

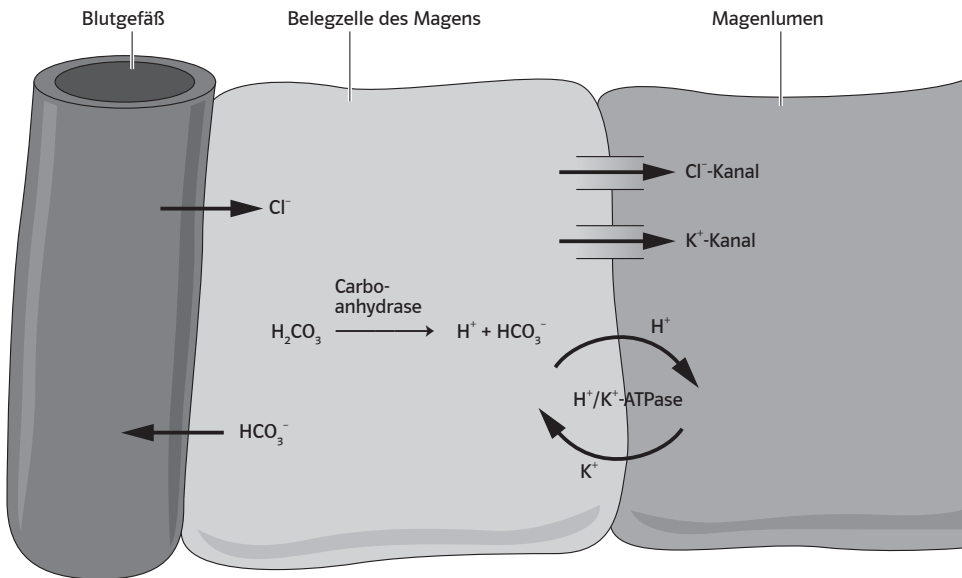
2 Protolysereaktionen

2.16 Durchblick Zusammenfassung und Übung

Zu den Aufgaben

A1 Magensäure ist ein saures Sekret, das von den Belegzellen des Magens abgegeben wird. Der pH-Wert liegt ungefähr bei 1,0 bis 1,5. Durch die Vermischung mit dem Mageninhalt steigt der pH-Wert auf ca. 3 bis 4. Durch die Magensäure werden Proteine denaturiert. Zudem hat die Magensäure die Funktion, Krankheitskeime aus der Nahrung unschädlich zu machen.

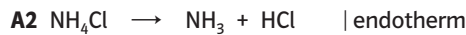
Bei Magensäure handelt es sich um Salzsäure. Sie wird folgendermaßen produziert: Das Enzym Carboanhydrase katalysiert in den Belegzellen des Magens die Dissoziation von Kohlendioxidmolekülen zu Protonen und Hydrogencarbonationen. (Mit zunehmender Magensäureproduktion steigt der Hydrogencarbonat Spiegel des Blutes.) Mithilfe des Enzyms Protonen-Kalium-ATPase (H^+/K^+ -ATPase) werden Protonen unter ATP-Verbrauch von den Belegzellen ins Magenlumen und im Gegenzug Kaliumionen vom Magenlumen in die Belegzellen transportiert. (Über Kaliumkanäle kommen die Kaliumionen wieder zurück ins Magenlumen.) Chloridionen werden vom Blut in die Belegzellen aufgenommen und gelangen über Chloridkanäle ins Magenlumen.



Anwendungsgebiete von Protonenpumpenhemmern (Protonenpumpeninhibitoren, PPI). Magengeschwür, Zwölffingerdarmgeschwür, Entzündung der Speiseröhre durch häufiges Sodbrennen. (Als es noch keine Protonenpumpenhemmer gab, musste man viel häufiger eine Magenresektion durchführen, nachdem zuvor das Öfteren ein Magengeschwür aufgetreten war.)

Darreichungsform der PPI. Magenresistente Tabletten oder Kapseln, auch eine intravenöse Zufuhr ist möglich.

Wirkungsweise und Wirkzeit der PPI. Die Resorption der PPI findet im Dünndarm statt. Über den Blutkreislauf gelangen die „Prodrugs“, also inaktive Vorstufen, zum Wirkort, wo sie in die aktive Form überführt werden. Der Wirkort ist die H^+/K^+ -ATPase, an die die aktive Form bindet. Die H^+/K^+ -ATPase wird dadurch irreversibel gehemmt, d. h., erst durch die Neubildung der Enzymmoleküle wird die Wirkung der PPI aufgehoben. Durch diese Hemmung können keine Protonen mehr ins Magenlumen „gepumpt“ werden. Letztendlich steigt dadurch der pH-Wert des Mageninhalts. Die Wirkzeit beträgt 1 bis 3 Tage. Danach hat sich die H^+/K^+ -ATPase durch Neubildung regeneriert.



Das Ammoniumion im Ammoniumchlorid ist der Protonendonator; das Chloridion ist der Protonenakzeptor.

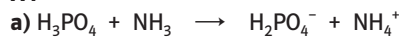
Die NH_3 -Moleküle wandern (wegen ihrer kleineren Teilchenmasse) schneller als die HCl -Moleküle. Beim Erreichen des feuchten Indikatorpapiers bildet Ammoniak mit Wasser eine alkalische Lösung, die das Indikatorpapier zunächst grün oder blau färbt. Hydrogenchlorid (Chlorwasserstoff) wandert hinterher und bildet nach Neutralisation der Lösung auf dem Indikatorpapier eine saure Lösung, die das Indikatorpapier rot färbt. Das Ammoniak bildet mit der Feuchtigkeit im Indikatorpapier über dem Glaswollebausch eine alkalische Lösung, die das Indikatorpapier blau färbt.

Hinweis: Der in B1 gezeigte Versuch kann folgendermaßen durchgeführt werden: Man gibt eine kleine Portion Ammoniumchlorid in ein Reagenzglas. An der Reagenzglaswand sollte kein Ammoniumchlorid haften. Danach schiebt man zunächst ein kleines Stück feuchtes Indikatorpapier in das Reagenzglas und anschließend einen Glaswollebausch. Auf den Glaswollebausch folgt wieder ein kleines Stück feuchtes Indikatorpapier. Das Ammoniumchlorid wird langsam erhitzt. Bei zu starkem Erhitzen verkohlt das Indikatorpapier.

A3

Säure	OH^-	NH_4^+	H_2PO_4^-	HS^-	NH_3	H_2O_2
Base	O^{2-}	NH_3	HPO_4^{2-}	S^{2-}	NH_2^-	HO_2^-

A4



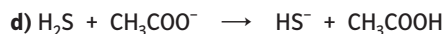
korrespondierende Säure-Base-Paare: $\text{H}_3\text{PO}_4/\text{H}_2\text{PO}_4^-$ und $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$



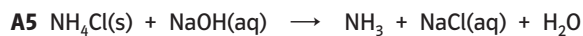
korrespondierende Säure-Base-Paare: $\text{HSO}_4^-/\text{SO}_4^{2-}$ und $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$



korrespondierende Säure-Base-Paare: HBr/Br^- und $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$



korrespondierende Säure-Base-Paare: $\text{H}_2\text{S}/\text{HS}^-$ und $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$



Das Ammoniumion (NH_4^+ , Protonendonator) überträgt ein Proton auf das Hydroxidion (OH^- , Protonenakzeptor). Es handelt sich daher um eine Säure-Base-Reaktion.

A6 Allgemein gilt: $\text{pH} = -\lg\{c(\text{H}_3\text{O}^+)\}$

a) Hydrogenchlorid ist eine sehr starke Säure, daher gilt:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{HCl}) = 0,01 \text{ mol/l} = 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\lg 10^{-2} \approx 2$$

b) Hydrogenchlorid ist eine sehr starke Säure, daher gilt:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{HCl}) = 0,2 \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\lg 0,2 \approx 0,7$$

c) Schwefelsäure ist eine sehr starke Säure, daher gilt:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\lg 0,2 \approx 0,7$$

Hinweis: Bei den pH-Berechnungen im Schülerbuch (Kap. 2.14) wird davon ausgegangen, dass die Säuren in wässriger Lösung vollständig protolysiert vorliegen. Dies gilt für sehr starke Säuren wie z. B. Hydrogenchlorid. Die Konzentration der Oxoniumionen ist daher gleich der Konzentration der Säure.

Diese Gleichsetzung gilt näherungsweise i. d. R. auch für Schwefelsäure, obwohl sie eine zwei-protonige Säure ist (Kap. 2.4 im Schülerbuch). In einer wässrigen Schwefelsäurelösung im „normalen“ Konzentrationsbereich zwischen ca. 0,1 und 1 mol/l sind fast alle Schwefelsäuremoleküle zu Hydrogensulfationen protolysiert. Aber es liegen nahezu keine Sulfationen vor, da das Hydrogensulfation keine sehr starke Säure ist. Erst oberhalb von $\text{pH} \approx 4$ geben fast alle Hydrogensulfationen ihr Proton ab; dies ist z. B. bei teilweise neutralisierten oder sehr stark verdünnten Lösungen der Fall. Im Konzentrationsbereich unter ca. 10^{-4} mol/l ist also $c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx 2 \cdot c(\text{H}_2\text{SO}_4)$. Im Bereich zwischen ca. 10^{-1} und 10^{-4} mol/l ist die Berechnung komplizierter.

d) Wenn man ein Hydroxid in Wasser löst, ergibt sich die Konzentration der Hydroxidionen aus der Konzentration des Salzes:

$$c(\text{OH}^-) = 2 \cdot c(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,02 \text{ mol/l} = 2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

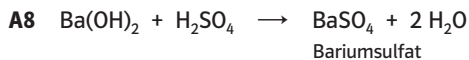
Die Konzentration der Oxoniumionen $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ ergibt sich mithilfe des Ionenprodukts des Wassers:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{K_w}{c(\text{OH}^-)} = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2}{2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}} = 0,5 \cdot 10^{-12} \text{ mol/l} = 5 \cdot 10^{-13} \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = -\lg(5 \cdot 10^{-13}) \approx 12,3$$



Das H_2SO_4 -Molekül (bzw. das Oxoniumion, wenn nicht mit konzentrierter Säure gearbeitet wird) reagiert als Säure. Das Fluoridion des Calciumfluorids reagiert als Base.



Wenn man die Säure langsam an der Gefäßwand hinab ins Glas fließen lässt, dann sammelt sich die Schwefelsäure aufgrund ihrer höheren Dichte am Boden des Gefäßes. Der Indikator zeigt hier eine saure Lösung an. Oben befindet sich noch nicht umgesetztes Barytwasser. Der Indikator zeigt hier eine alkalische Lösung an. Im Grenzbereich zwischen den beiden Lösungen kommt es zur Neutralisation und damit zur Bildung von schwer löslichem, farblosem Bariumsulfat; das ist der weiße Niederschlag.

A9

a) Aus $c = \frac{n}{V}$ und $n = \frac{m}{M}$ folgt: $c = \frac{m}{M \cdot V}$

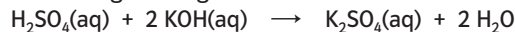
Mit der zuletzt genannten Größengleichung kann die Stoffmengenkonzentration des Kaliumhydroxids (KOH) berechnet werden.

$$c(\text{KOH}) = \frac{m(\text{Kaliumhydroxid})}{M(\text{KOH}) \cdot V(\text{Kalilauge})}$$

$$c(\text{KOH}) = \frac{2,8 \text{ g}}{56,11 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 100 \text{ ml}} = \frac{2,8 \text{ mol}}{56,11 \cdot 10^2 \cdot 10^{-3} \text{ l}} \approx 0,50 \text{ mol/l}$$

b) 1. Lösungsweg:

Reaktionsgleichung für die Neutralisation:



$$\text{Es gilt also: } n(\text{H}_2\text{SO}_4) : n(\text{KOH}) = 1 : 2 \quad \Leftrightarrow \quad n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \cdot n(\text{KOH})$$

Aus $c = \frac{n}{V}$ bzw. $n = c \cdot V$ folgt weiter:

$$c(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{Schwefelsäure}) = 0,5 \cdot c(\text{KOH}) \cdot V(\text{Kalilauge})$$

$$\begin{aligned} \Leftrightarrow V(\text{Schwefelsäure}) &= \frac{0,5 \cdot c(\text{KOH}) \cdot V(\text{Kalilauge})}{c(\text{H}_2\text{SO}_4)} \\ &= \frac{0,5 \cdot 0,50 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 100 \text{ ml}}{1 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}} = 25 \text{ ml} \end{aligned}$$

Um 100 ml Kalilauge der Konzentration $c(\text{KOH}) = 0,5 \text{ mol/l}$ zu neutralisieren, benötigt man 25 ml Schwefelsäure der Konzentration $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ mol/l}$.

2. Lösungsweg:

Allgemeine Reaktionsgleichung für die Neutralisation:



$$\text{Es gilt also: } n(\text{H}_3\text{O}^+) : n(\text{OH}^-) = 1 : 1 \quad \Leftrightarrow \quad n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$$

Aus der Dissoziationsgleichung der Schwefelsäure ($\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$) folgt:

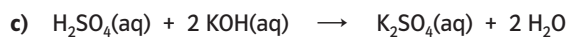
$$\begin{aligned} n(\text{H}_3\text{O}^+) &= 2 \cdot n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot c(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{Schwefelsäure}) \\ &= 2 \cdot 1 \text{ mol/l} \cdot V(\text{Schwefelsäure}) \\ &= 2 \text{ mol/l} \cdot V(\text{Schwefelsäure}) \end{aligned}$$

Aus der Dissoziationsgleichung der Kalilauge ($\text{KOH}(\text{s}) \rightarrow \text{K}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$) folgt:

$$\begin{aligned} n(\text{OH}^-) &= n(\text{KOH}) = c(\text{KOH}) \cdot V(\text{Kalilauge}) \\ &= 0,50 \text{ mol/l} \cdot 0,100 \text{ l} \\ &= 0,050 \text{ mol} \end{aligned}$$

Gleichsetzen der beiden Stoffmengen ergibt:

$$\begin{aligned} 2 \text{ mol/l} \cdot V(\text{Schwefelsäure}) &= 0,050 \text{ mol} \quad \Leftrightarrow \quad V(\text{Schwefelsäure}) = \frac{0,050 \text{ mol}}{2 \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}} \\ &= 0,025 \text{ l} = 25 \text{ ml} \end{aligned}$$



oder:



A10

$$\begin{aligned}n(\text{NaOH}) &= c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{Natronlauge}) \\ &= 1 \text{ mol/l} \cdot 0,0100 \text{ l} \\ &= 0,0100 \text{ mol}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}n(\text{HCl}) &= c(\text{HCl}) \cdot V(\text{Salzsäure}) \\ &= 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,100 \text{ l} \\ &= 0,0100 \text{ mol}\end{aligned}$$

Aus der Reaktionsgleichung ($\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$) folgt:

$$n(\text{NaCl}) = n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH}) = 0,0100 \text{ mol}$$

$$\begin{aligned}m(\text{NaCl}) &= m_t(\text{NaCl}) \cdot n(\text{NaCl}) \\ &= 58,5 \text{ u} \cdot 0,0100 \text{ mol} \\ &= 0,585 \text{ g}\end{aligned}$$

Die Masse der Natriumchloridportion beträgt 0,585 g.

A11 Hinweis: Der Einfachheit halber wird im Folgenden mit 100 ml Kochsalzlösung gerechnet.

Eine Kochsalzlösung mit $w = 0,9\% = 0,009$ liegt vor, wenn sich in 100 g Kochsalzlösung 0,9 g Natriumchlorid (NaCl) befinden. Dies kann ggf. wie folgt berechnet werden:

$$w(\text{Natriumchlorid}) = \frac{m(\text{Natriumchlorid})}{m(\text{Kochsalzlösung})}$$

$$\Leftrightarrow m(\text{Natriumchlorid}) = w(\text{Natriumchlorid}) \cdot m(\text{Kochsalzlösung}) \\ = 0,009 \cdot 100 \text{ g} = 0,9 \text{ g}$$

Nun wird die Stoffmenge n der Kochsalzportion mit der Masse $m = 0,9 \text{ g}$ ermittelt. Hierzu muss zunächst die molare Masse von Natriumchlorid bestimmt werden.

$$M(\text{NaCl}) = (22,99 + 35,45) \text{ g/mol} = 58,44 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{Natriumchlorid})}{M(\text{NaCl})} = \frac{0,9 \text{ g}}{58,44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,0154 \text{ mol}$$

In 100 g Kochsalzlösung befindet sich also eine Stoffmenge von 0,0154 mol Natriumchlorid. Mit der vereinfachenden Annahme, dass die Dichte $\rho(\text{Kochsalzlösung}) = 1 \text{ g/ml}$ ist, ergibt sich ein Volumen von 100 ml Kochsalzlösung. Damit kann man die Stoffmengenkonzentration berechnen:

$$c(\text{NaCl}) = \frac{n(\text{NaCl})}{V(\text{Kochsalzlösung})} \approx \frac{0,0154 \text{ mol}}{100 \cdot 10^{-3} \text{ l}} = 0,154 \text{ mol/l}$$

Eine Kochsalzlösung mit $w = 0,9\%$ hat die Stoffmengenkonzentration $c = 0,154 \text{ mol/l}$.

Hinweis: Eine Kochsalzlösung mit $w = 0,9\%$ wird in der Medizin als isotonische Kochsalzlösung bezeichnet. Man verwendet sie u. a. als Trägerlösung für Medikamente zur Infusion. Im Rettungsdienst kann man bei einem drohendem Schockzustand zunächst einen venösen Zugang legen und diesen mit isotonischer Kochsalzlösung offen halten. Ein höherer oder niedriger Salzgehalt der Infusionslösung würde die roten Blutkörperchen schädigen oder sogar zerstören.

A12 Das Salz Ammoniumchlorid (NH_4Cl) besteht aus Ammoniumionen (NH_4^+) und Chloridionen (Cl^-), die man getrennt nachweisen kann.

Nachweis der Ammoniumionen:

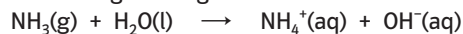
Ammoniumionen reagieren mit Hydroxidionen, dabei entsteht gasförmiges Ammoniak. Dieses kann man nachweisen, indem man es mit Wasser zu einer alkalischen Lösung reagieren lässt.

Eine Salmiakpastille wird zusammen mit einem Natriumhydroxidplättchen in ein Reagenzglas gegeben. Auf das Reagenzglas setzt man einen durchbohrten Stopfen, in dem ein Gärröhrchen steckt. Im Gärröhrchen ist etwas Phenolphthaleinlösung. Wenn man das Reagenzglas erwärmt, dann verfärbt sich die Phenolphthaleinlösung rot. Statt des Gärröhrchens kann auch ein befeuchteter Indikatorpapierstreifen an der Wand des Reagenzglaswand befestigt werden.

Reaktionsgleichung der Reaktion im Reagenzglas:



Reaktionsgleichung der Reaktion im Gärröhrchen bzw. im feuchten Indikatorpapier:

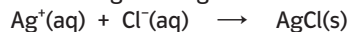


Nachweis der Chloridionen:

Chloridionen bilden mit Silberionen das unlösliche Salz Silbernitrat. Durch Ansäuern mit Salpetersäure wird verhindert, dass evtl. vorhandene Carbonationen einen Niederschlag von Silbercarbonat bilden.

Man legt eine Salmiakpastille einige Minuten in etwas Wasser und dekantiert dann ab. Zur abdekantierten Lösung gibt man zuerst verd. Salpetersäure und dann einige Tropfen Silbernitratlösung. Es bildet sich ein weißer Niederschlag.

Reaktionsgleichung:



A13

a) Vor dem Verdünnen:

$$\text{pH} = 1 \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-1} \text{ mol/l}$$

$$V = 1 \text{ ml} = 10^{-3} \text{ l}$$

$$n(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot V = 10^{-1} \text{ mol/l} \cdot 10^{-3} \text{ l} = 10^{-4} \text{ mol}$$

Nach dem Verdünnen auf 1 Liter:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{10^{-4} \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 10^{-4} \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = 4$$

b) Vor dem Verdünnen:

$$c(\text{OH}^-) = 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$V = 10 \text{ ml} = 10^{-2} \text{ l}$$

$$n(\text{OH}^-) = c(\text{OH}^-) \cdot V = 10^{-2} \text{ mol/l} \cdot 10^{-2} \text{ l} = 10^{-4} \text{ mol}$$

Nach dem Verdünnen auf 1 Liter:

$$c(\text{OH}^-) = \frac{10^{-4} \text{ mol}}{1 \text{ l}} = 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$\Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2}{10^{-4} \text{ mol/l}} = 10^{-10} \text{ mol/l} \Rightarrow \text{pH} = 10$$