

# SCHOOL-SCOUT.DE

Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

**Auszug aus:**

*Mündliche Abiturprüfung: Säure-Base-Theorie*

Das komplette Material finden Sie hier:

[School-Scout.de](http://School-Scout.de)



IL.D.17

Säuren – Basen – Salze

Mündliche Abiturprüfung: Säure-Base-Theorie –  
Prüfungssähnliche Aufgaben

Ben Kibbi



Die Säure-Base-Theorie nach Arrhenius und vor allem Barstol ist fester Bestandteil in Abiturprüfungen mit dem Thema Säure-Base-Theorie (siehe dazu die Grundlagen zur Beschreibung von Phenomenen aus dem Alltag und der Wissenschaft). In diesem Artikel werden Aufgaben in unterschiedlichen Kategorien und Schwierigkeitsgraden zur Vorbereitung auf eine mündliche Abiturprüfung bereitgestellt. Wichtig sind für diese Aufgabenstellungen sind die entsprechenden Lösungsansätze und nachvollziehbar dargestellt werden.

KOMPETENZPROFIL

Klassenstufe: 12, 13, 15

Quelle: Differenzial durch selbstgesteuertes Lernen

Kompetenzen: 2 Fachkompetenz 2, 3 Bewertungskompetenz

Quelle: www.differenzial.de

Quelle: www.differenzial.de

Quelle: www.differenzial.de

Quelle: www.differenzial.de

Quelle: www.differenzial.de

Quelle: www.differenzial.de

## 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

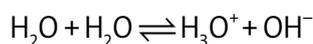
<b>Klassenstufe:</b>	11, 12, 13
<b>Dauer:</b>	Differenziert durch selbstorganisiertes Lernen
<b>Kompetenzen:</b>	1. Fachkompetenz; 2. Bewertungskompetenz
<b>Inhalt:</b>	Säure-Base-Definitionen inklusive Ampholyte, saure und basische Reaktion ausgewählter Salzlösungen im chem. Gleichgewicht, Autoprotolyse 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 ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ). 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  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$ .

Durch Anwendung des Massenwirkungsgesetzes (MWG) und Betrachtung des Wassers im Überschuss als konstanten Wert 1 erhält man das Ionenprodukt  $K_w$  des Wassers bzw. die Säure- und Basekonstanten  $K_s$  und  $K_b$  als Vergleichswert für die Stärke einer Säure bzw. Base.

$$K = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{H}_2\text{O})^2}$$

Durch Umstellung des MWG und Vereinfachung der Konzentration des Wassers erhält man das Ionenprodukt des Wassers

$$K_w = K \cdot c(\text{H}_2\text{O})^2 = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 1 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 1 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 1 \cdot 10^{-14} \left( \frac{\text{mol}}{\text{l}} \right)^2$$

Diese Ergebnisse dienen wiederum zur Ableitung des pH-Wertes starker Säuren und Basen durch Anwendung des negativen dekadischen Logarithmus auf die Wasserstoff-Ionenkonzentration bzw. weiterführend Oxonium-Ionenkonzentration ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ). Im Rahmen der nachfolgend betrachteten Aufgaben zur Berechnung der pH-Werte starker, mittelstarker und schwacher Säuren bzw. Basen werden die Vergleichswerte  $K_s$  und  $K_b$  sowie deren negativer dekadischer Logarithmus  $\text{p}K_s$  und  $\text{p}K_b$  aus Tabellen- und Formelsammlungen entnommen. Um den pH-Wert einer basischen Lösung (Lauge) zu ermitteln, muss man zunächst den pOH-Wert berechnen. Dieser Wert entspricht analog zum pH-Wert dem negativen dekadischen Logarithmus der Hydroxid-Ionenkonzentration. In basischen Lösungen sind keine Oxonium-Ionen vorhanden, dafür umso mehr Hydroxid-Ionen. Aus dem Ionenprodukt und dem daraus folgenden dekadischen Logarithmus von  $\text{p}K_w = 14$  sowie der Anwendung der Logarithmengesetze ergibt sich für die pH-Wert-Berechnung von Basen der Zusammenhang:  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ . Mithilfe des Brønsted'schen Säure-Base-Konzeptes lassen sich alle schulrelevanten Aufgaben beschreiben. Somit muss die LEWIS-Säure-Base-Theorie, welche unabhängig des Protonenübergangs auf Basis der Elektronenpaare Säuren und Basen beschreibt, nicht betrachtet werden. Rückführend auf die Eingangsfrage in Bezug auf die Verwendung und Wirkungsweise der Salze der Kohlensäure (Carbonate und Hydrogencarbonate) in unserem Körper liefern sog. Puffersysteme eine weitere bedeutende Anwendung der Säure-Base-Theorie nach Brønsted.

Unser Blut muss stetig einen optimalen pH-Wert von 7,35 bis 7,45 aufweisen. Übersäuert das Blut aufgrund beispielsweise fehlerhafter Ernährung oder Sport, hat das gesundheitliche Folgen für den Menschen. Der Säure-Base-Haushalt im Körper muss im Gleichgewicht sein und einen konstanten pH-Wert genannten Bereich aufweisen. Hierbei hilft der Kohlensäure/Bicarbonat-Puffer. Im Rahmen der weiterführenden Aufgaben auf Leistungskursniveau wird dieser nachfolgend thematisiert. Ein letztes hier vorgestelltes Kapitel ist der Einsatz der Säure-Base-Theorie nach Brønsted in der chemischen Analytik in Form der Titration. Die Säure-Base-Titration ist dabei ein quantitatives Analyseverfahren zur Konzentrationsbestimmung unbekannter saurer oder basischer Lösungen. Die Titration kann dabei zum einen mithilfe einer Farbindikation oder mithilfe von Messsensoren zur Bestimmung der Leitfähigkeit oder des pH-Wertes. Die dafür notwendigen chemisch-mathematischen Grundlagen werden in den jeweiligen Kapiteln kurz erläutert.

**Worum geht es inhaltlich?**

- Planung und Auswertung qualitativer und quantitativer Analyseverfahren mithilfe der Säure-Base-Theorie
- Beschreibung von Alltagsphänomenen mithilfe der Säure-Base-Theorie
- pH-Wert-Berechnungen und Ergebnisinterpretationen
- Moderne Analyseverfahren mithilfe von Messsensoren

**Didaktisch-methodische Hinweise**

Die nachfolgend dargestellten theoretisch beschriebenen Experimente können aufgebaut und durchgeführt werden.

**Welches Vorwissen muss vorhanden sein?**

Zur Bearbeitung der nachfolgenden Aufgaben benötigt man fundierte Kenntnisse im Aufbau von Stoffen inklusive der chemischen Bindung. Die in den Aufgaben dargestellten Experimente können aufgebaut und durchgeführt werden. Wichtig ist ein möglichst selbstständiges Lösen der Aufgaben mit **anschließender Kontrolle der Lösungen** mithilfe des ausführlichen Lösungsteils.

**Aufbau der Unterrichtseinheit**

Jede Teilaufgabe umfasst gezielte Aufgabenstellungen zu den Themen

**M 1** – Qualitative Analyse: Ionennachweise ausgewählter Stoffe

**M 2** – Puffersysteme: Anwendung der Säure-Base-Theorie

**M 4** – pH-Wert und pH-Wert-Berechnung

**M 6** – Quantitative Analyse: Die Säure-Base-Titration  
inklusive eines ausführlichen Lösungsteils.

**Angebote zur Differenzierung**

- Aufgaben auf Grund- und Leistungskursniveau
- Bereitstellung von Informations- und Hilfematerial (**M 3**, **M 5** und **M 7**)



## 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<br>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



## 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 <b>Notenbereich</b> ausreichend	mittleres Niveau <b>Notenbereich</b> befriedigend	schwieriges Niveau <b>Notenbereich</b> sehr gut bis gut	
			
Zusatzaufgabe	Alternative	Selbsteinschätzung	

# SCHOOL-SCOUT.DE

Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

**Auszug aus:**

*Mündliche Abiturprüfung: Säure-Base-Theorie*

Das komplette Material finden Sie hier:

[School-Scout.de](http://School-Scout.de)

