

LÖSEN VON REDOXGLEICHUNGEN

- Lies den Text → *Zusammenfassung* „Kapitel 7“ Punkt 2 „Die Oxidationszahl“, sowie Punkt 3 „Die Redoxgleichung“ genau durch.
- Bestimme die Oxidationszahlen in folgenden Verbindungen: NH_3 , N_2 , NO , NO_2 , HNO_3 , NO_2^- und schreibe sie wie im Beispiel an:
Hydrogensulfat HSO_4^-

+1	+6	-2
H	S	O ₄
- Erstelle folgende Redoxgleichungen:
 - $Fe^{2+} + PbO_2 \rightarrow Fe^{3+} + PbO$
 - Gibt man ein Stück elementares Kupfer in Salpetersäure so entsteht eine blaue Lösung mit Cu^{2+} -Ionen und braune NO_2 -Dämpfe.
- In der → *Zusammenfassung* „Kapitel 7“ Punkt 5 wird das „Donator-Akzeptor-Konzept“ erklärt.
Wo findet sich in Gleichung aus 3a) der Donator und wo der Akzeptor?
- Lösungsblatt in die Mappe einheften.

DER HABER-BOSCH-PROZESS UND DAS OSTWALD-VERFAHREN

- Lies den Text → *Zusammenfassung* „Kapitel 7“ Punkt 3 „Die Redoxgleichung“ und nachfolgenden Text genau durch.

Obwohl in unserer Luft ca. 80% Stickstoff vorhanden ist, ist es sehr schwer diesen Stickstoff für die chemische Synthese zur Verfügung zu stellen, so dass dieser gezielt in Moleküle eingebaut werden kann. Der grundlegende Prozess, der Luftstickstoff binden kann, ist das HABER-BOSCH-Verfahren. (Fritz Haber, Nobelpreis 1918; Carl Bosch, Nobelpreis 1931). Dabei wird aus elementarem Wasserstoff und elementarem Stickstoff an einem Katalysator Ammoniak (NH_3) gebildet. Der Großteil der Ammoniakproduktion wird zur Düngemittelproduktion verwendet.

Ein Weiteres wichtiges Molekül zum gezielten Einbau von Stickstoff in andere Moleküle und somit zur Herstellung von Düngemitteln, Sprengstoff und Farben ist die Salpetersäure. Die Herstellung von Salpetersäure aus Ammoniak geschieht im OSTWALD-Verfahren (Wilhelm Ostwald, Nobelpreis 1909)

In diesem Verfahren wird Ammoniak mit Luftsauerstoff an einem Pt/Rh-Katalysator zu Stickstoffmonoxid (NO) und Wasser oxidiert. Das Stickstoffmonoxid wird in einem weiteren Schritt mit Luftsauerstoff zu Stickstoffdioxid (NO_2) oxidiert. Im letzten Schritt entsteht aus Wasser, Sauerstoff und Stickstoffdioxid die Salpetersäure.

Weltweit werden heutzutage über 150 Millionen t Ammoniak und über 50 Millionen t Salpetersäure pro Jahr produziert.

- Erstelle die Redoxgleichungen der Einzelprozesse.
- Erstelle eine Skizze, in welcher alle Reaktionsschritte mit Edukten und Produkten der beiden Prozesse, sowie die Verwendung in logischer Folge zu erkennen sind. (Flussdiagramm)
- Lösungsblatt in die Mappe einheften.

KUPFER-SILBER-GOLD

In diesem Versuch sollst du eine Kupfer-Münze zuerst mit einem silberfarbenen Überzug versehen (Zinkschicht) und anschließend einen goldfarbenen Überzug erzeugen.

- Lies den Text → *Zusammenfassung* „Kapitel 7“ Punkt 6 „Chemie und elektrischer Strom“ und nachfolgende Information genau durch.

GALVANISIEREN

Beim Galvanisieren wird eine Metallschicht auf einer Oberfläche erzeugt. Dabei werden Metallionen aus einer Lösung heraus zum ungeladenen Metall reduziert. Dies geschieht mit Hilfe elektrischen Stroms auf der Oberfläche eines elektrisch leitenden Werkstücks. Das Werkstück ist demnach die Katode. An inerten Anoden (z.B. Platin oder Graphit) kommt es zur Zersetzung von Wasser – wenn die Anode aus dem gleichen Metall besteht wie das abgeschiedene Metall, werden in gleichem Maße die Ionen nachgeliefert, wie sie am Werkstück reduziert werden. (Es handelt sich um eine Elektrolyse)

- An deinem Arbeitsplatz befinden sich: 50 ml Becherglas, eine (gut gereinigte) 5-Cent-Kupfermünze, eine Flachbatterie, eine Zinksulfatlösung, eine Zinkelektrode, ein Messgerät, Kabel mit Krokodellenden, Bunsenbrenner, Pinzette.
Deine Aufgabe ist es, die Kupfermünze zur Hälfte mit einem Zinküberzug zu versehen.
Erstelle eine Skizze, baue deinen Versuch auf und erkläre die Apparatur deinem Lehrer, bevor du die Batterie anschließt.
(nicht länger als 15 Sekunden galvanisieren!)
- Nachdem du die Zinkschicht erzeugt hast, reinige die Münze und halte sie kurz mit der Zinkseite mit einer Pinzette in eine blaue Bunsenbrennerflamme. Erkläre und notiere deine Beobachtung.
- Lösungsblatt mit Versuchsbeschreibung und Skizze in die Mappe einheften.

DIE UNTERSCHIEDLICHEN POTENTIALE DER METALLE - DIE REINIGUNG VON KUPFER IN BRIXLEGG

- Lies den Text → *Zusammenfassung* „Kapitel 7“ Punkt 6 „Chemie und elektrischer Strom“ und nachfolgende Information genau durch.

DIE ELEKTROLYTISCHE RAFFINATION VON KUPFER IN BRIXLEGG

In den Montanwerken in Brixlegg wird Kupfer durch elektrolytische Raffination gewonnen. Dabei geht es darum Rohkupfer, welches mit edleren (z.B. Silber und Gold) und unedleren Metallen (z.B.: Blei und Zink) verunreinigt ist, von diesen zu befreien.

In diesem Verfahren werden Platten aus Rohkupfer (verunreinigtes, ca. 98%iges Kupfer) als Anode und Platten aus Reinkupfer als Katode in eine angesäuerte Kupfersulfatlösung gegeben und bei ca. 0,3 Volt elektrolysiert.

Die elektrische Energie in der Elektrolysezelle ist nun so gewählt, dass sie gerade ausreicht um das Kupfer aus dem Rohkupfer zu oxidieren und gerade ausreicht um die Kupferionen der Lösung an der Katode zu reduzieren.

Die elektrochemische Spannungsreihe (= die Liste der Standardpotentiale) gibt an, wie viel Energie benötigt wird um ein Metall zu oxidieren oder ein Metallion zu reduzieren. Wobei prinzipiell **unedlere Metalle leichter zu oxidieren** (und deren Kationen schwerer zu reduzieren) sind und **edle Metalle schwerer zu oxidieren** (und deren Kationen leichter zu reduzieren) sind.
(Edle Metalle bevorzugen demnach den ungeladenen Zustand und unedle bevorzugen den geladenen, ionischen Zustand)

- Du sollst dir nun überlegen, was in der Elektrolyse mit dem Kupfer, mit den edleren Metallen (Silber, Gold und Platin) und mit den unedleren Metallen (Zink und Blei) geschieht.
Erstelle dazu eine exakte Skizze einer Elektrolysezelle aus denen die Vorgänge von Kupfer, Gold und Zink zu ersehen sind.
- Lösungsblatt in die Mappe einheften.

DAS REDOXPOTENTIAL E

In diesem Versuch sollst du das relative Potential von einigen Metallen bestimmen.

1. Lies den Text → *Zusammenfassung* „Kapitel 7“ Punkt 4 „Das Standardpotential“ und → *Experimentieren* „Das Multimeter“ genau durch.
2. An deinem Arbeitsplatz befinden sich: Kartoffeln, Messer, ein Eisennagel, ein roter Kupferblechstreifen, ein Zinkstab und ein Magnesiumband, Kabel mit Krokodklemmen und ein Messgerät.

Deine Aufgabe ist es die Metalle von edel nach unedel zu sortieren und ihnen Potentialwerte zuzuordnen. Dazu steckst du alle Metalle im Kreis in eine Kartoffelscheibe und misst alle möglichen Zweierkombinationen (Miss die Potentiale so, dass du immer positive Messwerte hast und notiere dir welches Metall der Pluspol und welches der Minuspol ist.) Versuche anschließend die Metalle anhand der Kupferkombinationen auf einen Zahlenstrahl einzutragen, wobei du das Metall Kupfer als Nullpunkt wählst. Überprüfe, ob sich die anderen Werte den Differenzen auf diesem Zahlenstrahl zuordnen lassen.

3. Warum stimmen deine Potentiale nicht mit den Standardpotentialen überein?
4. Lösungsblatt mit Versuchsbeschreibung und Skizze in die Mappe einheften.

BATTERIE MIT ALUFOLIE UND CENTMÜNZEN

1. Lies den Text → *Zusammenfassung* „Kapitel 7“ Punkt 6 „Chemie und elektrischer Strom“ genau durch.
2. An deinem Arbeitsplatz befinden sich: 10 Stück 5-Centmünzen, Wasser, Alufolie, Küchenrolle, Kochsalz, ein Spannungsmessgerät mit Kabeln;

Stelle mit den zur Verfügung stehenden Chemikalien und Geräten eine Batterie mit *möglichst hoher* Spannung her und führe sie deinem Lehrer vor.

3. Lösungsblatt mit Versuchsbeschreibung und Skizze in die Mappe einheften.

WOHER KOMMT DER STROM FÜR DAS HANDY?

In dieser Station geht es um den Aufbau des Akkus im Handy.

1. Lies den Text → *Zusammenfassung* „Kapitel 7“ Punkt 6 „Chemie und elektrischer Strom“ und nachfolgenden Text genau durch.

DER LITHIUM-IONEN-AKKU
 Heutzutage werden in Handys und Smartphones Lithium-Ionen-Akkumulatoren eingesetzt.
 Die negative Elektrode des Akkus enthält Lithium-Atome in Graphit (Kohlenstoff). Wenn der Akku Strom liefert, geben diese Lithium-Atome ein Elektron ab (dieses wandert durch das Graphit und einen Kupferleiter zum Verbraucher). Das entstehende Lithiumion wandert durch den Elektrolyten zur zweiten Elektrode, welche aus dem Salz LiCoO_2 (Li^+ und CoO_2^-) besteht. Unter zusätzlicher Aufnahme eines Elektrons (vom Verbraucher) und dem Lithiumion aus dem Minuspol entsteht das Salz Li_2CoO_2 .
 Der Elektrolyt besteht aus einer Salzlösung in einem nicht wässrigen Lösungsmittel oder aus einem elektrisch leitenden Kunststoff („Lithium-Polymer-Akku“)

2. Erstelle die Reaktionsgleichungen der beiden Elektroden beim Entladen des Akkus.
3. Fertige eine Skizze eines Lithium-Ionen-Akkus
4. Lösungsblatt in die Mappe einheften.

WIE VIEL STROM LIEFERT EINE BATTERIE?

1. Lies den Text → *Zusammenfassung* „Kapitel 7“ Punkt 4 „Das Standardpotential“ und Punkt 6 „Chemie und elektrischer Strom“ sowie nachfolgende Information genau durch.
 Um die Spannung einer Batterie ΔE° zu berechnen muss man die Differenz der Standardpotentiale bilden: $\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{Kathode}} - E^\circ_{\text{Anode}}$ **wenn alle Bedingungen Standardbedingungen sind** (1 molare Lösungen, 25°C, 1 bar Druck bei Gasen) (E° -Werte siehe → *Zusammenfassung* „Kapitel 7: Punkt 4 „Das Standardpotential“) Wenn **keine Standardbedingungen** vorhanden sind (z.B.: andere Konzentrationen als 1 mol/l) muss die Spannung einer Batterie (galvanisches Element oder Zelle) mit der **Nernst-Gleichung** (nach Walther Nernst 1889) berechnet werden

$$\Delta E = \Delta E^\circ + \frac{0,059}{z} \lg \frac{[\text{Metallionen Katode}]}{[\text{Metallionen Anode}]} \quad (\lg = \log_{10})$$

mit $\Delta E^\circ = E^\circ_{\text{K}} - E^\circ_{\text{A}}$ und $z = \text{Ladung des Metallkations}$

Aufbau
 Halbzelle 1: Metall(Anode) in ihrer Metallionenlösung
 Halbzelle 2: Metall(Katode) in ihrer Metallionenlösung
technische Schreibweise:
 $\text{Me}_A | \text{Me}_A^{z+}(\text{Konz.}) || \text{Me}_K^{z+}(\text{Konz.}) | \text{Me}_K$

2. Welche Spannung liefert folgende Anordnung:

Stromschlüssel: Salzlösung, welche den Stromkreis schließt.
 (Anionen wandern zum Ladungsausgleich der Lösungen)

3. Welche Spannung liefert folgende Anordnung:

Eine derartige Zelle nennt man „Konzentrationszelle“ da sie auf in beiden Halbzellen das gleiche Element verwendet und sich nur in der Konzentration der Ionenlösungen unterscheidet.

4. Inwiefern vereinfacht sich die Nernst-Gleichung bei allen Konzentrationszellen?
5. Lösungsblatt mit Berechnungen und technischen Schreibweisen der Zellen in die Mappe einheften.

WASSERSTOFF ALS ENERGIETRÄGER

1. Lies den Text → Zusammenfassung Kapitel 7: Punkt 6 „Chemie und elektrischer Strom“ und nachfolgenden Text genau durch.

WASSERSTOFF ALS ENERGIETRÄGER

Wasserstoff gilt als eine der Energiequellen der Zukunft, da er als dezentrale Energiequelle in Brennstoffzellen genutzt werden kann. Wird Strom aus regenerativen Quellen genutzt um über Elektrolyse Wasserstoff zu erzeugen, erhält man einen schadstoffarmen Energiekreislauf.

2. Beantworte folgende Fragen zum Text:

- Skizziere kurz den hier erwähnten Energiekreislauf (mit chemischen Gleichungen)
- Welche Energiequellen zählen zu den regenerativen?
- Nimm Stellung zu folgender Überschrift und Graphik aus „Die Zeit – Online“
 „Staatschefs und Ökovoisionäre schwärmen von der »Zukunftsenergie«. Doch physikalisch betrachtet ist die Wasserstoffwirtschaft reine Energieverschwendung“



3. Lösungsblatt in die Mappe einheften.

ÜBERBLICKSWISSEN ZUM KAPITEL 6:

SÄUREN UND BASEN

1. Wie groß ist der pH-Wert einer HCl-Lösung mit 0,00001 mol/l ?
2. Wie groß ist der pH-Wert einer NaOH-Lösung mit 0,01 mol/l ?
3. 5 ml Salzsäure werden mit Natronlauge (c=0,2 mol/l) titriert, der Verbrauch an NaOH ist 10 ml. Wie groß ist die Konzentration der Salzsäure?
4. Erstelle die Neutralisationsreaktion von Bariumhydroxid mit 2 Teilchen Salpetersäure.
5. Erstelle die Säure-Base-Gleichung in der Magnesiumhydrogensulfat entsteht.
6. Welche besonderen Eigenschaften (neben der Acidität) haben a) die Salpetersäure und b) die Schwefelsäure?
7. Warum schäumt eine Brausetablette?
8. Was versteht man unter einer Pufferlösung und wie lässt sich deren pH-Wert berechnen?
9. Lösungsblatt in die Mappe einheften.

ZITRONENBATTERIE

1. Lies den Text → Zusammenfassung „Kapitel 7“ Punkt 4 „Das Standardpotential E°“, sowie den Beginn von Punkt 6 „Chemie und elektrischer Strom“ bis inklusive Die Primärzelle genau durch.

2. Im Prinzip lässt sich eine Batterie herstellen in dem man
 - zwei verschiedene Metalle mit einem
 - elektrischen Leiter mit Ionen (d.h. zumindest Wasser, besser Wasser mit gelöstem Salz oder auch eine Zitrone, eine Kartoffel oder ähnliches) verbindet.

Die Reaktionen sind dann folgende:

- Minus-Pol: das unedle Metall löst sich $Me \rightarrow Me^{n+} + n e^-$ (E° siehe Zusammenfassung)
- Plus-Pol: Das Lösungsmittel Wasser reagiert
 - neutral: $2 H_2O + 2 e^- \rightarrow H_2 + 2 OH^-$ E° = -0,83 V
 - im sauren: $2 H^+ + 2 e^- \rightarrow H_2$ E° = 0,00 V

3. Aufgaben

- a) baue eine Zitronen-Batterie und eine Kartoffelbatterie mit einem Kupferblech und einem Eisennagel
- b) miss die Potentiale und vergleiche die Potentiale mit den berechneten Standardpotentialen
- c) interpretiere die Unterschiede deiner theoretischen und praktischen Ergebnisse
- d) wie könnte man nachweisen, dass im neutralen Bereich wirklich die oben angegebene Wasser-Reaktion abläuft?

4. Lösungsblatt in die Mappe einheften.

DAS MULTIMETER

Multimeter sind Messgeräte für mehrere Messgrößen wie meist Spannung und Stromstärke, aber auch Widerstand, Leitfähigkeit, Temperatur oder ähnliches.

Digitale Geräte haben eine LCD-Anzeige.



Analoge Geräte haben einen Zeiger. Meist ist hinter dem Zeiger ein Spiegel: man muss derart auf den Zeiger schauen, dass er mit seinem Spiegelbild auf Deckung ist um genau abzulesen.

Anschlüsse:

Gleichstrom: (Zeichen – oder =) Meist findet sich ein „COM“-Anschluss oder das Zeichen \perp oder eine blaue oder schwarze Buchse am Gerät: Hier ist bei Gleichstrom der Minuspol anzuschließen.

Der Pluspolanschluss richtet sich oft nach der Höhe der Spannung bzw Stromstärke – im einfachsten Fall gibt es nur eine zweite Buchse (oft rot)

Wechselstrom: Zeichen: ~

Bei Wechselstrom wird auch meist als ein Pol die „COM“-Buchse und als zweiter Pol ein extra gekennzeichnetes verwendet. Der Anschluss des zweiten Pols richtet sich oft nach der Höhe der Spannung bzw Stromstärke – im einfachsten Fall gibt es nur eine zweite Buchse

Spannung: Gleich = oder Wechsel ~ beachten; bei Gleichstrom Polung beachten (besonders bei Analoggeräten, da ein negativer Bereich nicht angezeigt werden kann)

wird „parallel“ zur Quelle gemessen → das Messgerät greift die beiden Pole der Spannungsquelle ab; ein eventuell vorhandener Stromkreis wird nicht verändert.

Einheit: V: Volt / mV: Millivolt (=10⁻³ V)

oder z.B.: 2000 mV → das Gerät misst bei dieser Einstellung zwischen 0 und 2000 Millivolt

Stromstärke: Gleich = oder Wechsel ~ beachten; bei Gleichstrom Polung beachten

wird „in Serie“ gemessen → das Messgerät wird in den Stromkreis miteingebaut.

Einheit: A: Ampere / mA: Milliampere (=10⁻³ A) / µA: Mikroampere (=10⁻⁶ A)

