

Lösungen (ohne Aufgabenstellungen)

Aufgaben

A 1

Bei der Verbrennung bestimmter Nichtmetalle – wie z. B. Schwefel – bilden sich Verbindungen, deren wässrige Lösungen sauer sind. Der französische Chemiker LAVOISIER, der erkannte, dass eine Verbrennung die Reaktion eines brennbaren Stoffs mit einem Luftbestandteil darstellt, hielt dieses Gas für die Ursache der sauren Wirkung und bezeichnete es deshalb als *gas oxygène* («sauer machendes Gas»). Im Deutschen wurde dafür der Name Sauerstoff verwendet. Obwohl man später erkannt hat, dass Sauerstoff für Säuren gar nicht charakteristisch ist, hat sich der Name gehalten.

A 2

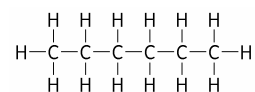
Saure und alkalische Lösungen enthalten Ionen, saure Lösungen (unter anderem) $\text{H}^+(\text{aq})$ -Ionen und alkalische Lösungen $\text{OH}^-(\text{aq})$ -Ionen. Da die Ionen im elektrischen Feld wandern können, leiten saure und alkalische Lösungen den Strom.

A 3

An chemischen Reaktionen ist der Atomkern grundsätzlich nicht beteiligt, sondern nur Elektronen aus den äussersten Schalen der Elektronenhülle. Wenn bei Säure-Base-Reaktionen Protonen übertragen werden, handelt es sich dabei um Wasserstoff-Kationen: Wasserstoff-Atome lassen ihr Elektron beim elektronegativen Atom zurück, mit dem sie verbunden sind, und das gebildete H^+ -Ion wird vom freien Elektronenpaar eines anderen elektronegativen Atoms mit negativer Partialladung gebunden.

A 4

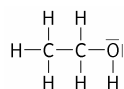
Aus der unten abgebildeten Lewis-Formel des Hexan-Moleküls geht hervor, dass dieses Molekül keine freien Elektronenpaare enthält:



Das Hexan-Molekül besitzt also keine Basenfunktion und kann vom Chlorwasserstoff-Molekül kein Proton übernehmen. Daher läuft beim Lösen von Chlorwasserstoff in Hexan keine Protolyse ab; es handelt sich um einen physikalischen Lösevorgang.

A 5

a) Die Lewis-Formel des Ethanol-Moleküls zeigt, dass dieses Molekül wie das Wasser-Molekül zwei freie Elektronenpaare an einem Sauerstoff-Atom aufweist:



Das Ethanol-Molekül kann daher wie das Wasser-Molekül als Base reagieren und vom Chlorwasserstoff-Molekül ein Proton übernehmen. Da sich durch die Protolyse Ionen bilden, leitet die entstehende Lösung den elektrischen Strom.

b) Die Reaktionsgleichung für die Protolyse von Chlorwasserstoff in Ethanol lautet:
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{HCl} \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+ + \text{Cl}^-$

Die Formel des protonierten Ethanol-Moleküls wird $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+$ geschrieben (nicht $\text{C}_2\text{H}_6\text{OH}^+$), da das H^+ -Ion vom O-Atom gebunden wird.

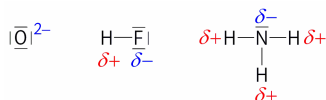
A 6

Das funktionelle Merkmal von Teilchen, die als Säuren (Protonendonatoren) reagieren können, ist ein (ausreichend) polar gebundenes Wasserstoff-Atom.

- a) Das O^{2-} -Ion kann nicht als Säure reagieren, da es kein Wasserstoff-Atom enthält.
- b) Das HF-Molekül kann als Säure reagieren, da es ein H-Atom enthält und dieses mit dem stark elektronegativen F-Atom verbunden ist.
- c) Das NH_3 -Molekül kann als Säure reagieren, da es ein H-Atom enthält und dieses mit dem relativ stark elektronegativen N-Atom verbunden ist.

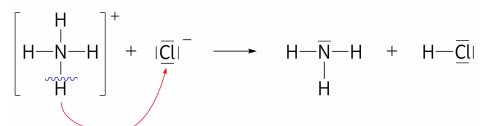
A 7

Das funktionelle Merkmal von Teilchen, die als Basen (Protonenakzeptoren) reagieren können, ist ein freies Elektronenpaar an einem Atom mit negativer (Partial-) Ladung. Wie die folgenden Lewis-Formeln zeigen, erfüllen alle drei Teilchen in a) bis c) dieses Kriterium und können somit grundsätzlich als Basen reagieren:



A 8

a) Der rote Pfeil in der Reaktionsgleichung stellt die Protonenübertragung dar:



b) Der Protonendonator (die Säure) ist das Ammonium-Ion (NH_4^+), der Protonenakzeptor (die Base) ist das Chlorid-Ion (Cl^-).

A 9

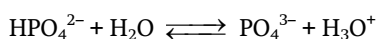
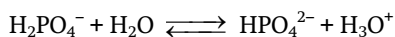
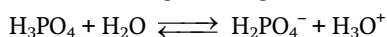
- $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{HCO}_3^-(\text{aq})$
- $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{HClO}(\text{aq})$
- $\text{F}^-(\text{aq}) + \text{HCN}(\text{aq})$
- $\text{HCO}_3^-(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq})$
- $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq}) + \text{HSO}_3^-(\text{aq})$

A 10

1. Protolyse: $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{H}_3\text{O}^+$
2. Protolyse: $\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
- Korrespondierende Säure-Base-Paare der 1. Protolyse: $\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$ und $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$.
Korrespondierende Säure-Base-Paare der 2. Protolyse: $\text{HS}^-/\text{S}^{2-}$ und $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$.
- | | |
|--------------------------|----------------------------------|
| H_2S : | Schwefelwasserstoff-Molekül |
| H_2O : | Wasser-Molekül |
| HS^- : | Hydrosulfid-Ion |
| H_3O^+ : | Hydronium-Ion (bzw. Oxonium-Ion) |
| S^{2-} : | Sulfid-Ion |
- Das Hydrosulfid-Ion (HS^-) hat in der ersten Protolyse bei der Rückreaktion die Funktion der Base, bei der zweiten Protolyse hat es bei der Hinreaktion die Funktion der Säure. Das Hydrosulfid-Ion hat somit die Rolle des Ampholyten.

A 11

Die Reaktionsgleichungen für die drei Protolyseschritte lauten:

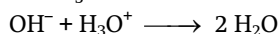


In stark saurer Lösung liegen fast ausschliesslich H_3PO_4 -Moleküle vor.

Begründung: In stark saurer Lösung ist die Konzentration an H_3O^+ -Ionen sehr hoch. Da in den obigen Protolysegleichungen das H_3O^+ auf der rechten Seite des Doppelpfeils steht, werden diese Gleichgewichte in stark saurer Lösung nach dem Prinzip von LE CHÂTELIER *nach links* verschoben. Betrachten wir dies am Beispiel der ersten Protolyse: Die in saurer Lösung in grosser Konzentration vorliegenden H_3O^+ -Ionen reagieren praktisch vollständig mit den PO_4^{3-} -Ionen zu H_3PO_4 und H_2O . Die H_3PO_4 -Moleküle können daher in stark saurer Lösung ihre Protonen nicht abgeben; sie liegen fast ausschliesslich in «undissoziierter» Form vor. Die Konzentration der Ionen H_2PO_4^- , HPO_4^{2-} und PO_4^{3-} ist also verschwindend klein.

In stark alkalischer Lösung liegen fast ausschliesslich PO_4^{3-} -Ionen vor.

Begründung: Stark alkalische Lösungen sind durch eine hohe Konzentration an OH^- -Ionen charakterisiert. Die OH^- -Ionen reagieren mit den bei den obigen Protolysen entstehenden H_3O^+ -Ionen:



Da die entstandenen H_3O^+ -Ionen somit laufend aus den Gleichgewichten entfernt werden, verschieben sich diese nach dem Prinzip von LE CHÂTELIER *nach rechts*. Die drei Protolysen laufen alle praktisch vollständig ab, so dass nach Reaktionsende fast ausschliesslich PO_4^{3-} -Ionen vorhanden sind. Die anderen Teilchen (H_3PO_4 , H_2PO_4^- und HPO_4^{2-}) treten dagegen nur in vernachlässigbar kleinen Konzentrationen auf.

A 12

	Reaktionsgleichung	Säure-Base-Paare
a)	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{NH}_4^+$	$\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-$ und $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$
b)	$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_2^- \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_3$	$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ und NH/NH_2^-
c)	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + \text{NH}_4^+$	$\text{HPO}_4^{2-}/\text{PO}_4^{3-}$ und $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$
d)	$\text{NH}_4^+ + \text{S}^{2-} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{HS}^-$	$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ und $\text{HS}^-/\text{S}^{2-}$
e)	$\text{HS}^- + \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{HS}^-/\text{S}^{2-}$ und $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$
f)	$\text{HSO}_4^- + \text{CO}_3^{2-} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{HCO}_3^-$	$\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$ und $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$
g)	$\text{H}_2\text{S} + \text{CH}_3\text{COO}^- \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{CH}_3\text{COOH}$	$\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$ und $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$
h)	$\text{HCO}_3^- + \text{ClO}^- \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{HClO}$	$\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$ und HClO/ClO^-

i) *Hinweis:* Gemäss Aufgabenstellung wird angenommen, dass das zuerst genannte Teilchen, also NH_3 , als Säure reagiert:

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$$

Die entsprechenden Säure-Base-Paare wären: $\text{NH}_3/\text{NH}_2^-$ und $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$

Das oben formulierte Protolysegleichgewicht würde allerdings gemäss der Stellung der Teilchen in der Säure-Base-Reihe extrem weit links liegen; diese Reaktion läuft daher praktisch nicht ab. In Wirklichkeit reagiert NH_3 als Base mit H_2O :

$$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$$

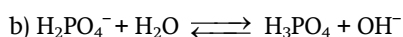
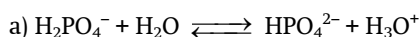
Dieses Gleichgewicht liegt auch links, aber nicht so extrem wie das in der Lösung zur Aufgabe i) formulierte (hypothetische) Gleichgewicht. Eine wässrige Lösung von NH_3 reagiert daher *alkalisch*, nicht sauer.

A 13

Die beiden korrespondierenden Säure-Base-Paare werden jeweils in der Form «Säure/Base» notiert. An erster Stelle steht also immer die Säure, nach dem Schrägstrich die korrespondierende Base.

	Säure-Base-Paare	Protolysegleichgewicht liegt
a)	$\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ und $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$	rechts
b)	$\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ und $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$	links
c)	$\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$ und $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$	rechts

A 14



c) Säure-Base-Paare in a): $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ und $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$; Säure-Base-Paare in b): $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$ und $\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-$.

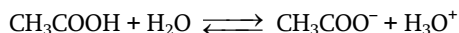
d) Aufgrund der Stellung der beiden Teilchen in der Säure-Base-Reihe müssten die Säure- und die Basenfunktion etwa gleich ausgeprägt sein (relativ geringe Säure- und Basenstärke). Ohne weitere Angaben ist es nicht möglich zu entscheiden, ob die Säure- oder die Basenfunktion ausgeprägter ist. Die Frage lässt sich aber leicht durch das Experiment entscheiden: Man untersucht dazu, ob die wässrige Lösung eines Salzes, welches das Dihydrogenphosphat-Ion enthält (z. B. NaH_2PO_4), sauer oder alkalisch reagiert. Es zeigt sich, dass solche Lösungen sauer reagieren. Die Säurefunktion des H_2PO_4^- -Ions ist also ausgeprägter als die Basenfunktion.

A 15

Die Protolyse der starken Säure HCl verläuft praktisch vollständig:



Bei der Protolyse der schwachen Säure CH_3COOH stellt sich dagegen ein (links liegendes) Gleichgewicht ein:



Da im Fall von HCl mehr Ionen gebildet werden, hat die entstandene Lösung (Salzsäure) eine bessere Leitfähigkeit als eine Essigsäure-Lösung gleicher Ausgangskonzentration an Säure.

Aus der Tatsache, dass eine Lösung von HNO_3 den elektrischen Strom gleich gut leitet wie eine gleich konzentrierte Lösung von HCl, kann man schliessen, dass HNO_3 – genau gleich wie HCl – mit Wasser praktisch vollständig reagiert:



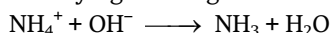
Die beiden Säuren HCl und HNO_3 sind Beispiele für *starke Säuren*; ihre verdünnten wässrigen Lösungen enthalten praktisch keine «undissoziierten» Ausgangsmoleküle, sondern fast ausschliesslich die korrespondierenden Basen Cl^- und NO_3^- .

A 16

Natronlauge enthält die (hydratisierten) Ionen Na^+ und OH^- , das Salz Ammoniumchlorid ist aus Ammonium-Ionen (NH_4^+) und Chlorid-Ionen (Cl^-) aufgebaut. Um die Protolysegleichung zu formulieren, ermitteln wir mit Hilfe der Säure-Base-Reihe zuerst das Teilchen, das am leichtesten Protonen abgeben kann, sowie das Teilchen, das die grösste Tendenz zur Protonenaufnahme hat:

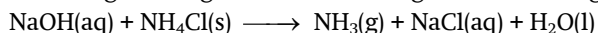
- Stärkste Säure: NH_4^+
- Stärkste Base: OH^-

Protolysegleichung:



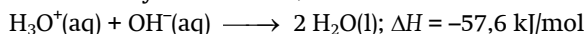
In einem offenen Gefäss entweicht das gebildete gasförmige Ammoniak laufend; daher kann sich kein Gleichgewicht einstellen. Anstelle eines Gleichgewichtspfeils schreiben wir deshalb einen gewöhnlichen Reaktionspfeil.

Die Stoffgleichung für die Umsetzung von Natronlauge mit Ammoniumchlorid lautet:



A 17

In beiden Fällen läuft die gleiche Reaktion ab, nämlich die Umsetzung von Hydronium-Ionen mit Hydroxid-Ionen, also die *Neutralisationsreaktion*:



Da jeweils auch gleiche Stoffmengen an Hydronium- und Hydroxid-Ionen miteinander reagieren (je 0,1 mol), wird in beiden Fällen die gleiche Wärmemenge freigesetzt.

A 18

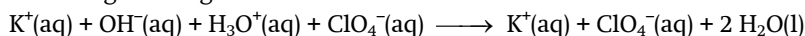
Beim Zusammengeben der Lösungen wird Wärme frei; dies weist darauf hin, dass eine Reaktion stattfindet. Zudem wechselt ein zugesetzter Indikator (z. B. Bromthymolblau) beim Zusammengeben bestimmter Mengen von Salzsäure und Natronlauge seine Farbe. Gibt man gleiche Volumina Salzsäure und Natronlauge mit der gleichen Konzentration zusammen, so erhält man eine Lösung, die weder sauer noch alkalisch reagiert; es ist eine Kochsalz-Lösung entstanden.

A 19

Stoffgleichung:



Teilchengleichung:



Bei der Teilchengleichung ist zu beachten, dass das Salz KOH in wässriger Lösung in Form von frei beweglichen, hydratisierten Ionen, $\text{K}^+(\text{aq})$ und $\text{OH}^-(\text{aq})$, vorliegt. Die Säure HClO_4 ist eine Molekülverbindung. In wässriger Lösung liegen jedoch praktisch keine gelösten HClO_4 -Moleküle vor; als starke Säure reagiert HClO_4 mit Wasser praktisch vollständig zu H_3O^+ - und ClO_4^- -Ionen.

A 20



Hinweise:

- Die Säure HNO_3 kann ein Proton abgeben, das Salz $\text{Ca}(\text{OH})_2$ enthält pro Formeleinheit zwei OH^- -Ionen, die mit je einem H^+ -Ion reagieren können. Daher reagiert eine bestimmte Stoffmenge an $\text{Ca}(\text{OH})_2$ mit der doppelten Stoffmenge an HNO_3 . In der Reaktionsgleichung steht daher vor HNO_3 der Koeffizient 2.
- Das bei der Reaktion gebildete Salz heisst Calciumnitrat; es besteht aus den Ionen Ca^{2+} und NO_3^- . Aufgrund der Ionenladungen ermittelt man die Formel $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ (zur Ermittlung von Salzformeln, ↗ Kap. 9.5.). Hat man erst einmal die korrekte Salzformel ermittelt, muss man die Reaktionsgleichung nur noch mit den benötigten Koeffizienten ergänzen. Man braucht sich dann keine Gedanken darüber zu machen, wie viele Protonen die Säure abgeben bzw. das Hydroxid aufnehmen kann.

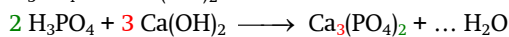
A 21

Das Salz Calciumphosphat ist aus Calcium-Ionen, Ca^{2+} , und Phosphat-Ionen, PO_4^{3-} , aufgebaut. Aufgrund der Ionenladungen lautet die Formel dieses Salzes $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Calciumphosphat bildet sich bei der Umsetzung von Calciumhydroxid, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, mit Phosphorsäure, H_3PO_4 .

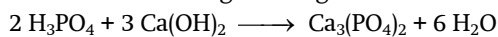
Wir entwickeln die Reaktionsgleichung schrittweise und schreiben sie zunächst ohne Koeffizienten:



Aufgrund der Indices in der Salzformel (3 und 2) erhalten wir die Koeffizienten, die vor H_3PO_4 und $\text{Ca}(\text{OH})_2$ zu setzen sind:



Daraus ergibt sich schliesslich der Koeffizient, der vor H_2O zu setzen ist, nämlich 6. Die korrekte Reaktionsgleichung lautet damit:



A 22

Es gilt:

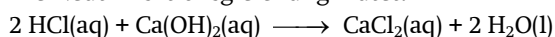
$$c(\text{HCl}) = \frac{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{Natronlauge})}{V(\text{Salzsäure})}$$

In unserem Fall:

$$c(\text{HCl}) = \frac{0,5 \text{ mol/L} \cdot 15,7 \text{ mL}}{10,0 \text{ mL}} = 0,8 \text{ mol/L}$$

A 23

Die Neutralisationsgleichung lautet:



Beim Äquivalenzpunkt hat eine bestimmte Stoffmenge an $\text{Ca}(\text{OH})_2$ mit genau der doppelten Stoffmenge an HCl reagiert; für das Verhältnis der Stoffmengen gilt also:

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) : n(\text{HCl}) = 1 : 2$$

Mit Brüchen lautet das Verhältnis:

$$\frac{n(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{n(\text{HCl})} = \frac{1}{2}$$

Durch Umformen erhält man:

$$2 \cdot n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = n(\text{HCl})$$

Verwendet man die Beziehung $n = c \cdot V$, ergibt sich daraus:

$$2 \cdot c(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot V(\text{Kalkwasser}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Salzsäure})$$

Gesucht ist die Konzentration der Calciumhydroxidlösung (des «Kalkwassers»):

$$c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Salzsäure})}{2 \cdot V(\text{Kalkwasser})}$$

Die Konzentration der Salzsäure, $c(\text{HCl})$, ist nicht direkt gegeben; sie muss zuerst berechnet werden. Die Stoffmenge von 0,70 g HCl ist:

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{0,70 \text{ g}}{36,46 \text{ g/mol}} = 0,02 \text{ mol}$$

Die Konzentration $c(\text{HCl})$ ist damit:

$$c(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{Salzsäure})} = \frac{0,02 \text{ mol}}{0,50 \text{ L}} = 0,04 \text{ mol/L}$$

Damit haben wir sämtliche benötigten Werte, um $c(\text{Ca}(\text{OH})_2)$ zu berechnen:

$$c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{0,04 \text{ mol/L} \cdot 17,2 \text{ mL}}{2 \cdot 30 \text{ mL}} = 0,01 \text{ mol/L}$$

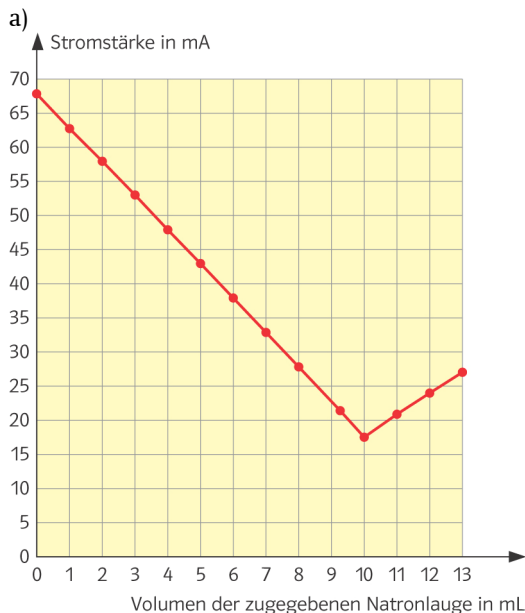
A 24

Die unterschiedliche Leitfähigkeit ist darauf zurückzuführen, dass die H_3O^+ -Ionen der Salzsäure eine wesentlich höhere Beweglichkeit aufweisen als die Na^+ -Ionen der Kochsalzlösung. Die hohe Beweglichkeit der H_3O^+ -Ionen erklärt man durch Protonenaustauschprozesse zwischen H_3O^+ -Ionen und H_2O -Molekülen (\triangleright Abb. 28).

A 25

Nach dem Erreichen des Äquivalenzpunkts enthält die Lösung überschüssige H_3O^+ -Ionen, vor dem Erreichen des Äquivalenzpunkts dagegen einen Überschuss an OH^- -Ionen. Da H_3O^+ -Ionen eine grössere Beweglichkeit aufweisen als OH^- -Ionen, leitet eine saure Lösung mit einer bestimmten H_3O^+ -Konzentration besser als eine alkalische Lösung mit der gleich grossen OH^- -Konzentration. Dies erklärt die stärkere Zunahme der Leitfähigkeit nach dem Erreichen des Äquivalenzpunkts.

A 26



b) Bei der Kurve handelt es sich eigentlich um zwei Geraden, die sich bei einer Zugabe von 10 mL Natronlauge schneiden. Bei einer Zugabe von 10 mL Natronlauge wird auch die kleinste Stromstärke gemessen. Die erste Gerade fällt steiler ab, als die zweite Gerade ansteigt.

Die elektrische Leitfähigkeit der Salzsäure ist aufgrund der sehr beweglichen H_3O^+ -Ionen am grössten. Reagiert Salzsäure mit Natronlauge, sinkt die elektrische Leitfähigkeit. Die sehr beweglichen H_3O^+ -Ionen werden durch die schlechter beweglichen Na^+ -Ionen ersetzt. Sobald nur noch die reine Natriumchlorid-Lösung vorliegt, ist die Leitfähigkeit am geringsten. Hier liegt der Neutralpunkt vor. Die Leitfähigkeit steigt bei weiterer Laugenzugabe wieder an, da jetzt keine H_3O^+ -Ionen und OH^- -Ionen mehr zu H_2O -Molekülen reagieren und damit verbraucht werden, sondern mehr Ionen in die Lösung gelangen (die Ionenkonzentration erhöht sich). Ausserdem verursachen die OH^- -Ionen eine höhere Leitfähigkeit, da sie sehr beweglich sind.

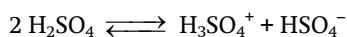
Hinweis: Konzentrationsänderungen und damit Stromstärkeänderungen, die auf der Volumenzunahme beruhen, sich in dem gewählten Messbereich aber noch nicht bemerkbar machen, wurden nicht berücksichtigt.

$$\begin{aligned}
 \text{c) } n(\text{HCl}) &= n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-) = n(\text{NaOH}) \\
 &= c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{Natronlauge}) \\
 &= 1 \text{ mol/L} \cdot 0,01 \text{ L} \\
 &= 0,01 \text{ mol}
 \end{aligned}$$

$$c(\text{HCl}) = \frac{n(\text{HCl})}{V(\text{Salzsäure})} = \frac{0,01 \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol/L}$$

A 27

a) Die Leitfähigkeit lässt sich nur mit dem Vorhandensein von Ionen erklären. Diese entstehen, indem Schwefelsäure-Moleküle miteinander in einer Autoprotolyse Protonen austauschen:



b) In reiner Schwefelsäure entstehen aufgrund der Autoprotolyse immer gleich viele H_3SO_4^+ -Ionen wie HSO_4^- -Ionen. Das Produkt ihrer Konzentration ist gemäss den Angaben in \triangleright Abb. 32 bei 25 °C:

$$c(\text{H}_3\text{SO}_4^+) \cdot c(\text{HSO}_4^-) = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

Mit $c(\text{H}_3\text{SO}_4^+) = c(\text{HSO}_4^-)$ ergibt sich:

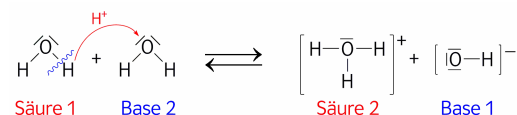
$$c^2(\text{HSO}_4^-) = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^2/\text{L}^2$$

Die Konzentration an Hydrogensulfat-Ionen ist damit gleich der Quadratwurzel aus dem Ionenprodukt der Schwefelsäure:

$$c(\text{HSO}_4^-) = \sqrt{1,26 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^2/\text{L}^2} = 3,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

c) Schwefelsäure hat die grössere elektrische Leitfähigkeit als Wasser, da das Ionenprodukt der Schwefelsäure grösser ist als das des Wassers.

A 28



A 29

Zur Berechnung der H_3O^+ -Konzentration aus dem pH-Wert benützt man die Beziehung:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/L}$$

Hat man die H_3O^+ -Konzentration berechnet, erhält man die OH^- -Konzentration aus dem Ionenprodukt des Wassers:

$$c(\text{OH}^-) = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2}{c(\text{H}_3\text{O}^+)}$$

- Für eine saure Lösung gilt: $\text{pH} \leq 7$; $c(\text{H}_3\text{O}^+) \geq 10^{-7} \text{ mol/L}$; $c(\text{OH}^-) \leq 10^{-7} \text{ mol/L}$
- Für eine neutrale Lösung gilt: $\text{pH} = 7$; $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = 10^{-7} \text{ mol/L}$
- Für eine alkalische Lösung gilt: $\text{pH} \geq 7$; $c(\text{H}_3\text{O}^+) \leq 10^{-7} \text{ mol/L}$; $c(\text{OH}^-) \geq 10^{-7} \text{ mol/L}$

	$c(\text{H}_3\text{O}^+) =$	$c(\text{OH}^-) =$	Lösung
a)	10^{-1} mol/L	10^{-13} mol/L	saure Lösung
b)	10^{-4} mol/L	10^{-10} mol/L	saure Lösung
c)	10^{-8} mol/L	10^{-6} mol/L	alkalische Lösung
d)	10^{-12} mol/L	10^{-2} mol/L	alkalische Lösung
e)	$3,16 \cdot 10^{-14} \text{ mol/L}$	$0,32 \text{ mol/L}$	alkalische Lösung

A 30

Die pH-Werte erhält man aus der Hydronium-Ionen-Konzentration nach der Beziehung:

$$\text{pH} = -\lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\} = -\lg \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)}{\text{mol/L}}$$

Hinweis: Die geschweiften Klammern $\{ \}$ deuten an, dass der Zahlenwert von $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ verwendet wird.

- a) $\text{pH} = 2 \Rightarrow$ saure Lösung
- b) $\text{pH} = 6,3 \Rightarrow$ saure Lösung
- c) $\text{pH} = 8 \Rightarrow$ alkalische Lösung
- d) $\text{pH} = 9,5 \Rightarrow$ alkalische Lösung

A 31

Um den pH-Wert zu erhalten, muss man zunächst die Hydronium-Ionen-Konzentration aus der Hydroxid-Ionen-Konzentration berechnen; wegen des Ionenprodukts des Wassers gilt:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2}{c(\text{OH}^-)}$$

Der pH-Wert ergibt sich dann nach der Beziehung:

$$\text{pH} = -\lg \{c(\text{H}_3\text{O}^+)\} = -\lg \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)}{\text{mol/L}}$$

- a) $\text{pH} = 13 \Rightarrow$ alkalische Lösung
- b) $\text{pH} = 7 \Rightarrow$ neutrale Lösung
- c) $\text{pH} = 7,6 \Rightarrow$ alkalische Lösung
- d) $\text{pH} = 3 \Rightarrow$ saure Lösung

A 32

Das Ionenprodukt des Wassers (K_W) ist das Produkt der Konzentrationen der Hydronium- und Hydroxid-Ionen:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = K_W$$

In reinem Wasser ist $c(\text{OH}^-) = c(\text{H}_3\text{O}^+)$. Setzen wir dies in die obige Beziehung ein, erhalten wir:

$$c^2(\text{H}_3\text{O}^+) = K_W$$

Und damit:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{K_W}$$

Der Wert von K_W ist temperaturabhängig. Üblicherweise rechnet man mit dem Wert bei 25 °C: $K_W = 10^{-14}$ mol/L. Mit zunehmender Temperatur steigt die Konzentration der Hydronium- und Hydroxid-Ionen, da ihre Bildung endotherm erfolgt; der Wert von K_W nimmt zu. Mit dem Wert von K_W bei 50 °C erhalten wir für die Hydronium-Ionen-Konzentration:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \sqrt{5,5 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 / \text{L}^2} = 2,3 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Der pH-Wert bei 50 °C ist damit:

$$\text{pH} = -\lg(2,3 \cdot 10^{-7}) = 6,64$$

Obwohl der pH-Wert unter 7 liegt, ist die «Lösung» (das reine Wasser) auch bei 50 °C *nicht* sauer, da ja immer noch gilt $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$. Einen pH-Wert von 7 hat reines Wasser nur bei 25 °C.

A 33

Eine Vergrößerung des pH-Werts um eine Einheit entspricht einer Verkleinerung der Hydronium-Ionen-Konzentration um den Faktor 10. Wird der pH-Wert von 1 auf 5 erhöht, entspricht dies einer Verkleinerung der Hydronium-Ionen-Konzentration um den Faktor 10^4 . Damit die Konzentration um den Faktor 10^4 sinkt, muss das Volumen durch Verdünnen mit Wasser um den Faktor 10^4 vergrößert werden; das Endvolumen muss somit 10^4 Liter sein. Zur Salzsäure müssen also $10^4 \text{ L} - 1 \text{ L} = 9999 \text{ L}$ Wasser zugegeben werden.

A 34

Bei einer «Verdoppelung» des pH-Werts von 4 auf 8 wächst der pH-Wert um 4 Einheiten. Dies entspricht einer Verkleinerung der H_3O^+ -Konzentration um den Faktor 10^4 und einer Erhöhung der OH^- -Konzentration um den Faktor 10^4 .

A 35

Das Volumen der Natronlauge wird durch Zugabe von Wasser von 100 mL (= 0,1 L) auf 10 L erhöht. Dies entspricht einer Vergrößerung des Volumens um den Faktor 100 und damit einer Verkleinerung von $c(\text{NaOH}) = c(\text{OH}^-)$ um den Faktor 100. Wenn $c(\text{OH}^-)$ um den Faktor 10^2 abnimmt, steigt $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ um den Faktor 10^2 ; damit sinkt der pH-Wert um 2 Einheiten. Der pH-Wert nach der Verdünnung ist somit $\text{pH} = 11$.

A 36

a) $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c_0(\text{HCl}) = 0,001 \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = -\lg 0,001 = 3$

b) $c(\text{OH}^-) = c(\text{KOH}) = 0,01 \text{ mol/L}$; $c(\text{H}_3\text{O}^+) = K_W/c(\text{OH}^-) = 10^{-12} \text{ mol/L} \Rightarrow \text{pH} = -\lg 10^{-12} = 12$

c) $c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 8 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$; $c(\text{H}_3\text{O}^+) = K_W/c(\text{OH}^-) = 1,25 \cdot 10^{-11} \text{ mol/L}$

$\Rightarrow \text{pH} = -\lg 1,25 \cdot 10^{-11} = 10,9$

A 37

Ein pH-Wert von 12,5 entspricht einer Hydronium-Ionen-Konzentration von:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-12,5} \text{ mol/L} = 3,2 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}$$

Über das Ionenprodukt des Wassers lässt sich daraus die Hydroxid-Ionen-Konzentration berechnen:

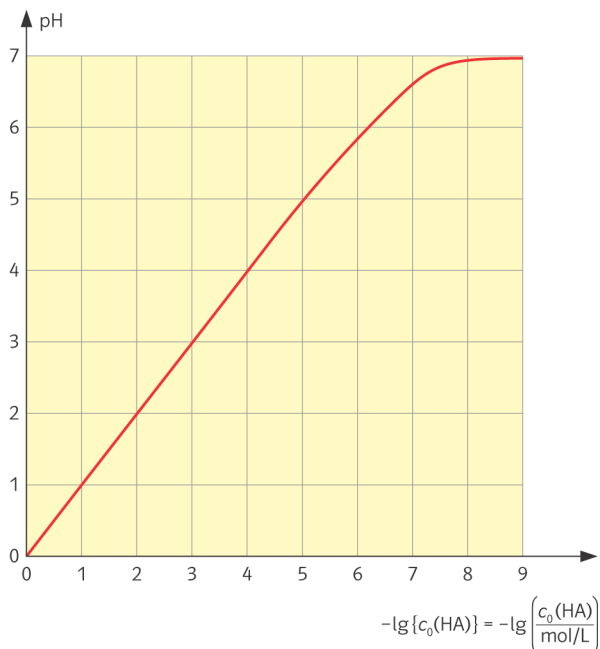
$$c(\text{OH}^-) = \frac{K_w}{c(\text{H}_3\text{O}^+)} = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2}{3,2 \cdot 10^{-13} \text{ mol/L}} = 0,03 \text{ mol/L}$$

Da $c(\text{NaOH}) = c(\text{OH}^-)$, muss eine Stoffmenge von 0,03 mol Natriumhydroxid zu einem Liter Wasser gelöst werden, um eine Natronlauge mit dem pH-Wert 12,5 zu erhalten. Die Masse von 0,03 mol Natriumhydroxid ist:

$$m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) = 0,03 \text{ mol} \cdot 40 \text{ g/mol} = 1,26 \text{ g}$$

A 38

Der Fehler in der Argumentation liegt darin, dass die H_3O^+ -Ionen aus der Autoprotolyse des Wassers vernachlässigt wurden. Dies ist nur zulässig, wenn die Ausgangskonzentration der Säure grösser oder gleich 10^{-6} mol/L ist. Bei kleineren Ausgangskonzentrationen tragen die H_3O^+ -Ionen aus der Autoprotolyse des Wassers massgeblich zur gesamten H_3O^+ -Konzentration bei. Bei unendlicher Verdünnung der Säure HA nähert sich $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ dem Grenzwert 10^{-7} mol/L ; dies ist in der unten stehenden Grafik veranschaulicht.

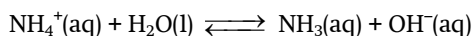


A 39

a) Ionen in der Lösung: $\text{NH}_4^+(\text{aq})$, $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$.

Das SO_4^{2-} -Ion ist die korrespondierende Base der starken Säure H_2SO_4 (Schwefelsäure) und beeinflusst den pH-Wert daher nicht.

Das NH_4^+ -Ion wirkt in Wasser dagegen als Säure:



b) Ionen in der Lösung: $\text{K}^+(\text{aq})$, $\text{NO}_3^-(\text{aq})$.

Das $\text{K}^+(\text{aq})$ -Ion kann nicht als Brønsted-Säure reagieren, da die Ladungsdichte des Kalium-Ions zu klein ist und die Wasser-Moleküle der Hydrathülle daher zu wenig stark polarisiert werden.

Das Anion NO_3^- ist die korrespondierende Base der starken Säure HNO_3 (Salpetersäure).

Als sehr schwache Base kann es von Wasser-Molekülen nicht protoniert werden.

Da weder die Kationen noch die Anionen mit Wasser-Molekülen Protonen austauschen, ist die Lösung pH-neutral.

c) Ionen in der Lösung: $\text{Na}^+(\text{aq})$, $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$.

Das $\text{Na}^+(\text{aq})$ -Ion kann nicht als Brønsted-Säure reagieren, da die Ladungsdichte des Natrium-Ions zu klein ist und die Wasser-Moleküle der Hydrathülle daher zu wenig stark polarisiert werden.

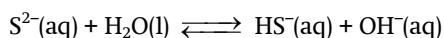
Das Anion SO_4^{2-} bildet sich durch eine zweistufige Protolyse aus der starken Säure H_2SO_4 (Schwefelsäure). Da es eine sehr schwache Base ist, kann es von Wasser-Molekülen nicht protoniert werden.

Da weder die Kationen noch die Anionen mit Wasser-Molekülen Protonen austauschen, ist die Lösung pH-neutral.

d) Ionen in der Lösung: $\text{Na}^+(\text{aq})$, $\text{S}^{2-}(\text{aq})$.

Das $\text{Na}^+(\text{aq})$ -Ion kann nicht als Brønsted-Säure reagieren, da die Ladungsdichte des Natrium-Ions zu klein ist und die Wasser-Moleküle der Hydrathülle daher zu wenig stark polarisiert werden.

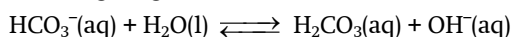
Das S^{2-} -Ion bildet sich aus der schwachen Säure H_2S in einer zweistufigen Protolyse. Es ist eine relativ starke Base, die mit Wasser-Molekülen nach folgender Gleichung reagiert:



e) Ionen in der Lösung: $\text{Na}^+(\text{aq})$, $\text{HCO}_3^-(\text{aq})$.

Das $\text{Na}^+(\text{aq})$ -Ion kann nicht als Brønsted-Säure reagieren, da die Ladungsdichte des Natrium-Ions zu klein ist und die Wasser-Moleküle der Hydrathülle daher zu wenig stark polarisiert werden.

Das HCO_3^- ist die korrespondierende Base der schwachen Säure H_2CO_3 (Kohlensäure). Es ist eine genügend starke Base, um von Wasser-Molekülen protoniert zu werden:



A 40

a) Eine Lösung von Natriumcarbonat ist stärker alkalisch (hat also den höheren pH-Wert) als eine Lösung von Natriumhydrogencarbonat gleicher Konzentration, da das Carbonat-Ion (CO_3^{2-}) eine stärkere Base ist als das Hydrogencarbonat-Ion (HCO_3^-): Als zweifach negativ geladenes Teilchen nimmt das CO_3^{2-} -Ion leichter ein Proton auf als das HCO_3^- -Ion.

b) Natriumcarbonat bildet mit Wasser relativ stark alkalische Lösungen, die zur Verätzung der Schleimhäute in Mund, Rachen und Speiseröhre führen können. Bei Natriumhydrogencarbonat, das mit Wasser nur schwach alkalische Lösungen bildet, tritt diese Gefahr nicht auf.

A 41

Eine Lösung von Ammoniumcyanid enthält die Ionen $\text{NH}_4^+(\text{aq})$ und $\text{CN}^-(\text{aq})$. Gemäss der Stellung in der Säure-Base-Reihe ist das NH_4^+ -Ion eine schwache Säure, das CN^- -Ion dagegen eine relativ starke Base. Da die Basenfunktion des Anions stärker ausgeprägt ist als die Säurefunktion des Kations, reagiert eine Lösung von NH_4CN alkalisch.

Eine Lösung von Natriumhydrogensulfat enthält die Ionen $\text{Na}^+(\text{aq})$ und $\text{HSO}_4^-(\text{aq})$. Das $\text{Na}^+(\text{aq})$ -Ion geht mit Wasser-Molekülen keine Protolyse ein. Das HSO_4^- -Ion ist dagegen eine relativ starke Säure; daher reagiert eine Natriumhydrogensulfat-Lösung sauer.

A 42

Um zu beurteilen, ob der pH-Wert einer Lösung kleiner oder grösser als 7 ist, muss man einen Indikator verwenden, dessen Farbe ungefähr im Intervall $6 \leq \text{pH} \leq 8$ umschlägt. Von den in \triangleright Abb. 42 aufgeführten Indikatoren kommen folgende in Frage: Lackmus, Bromthymolblau und Phenolrot.

A 43

Bei $\text{pH} = 4$ ist Phenolphthalein farblos und Bromthymolblau gelb. Die Farbe der Mischung ist damit gelb.

Bei $\text{pH} = 7$ ist Phenolphthalein immer noch farblos; Bromthymolblau zeigt die Mischfarbe von gelb und blau, also grün, da $\text{pH} = 7$ im Umschlagsbereich von Bromthymolblau liegt. Die Mischung der beiden Indikatoren ist damit grün.

Bei $\text{pH} = 10$ ist Phenolphthalein rot (pinkfarben), Bromthymolblau ist bei diesem pH-Wert blau. Die Mischung zeigt somit eine violette Farbe.

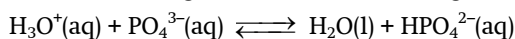
A 44

Methylorange wechselt seine Farbe im Intervall von $3,1 \leq \text{pH} \leq 4,4$ von rot nach orange-gelb; Bromthymolblau wechselt seine Farbe im Intervall von $6,0 \leq \text{pH} \leq 7,6$ von gelb nach blau.

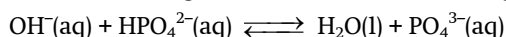
Wenn die Mischung der beiden Indikatoren gelb erscheint, muss der pH-Wert somit zwischen 4,4 und 6,0 liegen.

A 45

Reaktion bei Zugabe einer sauren Lösung:



Reaktion bei Zugabe einer alkalischen Lösung:

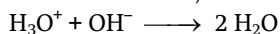


A 46

Der pH-Wert von reinem Wasser ändert sich sehr rasch bei Zugabe geringer Mengen von Säuren oder Basen. Auch «reines» Wasser enthält als sehr gutes Lösungsmittel praktisch immer irgendwelche Verunreinigungen. Destilliertes Wasser nimmt CO_2 aus der Luft auf und ist deshalb leicht sauer (Bildung von Kohlensäure).

A 47

Hydroxid-Ionen reagieren mit Hydronium-Ionen zu Wasser-Wasser-Molekülen (Neutralisationsreaktion):



Gemäss dem Prinzip von LE CHÂTELIER verschieben sich die Gleichgewichte in \triangleright Abb. 46 so, dass die durch die Neutralisation entfernten H_3O^+ -Ionen teilweise ersetzt werden. Durch die drei gekoppelten Gleichgewichtsreaktionen sinkt damit die Konzentration des gasförmigen Kohlenstoffdioxids im Luftraum der Lunge.

A 48

Zur Unterscheidung von Kalkstein von anderem Gestein benützt man in der Geologie verdünnte Salzsäure: Kalkstein reagiert mit Salzsäure unter Bildung von Kohlenstoffdioxid, anderes Gestein wie z. B. Granit zeigt keine Reaktion.

A 49

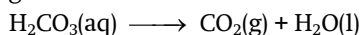
Calciumhydrogencarbonat steht in wässriger Lösung im Gleichgewicht mit Calciumcarbonat:



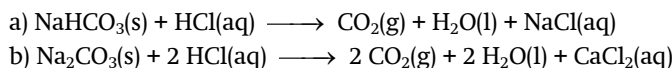
Beim Verdampfen des Wassers wird das Gleichgewicht gemäss dem Prinzip von LE CHÂTELIER nach rechts verschoben: festes Calciumcarbonat scheidet sich ab. Beim Eindampfen verbleibt als fester Rückstand Calciumcarbonat.

A 50

Bei der Reaktion von Hydrogencarbonaten und Carbonaten mit sauren Lösungen bildet sich durch Protonierung der HCO_3^- bzw. CO_3^{2-} -Ionen jeweils Kohlensäure, die zum grössten Teil in Kohlenstoffdioxid und Wasser zerfällt:



Die Stoffgleichungen für die Umsetzungen von Natriumhydrogencarbonat bzw. Natriumcarbonat mit Salzsäure lauten damit:

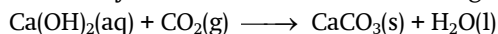


A 51

- a) $\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$
b) Die Ionenverbindung Calciumoxid besteht aus Calcium-Ionen und Oxid-Ionen. Das Oxid-Ion ist eine *sehr starke Base*, in wässriger Lösung setzt es sich praktisch vollständig mit Wasser-Molekülen zu Hydroxid-Ionen um:
 $\text{O}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{OH}^-$

A 52

Feuchter Kalkmörtel nimmt beim Abbinden Kohlenstoffdioxid aus der Luft auf, das mit Calciumhydroxid zu Calciumcarbonat reagiert:



Da bei der Reaktion Wasser gebildet wird, bleibt der Kalkmörtel während des Abbindens immer etwas feucht.

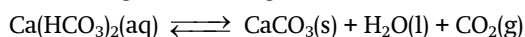
A 53

Stalaktiten wachsen im Jahr um etwa 0,2 mm. Bis ein Stalaktit eine Länge von 5 m erreicht hat, dauert es somit etwa:

$$\frac{5000 \text{ mm}}{0,2 \text{ mm/Jahr}} = 25000 \text{ Jahre}$$

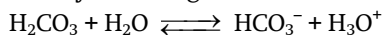
A 54

Um zu beurteilen, wie die verschiedenen Umstände die Bildung von Tropfsteinen beeinflussen, überlegt man sich, welchen Einfluss sie gemäss dem Prinzip von LE CHÂTELIER auf die folgende Gleichgewichtsreaktion ausüben:



- a) Durch die Zunahme des CO_2 -Gehalts in der Höhlenluft wird das Gleichgewicht nach links verschoben; die Tropfsteine lösen sich auf.
b) Wenn die Temperatur zunimmt, wird die Verdampfung des Wassers begünstigt und die Löslichkeit des Kohlenstoffdioxids nimmt ab; das Gleichgewicht wird nach rechts verschoben, Kalk scheidet sich ab.
c) Wenn das Grundwasser härter wird, erhöht sich der Gehalt an gelösten Ca^{2+} -Ionen bzw. an $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Dringt das Grundwasser in die Höhle ein, wird bei höherem Gehalt an $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ mehr Kalk abgeschieden.
d) Wenn die relative Luftfeuchtigkeit steigt, nimmt die Verdunstungsrate des Wassers ab; die Bildung von Tropfsteinen wird damit erschwert.

e) Bei einer Zunahme des pH-Werts nimmt die Konzentration an H_3O^+ -Ionen ab. Das Protolyse-Gleichgewicht der Kohlensäure



wird damit nach rechts verschoben und H_2CO_3 (bzw. $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$) werden verbraucht. Da CO_2 und H_2O aus dem «Kalk-Gleichgewicht»



entfernt werden, verschiebt sich dieses Gleichgewicht nach rechts; Kalk lagert sich ab, die Bildung von Tropfsteinen wird begünstigt.

Überprüfung und Vertiefung

Ü 1

Für die Konzentration an Hydronium-Ionen gilt:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/L} = 10^{-7,4} \text{ mol/L} = 3,98 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$$

Die Konzentration der Hydroxid-Ionen erhält man aus dem Ionenprodukt des Wassers:

$$c(\text{OH}^-) = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2}{3,98 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}} = 2,51 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Ü 2

Für die Konzentration an Hydronium-Ionen gilt:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/L} = 10^{-6,8} \text{ mol/L} = 1,58 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Aus dem Wert für das Ionenprodukt des Wassers bei 60 °C lässt sich die Konzentration an Hydroxid-Ionen berechnen:

$$c(\text{OH}^-) = \frac{9,5 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{L}^2}{1,58 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}} = 6,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

Somit gilt:

$$c(\text{OH}^-) > c(\text{H}_3\text{O}^+)$$

Die Lösung ist damit alkalisch.

Ü 3

Bei einem pH-Wert von 0 ist $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^0 \text{ mol/L} = 1 \text{ mol/L}$. Um einen pH-Wert von 0 zu erhalten, muss man daher das Volumen einer Salzsäure mit $c(\text{HCl}) = 11 \text{ mol/L}$ durch Zugabe von Wasser um den Faktor 11 vergrössern.

Ü 4

Wichtiger Hinweis: Die vorliegende Aufgabe aus der 1. Auflage des Buchs (2007) ist eine Wiederholung von Aufgabe A 17 in diesem Kapitel. Sie wurde deshalb im korrigierten Nachdruck (1. Auflage 2008²) entfernt, die nachfolgenden Aufgaben neu nummeriert.

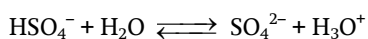
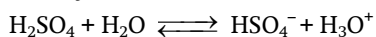
Ü 5 (Ü 4)

Die Aufgabe löst man mit der Säure-Base-Reihe im Anhang des Buchs (↗ Kap. 20.6): Ampholyte sind Teilchen, die sowohl als Säuren wie auch als Basen aufgeführt sind. Zudem können auch Moleküle in flüssigen Molekülverbindungen (wie z. B. H₂SO₄ oder HNO₃) als Ampholyte reagieren (▷Abb. 32).

- a) Ampholyt; korrespondierende Säure: H₃PO₄; korrespondierende Base: HPO₄²⁻
- b) Kein Ampholyt
- c) Ampholyt; korrespondierende Säure: NH₄⁺; korrespondierende Base: NH₂⁻
- d) Kein Ampholyt
- e) Ampholyt; korrespondierende Säure: H₂S; korrespondierende Base: S²⁻
- f) Kein Ampholyt
- g) Ampholyt; korrespondierende Säure: H₂NO₃⁺; korrespondierende Base: NO₃⁻

Ü 6 (Ü 5)

Schwefelsäure ist eine zweiprotonige Säure. Die Reaktionsgleichungen für die beiden Protolysestufen lauten:



Da Schwefelsäure eine starke Säure ist, haben in einer verdünnten wässrigen Lösung praktisch alle Schwefelsäure-Moleküle ihr Proton abgegeben. Die erste Protolyse läuft praktisch vollständig ab.

Bei der zweiten Protolyse stellt sich dagegen ein (rechts liegendes) Gleichgewicht ein.

Eine verdünnte wässrige Lösung von Schwefelsäure enthält damit die folgenden

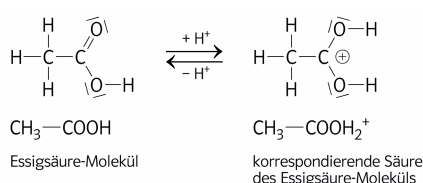
Teilchen: H₂O, HSO₄⁻, SO₄²⁻, H₃O⁺ und – in allerdings sehr kleiner Konzentration – OH⁻-Ionen (Autoprotolyse des Wassers!).

Ü 7 (Ü 6)

Dass reine Essigsäure als molekulare Flüssigkeit den elektrischen Strom leitet, lässt sich nur mit der Bildung von Ionen erklären. Diese entstehen durch Autoprotolyse aus Essigsäure-Molekülen nach folgender Reaktionsgleichung:



Hinweis: Die korrespondierende Säure von CH_3COOH wird als $\text{CH}_3\text{COOH}_2^+$ geschrieben, nicht als CH_4COOH^+ . Der Grund liegt darin, dass die COOH -Einheit des Essigsäure-Moleküls protoniert wird, nicht die CH_3 -Gruppe:

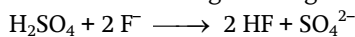


Ü 8 (Ü 7)

Beim Kontakt von konzentrierter Schwefelsäure mit Calciumfluorid findet folgende Reaktion statt:

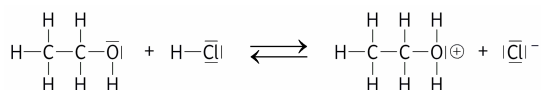


Das entstehende Gas HF heisst Fluorwasserstoff; es bewirkt das Anätzen des Glases. Die eigentliche Reaktion ist die Protonierung von Fluorid-Ionen durch Schwefelsäure-Moleküle. Die Teilchengleichung für den Prozess lautet:



Ü 9 (Ü 8)

Beim Lösen von Chlorwasserstoff in Ethanol findet eine Protolyse statt:



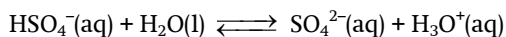
Aufgrund der gebildeten Ionen leitet die Lösung den elektrischen Strom.

Beim Lösen von Methan findet keine Protolyse statt, da die Säurestärke von Methan extrem gering ist. Das Lösen von Methan in Ethanol ist ein physikalischer Vorgang.

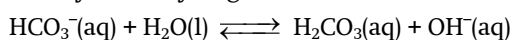
Ü 10 (Ü 9)

a) Die saure Reaktion einer Natriumhydrogensulfat-Lösung rührt daher, dass das Hydrogensulfat-Ion in Wasser als Brønsted-Säure reagiert. Die alkalische Reaktion einer Natriumhydrogencarbonat-Lösung rührt daher, dass das Hydrogencarbonat-Ion in Wasser als Brønsted-Base reagiert. Grundsätzlich können beide Teilchen sowohl als Säure wie auch als Base reagieren; im ersten Fall ist jedoch die Säurefunktion stärker ausgeprägt, im zweiten Fall die Basenfunktion. (Das hydratisierte Natrium-Ion beeinflusst den pH-Wert nicht.)

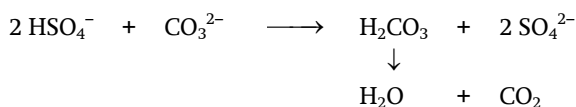
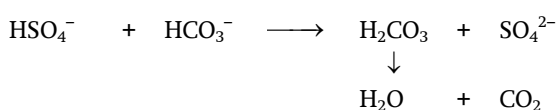
b) Protolyse des Hydrogensulfat-Ions in Wasser:



Protolyse des Hydrogencarbonat-Ions in Wasser:



c) Die Hydrogensulfat-Ionen reagieren mit den Carbonat- oder Hydrogencarbonat-Ionen unter Bildung von Kohlenstoffdioxid:



Die Gasbildung fördert die Lockerung der Verschmutzungen.

Ü 11 (Ü 10)

Konzentrierte Schwefelsäure enthält im Wesentlichen H_2SO_4 -Moleküle. Aufgrund der Autoprotolyse der Schwefelsäure-Moleküle zeigt sie eine geringe elektrische Leitfähigkeit. Mit zunehmender Verdünnung reagieren die Schwefelsäure-Moleküle vermehrt mit Wasser-Molekülen zu hydratisierten Ionen. Dadurch nimmt die elektrische Leitfähigkeit zunächst zu. Wenn die meisten H_2SO_4 -Moleküle ihre Protonen abgegeben haben, wird durch weitere Wasserzugabe die saure Lösung nur noch verdünnt. Da die Ionenkonzentrationen nun abnehmen, sinkt die elektrische Leitfähigkeit.

Ü 12 (Ü 11)

Eine Lösung mit gleichen Stoffmengen an Ammoniak und Ammoniumchlorid wirkt als Puffer; sie enthält eine schwache Base (das NH_3 -Molekül) und ihre korrespondierende Säure (das NH_4^+ -Ion). Bei Zugabe von Salzsäure werden die zusätzlichen H_3O^+ -Ionen durch die NH_3 -Moleküle «abgefangen»:



Bei Zugabe von Natronlauge reagieren die zusätzlichen OH^- -Ionen mit NH_4^+ -Ionen zu Wasser-Molekülen:



Da in beiden Fällen der grösste Teil der zugeführten H_3O^+ - bzw. OH^- -Ionen in Wasser-Moleküle umgewandelt wird, ändert sich der pH-Wert praktisch nicht.