

Regeln für selbstständiges Arbeiten

1. Überzeugt euch bei der Auswahl des Arbeitskastens, ob alle Gruppen ein neues Thema bekommen haben. Ansonsten tauscht nochmals die Arbeitskästen aus.
2. Überprüft zunächst, ob alle auf der Materialkarte angegebenen Materialien vorhanden sind. Informiert gegebenenfalls die Lehrerin / den Lehrer.
3. Beschafft euch die Geräte, die noch zusätzlich benötigt werden (z. B. Kabel und ein Stromversorgungsgerät).
4. Versucht Fragen und Unklarheiten zunächst in eurer Arbeitsgruppe und mit Hilfe des Buches zu klären. Wenn ihr keine Lösung findet, fragt die Mitschülerinnen und Mitschüler einer anderen Arbeitsgruppe, die dieses Thema vielleicht schon bearbeitet haben. Erst dann wendet euch an die Lehrerin/den Lehrer.
5. Führt die schriftlichen Arbeiten bereits im Unterricht sauber und gewissenhaft aus. Zu Hause könnt ihr eure Aufzeichnungen durch weitere Abbildungen oder Texte ergänzen.
6. Entsorgt die Chemikalien am Ende der Stunde in die dafür vorgesehenen Behälter, reinigt die Experimentiergeräte, trocknet sie ab, ordnet die Arbeitsmaterialien in die Arbeitskästen ein und überprüft anhand der Materialliste ihre Vollständigkeit.

Station 6: Korrosion – elektrochemisch betrachtet

! Information:

Fast immer enthält Wasser geringe Mengen von Säuren gelöst (z. B. durch sauren Regen). Alle wässrigen Lösungen von Säuren enthalten Wasserstoff-Ionen (H^+). Deshalb lassen sich die Vorgänge bei der Korrosion in den folgenden Versuchen auch mit verdünnter Salzsäure zeigen:

Versuch 1:

Spanne ein Zinkblech und ein Kupferblech so ein, dass sie beide in ein Becherglas mit verdünnter Salzsäure tauchen und beobachte.

Versuch 2:

Verbinde nach einiger Zeit die beiden Bleche durch ein Kabel und beobachte die Veränderung.

▼ Aufgabe:

Skizziere die Versuche 1 und 2 in dein Heft und schreibe zu den Skizzen Texte, die folgende Fragen beantworten:

Zu Versuch 1:

- An welchem Blech entsteht ein Gas?
- Warum entsteht das Gas nur an diesem Blech?

Zu Versuch 2:

- Wo wird nun Gas gebildet?

Versuch 3:

Schalte zwischen die beiden Bleche ein Strommessgerät. Ermittle Minus- und Plus-Pol.

▼ Aufgabe:

Zeichne die Skizze vom Reaktionsablauf bei Versuch 3 in dein Heft und schreibe dazu einen Text, der folgende Fragen beantwortet:

- Welches Blech bildet den Pluspol, welches den Minuspol?
- In welche Richtung fließen die Elektronen?
- Welche Atome geben Elektronen ab? Welche Teilchen entstehen daraus?
- Welche Ionen nehmen die Elektronen auf? Welche Teilchen entstehen daraus?
- Woher kommen die Elektronen, die am Kupferblech (Pluspol!) abgegeben werden?
- Warum verläuft die Korrosion in dieser Versuchsanordnung schneller als in Versuch 1?

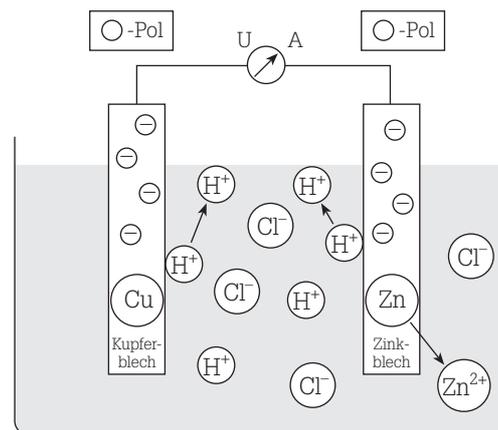


Abb. 1: Reaktionsverlauf

▼ Aufgabe:

Bei Heizkesseln, Schiffsrümpfen oder Pipelines werden zum Schutz vor Korrosion „Opferanoden“ aus einem unedlen Metall angebracht. Erkläre wie sie wirken.

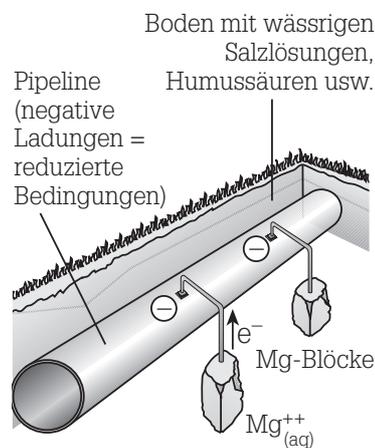


Abb. 2: Opferanode

Station 7: Zink-Kohle-Batterie (Trockenelement)

! Information:

Anlässlich der Weltausstellung in Paris 1867 stellte der französische Ingenieur Leclanché eine elektrochemische Stromquelle vor, bei der er Braunstein (Mangan(IV)-oxid) als Elektronen aufnehmendes Mittel verwendete. Diese Batterie zeichnet sich besonders dadurch aus, dass die reagierenden Stoffe sich zu einer Paste eindicken lassen. Der Aufbau der sogenannten Trockenbatterie hat sich bewährt und findet auch in den heutigen Batterien noch Anwendung.

Versuch:

Vermische in einem Becherglas zwei Löffel Mangandioxid, ein Löffel Ammoniumchlorid und ein Löffel Zinkchlorid mit etwas Wasser und Kohlepulver. Gib soviel Sägemehl hinzu, bis der Brei das Becherglas füllt. Stecke als Pole ein Zinkblech und einen Kohlestab in den Brei und miss Spannung und Stromstärke. Miss beide Messwerte auch bei einer käuflichen Batterie und vergleiche.

▼ Aufgabe 1:

Zeichne **Abbildung 1** in dein Heft und beschrifte ihre Teile – (Zinkbecher, Kohlestift mit Braunstein, Hülle, Elektrolyt/Ruß-Gemisch, Abdichtmasse). Kennzeichne den Pluspol und den Minuspol.

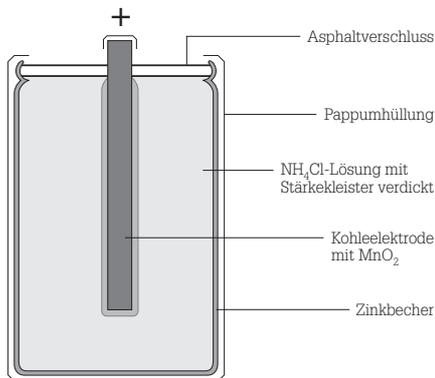


Abb. 1: Schnitt durch eine Batterie

▼ Aufgabe 2:

Zeichne **Abbildung 2** in dein Heft und ergänze Pfeile, die die Fließrichtung der Elektronen anzeigen. Male die Teilchen der Anfangsstoffe grün und der Endstoffe rot an.

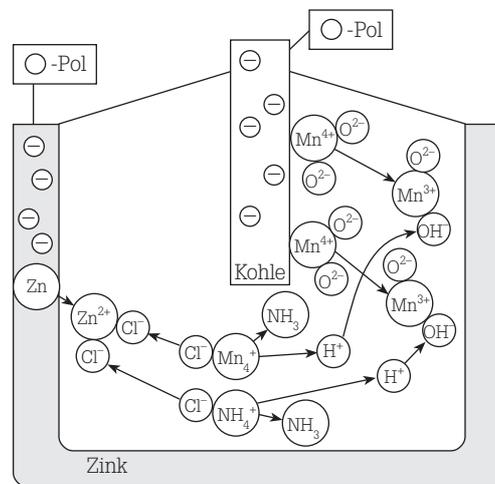
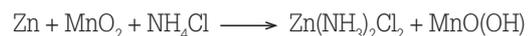


Abb. 2: Reaktionsablauf in einer Zink-Kohle-Batterie

▼ Aufgabe 3:

Schreibe zu Skizze 2 einen Text, der folgende Fragen beantwortet:

- Welche Pole bilden das Zinkblech und der Kohlestab?
- Welche Stoffe sind die Anfangsstoffe der Reaktion?
- Welche Teilchen geben Elektronen ab, welche nehmen sie auf, wie verändern sie sich?
- Bei der Reaktion entstehen als Reaktionsprodukte die Stoffe Diamminzink(II)-chlorid und Mangan(III)-hydroxidoxid. Gleiche die Reaktionsgleichung aus:



Station 8: Schmelzflusselektrolyse

! Information:

Legt man an einen Kochsalz-Kristall (Natriumchlorid) eine elektrische Spannung an, so fließt kein Strom. Also findet auch keine Elektrolyse statt.

Durch Erhitzen können die Ionen eines Salzes so stark in Schwingungen versetzt werden, dass bei einer bestimmten Temperatur (Schmelztemperatur) der Gitterverband zerstört wird. Der Salzkristall schmilzt und die Ionen werden frei beweglich. Eine Elektrolyse ist nun möglich. Man nennt sie Schmelzflusselektrolyse. Sie wird zur großtechnischen Gewinnung vieler Metalle benutzt, z. B. Aluminium wird durch Elektrolyse von geschmolzenem Aluminiumoxid (Bauxit) gewonnen:

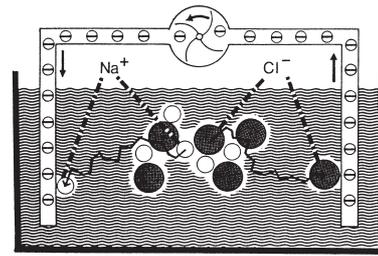


Abb. 1

▼ Aufgabe 1:

Übertrage die Skizze in dein Heft und schreibe den folgenden Text dazu. Fülle dabei die Lücken aus.

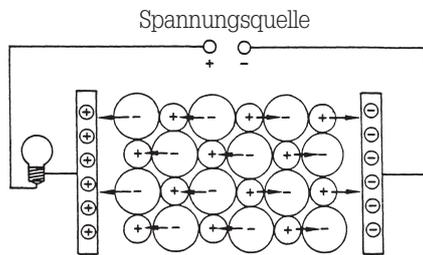


Abb. 2: Salzkristall mit angelegter Spannung

Die zugeführte _____ Energie reicht zur Trennung der _____ nicht aus, denn die Ionen sind durch ihre gegenseitige _____ fest an ihre Plätze im Ionen-_____ gebunden. Somit können die Chlorid-Ionen nicht zum _____-Pol wandern und Elektronen _____, und die Natrium-Ionen können nicht zum _____-Pol wandern und dort Elektronen _____. Ein _____ Strom kommt somit _____ zustande. Soll ein Salz in seine _____ zerlegt werden, so ist dieses nur möglich, wenn die _____ frei beweglich sind.

▼ Aufgabe 2:

Übertrage die Skizze in dein Heft und schreibe dazu den folgenden Text. Fülle dabei die Lücken aus.

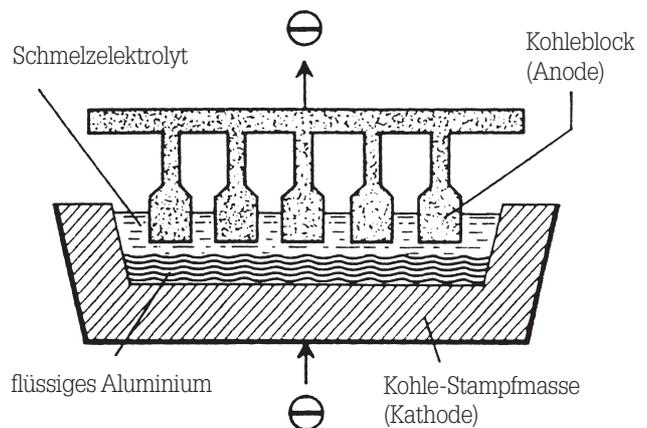


Abb. 3: Schmelzflusselektrolyse von Aluminiumoxid

Die Wanne, in der sich das geschmolzene _____ (Al_2O_3) befindet, ist mit Kohle ausgekleidet, die als _____-Pol dient. In die Schmelze tauchen _____-blöcke als _____-Pol. Die Aluminium-Ionen sind _____ geladen und werden vom Boden der Wanne _____. Dort nehmen sie die fehlenden _____ auf und werden zu Aluminium-_____. In der heißen Wanne sammelt sich also _____ Aluminium. Die Oxid-Ionen sind _____ geladen und werden von den eintauchenden Kohleblöcken angezogen. Sie werden dort durch _____ von Elektronen zu Sauerstoff-_____. Der entstehende Sauerstoff reagiert mit dem _____ zu Kohlenstoffdioxid und Kohlenstoffmonoxid. Somit werden die Kohleblöcke allmählich verbraucht.

Materialkarte

Korrosion – elektrochemisch betrachtet

Zu diesem Arbeits-Set gehören folgende Geräte, Materialien und Chemikalien: Becherglas 150 mL, Zinkblech, Kupferblech, Spannungs-/Strommessgerät

Außerdem wird benötigt: Verbindungskabel, verdünnte Salzsäure (10%, Xi, reizend)

Materialkarte

Zink-Kohle-Batterie

Zu diesem Arbeits-Set gehören folgende Geräte, Materialien und Chemikalien: Becherglas 100 mL, Kohlestab mit Kabelanschluss, Zinkblech, Krokodilklemme, Löffel, Spannungs-/Strommessgerät, Mangan(IV)-oxid, Ammoniumchlorid (Xn, gesundheits-schädlich), Zinkchlorid (C, ätzend), Kohlepulver, Sägemehl, Batterie (Mignon-Zelle)

Außerdem wird benötigt: Verbindungskabel

Chemische Reaktion als Spannungsquelle – Lösungen

Das Zinkblech bildet den Minus-Pol und der Kohlestab den Plus-Pol. Das bedeutet: Die Elektronen fließen von den Zink-Atomen zu den Iod-Atomen. Dadurch werden positiv geladene Zink-Ionen und negativ geladene Iodid-Ionen gebildet. Das entstandene Salz Zinkiodid bleibt aber in Wasser gelöst und ist deshalb nicht sichtbar. Da der Elektronenübergang freiwillig abläuft, findet die Reaktion unter Energieabgabe statt. Diese Versuchsanordnung dient somit als elektrische Strom- (Spannungs- oder Energie-)quelle mit einer Spannung von ____ V und einem Strom von ____ mA.

Eisenakkumulator- Lösungen

Der Minus-Pol des Eisen-Akkus besteht aus reinem Eisen, am Pluspol befindet sich Eisen(III)-chlorid-Lösung (FeCl_3). Sie enthält Eisen(III)-Ionen (Fe^{3+}) und Chlorid-Ionen (Cl^-).

Geben die Eisen-Atome am Minus-Pol je zwei Elektronen ab, so werden sie zu zweifach positiv geladenen Eisen-Ionen. Gelangen die Elektronen über einen Draht oder einen Verbraucher (Motor, Glühlampe o. Ä.) zum Plus-Pol, so werden sie dort von den dreifach positiv geladenen Eisen-Ionen aufgenommen. Diese werden durch die Aufnahme von je einem Elektron zu zweifach positiv geladenen Eisen-Ionen. Die am Plus-Pol und am Minus-Pol entstandenen zweifach positiv geladenen Eisen-Ionen geben der Lösung wieder eine grüne Farbe. Beim Laden des Akkus findet eine Umkehrung dieser chemischen Reaktion statt.

Die Spannung zwischen den Polen beträgt __ V, der Strom ____ mA.

Galvanische Elemente – Lösungen

Das Zinkblech bildet den Minus-Pol und das Kupferblech den Plus-Pol. Am Minus-Pol geben die Zink-Atome Elektronen ab. Es entstehen positiv geladene Zink-Ionen. Die Elektronen gelangen über einen Draht oder einen Verbraucher zum Plus-Pol. Dort werden sie von positiv geladenen Kupfer-Ionen aufgenommen, die sich in der Kupfersulfat-Lösung befinden. Diese werden dadurch zu Kupfer-Atomen.

Da der Elektronenübergang freiwillig abläuft, findet die Reaktion unter Energieabgabe statt. Diese Versuchsanordnung dient somit als elektrische Strom- (Spannungs- oder Energie-)quelle mit einer Spannung von ____ V und einem Strom von ____ mA.

Die elektrische Spannung entsteht durch den unterschiedlichen Elektronen(abgabe)druck der beiden Metalle.

Eloxal-Verfahren – Lösungen

Am Pluspol der Stromquelle herrscht ein Elektronensog, sodass Aluminiumatome Elektronen abgeben und zu positiv geladenen Aluminiumionen werden. Am Minuspol der Stromquelle herrscht ein Elektronendruck. Die Wasserstoffionen in der Oxalsäure-Lösung nehmen am Minuspol Elektronen auf und werden zu Wasserstoffatomen. Daher bildet sich am Minuspol Wasserstoffgas. Die Wasserstoffionen werden dadurch ergänzt, dass Wassermoleküle in positiv geladene Wasserstoffionen und negativ geladene Oxidionen zerfallen. Die Oxidionen verbinden sich mit den positiv geladenen Aluminiumionen zu Aluminiumoxid. So entsteht eine Oxidschicht, die das Aluminium schützt.

Metallüberzüge durch Galvanisieren – Lösungen

Am Plus-Pol (Kupferblech) herrscht ein Elektronensog. Dort geben die Kupferatome Elektronen ab. Dadurch werden Kupfer-Ionen gebildet, die in die Lösung gehen. Die Elektronen werden durch die Stromquelle zum Minus-Pol transportiert. Da der zu verkupfernde Gegenstand mit dem Minus-Pol verbunden ist, herrscht hier ein Elektronendruck. Von der negativen Ladung werden die positiv geladenen Kupfer-Ionen angezogen. Sie nehmen Elektronen auf und werden dadurch zu Kupfer-Atomen. Somit bildet sich an der Oberfläche des Gegenstandes eine Kupferschicht.

Die Kupferelektrode (Pluspol) löst sich allmählich auf. Wäre der Pluspol nicht aus Kupfer, so würde die Konzentration der Lösung an Kupferionen abnehmen.

Zink-Kohle-Batterie – Lösungen

- ① Abdichtmasse, ② Hülle, ③ Elektrolyt/Ruß-Gemisch, ④ Kohlestift mit Braunstein, ⑤ Zinkbecher

Die Zink-Atome geben Elektronen ab. Der Zink-Becher ist also der Minus-Pol. Die positiven geladenen Zink-Ionen verbinden sich mit negativ geladenen Chlorid-Ionen und Ammoniak-Molekülen (NH_3), die aus dem Ammoniumchlorid (NH_4Cl) stammen, zu einem Salz mit der Formel $\text{Zn}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$. Gelangen die freigebliebenen Elektronen über einen Verbraucher (z. B. eine Glühlampe) zum Kohlestab, so werden sie dort vom Braunstein (Mangandioxid) aufgenommen, und es entsteht ein Salz mit der Formel $\text{MnO}(\text{OH})$. Der Kohlestab ist also der Plus-Pol.



Korrosion – elektrochemisch betrachtet – Lösungen

Unedle Metalle werden von Säure angegriffen. Sie lösen sich unter Gasentwicklung auf. Verdünnte Salzsäure ist eine Lösung von Chlorwasserstoff in Wasser. Beim Lösen zerfallen die Säuremoleküle in positive Wasserstoff-Ionen (H^+) und negative Chlorid-Ionen (Cl^-). Die Zink-Atome geben bei der Reaktion Elektronen ab und es entstehen zweifach positiv geladene Zink-Ionen. Die abgegebenen Elektronen werden von den Wasserstoff-Ionen aufgenommen, da diese positiv geladen sind. Somit entstehen aus den Wasserstoff-Ionen Wasserstoff-Atome. Das entstehende Gas ist also Wasserstoff. Weil Kupfer ein Halbedel-Metall ist, reagiert es nicht mit Salzsäure.

Misst man zwischen den beiden Blechen den elektrischen Strom, so erkennt man, dass das Zinkblech den Minus-Pol bildet und das Kupferblech den Plus-Pol. Die Elektronen fließen also vom Zink zum Kupfer. Es werden also nur von den Zink-Atomen Elektronen abgegeben. Also löst sich auch nur das Zinkblech auf. An beiden Blechen entsteht Wasserstoff, d. h. an beiden Blechen werden Wasserstoff-Ionen durch Aufnahme von Elektronen zu Wasserstoff-Atomen. Da beide Bleche zusammen eine größere Oberfläche besitzen, ist die Reaktion heftiger, wenn die Bleche miteinander verbunden sind, aber es löst sich nur das unedle Metall auf.

Als sogenannte Opferanoden verwendet man Metalle die unedler sind als Eisen, also z. B. Magnesium oder Zink. Die Atome dieser Metalle geben leichter Elektronen ab als Eisen-Atome. Wenn sie an Kesselanlagen, Schiffsrümpfen oder Pipelines aus Eisen angebracht werden, dann lösen sie sich allmählich auf und das Eisen wird geschont.

Schmelzflusselektrolyse – Lösungen

Erklärung: Die zugeführte elektrische Energie reicht zur Trennung der Ionen nicht aus, denn die Ionen sind durch ihre gegenseitige Anziehung fest an ihre Plätze im Ionengitter gebunden. Somit können die Chlorid-Ionen nicht zum Plus-Pol wandern und Elektronen abgeben, und die Natrium-Ionen können nicht zum Minus-Pol wandern und dort Elektronen aufnehmen. Ein elektrischer Strom kommt somit nicht zustande. Soll ein Salz in seine Ausgangsstoffe zerlegt werden, so ist dieses nur möglich, wenn die Ionen frei beweglich sind.

Erklärung: Die Wanne, in der sich das geschmolzene Aluminiumoxid (Al_2O_3) befindet, ist mit Kohle ausgekleidet, die als Minus-Pol dient. In die Schmelze tauchen Kohleblöcke als Plus-Pol. Die Aluminium-Ionen sind positiv geladen und werden vom Boden der Wanne angezogen. Dort nehmen sie die fehlenden Elektronen auf und werden zu Aluminium-Atomen. In der heißen Wanne sammelt sich also flüssiges Aluminium. Die Oxid-Ionen sind negativ geladen und werden von den eintauchenden Kohleblöcken angezogen. Sie werden dort durch Abgabe von Elektronen zu Sauerstoff-Atomen. Der entstehende Sauerstoff reagiert mit dem Kohlenstoff zu Kohlenstoffdioxid und Kohlenstoffmonoxid. Somit werden die Kohleblöcke allmählich verbraucht.