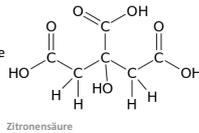


## HERSTELLEN EINER BRAUSE

- Lies den Text → Zusammenfassung „Kapitel 6“ Punkt 4 „Stärke von Säuren und Basen“, sowie Punkt 7.5. „Reaktionen von Säuren mit Salzen“ genau durch.

Brausepulver bestehen üblicherweise aus Natriumhydrogencarbonat, Citronensäure und Zusatzstoffen. Bei der Zugabe von Wasser zur Tablette lösen sich die Zusatzstoffe und Natriumhydrogencarbonat reagiert mit Citronensäure (eine organische Säure).



Bei dieser Reaktion gibt Citronensäure drei Protonen ab und Natriumhydrogencarbonat ( $\text{NaHCO}_3$ ) nimmt ein Proton auf. Die Produkte der Reaktion sind Kohlensäure und Natriumcitrat. Kohlensäure ist instabil und zerfällt in Wasser und das Gas Kohlendioxid ( $\text{CO}_2$ ).

- An deinem Arbeitsplatz befinden sich: Natron (Handelsname für Natriumhydrogencarbonat), Citronensäure, kleine Löffel und eine kleine Schüssel;  
Verrühre eine kleine Menge Zitronensäure mit der doppelten Menge Backpulver und koste (ausnahmsweise!) mit dem befeuchteten Finger etwas von diesem Gemisch.
- Wie kommt es zum „Brausen“ deines Gemisches auf der Zunge?
- Versuche die Erklärung aus Frage 2 mit einer Reaktionsgleichung zu belegen. (Verwende dabei für Citronensäure die vereinfachte Formel  $\text{H}_3\text{Cit}$ )
- Lösungsblatt in die Mappe einheften.

## DER pH-WERT VON SCHWACHEN SÄUREN

- Lies den Text → Zusammenfassung Kapitel 6: Punkt 2 „Der pH-Wert“ und Punkt 4 „Stärke von Säuren und Basen“ genau durch.

Um den pH-Wert schwacher Säuren („HRest“) berechnen zu können, muss man die  $[\text{H}^+]$ -Ionen-Konzentration im Gleichgewicht berechnen. Dazu braucht man die Anfangskonzentration  $c_0$  und den pKs der Säure:

Zeitpunkt:	zu Beginn	nach Einstellung des Gleichgewichts
$\text{HRest} \rightleftharpoons \text{H}^{\oplus} + \text{Rest}^{\ominus}$		
Konzentration HRest:	Anfangskonzentration: $c_0 \text{ mol/l}$	$[\text{HRest}]$ nimmt um $x$ ab, da sie teilweise in $\text{H}^{\oplus}$ und $\text{Rest}^{\ominus}$ zerfällt: $c_0 - x \text{ mol/l}$
Konzentration $\text{H}^{\oplus}$ -Ionen:	$0 \text{ mol/l}$	im gleichen Umfang wie $[\text{HRest}]$ abnimmt, nimmt die $[\text{H}^{\oplus}]$ und $[\text{Rest}^{\ominus}]$ zu: $x \text{ mol/l}$
Konzentration $\text{Rest}^{\ominus}$ -Ionen:	$0 \text{ mol/l}$	$x \text{ mol/l}$

mit  $K_s = \frac{[\text{H}^{\oplus}][\text{Rest}^{\ominus}]}{[\text{HRest}]}$  kann man  $[\text{H}^{\oplus}]$  berechnen (und somit  $\text{pH} = -\log([\text{H}^{\oplus}])$ )

Beispiel: pH-Wert einer Essigsäure (vereinfacht: „HAc“);  $c_0 = 0,1 \text{ mol/l}$ ,  $K_s = 10^{-4,75}$

	HAc	$\rightleftharpoons$	$\text{H}^{\oplus}$	+	$\text{Ac}^{\ominus}$
Anfangskonzentration $c_0$ :	0,1 mol/l		0 mol/l		0 mol/l
im Gleichgewicht:	0,1 - x		x		x

$$K_s = \frac{[\text{H}^{\oplus}][\text{Ac}^{\ominus}]}{[\text{HAc}]} \rightarrow 10^{-4,75} = \frac{x \cdot x}{0,1 - x}$$

x ist bei schwachen Säuren sehr klein deshalb gilt folgende Vereinfachung:  $0,1 - x \approx 0,1$

$$10^{-4,75} = \frac{x^2}{0,1} \rightarrow x^2 = 10^{-5,75} \rightarrow x = [\text{H}^{\oplus}] = 10^{-2,875} \rightarrow \text{pH} = 2,875$$

- Bei der „Essigsäuregärung“ entsteht aus Ethanol Essigsäure. So lässt sich aus Wein Weinessig herstellen.  
Berechne den pH-Wert eines Weinessigs mit einem Essigsäuregehalt von 12% (v/v). Die Dichte von Essigsäure ( $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ ) beträgt  $1,05 \text{ g/cm}^3$ .  
(Hinweis: Du musst zuerst die Konzentration in mol/l berechnen)
- Lösungsblatt mit Ergebnissen in die Mappe einheften.

## HERSTELLUNG VON SÄUREN

- Lies den Text → Zusammenfassung „Kapitel 6“ Punkt 7 „Wichtige Reaktionen“ genau durch.

In Deutschland ist Kohle der wichtigste Energieträger in der Stromproduktion: Die Stromerzeugung erfolgt zu mehr als 40 % aus Kohle (Braunkohle: 23,2 %, Steinkohle: 18,8 %). (Quelle: <http://bmwi.de/BMWi/Navigation/Energie/Energietraeger/kohle.html>, 13.05.2012).

Dabei wird in kalorischen Kraftwerken Kohle verbrannt und die entstandene Wärme zur Gewinnung von elektrischem Strom verwendet. Da in Kohle Schwefel enthalten ist, entstehen bei der Verbrennung Schwefeldioxid und Schwefeltrioxid. In Filteranlagen müssen diese schädlichen Stoffe durch Reaktion mit Calciumcarbonat in einen unproblematischen und weiterverwendbaren Stoff umgewandelt werden.

- Führe folgendes Experiment durch:

Fülle ca. 100 ml deionisiertes Wasser in den Erlenmeyerkolben und gib einige Tropfen Universalindikator hinzu. Verständige nun die Lehrperson, die gemeinsam mit dir den Schwefel entzünden wird.

Geräte und Chemikalien: Schwefel im Verbrennungslöffel, Erlenmeyerkolben mit Stopfenbett, deionisiertes Wasser, Universalindikator-Lösung

Entsorgung: Entleere den Erlenmeyerkolben im Abzug und wasche ihn mit Leitungswasser aus.

- Erstelle die Reaktionsgleichungen die in deinem Versuch ablaufen\* (Verbrennung und Reaktion mit Wasser)
- Warum sind Schwefeldioxid und Schwefeltrioxid umweltschädlich?
- Erstelle die Reaktionsgleichung für die Reaktion von Schwefelsäure mit Calciumcarbonat.
- Lösungsblatt mit Versuchsbeschreibung und beantworteten Fragen in die Mappe einheften.

\*Hinweis: bei dieser Verbrennung entsteht  $\text{SO}_2$ .

## NEUTRALISATIONSTITRATION

- Lies den Text → Zusammenfassung „Kapitel 6“ Punkt 7.1. „Neutralisation“ und → Experimentieren „Die Titration“ genau durch.
- An deinem Arbeitsplatz befinden sich  
Natronlauge NaOH ( $c =$  unbekannt, im Bereich von 0,1 mol/l),  
Salzsäure HCl ( $c = 0,10 \text{ mol/l}$ ), 2 Pipetten (beschriftet, 2 ml) ein RGG-Ständer mit einem RGG, Phenolphthalein-Lösung:  
  
Führe folgendes Experiment durch: (die Pipetten sind beschriftet!)  
Ermittle die Konzentration der Natronlauge durch Titration:  
Gib 1 Tropfen Phenolphthalein und 15 Tropfen NaOH in das RGG. Wie viel Tropfen Salzsäure musst du nun mit der zweiten Pipette zugeben, bis die Lösung neutralisiert ist? (gelegentlich schütteln!)
- Berechne die Konzentration der Natronlauge in mol/l  
Hinweis: Für das Volumen in der Titrationsformel ( $c_1V_1 = c_2V_2$ ) kann man auch Tropfen als Einheit verwenden!

Entsorgung:

Leere die Lösung in den Ausguss und spüle das Reaktionsgefäß mit deionisiertem Wasser aus. Entleere die Pipetten in den Ausguss.

- Lösungsblatt mit Versuchsbeschreibung, Skizze und Ergebnissen in die Mappe einheften.

## STATION: PH-WERT REIHE UND INDIKATOREN

- Lies den Text → *Zusammenfassung* „Kapitel 6“ Punkt 2 „Der pH-Wert“ genau durch. (und bei Bedarf: → *Basiswissen* „Der Logarithmus“)

Die Herstellung von verdünnten Säuren und Basen erfolgt durch Verdünnung konzentrierter Lösungen („Stammlösungen“).

- Kläre vor dem Experimentieren folgende Fragen:  
Welchen pH-Wert hat Salzsäure mit  $c = 0,1 \text{ mol/l}$  bzw. mit  $0,01 \text{ mol/l}$ ?
- An deinem Arbeitsplatz befinden sich 5 Reagenzgläser mit Markierung (10ml), Reagenzglas-Gestell, 2 Stopfen, 2 Pipetten, Universalindikator, Salzsäure ( $0,1 \text{ mol/l}$ ), deionisiertes Wasser; Verdünne  $1,0 \text{ ml}$  der Salzsäure ( $c = 0,1 \text{ mol/l}$ ) auf  $10 \text{ ml}$  (welchen pH-Wert hat diese Lösung?).  
Entnimm nun mit der Pipette  $1,0 \text{ ml}$  der verdünnten Salzsäure und verdünne wiederum auf  $10 \text{ ml}$  (welchen pH-Wert hat diese Lösung?).  
Setze diese Verdünnungsreihe fort, bis du eine Lösung mit  $\text{pH} = 5$  hergestellt hast. Gib zu jeder deiner Lösungen einen Tropfen Universalindikator.

Hinweis zum Durchmischen der Lösungen: Verschließe das RGG mit einem Stopfen und schüttle, fixiere dabei den Stopfen mit dem Daumen.

Entsorgung: Ausguss

- Lösungsblatt mit Versuchsbeschreibung und Beantwortung der Fragen in die Mappe einheften.

## SALZSÄURE LÖST UNEDLE METALLE

- Lies den Text → *Zusammenfassung* Kapitel 6: Punkt 7.4 „Unedle Metalle und Säuren“ genau durch.

**Vorsicht! Salzsäure ist ätzend! Schutzbrille tragen! Etikett beachten!**

- An deinem Arbeitsplatz befindet sich Magnesiumband, Salzsäure ( $c = 1 \text{ mol/l}$ ), Schutzbrille, Stopfen mit Spritzenadel durchbohrt, RGG mit Ständer, Feuerzeug;  
Führe folgendes Experiment durch:  
Gib ein Stück Magnesiumband (ca.  $0,5 \text{ cm}$  Länge) in das Reagenzglas und gib ca.  $2 \text{ ml}$  (=ca.  $2 \text{ cm}$  im RG) Salzsäure ( $c = 1 \text{ mol/l}$ ) dazu.  
Verschließe nun das RG mit dem Stopfen, der mit einer Spritzenadel durchbohrt ist.

- Beobachte die Reaktion
- Entferne vorsichtig den Stopfen nach Auflösen des Magnesiumbandes und halte **sofort** das entzündete Feuerzeug an die Reagenzglas-Öffnung.

Entsorgung: Ausguss

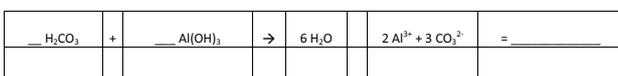
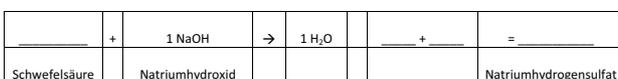
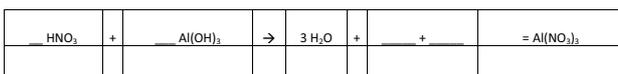
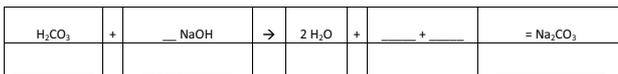
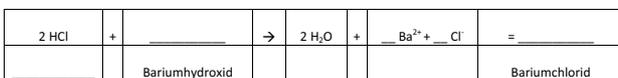
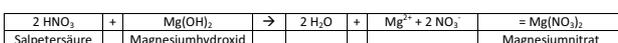
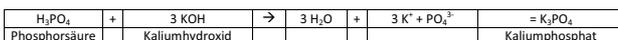
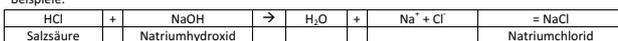
- Erstelle die Reaktionsgleichungen für die Vorgänge in deinem Versuch (*Lösen und Verbrennen!*)
- Berechne wie viel ml Wasserstoff entstehen, wenn  $0,24 \text{ g}$  Magnesium mit einem Überschuss Salzsäure reagieren.

*Hinweis: Hilfen zur Berechnung findest du in Kapitel 4/Station 7*

- Lösungsblatt mit Versuchsbeschreibung, Skizze und Ergebnissen in die Mappe einheften.

- Lies zuerst den Text: *Zusammenfassung* „Kapitel 6:“ Punkt 7.1 „Die Neutralisation“ genau durch.
- Vervollständige die leeren Felder der unten angeführten Neutralisationsgleichungen. Versuche zuerst, die angeführten Beispiele nachzuvollziehen:

Beispiele:



- Arbeitsblatt mit den gelösten Gleichungen in die Mappe übertragen.

## PUFFERLÖSUNGEN

- Lies den Text → *Zusammenfassung* „Kapitel 6“ Punkt 8 „Puffer“ und das zugehörige → *Arbeitsblatt* K6/8a genau durch.

**Vorsicht! Natronlauge ist ätzend! Schutzbrille tragen! Etikett beachten!**

- An deinem Arbeitsplatz befinden sich eine Pufferlösung aus  $0,5 \text{ mol/l}$  Essigsäure und  $1,0 \text{ mol/l}$  Natriumacetat ( $\text{pH}$  ca. 5), eine  $0,0001 \text{ molare}$  HCl ( $\text{pH} = 5$ ), zwei Reagenzgläser, Pipette, Indikator Phenolphthalein (unter  $\text{pH} 9$ : farblos, über  $\text{pH} 9$ : purpurrot), Schutzbrillen,  $1 \text{ molare}$  Natronlauge und deionisiertes Wasser.

Gib in ein Reagenzglas  $20$  Tropfen der Salzsäurelösung in das andere  $20$  Tropfen der Pufferlösung und je einen Tropfen Phenolphthalein-Lösung. Gib nun in beide Reagenzgläser mit der Pipette Natronlauge zu und bestimme die Anzahl der Tropfen bis der Indikator seine Farbe ändert (nach jeder Zugabe leicht schütteln!).

Entsorgung: Ausguss

- Begründe genau die Ergebnisse deines Experimentes.
- Berechne den exakten  $\text{pH}$  deiner Pufferlösung.  
*Hinweis:  $pK_S(\text{Essigsäure}) = 4,75$*
- Lösungsblatt mit Versuchsbeschreibung, Skizze, Ergebnissen und Arbeitsblatt in die Mappe einheften.

**PUFFERLÖSUNGEN**

Puffer sind Systeme, die den pH-Wert einer Lösung trotz Zugabe von Säuren oder Basen in einem bestimmten Maß konstant halten. Das menschliche Blut hat einen pH-Wert von 7,4 und „darf“ zwischen 7,35 und 7,45 schwanken. Abweichungen in den basischen Bereich werden beispielsweise durch Hyperventilation verursacht (weil zu viel CO<sub>2</sub> abgeatmet wird) und werden „Alkalose“ genannt, Abweichungen in den sauren Bereich werden „Acidose“ genannt und können z.B. durch einen Schockzustand verursacht werden in dem durch anaerobe Glykolyse Lactat gebildet wird.

**BEISPIELRECHNUNG PH-WERT (UNGEPUFFERTES SYSTEM):**

0,001 mol HCl werden in 1,00 l Wasser gegeben, wie verändert sich der pH-Wert?

$$[\text{HCl}] = 0,001 \text{ mol/l} \quad \rightarrow \quad \text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(0,001) = 3$$

Der pH-Wert der Lösung ändert sich von pH=7 (Wasser) auf pH=3

**BEISPIELRECHNUNG (GEPUFFERTES SYSTEM):**

Z.B.: Ein Puffer besteht aus Essigsäure (HAc) und der dazugehörigen korrespondierenden Base Acetat (Ac<sup>-</sup>) (= Anion der Essigsäure). Beide Stoffe liegen jeweils in einer Konzentration von 1 mol/l vor, pKs (HAc) = 4,75

$$\text{pH der Pufferlösung: } \text{pH} = \text{pKs} + \log\left(\frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}\right) = 4,75 + \log(1/1) = 4,75$$

Nun wird diesem Puffer HCl in der Konzentration von 0,001 mol/l zugegeben, dabei wird das Acetat von der Salzsäure in Essigsäure umgewandelt. Wie groß ist der pH-Wert nach der Zugabe der Essigsäure?

$$\begin{aligned} \text{pH} &= \text{pKs} + \log\left(\frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]}\right) = 4,75 + \log\left(\frac{1-0,001}{1+0,001}\right) = \\ &= 4,75 + \log(0,999/1,001) = 4,75-0,001 = 4,749 \end{aligned}$$

In beiden Beispielen wurde einer Lösung 0,001 mol/l HCl zugegeben. Im ungepufferten System ändert sich der pH-Wert von 7 auf 3, im gepufferten System ändert sich der pH-Wert um 0,001 !

**STATION WASSERHÄRTE**

Unter Wasserhärte versteht man die Menge an gelösten Salzen im Leitungswasser (dieser Wert wird in „deutschen Härtegraden °dH“ angegeben) und kann für Innsbruck z.B. unter [www.ikb.at](http://www.ikb.at) mit dem Suchbegriff „Wasserhärte“ nachgesehen werden.

Ein Problem dieser Salze stellen einerseits die Calcium-Ionen (Ca<sup>2+</sup>) dar, da sie die waschaktiven Substanzen der Seifen und Waschmittel blockieren.

Ein anderes Problem ist das gelöste Salz Calciumhydrogencarbonat [Ca(HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>], da es beim Erhitzen zu Kalkablagerungen in den Leitungen und Geräten führt. Bereits gebildeter Kalk kann durch Lösen mit Säuren entfernt werden. Vor allem in Wasserkochern und Kaffeemaschinen wird diese Methode angewendet, zur Verwendung kommen dabei entweder Essig oder Zitronensäure.

Gibt man Waschmittel „Enthärter“ zu, binden diese die Calcium-Ionen und verhindern somit die oben genannten Reaktionen.

1. Lies den Text → *Zusammenfassung* Kapitel 6: Punkt 7.5 „Reaktion von Säuren mit Salzen“ genau durch.
2. An deinem Arbeitsplatz befinden sich Fe(SCN)<sub>6</sub><sup>3-</sup>-Lösung, Calgon, Marmor, Zitronensäure, RGGs, RGG-Gestell, deionisiertes Wasser. Gib ca. 1 cm der Fe(SCN)<sub>6</sub><sup>3-</sup>-Lösung (vgl. Kapitel 5, Station 7) in ein RGG und gib etwas Calgon (=Enthärter) dazu. Der Enthärter verhält sich gegenüber Fe<sup>3+</sup>-Ionen gleich wie gegenüber Calcium-Ionen: Wie kann man das Versuchsergebnis erklären?
3. Lass ein Stück Marmor (CaCO<sub>3</sub>) in ein Reagenzglas rutschen, gib etwas Zitronensäure und deionisiertes Wasser dazu und beobachte.
4. Erstelle die Reaktionsgleichung für die Bildung von Kalk aus Calciumhydrogencarbonat
5. Erstelle die Reaktionsgleichung für das Lösen von Calciumcarbonat mit Salzsäure (vgl. Zusammenfassung „Reaktion von Säuren mit Salzen“)

Hausaufgabe: ermittle im Internet die Wasserhärte in deinem Wohngebiet!

6. Lösungsblatt mit Versuchsbeschreibung, Skizze und Ergebnissen in die Mappe einheften.

**ÜBERBLICKSWISSEN ZUM KAPITEL 5:****CHEMISCHES GLEICHGEWICHT / GASE / VSEPR**

1. In einem geschlossenen Behälter stehen nur gasförmiger molekularer Sauerstoff und gasförmiges Ozon (O<sub>3</sub>) im Gleichgewicht. Die Reaktion von molekularem Sauerstoff zu Ozon ist exotherm.
  - a) Welche Substanzmenge nimmt zu, wenn der Behälter erhitzt wird?
  - b) welche Substanzmenge nimmt zu, wenn der Druck erhöht wird? (mit Begründung)
2. Welche Geometrie haben die Teilchen CS<sub>2</sub>, NO<sub>2</sub><sup>-</sup> nach der VSEPR-Theorie? (Grundstrukturen: S-C-S; O-N-O)
3. Welches Volumen hat ein mol eines Gases bei Normaldruck (10<sup>5</sup> Pa) und 0°C?
4. Das Löslichkeitsprodukt von AgCl ist K<sub>L</sub> = [Ag<sup>+</sup><sub>aq</sub>]\*[Cl<sup>-</sup><sub>aq</sub>] = 10<sup>-10</sup>.
  - a) Welche Silberionenkonzentration ist in einer 0,01 molaren Chloridlösung maximal möglich?
  - b) Was ist zu beobachten, wenn mehr Silberionen als in a) berechnet zugegeben werden?
5. Lösungsblatt in die Mappe einheften.