

II.D.17

Säuren – Basen – Salze

Mündliche Abiturprüfung: Säure-Base-Theorie – Prüfungsähnliche Aufgaben

Ben Rödel



© RAABE 2024

© Sinhyu/iStock/Getty Images Plus

Die Säure-Base-Theorie nach Arrhenius und vor allem Brønsted ist fester Bestandteil in Abiturprüfungen im Fach Chemie. Beide Theorien liefern dazu die Grundlagen zur Beschreibung von Phänomenen aus dem Alltag und der Wissenschaft. Im Rahmen dieses Artikels werden Aufgaben in verschiedenen Kontexten und Anforderungsbereichen zur Vorbereitung auf eine mündliche Abiturprüfung bereitgestellt. Mithilfe ausführlicher Musterlösungen und Beispielerklärungen können die Aufgaben selbstständig und nachvollziehbar kontrolliert werden.

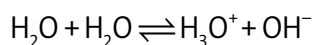
KOMPETENZPROFIL

Klassenstufe:	11, 12, 13
Dauer:	Differenziert durch selbstorganisiertes Lernen
Kompetenzen:	1. Fachkompetenz; 2. Bewertungskompetenz
Inhalt:	Säure-Base-Definitionen inklusive Ampholyte, saure und basische Reaktion ausgewählter Salzlösungen im chem. Gleichgewicht, Autoprotolyse des Wassers, pH-Wert Berechnungen, Säure-Base-Titrationen, Konduktometrie, Potentiometrische Titration, Farbindikatoren

Fachliche Hinweise

Oma wusste schon, dass Backpulver gegen Sodbrennen hilft. Doch warum ist das so? Diese Frage lässt sich mithilfe der Säure-Base-Theorie zumindest nach Brønsted beantworten. Mit den Begriffen Säuren und Basen verbinden viele Menschen stark ätzende, rauchende Flüssigkeiten oder außerhalb der Chemie einen typischen Geschmack saurer Lebensmittel. Darüber hinaus besitzen aber alle Lösungen von Stoffen einen sauren, neutralen oder basischen Charakter. Testen kann man diesen Charakter mithilfe verschiedener Farbstoffe, welche im jeweiligen Bereich eine bestimmte Farbe zeigen. Diese Farbstoffe nennt man Indikatoren. Chemisch betrachtet haben Säuren und Basen bestimmte Strukturmerkmale, die eine jeweilige Reaktion zulassen. Svante Arrhenius (1859–1927) definierte Säuren als Stoffe, die in wässriger Lösung in positiv geladenen Wasserstoff-Ionen und negativ geladenen Säurerest-Ionen dissoziiert vorliegen. Analog dazu sind Basen Stoffe, die in wässriger Lösung in positiv geladene Metall-Ionen und negativ geladene Hydroxid-Ionen dissoziieren. Zum Schluss sind Salze Stoffe, die in wässriger Lösung in positiv geladene Metall-Ionen und negativ geladene Säurerest-Ionen dissoziieren und somit neutral reagieren. Arrhenius Definition besagt, dass alle Säuren ihre Wasserstoff-Ionen aus dem Molekül abspalten können und alle Basen die Hydroxid-Ionen abspalten können. Andernfalls handelt es sich um Salze, welche neutral reagieren. Diese Theorie ist leider unvollständig und hat sich im Laufe der Zeit nicht durchgesetzt. Nehmen wir Lösungen einiger Salze wie bspw. Hydrogencarbonate und Hydrogensulfate, so reagieren diese nachweislich basisch oder sauer entgegen der Arrhenius-Definition. Ebenso reagiert Ammoniakgas mit Wasser zu einer basischen Lösung. Auch hier ist die Definition unvollständig und somit nicht anwendbar.

Johannes Brønsted (1879–1947) entwickelte eine Säure-Base-Theorie auf Basis des Donator-Akzeptor-Prinzips und liefert somit die notwendige Erweiterung zur Beschreibung oben genannter Phänomene. Dabei definiert er eine Säure-Base-Reaktion als eine chemische Reaktion mit Protonenübergang. Das Proton steht dabei kurz für das Wasserstoff-Ion. Damit nun auch die Definition Arrhenius' ihre Gültigkeit behält, sind Säuren bei Brønsted Stoffe, die Protonen abgeben, und Basen, analog dazu, die Protonen aufnehmen. Zusammengefasst sind Säuren die Protonendonatoren und Basen die Protonenakzeptoren. Bei dieser Säure-Base-Theorie spielt Wasser als Reaktionspartner eine entscheidende Rolle. Erstens nimmt Wasser nicht nur als Lösungsmittel, sondern als direkter Reaktionspartner an der Reaktion teil und bildet häufig das sogenannte Oxonium-Ion (H_3O^+). Zum anderen ist Wasser ein Molekül mit der Eigenschaft eines Ampholyten. Ampholyte sind Stoffe, die je nach Reaktionspartner sowohl als Säure als auch als Base fungieren können. Dies führt auch dazu, dass Wasser in einem konstanten Verhältnis bei bestimmten äußeren Bedingungen in der sog. Autoprotolysereaktion mit sich selbst im chemischen Gleichgewicht reagiert.



Bei 25 °C, Normaldruck und Wasser im Überschuss entstehen Oxonium- und Hydroxid-Ionen in einer Stoffmengenkonzentration von $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$.

Auf einen Blick

Vorbemerkung

Die GBU zu den verschiedenen Versuchen finden Sie als Download,



Fragenset 1 GK/LK

Thema: **Qualitative Analyse**

M 1 Ionennachweise ausgewählter Stoffe

- Chemikalien
- | | |
|--|---|
| <input type="checkbox"/> Natriumcarbonat | <input type="checkbox"/> Wasser |
| <input type="checkbox"/> Natriumhydrogensulfat | <input type="checkbox"/> Universalindikatorpapier
bzw. -lösung |
| <input type="checkbox"/> Natriumchlorid | |
- Geräte
- | | |
|--|--|
| <input type="checkbox"/> Reagenzgläser | <input type="checkbox"/> Wasserflasche |
| <input type="checkbox"/> Spatel | <input type="checkbox"/> Pipette |



Fragenset 2 LK

Titel **Puffersysteme**

M 2 Anwendung der Säure-Base-Theorie

M 3 Hilfestellung: Anwendung der Säure-Base-Theorie

Fragenset 3 GK/LK

Titel **Beispielaufgaben zur Berechnung des pH-Werts**

M 4 Der pH-Wert und pH-Wert-Berechnungen

M 5 Hilfestellung: Der pH-Wert und pH-Wert-Berechnungen

VORSCHAU



Fragenset 4 GK/LK

Titel Die quantitative Analyse

M 6 Die Säure-Base-Titration

Chemikalien

<input type="checkbox"/> Salzsäurelösung ($c = 2 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$)	<input type="checkbox"/> Destilliertes Wasser
<input type="checkbox"/> Kaliumhydroxidlösung bzw. Natriumhydroxidlösung ($c = 1,15 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$)	<input type="checkbox"/> Universalindikatorlösung
	<input type="checkbox"/> (Alternativindikatoren mit pH-Umschlagsbereich von 7 möglich)

Geräte

<input type="checkbox"/> Stativmaterial	<input type="checkbox"/> Pipettierhilfen
<input type="checkbox"/> Bürette	<input type="checkbox"/> Trichter
<input type="checkbox"/> Erlenmeyerkolben	<input type="checkbox"/> Bechergläser
<input type="checkbox"/> Messpipette	<input type="checkbox"/> Pipetten
<input type="checkbox"/> 100 ml Maßkolben	

M 7 Hilfestellung: Die Säure-Base-Titration

Erklärung zu den Symbolen

	Dieses Symbol markiert differenziertes Material. Wenn nicht anders ausgewiesen, befinden sich die Materialien auf mittlerem Niveau.	
leichtes Niveau Notenbereich ausreichend	mittleres Niveau Notenbereich befriedigend	schwieriges Niveau Notenbereich sehr gut bis gut
Zusatzaufgabe	Alternative	Selbsteinschätzung

Ionennachweise ausgewählter Stoffe

M 1

In der Natur, Technik und der Industrie spielen Säure-Base-Reaktionen eine bedeutende Rolle. Damit in Poolanlagen z. B. entsprechende Chemikalien zur Reinigung wirken oder keine gesundheitlichen Folgen eines Badegangs zu erwarten sind, müssen Poolbetreiber einen konstanten pH-Wert um 7,2 einstellen. Dazu verwenden Sie verschiedene Salze, die als pH-Wert-Senker und pH-Wert-Heber verkauft werden. Zwei dieser Salze haben Sie in Ihrem Experiment vor sich liegen.

Aufgabe 1: Experimenteller Teil

(15 Minuten)

In den Reagenzgläsern 1 bis 3 befinden sich die Stoffe Natriumhydrogensulfat, Natriumchlorid und Natriumcarbonat in Lösung. **Identifizieren** Sie mithilfe von Unitest, welcher Stoff in dem jeweiligen Reagenzglas ist.

Nennen Sie Ihre Beobachtungen.

Werten Sie den Versuch mithilfe geeigneter Reaktionsgleichungen aus und **ordnen** Sie die entsprechenden Säure-Base-Paare zu.

Aufgabe 2

(10 Minuten)

Beschreiben Sie den Aufbau sowie die Durchführung der sogenannten *Kreuzprobe* als Nachweis der Ammonium-Ionen. **Formulieren** Sie dazu auch die entsprechenden ablaufenden chemischen Reaktionen.

Aufgabe 3

(5 Minuten)

Beschreiben Sie den Aufbau sowie die Durchführung der sogenannten *Kreuzprobe* als Nachweis der Ammonium-Ionen. **Formulieren** Sie dazu auch die entsprechenden ablaufenden chemischen Reaktionen.

M 2

Anwendung der Säure-Base-Theorie

Unser Blut im Körper reagiert sehr sensibel auf äußere Einflüsse in Form von Säuren und Basen aufgrund beispielsweise der Ernährung oder aufgrund von Bewegung. Dabei muss das Blut einen permanenten pH-Wert im Bereich von 7,35 bis 7,45 aufweisen. Sinkt der Wert unter 7,35, spricht man von einer lebensbedrohlichen Azidose durch Übersäuerung, und steigt der Wert über 7,45, nennt man dies Alkalose. Da wir durch Ernährung und verschiedene Stoffwechselprozesse ständig Säuren und Basen ausgesetzt sind, besitzt unser Blut ein sensibles Puffersystem zur Abfederung der pH-Wert-Schwankungen. Eines dieser Puffersysteme ist der Kohlensäure/Bicarbonat-Puffer. Bicarbonat entspricht dabei einer anderen Bezeichnung für das Hydrogencarbonat-Ion. Die Kohlensäure entsteht vereinfacht ausgedrückt durch Einatmen von CO_2 und anschließendem Lösen in Wasser, welches im Blut enthalten ist. Das Verhältnis der Anteile in der Pufferlösung im Körper ist dabei konstant. Man unterscheidet noch zwischen einem geschlossenen und offenen Puffersystem. Im geschlossenen System findet kein Stoffaustausch durch Aufnahme oder Abgabe nach außen statt. Somit verändert sich die Konzentration der Kohlensäure bei Zugabe von Säuren oder Basen im geschlossenen System. Im offenen System findet der Stoffaustausch statt und das überschüssige Kohlenstoffdioxid, welches durch die Zersetzung der Kohlensäure entsteht, kann ausgeatmet werden. Somit bleibt der Wert der Konzentration der Kohlensäure immer konstant.

Dabei gehen wir von folgenden konstanten Werten für die Berechnungen aus:

Körpertemperatur	36–37 °C
Ausgangskonzentration des Bicarbonates im Blut	$c_0(\text{HCO}_3^-) = 24 \text{ mmol/l}$
Ausgangskonzentration der Kohlensäure im Blut	$c_0(\text{H}_2\text{CO}_3) = 1,2 \text{ mmol/l}$
Gesamtkonzentration des Puffersystems	25,2 mmol/l
Säurestärke der Kohlensäure bei 36,5 °C	$\text{p}K_s = 6,1$

Aufgabe 1 (5 Minuten)

Entwickeln Sie die Wort- und Formelgleichung für die Bildung der Kohlensäure im chemischen Gleichgewicht im Blut.

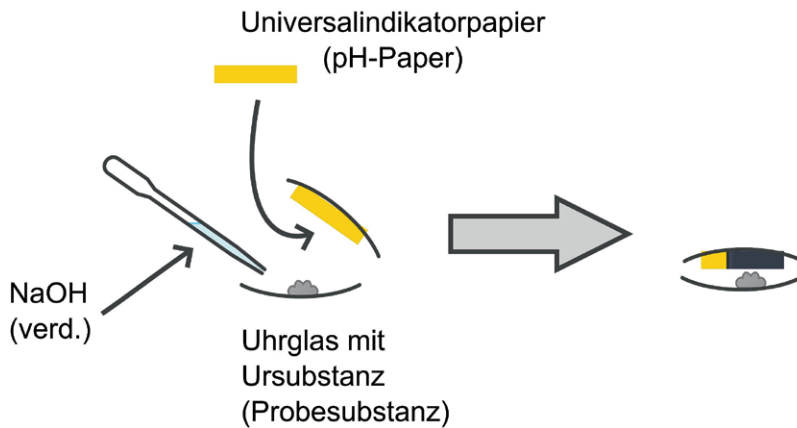
Aufgabe 2 (15 Minuten)

Erläutern Sie mithilfe der Säure-Base-Theorie nach Brønsted das Säure-Base-Gleichgewicht Kohlensäure/Hydrogencarbonat, welches dem Puffersystem zugrunde liegt.

Formulieren Sie dazu auch alle notwendigen Säure/Base-Paare sowie die ablaufenden Teilreaktionen.

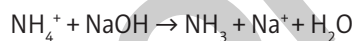
... **beschreibt und skizziert** den Aufbau der Kreuzprobe.

- Die Kreuzprobe ist ein Verfahren zur Untersuchung eines Salzes auf Ammonium-Ionen
- Aufbau und Durchführung:

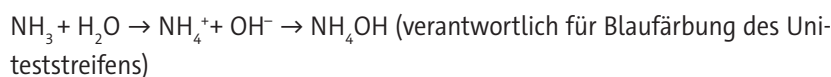


Erstellt mit <https://chemix.org>

1. Das zu untersuchende Salz wird als Feststoff ungelöst auf die untere Uhrglaschale gegeben.
 2. Auf das obere Uhrglas wird von innen und von außen ein befeuchteter Uniteststreifen geklebt.
 3. Die Salzprobe wird mit verd. Natronlauge versetzt und das obere Uhrglas wird wie in der Skizze dargestellt darübergelegt.
- Beobachtungen bei positivem Nachweis: Salz zersetzt sich bei Zugabe von Natronlauge, stechender Geruch, Blaufärbung des inneren Uniteststreifens.
 - Ablaufende Reaktionen:
 1. Ammonium-Ion + Natronlauge → Ammoniak + Natrium-Ion + Wasser



2. Wichtig! Uniteststreifen muss mit Wasser benetzt sein, um einerseits am Glas zu haften und andererseits nachfolgende Reaktion durchzuführen:
Ammoniak + Wasser → Ammoniumhydroxid



... **vergleicht** die Säurestärke einer Salzsäurelösung mit einer Hydrogensulfatlösung auf Teilchenebene.

$$\text{p}K_s(\text{HCl}) = -7$$

$$\text{p}K_s(\text{HSO}_4^-) = 1,92$$

Salzsäure ist stärker als Hydrogensulfat, weil die Säurestärke von Verbindungen durch ihre Fähigkeit bestimmt wird, Protonen (H^+ -Ionen) in Lösung abzugeben.

(I-II)

__/6

... **berechnet** den pH-Wert der Ausgangspufferlösung mit den Konzentrationen c_0 mithilfe der Henderson-Hasselbalch-Gleichung.

- gegeben:
Ausgangskonzentration des Bicarbonates im Blut: $c_0(\text{HCO}_3^-) = 24 \text{ mmol/l}$
Ausgangskonzentration der Kohlensäure im Blut: $c_0(\text{H}_2\text{CO}_3) = 1,2 \text{ mmol/l}$
Gesamtkonzentration des Puffersystems: $25,2 \text{ mmol/l}$
Säurestärke der Kohlensäure bei $36,5 \text{ °C}$: $\text{p}K_s = 6,1$
- gesucht: pH-Wert der Lösung bei Ausgangskonzentrationen ohne Pufferung
- Einsetzen der Werte in die Gleichung:

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \lg \left(\frac{c_0(\text{HCO}_3^-)}{c_0(\text{H}_2\text{CO}_3)} \right)$$

$$\text{pH} = 6,1 + \lg \left(\frac{24 \text{ mmol/l}}{1,2 \text{ mmol/l}} \right)$$

$$\text{pH} = 7,40$$

– Bedeutung des Wertes: Es handelt sich hierbei um den Mittelwert des normalen pH-Bereiches des Blutes → Pufferung im basischen und sauren ist gleichermaßen möglich. (II) ___/4

... **weist nach**, dass der pH-Wert im Intervall von 7,35 bis 7,45 liegt.

- Lösungsansatz: Henderson-Hasselbalch-Gleichung
 1. Abnahme der Bicarbonatkonzentration um $0,75 \text{ mol/l}$ durch Aufnahme der Oxonium-Ionen aus der Milchsäure → Abpuffern der Lösung
→ neue Konzentration $c(\text{HCO}_3^-) = 24 \text{ mmol/l} - 0,75 \text{ mmol/l} = 23,25 \text{ mmol/l}$
 2. Konzentration der Säure im **offenen** System konstant bei $c = 1,2 \text{ mmol/l}$ aufgrund des chemischen Gleichgewichtes, dass Gasaustausch möglich ist und somit Kohlensäure in Kohlenstoffdioxid und Wasser zerfallen und dass Kohlenstoffdioxid ausgeatmet werden kann.
 3. Konzentration der Säure im **geschlossenen** System bei $c = 1,2 \text{ mmol/l} + 0,75 \text{ mmol/l} = 1,95 \text{ mmol/l}$, weil die Konzentration der Milchsäure auf die nicht abbaubare Kohlensäure hinzukommt.

Lösung: **Offenes System:**

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \lg \left(\frac{c(\text{HCO}_3^-)}{c(\text{H}_2\text{CO}_3)} \right)$$

$$\text{pH} = 6,1 + \lg \left(\frac{23,25 \text{ mmol/l}}{1,2 \text{ mmol/l}} \right)$$

$$\text{pH} = 7,39$$