoffdioxid
- Reagieren mit unedlen Metallen unter Bildung von Wasserstoff

Kennzeichen einer Brönsted-Säure (→ Teilchenebene)

- Mindestens ein Wasserstoff-Atom mit einem stark elektronegativen Bindungspartner (F, O, N, Cl oder Br) → stark polare Elektronenpaarbindung
- Das polar gebundene Wasserstoff-Atom kann bei der Reaktion mit einem geeigneten Teilchen (z.B. Wasser-Molekül) als Proton (H^+-Ion) abgespalten werden
- Brönsted-Säuren (z.B. HCl) sind Protonendonatoren
- Bsp.:



Wichtige Brönsted-Säuren

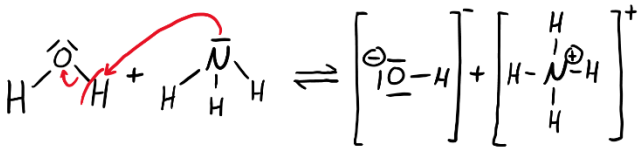
- HCl: Wasserstoffchlorid-Molekül („Salzsäure-Molekül“)
- HF: Wasserstofffluorid-Molekül („Flusssäure-Molekül“)
- HNO_3: Salpetersäure-Molekül
- H_2CO_3: Kohlensäure-Molekül
- H_2SO_4: Schwefelsäure-Molekül
- H_3PO_4: Phosphorsäure-Molekül
- CH_3COOH: Ethansäure-Molekül („Essigsäure-Molekül”)

Eigenschaften basischer Lösungen (→ Stoffebene)

- Sind oft ätzend
- Reagieren mit bestimmten unedlen Metallen (z.B. Al) unter Bildung von Wasserstoff

Merkmale einer Brönsted-Base (→ Teilchenebene)

- Mindestens ein freies Elektronenpaar an einem stark elektronegativen Atom
- bei der Reaktion mit einem geeigneten Teilchen (z.B. Wasser-Molekül) kann ein Proton (H^+-Ion) dieses Reaktionspartners aufgenommen werden
- Brönsted-Basen (z.B. NH_3) sind Protonenakzeptoren
- Bsp.:



Wichtige Brönsted-Basen

- NH_3: Ammoniak-Molekül
- OH^-: Hydroxid-Ion

Säure-Base-Reaktion

Bei der Reaktion einer Brönsted-Säure (HA) mit einer Brönsted-Base (B) findet immer ein Protonenübergang statt. An einem Protonenübergang sind folglich immer zwei korrespondierende (zugehörige) Säure-Base-Paare beteiligt.

$$\underset{\text{Säure 1}}{HA} + \underset{\text{Base 2}}{B} \rightleftharpoons \underset{\text{Base 1}}{A^-} + \underset{\text{Säure 2}}{BH^+}$$

Protonenübergänge sind reversibel, d.h. es laufen ständig Hin- und Rückreaktion ab. Es liegt ein chemisches Gleichgewicht vor, das in der Reaktionsgleichung unter Verwendung eines Gleichgewichtspfeils (⇌) dargestellt wird.

Ampholyte

Teilchen, die abhängig vom Reaktionspartner sowohl als Brönsted-Säure als auch als Brönsted-Base-reagieren können (z.B. Wasser-Moleküle). Dieses Reaktionsverhalten wird auch als amphoter bezeichnet.

Autoprotolyse von Wasser-Molekülen

Zwischen Wasser-Molekülen laufen ständig Protonenübergänge (Protolysen) unter Bildung von Oxonium- und Hydroxid-Ionen ab.

$$2\,H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

Der pH-Wert

- Umfasst den Zahlenbereich von 0 – 14
- Maß für die Konzentration an Oxonium-Ionen (H_3O^+) einer Lösung
- Stoffmengenkonzentration: Stoffmenge eines gelösten Stoffes pro Volumen der Lösung

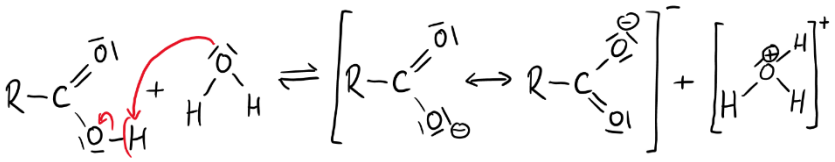
$$c(x) = \frac{n(x)}{V(\text{Lösung})}$$

- pH-Wert ist definiert als negativ dekadischer Logarithmus des Zahlenwertes von $c(H_3O^+)$
- Bsp.: $c(H_3O^+) = 10^{-1}$ → pH = 1
  - $c(H_3O^+) < c(OH^-)$: pH < 7 → saure Lösung
  - $c(H_3O^+) = c(OH^-)$: pH = 7 → neutrale Lösung
  - $c(H_3O^+) > c(OH^-)$: pH > 7 → basische Lösung

Acidität

Maß für die Fähigkeit eines Teilchens, als Säure zu reagieren.

Aufgrund der Carboxy-Gruppe reagieren Carbonsäure-Moleküle als Säuren, Alkohol-Moleküle hingegen nicht.



Ursachen:

- Aufgrund des -I-Effekts des Carbonyl-Sauerstoff-Atoms ist die O-H-Bindung eines Carbonsäure-Moleküls stärker polarisiert als bei Alkohol-Molekülen (+I-Effekt des Alkyl-Restes) → Protonenabgabe begünstigt
- Das durch Protonenabgabe entstehende Carboxylat-Ion ist mesomeriestabilisiert, das Alkoholat-Ion wäre es nicht

Die Neutralisation
Reaktion gleicher Stoffmengen von Oxonium- und Hydroxid-Ionen zu Wasser-Molekülen.

$$H_3O^+ + OH^- \rightleftharpoons 2\,H_2O$$

Sind die Stoffmengen von Oxonium- und Hydroxid-Ionen gleich groß: Neutrale Lösung
Nach dem Eindampfen der Lösung liegt ein Salz vor.

Bestimmung der Konzentration einer sauren/basischen Lösung durch Neutralisations-Titration. Zugabe einer Maßlösung (Lösung bekannter Konzentration) zu einer Vorlage (Lösung unbekannter Konzentration): Farbumschlag eines geeigneten Indikators am Äquivalenzpunkt.

II. Elektronenübergänge (Redoxreaktionen)

Begrifflichkeiten

- **Ox**idation: Elektronen**ab**gabe, Oxidationszahl wird größer
- **Red**uktion: Elektronen**auf**nahme, Oxidationszahl wird kleiner
- **Redox**reaktion: Elektronenübergang
- Teilchen, die Elektronen abgeben, werden Elektronendonatoren genannt. Sie sind Reduktionsmittel, da sie andere Teilchen reduzieren. Dabei werden sie selbst oxidiert.
- Teilchen, die Elektronen aufnehmen, werden Elektronenakzeptoren genannt. Sie sind Oxidationsmittel, da sie andere Teilchen oxidieren. Dabei werden sie selbst reduziert.

Redoxreaktionen außerhalb wässriger Lösungen
Bsp.: Bildung von Magnesiumoxid

Ox: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^- \; /\cdot 2$ (Reduktionsmittel: Mg)
Red: $O_2 + 4e^- \rightarrow 2\,O^{2-}$ (Oxidationsmittel: O_2)
Redox: $2\,Mg + O_2 \rightarrow 2\,Mg^{2+} + 2\,O^{2-}$

Redoxreaktionen in wässriger Lösung
Bei Redoxreaktionen in wässrigen (sauren oder basischen) Lösungen müssen zusätzlich der Ladungsausgleich mit Oxonium- bzw. Hydroxid-Ionen und der Massenausgleich mit Wasser-Molekülen beachtet werden (s. **„Infoblatt_Redox_wässrige_Lösung“**).

Die Oxidationszahl (OZ)
Wird als römische Ziffer mit Vorzeichen über einem Atom bzw. „Atom-Ion“ angegeben.

Bestimmung der OZ anhand der Molekülformel:

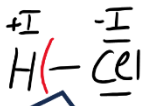
Teilchen	Oxidationszahl
1. Atome in Elementen, z.B. Al, O_2, H_2, S_8	0
2. Wasserstoffatome in Verbindungen, z.B. H_2O Ausnahme: Metallhydride, z.B. LiH, NaH	+I -I
3. Halogenatome in Verbindungen, z.B. HF, CCl_4	meist -I
4. Sauerstoffatome in Verbindungen, z.B. H_2O Ausnahme: Peroxide, z.B. H_2O_2	-II -I
5. Ionen z.B. Fe^{3+} z.B. Cl^-	entspricht Ladungszahl +III -I
6. Moleküle → Molekülformel, z.B. H_2O Salze → Verhältnisformel, z.B. $MgCl_2$	Summe der OZ aller Atome muss 0 ergeben
7. Molekül-Ionen z.B. NH_4^+ z.B. PO_4^{3-}	Summe der OZ aller Atome entspricht Ladungszahl +I -III

Bestimmung der OZ anhand der Strukturformel:
Die Bindungselektronen werden dem Atom mit der höheren Elektronegativität zugeordnet:

- heterolytische Zuordnung der Elektronen bei polaren Atombindungen (z.B. bei HCl) bzw.
- homolytische Zuordnung bei unpolaren Atombindungen (z.B. bei H_2)

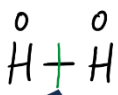
Ermittlung der Oxidationszahl durch Vergleich der zugeordneten Elektronen des jeweiligen „Atom-Ions“ mit der eigentlichen Anzahl an Valenzelektronen des entsprechenden Atoms.

z.B. bei HCl



Polare Elektronenpaarbindung
Bindungselektronen sind „zum Chlor-Atom hin verschoben“
→ H-Atom gibt formal ein Elektron ab (**heterolytische Zuordnung**)

z.B. bei H_2



Unpolare Elektronenpaarbindung
Bindungselektronen werden bei gleicher Elektronegativität der Bindungspartner **homolytisch zugeordnet.**

Oxidation von Alkoholen

- Primäre Alkohole werden zu Aldehyden oder (mit starken Oxidationsmitteln) zu Carbonsäuren oxidiert
- Sekundäre Alkohole werden zu Ketonen oxidiert.
- Tertiäre Alkohole können nicht weiter oxidiert werden.

Aldehyd-Nachweise

Die Fehling- und Silberspiegelprobe basieren auf der Oxidation von Aldehyden zu Carbonsäuren in basischer Lösung.

- Ox: $R\text{-}CHO + 2\ OH^- \rightarrow R\text{-}COOH + 2\ e^- + H_2O$

Fehling-Probe:

- Oxidation von Aldehyden mit Hilfe von Cu^{2+}-Ionen
- Es bildet sich ein rostroter Niederschlag aus Kupfer(I)-oxid
- Red: $2\ Cu^{2+} + 2\ e^- + 2\ OH^- \rightarrow Cu_2O + H_2O$

Silberspiegel-Probe:

- Oxidation von Aldehyden mit Hilfe von Ag^+-Ionen
- Es bildet sich ein Silberspiegel (elementares Silber) an der Wand des Reagenzgefäßes
- Red: $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

Brennstoffzellen

Umwandlung chemischer Energie eines kontinuierlich zugeführten Brennstoffs in elektrische Energie (Bsp.: Wasserstoff-Sauerstoff-Brennstoffzelle)

III. Nucleophil-Elektrophil-Reaktionen

Nucleophil

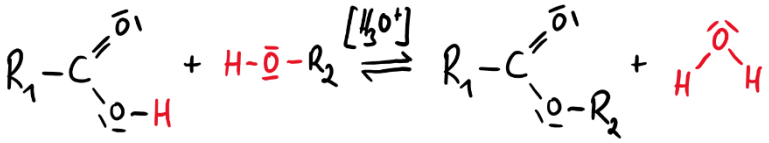
Kernliebendes Teilchen: Enthält ein Atom/Atome mit negativer Partial- oder Formal-Ladung

Elektrophil

Elektronenliebendes Teilchen: Enthält ein Atom/Atome mit positiver Partial- oder Formal-Ladung

Carbonsäure-Ester

Entstehen durch Reaktion eines Carbonsäure-Moleküls mit einem Alkohol-Molekül



Reaktionsmechanismus: Säurekatalysierte Esterkondensation (Veresterung)

Kondensationsreaktion: Reaktion von zwei Molekülen zu einem größeren Molekül unter Abspaltung eines kleineren Moleküls (z.B. H_2O oder HCl)

Reaktionsmechanismus Esterhydrolyse:

- Säurekatalysierte Esterhydrolyse: Carbonsäure- und Alkohol-Molekül als Produkte
- Baseninduzierte Esterhydrolye: Carboxylat-Ion und Alkohol-Molekül als Produkte

Weitere Kondensationsreaktionen:

- Reaktion von Aminosäuren zu Peptiden unter Ausbildung einer Peptid-Bindung (Amid-Bindung)
- Herstellung von Nylon (Polyamid)

Fette und fette Öle

Fett-Moleküle entstehen durch Veresterung des dreiwertigen Alkohols Glycerin (Propan-1,2,3-triol) mit drei langkettigen Monocarbonsäuren.
Die Carbonsäure-Reste werden folglich auch Fettsäure-Reste genannt.

- Gesättigte Fettsäure-Reste: Nur Einfachbindungen zwischen Kohlenstoffatomen
- Ungesättigte Fettsäure-Reste: Mindestens eine Doppelbindung
- Natürlich vorkommende Fettsäuren weisen an den Doppelbindungen Z-Konfiguration auf

Löslichkeit

Fett-Moleküle haben nur eine sehr geringe Molekülpolarität.
→ kaum Dipol-Dipol-Wechselwirkungen
Aufgrund der langen Alkylreste wirken jedoch starke London-Dispersions-Wechselwirkungen zwischen den Molekülen.
→ Fette sind hydrophob bzw. lipophil

Schmelzbereich

Aufgrund der Z-Konfiguration weisen ungesättigte Fettsäure-Reste einen „Knick“ im Molekülbau auf.
→ je mehr ungesättigte Fettsäure-Reste ein Fett-Molekül enthält, desto schlechter können sich die Fett-Moleküle aneinanderlagern
→ weniger starke London-Dispersions-Wechselwirkungen
→ geringerer Schmelzbereich des entsprechenden Fettes bzw. fetten Öles

Nachweis ungesättigter Fettsäuren

Mit Hilfe von Povidon-Iod-Lösung (Betaisodona-Lösung) und Stärke-Lösung
→ liegen nur gesättigte Moleküle vor: **tiefblaue Färbung** (Iod-Stärke-Komplex)
→ liegen ungesättigte Moleküle vor, wird Iod an die Doppelbindungen addiert
→ kein Iod-Stärke-Komplex möglich

Seifen als Beispiel für Tenside

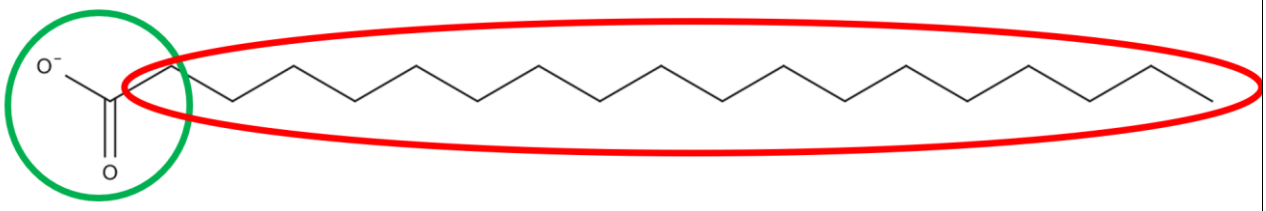
Verseifung

Baseninduzierte Esterhydrolyse von Fett-Molekülen
Es werden die Salze der Fettsäure-Anionen (= Seifen) gebildet

Eigenschaften von Seifen

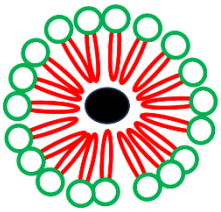
- Herabsetzung der Grenzflächenspannung (Oberflächenspannung)
- Emulgiervermögen
- Dispergiervermögen

Seifen sind Lösungsvermittler und werden auch als Tenside bezeichnet.



Da Tensid-Teilchen (Teilchenebene) aus einem **polaren Kopf (Carboxylat-Gruppe)** und einem **unpolaren Schwanz (Alkyl-Rest)** aufgebaut sind, sind Tenside (Stoffebene) sowohl hydrophil als auch lipophil und werden daher auch als amphiphil („beides liebend“) bezeichnet.

Beim Waschvorgang ordnen sich Tensid-Teilchen in Micellen an, in denen der Schmutz (aufgebaut aus unpolaren Molekülen) eingelagert ist und abgewaschen werden kann.



Nachteile gewöhnlicher Seifen

- Basische Reaktion: Zerstörung von empfindlichem Gewebe sowie des Säureschutzmantels unserer Haut möglich
- Härte-Empfindlichkeit: Verlust der Waschwirkung in hartem Wasser durch Bildung schwerlöslicher Kalk- oder Magnesiumseifen → Ablagerung als Grauschleier
- Säure-Empfindlichkeit: Verlust der Waschwirkung in saurer Lösung durch Bildung von Fettsäure-Molekülen in Folge einer Protonierung der Fettsäure-Anionen durch Oxonium-Ionen

Kohlenhydrate

Monosaccharide: Glucose (Aldose) und Fructose (Ketose)

- Vorkommen in offenkettiger Aldehyd- bzw. Ketoform sowie in Ringform (Halbacetal- bzw. Halbketal-Form)
- Ringschluss durch nucleophile Addition

Disaccharide, z.B. Saccharose

- Bildung durch Reaktion zweier Monosaccharide
- Es entsteht ein sog. Vollacetal

Keto-Enol-Tautomerie

- In basischer Lösung kann Fructose in Glucose umgewandelt werden
- „Endiol“ als Zwischenstufe