

## 14 Bei Säure-Base-Reaktionen werden Protonen verschoben

### Aufgaben zum Kapitel 14

14.1 a) Definieren Sie folgende Begriffe:

- saure Lösung (quantitativ)
- Hydroxid-Ion (Formel)
- Ampholyt
- Base
- basische Lösung (quantitativ)

b) Wie stellt man

- eine saure Lösung her?
- eine basische Lösung her (2 Möglichkeiten)?

c) Wie lässt sich experimentell nachweisen, dass saure Lösungen Oxonium-Ionen enthalten (Versuchsvorrichtung, Beobachtungen, Interpretation)?

14.2 Formulieren Sie folgende Reaktionen zu Ende:

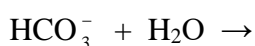


14.3 Wie lässt sich zeigen, dass eine Säure-Base-Reaktion zu einem chemischen Gleichgewicht führt? Wählen Sie ein geeignetes Beispiel.

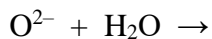
14.4 Ergänzen Sie folgende Tabelle, indem Sie die leeren Plätze ausfüllen:

pH	pOH	$c\text{H}_3\text{O}^+$ in mol/l	$c\text{OH}^-$ in mol/l
2			
	3		
		0.1	
			$10^{-5}$

14.5 Formulieren Sie folgende Säure-Base-Reaktionen:



Säure



14.6 a) Weshalb bezeichnet man Wasser weder als saure noch als basische Lösung?

b) Definieren Sie den Begriff Metallhydroxide, wählen Sie ein Beispiel und lösen Sie den gewählten Stoff in Wasser auf (Gleichung).

14.7 Man lässt die beiden Elemente Chlor und Wasserstoff miteinander reagieren.

a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.

b) Wie lässt sich auf Stoffebene zeigen, dass das Produkt von 14.7a als Säure reagieren kann (2 Bestimmungsmerkmale)?

c) 0.1 mol des Produkts von 14.7a wird mit Wasser versetzt und die Lösung auf

500 cm<sup>3</sup> mit Wasser aufgefüllt. Gesucht sind Reaktionsgleichung und pH-Wert der Lösung.

d) Das Produkt von 14.7a reagiert mit ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>-Ionen (in einer wässrigen Lösung von NaClO<sub>4</sub>). Gesucht ist die Reaktionsgleichung. Begründen Sie, auf welcher Seite das Gleichgewicht liegt.

14.8 Kalkmörtel wird zum Errichten von Backsteinmauern verwendet. Dazu vermischt man Calciumoxid [CaO(s)] mit Wasser und Sand. Begründen Sie mit einer Reaktionsgleichung, weshalb der so entstandene Brei stark alkalisch ist. (Der Sand dient nur als Füllmaterial und ist an der Reaktion nicht beteiligt.)

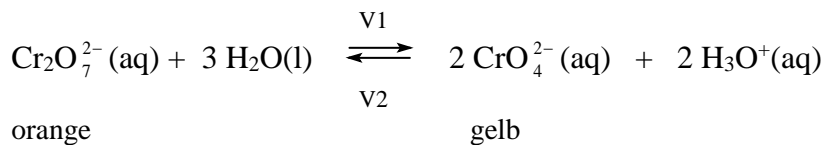
14.9 Bei der Reaktion von Ammoniumchlorid (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>Cl<sup>-</sup>) mit einer wässrigen Lösung von Natriumhydroxid [NaOH(aq)] entsteht u. a. Ammoniak (NH<sub>3</sub>).

a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung.

b) Mithilfe der Reaktion von 14.9a lässt sich zeigen, dass Säure-Base-Reaktionen zu einem chemischen Gleichgewicht führen. Begründen Sie diese Aussage.

14.10 Gegeben sind die Säuren HX mit einem pK<sub>S</sub>-Wert von -1.15 und HY mit einem pK<sub>S</sub>-Wert von 6.37. Welche Säure ist die stärkere (Begründung)?

14.11 Gegeben ist folgendes Gleichgewicht:



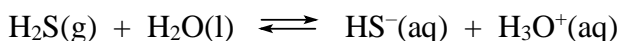
Die beiden an der Reaktion beteiligten Chromoxid-Ionen zeigen eine unterschiedliche Farbe. Ist die Konzentration eines der beiden Ionen zehnmal grösser als die Farbe des anderen Ions, so ist die typische Ionen-Farbe sichtbar.

a) Gegeben ist eine wässrige Lösung des Gleichgewichts 14.11, die orange gefärbt ist. Was lässt sich über das Verhältnis der beiden Ionen aussagen?

b) Zur orangen Lösung gibt man eine basische Lösung. Die Farbe wechselt nach gelb. Begründen Sie diesen Farbwechsel mit den Reaktionsgeschwindigkeiten V1 und V2 sowie den damit verbundenen Änderungen der Ionenkonzentrationen.

c) Zu der nun gelben Lösung tropft man eine saure Lösung, die Farbe ändert nach orange. Auch in diesem Fall ist eine Begründung mit den Reaktionsgeschwindigkeiten und den Konzentrationsänderungen der Ionen verlangt.

14.12 Gegeben ist die Reaktion:



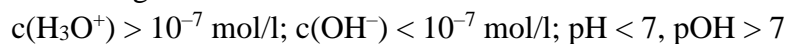
a) Schreiben Sie für diese Reaktion das Massenwirkungsgesetz.

b) Leiten Sie aus dem MWG die Säurekonstante für H<sub>2</sub>S her.

c) Die Säurekonstante K<sub>S</sub>(H<sub>2</sub>S) beträgt 10<sup>-7.06</sup>. Handelt es sich um eine starke oder eine schwache Säure (kurze Begründung)?

## Lösungen zu den Aufgaben

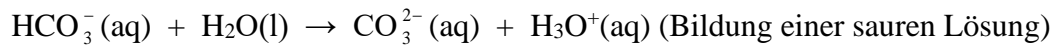
14.1 a) - Saure Lösungen enthalten mehr als  $10^{-7}$  mol Oxonium-Ionen ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) in einem Liter Lösung.



- Hydroxid-Ion:  $\text{OH}^-$

- Ein Ampholyt kann sowohl als Säure als auch als Base reagieren.

z. B.  $\text{HCO}_3^-$  (im Salz  $\text{NaHCO}_3$ )

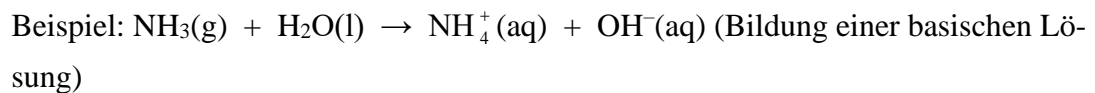


S

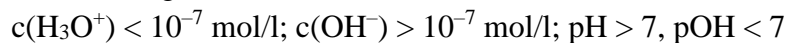


B

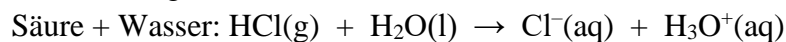
- Base: Ein Stoff, dessen kleinste Teilchen bei einer Reaktion Protonen aufnehmen: Protonenfänger.



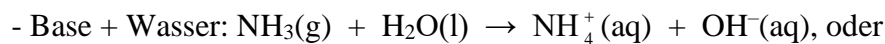
- Basische Lösungen enthalten mehr als  $10^{-7}$  mol Hydroxid-Ionen ( $\text{OH}^-$ ) in einem Liter Lösung.



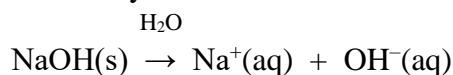
b) saure Lösung:



basische Lösung:



- Metallhydroxid in Wasser auflösen:



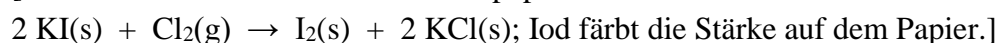
(Die Summenformel  $\text{H}_2\text{O}$  über dem Reaktionspfeil bedeutet «mit genügend Wasser aufgelöst».)

c) Elektrolyse einer sauren Lösung, wie z. B.  $\text{HCl}(\text{aq})$ , die Universalindikator rot färbt und den elektrischen Strom leitet.

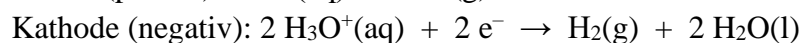
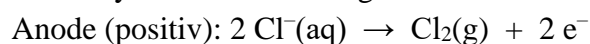
An beiden Elektroden entstehen Gase: an der Anode ein gelblich-grünes Gas, das Iodstärkepapier (Filterpapier, imprägniert mit Kaliumiodid und Stärke) bräunlich verfärbt (Chlor), und an der Kathode ein farbloses Gas, das bei Zumischung von Luft (Sauerstoff) mit einem heulenden Ton reagiert (Wasserstoff, Knallgasprobe).

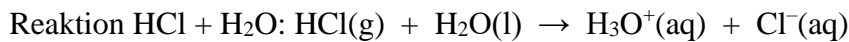
In der wässrigen Lösung von  $\text{HCl}$  müssen positive Wasserstoff- und negative Chlor-Ionen vorhanden sein:  $\text{H}^+$ -( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) und  $\text{Cl}^-$ -Ionen:

[Nachweis von Chlor durch Iodstärkepapier:

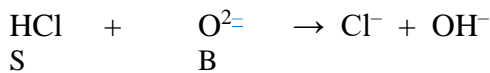
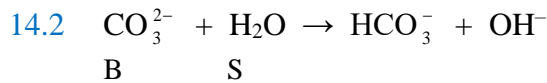


Elektrolyse der  $\text{HCl}$ -Lösung:

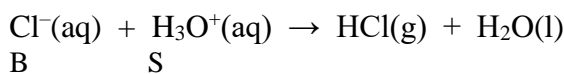
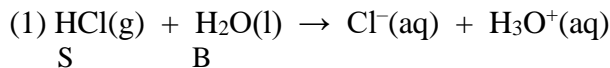




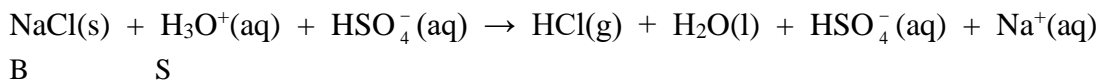
Bei der Elektrolyse jeder sauren Lösung bildet sich an der Kathode immer Wasserstoff. Dies beweist, dass die entsprechende Lösung viele Oxonium-Ionen (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) enthält, die damit das Kennzeichen saurer Lösungen sind.



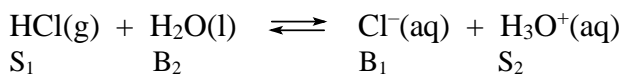
14.3 Ein Beweis ist mit den beiden folgenden Reaktionen möglich:



Gleichung mit allen Stoffen:



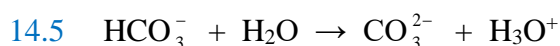
Die Produkte der Reaktion (1) können in einer Säure-Base-Reaktion wieder zurückreagieren, wie Gleichung (2) zeigt. Beide Reaktionen führen deshalb zu einem Gleichgewicht, das sich damit durch eine einzige Gleichung darstellen lässt:



Bei einer Säure-Base Reaktion entsteht aus einer Säure eine Base und aus einer Base eine Säure. Bei Protolysen sind also jeweils zwei Säure-Base-Paare beteiligt: S<sub>1</sub>/B<sub>1</sub>, S<sub>2</sub>/B<sub>2</sub>.

14.4

pH	pOH	cH <sub>3</sub> O <sup>+</sup> in mol/l	cOH <sup>-</sup> in mol/l
2	12	10 <sup>-2</sup>	10 <sup>-12</sup>
11	3	10 <sup>-11</sup>	10 <sup>-3</sup>
1	13	0.1 = 10 <sup>-1</sup>	10 <sup>-13</sup>
9	5	10 <sup>-9</sup>	10 <sup>-5</sup>



Säure

- $\text{O}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{OH}^-$
- $\text{HF} + \text{CN}^- \rightarrow \text{F}^- + \text{HCN}$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

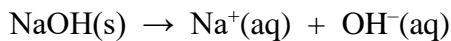
14.6 a) In reinem Wasser liegen die Oxonium- und Hydroxid-Ionen in gleichen Konzentrationen vor:  $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7}$  mol/l. Wasser hat weder einen sauren noch einen basischen Geschmack.

b) Metallhydroxide enthalten neben den Metallionen ein oder mehrere Hydroxid-Ionen.

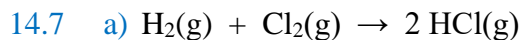
z. B. NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>

Löst man ein Metallhydroxid in Wasser auf, so bildet sich eine basische Lösung;

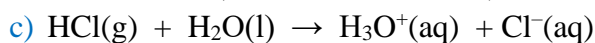
z. B. Auflösen von Natriumhydroxid in Wasser:



(Die Summenformel H<sub>2</sub>O über dem Reaktionspfeil bedeutet «mit genügend Wasser aufgelöst».)

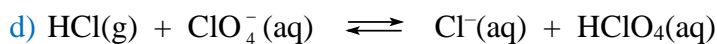


b) Eine wässrige Lösung von HCl färbt Universalindikator rot und leitet den elektrischen Strom (Nachweis von Ionen).

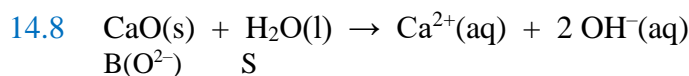


In 500 cm<sup>3</sup> der Lösung befindet sich ein Zehntel Mol H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-Ionen. Auf einen Liter Lösung wären dies zwei Zehntel Mol:

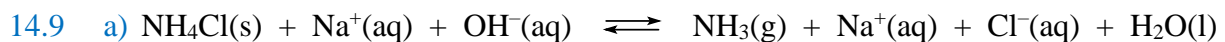
$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 2 \cdot 0.1 \text{ mol/l} = 0.2 \text{ mol/l}; \text{pH} = -\log 0.2 = 0.7$$



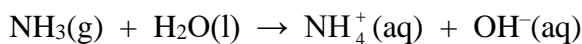
Gemäss Tabelle 14.2 ist HClO<sub>4</sub> eine stärkere Säure als HCl und Cl<sup>-</sup> eine stärkere Base als ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>. Damit liegt das Gleichgewicht auf der linken Seite.



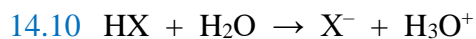
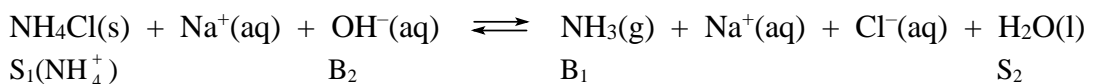
Die Konzentration der Hydroxid-Ionen ist grösser als 10<sup>-7</sup> mol/l. Damit handelt es sich um eine basische Lösung.



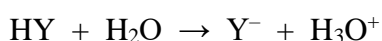
b) Die Produkte NH<sub>3</sub> und H<sub>2</sub>O reagieren in einer Säure-Base-Reaktion miteinander zu NH<sub>4</sub><sup>+</sup> und Cl<sup>-</sup>:



Damit stellt sich ein chemisches Gleichgewicht ein:



$$\text{Säurekonstante } K_S(\text{HX}) = 10^{1.15} \quad K_S(\text{HX}) = \frac{c\text{X}^- \cdot c\text{H}_3\text{O}^+}{c\text{HX}} = 10^{1.15}$$

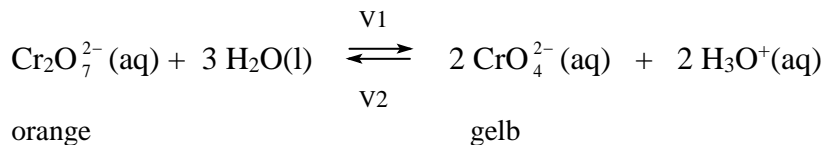


$$\text{Säurekonstante } K_S(\text{HY}) = 10^{-6.37} \quad K_S(\text{HY}) = \frac{c\text{Y}^- \cdot c\text{H}_3\text{O}^+}{c\text{HY}} = 10^{-6.37}$$

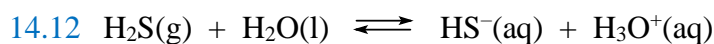
Die Zahl 10<sup>1.15</sup>, verglichen mit 10<sup>-6.37</sup>, zeigt, dass die Konzentration der H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>-Ionen in der wässrigen Lösung von HX viel grösser ist als in der wässrigen Lösung von HY.

HX ist also die stärkere Säure.

## 14.11



- a) Die Lösung enthält mindestens zehn Mal mehr  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  - als  $\text{CrO}_4^{2-}$  -Ionen; das Gleichgewicht liegt auf der linken Seite.
- b) Die zugesetzten Hydroxid-Ionen der basischen Lösung reagieren mit den Oxonium-Ionen des Gleichgewichts zu Wasser:  $\text{OH}^-(\text{aq}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$ .  
Damit wird die Konzentration der Oxonium-Ionen erniedrigt, die Reaktionsgeschwindigkeit  $V_2$  nimmt ab (RG1 ist schneller).  
Da  $V_1$  nun schneller als  $V_2$  ist, nimmt die Konzentration der  $\text{CrO}_4^{2-}$  -Ionen zu, die der  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  -Ionen ab.  
 $V_2$  wird dadurch schneller,  $V_1$  langsamer.  
Das neue Gleichgewicht hat sich eingestellt, wenn  $V_1 = V_2$ .  
Das Gleichgewicht hat sich auf die rechte Seite verschoben, die Lösung ist gelb, da mindestens zehn Mal mehr  $\text{CrO}_4^{2-}$  - als  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  - Ionen in der Lösung vorhanden sind.
- c) Zugabe von Oxonium-Ionen erhöht die Konzentration der  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen in der Lösung. RG2 wird dadurch schneller (RG1 ist langsamer).  
Da RG2 schneller als RG1 ist, nimmt die Konzentration der  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  -Ionen zu, die der  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  -Ionen ab.  
 $V_2$  wird dadurch langsamer,  $V_1$  schneller.  
Das neue Gleichgewicht hat sich eingestellt, wenn  $V_1 = V_2$ .  
Das Gleichgewicht hat sich auf die linke Seite verschoben, die Lösung ist orange, da die Lösung mindestens zehn Mal mehr  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  - als  $\text{CrO}_4^{2-}$  -Ionen enthält.



$$a) \quad K = \frac{c_{\text{HS}^-} \cdot c_{\text{H}_3\text{O}^+}}{c_{\text{H}_2\text{S}} \cdot c_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$b) \quad c(\text{H}_2\text{O}) = \text{konstant} (= 55.55 \text{ mol/l})$$

$$K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = \frac{c_{\text{HS}^-} \cdot c_{\text{H}_3\text{O}^+}}{c_{\text{H}_2\text{S}}} = K_S(\text{H}_2\text{S}) = 10^{-7.06}$$

- c) Der Quotient der Säurekonstanten entspricht einer sehr kleinen Zahl. Im Gleichgewicht sind also nur wenige Produkte vorhanden. Nur ein geringer Teil der Säure  $\text{H}_2\text{S}$  hat mit dem Wasser reagiert; Dihydrogensulfid ( $\text{H}_2\text{S}$ ) ist eine schwache Säure.