

Vorbemerkungen zu den Übungsaufgaben

Die Übungsaufgaben wurden in der Regel als Hausaufgaben gegeben und sollten der Wiederholung und Vertiefung dienen. Das gelernte Wissen sollte auch auf praktische Alltagsfragen, auf Umwelt, Technik und biologische Prozesse angewendet werden.

Die konkrete Epoche, in der diese Aufgaben bearbeitet wurden, dauerte ausnahmsweise einmal vier Wochen, so dass ich mehr Stoff als üblich behandeln konnte, z.B. auch die Elektrolyse von Zinkchlorid oder die Schmelzflusselektrolyse von Natriumchlorid.

Übungsaufgaben Chemie – Blatt 1

- Als ich am Montag im Versuch 1d) eine größere Menge von Kochsalz in das große Becherglas gekippt hatte, war es am Anfang überall etwas trüb.
 - Woher kommt die Trübung?
 - Später ist es in manchen Bereichen ganz klar geworden. Auf was deutet es hin, wenn es klar wurde?
 - War es zum Schluss oben oder unten klarer?
 - Woher kommt die schnellere Klarheit in dem einen Bereich?
- Im letzten Teil von Versuch 1d) wurde ein Ei in das Becherglas gegeben. Was konnte dadurch gezeigt werden?
- Am Montag haben zwei Schüler gemessen, wie schnell Wasser und die kristallisierende Salpetersalzlösung von 50 Grad auf 25 Grad abkühlen.
 - Was war diesbezüglich bei der Salpeterlösung vom Prinzip her (ohne Zahlen) anders im Vergleich zum Wasser?
 - Wie hat sich die Temperatur am Dienstag bei dem Versuch mit dem Natriumacetat verändert?
 - schwierige Knobelaufgabe: Wenn du die Lösung nichts selbst findest, dann lasse einfach 2 Zeilen frei: Wo gibt es ähnliche Motive bei den beiden Versuchen?*
- Warum ging bei Versuch 1c) die entstandene Kaliumpermanganatlösung so zielstrebig nach unten?
 - Wie heißt der Prozess, durch den sich die violette Lösung letztlich im ganzen Glas verteilt hat?
- Ich habe 261 g Kupfersulfat und möchte diese Menge Salz in 300 g Wasser vollständig auflösen. Auf welche Temperatur muss man die Flüssigkeit mindestens erhitzen?
 - Wieviel g Kupfersulfat lassen sich *zusätzlich* auflösen, wenn man diese Lösung nachträglich auf 100 Grad erhitzt? (mit Rechenweg)

Ergänzung zu Kapitel 1: Sättigungskonzentrationen verschiedener Salze

Spätestens, wenn nichts mehr in den Magen hineingeht, spricht man von Sättigung. Auf Salzlösungen übertragen bedeutet dies den Zustand, in dem bereits so viel Salz in Wasser aufgelöst ist, dass sich keine noch so kleine zusätzliche Menge Salz mehr darin lösen lässt. Wie in unseren Versuchen deutlich wurde, löst sich in warmem Wasser mehr Salz als in kaltem. Die Konzentration, bei der eine Lösung gesättigt ist, hängt also von der Temperatur ab. Durch zahlreiche Versuche wurden folgende Werte ermittelt:

In 100 g Wasser lösen sich:

	Kochsalz Natriumchlorid NaCl	Kalisalpeter Kaliumnitrat KNO₃	Blauer Vitriol Kupfersulfat CuSO₄
bei 0 °C	35,6 g	13 g	22 g
20 °C	35,8 g	32 g	32 g
40 °C	36,3 g	64 g	44 g
60 °C	37,1 g	110 g	62 g
80 °C	38,0 g	170 g	87 g
100 °C	39,0 g	245 g	120 g

Rechenaufgaben

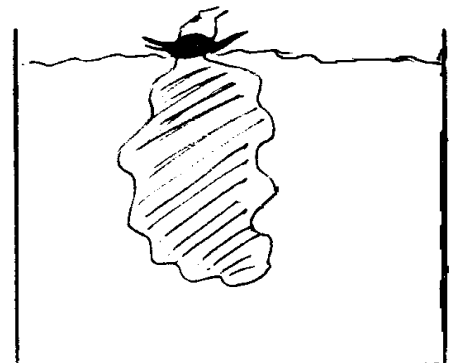
- Wieviel g Kupfersulfat lösen sich bei 80 Grad in 100 g Wasser?
- Wieviel g Kupfersulfat lösen sich bei 80 Grad in 400 g Wasser?
- Man lässt die in Frage 5 genannte bei 80 Grad gesättigte Lösung auf 40 Grad abkühlen. Wieviel g Kupfersulfat können dann noch in Lösung bleiben?
- Wie schwer müssen dann die Kristalle sein, die bei der Abkühlung dieser Lösung auf 40 Grad ausfallen?

Übungsaufgaben Chemie – Blatt 2

1. Als wir am Dienstag das Experiment mit der Natriumacetatlösung gemacht haben, sind spontan einige auf den Vergleich mit den weit verbreiteten Taschenwärmern gekommen. Dies war ganz berechtigt, da in den Taschenwärmern auch immer das Natriumacetat verwendet wird.
 - a. Der einzige Unterschied besteht in der Auslösung der Kristallisation: Wie wurde sie im Experiment ausgelöst? Wie wird sie technisch im Taschenwärmer ausgelöst?
 - b. Wenn ein Taschenwärmer durch Erhitzung auf die neue Verwendung vorbereitet wird, sagen manche: „Das weiße Zeug in dem Taschenwärmer schmilzt“. Was müsste man stattdessen besser sagen?
 - c. Warum wird das so wieder flüssig?
2. Am Montag fiel uns im Experiment 1b) auf, dass die kristallisierende Lösung von Salpeter viel langsamer abgekühlt ist als die gleiche Menge Wasser. Erst nach den Besprechungen vom Mittwoch haben wir die Grundlage, dies zu verstehen. Begründe, warum das so viel länger ging.
3. Im Winter wird Salz auf Gehwege und Straßen gestreut.
 - a. Was will man damit bezwecken?
 - b. Wo gibt es einen Zusammenhang mit einem Experiment von uns?
 - c. Wie müsste sich die Temperatur auf der Straße dadurch zunächst ändern?
4. a. Man hat ein Glas mit 300 g Wasser. Wieviel Kochsalz braucht man bei 20 Grad, dass diese Lösung gesättigt ist? (*bitte mit kurzem Rechenweg*)
b. Dieses Glas steht offen an der Luft. Nach einer Woche sind 60 g Wasser verdunstet. Wieviel g Kristalle haben sich gebildet? (*bitte mit Begründung*)

Übungsaufgaben Chemie – Blatt 3

1. In einem Kochtopf kocht das Nudelwasser. Vor den Nudeln gibt man einen Esslöffel Kochsalz hinein. Das Wasser kocht spontan nicht mehr, obwohl die Herdplatte noch an ist, erst später wieder. Warum hört es zunächst auf zu kochen? (*Es gibt mehrere Gründe.*)
2. In unserem Experiment (Kapitel 2a) war der Erlenmeyerkolben mit einem halben Liter Natriumacetatlösung gefüllt, die am Schluss auskristallisiert und wieder abgekühlt war, in einem anderen Kolben ist die gleiche Menge Wasser. Man erhitzt die beiden Gefäße mit gleich starken Brennern von Raumtemperatur auf 80 Grad. Welches Gefäß ist schneller heiß? Warum?
3. Auch die Harnblase eines Schweins hat eine ähnliche Durchlässigkeit wie Ton oder eine Cellophanhaut. Sie wirkt wie eine semipermeable Membran. Man wählt folgenden Versuchsaufbau:
Eine oben fest zugebundene, etwas elastische Schweinsblase ist mit konzentrierter Salzlösung gefüllt und hängt in einem Becken mit Wasser.
 - A. Was lässt sich zu Beginn des Versuches beobachten? Begründen Sie.
 - B. Wie sieht die Schweinsblase aus, wenn der unter A. beschriebene Vorgang aufhört?
 - C. Wie könnte man erreichen, dass die Schweinsblase wieder den Ausgangszustand erreicht, ohne direkt an ihr etwas zu manipulieren?



Übungsaufgaben Chemie – Blatt 4

1. a. Definieren Sie die Begriffe Diffusion – selektiv permeabel – Osmose
b. Erläutern Sie auf diesem Hintergrund, warum die Flüssigkeit gestiegen ist.
c. Bei unserem Steigrohrexperiment ist die blaue Zuckerlösung an den ersten beiden Tagen ungefähr gleich stark gestiegen. Wenn man es längere Zeit laufen lässt, steigt die Flüssigkeit an jedem weiteren Tag langsamer an. Warum?
2. Eine reife, sehr süße Kirsche fällt in eine Pfütze. Was lässt sich danach beobachten? Warum?
3. Manche Salze haben – wie der Blaue Vitriol (=Kupfersulfat-Hydrat) - Kristallwasser in sich gebunden, andere – wie das Kochsalz – nicht. Wie kann man durch einen einfachen Versuch nachweisen, ob ein Salz Kristallwasser enthält oder nicht?
4. Bevor Gerätturmer ans Reck gehen, reiben sie ihre Hände mit einem weißen Pulver ein. Dieses nimmt den Handschweiß auf und erhöht somit die Griffigkeit der Hände. Dieses weiße Pulver wird oft „Magnesia“ genannt. Der korrekte chemische Name heißt Magnesiumcarbonat. Geben Sie auf der Grundlage der am Montag erstellten Tabelle an, durch welche Experimente man dieses Salz nachweisen kann. (Was muss man machen, was kann man beobachten?)
5. Bei der richtigen Lösung von Aufgabe 4 sollten **zwei** Experimente geschildert werden. Wie hängt diese Tatsache mit dem Prinzip der wissenschaftlichen Namen der Salze zusammen?

Übungsaufgaben Chemie – Blatt 5

- In Deißlingen-Lauffen ist ein großes Gipswerk, wo Gipspulver und Gipskartonplatten für Baumärkte etc. hergestellt werden. Unmittelbar neben der Fabrik ist ein Steinbruch, wo der Gips abgebaut wird. Der genaue Name des in der Natur vorkommenden Gipses heißt Calciumsulfat-Hydrat. Das Gipspulver, das ich im Baumarkt kaufe, hat den Namen Calciumsulfat. – In Teilen der Fabrik sind Schornsteine nicht zu übersehen.
 - Was wird man im Gipswerk machen, wenn man aus Calciumsulfat-Hydrat das Calciumsulfat für die Baumärkte herstellt?
 - Wenn ich zu Hause in einer Wand ein Loch zuspachtle, dann rühre ich den Gips mit Wasser zu einem Brei an schmiere die Pampe in das Loch und nach einer Viertelstunde ist der Gips bereits hart. Manche sagen dann: der Gips ist getrocknet. Wie kann man den Vorgang auf dem Hintergrund von Kapitel 4 besser beschreiben?
 - Wie wird sich bei der Aushärtung die Temperatur verändern?
- Am Rand der Schwäbischen Alb gibt es nicht nur Gips (Calciumsulfat-Hydrat), sondern vor allem viel Kalkgestein (Calciumcarbonat). Auf den ersten Blick lässt sich vom Aussehen der weißen Steine nicht immer leicht entscheiden, ob man es mit Kalk oder Gips zu tun hat. Geologen haben immer ein Fläschchen mit 10iger Salzsäure in der Tasche. Wie können sie damit leicht nachweisen, ob man es mit Kalk oder Gips zu tun hat. *(Bei dieser Aufgabe kommt es gar nicht darauf an, ob man es mit einem Hydrat zu tun hat oder nicht).*
- Kupferchlorid-Hydrat und Kupfersulfat-Hydrat haben die gleiche blaue Farbe: Welche? Ein unachtsamer Chemiker hat vergessen, ein Gläschen mit solch einem gefärbten Salz zu beschriften. Wie kann er durch Experimente sicher nachweisen, welches dieser beiden Salze er vor sich hat.
- Holzasche enthält unter anderem das Salz Kaliumcarbonat. Wie lässt sich dieses nachweisen?

Hinweise zur Klassenarbeit

Von Anfang bis einschließlich Kapitel Nachweisreaktionen kann alles dran kommen: Versuchsbeschreibungen – Deutungen – Übertragung auf andere Vorgänge etc.

Gegeben sind:

- Die am Dienstag erarbeitete Tabelle mit den Nachweisreaktionen für die einzelnen „Vor- und Nachnamen“ der Salze

- Die Tabelle mit den Sättigungskonzentrationen. Die Berechnung von Sättigungskonzentrationen etc. ist freiwillig, man kann dadurch aber Zusatzpunkte bekommen, um andere Fehler auszugleichen.

Klasse 10

Klassenarbeit Chemie Nr. 1

Name:.....

erreichte Punkte:

mögliche Punkte: 24

- Ein Chemiker findet im Keller ein Glas mit einem Salz. Leider ist die Beschriftung durch die Einwirkung der Feuchtigkeit nur noch unvollständig lesbar. Lesbar ist nur noch „*Magnesium.....at*“.
 - Welche beiden Salze kommen in Frage? (von denen, die wir kennen)
 - Wie kann er eindeutig nachweisen, welches der beiden Salze es ist. (Experiment und mögliche Beobachtungen mit Deutungen schildern.)4P
- Bei der gestrigen Auswertung der Nachweisreaktionen konntet ihr zum Schluss relativ mühelos herausfinden, dass die beiden noch unbekanntes Salze Kaliumsulfat und Magnesiumsulfat heißen.
Aufgabe: Warum war das **vom Prinzip her** möglich, obwohl Sie bisher weder theoretische Kenntnisse noch praktische Erfahrungen mit diesen beiden Salzen hatten. 2P
- Im Praktikum wurde blaues Kupfersulfat-Hydrat erhitzt.
 - Nennen Sie 2 Beobachtungen, die man da machen konnte.
 - Wie heißen die beiden Stoffe, die da entstanden sind?
 - Wie lässt sich das Ergebnis wieder rückgängig machen?4P
- Erstellen Sie eine beschriftete Skizze zu dem Osmose-Experiment mit der Cellophanhaut (alle Teile und Inhalte beschriften).
 - Welche besondere Eigenschaft hat die Cellophanhaut?
 - Erläutern Sie auf diesem Hintergrund unter der Verwendung der entsprechenden Fachbegriffe, was an der Cellophanhaut passiert.5P
- Bei der Besprechung der Osmose wurde letzte Woche im Unterricht gefragt, Pflanzenwurzeln auch etwas mit Osmose zu tun haben. Das stimmt: Die Wurzelhärchen der Pflanzen sind von

feinen Membranen umgeben. Die Salzkonzentration innerhalb der Wurzeln ist meist etwas höher als die im Boden:

- a. Was geschieht, wenn der Boden nach Regen nass geworden ist (*mit Begründung*).
- b. In einer Handvoll Ackerboden befinden sich tausende mikroskopisch kleine Lebewesen, deren Zellen von dünnen Membranen umgeben sind.

In der konventionellen Landwirtschaft wird der Boden mit Mineraldünger gedüngt. Mineraldünger ist vorwiegend eine Mischung von bestimmten Salzen, durch die das Pflanzenwachstum angeregt werden soll.

Wenn es regnet, lösen sich die Salze an der Oberfläche auf und sickern in die Tiefe, wo sie mit den Bodenlebewesen in Berührung kommen.

Welche Wirkung könnte die hohe Salzkonzentration im Boden auf die Lebewesen haben (*ohne Begründung*). 3P

6. Eine Salzlösung sieht meist aus wie Wasser. Nennen Sie 3 Möglichkeiten, wie man herausbekommen kann, ob man es mit Wasser oder Salzlösung zu tun hat (Geschmack zählt nicht). - *ohne Begründung*. 3P

7. Wie kann man im Umfeld der Salzchemie Wärme ohne Feuer erzeugen, wie Kälte ohne Kühlschrank? (*je ein Beispiel reicht*) 3P

.....
FREIWILLIGE AUFGABE FÜR ZUSATZPUNKTE:

8. *Bitte bei den folgenden drei Teilaufgaben nicht nur das Ergebnis sondern mindestens einen Rechenschritt angeben!*
 - a. Wieviel g Salz braucht man, um mit 500 g Wasser eine bei 20 Grad gesättigte Kaliumnitratlösung herzustellen?
 - b. Wieviel g Salz braucht man zusätzlich, dass diese Lösung auch bei Erwärmung auf 80 Grad noch gesättigt ist.
 - c. Jetzt kühlt man diese Lösung auf 60 Grad ab. Wie schwer sind die Kristalle, die dabei ausfallen? 3P

Übungsaufgaben Chemie – Blatt 6

1. Nicht nur aus Magnesiumchlorid – wie in unserem Versuch Kap. 6 -, sondern auch aus jedem anderen Salz kann man eine Base und eine Säure herstellen. Geben Sie für zwei andere Salze nach eigener Wahl an, welche Säure und welche Base man daraus gewinnen können müsste.
2. Was versteht man allgemein unter einer Neutralisation?
3. Im Prinzip kann man alle Salze durch Neutralisation herstellen. Geben Sie für folgende Salze an, welche Säure und Base man für die Herstellung braucht. (Geben Sie bei der Säure jeweils den Arbeitsnamen und den gebräuchlichen deutschen Namen an): Natriumchlorid, Kupfersulfat, Kaliumcarbonat, Magnesiumacetat.

Freiwillige Zusatzaufgabe für besonders Anspruchsvolle

4. Bei unserem Versuch in Kapitel 2b. zur Temperaturentwicklung bei der Auflösung von Salzen ist es normalerweise kälter geworden, worauf wir den Begriff Lösungskälte abgeleitet haben. Ein Ausnahme war die Erwärmung beim Calciumchlorid.

Das können wir jetzt besser verstehen. Beim Calciumchlorid gibt es mehrere Formen von Hydraten:

- wasserfreies Calciumchlorid
- Calciumchlorid-**Di**-Hydrat - **2** Anteile Kristallwasser auf ein Anteil Calciumchlorid
- Calciumchlorid-**Tetra**-Hydrat - **4** Anteile Kristallwasser auf ein Anteil Calciumchlorid
- Calciumchlorid-**Hexa**-Hydrat - **6** Anteile Kristallwasser auf ein Anteil Calciumchlorid

Im Praktikumsexperiment wurde Calciumchlorid-**Di**-Hydrat verwendet.

Warum ist bei Zugabe von Wasser Wärme entstanden?

Übungsaufgaben Chemie – Blatt 7

- A. Aus welchen 3 Stoffen besteht das klassische Schießpulver?
 - Geben Sie für jeden dieser Stoffe an, was mit ihm nach der Zündung des Schießpulvers geschieht.
Die beiden folgenden Aufgaben sind anspruchsvoll, aber bei scharfem Nachdenken lösbar. Viel Glück!
- Am Donnerstag habe ich im Unterricht Kaliumnitrat, Schwefel und Kohlepulver gemischt, dann mit Wasser aufgerührt, um es dann im Wärmeschrank wieder gut durchzutrocknen. Die Zündung und die Reaktion ist dann viel intensiver, wenn es zwischenzeitlich nass war.
 - Was geschieht mit dem Kaliumnitrat, wenn es von Wasser umgeben wird?
 - Inwiefern verändert sich dadurch – auch wenn es danach wieder trocknet – seine Beziehung zu den Schwefel- und Kohlepartikeln in der Mischung?
- An den Kalk-Wänden von Viehställen entstanden in Reaktionen mit den Ausdünstungen der Fäkalien weiße Ausblühungen von Mauersalpeter. Dieser hat den Namen: Calciumnitrat-Hydrat. Wie alle Nitratsalze kann es Sauerstoff abgeben. Dennoch eignet es sich nicht für Schwarzpulver. Wenn man den vollständigen chemischen Namen betrachtet und überlegt, was dann zu Beginn des Erhitzens passiert, kann man selbst begründen, warum es ungeeignet ist. – Bitte kurz begründen!

Übungsaufgaben Chemie – Blatt 8

- A. Die Salze der Essigsäure heißen Acetate (italienisch Essig = Aceto). Schreiben Sie in einer Tabelle auf, wie die Säuren heißen, die zu folgenden Salz-Gruppen dazu gehören: Chloride, Sulfate, Carbonate, Nitrate, Acetate
- Calciumcarbonat (Kalk) ist ein Salz, das praktisch nicht in Wasser löslich ist. Zur Beseitigung von Kalkablagerungen im Haushalt nimmt man Essigreiniger, wobei es da vor allem auf die darin enthaltene Essigsäure ankommt. Man gibt also eine Säure auf ein Salz.
 - Erstellen Sie entsprechend unserer Versuche von Kapitel 9 ein Reaktionsschema.
 - Was müsste man bei der Reinigung der Kalkflecken beobachten können, außer dass sie sich auflösen?
- Welche beiden Stoffe gibt man ALLGEMEIN bei einer NEUTRALISATION zusammen?
 - Welche beiden Stoffe entstehen ALLGEMEIN dabei?
- Welche beiden Stoffe gibt man ALLGEMEIN bei einer SÄUREVERDRÄNGUNG zusammen?
 - Welche beiden Stoffe entstehen ALLGEMEIN dabei?
- Welche beiden Stoffe gibt man ALLGEMEIN bei einer BASENVERDRÄNGUNG zusammen?
 - Welche beiden Stoffe entstehen ALLGEMEIN dabei?
- Zum Schluss noch eine anspruchsvolle Aufgabe aus der UMWELTCHEMIE.
Die VORnamen von Salzen sind fast immer Metalle. Viele sind als gelöste Salze nicht nur unschädlich, sondern auch wichtig für unsere Körperfunktionen, z.B. Natrium, Kalium, Calcium, Magnesium ...
Vor allem aus dem Bereich der „Schwermetalle“ gibt es aber auch viele giftige Salze: z.B. Barium-, Quecksilber-, Blei-, Kupfer-. Die Basen dieser Schwermetallsalze sind alle unlöslich (vgl. die bereits bekannte schwarze Kupferbase)
Wenn im Labor Lösungen solcher Schwermetall-Salze als Abfälle anfallen, darf man sie nicht einfach in den Ausguss kippen, sondern man muss sie vorbehandeln.
Die Vorbehandlung geschieht durch Zugabe von etwas Natronlauge.

Beispielaufgabe: Man hat eine Lösung von giftigem Bleichlorid.

- Formulieren Sie das Reaktionsschema, wenn Natronlauge dazu gegeben wird (vgl. Kap. 10)
- In welchem Stoff ist nach der Reaktion das giftige Blei enthalten?
- Was wird mit diesem Stoff im Laufe der Zeit in dem Behälter, in dem die Reaktion stattgefunden hat passieren?
- Was kann man dann machen, um zum Schluss nicht mehr so eine große Menge „Giftmüll“ zu haben?

Übungsaufgaben Chemie – Blatt 9

1. Beim Praktikum der Nachweisreaktionen hattet ihr mit Bariumchlorid hantiert, Davor hatte ich auf dessen gesundheitsschädliche Wirkung hingewiesen. Es kommt zu Muskelkrämpfen, Herzrhythmusstörungen. Eine Dosis von 1 – 15 g kann zum Tod führen.
Als Erste-Hilfe-Maßnahme wird empfohlen, sofort nach der Aufnahme einer Bariumsalzlösung Natrium- oder Kaliumsulfatlösung zu trinken, auch wenn dies kein Genuss ist.
 - a. Was geschieht dann im Magen? (*Tipp: Lese dazu nochmal die Zusammenfassung von Kap. 11*)
 - b. Warum ist das für den Körper hilfreich?
2.
 - a. Wie kann man Chloride in Salzen oder Säure nachweisen?
 - b. Wie heißt der Stoff, der dabei sichtbar wird? (*Lese auch dazu die Zusammenfassung von Kap. 11*)
3. Auch mit Zitronensäure (Hilfsname „Citratsäure“) kann man Kalkverunreinigungen entfernen. Formulieren Sie das Reaktionsschema.
4. Essigsäure wird auf Calciumcarbonat (Kalk) und auf Calciumsulfat (Gips) gegeben. Wann kommt es zur Reaktion, wann nicht? Begründen Sie.

Übungsaufgaben Chemie – Blatt 10

1. Wir haben in den letzten beiden Wochen die folgenden Reaktionstypen kennengelernt:
 - a)Salzspaltung durch Hitze
 - b)Neutralisation
 - c) Säureverdrängung
 - d) Basenverdrängung
 - e) Fällungsreaktion

Geben Sie jeweils ein Beispiel an für ein Experiment, das wir gemacht haben:
(Ausgangsstoffe, was gemacht, was beobachtet, Reaktionsschema)
2. Geben Sie dann noch einmal für jeden Reaktionstyp einen bzw. 2 Ausgangsstoffe an, die man auch nehmen könnte wo wir das Experiment aber nicht gemacht haben.)
3. Geben Sie je ein Beispiel an von einer Kombination von Salz und Säure, und von Salz und Base, wo es zu keiner Säureverdrängung bzw. Basenverdrängung kommt und begründen Sie.
 Tipp: Beispiele für sehr schwer lösliche Salze, mit denen wir nicht experimentiert haben, sind Magnesiumcarbonat oder Bleisulfat).
4. Nehmen Sie eine beliebige Mineralwasserflasche und schreibe vom Etikett ab, welche Ionen darin enthalten sind (nach Möglichkeit Name der Ionen, Formel und Menge). –Bitte auch dazu schreiben, auf welches Mineralwasser sich dies bezieht.

Übungsaufgaben Chemie – Blatt 11

1. Man hat 30 ml Lauge vom pH-Wert 13. Auf welche Menge muss man diese verdünnen, damit der pH-Wert 12 erreicht wird?
2. Die gesamte Flüssigkeit, die in Aufgabe 1 nach der Verdünnung erhalten wird, soll jetzt noch weiter verdünnt werden, bis der pH-Wert 11 erreicht ist. Welche Flüssigkeitsmenge ist dann erreicht?
3. Man hat 1 Liter konzentrierte (=100 %ige) Schwefelsäure.
 - Mit wieviel Liter Wasser muss man diese verdünnen, dass sie nur noch eine Konzentration von 10% hat?
 - Mit wieviel Liter Wasser muss man diese (100 %ige) verdünnen, dass sie nur noch eine Konzentration von 5% hat?
 - Welchen pH-Wert hat diese Flüssigkeit dann?
 - Um das wie Vielfache müsste ich die genannte 5%ige Säure verdünnen, um sie auf den pH-Wert 3 zu bringen?
 - Welche Menge hat man dann, wenn man die gesamte Flüssigkeit (also den gesamten Liter 100ige Schwefelsäure) auf den pH-Wert 3 bringen möchte?

Übungsaufgaben Chemie – Blatt 12

- Wir haben Kupfersulfatlösung in einer Petrischale in ein elektrisches Feld von Gleichstrom gesetzt.
 - Was geschah mit dem Kupferstamm? Wie konnte man das beobachten?
 - Was geschah mit dem Sulfat-Stamm? Diesen konnten wir nicht direkt „beobachten“, aber zumindest nachweisen.
 - Wie interpretiert man, dass die beiden Stämme unterschiedliche Wege gegangen sind?
- Erläutern Sie, inwiefern bei dem Elektrolyse-Versuch von Kapitel 15 (Zinkchlorid) durch den Gleichstrom massivere chemische Veränderungen bewirkt wurden als durch die in Nr. 1 und 2 wiederholten Versuche.
- In die gleichen Mengen von Wasser und Pufferlösung werden jeweils die gleichen geringen Mengen von Säuren bzw. Laugen gegeben. Wie reagieren Wasser und Pufferlösung unterschiedlich darauf? (Beschreiben Sie das Prinzip, ohne konkrete pH-Werte.)
- Die meisten Silbersalze sind gut in Wasser löslich, Silberchlorid allerdings nur extrem schlecht. (in 1 Liter Wasser lösen sich nur 0,002 g Silberchlorid.
 - Wie kann man Chloride nachweisen?
 - Erläutern Sie auf dem Hintergrund der obenstehenden Information, was bei der Nachweisreaktion passiert und welcher Stoff entsteht.
 - Wie nennt man den Reaktionstyp?

Übungsaufgaben Chemie – Blatt 13

- Nennen Sie die drei Bestandteile des Schießpulvers und erläutern Sie für jeden einzelnen, was damit nach der Zündung passiert?
 - Worin entsteht die explosive Wirkung?
- Inwiefern entstanden bei dem Experiment mit der Erhitzung von Magnesiumchlorid-Hydrat nacheinander 2 verschiedene Dämpfe?
 - Wie haben wir nachgewiesen, aus was der z w e i t e Dampf bestand?
- Welche beiden Stoffe gibt man prinzipiell bei einer Neutralisation zusammen?
 - Welche beiden Stoffe entstehen dabei prinzipiell?
 - Auf was muss man achten, damit das Produkt der oben beschriebenen Reaktion auch wirklich neutral ist?
 - Wie kann man dies kontrollieren.
- Wir haben 2 verschiedene Elektrolysen durchgeführt: die von Zinkchlorid und die von Natriumchlorid.
 - Worin bestand im Versuchsaufbau die Gemeinsamkeit?
 - Nennen Sie 2 deutliche Unterschiede bei der Durchführung.
 - Erläutern Sie mit eigenen Worten an einem der beiden Beispiele die Aufgabe des elektrischen Stroms bei der Stoffumwandlung einer Elektrolyse.

Hinweise zur Klassenarbeit:

- ab Kapitel 6: Salzerstörung durch Hitze bis Kapitel 15 (Elektrolyse von Natriumchlorid).
- NICHT: Basenverdrängungen; Regeln bezüglich starker und schwacher Säure bei Säureverdrängungen
- Von insgesamt 8 Aufgaben können 2 abgewählt werden. Zusätzlich kann man eine von 2 Jokeraufgaben dazu nehmen. – Jede Aufgabe bezieht sich auf ein anderes Kapitel.
- Aufgaben und Beobachtungen und Auswertung der einzelnen Experimente sollten beschrieben bzw. erläutert werden können.
- Bei Experimenten mit mehreren parallelen Teilen (wie Säureverdrängungen) reicht ein Beispiel.
- Bei Experimenten mit vielen Einzelversuchen (z.B. pH-Wert oder Pufferlösungen geht es um das Prinzip, nicht um die einzelne pH-Messung)

Bitte nicht vergessen: Am Freitag ist Heftabgabe!

STREICHEN SIE VON DEN FOLGENDEN 8 AUFGABEN ZWEI WEG ZUND BEARBEITEN SIE DIE ANDEREN 6.(Es geht nicht, alle 8 Aufgaben zu probieren.)

1. Vorletzte Woche hatten wir das weiße Salz Magnesiumchlorid-Hydrat zuerst schwach, dann stark erhitzt.
 - a. Welche beiden Stoffe entstanden beim schwachen Erhitzen?
 - b. Inwiefern waren die Dämpfe, die danach beim starken Erhitzen entstanden, anders wahrnehmbar als die, die am Anfang beim schwachen Erhitzen entstanden?
 - c. Wie heißen die beiden Stoffe, die beim starken Erhitzen entstanden sind?
 - d. Welche beiden Stoffe kann man ALLGEMEIN aus einem Salz herstellen? 4P

2. Im Praktikum wurde Kaliumnitrat stark im Reagenzglas erhitzt.
 - a. Was war beim Erhitzen zu beobachten?
 - b. Nennen Sie die beiden Stoffe, die hineingegeben wurden und beschreiben Sie, was dann zu beobachten war.
 - c. Wie lässt sich diese Beobachtung erklären? 4P

3. In mehreren Experimenten haben wir Säure und Salz zusammengegeben.
 - a. Wie heißt solch eine Reaktion?
 - b. Welche Stoffe entstehen dabei ALLGEMEIN?
 - c. Formulieren Sie für eine KONKRETE Reaktion dieses Typs das Reaktionsschema und eine Beobachtung. 4P

4. *Hintergrundinformation für die folgende Aufgabe: Wir haben einige Salze kennen gelernt, die sich nur minimal in Wasser lösen, z.B. Calciumcarbonat, Bariumsulfat, Silberchlorid.*

In einem Labor sind Abfälle entstanden, die das gelöste giftige Salz Bariumchlorid enthalten. Man darf diese Lösung nicht ins Abwasser geben, möchte aber das Volumen des extra zu entsorgenden Mülls reduzieren.

 - a. Nennen Sie ein mögliches Salz, das man dazu geben kann.
 - b. Was kann man dann beobachten?
 - c. Wie heißt der neu entstandene Stoff?
 - b. Wie nennt man diesen Reaktionstyp?

5. A. Welche beiden Stoffe braucht man, wenn man das Salz Kaliumsulfat herstellen will?
 - b. Wie heißt dieser Vorgang?
 - c. Auf was muss man prinzipiell achten, dass zum Schluss weder von dem einen noch von dem anderen Ausgangsstoff etwas übrig geblieben ist?
 - d. Inwiefern kann man mit Indikatorflüssigkeit kontrollieren, ob das gelungen ist? 4P

6. In einem Experiment haben wir in die Mitte einer Petrischale wenige Tropfen von blauer Kupfersulfatlösung gegeben und dann Gleichstrom angelegt.
 - a. Skizziere und beschrifte den Versuchsaufbau.
 - b. Im Verlauf des Experiments verschob sich die Blaufärbung etwas in Richtung Minus-Pol. Wie erklärt man sich dieses Phänomen? 4P

7.
 - a. Skizzieren Sie den Versuchsaufbau zur „Elektrolyse von Zinkchloridlösung“ und beschriften Sie die Zeichnung.
 - b. Beschreiben Sie an jedem Pol *e i n e* Beobachtung.
 - c. Wie heißen die beiden entstandenen Stoffe?
 - d. Erklären Sie für *e i n e n* der beiden Pole, welchen Zusammenhang die dortige Stoffumwandlung mit der Elektrizität hat.

8. Am Tag darauf haben wir statt Zinkchlorid das Kochsalz Natriumchlorid einer Elektrolyse unterzogen.
 - a. Nennen Sie 2 Unterschiede im Versuchsaufbau bzw. in der Durchführung des Versuches.
 - b. An welchem Pol entstand welcher Stoff?
 - c. Inwiefern wurde einer der beiden Stoffe sofort wieder weiter verwandelt?

Freiwillige Jokeraufgaben für Zusatzpunkte:

*Sie können *e i n e* der beiden Aufgaben 9 o d e r 10 lösen.*

9. Man hat 2 Liter Lauge mit dem pH-Wert 13.
 - a. auf welche Menge muss man diese verdünnen, um auf den pH-Wert 12 zu kommen?
 - b. auf welche Menge muss man insgesamt verdünnen, bis der pH-Wert 9 erreicht ist?
(mit Rechenweg) 3P

10.
 - a. Was muss man tun und was kann man beobachten, wenn im Experiment das Prinzip einer Pufferlösung verdeutlicht werden soll? (Es geht um das Prinzip, nicht um die Nennung einzelner pH-Werte).
 - b. Nennen Sie einen Bereich des menschlichen Körpers, wo es besonders auf eine exakte Pufferung ankommt. 3P