



Vergleich Nebengruppe I und Nebengruppe II

Achim Falkner, WS 09/10; Stephanie Harfmann, WS 13/14

Gliederung

1	Überblick Nebengruppe I.....	1
2	Überblick Nebengruppe II.....	4
3	Vergleich der Nebengruppen I und II.....	6

Einstieg: Die Preise für Kupfer sind kräftig angestiegen und rufen Metall-Diebe auf den Plan. Auch die Deutsche Bahn bleibt hiervon nicht verschont, denn sie wird oft Opfer von solchen Metall-Dieben, die sich an den aus Kupfer bestehenden Oberleitungen zu schaffen machen und somit die Strom-Versorgung der Züge kappen.

Auch werden in der Weihnachtszeit Besuche in den Schmuck-Geschäften häufiger. Der Grund: Der sehr beliebte Gold- und Silber-Schmuck steht ganz oben auf dem Wunsch-Zettel fast jeder Frau. Uninteressanter sind dagegen Geschenke aus anderen Metallen, wie z. B. Zink, Cadmium oder Quecksilber.

Im folgendem Vortrag soll aufgezeigt werden, was die beliebten Metalle der Nebengruppe I von denen der Nebengruppe II unterscheidet.

1 Überblick Nebengruppe I

	Kupfer (Cu)	Silber (Ag)	Gold (Au)
Elektronen-Konfiguration	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ¹	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ¹	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ¹
Elektro-Negativität	1,7	1,4	1,4
Schmelzpunkt in °C	1.083	961	1.063
Siedepunkt in °C	2.595	2.212	2.660
Standardpotential in V	Cu ⁺ : + 0,52 Cu ²⁺ : + 0,35	Ag ⁺ : + 0,80	Au ⁺ : +1,69 Au ²⁺ : +1,50 Au ³⁺ : +1,40
Oxidationsstufen	+2,+1	+2, +1	+1, +3
Darstellung	<ul style="list-style-type: none"> • Rösten • elektrolytische Raffination 	<ul style="list-style-type: none"> • Cyanid-Lauge-rei (Fein-Reini-gung analog 	<ul style="list-style-type: none"> • Cyanid-Lauge-rei, Amalgam-Verfahren

		Kupfer-Raffination)	
Eigenschaften	<ul style="list-style-type: none"> hohe thermische Leitfähigkeit gute Korrosionsbeständigkeit Bestandteil von Legierungen 	<ul style="list-style-type: none"> höchste thermische und elektrische Leitfähigkeit sehr weich Legierung bei Gebrauch 	<ul style="list-style-type: none"> Dehnbar und geschmeidig chemisch inert
Verwendung	<ul style="list-style-type: none"> Elektro-Industrie Schiffbau Dach-Bedeckung chemischer Apparatebau 	<ul style="list-style-type: none"> Schmuck Münzen Elektro-Technik 	<ul style="list-style-type: none"> Schmuck Münzen Zahn-Ersatz

Die Elemente der ersten bzw. elften (nach IUPAC) Nebengruppe bestehen ausschließlich aus Schwer-Metallen und besitzen voll besetzte d-Orbitale. Die drei Elemente dieser Gruppe zeigen Abweichungen zu den übrigen Elementen der äußeren Nebengruppen. Die Oxidationsstufen nehmen üblicherweise von den leichten bis zu den schweren Elementen der Nebengruppen zu. In der Nebengruppe I nimmt sie erst ab und dann wieder zu. Die Schmelz- und Siedepunkte der schweren Elemente liegen in der Regel immer höher als die der leichteren. Innerhalb der Nebengruppe I sinken sie und nehmen dann wieder zu. Den höchsten Schmelzpunkt hat das leichteste Element. Die Anwendungsgebiete dieser Elemente ähneln sich.

Versuch 1: Bestimmung des edlen Charakters von Metallen

Experiment: Lösungstensionsreihe

Material:

- 3 Bechergläser, 25 mL
- Sand-Papier
- Tiegelzange
- Fliese als Unterlage

Chemikalien:

- 3 **Silber**, Blech
ca. 0,5*5 cm
- 3 **Kupfer**-Folie
ca. 0,5*5 cm
- 3 **Zink**, Blech
ca. 0,5*5 cm
- VE-Wasser**
- Silbernitrat**-Lösung
c= 0,1 mol/L
CAS-Nr.: 7761-88-8

Achtung
H290, H315, H319, H410
P273, P302+P352, P305+P351+P338
- Zinksulfat**-Lösung
c= 1 mol/L
CAS-Nr.: 7446-20-0

Gefahr
H302; 318, H410
P273, P280, P305+P351+P338, P313

- **Kupfer(II)-sulfat**-Lösung

c= 1 mol/L

CAS-Nr.: 7758-99-8



Gefahr

H302, H315, H318, H410

Durchführung: Die drei kleinen Bechergläser werden mit den Metallsalz-Lösungen gefüllt. Die Metall-Streifen sollten mit dem Sand-Papier gereinigt werden (auf der Fliese, nicht der Tisch-Platte). Dann gibt man der Reihe nach jedes Metall in die Metallsalz-Lösung und beobachtet jeweils ca. 2 Minuten.

Beobachtung: Silber löst sich in keiner der Lösungen und behält seinen metallischen Glanz; das Kupfer bildet einen Niederschlag und das Zink löst sich.

Deutung: Das Silber ist im Gegensatz zu Kupfer und Zink am edelsten, es hat nicht das Bestreben in Lösung zu gehen; je unedler ein Metall ist, d. h. je kleiner sein Wert in der elektrochemischen Spannungsreihe ist, desto größer ist sein Bestreben in Lösung zu gehen; demnach hat Silber das größte Standard-Potenzial, gefolgt von Kupfer und Zink.

Versuch 2: Bestimmung des edlen Charakters von Metallen

Experiment: Ätz-Versuch mit verschiedenen Metallen

Material:

- Reagenzgläser

- Brenner, Feuerzeug

Chemikalien:

- **Zink**-Späne
- **Kupfer**-Späne
- **Silber**-Späne
- **Gold**-Folie

- **Salzsäure**

w= 32% (konz.)

CAS-Nr.: 7647-01-0



Gefahr

H314, H335, H290

P260, P305+P351+P338,

P303+P361+P353, P304+P340,

P309+P311

- **Salpetersäure** (konz.)

w= 65%

CAS-Nr.: 7697-37-2



Gefahr

H272, H290, H314, H331, EUH071

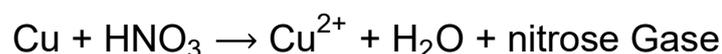
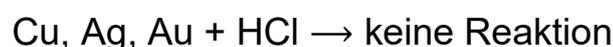
P220, P260, P280, P310, P304+P340,

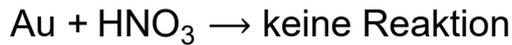
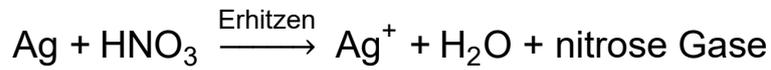
P303+P361+P353, P305+P351+P338

Durchführung. Metall-Späne werden auf die Reagenzgläser aufgeteilt. Zuerst werden sie mit konzentrierter Salzsäure behandelt. Danach mit Salpetersäure. Um eine träge Reaktion zu beschleunigen wird mit einem Brenner erhitzt.

Beobachtung: Es kann ein Reaktionsgefälle festgestellt werden. Zink löst sich in Salzsäure unter Gas-Entwicklung. Kupfer, Silber und Gold lösen sich in Salzsäure selbst nach Erhitzen nicht. Kupfer löst sich in Salpetersäure. Es entsteht eine bläuliche Lösung. Silber löst sich in Salpetersäure erst nach Erhitzen. Gold löst sich nicht.

Gleichungen:





Interpretation: Metallen kann man bezüglich ihrer Reaktivität gegenüber Säure einen edlen oder unedlen Charakter zuschreiben. Unedle Metall bilden mit oxidierenden wie nicht oxidierenden Säure Wasserstoff und gehen als Ionen in Lösung. Edle Metalle reagieren nur mit oxidierenden Säuren. Je edler, desto träger ist die Reaktion. Wasserstoff entsteht nicht. Sehr edle Metalle reagieren mit oxidierenden Säuren gar nicht (z. B. Au).



© Thomas Seilnacht

Abb. 1: Gold-Münzen [5]



Abb. 2: Kupfer-Litze [2]

2 Überblick Nebengruppe II

	Zink (Zn)	Cadmium (Cd)	Quecksilber (Hg)
Elektronen-Konfiguration	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ²	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ²	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ²
Elektro-Negativität	1,7	1,5	1,4
Schmelzpunkt in °C	419	321	-39
Siedepunkt in °C	908	767	357
Standardpotential in V	Zn ²⁺ : -0,76	Cd ²⁺ : -0,40	Hg ²⁺ : +0,85
Oxidationsstufen	+2	+2	+2, +1
Darstellung	Thermisch oder elektrolytisch	Neben-Produkt Zink-Herstellung	Rösten von Zinnober (ZnS)
Eigenschaften	<ul style="list-style-type: none"> Bei RT nicht formbar aktives Element essentielles Spurenelement für Pflanzen, Tiere und Menschen 	<ul style="list-style-type: none"> Toxisch 	<ul style="list-style-type: none"> Bei RT flüssig Dämpfe toxisch Bildung von Legierungen (Amalgame)

Verwendung	<ul style="list-style-type: none"> • Zinkbleche • Trocken-Batterien • Automobil-Industrie 	<ul style="list-style-type: none"> • Schutzschicht aus Eisenteilen • Regelstäbe von Kern-Reaktoren 	<ul style="list-style-type: none"> • Wissenschaftliche Geräte (Thermometer, Barometer) • Quecksilberdampflampen • Extraktionsmittel bei der Goldherstellung • Zahnmedizin (Amalgamplomben)
-------------------	--	--	--

Die Elemente der zweiten bzw. zwölften (nach IUPAC) Nebengruppe bestehen ausschließlich aus Schwer-Metallen und besitzen voll besetzte d-Orbitale. Sie zeigen Abweichungen zu den übrigen Elementen der äußeren Nebengruppen. Bei den Elementen der dritten bis achten Nebengruppe weisen die beiden schweren im Vergleich zum leichteren Element der vierten Periode ähnliche chemische und physikalische Eigenschaften auf. Innerhalb der Nebengruppe II sind sich jedoch Zink und Cadmium ähnlicher als Cadmium und Quecksilber. Die Oxidationsstufen nehmen nicht innerhalb der Gruppe zu und die Schmelz- und Siedepunkte sinken und steigen nicht. Die Anwendungsgebiete der Elemente unterscheiden sich.



Abb. 3: verzinkte Karosserie [6]



Abb. 4: Quecksilberdampflampe [11]
© Prof. Jürgen Plate, Hochschule München

Versuch: Korrosionsschutz durch „Verzinkung“

Experiment: Korrosionsschutz

Material:

- Bechergläser

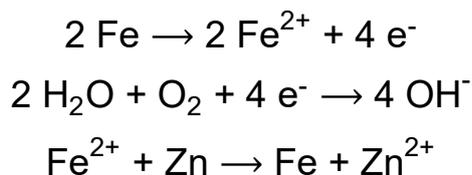
Chemikalien:

- 2 Eisen-Bleche
- Zink-Spray
- Natriumchlorid (Kochsalz)
CAS-Nr.: 7647-14-5

Durchführung: Die Bechergläser werden mit Wasser gefüllt und man löst eine kleine Menge Salz darin (auf genaue Konzentration muss nicht geachtet werden). Eines der beiden Eisen-Bleche wird zur Hälfte mit Zink-Spray bearbeitet.

Beobachtung: Nach 20 bis 30 Minuten sieht man Rost-Stellen. Das unbehandelte Blech rostet überall, das behandelte nur auf der Hälfte die nicht mit Zink besprüht wurde.

Gleichungen:



Interpretation: Rosten ist eine Redox-Reaktion bei der Eisen oxidiert wird. Die Salz-Ionen im Wasser erhöhen die Leitfähigkeit und beschleunigen damit den Vorgang. Eisen ist damit das Reduktionsmittel, Sauerstoff das Oxidationsmittel. Zink ist ebenfalls ein Reduktionsmittel. Seine reduzierende Kraft muss allerdings größer sein als die des Eisen, da sonst der Rost-Vorgang durch den Zink-Belag nicht gestört würde.

Innerhalb der elektrochemischen Spannungsreihe lässt sich für Zink ein negativeres Normal-Potential ablesen als für Fe zu Fe^{2+} . Daran erkennt man, dass Zink eine stärkere reduktive Wirkung zugeschrieben wird als Eisen. Somit verhindert Zink das Rosten von Eisen indem es eine Schutz-Schicht bildet. Erst wenn diese aufgelöst ist, rostet das darunter liegende Eisen.

3 Vergleich der Nebengruppen I und II

Die Nebengruppen I und II setzen sich aus Schwer-Metallen zusammen. Der edle Charakter steigt innerhalb beider Gruppen an. Im gegenseitigen Vergleich wie auch im Vergleich zu den übrigen äußeren Nebengruppen lassen sich bei diesen Elementen schlechter Vorhersagen über chemische und physikalische Eigenschaften treffen, da bestimmte Werte und physikalische Eigenschaften innerhalb der Gruppen stärker variieren als bei anderen Nebengruppen. Die Sonder-Stellung des Quecksilbers lässt sich über relativistische Effekte und die so genannte Lanthanoiden-Kontraktion erklären. Die unterschiedlichen stabilsten Oxidationsstufen in wässriger Lösung der NG I lassen sich über unterschiedliche Hydratationsenthalpien erklären und nicht unbedingt aus der Elektronen-Konfiguration bzw. der Oktett-Regel ableiten. Für die NG II existiert nur eine stabilste Oxidationsstufe in wässriger Lösung (für Hg theoretisch 2 stabile). In der praktischen, alltäglichen Verwendung und Anwendung weisen die Elemente der NG I allerdings Ähnlichkeiten auf. Die Elemente der NG II hingegen zeigen ganz unterschiedliche Anwendungsgebiete.

Ausblick: Beim genauen Betrachten des Periodensystems fallen in beiden Gruppen noch zwei Elemente auf. Es handelt sich hierbei um Roentgenium (Rg) und Copernicium (Cp). Diese sind die jüngsten Elemente des PSE, von denen aber noch sehr wenige Eigenschaften bekannt sind. Vermutlich besitzen sie eine metallische, silberne oder graue Farbe und werden vermutlich bei 298 K fest. Würde man Vorhersagen über diese Elemente treffen wollen, müsste man sich eher an den schwersten Elementen der jeweiligen Nebengruppe (Au und Hg) orientieren, denn zuverlässige Trends innerhalb dieser Nebengruppen existieren nicht.

Zusammenfassung: Aus chemischer Sicht zählen Kupfer, Silber und Gold zu den Edelmetallen. Sie zeichnen sich unter anderem durch eine hohe Korrosionsbeständigkeit und hohe elektrische Leitfähigkeit aus. Kupfer findet aufgrund dieser Eigenschaften oft Verwendung in der Elektro-Industrie, wie z. B. als Oberleitungen bei Zügen oder Bestandteil von Kabeln. Gold ist chemisch inert und reagiert nur mit sehr starken Säuren.

Abschluss: *Kupfer bietet gerade in der Elektro-Industrie eine hervorragende Einsatz-Möglichkeit, da jedoch der Preis für Kupfer auf dem Markt steigt, wird dieses Metall auch reizvoller für Diebe.*

Gold- und Silber-Schmuck wird immer beliebter, da diese Metalle eine lange „Lebenszeit“ versprechen und auch nach häufigen Tragen ihren charakteristisch metallischen Glanz

behalten. Aufgrund von Ängsten einer wiederkehrenden Inflation, bleibt Gold weiterhin bei Anlegern begehrt, denn das Edelmetall gilt als Inflationsschutz in Krisen-Zeiten.

Quellen:

1. Ziesche, P. ; Lehmann, G. ; Ergebnisse in der Elektronentheorie der Metalle; Berlin, Heidelberg, New York, Tokyo; 1983
2. Holleman, A.F.; Wiberg, E.: Lehrbuch der anorganischen Chemie; Berlin, New York; 1995
3. Häusler, Karl; Pavenzinger, Werner: Unterricht Chemie; Köln; 1993
4. Riedel, Erwin: Anorganische Chemie; Berlin, New York; 1999
5. <http://www.seilnacht.com/Lexikon/79Gold.htm>; (14.01.2010)
6. http://www.autosieger.de/images/articles/a-klasse_rohbaukarosserie_3.jpg; (09.12.10)
7. <http://www.afterbuy.de/afterbuy/shop/storefront/start.aspx?seite=/afterbuy/shop/storefront/storefront.aspx?jump=2&position=3050&katalogID=497794&shopid=74112>; (17.12.2010, nicht mehr verfügbar)
8. http://ruby.chemie.uni-freiburg.de/Vorlesung/metalle_8_1.html; (16.12.2013).
9. <http://www.handelsblatt.com/finanzen/maerkte/devisen-rohstoffe/kupfer-diebstahl-kostbarer-schrott/3542582.html>; (16.12.2013).
10. Konzeption von Experimenten und ihr Einsatz (Schulversuche): <http://daten.didaktik-chemie.uni-bayreuth.de/experimente/standard/schulversuche.pdf>; Experiment 12.1; 20.11.2020
11. <http://www.netzmafia.de/skripten/hardware/Licht/>; (12.01.2017)
12. <https://de.wikipedia.org/wiki/Datei:Kupferlitze.jpg>; (17.01.2017)