

Alkalimetalle

1. Die Reihe der Alkalimetalle [1, 2]

Die Alkalimetalle Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Cäsium und Francium sind im Periodensystem der Elemente in der 1. Hauptgruppe zu finden. Der, über dem Lithium stehende, Wasserstoff gehört nicht zu dieser Elementfamilie, da er als Gas eine Sonderstellung einnimmt.

Die Alkalimetalle bekamen ihren Namen vom arabischen „al kalja“, was „ausgelaugte Soda“ bedeutet.

Sie zeichnen sich alle durch eine Valenzschale, die nur ein s-Elektron besitzt, aus. Daraus ergeben sich viele gemeinsame Eigenschaften.

1.1 Eigenschaften der Alkalimetalle [1, 3, 4]

Konsistenz

Alkalimetalle sind silber-glänzende Metalle, mit Ausnahme von Cäsium, welches einen Goldschimmer besitzt.

Sie sind von weicher Beschaffenheit, so dass sie mit dem Messer geschnitten werden können. Ihre Härte innerhalb der Gruppe nimmt von oben nach unten ab.

Atomradius

Die Besetzung der neuen Valenzschale und die, gegenüber den anderen Elementen innerhalb den jeweiligen Perioden, noch relativ geringe Kernladung (bedeutet Anziehung Kern-Hülle relativ gering) bewirken einen großen Atomradius der Alkalimetalle. Dieser nimmt sodann logischerweise von oben nach unten zu.

Schmelzpunkt/Siedepunkt

Alkalimetalle besitzen relativ geringe Schmelz- und Siedepunkte.

Sie nehmen von oben nach unten ab.

Elektropositivität/Ionisierungsenergie

Da die Kernladung der Alkalimetalle relativ gering ist, wird das äußerste Elektron leicht abgegeben. Dies geschieht umso leichter, je größer das Atom ist, weshalb die Elektropositivität von oben nach unten zunimmt.

Parallel hierzu folgt die Abnahme der Ionisierungsenergie von oben nach unten.

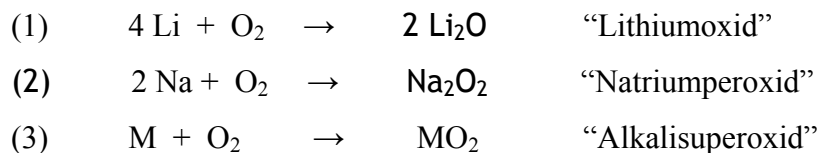
1.2 Allgemeines Reaktionsverhalten der Alkalimetalle [1, 3]

Alkalimetalle sind die reaktivsten aller Metalle. Ihre Reaktionsbereitschaft nimmt von oben nach unten zu. Dies begründet sich mit der zunehmend leichteren Abgabe des Valenzelektrons parallel zur Zunahme des Atomradius.

Sie werden dabei grundsätzlich von der Oxidationsstufe 0 in die Oxidationsstufe +1 oxidiert.

Reaktion der Alkalimetalle mit Luft

Ausnahmslos alle Alkalimetalle reagieren mit dem Sauerstoff der Luft. Jedoch kann man hier gravierende Unterschiede feststellen, was folgende Reaktionen zeigen.



Es entstehen also verschiedene Produkte, in denen die Alkaliionen stets die Oxidationsstufe +I einnehmen.

Die Beobachtungen der Reaktionen verdeutlichen die Zunahme der Reaktivität von oben nach unten:

Lithium, Natrium und Kalium „laufen an“; eine Oxidschicht entsteht.

Rubidium und Cäsium entzünden sich beim Kontakt mit Sauerstoff.

Diese Reaktionen der Alkalimetalle mit dem Luftsauerstoff sind auch der Grund dafür, weshalb man die Elemente nicht an Luft, sondern in sauerstofffreier Flüssigkeit (Petroleum oder Paraffinöl) aufbewahrt.

Reaktion der Alkalimetalle mit Wasser

In nachfolgendem Versuch wird die Reaktion von Alkalimetallen mit Wasser am Beispiel von Natrium dargestellt. Die Reaktion läuft bei Raumtemperatur ab und es entstehen eine Lauge und Wasserstoff.

Versuch 1: Reaktion von Natrium mit Wasser „Pink Panther“ [1, 5]

Geräte: Kristallisierschale, Messer, Pinzette, Filterpapier, Tageslichtprojektor

Chemikalien: Natrium, Wasser, Phenolphthalein, Spülmittel

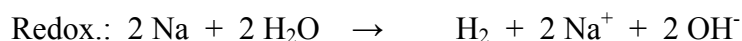
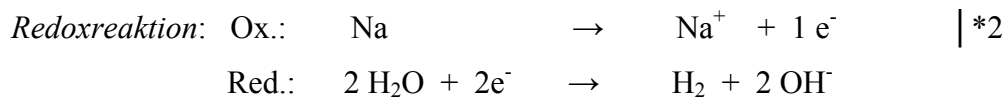
Durchführung: Die Kristallisierschale wird zu $\frac{3}{4}$ mit Wasser gefüllt, etwas Spülmittel und einige Tropfen Indikator zugegeben. Mit der Pinzette holt man ein Stück Natrium aus der Flüssigkeit, schneidet ein kleines Teilchen ab und gibt es auf's Wasser.

Beobachtung: Das Natriumteilchen „tanzt“ zischend auf dem Wasser. Es hinterlässt eine rosa Spur im Wasser. Des Weiteren entstehen Gasbläschen.

Auswertung: Bewegung auf dem Wasser: geringe Dichte des Natriums

Zischen und Gasbläschen: Bildung von Wasserstoff

Rosa Spur: Basische Reaktion



Auch hier wird im Vergleich der Elemente die zunehmende Reaktionsbereitschaft der Alkalimetalle von oben nach unten deutlich.

Lithium bewegt sich; schmilzt nicht

Natrium bewegt sich; schmilzt zur silbernen Kugel

Kalium bewegt sich; eine violette Flamme entsteht

Rubidium und Cäsium reagieren explosionsartig

2. Betrachtung der einzelnen Alkalimetalle

2.1 Lithium [1, 4, 6, 7]

Namensgebung: „lithos“ (griech.) = Stein

Entdeckung: 1817: J. A. Arfvedson

Vorkommen: 27. häufigstes Element der Erdrinde; 0,006 %

Wichtigstes Mineral: Kryolithionit ($\text{Li}_3\text{Na}_3[\text{AlF}_6]_2$)

Verwendung: Industrie: Legierungsmittel z. B. für Blei zur Härtung

Enthalten in Glasuren und Batterien

Eigenschaften: Leichtestes aller Elemente

Reaktionsverhalten ähnelt dem des Magnesiums

Leicht toxisch

Versuch 2a: Flammenfärbung von Lithium [7]

(Die Versuchsanleitung gilt stellvertretend für die Versuche 2a bis e; Veränderungen sind jeweils angegeben)

Geräte: Tüpfelplatte, Bunsenbrenner

Chemikalien: Lithiumchlorid, Magnesiastäbchen, konzentrierte Salzsäure

Durchführung: Das Magnesiastäbchen wird mit Salzsäure in der rauschenden Brennerflamme ausgeglüht. Mit Hilfe von Salzsäure wird dann etwas Lithiumchlorid aufgenommen und das Magnesiastäbchen erneut in die Flamme gehalten.

Beobachtung: Karminrote Flammenfärbung

Erklärung: Elektronen werden kurzzeitig von einem energieärmeren in einen energiereicheren Zustand angehoben. Beim „Zurückfallen“ wird Strahlung von (hier) roter Farbe abgegeben.

2.2 Natrium [2, 4, 6, 7]

Namensgebung: „neter“ (ägypt.) = Soda

Entdeckung: 1807: H. Davy

Vorkommen: 6. häufigstes Element der Erdrinde; 2,7 %

Natriumverbindungen im Meerwasser, Steinsalzlagerstätten (Halit = NaCl):

BRD (Staßfurt), Polen (Wieliczka), Südspanien, USA (Kalifornien), Rußland

Verwendung: Labor: als Reduktionsmittel (Herstellung elektropositiver Metalle aus ihren Oxiden oder Halogeniden)

Natriumdampflampen

Flüssiges Natrium: Kühlmittel in Kernreaktoren

Eigenschaften: Sehr weich

Geringe Dichte

Verursacht schwere Verätzungen

Versuch 2b: Flammenfärbung von Natrium [7]

Chemikalien: Identisch **2a**, aber mit Natriumchlorid

Beobachtung: Gelbe Flammenfärbung

2.3 Kalium [2, 4, 6, 7]

Entdeckung: 1807: H. Davy

Vorkommen: 7. häufigstes Element der Erdrinde; 2,41 %

Kalifeldspat: $K[AlSi_3O_8]$, Kaliglimmer, z. B. Muskovit $KAl_2(OH, F)_2[AlSi_3O_{10}]$

Kaliumsalzvorkommen: BRD (Staßfurt), Frankreich (Elsass) Rußland (Ural)

Verwendung: Geringer technischer Nutzen (sehr reaktionsfähig!)

Anorganische Kaliumverbindungen in Technik, Landwirtschaft und Haushalt

Eigenschaften: Sehr weiches Leichtmetall

Versuch 2c: Flammenfärbung von Kalium [7]

Geräte: Identisch **2a**; zusätzlich wird ein Kobaltglas verwendet

Chemikalien: Identisch **2a**, aber mit Kaliumnitrat

Beobachtung: Violette Flammenfärbung

2.4 Rubidium [2], [4], [7]

Namensgebung: „rubidius“ (lat.) = dunkelrot

Entdeckung: 1860/61: R. W. Bunsen/G. R. Kirchhoff

Vorkommen: 31. häufigstes Element der Erdrinde; 0,0029 %

Rubidiumverbindungen in Spuren im Meerwasser und Mineralwasser

Verwendung: Wenig technische Verwendung (Herstellung sehr teuer!)

Metallisches Rubidium: Forschungszwecke

Eigenschaften: Wachsw weich

Eines der unedelsten Metalle

Sehr starkes Reduktionsmittel

Versuch 2d: Flammenfärbung von Rubidium [7]

Chemikalien: Identisch **2a**, aber mit Rubidiumchlorid

Beobachtung: Rot-violette Flammenfärbung

2.5 Cäsium [2, 4, 7]

Namensgebung: „caesius“ (lat.) = himmelblau

Entdeckung: 1860: R. W. Bunsen/G. R. Kirchhoff

Vorkommen: 42. häufigstes Element der Erdrinde; 0,00065 %

Pollux ($\text{CsAl}[\text{SiO}_3]_2 \cdot 0,5 \text{H}_2\text{O}$); USA, Kanada, Namibia, Russland

Spuren von Cäsiumverbindungen im Meerwasser und Mineralwasser

Verwendung: Technik: Photoelektrische Zellen, enthalten in Halbleitern Gleichrichtern, Glühkathoden Photomultipliern

^{133}Cs : Atomuhren; ^{137}Cs (Medizin): Bestrahlung von Tumoren

Eigenschaften: Weichstes aller Elemente

Schmelzen mit bloßer Hand möglich

Durch UV-Strahlen leicht ionisierbar

Versuch 2e: Flammenfärbung von Cäsium [7]

Chemikalien: Identisch **2a**, aber mit Cäsiumchlorid

Beobachtung: Blaue Flammenfärbung

2.6 Francium [2, 4 7]

Namensgebung: Benannt nach dem Heimatland der Entdeckerin: Frankreich

Entdeckung: 1939: M. Pervey

Vorkommen: 93. häufigstes (= 2. seltenstes) Element der Erdrinde; $1,3 \cdot 10^{-21}$ %

z. B. ^{223}Fr : kurzlebige Abzweigungsprodukt der natürlichen radioaktiven

Actinium-Zerfallsreihe, ^{221}Fr kurzlebige Glied der künstlich-radioaktiven

Neptunium-Zerfallsreihe

Verwendung: Momentan keine Verwendung (geringes Vorkommen; kurze Halbwertszeit)

Eigenschaften: Unedelstes aller Metalle

Radioaktiv

Geringes Vorkommen lässt wenig über Eigenschaften aussagen (in chemischen Eigenschaften ähnlich den übrigen Alkalimetallen)

3 Literaturverzeichnis

- [1] Demonstrationsvortrag in anorganischer Chemie: P. Bach; Alkalimetalle, 09.07.2003, Sommersemester 2003, Regensburg.
- [2] Demonstrationsvortrag in anorganischer Chemie: M.A. Ferstl; Alkalimetalle, 23.01.2004, Wintersemester 2003/2004, Regensburg.
- [3] Mortimer, C., Müller, U.: Chemie, 8. Auflage; Georg Thieme Verlag; Stuttgart; 2003; S. 483- 486.
- [4] Demonstrationsvortrag in anorganischer Chemie: A. Hatzesberger; Alkalimetalle, 26.11.2004, Wintersemester 2004/2005, Regensburg.
- [5] <http://www.experimentalchemie.de/versuch-041.htm> (gesichtet am 08.11.2005)
- [6] Jander, G., Blasius, E.: Lehrbuch der analytischen und präparativen anorganischen Chemie, 14. Auflage; S. Hirzel-Verlag; Stuttgart, Leipzig; 1995; S. 155- 160.
- [7] Demonstrationsvortrag in anorganischer Chemie: M. Gottschalk; Alkalimetalle, 09.06.2004, Wintersemester 2004, Regensburg.