

Grundlagen der Chemie

Säuren und Basen

Prof. Annie Powell

Institut für Anorganische Chemie – Grundlagen der Chemie



Säure-Base-Theorien

Die Begriffe Säure und Base sind auf verschiedene Arten definiert worden.

1. Das Arrhenius-Konzept

- Eine Säure bildet H^+ -Ionen in wässriger Lösung.



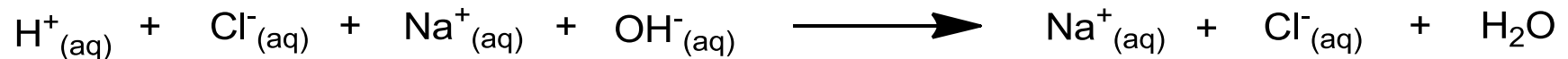
- Eine Base bildet OH^- -Ionen in wässriger Lösung.



Säure-Base-Theorien

- Die Reaktion zwischen einer Säure und einer Base heißt Neutralisation. Dabei entstehen Wasser und ein Salz.

Säure + Base → Salz + Wasser



Säure-Base-Theorien

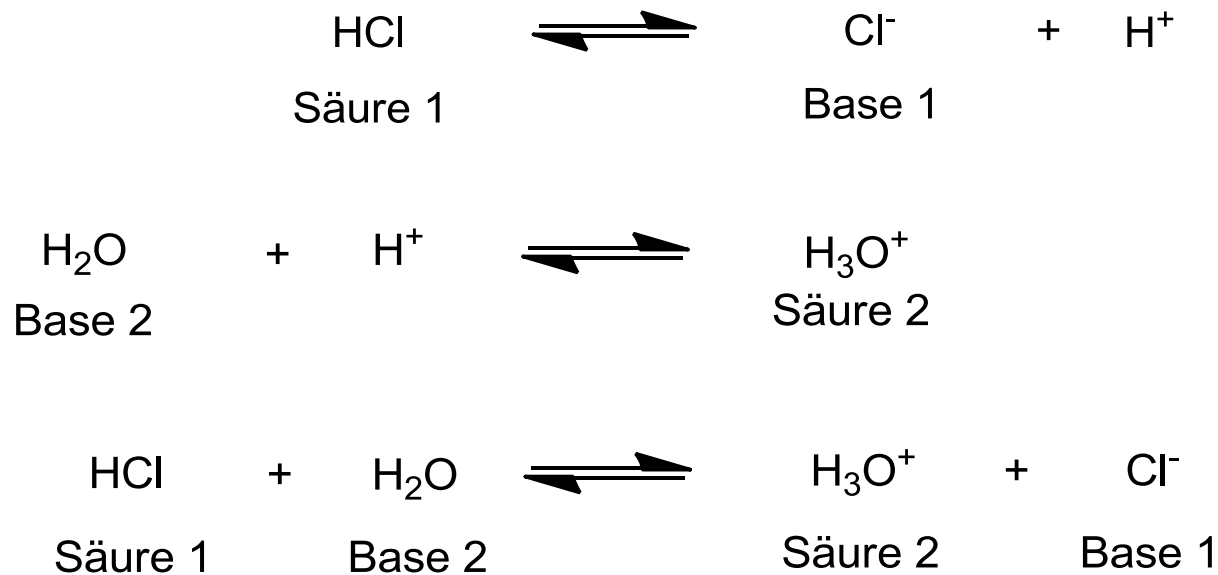
■ 2. Das Brønsted-Lowry-Konzept

- Säuren sind Protonendonatoren, Teilchen, die H^+ -Ionen abspalten können.
- *Bei der Abgabe von Protonen wird aus der Säure ihre konjugierte Base.*
- Basen sind Protonenakzeptoren, Teilchen, die H^+ -Ionen aufnehmen können.
- *Bei dem Aufnehmen von Protonen wird aus der Base ihre konjugierte Säure.*
- Die Säure-Base-Reaktion spielt sich zwischen zwei konjugierten Säure-Base-Paaren ab:



Säure-Base-Theorien

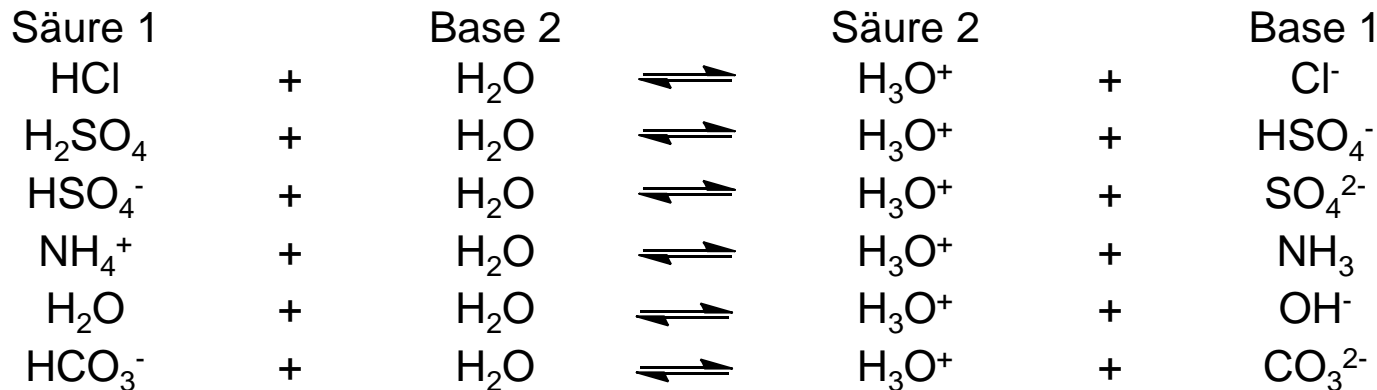
- Diese Gleichung beschreibt die Summe zwei Teilgleichungen:



- An einer Protonenübertragungsreaktion sind immer zwei Säure-Base-Paare beteiligt.

Säure-Base-Theorien

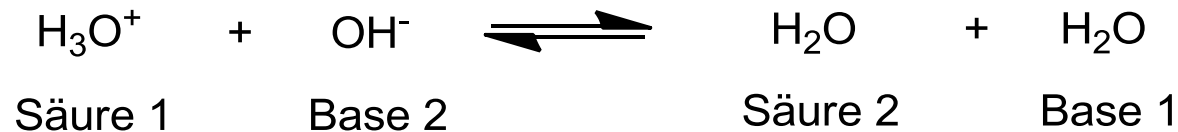
Beispiele für Säure-Base-Paare mit Wasser als Base:



- **Ampholyte** sind Moleküle und Ionen, die sowohl als Säuren wie auch als Basen auftreten können. Solche Substanzen kann man auch **amphoter** nennen.
- z.B. Das HSO₄⁻ -Ion kann von einer Säure protoniert werden, es entsteht die konjugierte Säure H₂SO₄, oder HSO₄⁻ kann ein Proton an eine Base abgeben, es entsteht die konjugierte Base SO₄²⁻.

Säure-Base-Theorien

- Die Arrhenius'sche Neutralisationsreaktion ist im Sinne dieser Definition so zu interpretieren:
- Die konjugierte Säure und die konjugierte Base des amphoteren Lösungsmittel H_2O bilden miteinander H_2O .



Das Lewis-Konzept

- Es kommt auf die Bildung einer kovalenten Bindung zwischen Basen- und Säure-Teilchen an.
- Eine Lewis-Base (eine nukleophile Substanz) stellt ein Elektronenpaar zur Bildung der kovalenten Bindung zur Verfügung.
- Die Lewis-Säure (eine elektrophile Substanz) wirkt als Elektronenpaarakzeptor.

pH-Wert, Ionenprodukt des Wassers

- Der Säuregrad einer wässrigen Lösung ist durch die Konzentration an H^+ (Arrhenius) bzw. H_3O^+ (Brønsted-Lowry) gegeben. Die Einführung eines logarithmischen Maßes führt zu handlicheren Zahlenwerten. Es wird so ein pH-Wert als negativer dekadischer Logarithmus der H^+ bzw. der H_3O^+ - Konzentration definiert:

$$pH = -\log_{10} [H_3O^+]$$

- In reinem Wasser liegt das Gleichgewicht (Autoprotolyse)



nahezu vollständig auf der linken Seite.

Mit dem MWG erhält man:

$$K = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

Ionenprodukt des Wassers

- Aufgrund des Autoprotolysegleichgewichtes ist das Produkt der Konzentrationen der H_3O^+ - und OH^- -Ionen in Wasser und auch in **verdünnten** wässrigen Lösungen konstant.

- Mit $pOH = -\log_{10}[OH^-]$
ergibt sich $pH + pOH = 14$

- Für reines Wasser gilt:

$$[H_3O^+] = [OH^-] = \sqrt{K_w} = 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$$

$$pH = 7$$

Ionenprodukt des Wassers

- Bei abweichenden H_3O^+ bzw. OH^- Ionen-Konzentrationen ergibt sich die Konzentration aus dem Ionenprodukt. z.B. $[H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol l}^{-1}$, dann gilt für $[OH^-]$:

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$$

oder mit **pH = 2** gilt

$$\begin{aligned}
 pOH &= 14 - pH \\
 &= 14 - 2 \\
 &= 12
 \end{aligned}$$

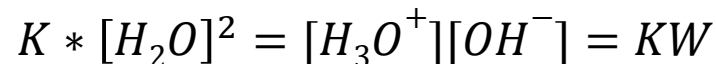
- Für $[H_3O^+] > [OH^-]$ reagiert die Lösung sauer, pH < 7
- Für $[H_3O^+] = [OH^-]$ reagiert die Lösung neutral, pH = 7
- Für $[H_3O^+] < [OH^-]$ reagiert die Lösung basisch, pH > 7

Ionenprodukt des Wassers

- Da nur wenige H₂O-Moleküle Ionen bilden, ist die Konzentration des nicht protolysierten Wassers praktisch gleich der Gesamtkonzentration an Wasser:

$$[H_2O] = 1000/18 = 55,5 \text{ mol L}^{-1} \quad (1 \text{ L H}_2\text{O} = 1000 \text{ g}; 1 \text{ mol H}_2\text{O} = 18 \text{ g})$$

- Diese praktisch konstante Konzentration an H₂O kann daher mit der Gleichgewichtskonstanten zusammen zu einer neuen Konstante zusammengefasst werden:

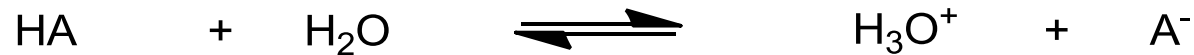


- K_W ist das Ionenprodukt des Wassers mit dem Zahlenwert bei 25 °C:

$$K_W = 1,0 * 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2} \quad \text{oder} \quad pK_W = -\log_{10} K_W = 14$$

Säurestärke, pK_s -Wert

- Die Stärke einer Säure wird durch pK_s -Werte quantitativ erfasst.
- Für eine Säure HA in wässriger Lösung ist die Lage des Gleichgewichtes:



- durch K bestimmt:

$$K = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[H_2O][HA]}$$

- In verdünnter Lösung kann die fast konstante Konzentration von Wasser mit der Konstante K multipliziert werden:

$$K * [H_2O] = K_S = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$$

Säurestärke

- K_S ist die Säurekonstante (auch K_a bzw. K_A geschrieben).
- wie üblich, können wir einen pK_S -Wert definieren:

$$pK_S = -\log_{10}K_S$$

- Bei starken Säuren überwiegt die rechte Seite des Protolysegleichgewichts, der Zähler ist größer als der Nenner, $K_S > 1$ und $pK_S < 0$. Je schwächer eine Säure ist, um so größer ist ihr pK_S -Wert.
- Allgemein:
- **starke Säuren:** $pK_S < 0$
- **schwache Säuren:** $pK_S > 0$

Säurestärke

- ***Je stärker eine Säure, desto schwacher ist ihre konjugierte Base.***
- ***Je stärker eine Base, desto schwacher ist ihre konjugierte Säure.***

- z.B. HCl mit $pK_S = -6$ ist eine starke Säure, die konjugierte Base Cl^- ist dafür schwach.

- HClO_4 mit $pK_S = -9$ ist eine sehr starke Säure, die konjugierte Base ClO_4^- ist dafür sehr schwach.

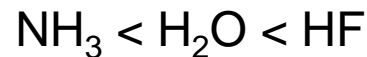
- Die Säurestärke von kovalent aufgebauten Wasserstoff-Verbindungen wird von der Elektronegativität und der Größe des Atoms, an das das Wasserstoff-Atom gebunden ist, beeinflusst.

Säurestärke - Einflüsse

1. Der Einfluss der Elektronegativität

- Die Säurestärke der binären Wasserstoff-Verbindungen von Elementen einer Periode nimmt von links nach rechts im Periodensystem zu. vgl. die zunehmenden Elektronegativitäten von $N < O < F$

- Säurestärke:



- Gegenüber Wasser ist NH_3 eine Base, HF eine Säure.

- Auch in der dritten Periode:

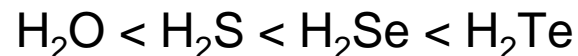
- Elektronegativitäten:** $\text{P} < \text{S} < \text{Cl}$

- Säurestärke:** $\text{PH}_3 < \text{H}_2\text{S} < \text{HCl}$

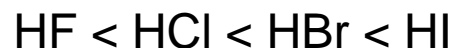
Säurestärke - Einflüsse

2. Der Einfluss der Atomgröße

- Die Säurestärke der binären Wasserstoff-Verbindungen von Elementen einer Gruppe des Periodensystems nimmt mit der Atomgröße zu.
- Säurestärke für Gruppe 6:



- Säurestärke für Gruppe 7:



Säurestärke - Oxosäuren

1. Die Säurestärke von Oxosäuren HO-Z nimmt mit der Elektronegativität von Z zu.

■ z.B. $\text{HOI} < \text{HOBr} < \text{HOCl}$

2. Bei Oxosäuren vom Typ $(\text{OH})_m\text{ZO}_n$ nimmt die Stärke mit dem Wert von n zu.

■ Säurestärke für $(\text{OH})_m\text{ZO}_n$ -Säuren:

n = 0	schwache Säuren:	HOCl , $(\text{HO})_3\text{B}$, $(\text{HO})_4\text{Si}$
n = 1	mittelstarke Säuren:	HOClO , HONO , $(\text{HO})_2\text{SO}$, $(\text{HO})_3\text{PO}$
n = 2	starke Säuren:	HOClO_2 , HONO_2 , $(\text{HO})_2\text{SO}_2$
n = 3	starke Säuren:	HOClO_3 , HOIO_3