

Versuche für die Fortbildung „chemisches Gleichgewicht“

Photochromie mit Brillengläsern

Geräte: 2 photochrome Brillengläser, weißer Hintergrund, Tesafilm, UV-Taschenlampe, UV-Laser

Durchführung: Die beiden photochromen Brillengläser werden mit Tesafilm an dem weißen Hintergrund befestigt. Dann beleuchtet man eines der Gläser mit der UV-Taschenlampe. Auf dem anderen erzeugt man mit dem Laser ein beliebiges Muster. Nach einigen Minuten werden die Brillengläser erneut betrachtet.

Lehrerhandreichungen:

Beobachtungen: Bei Bestrahlung mit der UV-Taschenlampe färbt sich das Brillenglas flächig dunkler. Mit dem Laser kann man gezielt dunkle Muster auf dem anderen Brillenglas erzeugen. Nach 5 bis 15 Minuten sind die Brillengläser wieder hell.

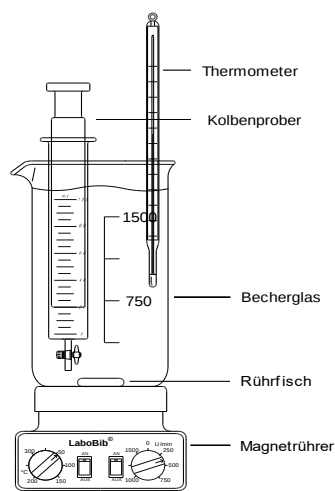
Deutung: Bei Bestrahlung mit UV-Licht findet eine chemische Reaktion statt, je nach Brillenglas beispielsweise die Reaktion von Silberhalogeniden zu elementarem Silber und Halogenatomen, die in der Glasmatrix eingeschlossen bleiben. Das kolloidale Silber führt zur Verdunklung der Gläser. Ohne weitere Einstrahlung von UV-Licht findet allmählich wieder die Rückreaktion zum farblosen Silberhalogenid statt.

„Backpulver“ und das Prinzip von LeChatelier: Auswirkung einer Druckänderung auf ein chemisches Gleichgewicht

Geräte: Magnetrührer mit Heizplatte, Rührfisch, 2000-mL-Becherglas (hohe Form), Thermometer, möglichst dichter 100-mL-Kolbenprober mit Hahn, Wasserkocher, Löffelspatel oder langer Trichter

Chemikalien: Hirschhornsalz (GHS07 )

Versuchsaufbau:

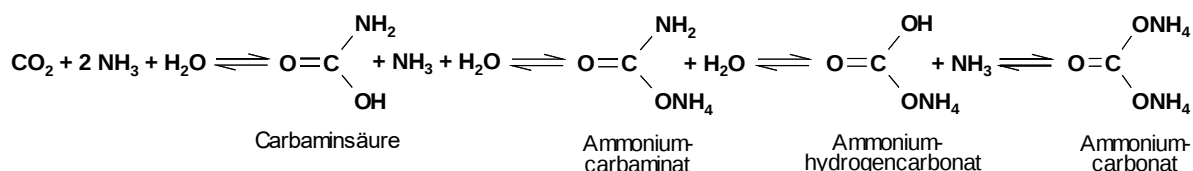


Versuchsdurchführung: Zunächst erhitzt man ca. 2 Liter Wasser mit einem Wasserkocher und füllt damit das Becherglas, welches auf der Heizplatte steht. Dort wird das Wasser unter Rühren auf einer Temperatur von 90 – 95 °C gehalten. Nun entfernt den Stempel aus dem Kolbenprober und gibt (eventuell über einen langen Trichter) einen Löffelspatel Hirschhornsalz so hinein, dass möglichst kein Pulver an den Wandungen hängenbleibt. Dann führt man den Stempel wieder so weit ein, dass im Kolbenprober noch ein Luftvolumen von 20 mL verbleibt, schließt den Hahn und stellt den Kolbenprober in das heiße Wasser im großen Becherglas. Nachdem sich das Volumen im Kolbenprober auf ca. 100 mL vergrößert hat, nimmt man diesen aus dem Wasser, trocknet ihn etwas ab (Vorsicht: Heiß! Tuch verwenden!) und wartet, bis sich das Volumen im Kolbenprober wieder zu verringern beginnt. Nun übt man einen Druck auf den Stempel aus und komprimiert das Gasvolumen auf etwa die Hälfte. Der dadurch erzeugte Niederschlag an den Wandungen verschwindet bei einem anschließenden kräftigeren Zug am Stempel sofort wieder. Dieser Vorgang kann mehrfach wiederholt werden, bis sich auf Grund der sinkenden Temperatur der Niederschlag durch die Erzeugung von Unterdruck nicht wieder entfernen lässt.

Lehrerhandreichungen:

Beobachtungen: Übt man einen Druck auf den Stempel aus, bildet sich ein weißer Niederschlag an den Wänden des Kolbenprobers. Zieht man dann den Stempel hinaus und erzeugt einen Unterdruck, verschwindet der weiße Niederschlag.

Deutung: Bei Hirschhorn-Salz handelt es sich um ein Gemisch aus Ammoniumcarbonat, Ammoniumhydrogencarbonat und Ammoniumcarbaminat. Dieses steht auf folgende Weise mit Ammoniak, Kohlenstoffdioxid und Wasser im Gleichgewicht:



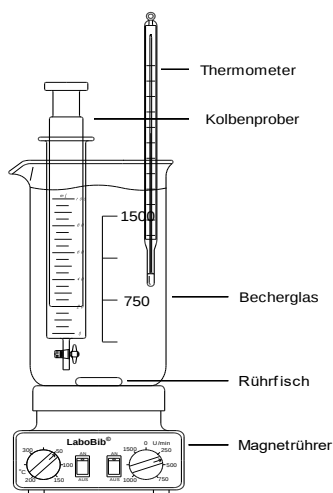
Beim Erhitzen zersetzt sich das Hirschhornsalz, bei 90°C liegt das Gleichgewicht weit auf der Seite von CO₂, NH₃ und (gasförmigem) H₂O. Übt man nun einen Druck auf das Gas aus, verschiebt sich das Gleichgewicht nach rechts und es bildet sich an der Glaswand des Kolbens ein feiner Niederschlag von Hirschhornsalz. Erzeugt man dann einen Unterdruck, verschiebt sich das Gleichgewicht wieder nach links und der Niederschlag verschwindet. Ist das Gas zu stark abgekühlt (unter 50°C), lässt sich das Gleichgewicht nicht mehr ohne Weiteres durch Unterdruck nach links verschieben.

„Backpulver“ und das Prinzip von LeChatelier: Auswirkung einer Temperaturänderung auf ein chemisches Gleichgewicht

Geräte: Möglichst dichter 100-mL-Kolbenprober mit Hahn, 2 2000-mL-Bechergläser (hohe Form), Thermometer (bis 100 °C), Wasserkocher, Heizplatte mit Magnetrührer, Rührfisch, Löffelspatel

Chemikalien: Hirschhornsalz oder Ammoniumcarbonat (GHS05 , GHS07 )

Versuchsaufbau:



Versuchsdurchführung:

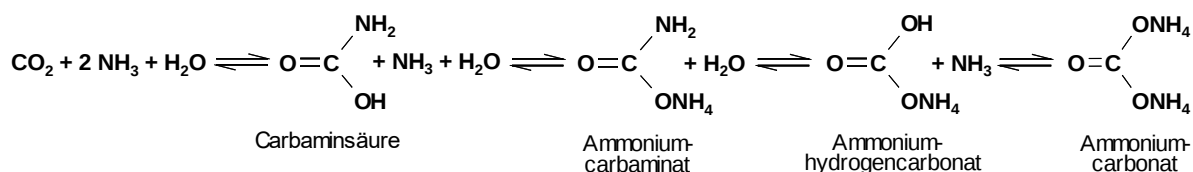
Es werden zunächst etwa 2 Liter Wasser mit dem Wasserkocher erhitzt, dieses dann in das 2000-mL-Becherglas gegeben und auf der Heizplatte unter Rühren auf ca. 90 – 95 °C temperiert. Dann gibt man (eventuell über einen langen Trichter) einen Löffelspatel Hirschhornsalz so in den Kolbenprober hinein, dass möglichst kein Pulver an den Wandungen haften bleibt. Dann führt man den Stempel so weit ein, dass im Kolbenprober ein Luft-Volumen von 20 mL verbleibt, schließt den Hahn und stellt den

Kolbenprober in das heiße Wasser im Becherglas. Nun wartet man, bis sich das Gasvolumen im Kolbenprober auf etwa 100 mL vergrößert hat (evtl. durch Erzeugen eines leichten Unterdrucks nachhelfen). Dann nimmt man den Kolbenprober aus dem heißen Wasser und taucht ihn unmittelbar mit der Spitze nach unten bis zur 20-mL-Marke in ein zweites Becherglas mit kaltem Wasser. Wenn sich das Volumen wieder auf etwa 20 mL verringert hat, kann man den Kolbenprober erneut in das heiße Wasser halten.

Lehrerhandreichungen

Beobachtungen: Wenn man den Kolbenprober bis zur 20-mL-Marke in kaltes Wasser taucht, verringert sich das Gasvolumen deutlich und es bildet sich an der Innenseite in dem Bereich des Kolbenprobers, der in das Wasser taucht, ein weißer, feuchter Niederschlag. Taucht man den Kolbenprober wieder in das heiße Wasser, vergrößert sich das Gasvolumen zügig und der Niederschlag verschwindet wieder.

Deutung: Bei Hirschhorn-Salz handelt es sich um ein Gemisch aus Ammoniumcarbonat, Ammoniumhydrogencarbonat und Ammoniumcarbaminat. Dieses steht auf folgende Weise mit Ammoniak, Kohlenstoffdioxid und Wasser im Gleichgewicht:



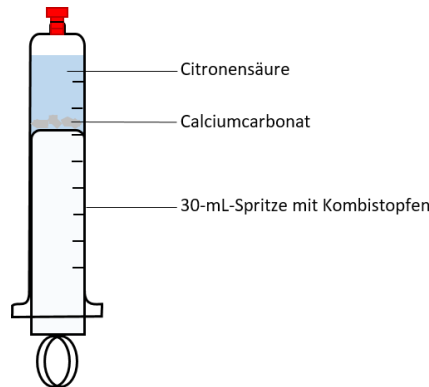
Beim Erhitzen zersetzt sich das Hirschhornsalz, bei 90°C liegt das Gleichgewicht weit auf der Seite von CO₂, NH₃ und (gasförmigem) H₂O. Kühlt man nun den unteren Teil des Kolbenprobers ab, verschiebt man hier das Gleichgewicht wieder in Richtung des Hirschhornsalzes, es bildet sich am kühlen Innenrand ein weißer Niederschlag. Dieser ist etwas feucht, weil auch ein Teil des gasförmigen Wasserdampfes sich dort niederschlägt. Hält man dann den Kolbenprober wieder in das heiße Wasser, zersetzt sich das Hirschhornsalz wieder.

Kalk und Zitronensäure in einem geschlossenen System

Geräte: 30-mL-Spritze, Kombistopfen, 25-mL-Becherglas

Chemikalien: gekörntes Calciumcarbonat (Kalk/ Marmor), Heitmanns reine flüssige Zitronensäure (GHS07 )

Versuchsaufbau:



Durchführung: Zuerst entfernt man den Stempel aus der 30-mL-Spritze und verschließt dann den Ausguss mit dem Kombistopfen. Nun gibt man einige Marmorstückchen in den Spritzenkörper und füllt die Spritze dann bis zur 10-mL-Marke mit Zitronensäure. Anschließend wird der Stempel etwas in den Spritzenkörper geschoben, die Spritze dann herumgedreht, sodass Marmorstückchen und Zitronensäure auf dem Stempel liegen. Nun entfernt man kurz den Kombistopfen, entlässt möglichst die überschüssige Luft vollständig und verschließt die Spritze wieder. Nachdem sich anschließend mindestens 10 mL Gas gebildet haben, drückt man die Spritze zusammen und beobachtet die Lösung. Anschließend lässt man wieder locker. Dieser Vorgang kann mehrfach wiederholt werden.

Anschließend kann auch durch das leichte Ziehen am Stempel ein Unterdruck in der Spritze erzeugt werden.

Lehrerhandreichungen:

Beobachtungen: Drückt man den Stempel in die Spritze hinein, nachdem sich mindestens 10 mL Kohlenstoffdioxid gebildet haben, hört die Gasentwicklung praktisch auf und die Lösung wird klar. Lässt man wieder locker, setzt die Gasentwicklung wieder ein. Zieht man den Stempel heraus, wird die Gasentwicklung heftiger.

Deutung: Zitronensäure und Kalk reagieren nach dem folgenden Schema miteinander:



Übt man nun Druck auf das geschlossene System aus, wird es zwar kaum gelingen, die Rückreaktion zu fördern, aber die Hinreaktion kommt zumindest fast ganz zum Erliegen.

Hinweis: Die Größe der Marmorkörnchen bestimmt die Heftigkeit der Gasentwicklung bei der Reaktion. Bei einer Pulverform läuft die Reaktion zu schnell und unkontrolliert ab, sodass die Spritze zu schnell mit Gas gefüllt wird und der Stempel aus der Spritze gedrückt wird.

Bei zu viel gebildetem Gas, kann man dieses auch ganz oder partiell aus der Spritze herausdrücken, wenn man kurzzeitig den Kombistopfen wieder entfernt.

Auswirkung von Druck auf ein chemisches Gleichgewicht

Geräte: 2 100-mL-Spritzen mit Verschluss, weißer Hintergrund

Chemikalien: Tashiro-Mischindikator (GHS02 ) , Kohlenstoffdioxid (GHS04 ) , Leitungswasser

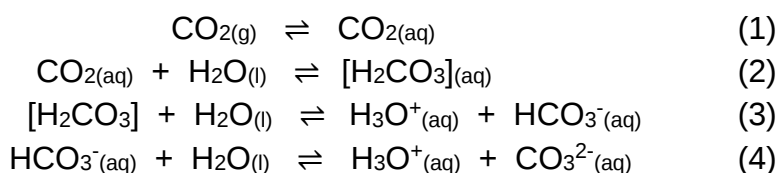
Durchführung: In beide Spritzen werden zunächst 10 mL mit Tashiro-Mischindikator versetztes Leitungswasser gesaugt. Dann fügt man jeweils 30 mL CO₂ dazu und schüttelt um. Nun wird bei einer der Spritzen der Stempel für 20 Sekunden kräftig hineingedrückt und die Spritze dabei geschüttelt. Anschließend vergleicht man die Farben der beiden Lösungen. Dann zieht man den Stempel der Spritze auf 100 mL heraus und schüttelt für 30 Sekunden. Anschließend vergleicht man wieder die Farben.

Lehrerhandreichungen

Der Tashiro-Indikator ist ein Mischindikator aus Methylenblau und Methylrot in Ethanol. Dieser Indikator zeigt bei diesem Experiment im Vergleich deutlich sichtbare Farbveränderungen. Verwendet werden kann aber auch nur Methylrot oder Universalindikator nach McCrumb mit etwas weniger deutlichen Änderungen.

Beobachtungen: Nach dem Einleiten des CO₂ und Umschütteln färben sich die Lösungen rosa-grau. Erzeugt man nun einen Überdruck, schüttelt und vergleicht die Lösungen, so hat sich die geschüttelte rot-violett gefärbt. Erzeugt man einen Unterdruck, schüttelt und vergleicht die Lösungen, so hat sich die geschüttelte gelb-grün gefärbt.

Deutung: Mit Tashiro-Indikator versetztes Leitungswasser hat bei einem pH-Wert von 7 eine grünliche Farbe, bei einem pH-Wert von 4 eine violette. Löst man nun CO₂ in dem mit Indikator versetzten Wasser, spielen die folgenden Gleichgewichtsreaktionen eine Rolle:



Nach dem Einstellen dieser Gleichgewichte unter Normaldruck hat die Lösung etwa einen pH-Wert von 5, knapp unterhalb des Umschlagspunktes des Indikators, sie ist

grau-rosa. Übt man nun einen Druck auf das System aus, verschieben sich alle Gleichgewichte etwas nach rechts, es entstehen mehr H_3O^+ -Ionen, die Lösung wird etwas saurer, die Farbe verändert sich in Richtung rot-violett. Übt man einen Unterdruck auf das System aus, verschieben sich alle Gleichgewichte etwas nach links, die Konzentration an H_3O^+ -Ionen wird etwas kleiner, die Farbe der Lösung verändert sich zu gelb-grün.

Thermochromie mit Lötstein

Geräte: 3 Reagenzgläser 18 x 180 mm, 2 250-mL-Bechergläser, 100-mL-Becherglas, Glasstab, Spatel, Wasserkocher, Eis, 3 mL-Pipette, Reagenzglasständer, weißer Hintergrund

Chemikalien: Gemahlener Lötstein (NH_4Cl , GHS07 ) , Bromthymolblau-Lösung (0,1 g in 100 mL Ethanol, GHS02 , GHS07 ) , Leitungswasser

Durchführung: In das 100-mL-Becherglas füllt man 50 Milliliter Leitungswasser und gibt 20 Tropfen der Bromthymolblau-Lösung sowie einen Spatel gemahlenden Lötstein dazu, dann rührt man mit dem Glasstab um. Von dieser Lösung füllt man in die drei Reagenzgläser jeweils etwa 10 Milliliter. In eines der 400-mL-Bechergläser gibt man nun Eiswürfel und etwas Wasser, das andere 400-mL-Becherglas wird mit siedendem Wasser gefüllt. Nun taucht man gleichzeitig eines der Reagenzgläser in das Eiswasser und ein zweites in das heiße Wasser, das dritte verbleibt im Reagenzglasständer vor einem weißen Hintergrund. Nach zwei Minuten holt man die Reagenzgläser aus den Wasserbädern, stellt sie in den Reagenzglasständer neben das dritte und vergleicht die Farben.

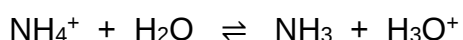
Lehrerhandreichungen

Beobachtungen: Die Lösungen in den Reagenzgläsern haben zu Beginn die gleiche, blaugrüne Farbe. Zwei Minuten nach dem Eintauchen des einen Reagenzglases in das Eiswasser hat sich die Farbe der Lösung in Richtung blau verändert. Die Farbe der Lösung im heißen Wasser verändert sich in Richtung gelb-grün.

Deutung: Ammoniumchlorid dissoziiert in Wasser nach



Eine Lösung von Ammoniumchlorid in Wasser reagiert leicht sauer ($\text{pH} \approx 5,5$) da Ammonium-Ionen Protonen an Wasser abgeben können.



Diese Reaktion ist endotherm. Kühlt man nun eine solche Lösung ab, wird das Gleichgewicht nach links verschoben, der pH-Wert steigt. Erhitzt man eine solche Lösung, wird das Gleichgewicht nach rechts verschoben, der pH-Wert sinkt.

Eine Bromthymolblau-Lösung ist bei einem pH-Wert unter 5 gelb gefärbt, bei einem pH-Wert von 7 grün, ab einem pH-Wert von 7,5 wird sie blau.

Durch Abkühlen der Lösung von Lötstein kann der pH-Wert also auf etwa 5 erniedrigt werden, durch Erhitzen auf über 7,5.

Reaktion von kohlensäurehaltigem Mineralwasser mit Natriumhydrogencarbonat

Geräte: 250-mL-Messzylinder, 400-mL-Becherglas, Magnetrührer und Rührfisch, pH-Meter, Wägeschale

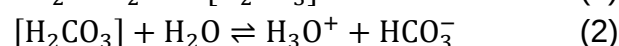
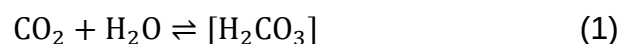
Chemikalien: Mineralwasser classic, Natriumhydrogencarbonat, Universalindikator (GHS02 , GHS07 )

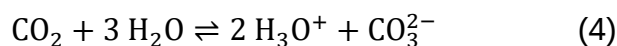
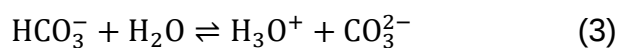
Durchführung: Man misst mit dem Messzylinder vorsichtig und ohne viel zu schütteln 250 Milliliter Mineralwasser ab und überführt es in das Becherglas. Dieses stellt man auch den Magnetrührer und gibt den Rührfisch hinein. Dann stellt man den Rührer auf einer niedrigen Stufe an und fügt zur Lösung 30 Tropfen Universalindikator hinzu. Nun taucht man die pH-Elektrode in die Lösung und wartet, bis sich ein konstanter pH-Wert eingestellt hat. Dann fügt man einen Spatel Natriumhydrogencarbonat hinzu und beobachtet den pH-Wert. Wenn der sich nicht mehr ändert, gibt man erneut einen Spatel Natriumhydrogencarbonat zur Lösung. Diesen Vorgang wiederholt man, bis die Lösung einen pH-Wert von etwa 6,3 erreicht hat.

Lehrerhandreichungen

Beobachtungen: Der Ausgangs-pH-Wert des Mineralwassers liegt je nach Sorte bei etwa 4,95, die Lösung ist orange gefärbt. Gibt man nun der ersten Spatel Natriumhydrogencarbonat hinzu, steigt der pH-Wert der Lösung relativ zügig auf etwa 5,5, die Lösung färbt sich etwas gelblicher. Nach Zugabe des zweiten Spatels Natriumhydrogencarbonat steigt der pH-Wert auf etwa 5,7, die Lösung ist jetzt gelb. Der dritte Spatel führt zu einem Anstieg des pH-Wertes auf 5,9, der vierte auf 6,05, der fünfte auf 6,15, der sechste auf 6,22 und der siebte (große) Spatel auf 6,3. Die Lösung ist jetzt grünlich gefärbt.

Deutung: Wie bereits bei Versuch 7 beschrieben liegen im kohlensäurehaltigen Mineralwasser mehrere Gleichgewichte vor:





Bei einem pH-Wert von etwa 5 dominieren die Gleichgewichte (1) und (2). Fügt man nun Hydrogencarbonat-Ionen hinzu, verschiebt man damit das Gleichgewicht (2) nach links und damit steigt der pH-Wert, weil sich die Konzentration der Oxidanium-Ionen verringert.

Reaktionen von Salzsäure und Essigsäure mit Kalk

Geräte: 2 Reagenzgläser 18 x 180 mm, 2 Wägeschalen, Reagenzglasständer

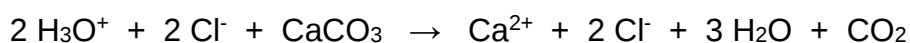
Chemikalien: Salzsäure, $c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/l}$ (GHS05 , GHS07 , Essigsäure, $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1 \text{ mol/l}$ (GHS05 , GHS07 , CaCO_3 fein gekörnt

Durchführung: In je ein Reagenzglas füllt man 1 m Salzsäure und 1 m Essigsäure. Dann gibt man zu beiden Lösungen möglichst gleichzeitig 10 bis 15 kleine Bröckchen Calciumcarbonat und beobachtet die Gasentwicklung.

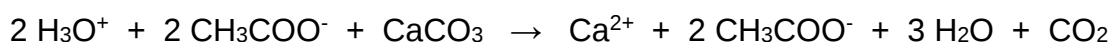
Lehrerhandreichungen

Beobachtungen: In beiden Lösungen setzt eine Gasentwicklung ein. Die in der Salzsäure ist allerdings deutlich heftiger als in der Essigsäure.

Deutung: Salzsäure und Essigsäure reagieren mit Kalk nach der Form



bzw.



Die Salzsäure als starke Säure ist praktisch vollständig dissoziiert, die Essigsäure als schwache Säure nur zu etwa 1 %. Die Salzsäure reagiert deutlich schneller (heftiger) mit dem Kalk als die Essigsäure, die die Oxidanium-Ionen erst über das Dissoziationsgleichgewicht nachliefern muss.

Mineralwasser-Puffer phänomenologisch

Geräte: 3 Reagenzgläser (18x180 mm) mit passenden Stopfen, 4 50-mL-Bechergläser, 3 10-mL-Messzylinder, 4 3-mL-Einwegpipetten, Reagenzglasständer

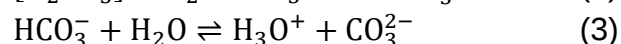
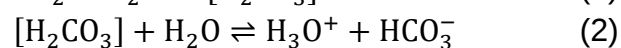
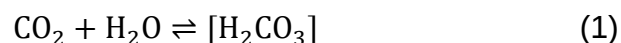
Chemikalien: Unisol 113 (GHS02 , GHS07 , Mineralwasser (still, medium und classic), Natronlauge, $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (GHS05 )

Durchführung: In je ein Reagenzglas werden 5 Tropfen Unisol und jeweils 10 mL Mineralwasser gegeben. Anschließend gibt man in jedes Reagenzglas einen Tropfen Natronlauge, beobachtet die Lösung und schüttelt gegebenenfalls einmal um, wobei der Stopfen aufgesetzt und das Reagenzglas kurz auf den Kopf gedreht wird (Vorsicht: Beim Umschütteln der medium- und classic-Lösung spritzt es leicht beim Abnehmen des Stopfens!). Den Lösungen werden nun weiter so viele Tropfen Natronlauge zugesetzt, bis alle Lösungen eine deutliche Blaufärbung zeigen. Nach jedem Tropfen wird das Reagenzglas einmal umgeschüttelt. Die Anzahl der Tropfen und alle Beobachtungen hinsichtlich der Lösungsfarbe sind zu notieren.

Lehrerhandreichungen

Beobachtung: Nach Zugabe der Mineralwässer zum Unisol zeigt sich beim classic eine orangene Farbe, beim medium eine etwas hellere und beim stillen eine hellgrüne. Beim ersten Tropfen Natronlauge bilden sich in allen drei Reagenzgläsern blaue Schlieren, die beim Classic sehr schnell und beim Medium etwas langsamer verschwinden sowie im Stillen letztlich die ganze Lösung direkt Blau färben. Ab dem fünften Tropfen Natronlauge tritt beim medium eine verzögerte Farbänderung auf. Nach dem Umschütteln ist die Lösung zunächst grün gefärbt und schlägt dann wieder zu Gelb um. Mit jedem weiteren Tropfen dauert der Umschlag länger, bis er bei etwa 10 Tropfen dann bei Grün bleibt. Nach etwa 20 Tropfen ist auch diese Lösung dann Blau. Beim classic setzt dieser Effekt erst bei etwa 7 Tropfen ein. Dort benötigt man etwa 23 Tropfen, um eine Blaufärbung zu erreichen.

Deutung: Nach



liegt der pH-Wert von Mineralwasser umso tiefer, je mehr Kohlenstoffdioxid / Kohlensäure darin enthalten ist, da dadurch mehr Oxidanium-Ionen gebildet werden. Insofern färbt sich der Indikator beim „classic“ Mineralwasser, in dem sich am meisten Kohlenstoffdioxid befindet, orange, beim „medium“ Mineralwasser heller orange bis gelblich und beim „stillen“ Mineralwasser ohne Kohlenstoffdioxid grünlich. Dementsprechend färbt sich der Indikator beim „stillen“ Mineralwasser schon nach Zugabe von einem Tropfen Natronlauge bläulich, beim „medium“ nach etwa 10

Tropfen und beim „classic“ nach etwa 20 Tropfen. Der verzögerte Farbumschlag kann nach dem Versuch „Versetzen von kohlensäurehaltigem Mineralwasser mit Natronlauge“ erklärt werden.

Versetzen von kohlensäurehaltigem Mineralwasser mit Natronlauge

Geräte: 400-mL-Becherglas, 250-mL-Messzylinder, 100-mL-Becherglas, 1-mL-Spritze, Magnetrührer mit Rührfisch, geeichtes pH-Meter mit Elektrode

Chemikalien: Natronlauge, $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ (GHS05 ) , Unisol 113 (GHS02 , GHS07 ) , 1 frische Flasche Mineralwasser classic (mindestens 500 mL)

Durchführung: Es werden 250 Milliliter Mineralwasser aus der frisch geöffneten Flasche vorsichtig mit dem Messzylinder abgemessen und dann in das 400-mL-Becherglas überführt. Dabei sollte so wenig Kohlenstoffdioxid wie möglich durch Erschütterungen entweichen. Dann stellt man das Becherglas auf den Magnetrührer und gibt den Rührfisch hinein. Anschließend werden 30 Tropfen Unisol 113 zum Mineralwasser gegeben. Nun spannt man eine pH-Elektrode so ein, dass sie permanent in das Mineralwasser taucht, stellt den Rührer auf Stufe 2 (von 10) und misst den pH-Wert. Dann gibt man mit der Pipette 1 Milliliter Natronlauge hinzu und beobachtet sowohl den pH-Wert als auch die Farbänderungen. Dieses wird so oft wiederholt, bis die Lösung einen pH-Wert von 12 dauerhaft überschreitet.

Lehrerhandreichungen

Beobachtungen: In drei Versuchsreihen mit Mineralwasser jeweils aus einer frisch geöffneten Flasche „Quellbrunn classic®“ wurden die in Abbildung 1 dargestellten pH-Werte in Abhängigkeit von der zugegebenen Menge an Natronlauge erhalten.

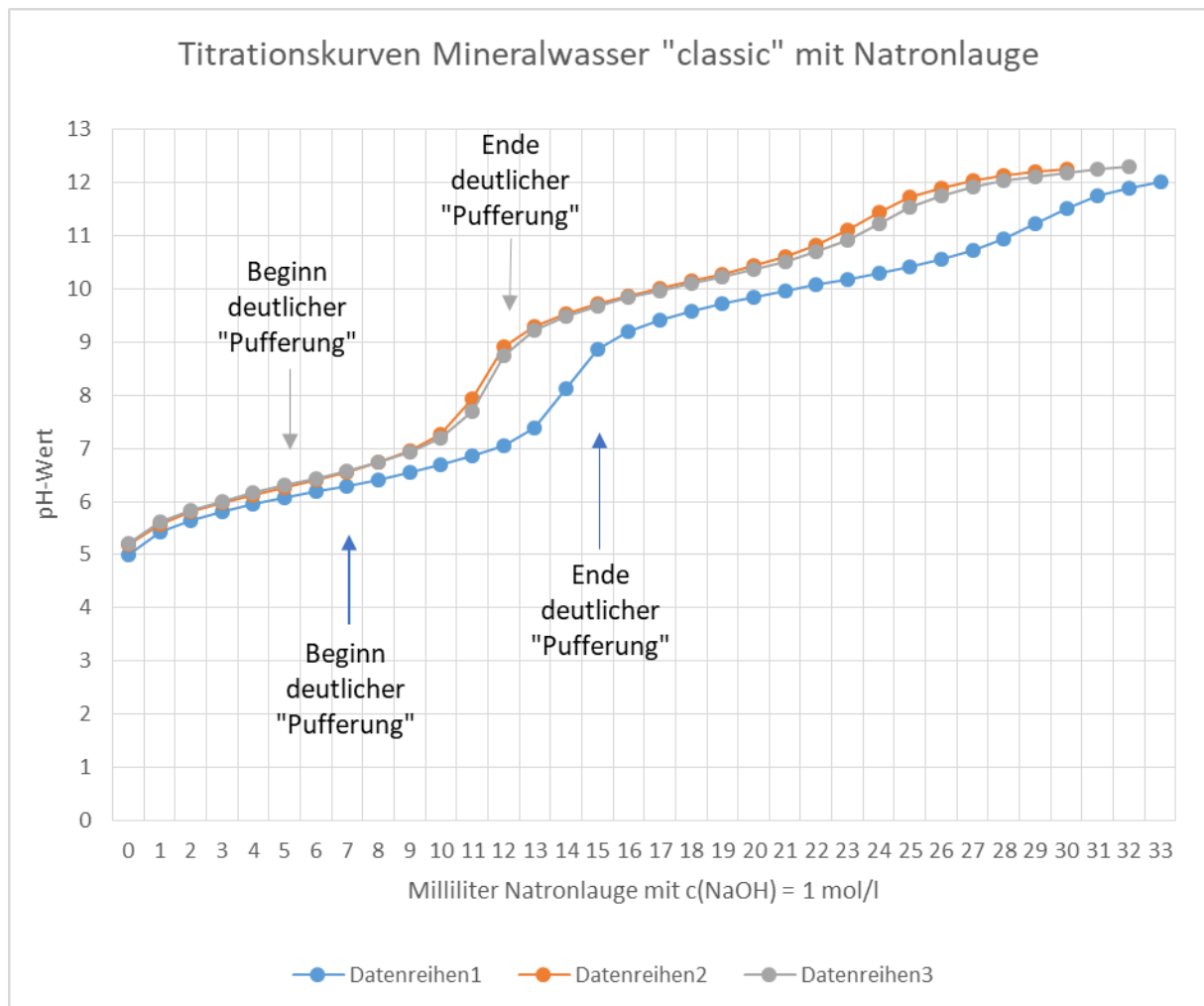


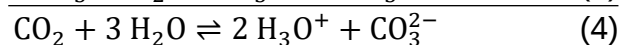
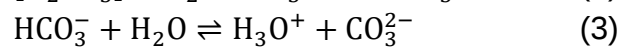
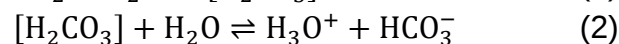
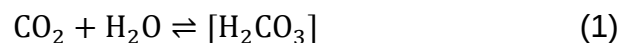
Abb 1: Titrationskurven von Mineralwasser „classic“ mit Natronlauge

Der Anfangs-pH-Werte der ersten Probe betrug 5,0, der zweiten Probe 5,13 und der dritten Probe 5,16. Die Lösungen waren Orange gefärbt und es war eine deutliche Blasenbildung zu beobachten. Nach Zugaben von einem Milliliter Natronlauge färbten sich alle Lösungen für 1 bis 2 Sekunden grünlich und wurden dann wieder Orange bzw. etwas heller Orange. Dieses Verhalten ließ sich auch bei der Zugabe weiterer Milliliter Natronlauge beobachten; die Lösungen färbten sich nach einer kurzen Grünphase zunehmend gelblich. Bei den Lösungen 2 und 3 konnte bei der Zugabe des insgesamt 5. Milliliters beobachtet werden, dass die Grünfärbung intensiver wurde und deutlich länger anhielt, bevor die Lösung sich wieder Gelb färbte. Der pH-Wert von Lösung 2 stieg beispielsweise nach der Zugabe von 6,12 auf 7,12 und fiel dann innerhalb mehrerer Sekunden langsam wieder auf 6,26 ab (Kennzeichnung in der Grafik: Beginn der deutlichen „Pufferung“). Dieser zunächst deutliche Anstieg des pH-Wertes und die damit einhergehende Färbung der Lösung mit anschließendem allmählichem Absinken des Wertes setzte sich fort, bis zu einer Zugabe von insgesamt 12 Millilitern Natronlauge. Der pH-Wert betrug nach dem Absinken dann 9,30. Danach stieg der pH-Wert nach Zugaben von 1 Milliliter Lauge nur noch an und fiel nicht mehr ab (Kennzeichnung in der Grafik: Ende der deutlichen „Pufferung“).

Bei der ersten Probe setzte die deutliche „Pufferung“ erst nach Zugabe von 7 Millilitern ein und endete nach der Zugabe von 16 Millilitern. Diese Probe hatte den niedrigsten

Ausgangs-pH-Wert von 5,0. Die Pufferung setzte ähnlich wie bei den beiden anderen Proben bei einem pH-Wert von 6,28 ein und endete bei einem pH-Wert von 9,20. Bei allen Kurven ist zwischen den pH-Werten von etwa 10,8 und 12,1 noch einmal ein etwas steilerer Anstieg der Kurven zu beobachten. In diesem Bereich zeigte die dritte Probe noch einmal eine leichte Pufferwirkung.

Deutung: Bei 20°C lösen sich in einem Liter Wasser bei Normaldruck maximal 1,7 g CO₂ (nach [1]). Davon reagieren nur etwa 0,2 % [3, S. 513] mit Wasser nach (1) und entsprechend weiter abgestuft nach den folgenden Gleichgewichtsreaktionen (2) und (3):



Bei Lösung 1 betrug der Ausgangs-pH-Wert 5,0, also die Konzentration an Oxidanium-Ionen $10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. Damit befanden sich $2,5 \cdot 10^{-6} \text{ mol}$ Oxidanium-Ionen in den 250 Millilitern Mineralwasser. In dem dann zugegebenen Milliliter Natronlauge befanden sich aber 10^{-3} mol Hydroxid-Ionen. Das bedeutet, dass die vorhandenen Oxidanium-Ionen, wie bei einer Titration üblich, schnell neutralisiert und dann über die Gleichgewichte (1) und (2) nachgebildet wurden. Der Literatur ist zu entnehmen, dass *„die vorliegende Säure H₂CO₃ wie alle Säuren sehr rasch neutralisiert wird, während die weitere Neutralisation langsam erfolgt, da die Wiedereinstellung des gestörten Gleichgewichts (1) Zeit erfordert“* [2]. Zwischen den pH-Werten 5 und 6 dauert es deshalb etwa 2 Sekunden, bis der Farbumschlag wieder in Richtung Orange-Gelb erfolgt. Oberhalb des pH-Wertes von 6 müssen fast alle zu neutralisierenden Oxidanium-Ionen über das Gleichgewicht (1) gebildet werden. Dadurch dauert die Neutralisation deutlich länger und man kann nach Zugabe eines Milliliters Natronlauge zunächst einen Anstieg des pH-Wertes um bis zu einer pH-Stufe beobachten, bevor er allmählich wieder absinkt. Ab einem pH-Wert von etwa 9 ist alles gelöste Kohlenstoffdioxid entsprechend der Gleichgewichte (2) und (3) umgesetzt und die Neutralisation verläuft wieder spontan. Diese Überlegungen gelten für die Lösungen 2 und 3 analog.

Als Bestätigung dazu kann man feststellen, dass bei der Lösung 1 die Pufferung nach Zugabe von 16 Millilitern endet, dann also das Kohlenstoffdioxid (praktisch) vollständig umgesetzt ist und die Kurve wieder annähernd linear steigt. Nach Zugabe von 32 Millilitern ist auch der etwas stärkere Anstieg davor wieder beendet, jetzt sollte das Gleichgewicht (3) weitestgehend auf die rechte Seite verschoben und praktisch nur noch Hydroxid- und Carbonat-Ionen in der Lösung vorhanden sein.

Bei den Lösungen (2) und (3) ist das einmal nach 13 Millilitern und dann nach 26 Millilitern der Fall.

[1] Lide, D. R., CRC Handbook of Chemistry and Physics, 86th Edition (2005-2006, Taylor & Francis Group, Boca Raton 2005, S. 8-81.

[2] Hollemann, A. F., Wiberg, E., Lehrbuch der anorganischen Chemie, Walter de Gruyter, 102. Auflage 2007, S. 906.

Thermochromer Effekt mit Bullrich Salz® [3]

Geräte: Reagenzglas, Stopfen, Mörser, Pistill, Spatel, Trichter, Reagenzglashalter, 250-mL-Becherglas

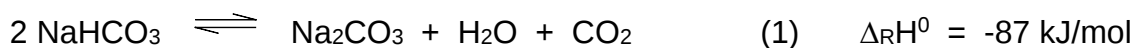
Chemikalien: Bullrich Salz®, Phenolphthalein-Lösung (GHS02 , GHS07 ) , Eis

Versuchsdurchführung: In das Reagenzglas gibt man zwei gemörserte Tabletten Bullrich Salz® und drei Tropfen Phenolphthalein-Lösung, füllt es knapp zur Hälfte mit Leitungswasser und schüttelt bei aufgesetztem Stopfen. Die Lösung wird **vorsichtig** in der Brennerflamme erwärmt, ohne dass die Lösung kocht. Nachdem die Farbe der Lösung von weiß zu rosa umgeschlagen ist, taucht man das Reagenzglas in Eiswasser. Der Vorgang des Erwärmens und Abkühlens lässt sich mehrere Male wiederholen.

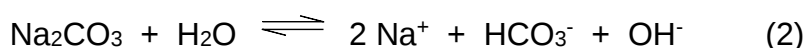
Lehrerhandreichungen

Beobachtungen: Nach dem Schütteln ist die Lösung im Reagenzglas abhängig vom pH-Wert des Leitungswassers weiß bis schwach rosa gefärbt. Nach dem vorsichtigen Erhitzen mit dem Brenner ist die Lösung deutlich rosa gefärbt. Nach dem Abkühlen im Eiswasser ist die Lösung wieder weiß.

Deutung: Beim Lösen von Natriumhydrogencarbonat in Wasser liegt das Gleichgewicht praktisch vollständig auf der Seite des Natriumhydrogencarbonats. Die Lösung reagiert daher nur sehr schwach alkalisch, der Umschlagsbereich von Phenolphthalein wird nicht erreicht. Beim Erwärmen dieser Lösung verschiebt sich das Gleichgewicht in Richtung der endothermen Teilreaktion, d.h. der Bildung von Natriumcarbonat unter Abspaltung von Kohlenstoffdioxid und Wasser.



Eine Natriumcarbonat-Lösung reagiert aufgrund des Dissoziationsgleichgewichtes (2) stark alkalisch, es können pH-Werte bis 11,6 erreicht werden ([4], Band 4, S. 2823)



Die Hydroxid-Ionen sind in der Lage, die Protonen vom Phenolphthalein unter Bildung von Wassermolekülen aufzunehmen, es kommt zur Ausbildung der chinoiden Form

des Phenolphthaleins und infolge dessen färbt sich die Lösung rötlich. Wird hingegen die Konzentration der Hydroxid-Ionen in Folge der durch das Abkühlen begünstigten exothermen Teilreaktion erniedrigt, so werden die Protonen unter Ringöffnung wieder an das Phenolphthalein gebunden und die Lösung entfärbt sich durch Bildung der lactoiden Form des Phenolphthaleins.

Mehrmaliges oder zu starkes Erwärmen führt dazu, dass das in der endothermen Teilreaktion (1) entstehende Kohlendioxid allmählich aus der Lösung entweicht und dann nicht mehr für die Rückreaktion zur Verfügung steht. Das Gleichgewicht verschiebt sich dauerhaft auf die Seite des Natriumcarbonats und die Lösung entfärbt sich beim Abkühlen nicht mehr.

[3] Leppin, Voß, Freienberg, Evers, Flint: Thermochromie – ein altes und neues faszinierende Phänomen, CHEMKON 1/2008, S. 19ff.

[4] J. Falbe, M. Regitz (Hrsg.), Römpp-Lexikon Chemie, 10. Auflage, Georg Thieme Verlag, Stuttgart – New York 1997.

Bestimmung des K_s -Wertes von Essigsäure (nach [5])

Geräte: regelbare Spannungsquelle (20 V Wechselspannung), Voltmeter (Wechselspannung), Leitfähigkeitsprüfer, 3 Verbindungskabel, Strommessgerät (Messbereiche 30 mA und 3 mA Wechselspannung), 5 150-mL-Bechergläser, 10-mL- und 1-mL-Pipetten, 100-mL-Messzylinder

Chemikalien: Salzsäure $c = 0,1 \text{ mol/L}$ (GHS05 , GHS07 , Essigsäure $c = 1 \text{ mol/L}$ (GHS05 )

Durchführung:

a) Bauen Sie die Messanordnung auf, so dass über Strommessgerät und Leitfähigkeitsprüfer ein einfacher Stromkreis gebildet wird. Mischen Sie 1 mL der Salzsäure mit 100 mL Wasser, tauchen Sie dann den Leitfähigkeitsprüfer in die Lösung, und regeln Sie die Spannung so, dass ein Strom von 5 mA fließt. Notieren Sie sich den Wert für die eingestellte Spannung und regeln Sie diese bei den folgenden Messungen möglichst wieder auf den gleichen Wert ein.

Wiederholen Sie die Strommessung nach dem Zusatz von jeweils einem weiteren Milliliter Salzsäure (insgesamt werden 5 mL hinzugefügt).

b) Stellen Sie von der Essigsäure (1 mol/L) auch verdünnte Proben her (10^{-1} mol/L , 10^{-2} mol/L , 10^{-3} mol/L).

Messen Sie die Stromstärken in allen vier Lösungen bei gleicher Spannung mit der gleichen Apparatur wie bei a)!

Versuchsauswertung:

- Stellen Sie in einem Diagramm die Abhängigkeit der Stromstärke von der Konzentration der Salzsäure dar.
- Ermitteln Sie mit Hilfe dieser Eichkurve grafisch die Ionenkonzentrationen in den Essigsäure-Lösungen. Dabei wird als Näherung angenommen, dass bei gleicher Leitfähigkeit auch die Ionenkonzentrationen in Salzsäure und Essigsäure übereinstimmen.
- Berechnen Sie dann für alle Essigsäure-Konzentrationen den Protolysegrad α , das Produkt der Ionenkonzentrationen und die Säurekonstante K_s . Stellen Sie die Daten in einer Tabelle nach folgendem Muster zusammen:

$c_0(\text{HAc})$ [mol/L]	$c(\text{H}^+) (= c(\text{Ac}^-))$ [mol/L]	α [%]	$c(\text{H}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)$ [mol ² /L ²]	K_s [mol/L]
1 0,1 0,01 0,001				

[5] Chemie heute S II, Schroedel Schulbuchverlag, 1992, S. 102, V 1

Lehrerhandreichungen**Beobachtungen:**

Für die Salzsäure ergeben sich zum Beispiel folgende Messwerte:

V(HCl) in Millilitern	I in mA
1	5
2	10,1
3	15,1
4	19,9
5	23,7

Für die Essigsäure ergeben sich zum Beispiel folgende Messwerte:

c(CH₃COOH) in mol/l	I in mA
1	21,9
0,1	7,1
0,01	2,1
0,001	0,7

Auswertung: Es werden zunächst die genauen Konzentrationen an HCl in den Salzsäure-Lösungen berechnet:

- Salzsäure ist eine starke Säure, von der ausgegangen wird:

$$c_0 = c_{\text{H}_3\text{O}^+}$$

- daraus folgt nun die Konzentration an Salzsäure in Lösung.
- Beachtet werden muss hierbei, dass sich bei jeder Zugabe das Gesamtvolumen um 1 mL erhöht.

$$c_0 = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 100 \text{ mL} = 0,1 \text{ L}$$

- berechnet wird nun die Stoffmenge, die sich in 1 mL Säure befindet

$$c = \frac{n}{V}$$

$$n = cV$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,001 \text{ L} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$$

- Damit ergeben sich folgende Gleichungen zur Berechnung der Säurekonzentrationen

$$c_1 = \frac{n_1}{V_1} = \frac{1 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,101 \text{ L}} = 9,9 \cdot 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

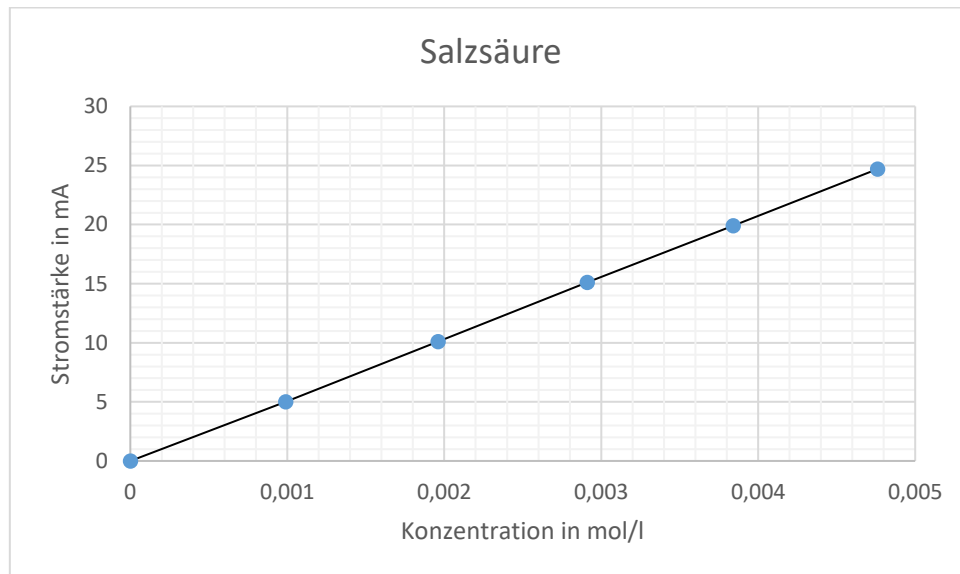
$$c_2 = \frac{n_2}{V_2} = \frac{2 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,102 \text{ L}} = 1,96 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c_3 = \frac{n_3}{V_3} = \frac{3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,103 \text{ L}} = 2,91 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c_4 = \frac{n_4}{V_4} = \frac{4 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,104 \text{ L}} = 3,84 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$c_5 = \frac{n_5}{V_5} = \frac{5 \cdot 10^{-4} \text{ mol}}{0,105 \text{ L}} = 4,76 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

- Grafische Darstellung der Messwerte für die Salzsäure



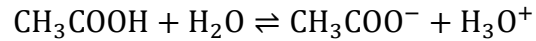
- Es zeigt sich eine lineare Abhängigkeit: je größer die Säurekonzentration, desto größer die Stromstärke.
- Die lineare Abhängigkeit der Stromstärke von der Konzentration der HCl kann als Einkurve genutzt werden.
- Man geht davon aus, dass bei gleicher Stromstärke die Ionenkonzentrationen gleich sein müssen.
- Anhand der Eichgerade ermittelt man nun die Konzentration der H_3O^+ -Ionen in den jeweiligen Essigsäure-Lösungen.

$c_0(\text{HAc})$ [mol/L]	I [mA]	$c(\text{H}^+) (= c(\text{Ac}^-))$ [mol/L]
1	21,9	0,00421
0,1	7,1	0,0014
0,01	2,1	0,00041
0,001	0,7	0,00014

- Nun kann der Protolysegrad der Essigsäure berechnet werden nach

$$\alpha = \frac{c_{\text{H}_3\text{O}^+}}{c_0(\text{HA})}$$

- Auf diese Weise erhält man vier Werte für den Protolysegrad – je nach Ausgangskonzentration
- Diese werden noch in % umgerechnet
- für die Berechnung von K_s wird zunächst die Reaktionsgleichung benötigt



mit $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{CH}_3\text{COO}^-)$

- Diese Werte kann man nun in die Gleichung für den K_s -Wert einsetzen:

$$K_s = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

- Es ergeben sich schließlich folgende Werte:

$c_0(\text{HAc})$ [mol/L]	$c(\text{H}^+) (= c(\text{Ac}^-))$ [mol/L]	α [%]	$c(\text{H}^+) \cdot c(\text{Ac}^-)$ [mol ² /L ²]	K_s [mol/L]
1	0,00421	0,421	$1,77 \cdot 10^{-5}$	$1,77 \cdot 10^{-5}$
0,1	0,0014	1,4	$1,96 \cdot 10^{-6}$	$1,96 \cdot 10^{-5}$
0,01	0,00041	4,1	$1,68 \cdot 10^{-7}$	$1,68 \cdot 10^{-5}$
0,001	0,00014	14	$1,96 \cdot 10^{-8}$	$1,96 \cdot 10^{-5}$

- Der Literaturwert bei unendlicher Verdünnung beträgt $1,8 \cdot 10^{-5}$ mol/L