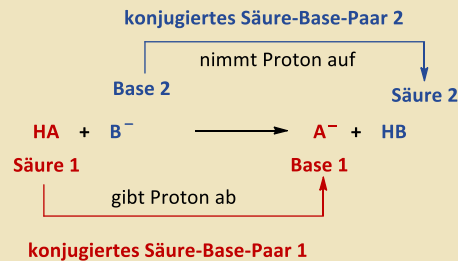


Zusammenfassung

- Nach Brønsted sind Säuren **Protonendonatoren** und Basen **Protonenakzeptoren**
- Protolysen** bestehen stets aus zwei **konjugierten Säure-Base-Paaren**



- Protolysen sind **Gleichgewichtsreaktionen**, die Lage der Gleichgewichte hängt von der **Säure-** bzw. **Basenstärke** ab

$$pK_S = -\lg \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

- Ampholyte** sind Teilchen die sowohl mit Säuren als auch mit Basen reagieren können (z.B. Wasser)

- Ionenprodukt des Wassers** verknüpft die H_3O^+ und die OH^- Ionenkonzentration miteinander

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \text{ mol}^2 / \text{L}^2$$

- Mithilfe des **pH-Werts** lassen sich saure und basische Lösungen charakterisieren (pH < 7 = sauer, pH = 7 = neutral, pH > 7 = basisch)

$$pH = -\lg[H_3O^+]$$

- Puffer** sind Gemische einer schwachen Säure oder Base mit ihrem jeweiligen Salz
- pH-Wert eines Puffers ist durch **Henderson-Hasselbalch-Gleichung** beschrieben

$$pH = pK_S + \lg \frac{[A^-]}{[HA]}$$

- Experimentell lässt sich der pH-Wert mithilfe eines **Farbindikatoren** oder elektrochemisch bestimmen
- Konzentrationen von Säuren und Basen lassen sich quantitativ per **Titration** bestimmen

Schlüsselbegriffe

- | | | |
|--------------------------------|------------------|-----------------------------------|
| ■ Protonendonator | ■ Ampholyte | ■ Farbindikatoren |
| ■ Protonenakzeptor | ■ pH-Wert | ■ Säure-Base-Puffer |
| ■ konjugierte Säure-Base-Paare | ■ Neutralisation | ■ Henderson-Hasselbalch-Gleichung |
| ■ Säure-/Basenstärke | ■ Titration | |

Aufgabe 6-1: Definitionen.

Definieren Sie die nachfolgenden Begriffe.

- Säure:
- Base:
- Ampholyt:
- pH-Wert:
- Puffer:

Aufgabe 6-2: Konjugierte Säure-Base-Paare.

Geben Sie jeweils eine konjugierte Säure bzw. Base (nach Brønstedt) der folgenden Teilchen an:

OH^-	HCO_3^-
HNO_3	CH_3COO^-
NH_4^+	HCl

Aufgabe 6-3: Ionenprodukt des Wassers versus Säurestärke des Wassers.

Berechnen Sie das Ionenprodukt sowie die Säurestärke des Wassers.

Aufgabe 6-4: pH-Werte von Salzlösungen.

a) Ordnen Sie den wässrigen Lösungen der nachfolgenden Salze einen pH-Wertbereich zu. Kreuzen Sie dazu die entsprechenden Felder in der Tabelle an.

	sauer (pH < 7)	neutral (pH = 7)	basisch (pH > 7)
CH_3COONa	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
KCN	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
$\text{CH}_3\text{COONH}_4$	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
NH_4Cl	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
NaHSO_4	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

b) Begründen Sie Ihre Aussagen aus Aufgabenteil a.

c) Berechnen Sie die H_3O^+ -Ionen-Konzentration in einer Lösung mit dem pH-Wert 4.5 und 9.3.

Aufgabe 6-5: Titration.

Es liegen eine Salzsäure- ($\text{pK}_s = -7$) sowie eine Essigsäurelösung ($\text{pK}_s = 4.76$) mit einer jeweiligen Stoffmengenkonzentration von 0.1 mol/L vor.

- Stellen Sie die Dissoziationsgleichungen für beide Säuren in Wasser auf und kennzeichnen Sie die konjugierten Säure Base-Paare.
- Berechnen Sie näherungsweise die pH-Werte der beiden Lösungen. Geben Sie das Ergebnis mit 2 signifikanten Nachkommastellen an.
 - 0.1 mol/L HCl
 - 0.1 mol/L CH_3COOH
- Skizzieren Sie die Titrationskurven (qualitativ) beider Lösungen während der Zugabe einer wässrigen Lösung von NaOH.

Aufgabe 6-6: Puffersysteme.

a) Berechnen Sie den pH-Wert einer Pufferlösung bestehend aus gleichen Anteilen NaCH_3COOH und CH_3COOH ($\text{pK}_s(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4.75$)! Ändert sich der pH-Wert, wenn Sie diese Pufferlösung auf das doppelte Volumen verdünnen?

b) Aus 3 Litern einer Ammoniak-Lösung (0.1 mol L^{-1}) soll durch Zugabe von Ammoniumchlorid eine Pufferlösung mit $\text{pH} = 9.5$ hergestellt werden. Berechnen Sie die dazu erforderliche Masse an Ammoniumchlorid. (Das Volumen der Lösung ist als konstant anzusehen). $\text{pK}_s(\text{Ammoniak}) = 9.25$

Multiple Choice Aufgaben

Aufgabe 6-1: Den Brönsted-Säuren der Liste 1 sind die entsprechenden konjugierten Brönsted-Basen der Liste 2 zuzuordnen. Welche Zeile enthält nur korrekte Zuordnungen?

Liste 1: 1) H_2PO_4^- 2) HSO_4^-

Liste 2: A) HSO_4^- B) HPO_4^{2-} C) H_3PO_4 D) SO_4^{2-} E) PO_4^{3-}

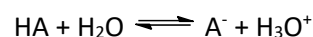
- 1B und 2A.
- 1C und 2D.
- 1E und 2A.
- 1C und 2A.
- 1B und 2D.

Aufgabe 6-2: Welche der vorliegenden Salze bilden in Wasser amphotere Ionen?

- 1) NH_4Cl 4) Na_2CO_3
- 2) NaH_2PO_4 5) Na_2SO_4
- 3) NaHCO_3

- Nur 1, 2, 3 und 5.
- Nur 1, 2, 3 und 4.
- Nur 2 und 3.
- Nur 2, 3 und 4
- Nur 1, 3 und 5.

Aufgabe 6-3: Welche Aussage bezüglich des nachfolgenden Gleichgewichts ist falsch?



- Ist der pK_s -Wert von HA klein, so handelt es sich bei HA um eine starke Säure.
- Ist der K_s -Wert von HA groß, so liegt das Gleichgewicht auf der rechten Seite.
- Ist der pK_s -Wert von HA groß, so ist A^- eine schwache Base.
- H_2O ist die korrespondierende Base zu H_3O^+ .
- Ist der pK_s -Wert von HA sehr klein, so gilt $\text{pH} = -\log[\text{HA}]$.

Aufgabe 6-4: Ordnen Sie die nachfolgenden Substanzen nach steigendem pH-Wert. Gehen Sie jeweils von einer 0.1 molaren wässrigen Lösung aus.

- 1) CH_3COOH
- 2) NaOH
- 3) CH_3COONa
- 4) HCl
- 5) NaCl

- $1 < 2 < 3 < 4 < 5.$
- $5 < 4 < 1 < 2 < 3.$
- $4 < 1 < 3 < 5 < 2.$
- $4 < 1 < 5 < 3 < 2.$
- $4 < 3 < 5 < 1 < 2.$

Aufgabe 6-5: Durch Verdünnen soll aus einer NaOH -Lösung mit dem pH-Wert 13 eine Lösung mit dem pH-Wert 9 erhalten werden.

- 1B und 2A.
- 1C und 2D.
- 1E und 2A.
- 1C und 2A.
- 1B und 2D.

Aufgabe 6-6: Welche wässrige Lösung hat den pH-Wert 2? ($\text{pK}_s(\text{HCl}) = -6$; $\text{pK}_s(\text{HClO}_4) = -9$; $\text{pK}_s(\text{CH}_3\text{COOH}) = 4.8$)

- 2 mol/L HCl .
- 0.2 mol/L HCl .
- 0.02 mol/L HCl .
- 0.01 mol/L CH_3COOH .
- 0.01 mol/L HClO_4 .