



**MEHR
ERFAHREN**

ABITUR-TRAINING

Gymnasium

Chemie 1

Baden-Württemberg

Gleichgewichte · Energetik
Elektrochemie




STARK

Inhalt

Vorwort

Chemische Gleichgewichte	1
 1 Umkehrbare Reaktionen	2
2 Der Gleichgewichtszustand	2
 3 Das Massenwirkungsgesetz	5
 4 Beeinflussung des Gleichgewichtszustandes	6
4.1 Änderung der Stoffmengen	6
4.2 Änderung der Temperatur	8
4.3 Änderung des Drucks	10
4.4 Das Prinzip von Le Châtelier	11
5 Das Ammoniak-Gleichgewicht	12
5.1 Reaktionsbedingungen für die Ammoniaksynthese	12
5.2 Industrielle Durchführung der Ammoniaksynthese	13
 Zusammenfassung	17
 Aufgaben	18
Energetik chemischer Reaktionen	21
1 System und Umgebung – erster Hauptsatz der Thermodynamik	22
2 Die Reaktionswärme	23
2.1 Exotherme und endotherme Reaktionen	23
2.2 Messung der Reaktionswärme	23
3 Innere Energie und Enthalpie	25
3.1 Die innere Energie	25
3.2 Die Enthalpie	27
3.3 Bildungsenthalpien	29
3.4 Der Satz von Hess	30
4 Die Entropie und der zweite Hauptsatz der Thermodynamik	33
4.1 Ordnung im System	33
4.2 Der Begriff der Entropie	36

4.3	Entropieänderungen	38
4.4	Berechnung von Reaktionsentropien	39
4.5	Die Richtung chemischer Reaktionen und die freie Enthalpie	40
4.6	Metastabile Zustände	43
5	Chemisches Gleichgewicht und Energetik	45
	Zusammenfassung	47
	Aufgaben	48
	Säure-Base-Gleichgewichte in wässriger Lösung	51
1	Säure-Base-Theorien	52
1.1	Historische Säure-Base-Theorien	52
1.2	Die Säure-Base-Definition nach Brønsted	53
2	Autoprotolyse des Wassers und pH-Wert	56
2.1	Das Ionenprodukt des Wassers	56
2.2	pH-Wert und pOH-Wert	58
2.3	Messung von pH-Werten	59
3	Anwendungen der Säure-Base-Theorie	60
	3.1 Die Säurekonstante K_S und der pK_S -Wert	60
	3.2 pH-Berechnungen von Lösungen starker und schwacher Säuren	63
	3.3 Einfache pH-Berechnungen bei Lösungen, die Basen enthalten	66
	3.4 Die Gleichgewichtslage bei beliebigen Säure-Base-Reaktionen	69
	3.5 Indikatoren	72
	3.6 Puffersysteme	73
	3.7 Säure-Base-Titrationen	76
	Zusammenfassung	82
	Aufgaben	83
	Elektrochemie	85
1	Redoxreaktionen	86
1.1	Die Begriffe Oxidation und Reduktion	86
1.2	Bestimmung von Oxidationszahlen	88
	1.3 Aufstellen und Ausgleichen von Redoxgleichungen	90

2	Galvanische Elemente	91
2.1	Die Redoxreihe der Metalle	91
2.2	Das Daniell-Element	93
2.3	Entstehung von Halbzellenpotenzialen	95
2.4	Die Standard-Wasserstoffhalbzelle	97
2.5	Abhängigkeit der Redoxpotenziale von der Stoffmengen- konzentration	101
2.6	Anwendungsbeispiele für die Tabelle der Standardpotenziale	105
3	Elektrolyse	110
3.1	Grundlagen und einfache Beispiele	110
3.2	Technisch wichtige Elektrolyseverfahren	117
4	Galvanische Elemente in der Praxis	122
4.1	Nicht wieder aufladbare galvanische Zellen	122
4.2	Wieder aufladbare galvanische Zellen (Akkumulatoren)	129
5	Korrosion	132
5.1	Wasserstoffkorrosion	133
5.2	Sauerstoffkorrosion	134
5.3	Korrosionsschutz	135
	Zusammenfassung	137
	Aufgaben	139
Lösungen		145
Anhang		169
Stichwortverzeichnis		177

Autoren: Karl Kanz und Helmut Moll

Danksagung

Begleitet haben die Arbeit an diesem Buch viele Schülerinnen und Schüler. Für ihre guten Ratschläge, ihre Kritik, aber auch Aufmunterung bedanken sich Verlag und Autoren ganz herzlich. Besonderer Dank gilt Jana und Lisa, die trotz der Vorbereitung auf die anstehende Abiturprüfung die Korrekturen gelesen haben.



Im Hinblick auf eine eventuelle Begrenzung des Datenvolumens wird empfohlen, dass Sie sich beim Ansehen der Videos im WLAN befinden. Haben Sie keine Möglichkeit, den QR-Code zu scannen, finden Sie die Lernvideos auch unter:

<http://qrcode.stark-verlag.de/84731V>

Vorwort

Liebe Schülerin, lieber Schüler,

für viele von Ihnen wird das Fach Chemie in der Berufsausbildung und im anschließenden Berufsleben eine wichtige Rolle spielen. Vielleicht haben Sie es deswegen gewählt oder Sie haben ganz einfach Freude an dieser wichtigen Naturwissenschaft.

Dieses Buch soll Ihnen dabei helfen, sich den Lehrstoff der Chemie in der Oberstufe der Gymnasien in Baden-Württemberg schnell und sicher anzueignen und zu vertiefen, damit Sie bei den anstehenden Prüfungen und vor allem im Abitur gute Ergebnisse erreichen.

Der vorliegende Band „Abitur-Training Chemie 1“ enthält die Kapitel **Chemische Gleichgewichte, Energetik chemischer Reaktionen, Säure-Base-Gleichgewichte** und **Elektrochemie**. Diese Themen spielen eine zentrale Rolle im Oberstufenunterricht und sind auch für das Verständnis vieler biologisch wichtiger Reaktionen von großer Bedeutung.

Anhand zahlreicher **Beispiele** und **Abbildungen** wird das prüfungsrelevante Wissen anschaulich erklärt. Die **Aufgaben** im Anschluss an jedes Kapitel ermöglichen es Ihnen, erworbenes Wissen anzuwenden und zu überprüfen. Mithilfe der **vollständigen Lösungen** am Ende des Buches können Sie Ihren Lernerfolg sofort kontrollieren.

Die in diesem und im Trainingsband Chemie 2 (Verlagsnummer 84732V) behandelten Inhalte bieten Ihnen eine optimale Grundlage zur Wiederholung und Vertiefung des gesamten Unterrichtsstoffs der Oberstufe.

Zu ausgewählten Themenbereichen gibt es **Lernvideos**, in denen wichtige chemische Zusammenhänge dargestellt werden. An den entsprechenden Stellen im Buch befindet sich ein QR-Code, den Sie mithilfe Ihres Smartphones oder Tablets scannen können – Sie gelangen so schnell und einfach zum zugehörigen Lernvideo.



Verlag und Autoren wünschen allen Schülerinnen und Schülern viel Erfolg in den Prüfungen!

Karl Kanz und Helmut Moll

Der bereits genannte Ammoniumchlorid-Ammoniak-Puffer besitzt die Ammonium-Ionen NH_4^+ als Säure und Ammoniak-Moleküle als Base. Er puffert im alkalischen Bereich, da gilt:

$$\text{pH} = \text{p}K_S(\text{NH}_4^+) = 9,24$$

Seine Funktion ist ansonsten analog der des Essigsäure-Acetat-Puffers.

Geeignete Pufferlösungen lassen sich für nahezu jeden pH-Bereich finden: Im menschlichen Körper sind die **Puffersysteme des Blutes** von größter Bedeutung. Arteriell Blut hat einen pH-Wert von 7,4, der nur geringfügig unter- oder überschritten werden darf. Wie die Tabelle der $\text{p}K_S$ -Werte zeigt, kommen dafür der Kohlensäure-Hydrogencarbonat-Puffer und der Dihydrogenphosphat-Hydrogenphosphat-Puffer infrage. Die Formeln der Puffersubstanzen sind H_2CO_3 und NaHCO_3 bzw. NaH_2PO_4 und Na_2HPO_4 . Um den erforderlichen pH-Wert von 7,4 zu erreichen, muss das Stoffmengenverhältnis der Puffersubstanzen durch den Organismus angepasst werden. Soll dieses Verhältnis berechnet werden, müsste man berücksichtigen, dass die $\text{p}K_S$ -Werte bei Körpertemperatur nicht mit den Werten unserer Tabelle übereinstimmen. Als zusätzliche Puffersubstanz steht im Blut das Hämoglobin zur Verfügung. Hier zeigt sich, wie präzise und mit hoher Sicherheit komplizierte Vorgänge im Organismus geregelt werden.

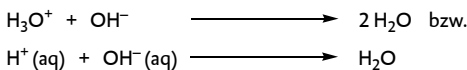


3.7 Säure-Base-Titrationen



Die **Titration** ist ein Verfahren zur **quantitativen Analyse**. Mit ihrer Hilfe kann festgestellt werden, wie viel von einer Säure oder Base in einer Substanzprobe enthalten ist. Aufgrund der großen Bedeutung saurer und alkalischer Lösungen in der Praxis zählen solche Bestimmungen zu den wichtigsten Aufgaben in Labor und Industrie überhaupt. Die Anwendungen reichen von der bereits in der Mittelstufe durchgeführten einfachen Analyse eines Speiseessigs oder einer Limonade bis zur Überprüfung der Rauchgase eines Kraftwerks auf Säure bildende Bestandteile.

Alle Titrationen erfolgen nach dem gleichen Prinzip: Zu der Analysenlösung wird eine Lösung mit bekannter Stoffmengenkonzentration gegeben, die so genannte **Maßlösung**. Die beiden Lösungen reagieren miteinander, wobei es bei der Säure-Base-Titration zu einer als **Neutralisation** bekannten Reaktion kommt. Sie beruht auf einer Umsetzung von Oxonium-Ionen mit Hydroxid-Ionen nach der Gleichung:



Als Maßlösungen werden häufig Salzsäure oder Natronlauge eingesetzt. Die Stoffmengenkonzentrationen betragen meist $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ oder $c = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Das sind relativ niedrige Werte, sodass der Umgang mit diesen Substanzen auch im Schülerpraktikum problemlos möglich ist.

Die folgende Abbildung gibt den Versuchsaufbau für eine solche Titration wieder und zeigt außerdem die bei Titrationen zur Messung des Volumens verwendeten Glasgeräte.

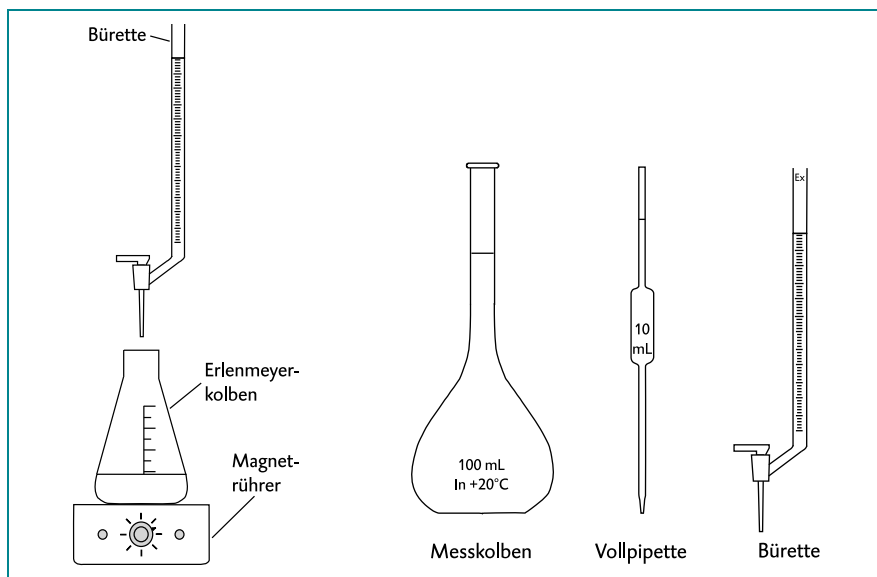
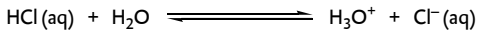


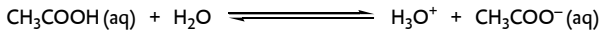
Abb. 16: Aufbau zur Titration (links) und drei Laborgeräte zur Messung des Volumens (rechts)

Gearbeitet wird nach folgender Vorschrift: Eine Portion der Analysensubstanz, meist sind es 10 mL, wird mithilfe einer Vollpipette in den Erlenmeyerkolben gegeben, mit einer ausreichend großen Portion destillierten Wassers verdünnt und mit wenigen Tropfen der Lösung eines geeigneten Säure-Base-Indikators versetzt. Die Verdünnung der Analysensubstanz bewirkt, dass eventuell am Glasrand haftende Tropfen abgespült werden und der Farbumschlag des Indikators besser zu beobachten ist. Dann wird der Flüssigkeitsstand der Maßlösung an der Bürette abgelesen und die Titration kann beginnen. Unter ständigem Rühren wird die Maßlösung tropfenweise in den Erlenmeyerkolben gegeben, bis der Farbumschlag des Indikators das Ende der Titration anzeigt. Der Verbrauch an Maßlösung wird durch Ablesen an der Bürette bestimmt.

Die Anzahl möglicher Varianten der Säure-Base-Titration ist sehr groß. Auch die zuvor angegebene Gleichung für die Neutralisation saurer und alkalischer Lösungen bedarf noch einiger ergänzender Hinweise: Bekanntlich haben bei starken Säuren in wässriger Lösung praktisch alle Säure-Moleküle mit Wasser unter Bildung von H_3O^+ -Ionen reagiert. Im Falle einer Chlorwasserstoff-Lösung („Salzsäure“) mit $K_S \approx 10^6 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ liegt das folgende Gleichgewicht daher sehr weit auf der rechten Seite:



Bei schwachen Säuren, wie z. B. Essigsäure, liegt das entsprechende Gleichgewicht weit auf der Seite der Ausgangsstoffe:



Welche Folgen das für die Titration hat, zeigt Abbildung 17. Die **Titrationenkurven** wurden dadurch erhalten, dass der pH-Wert während der Titration gemessen und gegen das Volumen der zugesetzten Natronlauge-Portion aufgetragen wurde, was heutzutage mithilfe eines Computers und eines elektrischen pH-Messgerätes leicht zu bewerkstelligen ist. Die Anfangskonzentrationen c_0 der beiden Säuren waren gleich groß.

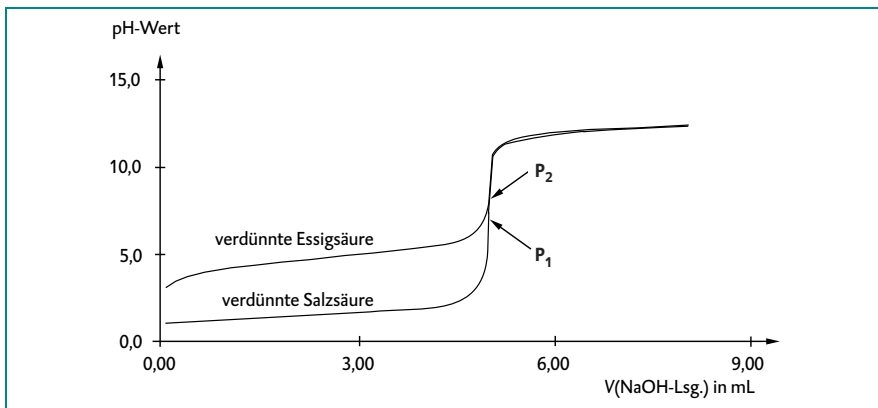
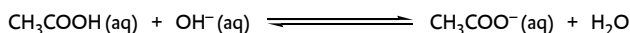


Abb. 17: Titrationskurve für die Titration von verdünnter Salzsäure bzw. verdünnter Essigsäure mit Natronlauge

Die unterschiedliche Stärke der beiden Säuren bewirkt zu Beginn der Titration verschiedene pH-Werte: Die stärkere Säure besitzt bei gleicher Anfangskonzentration c_0 die größere Konzentration an H_3O^+ -Ionen und damit den niedrigeren pH-Wert. Auf den Verbrauch an Maßlösung bei den beiden Experimenten wirkt sich das jedoch nicht aus. Durch Reaktion der Oxonium-

Ionen mit den Hydroxid-Ionen der zufließenden Natronlauge stellen sich die Gleichgewichte in beiden Säurelösungen immer wieder neu ein. Außerdem reagieren die Säuremoleküle auch direkt mit den Hydroxid-Ionen, im Falle der Essigsäure nach der Gleichung:



Daraus folgt, dass der Verbrauch an Maßlösung bei der Titration beider Säuren exakt gleich groß ist, wenn diese zu Beginn die gleichen Stoffmengenkonzentrationen und das gleiche Volumen hatten.

Unterschiede ergeben sich aber bei den für diese Bestimmung am besten geeigneten Indikatoren. Abgeschlossen sind die Titrationskurven beim Erreichen des „Äquivalenzpunktes“. Dort besitzen die Titrationskurven einen Wendepunkt. In Abbildung 17 ist P_1 der Äquivalenzpunkt für die Titration der salzsäuren, P_2 ist der Äquivalenzpunkt für die essigsäure Lösung. P_1 und P_2 liegen bei genau dem gleichen Volumen der zugesetzten Natronlauge, aber bei verschiedenen pH-Werten. Für eine optimale Genauigkeit der Titration sollte demnach ein Indikator verwendet werden, der beim pH-Wert am Äquivalenzpunkt eine markante Farbänderung zeigt. Abbildung 18 und Tabelle 8 zeigen verschiedene Möglichkeiten.

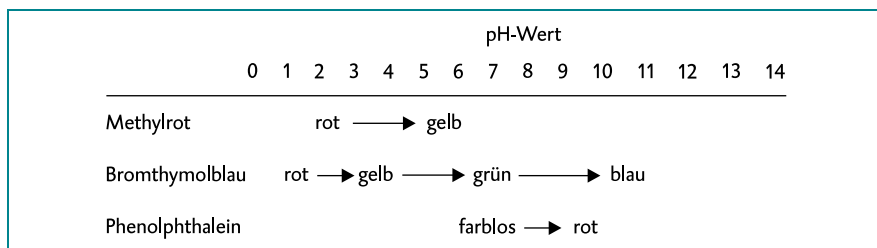


Abb. 18: Umschlagbereiche wichtiger pH-Indikatoren

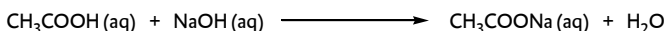
Die Indikatoren eignen sich daher für die folgenden Titrationsen:

Indikator	Titration	pH-Wert am Äquivalenzpunkt
Bromthymolblau	HCl/NaOH	7
Phenolphthalein	CH ₃ COOH/NaOH	≈ 9
Methylrot	NH ₃ /HCl	≈ 5

Tab. 8: Geeignete Indikatoren für häufige Säure-Base-Titrationsen

Tabelle 8 zeigt auch, wie bei der Titration einer Ammoniak-Lösung mit Salzsäure zu verfahren ist. Da Ammoniak eine relativ schwache Base ist, liegen die Verhältnisse analog der Titration von Essigsäure mit Natronlauge. Nur beginnt die Titrationskurve bei pH-Werten um 11 bis 12 und fällt dann auf den sehr niedrigen pH-Wert der als Maßlösung verwendeten Salzsäure ab.

Die Auswertung von Titrationsergebnissen erfolgt immer nach dem gleichen Schema: Zunächst wird eine vereinfachte Reaktionsgleichung formuliert. Für die Titration von Essigsäure mit Natronlauge lautet sie:



Daraus folgt für die Stoffmengen:

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n(\text{NaOH})$$

Mit $c = n \cdot V^{-1}$ ergibt sich daraus die **Grundgleichung der Titration**:

$$c_0(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V(\text{Essigsäure-Lösung}) = c_0(\text{NaOH}) \cdot V(\text{Natronlauge})$$

Beispiel

Zur Herstellung einer Maßlösung für das Schülerpraktikum wurden 40 g (1 mol) Natriumhydroxid in Wasser gelöst und mit destilliertem Wasser auf das Volumen von 1 L verdünnt. Da Natriumhydroxid aus der Luft leicht Feuchtigkeit anzieht, wurde die Stoffmengenkonzentration dieser Natronlauge durch Titration mit Salzsäure ($c_0(\text{HCl}) = 1,0 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) überprüft. Für 10 mL Natronlauge wurden 9,8 mL Salzsäure benötigt.

Welcher Indikator sollte bei dieser Titration verwendet werden?

Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Natronlauge.

Lösung:

Da hier eine stark alkalisch reagierende Metallhydroxid-Lösung mit einer starken Säure titriert wird, eignet sich Bromthymolblau als Indikator. Man titriert bis zum Farbumschlag nach Grün, da der Äquivalenzpunkt bei $\text{pH} = 7$ liegt.

Die Grundgleichung der Titration lautet in diesem Fall:

$$c_0(\text{HCl}) \cdot V(\text{Salzsäure}) = c_0(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH-Lösung})$$

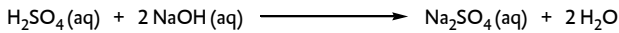
Die einzige Unbekannte in dieser Gleichung ist $c_0(\text{NaOH})$. Durch Auflösen ergibt sich:

$$c_0(\text{NaOH}) = \frac{c_0(\text{HCl}) \cdot V(\text{Salzsäure})}{V(\text{NaOH-Lösung})} = \frac{1,00 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 9,8 \text{ mL}}{10 \text{ mL}} = 0,98 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Die Stoffmengenkonzentration der selbst hergestellten Natronlauge beträgt $c_0(\text{NaOH}) = 0,98 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Titration von zwei- und dreiprotonigen Säuren

Auch die Stoffmengenkonzentration einer zweiprotonigen Säure wie Schwefelsäure kann durch Titration mit Natronlauge bestimmt werden. Als sehr starke Säure zerfällt Schwefelsäure in wässriger Lösung praktisch vollständig unter Bildung von Oxonium- und Hydrogensulfat-Ionen HSO_4^- . Letztere geben auch noch relativ leicht Protonen ab, sodass bei Zugabe von Natronlauge insgesamt folgende Reaktion abläuft:



Weil die Stoffmenge der Natriumhydroxid-Portion doppelt so groß wie die der Schwefelsäure-Portion ist, gilt:

$$2 n(\text{H}_2\text{SO}_4) = n(\text{NaOH})$$

Die Grundgleichung der Titration lautet damit:

$$2 c_0(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4\text{-Lösung}) = c_0(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH-Lösung})$$

Die dreiprotonige Phosphorsäure H_3PO_4 kann nicht mehr einfach mit Natronlauge titriert werden. Die HPO_4^{2-} -Ionen geben so schwer Protonen ab, dass der Äquivalenzpunkt zu sehr hohen pH-Werten verschoben wird, sodass er sich weder aus der Titrationskurve entnehmen noch mithilfe von Indikatoren erkennen lässt.



Zusammenfassung

- Der heute verwendete Säure-Base-Begriff geht auf N. BRØNSTED und T. LOWRY zurück: **Säuren** geben H^+ -Ionen ab, sind also **Protonendonatoren**. **Basen** nehmen H^+ -Ionen auf. Sie sind **Protonenakzeptoren**.
- Der Übergang eines Protons von einer Säure zu einer Base wird als **Säure-Base-Reaktion** oder Protonenübergang (**Protolyse**) bezeichnet.
- Auch in reinstem Wasser stellt sich ein Säure-Base-Gleichgewicht ein:

$$2 H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$
 Man spricht von einer **Autoprotolyse**, da Wasser sowohl Säure als auch Base ist.
- Der vereinfachte Massenwirkungsgesetz-Ausdruck für die Autoprotolyse des Wassers lautet: $c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = K_W$. Dieser Ausdruck wird als **Ionenprodukt des Wassers** bezeichnet. Bei 25 °C beträgt sein Wert $K_W = 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$.
- Als **pH-Wert** wird der negative Zehnerlogarithmus des Zahlenwerts der Stoffmengenkonzentration $c(H_3O^+)$ definiert: $\text{pH} = -\lg\{c(H_3O^+)\}$
 Für reines Wasser gilt: $c(H_3O^+) = c(OH^-) = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ und damit $\text{pH} = 7$.
- Die konventionelle pH-Skala reicht von 0 bis 14. Dabei steht ein **pH < 7** für eine **saure** Lösung, **pH = 7** für eine **neutrale** Lösung und **pH > 7** für eine **alkalische** Lösung.
- Die **Stärke einer Säure** mit der allgemeinen Formel HA wird durch die Lage des folgenden Gleichgewichts beschrieben:

$$HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$$
 Der vereinfachte Massenwirkungsgesetz-Ausdruck dafür lautet

$$\frac{c(H_3O^+) \cdot c(A^-)}{c(HA)} = K_S$$
 K_S wird als Säurekonstante, ihr negativer Zehnerlogarithmus als **p K_S -Wert** bezeichnet: $\text{p}K_S = -\lg\{K_S\}$
- **pH-Berechnungen** erfolgen am besten über Näherungen:
 starke Säure $c(H_3O^+) \approx c_0(\text{Säure}) \quad (K_S > 10^2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})$
 schwache Säure $c(H_3O^+) \approx \sqrt{K_S \cdot c_0(\text{Säure})} \quad (K_S < 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})$
 Metallhydroxid-Lösung $c(OH^-) \approx \nu \cdot c_0(\text{Me}(\text{OH})_\nu)$
- **Pufferlösungen** halten den pH-Wert bei Zugabe von saurer oder alkalischer Lösung sowie beim Verdünnen weitgehend konstant. Sie können aus einer schwachen Säure und ihrer korrespondierenden Base hergestellt werden.
- Die Stoffmengenkonzentration c_0 einer Säure oder Base kann durch **Titration** bestimmt werden. Das Ergebnis wird aus dem Volumen der zur Neutralisation benötigten Maßlösung berechnet, deren Konzentration bekannt ist.

Aufgaben

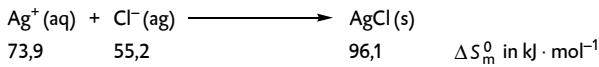


15. Formulieren Sie für die angegebenen Teilchen jeweils eine Säure-Base-Reaktion in wässriger Lösung. Das zuerst angegebene Teilchen ist stets die Säure.
- | | | | |
|---|--|---|--|
| a | $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NH}_3$ | b | $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{OH}^-$ |
| c | $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3$ | d | $\text{H}_2\text{S} + \text{CH}_3\text{COO}^-$ |
16. Formulieren Sie für alle in Aufgabe 15 angegebenen Teilchen das korrespondierende Säure-Base-Paar.
17. Formulieren Sie mit den nachfolgend angegebenen Teilchen denkbare Säure-Base-Reaktionen mit Wasser. Bei welchen Teilchen handelt es sich um Ampholyte?
 H_2SO_4 , NH_3 , H_2CO_3 , HCO_3^- , CH_3COOH , HNO_3
18. Entnehmen Sie die notwendigen Werte aus Tabelle 3 (siehe S. 57) und berechnen Sie die Stoffmengenkonzentrationen der in Ammoniak durch die Autoprotolyse entstandenen Ionen.
19. Berechnen Sie den pH-Wert einer Lösung, die durch Einleiten von 0,001 mol Chlorwasserstoff in Wasser hergestellt worden ist und das Volumen $V = 1$ L besitzt. Gehen Sie davon aus, dass alle HCl-Moleküle mit Wasser zu H_3O^+ - und Cl^- -Ionen umgesetzt werden.
20. 1 Liter einer gesättigten Magnesiumhydroxid-Lösung $[\text{Mg}(\text{OH})_2]$ enthält $6,5 \cdot 10^{-5}$ mol Magnesiumhydroxid. Wie groß ist der pH-Wert der Lösung?

Entnehmen Sie für die folgenden Aufgaben die K_S - und K_B -Werte aus der Tabelle 15 auf Seite 170.

21. Perchlorsäure (HClO_4) ist eine sehr starke Säure. Berechnen Sie den pH-Wert einer wässrigen Lösung mit $c_0(\text{Perchlorsäure}) = 0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
22. Berechnen Sie den pH-Wert einer Lösung von Natriumhydroxid (NaOH) in Wasser mit $c_0(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.
23. 100 mL Speiseessig enthalten 5 g Essigsäure ($M(\text{Essigsäure}) = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$). Berechnen Sie den pH-Wert von Speiseessig.
24. Berechnen Sie den pH-Wert einer Lösung, die 0,01 mol Calciumhydroxid $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ enthält und deren Volumen $V = 1$ L beträgt.
25. Schätzen Sie für die folgenden Säure-Base-Reaktionen zunächst die Gleichgewichtslage ab. Berechnen Sie danach die Gleichgewichtskonstante K .

d Die Reaktionsgleichung lautet:

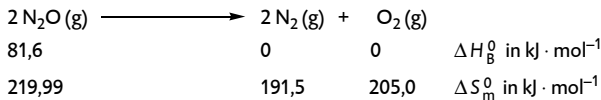


Berechnung der Entropieänderung:

$$\Delta S = 1 \text{ mol} \cdot 96,1 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} - (1 \text{ mol} \cdot 73,9 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} + 1 \text{ mol} \cdot 55,2 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}) = -33 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

Die Entropie nimmt bei diesem Vorgang ab, weil das feste Silberchlorid in einem Ionengitter vorliegt, das im Gegensatz zu den frei beweglichen Ionen in der Lösung einen weniger wahrscheinlichen Zustand der Anordnung der Teilchen darstellt.

14. Zur Beantwortung stellt man fest, ob der Zerfallsvorgang exergonisch ist. Ist dies der Fall, könnte die Verbindung zwar noch metastabil sein, würde aber doch nach und nach zerfallen.



Daraus ergibt sich mit dem bereits mehrmals gezeigten Verfahren für einen Formelumsatz:

$$\Delta H = -163,2 \text{ kJ} \text{ und } \Delta S = 148,02 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

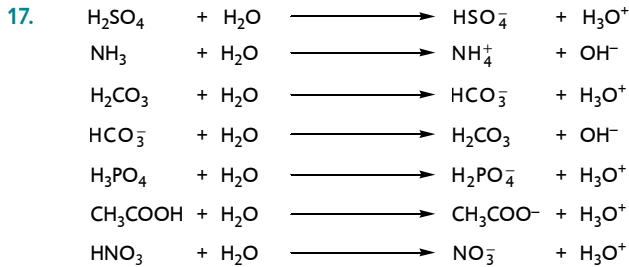
Bei $T = 298 \text{ K}$ beträgt die freie Reaktionsenthalpie:

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S = -207 \text{ kJ}$$

Die Zerfallsreaktion ist demnach exergonisch und läuft ab (allerdings nur langsam).

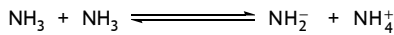
15. a $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NH}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{NH}_4^+$
 b $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{OH}^- \longrightarrow \text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$
 c $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \longrightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$
 d $\text{H}_2\text{S} + \text{CH}_3\text{COO}^- \longrightarrow \text{HS}^- + \text{CH}_3\text{COOH}$

16. Säure Base
 H_3PO_4 H_2PO_4^-
 NH_4^+ NH_3
 H_2SO_4 HSO_4^-
 H_2O OH^-
 CH_3COOH CH_3COO^-
 H_2S HS^-



Ampholyte sind die HCO_3^- -Ionen. Sie erscheinen in den formulierten Gleichungen sowohl als Base als auch als Säure.

18. Autoprotolyse des Ammoniaks:



$$K = \frac{c(\text{NH}_2^-) \cdot c(\text{NH}_4^+)}{c^2(\text{NH}_3)}$$

Entsprechend der Überlegungen zum Ionenprodukt des Wassers gilt in diesem Fall:

$$K_W = c(\text{NH}_4^+) \cdot c(\text{NH}_2^-)$$

weil $c(\text{NH}_3)$ als Konstante betrachtet werden kann.

Da

$$c(\text{NH}_2^-) = c(\text{NH}_4^+)$$

gilt:

$$c(\text{NH}_4^+) = c(\text{NH}_2^-) = \sqrt{10^{-22} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}} = 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

19. $c_0(\text{HCl}) = c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\text{pH} = -\log(0,001)$$

$$\text{pH} = 3$$

20. Für Metallhydroxid-Lösungen gilt:

$$\begin{aligned}
 c(\text{OH}^-) &= \eta \cdot c(\text{Me}(\text{OH})_n) \\
 &= 2 \cdot 6,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}
 \end{aligned}$$

$$\text{pOH} = -\lg \{c(\text{OH}^-)\} = 3,9$$

$$= 3,9$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 10,1$$

21. HClO_4 ist eine sehr starke Säure.

$$\begin{aligned}c(\text{H}_3\text{O}^+) &= c_0(\text{HClO}_4) \\c(\text{H}_3\text{O}^+) &= 0,3 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\p\text{H} &= -\lg 0,3 = 0,5\end{aligned}$$

22. OH^- -Ionen sind sehr starke Basen.

$$\begin{aligned}c(\text{OH}^-) &= c_0(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\p\text{OH} &= -\log 0,5 = 0,3 \\p\text{H} &= 14 - 0,3 = 13,7\end{aligned}$$

23. Berechnung der Konzentration $c_0(\text{CH}_3\text{COOH})$:

In 1 000 g Speiseessig sind 50 g Essigsäure enthalten.

Mit $M(\text{Essig}) = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ergibt sich:

$$c_0(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{m(\text{CH}_3\text{COOH})}{M(\text{CH}_3\text{COOH}) \cdot V} = \frac{5 \text{ g}}{60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,1 \text{ L}} = 0,833 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Da Essigsäure eine schwache Säure ist, gilt:

$$\begin{aligned}c(\text{H}_3\text{O}^+) &= \sqrt{K_S \cdot c_0} = \sqrt{10^{-4,76} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,833 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 3,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\p\text{H} &= 2,4\end{aligned}$$

24. $c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c_0(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 2 \cdot 0,01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$\begin{aligned}p\text{OH} &= -\lg \{c(\text{OH}^-)\} = -\lg 0,02 = 1,7 \\p\text{H} &= 14 - p\text{OH} = 12,3\end{aligned}$$

25. a $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+$

$$\begin{array}{ccc}4,76 & & 9,24 \quad pK_S\end{array}$$

Da auf der rechten Seite die schwächere Säure (NH_4^+) steht, liegt das Gleichgewicht auf dieser Seite.

$$K = \frac{K(\text{SI})}{K(\text{SII})} = \frac{10^{-4,76} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{10^{-9,24} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 10^{4,48}$$

- b $\text{H}_2\text{S} + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{HCO}_3^-$

$$\begin{array}{ccc}7,06 & & 10,4 \quad pK_S\end{array}$$

Auch hier steht die schwächere Säure auf der rechten Seite. Das Gleichgewicht liegt daher rechts.

(Hinweis: Beachten Sie, dass das Hydrogencarbonat-Ion die Säure II ist!)

$$K = \frac{K(\text{SI})}{K(\text{SII})} = \frac{10^{-7,06} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}{10^{-10,4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 10^{3,34}$$



© **STARK Verlag**

www.stark-verlag.de

info@stark-verlag.de

Der Datenbestand der STARK Verlag GmbH ist urheberrechtlich international geschützt. Kein Teil dieser Daten darf ohne Zustimmung des Rechteinhabers in irgendeiner Form verwertet werden.

STARK