



Lernheft Chemie

10. Klasse NTG

Naturwissenschaftliches Gymnasium Bayern

Autorin: **Ramona Reinhart**



© Ramona Reinhart / YourpersonalTutor 2023

1. Auflage (2023)

Rechtliches / Impressum

Die Bearbeitung, Vervielfältigung oder Weitergabe von Inhalten dieses Lernheftes wird **ausdrücklich untersagt**, Verstöße werden rechtlich geahndet.

Die Nutzung der Bilder ist nur für eigene Zwecke unter Namensnennung (Ramona Reinhart) erlaubt. Die Bilder dürfen nicht verändert werden (CC BY-NC-ND 3.0).

Das Urheberrecht aller Texte, Bilder und Illustrationen obliegt

Ramona Reinhart

YourpersonalTutor / MedPrep

Triebstraße 7

DE - 82110 Germering

www.yourpersonaltutor.de

Kontakt: yourpersonaltutor.ramona@gmail.com

Periodic table of elements with color-coded groups and a legend.



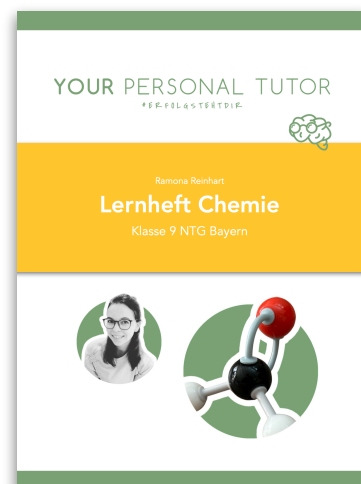
YOUR PERSONAL TUTOR
#ERFOLGSTHEIDI

Starte durch mit deinen Lernmaterialien!

Mehr Auswahl findest du auf www.yourpersonaltutor.de



Lernhefte für weitere Klassenstufen



YouTube channel page for YourpersonalTutor | MedPrep. The page displays a periodic table at the top and a list of popular videos below. The videos include:

- Protolysegleichungen aufstellen (Säure-Base...)
- Verbrennung von Alkanen - Reaktionsgleichungen...
- Organische Chemie: Oxidation von Alkoholen
- Induktiver und mesomerer Effekt

kostenlose YouTube-Videos
@yourpersonaltutor

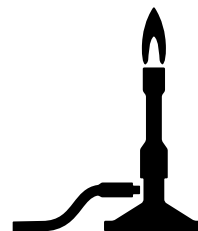


Inhalt deines Lernheftes

1. Protolysereaktionen (Säure-Base-Theorie)	S.07
1.1 Säuren, Basen und Ampholyte nach Brönsted	S.07
1.2 Protonenübergänge	S.09
1.2.1 Reversibilität und Beeinflussung	S.11
1.3 Starke und schwache Säuren und Basen	S.12
1.3.1 Die pH-Skala	S.14
1.3.2 Acidität: Vergleich von Carbonsäuren und Alkoholen	S.15
1.3.3 Basizität: Vergleich von Aminen und Ammoniak	S.16
1.4 Der pH-Wert (rechnerisch)	S.17
1.4.1 Konzentrationen von Lösungen	S.18
1.4.1.1 Säure-Base-Titration	S.19
1.4.2 Autoprotolyse des Wassers	S.20
1.4.3 Berechnungsformeln	S.20
1.5 Neutralisation	S.20
2. Elektronenübergänge II	S.21
2.1 Bestimmen von Oxidationszahlen	S.21
2.1.1 Bestimmung mittels Summenformel	S.22
2.1.2 Exakte Bestimmung mittels Strukturformel	S.23
2.2 pH-abhängige Redoxreaktionen aufstellen	S.24
2.2.1 Oxidation und Reduktion	S.24
2.2.2 Gesamtgleichung	S.25
2.3 Organische Redoxgleichungen	S.26
2.3.1 Beispielreaktionen	S.26
2.3.2. Oxidationsprodukte von Alkoholen	S.27

3. Nucleophil-Elektrophil-Reaktionen	S.29
3.1 Carbonsäureester	S.29
3.1.1 Vorkommen in der Natur und Verwendung	S.29
3.1.2 Nomenklatur	S.30
3.2 Die Veresterung - eine Kondensationsreaktion	S.30
3.2.1 Mechanismus der Kondensation	S.31
3.3 Die Esterhydrolyse	S.33
3.4 Physikalische und chemische Eigenschaften von Estern	S.33
3.5 Kunststoffe: Polyester und Polyamide	S.34
4. Biomoleküle	S.36
4.1 Fette	S.36
4.1.1. Fette und fette Öle - Molekülbau und Eigenschaften	S.38
4.1.2 Die alkalische Esterhydrolyse (Verseifung)	S.38
4.1.3 Seifen und synthetische Tenside	S.39
4.1.4 Waschmittel	S.39
4.2 Proteine	S.40
4.2.1 Aminosäuren	S.40
4.2.2 Aufbau von Peptiden und Proteinen	S.40
4.3 Kohlenhydrate	S.41
4.3.1 Monosaccharide	S.42
4.3.2 Glycosidische Bindung und Disaccharide	S.44
4.3.3 Polysaccharide	S.45

Lernfortschrittsbogen



Kapitel 1: Protolysereaktionen (Säure-Base-Theorie)

abgeschlossen am _____

Kapitel 2: Elektronenübergänge II

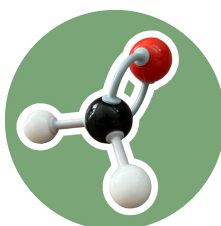
abgeschlossen am _____

Kapitel 3: Nucleophil-Elektrophil-Reaktionen

abgeschlossen am _____

Kapitel 4: Biomoleküle I

abgeschlossen am _____





1. Protolysereaktionen (Säure-Base-Theorie)

1.1 Säuren, Basen und Ampholyte nach Brönsted



Gut zu wissen

Säuren und Basen findet man nicht nur im chemischen Labor, im Gegenteil: sie sind Stoffe aus dem Alltag. Du kennst bestimmt den **sauren Geschmack** von einigen Gummibärchensorten oder auch das „**basische**“ **Gefühl von Seife**, mit der du dir die Hände wäscht. Fast alle Lebensmittel, die du täglich zu dir nimmst, enthalten kleine Mengen an sauren oder basischen Verbindungen!

Das Gegenteil von süß ist ...? Nicht sauer, sondern salzig! Gewöhne dich bitte daran, dass der Gegenbegriff von sauer stets **basisch oder alkalisch** lauten muss.

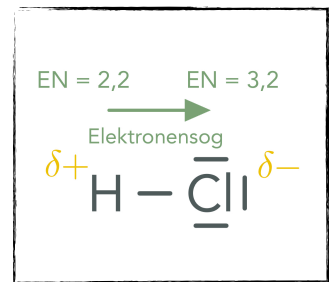
Machen wir einen kleinen Ausflug durch die Geschichte. Säuren und Laugen waren schon seit dem Mittelalter bekannt. Der schwedische Chemiker **Svante Arrhenius** hat Säuren im 19. Jahrhundert als Wasserstoffverbindungen definiert, die in Wasser zu Ionen **dissoziieren** (sich also in H^+ und ein Säurerest-Anion **spalten**). Basen dissoziieren laut dieser Theorie ebenfalls in Wasser zu einem Metall-Kation und einem Hydroxid-Anion (OH^-). Durch die bei der Dissoziation entstehenden beweglichen Ladungen konnte er die **Leitfähigkeit** von sauren und basischen Lösungen erklären.



Unglücklicherweise gibt es aber z.B. basische Stoffe, bei denen keine Hydroxid-Ionen in Wasser abdissoziieren können, die Theorie weist also Mängel auf. **Ammoniak (NH_3)** ist ein gutes Beispiel hierfür - warum ist es aber trotzdem eine Base?

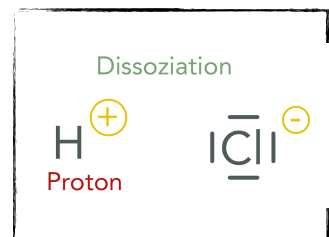
Johannes Nicolaus Brönsted hat zeitgleich mit Thomas Lowry eine neue, bessere Definition von Säuren und Basen entwickelt, die wir bis heute nutzen.

Demnach dissoziieren Säuren und Basen nicht in Wasser, sondern sie **reagieren mit den H₂O-Molekülen**. Säuren enthalten **polar gebundene Wasserstoffatome** (im Beispiel durch die $\delta+$ -Partialladung gekennzeichnet), die sich abspalten lassen.



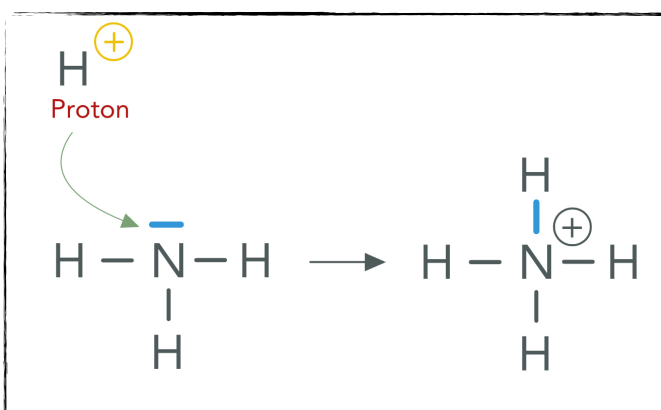
Das kann man damit erklären, dass diese Wasserstoffe an stark elektronegative Atome wie Sauerstoff oder Chlor gebunden sind, die die bindenden Elektronenpaare stark zu sich ziehen. Die Wasserstoffe finden diese Situation eher **unbequem**, sie verlassen die Bindung also freiwillig.

Aus Trotz lassen die Wasserstoffatome sogar ihre mitgebrachten Bindungselektronen beim elektronegativeren Element, wobei an ihnen eine positive Ladung resultiert. Das elektronegativere Element erhält durch das extra Elektron eine negative Ladung. **Wasserstoff spaltet sich somit als Proton (H⁺) ab**. Aus der positiven Partialladung des Moleküls entsteht nach der Dissoziation eine echte positive Ladung und umgekehrt.



Gut zu wissen

Warum heißt ein H⁺-Ion eigentlich Proton? Ein Wasserstoffatom besteht aus einem Proton im Atomkern, null Neutronen und einem Elektron in der Atomhülle. Spaltet sich ein H-Atom unter Zurücklassung seines einzigen, mitgebrachten Elektrons ab, dann bleibt nur noch der Kern übrig, der nur aus einem Proton besteht. Ein **H⁺** ist also tatsächlich nur ein einzelnes Proton!

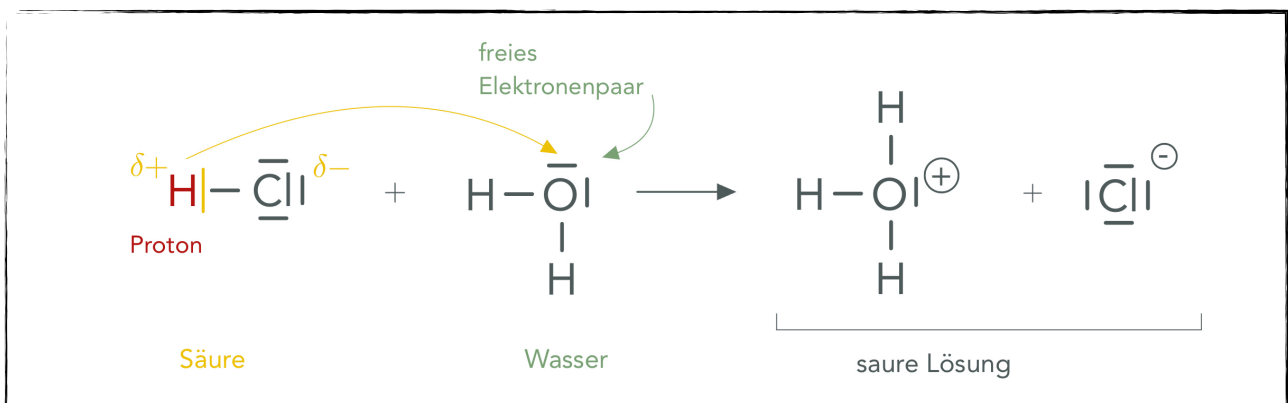


Basen spalten keine Protonen ab, sie nehmen Protonen (H⁺) auf. Dazu sind sie imstande, weil sie über mindestens ein freies **Elektronenpaar** verfügen (negative Ladung der Elektronen zieht positiv geladene Protonen an!).

1.2 Protonenübergänge

Betrachten wir die Vorgänge der Protolyse (Protonenübertragung) auf **molekularer Ebene**. Säuren spalten Protonen ab, diese wiederum machen sich auf die Suche nach dem nächsten freien Elektronenpaar. **Chlorwasserstoff-Gas bzw. Wasserstoffchlorid-Gas (HCl)** ist eine Säure, denn das polar gebundene Wasserstoffatom kann als Proton abgespalten werden (Protonendonator).

Das Proton kann z.B. auf Wasser übertragen werden, da der Sauerstoff über freie Elektronenpaare verfügt (Protonenakzeptor). Es entsteht eine saure Lösung, die Salzsäure. Jede saure Lösung enthält Oxoniumionen oder besser: **Hydroniumionen (H_3O^+)**.



Basen nehmen Protonen auf, denn sie verfügen über mindestens ein freies Elektronenpaar (Protonenakzeptor).

Beim Einleiten von Ammoniak-Gas in Wasser entsteht eine basische Lösung (auch **alkalische Lösung oder Lauge**), denn diesmal nimmt das Ammoniak-Molekül ein Proton auf, das vom Wassermolekül abgespalten wurde. Es entsteht eine basische Lösung, das Ammoniakwasser (ältere Bezeichnung: Salmiakgeist). Jede basische Lösung enthält **Hydroxidionen (OH^-)**.

