

## **Aufgaben Chemie Klasse 9**

Thema Alkene:

LB. S. 62-65 lesen

-Erstelle eine Tabelle: Vertreter der Alkene mit 2-10 Kohlenstoffatomen (Namen, Strukturformeln, vereinfachte Summenformeln, Schmelz- und Siedetemperaturen, Aggregatzustand) Internet zusätzlich nutzen

-Weise nach, dass Alkene eine homologe Reihe bilden!

-LB S. 63 Aufgaben 1-5 schriftlich lösen

-Thema Erdöl und Erdgas wiederholen und lernen

## **Aufgaben Klasse7a**

Thema: Bau der Atome und Modellvorstellungen

Was sind Atome? Wie sind sie aufgebaut? Wie erstellt man ein Atommodell nach Rutherford-Bohr und ein Energieniveauschema? Notiere deine Ergebnisse zu diesen Aufgaben.

Als Hilfsmittel zur Beschreibung des Baues der Atome wird das Periodensystem der Elemente genutzt. Notiere die Regeln zur Nutzung des Periodensystems der Elemente.

Nutze das Lehrbuch S. 115-119, Seite 123 und Youtube „musstewissen Chemie, simpleclub chemie)

Löse die beiden bereits ausgeteilten Arbeitsblätter!

## **Klasse 12 gA Kurs Chemie**

1. Bereitet euch gründlich auf die Kursarbeit vor!

2. Erarbeite eine Mindmap zum Thema Korrosion! (Ursachen, Arten, Schutzmöglichkeiten, chemische Reaktionen, Kosten jährlich in Deutschland usw.)

Alle anderen Klassen lösen bitte die bereits ausgeteilten Aufgaben.

---

## **M 1 Darstellung von Aluminium**

Aluminium kommt in der Natur überwiegend in Form oxidischer Verbindungen, wie z. B. Aluminiumoxid (*Dialuminiumtrioxid*), Aluminiumhydroxid und Aluminiumoxidhydroxid, vor. Das Erz Bauxit enthält die Oxide und Hydroxide des Aluminiums in Kombination mit Oxiden und Hydroxiden anderer Metalle. Dieses Erz dient als Ausgangsmaterial der Aluminiumdarstellung. **Im ersten Schritt** der Aluminiumgewinnung werden „Verunreinigungen“ wie z. B. Eisen(III)-oxid entfernt: Im **nassen Aufschlussverfahren** wird das feingemahlene Bauxit in einem Autoklaven (dampfbeheizter Druckkessel) mit 35–38%iger Natronlauge 6–8 Stunden erhitzt ( $T = 140\text{--}180\text{ }^\circ\text{C}$ ,  $p = 500\text{--}700\text{ kPa}$ ) und durch ein Rührwerk vermischt. Das entstehende amphotere Aluminiumhydroxid (löslich in Laugen und Säuren) ist in Natronlauge löslich. Es entsteht der lösliche Komplex Natriumtetrahydroxo-aluminat(III)  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$  (Reaktionsgleichung I). Im Gegensatz dazu ist das basische Eisenhydroxid in Natronlauge unlöslich, der entstehende Komplex Natriumtetrahydroxo-ferrat(III) ( $\text{Na}[\text{Fe}(\text{OH})_4]$ ) fällt aus (Reaktionsgleichung II). Diese „Verunreinigungen“ werden durch Dekantieren und Feinfiltration entfernt. Aluminiumhydroxid wird anschließend ausgefällt, indem die Aluminatlösung sehr stark verdünnt und abgekühlt (unter  $90\text{ }^\circ\text{C}$ ) wird, wodurch das Gleichgewicht auf die Seite des Aluminiumhydroxids (Edukt) verschoben wird.

Um technisch reines, wasserfreies Aluminiumoxid zu erhalten, wird das ausgefällte Aluminiumhydroxid abfiltriert, gewaschen und auf  $1200\text{--}1400\text{ }^\circ\text{C}$  erhitzt (Reaktionsgleichung III).

**Im zweiten Schritt** der Aluminiumdarstellung wird das Metall durch eine **Schmelzflusselektrolyse** aus Aluminiumoxid gewonnen. Da der Schmelzpunkt von Aluminiumoxid bei  $2045\text{ }^\circ\text{C}$  liegt, elektrolysiert man ein Gemisch aus Aluminiumoxid und Kryolith ( $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ). Bei einem Mischungsverhältnis von 81,5 % Kryolith und 18,5 % Aluminiumoxid schmilzt das Gemisch bereits bei  $935\text{ }^\circ\text{C}$ .

Die Elektrolyse findet in viereckigen Eisenblechwannen statt, die mit Kohleblöcken ausgekleidet sind. Diese Kohleblöcke dienen als Kathode. In der Wanne befindet sich die Elektrolytschmelze (Kryolith und Aluminiumoxid). In der Schmelze liegen also Aluminium- und Oxid-Ionen vor. Als Anode dienen kurze Kohleblöcke, die an einem Traggerüst hängen, das mit dem positiven Pol der Stromquelle verbunden ist. Die Graphit-Anode wird während der Elektrolyse verbraucht, da der Kohlenstoff oxidiert wird und mit dem anodisch gebildeten Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid reagiert.

Elektrolysiert wird bei einer Stromstärke von  $150\ 000\text{ A}$  und geringer Spannung ( $4\text{--}5\text{ V}$ ). Das an der Kathode entstehende flüssige Aluminium sinkt ab, da die Dichte höher ist als die der Schmelze. Dadurch wird das Aluminium vor Rückoxidation geschützt. Alle 1–2 Tage wird das Aluminium abgesaugt.

Das in Deutschland hergestellte Aluminium stammt etwa zur Hälfte aus Recyclingprozessen, da beim Recycling des Metalls nur 5 % der ursprünglichen Herstellungsenergie benötigt wird.



### Aufgaben

1. Veranschaulichen Sie die Schritte der Aluminiumdarstellung in einer Übersicht. Ergänzen Sie auch die Reaktionsgleichungen (I–III).
2. Zeichnen Sie die Elektrolysezelle für die Schmelzflusselektrolyse und beschriften Sie sie. Formulieren Sie dann die Teilreaktionsgleichungen der Vorgänge an den Elektroden sowie die Gesamtreaktionsgleichung. Geben Sie die wesentlichen Oxidationszahlen an.

### Zusatzinformation

Summenformeln der im Text genannten Verbindungen: Aluminiumoxid (*Dialuminiumtrioxid*)  $Al_2O_3$ , Aluminiumhydroxid  $Al(OH)_3$ , Aluminiumoxidhydroxid  $AlO(OH)$ , Eisen(III)-oxid  $Fe_2O_3$ , Eisenhydroxid  $Fe(OH)_3$

## M 2 Aluminium im Alltag – galvanische Zelle und Lokalelement

Trotz des hohen Energieaufwandes zur Herstellung ist Aluminium eines der wichtigsten Gebrauchsmetalle unserer Zeit. Ob in der Autoindustrie, im Haushalt oder in der Technik: Aluminium ist aus unserem Alltag nicht mehr wegzudenken.

- Man kann Aluminium sogar zur **Energiegewinnung im galvanischen Element** verwenden: Um
- 5 eine Aluminium-Luft-Batterie aufzubauen, benötigt man nur eine Aluminiumelektrode als Anode und eine Graphitelektrode als Kathode. Dazu kommen noch Krokodilklemmen, 2 Kabel, ein Motor oder ein Spannungsmessgerät sowie ein Becherglas. Als Elektrolyt kann man eine stark alkalische Kaliumhydroxid-Lösung verwenden, da sich in diesem Fall die Oxidschicht des Aluminiums nicht ausbilden kann. Es entsteht ein wasserlöslicher Aluminiumkomplex
- 10 (Kaliumtetrahydroxoaluminat(III)  $K[Al(OH)_4]$ ). Und natürlich benötigt man Luftsauerstoff der unter Bildung von Hydroxid-Ionen reduziert wird. Durch ein solches galvanisches Element erzielt man eine Spannung von 1,4 V (experimentelle Spannung), sodass der Motor über einen langen Zeitraum läuft. ( $E^\circ(Al/Al^{3+}) = -1,66\text{ V}$ ,  $E^\circ(O_2/OH^-) = 0,40\text{ V}$ ).

- Aluminiumfolie ist im Haushalt nicht nur als
- 15 Verpackungsmaterial gebräuchlich. Das Metall hat ein sehr niedriges Standardpotential ( $E^\circ(Al/Al^{3+}) = -1,66\text{ V}$ ) und kann daher zur **Reinigung von angelaufenen Silbergegenständen** dienen: Silberbesteck, Silberschmuck oder andere Silbergegenstände laufen an der Luft mit der Zeit unter
- 20 Bildung eines schwarzen Überzuges an. Hervorgerufen wird dieser schwarze Belag durch schwefelhaltige Gase, die in der Luft in Spuren enthalten sind (z. B. durch Autoabgase) oder durch Schwefelverbindungen, die in Lebensmitteln (z. B. Eier) vorkommen.



Armreif aus Silber

Thinkstock/iStockphoto

- Bei dem Belag handelt es sich um Silbersulfid, der dadurch entsteht, dass elementares Silber
- 25 mit Luftsauerstoff und schwefelhaltigen Gasen, wie z. B. Schwefelwasserstoff ( $H_2S$ ), zu Silber(I)-sulfid und Wasser reagiert.

Bestreut man nun das angelaufene Silberbesteck oder den Schmuck mit Kochsalz, umwickelt es mit Aluminiumfolie und reibt mit der Alufolie kräftig über das Besteck, glänzt das Silber nach dieser Behandlung wieder, der schwarze Belag ist verschwunden und man nimmt einen Geruch nach faulen Eiern wahr. Es bildet sich in einer Nebenreaktion nämlich außerdem Wasserstoff, 5 der mit dem Silbersulfid zu Schwefelwasserstoff reagiert und so den Geruch nach faulen Eiern verursacht.

Diese Methode der Silberreinigung ist zwar ein altes Hausrezept, birgt allerdings den Nachteil, dass die Silbergegenstände zerkratzen können. Die Luftfeuchtigkeit dient als Lösungsmittel und das Kochsalz als Elektrolyt.

#### Aufgaben



1. Fertigen Sie zur Funktionsweise der Aluminium-Luft-Batterie ein Protokoll (Materialien/Chemikalien, Durchführung, Beobachtungen, Auswertung mit Reaktionsgleichungen) an. (Gedankenexperiment)
2. Erklären Sie die ablaufende Reaktion zur Reinigung des Silbers unter Verwendung des entsprechenden Fachvokabulars. Formulieren Sie die Teilgleichungen der Oxidation und der Reduktion.
3. Planen Sie ein mögliches Verfahren zur Silberreinigung, bei dem der Elektrolyt das Silber nicht beschädigen kann.

### M 3 Sauerstoffkorrosion und Passivierung

Eisen ist ein unersetzbarer Werkstoff in unserer Zeit. Aufgrund des häufigen Vorkommens von Eisenerzen, der vergleichsweise kostengünstigen Darstellung und der Stabilität dieses Werkstoffs ist Eisen aus unserem Alltag und der Industrie nicht mehr wegzudenken.

Vergleicht man ein Aluminiumblech mit einem Eisenblech, die beide lange feuchter Luft ausgesetzt waren oder im Wasser lagen, fällt auf, dass die Oberfläche des Aluminiumblechs eine glatte, feste Schicht aus Aluminiumoxid aufweist, die nach wie vor silbrig glänzt, während die Oberfläche des Eisens die typische poröse, abblätternde, rotbraune Rostschicht ausbildet. Die durchgängige Aluminiumoxidschicht hat das Aluminiumblech geschützt, da sie Sauerstoff, Feuchtigkeit und alle für das Metall schädlichen Stoffe fernhält. Die poröse Rostschicht des Eisens kann allerdings den Zutritt dieser Stoffe und somit die fortschreitende Korrosion nicht verhindern. Im Fall von Aluminium spricht man von Passivierung: Das Metall überzieht sich mit einer Schicht aus dem Metalloxid. Die Aluminiumoxidschicht garantiert die Korrosionsbeständigkeit des Metalls und macht es so zu einem begehrten und vielseitig verwendeten Gebrauchsmetall.

Das Eisenblech dagegen korrodiert in Anwesenheit von Sauerstoff und Wasser (Feuchtigkeit) mit der Zeit.

Dieser Korrosionsvorgang läuft wie folgt ab:

Zunächst werden in einer Redoxreaktion aus Eisenatomen Eisen-Ionen gebildet, während der Sauerstoff der Luft zu Hydroxid-Ionen reagiert. Eisen-Ionen und Hydroxid-Ionen gehen in Lösung. Anschließend reagieren die Eisen-Ionen und die Hydroxid-Ionen zu Eisen(II)-hydroxid, das ausfällt. In einer Sekundärreaktion reagiert Eisen(II)-hydroxid mit Sauerstoff u. a. weiter zu Eisen(III)-oxidhydroxid. Letzteres reagiert weiter zu Eisen(III)-oxid, das die typisch braune Rostfarbe aufweist. Rost als rotbraunes Korrosionsprodukt sieht man z. B. an Eisenbahnschienen, an Autos, Fahrrädern, Stahlgeländern oder oberirdisch verlaufenden Rohren.

Bei Rost handelt es sich also um die Verbindungen des Eisen(III)-oxids und des Eisen(III)-oxidhydroxids. Es gibt verschiedene Möglichkeiten, um die Entstehung des Rosts zu verhindern oder Rost zu entfernen. Rost kann zum Beispiel durch Rostentferner beseitigt werden. Hierbei handelt es sich meist um Säuren, die den Rost auflösen. Eine weitere Möglichkeit bieten sogenannte Rostumwandler. Gibt man einen gerosteten Eisennagel, der mit einer Drahtbürste gereinigt wurde, in ein Reagenzglas, das mit Cola gefüllt ist, und nimmt ihn nach einiger Zeit wieder heraus, kann man erkennen, dass an den Stellen, wo sich der Rost befunden hat, nun schwarze Verfärbungen sind. Hier laufen zwei Reaktionen zur Rostentfernung ab. Zum einen bildet Eisen(III)-oxidhydroxid mit der Citronensäure ( $C_6H_8O_7$ ) der Cola einen wasserlöslichen Eisencitratkomplex ( $[Fe(C_6H_5O_7)_2]^{3-}_{(aq)}$ ). Der Rost wird also aufgelöst. Zum anderen wird der Rost durch die in der Cola ebenfalls enthaltene Phosphorsäure ( $H_3PO_4$ ) in schwer lösliches Eisenphosphat umgewandelt.

## Aufgaben



1. Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen der Sauerstoffkorrosion des Eisens und der Passivierung des Aluminiums. Geben Sie die wesentlichen Oxidationszahlen an und zeigen Sie anhand der Elektronenübergänge, dass es sich um eine Redoxreaktion handelt.
2. Entwickeln Sie mindestens drei Methoden, um die Sauerstoffkorrosion von Eisengegenständen verhindern zu können. Diskutieren Sie Vor- und Nachteile dieser drei Möglichkeiten.
3. Zusatzaufgabe; Formulieren Sie die Reaktionsgleichungen zur Rostumwandlung durch die in der Cola enthaltenen Säuren. Zusatzeinformation:

Eisen(III)-oxid =  $Fe_2O_3$ , Eisen(III)-oxidhydroxid =  $FeO(OH)$ , Eisenhydroxid =  $Fe(OH)_2$