

Die Säurestärke

Was unterscheidet starke von schwachen Säuren?



LNCU.de
ID 4002
CC-BY-SA 4.0
Online abrufen



Betrachten Sie einmal den folgenden Versuch und notieren Sie, welche Beobachtungen hier verwunderlich erscheinen und warum!

Aufgaben

- 1 Erklären** Sie ihre Beobachtungen, indem Sie eine Reaktionsgleichung für die Reaktion zwischen Magnesium und den jeweiligen Säuren **notieren** und Material **M1** **heranziehen**.
- 2 Erklären** Sie mit Hilfe von **M2**, was man unter der Säure- und Basenkonstante versteht. **Formulieren** Sie einen Je...desto-Satz für den pK_S und pK_B -Wert eines Stoffes.
- 3 Benennen** Sie Auffälligkeit zwischen dem pK_S - und pK_B -Wert korrespondierender Säure-Base-Paare in **Abbildung 3**. **Erläutern** Sie diese mit Hilfe von **M3**.

V1 Reaktion von Säuren mit Magnesium

Materialien

- **Schutzbrille**
- 3 Spritzen 50 mL
- 3 Bechergläser
- 3 Stativstangen
- 3 Stativ-Fundamente
- 3 Stativmuffen
- 3 Stativklammern

Chemikalien

- Salzsäure (1 mol/L)
- Essigsäure (1 mol/L)
- 2 x 3 cm Magnesiumband

Lässt sich mit einer Schere und einem Lineal zuschneiden

Durchführung

1. Zwei gleichgroße Stücke Magnesiumband (ca. 3 cm) etwas zusammenknüllen und in jeweils eine 50 mL Spritze geben. Stempel so weit es geht hineindrücken.
2. Eine leere 50 mL Spritze für einen Kontrollansatz bereithalten.
3. Stativ aufbauen, sodass die Spritzen mit der Öffnung nach unten über je einem Becherglas *locker* hängen.
4. Unter den hängenden Spritzen Lösungen vorlegen: Unter der ersten (leeren) Spritze 1 molare Salzsäure, unter der zweiten Spritze 1 molare Essigsäure, unter der dritten Spritze 1 molare Salzsäure.
5. Nacheinander die Spritzen zügig vollständig mit der darunter stehenden Lösung aufziehen und zurück ins Stativ hängen.

Beobachtung

Das folgende Video zeigt den Versuch:

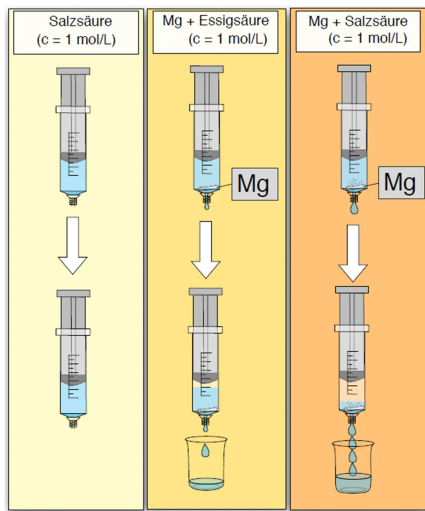
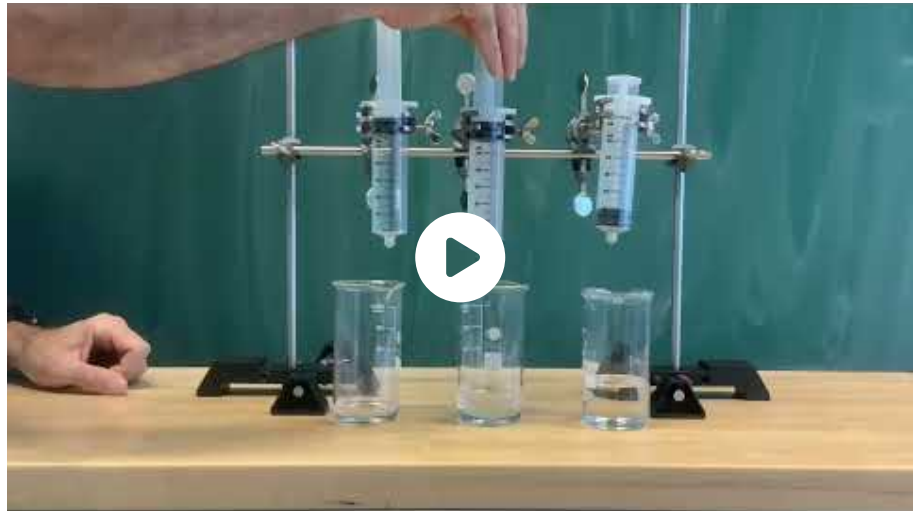


Abb. 1: Versuchsaufbau.



Video 1: Säurestärke demonstrieren in Spritzen.

Aufräumen

- Spritzen durch Aufziehen mit Leitungswasser spülen und trocknen. Bechergläser spülen und trocknen.
- Überschüssiges Magnesiumband durch Reaktion mit Salzsäure auflösen.
- Überschüssige Lösungen stark verdünnen und über den Abguss entsorgen.
- Alle Materialien an ihren Ursprungsort zurückstellen.

M1 Genauer hingeschaut



Betrachten wir einmal die Protolysegleichgewichtsreaktionen von Salz- und Essigsäure mit Wasser!

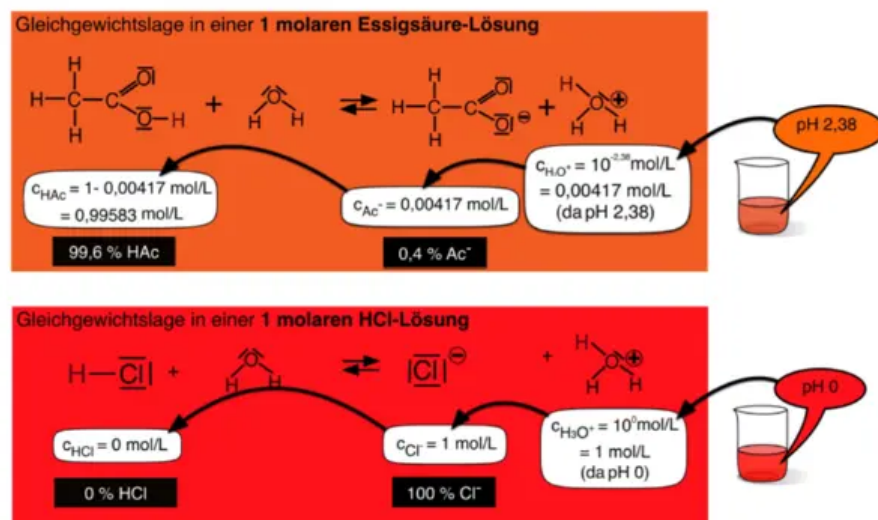


Abb. 2: Schematische Darstellung der Gleichgewichtslage einer 1 molaren Salz- und Essigsäure-Lösung. ¹

Aus der Kenntnis der Oxoniumionen-Konzentrationen im chemischen Gleichgewicht können alle anderen Konzentrationen ermittelt werden. So lässt sich die Gleichgewichtskonstante K_S (= Säurekonstante) mit Hilfe des **Massenwirkungsgesetzes** aufstellen, zum Beispiel für die Protolyse der Essigsäure:

¹ Massenwirkungsgesetz für die Protolyse der Essigsäure

$$K_S = K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c(\text{Säurerest} - \text{Anion}) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+)}{c(\text{Säure})} = \frac{10^{-2,38} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 10^{-2,38} \frac{\text{mol}}{\text{L}}}{1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} - 10^{-2,38} \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = \frac{10^{-4,76} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}}{0,99583 \frac{\text{mol}}{\text{L}}} = 1,746 \cdot 10^{-5}$$

Für die Protolyse der Salzsäure gilt demnach:

2 Massenwirkungsgesetz für die Protolyse der Salzsäure

$$K_S = K \cdot c(H_2O) = \frac{c(\text{Säurerest} - \text{Anion}) \cdot c(H_3O^+)}{c(\text{Säure})} = \frac{1 \frac{\text{mol}}{L} \cdot 1 \frac{\text{mol}}{L}}{1 \frac{\text{mol}}{L} - 1 \frac{\text{mol}}{L}} = \frac{1 \frac{\text{mol}^2}{L^2}}{0 \frac{\text{mol}}{L}} = X$$

Für die Salzsäure ergibt sich das Problem, dass bei den gegebenen Werten beim Einsetzen in das Massenwirkungsgesetz durch Null dividiert werden würde. Dies wäre mathematisch nicht zulässig. In Wahrheit liegen bei höheren Konzentrationen auch Salzsäure-Moleküle vor. Im Nenner steht also bei ganz exakter Messung doch keine Null! Die Oxoniumionen-Konzentration in einer 1 molaren Salzsäure ist statt 1 mol/L nur 0,999999 mol/L. Bedenken wir also, dass die pH-Werte der beiden Lösungen in der **Abb. 2** (pH 0 und pH 2,38) nicht ganz exakt aber fast korrekt sind.

Für die Gleichgewichtskonstante K_S für die Protolyse der Salzsäure gilt also:

3 Korrigiert

$$K_S = K \cdot c(H_2O) = \frac{c(\text{Säurerest} - \text{Ion}) \cdot c(H_3O^+)}{c(\text{Säure})} = \frac{1 \frac{\text{mol}}{L} \cdot 1 \frac{\text{mol}}{L}}{1 \frac{\text{mol}}{L} - 0,999999 \frac{\text{mol}}{L}} = \frac{1 \frac{\text{mol}^2}{L^2}}{0,000001 \frac{\text{mol}}{L}} = 10^6$$

M2 Basenkonstante und Fazit

Für die Protolysereaktion einer Base erhält man in der gleichen Art und Weise die Basenkonstante K_B :

4 Protolyse irgendeiner Base B



5 Massenwirkungsgesetz angewandt

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

Anstelle des K_S - oder K_B -Werts wird häufig der pK_S - bzw. pK_B -Wert angegeben, der wiederum dem negativen dekadischen Logarithmus des jeweiligen K_S - bzw. K_B -Werts entspricht. pK_S - und pK_B -Werte ermöglichen die Einteilung von Säuren und Basen nach ihrer Stärke.

6 Säure- und Basenkonstante als Maß für ihre Stärke

$$K_S = 10^{-pK_S} \frac{\text{mol}}{L} \Rightarrow pK_S = -\log K_S$$

$$K_B = 10^{-pK_B} \frac{\text{mol}}{L} \Rightarrow pK_B = -\log K_B$$

Säure	Säurestärke pK_S	Basenstärke pK_B	korrespondierende Base
HCl	-6,00	20,00	Cl ⁻
H ₂ SO ₄	-3,00	17,00	HSO ₄ ⁻
H ₃ O ⁺	-1,74	15,74	H ₂ O
HNO ₃	-1,32	15,32	NO ₃ ⁻
H ₂ C ₂ O ₄	1,46	12,54	HC ₂ O ₄ ⁻
HSO ₄ ⁻	1,92	12,08	SO ₄ ²⁻
H ₂ SO ₃	1,96	12,04	HSO ₃ ⁻
H ₃ PO ₄	1,96	12,04	H ₂ PO ₄ ⁻
HCOOH	3,77	10,23	HCOO ⁻
CH ₃ COOH	4,76	9,24	CH ₃ COO ⁻
H ₂ CO ₃	6,52	7,48	HCO ₃ ⁻
H ₂ S	6,90	7,10	HS ⁻
HSO ₃ ⁻	7,04	6,96	SO ₃ ²⁻
H ₂ PO ₄ ⁻	7,12	6,88	HPO ₄ ²⁻
NH ₄ ⁺	9,24	4,76	NH ₃
HCN	9,40	4,60	CN ⁻
HCO ₃ ⁻	10,40	3,60	CO ₃ ²⁻
HPO ₄ ²⁻	12,32	1,68	PO ₄ ³⁻
HS ⁻	13,00	1,00	S ²⁻
H ₂ O	15,74	-1,74	OH ⁻
OH ⁻	24,00	-10,00	O ²⁻

Abb. 3: pK_S - und pK_B -Werte bekannter Säuren und ihrer korrespondierenden Basen. 2

M3 Gleichgewichtskonstanten korrespondierender Säure-Base-Paare

Die Reaktion einer Säure (hier mit HA abgekürzt) und ihrer korrespondierenden Base A⁻ mit Wasser können als Gleichgewichtsreaktion betrachtet werden:

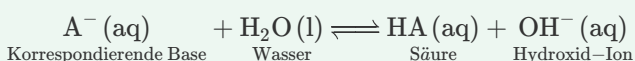
7 Protolyse einer Säure HA



8 Massenwirkungsgesetz

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

9 Protolyse der korrespondierenden Base



10 Massenwirkungsgesetz

Bei 25 °C gilt somit:

$$K_S \cdot K_B = 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{L^2}$$

Wird der negative dekadische Logarithmus angewandt, erhält man:

$$-\log(K_S \cdot K_B) = -\log(10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{L^2})$$

$$-\log K_S + (-\log K_B) = -\log(10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{L^2})$$

$$pK_S + pK_B = 14$$

Folglich kann man bei korrespondierenden Säure-Base Paaren bei bekanntem pK_S -Wert den pK_B -Wert der korrespondierenden Base

$$K_B = K_c \cdot c(H_2O) = \frac{c(HA) \cdot c(OH^-)}{c(A^-)}$$

Der K_S -Wert einer Säure HA und der K_B -Wert ihrer korrespondierenden Base A^- hängen voneinander ab. Dieser Zusammenhang zeigt sich, wenn man die Gleichgewichtskonstanten durch Multiplikation zusammenfasst:

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

Durch Kürzen ergibt sich daraus das uns bereits bekannte Ionenprodukt des Wassers K_W :

$$K_S \cdot K_B = c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = K_W$$

berechnen, und umgekehrt. Aus der Gleichung lässt sich ebenfalls ableiten:

Je stärker eine Säure, desto schwächer ist ihre korrespondierende Base. Je stärker die Base, desto schwächer ist ihre korrespondierende Säure.

Säuren und Basen kann man nach ihren jeweiligen pK_S - und pK_B -Werten einteilen:

Stärke der Säure bzw. Base	pK_S - bzw. pK_B -Wert
stark	$pK_S \text{ bzw. } pK_B \leq 1,5$
mittelstark	$1,5 > pK_S \text{ bzw. } pK_B < 4,75$
schwach	$pK_S \text{ bzw. } pK_B \geq 4,75$

Abb. 4: Einteilung von Säuren und Basen nach ihrem pK_S - bzw. pK_B -Wert.



Übung

- 4 Gegeben sei eine Schwefelwasserstoff-Lösung mit der Konzentration $c_0(H_2S) = 1 \text{ mol/L}$ und einem pH-Wert von 3,45. **Zeigen Sie rechnerisch**, dass der pK_S -Wert von Schwefelwasserstoff 6,90 beträgt.
- 5 Gegeben sei eine Natriumdihydrogenphosphat-Lösung mit der Konzentration $c_0(NaH_2PO_4) = 3 \text{ mol/L}$ und einem pH-Wert von 3,32. **Zeigen Sie rechnerisch**, dass der pK_S -Wert von Natriumdihydrogenphosphat 7,12 beträgt.
- 6 Gegeben Sei eine Ammoniak-Lösung mit der Konzentration $c_0(NH_3) = 2,5 \text{ mol/L}$ und einem pH-Wert von 11,82. Zeigen Sie rechnerisch, dass der pK_B -Wert von Ammoniak 4,76 beträgt.
- 7 Gegeben sei eine unbekannte Säure mit der Konzentration $c_0(HA) = 4 \text{ mol/L}$ und einem pH-Wert von 4,40. **Berechnen Sie den pK_S -Wert und geben Sie an, um welche Säure es sich handelt.**

Einzelnachweise

- 1 Andreas Böhm, erstellt mit Inkscape
- 2 David Weninger, erstellt mit LibreOffice