

Kapitel 09: Hauptgruppen des PSE I



Geschliffener Marmor: Marmor besteht aus sehr reinem Kalk (Calciumcarbonat), welcher die chemische Formel CaCO_3 hat. Das Metall Calcium liegt hier als Ion Ca^{2+} vor. Es gehört zu den Erdalkalimetallen.

Inhalt

Kapitel 09: Hauptgruppen des PSE I.....	1
Inhalt.....	2
Übersicht.....	3
Namen der Hauptgruppen:.....	3
Die zweite Hauptgruppe: die Alkalimetalle.....	4
Eigenschaften der Alkalimetalle:.....	4
Verbrennung der Alkalimetalle und die Laugebildung.....	5
Untersuchung von Natriumhydroxid.....	6
Verwendung von NaOH.....	6
Gemeinsame Eigenschaften der 1. Hauptgruppe.....	7
Warum nimmt die Reaktivität der Alkalimetalle innerhalb der Hauptgruppe von oben nach unten zu?..	7
Alkalimetalle und ihre Salze zeigen je nach Element typische Flammenfärbung:.....	7
Die zweite Hauptgruppe: Die Erdalkalimetalle.....	8
1. Reaktionen der Erdalkalimetalle mit Wasser.....	8
2. Reaktion der Erdalkalimetalle mit Sauerstoff.....	8
Gemeinsame Eigenschaften der 2. HG.....	9
Die siebte Hauptgruppe: Die Halogene.....	10
a) Fluor [F ₂].....	10
Eigenschaften & Besonderheiten von Fluor.....	10
Verwendung von Fluor.....	10
b) Chlors [Cl ₂] (Chloros = Grün):.....	11
Eigenschaften von Chlor.....	11
Vorkommen des Chlors:.....	11
Nachweis der Halogenidionen mit Silbernitratlösung.....	12
Darstellung von Chlor.....	13
Die Chlor-Entwicklungsapparatur:.....	13
Reaktionen in den zwei Waschflaschen bei der Chlor-Darstellung:.....	13
Versuche mit Chlor.....	13
Brom [Br ₂]:.....	14
Iod [I ₂]: [veilchenfarben].....	15
Gemeinsame Eigenschaften der Elemente der 7. HG.....	16
Praktikum: Fortgeschrittene Versuche mit Halogenenen.....	17
Versuch 2: Chlorwasserbereitung.....	17
Versuch 3: Bleichwirkung von Chlorwasser.....	17
Versuch 4: Reaktion von Chlor mit Metallen.....	17
Versuch 5: Reaktion von Chlor mit Nichtmetallen.....	18
Versuch 6: Bleichwirkung von Chlor.....	18
Versuch 7: Sublimation von Iod.....	18
Versuch 8: Reaktion von Iod mit Metallen.....	18
Versuch 9: Nachweis von Halogenidionen.....	18
Versuch 10: "Verdrängungs-" Versuche.....	19
Edelgase.....	20
Helium.....	21
Tendenzen im PSE.....	22
Merke: Periodische Eigenschaften der Elemente.....	23
Atom- und Ionenradius.....	23
Metallcharakter.....	23
Elektronegativität.....	23
Ionisierungsenergie.....	23
Elektronenaffinität.....	23
Anordnung der Metalle und der Nichtmetalle im heutigen PSE.....	24
Das Periodensystem der Elemente.....	25
Die dritte Periode.....	27
Die Ionisierungsenergie.....	27
Wiederholungsfragen Kapitel 9.....	28

Übersicht

Die nächsten Kapitel beschäftigen sich mit den wichtigsten Hauptgruppen des Periodensystems und den darin befindlichen Elementen.

Das Periodensystem teilt sich in Perioden und Hauptgruppen auf. Elemente mit ähnlichen Eigenschaften stehen dabei oft übereinander. In diesem Kapitel wirst Du die Elemente der 1., 2., 7. und 8. Hauptgruppe etwas näher kennen lernen. Die anderen Hauptgruppen werden im kommenden Kapitel behandelt.

Namen der Hauptgruppen:

Einige Hauptgruppen sind so wichtig, dass sie eigene Namen erhalten haben:

HG	Bezeichnung
1	Alkalimetalle
2	Erdalkalimetalle
3	Borgruppe
4	Kohlenstoffgruppe
5	Stickstoffgruppe
6	Chalkogene
7	Halogene (Salzbildner)
8	Edelgase

Die zweite Hauptgruppe: die Alkalimetalle

Eigenschaften der Alkalimetalle:

Die chemischen Elemente der 1. Hauptgruppe des Periodensystems (Lithium, Natrium, Kalium, Rubidium, Cäsium, Francium) werden auch als Alkalimetalle bezeichnet. Sie sind alle sehr reaktiv und besitzen alle ein einzelnes Valenzelektron. Der Name kommt vom Arabischen „Al-quali“, welches „aus Pflanzenasche“ bedeutet. Vermutlich haben sie ihren Namen durch das Element „Kalium“, welches ein Bestandteil der Pottasche ist.

Versuche	Beobachtung	Schlussfolgerung
1) Schneiden von Natrium	Metallische Schnittfläche, anlaufen und Verfärben des Metalls	unedle Metalle, laufen an der Luft sofort an. Man nennt dies auch eine stille Oxidation.
2) Lithium wird auf Wasser gelegt, am Ende wird Indikator zugefügt.	Lithium schwimmt Gasentwicklung, heftige Reaktion Der Indikator zeigt eine Lauge.	=> Dichte < H ₂ O es bildet sich Lithiumlauge 2Li + 2H₂O → 2LiOH + H₂ + E
3a) Natrium wird auf Wasser gelegt.	s.o. (identisch, aber heftiger) ⇒ Metall schmilzt (Abkugeln des Metalls)	es bildet sich Natronlauge 2Na + 2H₂O → 2NaOH + H₂ + E
3b) Unter das Natrium wird etwas Filterpapier gelegt.	Na kann sich nicht mehr bewegen => Wärme verteilt sich nicht mehr rote Flamme explosionsartige Umsetzung	Entzündungstemperatur von H ₂ wird überschritten, da Hitze nicht rechtzeitig verteilt werden kann es bildet sich Kalilauge 2K + 2H₂O → 2KOH + H₂ + E

Man kann beweisen, dass H₂ tatsächlich entsteht, indem man das Gas auffängt und eine Knallgasprobe durchführt. Dieser Nachweis ist positiv.

Die Alkalimetalle findet man in der 1. HG des Periodensystems. Wasserstoff ist aber kein Alkalimetall sondern ein Nichtmetall!

Alkalimetalle reagieren heftig mit Wasser unter Bildung von Wasserstoff und der entsprechenden Lauge. Sie sind weich und können mit einem Messer geschnitten werden.

Alkalimetalle sind sehr unbeständig und reagieren mit vielen Stoffen äußerst heftig. Häufig liegt eine Oxidation als Reaktionstyp zugrunde.

Deswegen werden sie unter Schutzflüssigkeiten wie Paraffin oder Petroleum aufbewahrt, der die Alkalimetalle vor dem Kontakt mit Wasser und Sauerstoff schützt.

Verbrennung der Alkalimetalle und die Laugebildung

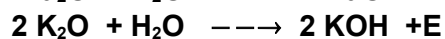
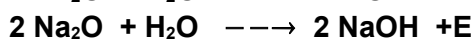
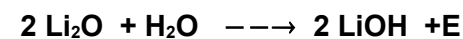
Erinnere Dich an die Regel: „Metalloxide und Wasser bilden Laugen“. Bei Alkalimetallen trifft sie immer zu. Die entstehenden Laugen gehören zu den wichtigsten Laugen der Chemie!

1. Schritt: Verbrennen der Alkalimetalle um Oxide (Metalloxide) herzustellen:



2. Schritt: Zufügen von Wasser:

Wenn man dann die Rückstände im Reagenzglas mit Wasser reagieren lässt, entsteht wieder eine Lauge:



Zusatzinformationen:

<http://de.wikipedia.org/wiki/Alkalimetalle>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Lithium>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Natrium>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Kalium>

Untersuchung von Natriumhydroxid

V: Prüfen der Leitfähigkeit einer Natriumhydroxidlösung (Natronlauge)

B: Eine Lösung von Natriumhydroxid - und eine Schmelze von Natriumhydroxid - leiten den elektrischen Strom.

S: Die Verbindung ist aus Ionen aufgebaut: $\text{Na}^+ + \text{OH}^-$. Sie heißen Natriumion und Hydroxid.

V2: Zu 40 ml H_2O werden 10 g NaOH gegeben und die Temperatur mit einem Thermometer bestimmt.

B2: Die Temperatur steigt an.

S2: Der Lösevorgang läuft unter Abgabe von Wärmeenergie. Die entstehende Natriumhydroxidlösung nennt man Natronlauge.

V3: Erhitzen von Fleisch, Feder und Wolle mit konzentriertem Natriumhydroxid.

Verwendung von NaOH

In der chemischen Industrie wird Natronlauge oft eingesetzt. Es ist ein wichtiger Stoff bei der Bearbeitung von Textilien, Ledern zur Reinigung und Bearbeitung von Metallen usw.

Im Haushalt verwendet man es als Abflussreiniger sowie zur Herstellung von Laugengebäck.

Im Labor hat man meistens Pastillen aus festem Natriumhydroxid vorliegen (siehe Bild), welche dabb zur Verwendung in Wasser aufgelöst werden.



V: Man füllt ein Reagenzglas mit Kohlenstoffdioxid (CO_2). Dann wird Natrium zugefügt. Das Reagenzglas wird mit Watte verschlossen und dann erhitzt.

B: Na reagiert mit dem reaktionsträgen Kohlenstoffdioxid. Oben am Reagenzglas setzt sich ein schwarzer Feststoff ab.

S: $\text{CO}_2 \text{ (g)} + 4 \text{ Na (f)} \rightarrow 2 \text{ Na}_2\text{O (f)} + \text{C (f)}$

Alkalimetalle sind so reaktiv, dass sie selbst in Kohlenstoffdioxid brennen und oxidieren können!

Hinweis: Aus CO_2 , das in vielen Feuerlöschern enthalten ist, entsteht mit einigen Partner also tatsächlich Kohlenstoff. CO_2 kann daher ebenso wenig wie Wasser zum Löschen von Natriumbränden verwendet werden.

Gemeinsame Eigenschaften der 1. Hauptgruppe

1. Alle Alkalimetalle haben ein Valenzelektron. Zum Erreichen der Edelgaskonfiguration, reicht es, ein Elektron abzugeben. Dazu ist nur wenig „Ionisierungsenergie“ notwendig (die Energie die zur Abspaltung eines Elektrons benötigt wird, nennt man Ionisierungsenergie.).
2. Die Dichte nimmt vom Li zum Fr zu.
3. Die Schmelztemperatur nimmt mit steigender Masse vom Li zum Fr ab.
4. Abnahme der Elektronegativität und Abnahme der Elektronenaffinität (Du lernst später, was das bedeutet).
5. Die Atomradien nehmen vom Li zum Fr zu.
6. Die Reaktivität der Metalle der 1. HG nimmt vom Li zum Fr zu. Rb und Cs explodieren sofort bei Wasserkontakt, Cs schon bei Kontakt mit Luft.
7. Alle Salze der Elemente der metallischen Elemente der 1. HG bilden im festen Zustand würfelförmige Kristalle.
8. Alle Metalle zeigen den metallischen Glanz und eine nur geringe Dichte und Härte.

Warum nimmt die Reaktivität der Alkalimetalle innerhalb der Hauptgruppe von oben nach unten zu?

Die Atomkerne, werden zwar vom Li zum Fr immer größer, aber die Elektronenhülle wird um ein vielfaches größer, da sie von Periode zu Periode mehr Elektronen „beherbergen“ muss. In der Konsequenz nimmt der Abstand vom positiven Kern zum negativen Valenzelektron von Element u Element weiter ab und es wird immer leichter ein Elektron abzuspalten und Edelgaskonfiguration zu erreichen. Da also innerhalb dieser Reihe immer weniger Ionisierungsenergie benötigt wird, nimmt sie vom Li zum Fr ab. Entsprechend nimmt die Reaktivität zu.

Alkalimetalle und ihre Salze zeigen je nach Element typische Flammenfärbung:

- Lithium(-salz) färbt Flammen rot,
- Natrium(-salz) färbt Flammen gelborange,
- Kalium(-salz) färbt Flammen violett,
- Rubidium(-salz) färbt Flammen rot
- Caesium(-salz) färbt Flammen blauviolett.

Aufgrund dieser Flammenfärbung werden Alkalimetallverbindungen für Feuerwerke benutzt.

Die zweite Hauptgruppe: Die Erdalkalimetalle

Die Erdalkalimetalle sind die Elemente der 2. Hauptgruppe des Periodensystems: Beryllium, Magnesium, Calcium, Strontium, Barium, Radium

In der Natur kommen sie vor allem in Salzen vor. Kalk (z.B. in Knochen) und Gips enthalten Calcium. Magnesium findet man auch im Blattgrün von Pflanzen und in den Muskeln von Säugetieren

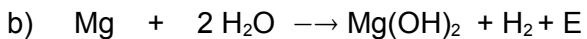
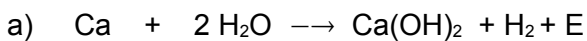
1. Reaktionen der Erdalkalimetalle mit Wasser

Versuch: Calcium und Magnesium werden mit Wasser vermischt

Beobachtungen:

- a) - Calcium beginnt nach wenigen Sekunden heftig mit Wasser zu reagieren.
 - Die Heftigkeit der Reaktion nimmt zu.
 - Reaktionshitze
 - Gasentwicklung
 - weißes Produkt
- b) - Magnesium reagiert nur mit heißem Wasser und wenn es von der Oxidschicht befreit wird.
 - kleine Gasblasen

Schlussfolgerungen:



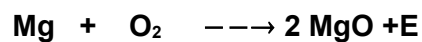
**Metalloxide bilden mit Wasser Laugen. Auch für die die Oxide der 2. Hauptgruppe trifft dies zu!
 Beide Lösungen bilden eine Lauge!**

2. Reaktion der Erdalkalimetalle mit Sauerstoff:

V: Magnesium wird verbrannt.

B: weiße helle Flamme, spröder und weißer Rückstand, Rückstand ist kaum wasserlöslich.

S: Es ist Magnesiumoxid entstanden. Du kennst es aus dem Sportunterricht, wo es als „Magnesia“ zum trocknen der Hände verwendet wird.



3. Flammenfärbung:

Ion	Ca	Sr	Ba
Farbe	Ziegelrot	Karminrot	Grün

Gemeinsame Eigenschaften der 2. HG

- Die Härte der Erdalkalimetalle nimmt vom Beryllium zum Radium ab.
- Erdalkalimetalle zeigen metallischen Glanz.
- Sie sind deutlich härter als die Alkalimetalle.
- Alle Elemente sind leicht entzündlich.
- die Oxide der Alkali- und der Erdalkalimetalle bilden Laugen.
- Die Reaktionsfähigkeit der Erdalkalimetalle mit Wasser nimmt innerhalb der Hauptgruppe vom Magnesium zum Barium hin zu.
- Nicht nur Alkalimetalle färben die Brennerflamme. Auch einige Erdalkalimetalle und deren Salze färben die Brennerflamme :
 - Magnesium zeigt keine besondere Flammenfarbe
 - Calcium färbt die Brennerflamme ziegelrot,
 - Strontium karminrot,
 - Barium grün,
 - Beryllium, Magnesium und Radium weisen keine besondere Flammenfärbung auf.

Aufgaben:

1. Erkläre, warum sich der Reaktionsbeginn beim Kontakt von Wasser und Calcium, besonders bei älterem Calcium sich oft verzögert.
2. Benenne den Reaktionstyp und seine typischen Kennzeichen.
3. In welcher Form treten Calciumverbindungen in der Natur auf?

Zusatzinformationen:

<http://de.wikipedia.org/wiki/Erdalkalimetalle>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Magnesium>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Calcium>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Barium>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Strontium>

Die siebte Hauptgruppe: Die Halogene

Als Halogene (griech. „Salzbildner“) werden die Elemente der 7. Hauptgruppe des Periodensystems bezeichnet. Zu den Halogenen gehören die Elemente Fluor, Chlor, Brom, Iod, Astat. Alle Elemente haben als Gemeinsamkeit, dass sie 7 Valenzelektronen haben und sie sehr reaktiv sind. Fluor und Chlor gehören zu den reaktivsten Elementen überhaupt.

In der Natur kommen sie vor allem in Form von Salzen vor.

Besonderheiten:

- Als Element liegen alle als zweiatomige Moleküle vor (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2).
- Alle Halogene sind sehr reaktionsfreudig.
- Die Reaktivität nimmt von Fluor zu Iod ab.
- Halogene reagieren gut mit Wasserstoff und bilden dabei Halogenwasserstoffe, die in Wasser gelöst zu sauer reagieren.
- Fluorwasserstoff ist eine der gefährlichsten Säuren.
- Halogene reagieren auch gut mit Metallen.

a) Fluor [F_2]

Das gelb-grüne Gas Fluor ist das reaktivste chemische Element überhaupt. Es reagiert mit fast allen Verbindungen, selbst mit Edelgasen sind unter Umständen Reaktionen möglich! Aus diesem Grund ist es für alle Lebewesen sehr giftig¹, da es Haut, Organe und das Erbgut angreift.

In der Natur tritt es nur in Form von Fluoriden z.B. in Salzen auf.

Sein Name leitet sich über das lateinische Wort „fluor“, „das Fließen“, von Fluorapatit ab, dem wichtigsten Mineral, das Fluor enthält.

Eigenschaften & Besonderheiten von Fluor

- Bei Raumtemperatur ist es das stärkste beständige Oxidationsmittel.
- Es ist das elektronegativste Element.
- Mit fast allen anderen Elementen bildet Fluor spontan Verbindungen. Selbst mit den Edelgasen Xenon und Radon und Krypton reagiert Fluor.
- Besonders heftige, explosionsartig verlaufende Reaktionen beobachtet man mit wasserstoffhaltigen, gasförmigen und flüssigen Verbindungen wie beispielsweise Wasser (H_2O), Ammoniak (NH_3). So wird Wasser durch Fluor in Sauerstoff (O_2) und Fluorwasserstoff (HF) gespalten. Treibende Kraft hinter all diesen Reaktionen ist jeweils die äußerst exotherm verlaufende Bildung von Fluorwasserstoff.
- Aufgrund der sehr schwachen F-F-Bindung (die Bindungsenergie beträgt nur 38 kcal/mol) lässt sich Fluor thermisch leicht spalten. Schon bei 400 °C liegt Fluor in erheblichem Maße in atomarer Form (F) vor.

Verwendung von Fluor

In Zahnpasta (als Fluorid (Salzverbindung) soll es die Zähne härten), zur Aluminium-Herstellung, als Kühlmittel (früher auch in Kühlschränken und Klimaanlage), als Insektizid, als Herbizide, als Fungizide, als Kampfstoff in chemischen Waffen, als Medikament (5-Fluoruracil) welches Krebszellen abtötet, als Schmiermittel für Festplatten in Computern, Hochenergiereichen Treibstoff für Raketenmotoren, als Bestandteil von Teflon.

¹ Ein gewisser Schutz vor Fluorvergiftungen ist der sehr starke und äußerst unangenehme Geruch des Gases. (Achtung: Der nicht minder gefährliche Fluorwasserstoff ist geruchlos und daher extrem gefährlich!)

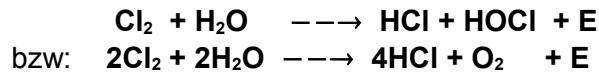
b) Chlors [Cl₂] (Chloros = Grün):

Menschen verwenden das bei Raumtemperatur gasförmige Chlor z.B. zur Desinfektion im Schwimmbad, im Trinkwasser oder in Reinigungsmitteln. Wenn man lange schwimmt, braucht man in einem Schwimmbad, welches Chlor verwendet, eine Chlorbrille. Wozu eigentlich?

Die Aufgabe des Chlors ist die Desinfektion (=Abtöten von Keimen). Es reagiert mit der Zelloberfläche der Keime und zerstört sie durch Oxidation. Chlor ist demzufolge eine sehr reaktionsfreudige Verbindung. Im ersten Weltkrieg wurde es als Kampfgas verwendet.

Worauf beruht diese Wirkung?

Chlor reagiert mit Wasser zu Salzsäure:

**Eigenschaften von Chlor**

- bleichende Wirkung
- riecht stechend
- reagiert mit fast allen Metallen und Nichtmetallen => eines der reaktionsfähigsten Elemente
- Chlor entzieht vielen Verbindungen den Wasserstoff.
- In der Natur kommen 2 stabile Isotope von Chlor vor: ³⁵Cl, (ca. 75%) und ³⁷Cl.
- Chlor eignet sich besonders gut als Oxidationsmittel.

Vorkommen des Chlors:

Chlor existiert in der Natur, da es ein sehr reaktionsfreudiges Element ist, nicht in elementarer Form, sondern kommt nur als Halogenid (z.B. in Salzen) vor.

Im Menschen kennt man folgende Chlorverbindungen:

NaCl, KCl, MgCl₂, HCl im Magen

Weitere Verwendung von Chlor:

- Bleichmittel (beispielsweise früher in der Papierindustrie).
- Ausgangsstoff für zahlreiche Chemikalien (z. B. PVC, Salzsäure).
- Chlor wird als preiswertes Desinfektionsmittel für das Trinkwasser eingesetzt.
- Chlorgas wurde im ersten Weltkrieg in Belgien als Kampfgas eingesetzt, mit vielen Toten und zahlreichen, teilweise lebenslang, geschädigten Soldaten.
- Biologisch besitzt Chlor in Form von Chlorid als Bestandteil von Salzen eine große Bedeutung. Aufgenommen wird es v.a. über die Nahrung (z.B. in Form von Kochsalz (Natriumchlorid) - täglich zwischen 3 -12 g Chlorid). Die Ausscheidung erfolgt über Niere und Schweiß.
- Chlorid ist notwendig zur Produktion von Magensäure und zur Aufrechterhaltung der Osmose im Organismus. Die Osmose ist ein Austausch von z.B. Mineralsalzen durch unsere Körperhäute. Durch sie gelangen z.B. Mineralsalze vom Darm ins Blut.

Zusatzinformationen:

<http://de.wikipedia.org/wiki/Fluor>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Chlor>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Brom>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Iod>

Nachweis der Halogenidionen mit Silbernitratlösung

In drei Reagenzgläser wird jeweils etwas Kaliumchlorid, Kaliumbromid und Kaliumiodid zugefügt (als Feststoff oder als Lösung). Diese werden mit wenigen Tropfen verdünnter Salpetersäure angesäuert und dann mit wenigen Tropfen Silbernitratlösung versetzt.

Im Anschluss wird versucht, die hellen Niederschläge mit etwas verdünntem (bzw. wenn es nicht geht mit konzentriertem) Ammoniak aufzulösen.

	Kaliumchlorid	Kaliumbromid	Kaliumiodid
+ Silbernitratlösung	weißer Niederschlag	gelblicher Niederschlag	gelber Niederschlag
	=> Bildung von Silberchlorid (AgCl) Silberchlorid ist löslich in verd. Ammoniak	=> Bildung von Silberbromid (AgBr) Silberbromid ist nur noch in konzentriertem Ammoniak löslich!	=> Bildung von Silberiodid (AgI) Silberiodid ist unlöslich in verd. und konz. Ammoniak

Reaktionsgleichungen:

Bildung von Silberchlorid (weiß) und Kaliumnitrat: $\text{KCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{KNO}_3$

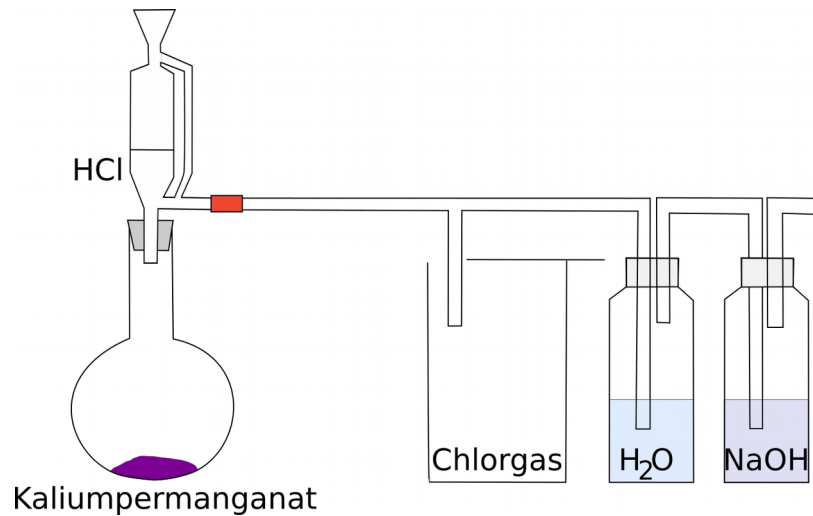
Bildung von Silberbromid (gelblich) und Kaliumnitrat: $\text{KBr} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgBr} + \text{KNO}_3$

Bildung von Silberiodid (gelb) und Kaliumnitrat: $\text{KI} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgI} + \text{KNO}_3$

Silberhalogenide sind lichtempfindlich. Das heißt sie oxidieren unter Lichteinfluss (sehr schnell!). Deswegen wurden sie für Filmplatten und fotografische Filme sowie das Drehen von analogen Kinofilmen verwendet.

Darstellung von Chlor

Die Chlor-Entwicklungsapparatur:

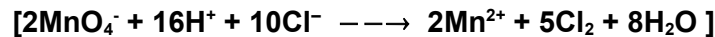


V: Etwa 3 Spatel Kaliumpermanganat werden aus einem aufgesetzten Tropftrichter langsam mit konzentrierter Salzsäure betropft.

Das sich entwickelnde Chlorgas wird für die folgenden Versuche in einem dickwandigen Becherglas aufgefangen (mit einer Glasplatten bedeckt).

Das überschüssige Gas wird durch Wasser und Natronlauge geleitet, so dass es keinen Schaden anrichten kann.

S: **Kaliumpermanganat + Salzsäure \longrightarrow Chlor + Wasser + [Manganionen] + Kaliumionen + E**



Reaktionen in den zwei Waschflaschen bei der Chlor-Darstellung:



Chlor entzieht vielen Verbindungen den Wasserstoff.

Versuche mit Chlor

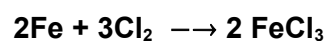
V
Bleichen eines Laubblattes

B
Entfärbung

S
 Cl_2 zerstört Blütenfarbstoff

Verbrennen von Fe

Fe brennt,
brauner Rauch



Brom [Br₂]:

Brom ist das einzige bei Raumtemperatur und Normaldruck flüssige Nichtmetallelement. Es ähnelt in vielen seiner Eigenschaften dem Chlor, nur ist es weniger reaktiv. Auf Grund seines stechenden Geruchs schlug Joseph Louis Gay-Lussac den Namen Brom (von altgriechisch brómos = Gestank) vor. Es ist äußerst giftig, seine Dämpfe sollten nicht eingeatmet werden, die Flüssigkeit sollte nicht die Haut berühren.

- Natürlich kommt Brom wie auch Chlor und Fluor nur in Verbindungen vor (v.a. als Natriumbromid im Meerwasser).
- Die rotbraune Flüssigkeit bildet schon bei Raumtemperatur stark stechend riechende, schwere Dämpfe, die noch giftiger sind als die von Chlor.
- Festes (gefrorenes) Brom ist dunkelbraun.
- In Wasser löst es sich eher schlecht
- Mit Wasser reagiert Brom durch Licht unter Sauerstoffentwicklung zu Bromid.
- Brom reagiert mit Wasserstoff stark exotherm zu Bromwasserstoff.
- Mit vielen Metallen (z.B. Aluminium) reagiert es sehr exotherm unter Bildung des jeweiligen Bromides.
- Feuchtigkeit erhöht die Reaktivität des Broms stark.
- Brom stellt ein mittelstarkes Oxidationsmittel dar.
- Ist weniger reaktiv als Chlor, kann deshalb von Chlor aus seinen Verbindungen verdrängt werden.
- Neben Quecksilber ist es das einzige bei Raumtemperatur flüssige Element.

Verwendung der Bromverbindungen:

- Flammenschutzmittel für (Elektronik-)Platinen
- Schädlingsbekämpfung
- Anti-Wurmmittel
- Desinfektionsmittel (ist milder als Chlor)
- Silberbromid als Bestandteil des lichtempfindlichen Films bei analogen Kameras
- Farbstoffe
- Bromhaltiger Kautschuk wird zur Herstellung „luftdichter“ Reifen verwendet.
- Bestandteil von Tränengas

Iod [I₂]: [veilchenfarben]

- Iod ist ein leicht grau metallisch glänzender Feststoff, der schon bei geringer Erwärmung violette Ioddämpfe bildet.
- Iod kommt nur als Iodid vor (und das auch nur in geringen Mengen)
- Iod sublimiert, d.h. wird es schnell erhitzt, so geht es vom festen Zustand in den Flüssigen über. Gründe hierfür ist, dass der Smp. (114°C) und der Sdp. (184°C) dicht beieinander liegen und es sogar unterhalb der Schmelztemperatur schon verdunstet!²
- Es wirkt desinfizierend.
- Iod ist wenig reaktiv. Reagiert mit einigen Metallen:

$$\begin{array}{l} \text{Zn} + \text{I}_2 \longrightarrow \text{ZnI}_2 + \text{E} \\ \text{Mg} + \text{I}_2 \longrightarrow \text{MgI}_2 + \text{E} \end{array}$$
- Zu finden in vielen Meeresfischen und besonders in Algen und im Seetang, so dass schon vor 2000 Jahren Schilddrüsenkranken und an Kropf erkrankten Seetang als Medizin gegeben wurde.
- Verwendung von Silberiodiden und Silberbromid für analoge Filme
- Verwendung für Farbstoffe.
- Für Menschen ist Iodid ein lebensnotwendiges Spurenelement. Besonders die Schilddrüse braucht Iodid => deshalb essen wird Iod(id)salz!
- Es kann Polyhalogenidverbindungen bilden. Dabei verbinden sich in Wasser gelöste I₂-Moleküle mit einem Iodid-Anion zum einfach negativ geladenen I₃⁻-Ion.
- Wenn sich das I₃⁻-Ion in die Windungen des Stärkemoleküls (=Helices) einlagert, färbt es sich intensiv blau - fast schwarz. (=Iod-Stärke-Nachweis).

² Auch schon bei Raumtemperatur (Fingerabdruck, Sublimationsversuch)

Gemeinsame Eigenschaften der Elemente der 7. HG

- Alle Halogene sind Nichtmetalle (bis auf das Halbmetall Iod und das Metall Astat).
- Ihr Name leitet sich vom griechischen Hal (=Salz) ab und bedeutet „Salzbildner“.
- Halogene kommen vor allem in Verbindungen mit Natrium in Form von Salzen vor. (z.B.: NaF, NaCl, NaBr, NaI). Alle Salze, in denen Halogene mit Alkalimetallen verbunden sind, sind farblos und wasserlöslich.
- Es liegt eine große Ähnlichkeiten innerhalb der Hauptgruppe vor.
- Allen fehlt ein Elektron zur Edelgaskonfiguration.
- Die Elektronegativität sinkt mit zunehmender Elektronenzahl: $\text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2 > \text{At}_2$
- Alle Halogene entfärben Farbstoffe durch ihre hohe Reaktivität.
- Die Farben der gasförmigen Elemente werden von Fluor zu Iod intensiver .
- Reaktivität bei Verbindung mit Metallen nimmt von F_2 zum I_2 ab.
- Mit Silbernitrat können Chlorid, Bromid und Iodid nachgewiesen werden. Es entsteht immer ein flockiger Niederschlag von einem Silberhalogenid. AgCl ist weiß, AgBr ist leicht weiß-gelblich und AgI ist satt gelb.
- Halogene reagieren gut mit Wasserstoff und bilden dabei Halogenwasserstoffe, die in Wasser gelöst zu Säuren werden (HF, HCl, HBr, HI).
- Alle Elemente reagieren mit Wasser unter der Bildung von Sauerstoffsäuren (z.B. HClO, HClO₃, HClO₄), Die Reaktion ist bei Fluor am heftigsten, bei Iod am schwächsten.
- Sie bilden je Element (hier X für das jeweilige Element) vier Arten von Sauerstoffsäuren:

allg. Formel	
HXO	Hypohalogenige Säure
HXO ₂	Halogenige Säure
HXO ₃	Halogensäure
HXO ₄	Perhalogensäure

z.B. die Chlor-Sauerstoffsäuren	
HClO	Hypochlorige Säure
HClO ₂	Chlorige Säure
HClO ₃	Chlorsäure
HClO ₄	Perchlorsäure

Praktikum: Fortgeschrittene Versuche mit Halogenenen

Versuch 2: Chlorwasserbereitung

Apparatur zur Chlorentwicklung s. Versuch 1. Das entstehende Chlorgas wird in einen mit Wasser gefüllten Standzylinder eingeleitet, bis sich das Wasser grünlich färbt. Es lösen sich 2 bis 3 Raumteile Chlor in einem Raumteil Wasser. Chlor reagiert nur in geringem Maße chemisch mit Wasser: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOCl} + \text{HCl}$

Hinweis: Chlorwasser muss in dunklen Flaschen aufbewahrt werden, da es sich unter Lichteinwirkung zersetzt. Benötigt man Chlorwasser, jedoch kein Chlorgas, führt man den Versuch im Freien durch.

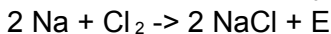
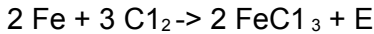
Versuch 3: Bleichwirkung von Chlorwasser

Mit Chlorwasser können das Blattgrün und die Blütenfarbstoffe von Pflanzen zerstört werden. Man befreit zunächst das Blatt von seiner Wachsschicht mit Hilfe von Chloroform. Anschließend übergießt man es mit Chlorwasser. Nach kurzer Zeit ist es ausgebleicht.

Versuch 4: Reaktion von Chlor mit Metallen

In den mit Chlorgas und Sand gefüllten Standzylinder aus Versuch 1 hält man mit der Tiegelzange erhitzte Stahlwolle, die sich daraufhin entzündet. Der Sand schützt den Zylinder vor heißem tropfendem Metall. Dieser Versuch kann ebenso mit Natrium oder anderen Metallen durchgeführt werden. Die Metalle reagieren zu den entsprechenden Chloriden.

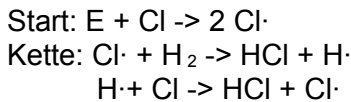
Für den Einsatz von Natrium muss zunächst ein Reagenzglas ausgeblasen werden. In dieses gibt man ein Stück des Metalles, das in der Bunsenbrennerflamme geschmolzen wird. Das Reagenzglas wird dann in den mit Chlorgas gefüllten Zylinder gehalten: Heftige Reaktion!



Versuch 5: Reaktion von Chlor mit Nichtmetallen

- a) mit Wasserstoff
- b) mit Terpentinöl

a) Ein dickwandiger Stanzylinder wird mit Wasserstoff gefüllt und mit einer Glasplatte abgedeckt. Auf diesen stellt man einen der mit Chlor gefüllten Zylinder aus Versuch 1 und zieht die Glasplatten zur Mischung der beiden Gase heraus. Danach werden die Zylinder wieder abgedeckt. Nacheinander nähert man den Bunsenbrenner den Mündungen. Die Gasgemische explodieren unter der Hitzeeinwirkung bzw. reagieren mit pfeifendem Geräusch. Mit einem feuchten Indikatorpapier kann in den Zylindern Säure (HCl) nachgewiesen werden.



Hinweis: Der Arbeitsplatz sollte abgedunkelt sein, da auch durch kurzwelliges Licht die Spaltung der Chlormoleküle ausgelöst werden kann.

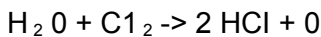
Eine Zündung des Gasgemisches ist auch durch einen Elektronenblitz oder durch ein abbrennendes Magnesiumband möglich. Dann allerdings arbeitet man mit Reagenzglasmenen. Der Stöpsel wird locker aufgesetzt und ein Drahtkorb als Splitterschutz verwendet.

b) Ein mit Terpentinöl getränktes Stück Papier wird mit der Tiegelzange in einen mit Chlor gefüllten Standzylinder gehalten. Rauchentwicklung und Entzünden deuten auf eine Reaktion des Terpentins mit dem Chlor hin. Variation: Brennende Kerze in ein Chlorgasvolumen eintauchen.

Versuch 6: Bleichwirkung von Chlor

In einen der mit Chlorgas gefüllten Standzylinder gibt man ein grünes Blatt oder eine farbige Blüte, deren Wachsschicht vorher mit Chloroform entfernt wurde und beobachtet nach kurzer Zeit eine deutliche Ausbleichung der Pflanzenfarbstoffe.

Die Bleichwirkung beruht auf atomarem Sauerstoff, der bei der Reaktion von Chlor mit Wasser entsteht:



Der Feuchtigkeitsgehalt des Chlors spielt daher eine Rolle!

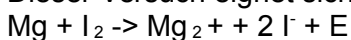
Versuch 7: Sublimation von Iod

In einen erwärmten Kolben gibt man ein paar Körnchen Jod und verschließt ihn. Das Jod sublimiert, wodurch sich der Kolben violett färbt.

Versuch 8: Reaktion von Iod mit Metallen

Etwas Jod wird in einer Abdampfschale mit Magnesiumpulver gemischt. Durch Zugabe einiger Tropfen Wasser reagiert das Gemisch unter Entwicklung violetter Joddämpfe spontan zu Magnesiumjodid.

Dieser Versuch eignet sich zur Demonstration einer starken Redoxreaktion.

**Versuch 9: Nachweis von Halogenidionen**

In je ein Reagenzglas werden Lösungen von Natriumchlorid, Kaliumbromid bzw. Kaliumjodid gegeben. Die Lösungen werden mit einigen Tropfen Silbernitrat versetzt. Die Halogenide bilden unterschiedlich gefärbte Niederschläge.

Versuch 10: "Verdrängungs-" Versuche

In ein erstes Reagenzglaspaar werden Lösungen von Kaliumbromid bzw. Kaliumjodid gegeben, die anschließend mit Chloroform unterschichtet werden. In beide werden einige Tropfen Chlorwasser zugetropft. Durch Schütteln löst sich entstehendes Brom bzw. Jod in der Chloroformphase, die dadurch bräunlich bzw. violett wird.

In ein zweites Reagenzglaspaar werden Kaliumiodid- bzw. Kaliumchloridlösung gefüllt, die wiederum mit Chloroform unterschichtet werden. Nach Zutropfen von Bromwasser und Schütteln färbt sich nur die Chloroformphase des Reagenzglases mit der Kaliumjodidlösung. Chlor kann durch Bromwasser nicht freigesetzt werden.

Edelgase

Die Elemente der 8. Hauptgruppe (Helium, Neon, Argon, Krypton, Xenon und Radon) werden als Edelgase bezeichnet. Sie sind farb-, geruchlose Gase, die (fast) nicht reagieren. Der Grund hierfür ist, dass sie voll besetzte Elektronenwolken besitzen.

Die Edelgase werden durch fraktionierte Destillation aus Luft dargestellt. Helium kann außerdem aus Erdgas gewonnen werden, in dem es zu ca. 8 % vorkommen kann³. Bei der Abkühlung auf -205 °C bleibt nur Helium gasförmig zurück.

Verwendung

- Edelgase werden für Leuchtreklamen verwendet, da sie in Gasentladungsröhren charakteristische Farben ausstrahlen:

Helium: weiß
 Neon: rot
 Argon: violett
 Krypton: gelbgrün
 Xenon: violett
 Radon: weiß

- Beim Tauchen wird als Atemgas Helium und Sauerstoff gemischt, da sich bei hohen Drücken weniger Helium im Blut löst als Stickstoff und somit die Gefahr der Taucherkrankheit vermindert wird.
- Argon wird als Inertgas beim Schutzgas-Schweißen verwendet. „Inert“ bedeutet dabei soviel wie „nichtreagierend“. Es schützt die Schweißnaht vor dem Kontakt mit Sauerstoff, welcher die heiße Fläche sofort oxidieren würde.
- Die Reaktionsträgheit der Edelgase wird in Glühbirnen eingesetzt, um eine Reaktion des Wolframdrahtes mit z.B. Luftsauerstoff zu verhindern. Im Vergleich zum Vakuum hat ein durch Edelgas geschütztes System den Vorteil, dass der Wolframdraht auch bei großer Hitze nicht gut verdampfen kann.
- Ähnliche Verwendung findet Helium als Schutzgas beim Schweißen.
- Helium wird außerdem bei der Befüllung von Ballons verwendet.
- Flüssiges Helium ist ein sehr gutes Kühlmittel, da es den tiefsten Siedepunkt aller Substanzen hat ($-268,93\text{ °C}$)⁴.
- Unter ganz bestimmten Bedingungen können sich Edelgase mit dem sehr reaktiven Fluor vereinigen. Es gibt aber nur wenige Beispiele für diese exotischen Verbindungen: XeF_6 , XeF_4 , XeF_2 , KrF_2
- Nach dem Einatmen von Helium ändert sich die eigene Stimme zu einem hohen Piepsen

Zusatzinformationen:

<http://de.wikipedia.org/wiki/Helium>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Neon>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Argon>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Krypton>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Xenon>

<http://de.wikipedia.org/wiki/Radon>

³ einen hohen Heliumanteil im Erdgas können vor allem amerikanische Quellen vorweisen

⁴ Die beiden Isotope des Helium unterscheiden sich in Fähigkeit andere Stoffe abzukühlen. Mit ^4He lassen sich durch Verdampfungskühlen Temperaturen bis etwa 1K erreichen. Das Isotop ^3He erlaubt den Einsatz als Kühlmittel bis etwa 1 mK!

Helium

Helium hat seinen Namen vom altgriechischen Namen „hélios“, was Sonne bedeutet.

Es ist ein sehr leichtes Gas (2. geringste Dichte) und nur minimal schwerer als Wasserstoff. Es ist das leichteste Edelgas.

Man kann es nicht sehen oder riechen, denn es ist farb- und geruchslos.

Es reagiert als Edelgas mit keinem anderen Element und ist somit komplett ungiftig.

Diese Besonderheit der Edelgase wird auch Reaktionsträgheit genannt. Alle Edelgase sind enorm reaktionsträge.

Helium kann als Kühlmittel (komprimiert und flüssig) verwendet werden. Man verwendet es auch in Leuchtstoffröhren sowie als Traggas für Ballone sowie für Spaßversuche mit einer Heliumstimme.

Helium besitzt die niedrigsten Schmelz- und Siedepunkte aller Elemente! Möchte man es verflüssigen, muss man es also sehr stark abkühlen oder (viel einfacher) komprimieren)

Helium hat, so wie alle Edelgase eine voll besetzte äußerste Elektronenhülle. Somit hat es keinerlei Bestrebungen Elektronen aufzunehmen oder abzugeben.

Mit sehr hoher Energie kann man eine künstliche Verbindung mit Wasserstoffion herstellen: $(\text{HeH})^+$. Diese Verbindung ist aber sehr instabil und man hat es bisher nicht geschafft ein Salz damit zu erzeugen.

Um Helium als Feststoff zu betrachten, muss man noch mehr Aufwand als bei der Verflüssigung betreiben. Nur unter sehr hohem Druck (mindestens 26 bar) und bei sehr niedrigen Temperaturen (1K, das ist kurz vor dem absolutem Nullpunkt und entspricht -272°C) entspricht kann flüssiges Helium zu einem durchsichtigen Feststoff verfestigt werden. Festes Helium bildet kristalline Strukturen aus.



Heliumgefüllte Ballons

Tendenzen im PSE

Um schnell mal einen Überblick über die Elemente des PSE zu bekommen ist es gut, wenn man ein paar tendenzielle Regeln über die Zusammenhänge kennt. Dein neues Wissen über die Elementhauptgruppen kann Dir helfen ein paar Regeln abzuleiten.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	ELEMENTPERIODE							
2	L							
3	E							
4	M							
5	E							
6	N							
7	T							

Regeln :

- Die **Protonenzahl** nimmt innerhalb einer Periode zu.
- Alle Elemente der gleichen Hauptgruppe haben die gleiche Anzahl an **Außenelektronen**.
- Alle Außenelektronen der Elemente einer Periode befinden sich in der gleichen Elektronenwolke, d.h. sie haben die gleiche Energiestufe.
- Der **Atomradius** nimmt innerhalb einer Periode immer ab, da die Anzahl an Protonen zunimmt und diese somit stärker an den Elektronen ziehen.
- Innerhalb der Hauptgruppe nimmt der **Atomradius** zu, da von Element zu Element ja eine weitere Elektronenwolke vorliegt und somit sich die Elektronen immer weiter vom Atomkern entfernen.
- Die **Elektronegativität** ist bei Fluor am größten. Sie ist definiert mit dem Wert 4. Vom Fluor nimmt sie nach „links“ in Richtung zu den Metallen und nach „unten“ hin ab. Cäsium hat somit die geringste Elektronegativität.
- Der **Metallcharakter** beschreibt, wie metallisch ein Metall ist, also auch die Fähigkeit der Metallatome Elektronen abzugeben. Cäsium ist das „metallischste“ Element. Der Metallcharakter nimmt also vom Cs zum Li und vom Li zum At ab. Mit anderen Worten nimmt er innerhalb von Hauptgruppen zu und im Verlauf der Perioden ab.
- Die Anzahl an Protonen im Kern wird auch als **Kernladung** bezeichnet. Sie nimmt innerhalb der Periode zu.
- Die **Ionisierungsenergie** ist die Energie, die man benötigt um einem Atom ein Elektron zu entreißen. Sie ist stark von der Anziehungskraft zwischen Atomkern und dem zu entfernenden Elektron abhängig. Sie kann also durch die Coulomb-Formel berechnet werden: $F_{\text{Anziehung}} = k^+ \cdot e^- / r^2$
Also steigt die Ionisierungsenergie innerhalb einer Periode an, weil die Kernladungszahl k^+ zunimmt. Innerhalb einer Hauptgruppe sinkt die Ionisierungsenergie von oben nach unten ab, weil der Abstand r zwischen Kern und Elektron immer größer wird.
Beim Übergang von einer Periode zur nächsten, z.B. vom Neon zum Natrium, nimmt die Ionisierungsenergie stark ab, weil sich das zu entfernende Elektron in einer neuen, vom Atomkern entfernteren Elektronenwolke befindet.

(Zusatzinformationen: http://de.wikipedia.org/wiki/Coulombsches_Gesetz)

Merke: Periodische Eigenschaften der Elemente

Atom- und Ionenradius

- nimmt innerhalb der Periode ab
- nimmt innerhalb der Gruppen zu.

Metallcharakter

- äußert sich in Wärmeleitfähigkeit, elektrischer Leitfähigkeit und metallischem Glanz
- nimmt innerhalb einer Periode von links nach rechts ab

Elektronegativität

- nimmt innerhalb der Gruppe ab
- nimmt innerhalb der Periode zu

Ionisierungsenergie

- nimmt innerhalb der Periode zu
- nimmt innerhalb der Hauptgruppe ab

Elektronenaffinität

- innerhalb einer Periode wird der Atomradius kleiner, somit nimmt die Elektronenaffinität zu. Das heißt, sie wird stärker negativ.

Begründung: Ein kleines Atom nimmt leichter Elektronen auf als ein großes.

Anordnung der Metalle und der Nichtmetalle im heutigen PSE

Metalle													Halbmetalle				Nichtmetalle	
	I	II											III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Da								

Die violette Linie kennzeichnet die Grenze zwischen den Metallen (grau) und den Nichtmetallen (in weiß).

Das Periodensystem der Elemente

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Das Periodensystem

Im PSE sind die Elemente nach steigender zeilenweise angeordnet. Elemente mit ähnlichen Eigenschaften stehen dabei untereinander. Das PSE ist aufgebaut aus acht und sieben Zwischen der zweiten und der dritten Hauptgruppe befinden sich die sowie die Actinoide und die Lanthanoide.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

G
R
U
P
P
E

Elementgruppe

Entsprechend der Anzahl an unterscheidet man 8 Hauptgruppen. Alle einer HG haben dabei die gleiche Anzahl an Außenelektronen. Dabei zeigen die Elemente einer Gruppe oft abgestufte Einige Hauptgruppen tragen besondere Namen:

1. HG: 2. HG 6. HG: Chalkogene
 7. HG 8. HG

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
ELEMENTPERIODE								
4								
5								
6								
7								

Elementperiode:

Eine Periode ist eine Zeile im Periodensystem. Alle Elemente einer Periode haben die gleiche Anzahl an Elektronenwolken. Innerhalb der Elementperiode nimmt von Element zu Element die und die um den Faktor zu. Die erste Periode, enthält nur die zwei Elemente und

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Metalle:

Metalle zeichnen sich durch die Eigenschaften, und durch aus. Bei Metallen liegen positive mit frei beweglichen vor. Diese Anordnung bezeichnet man als

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Nichtmetalle:

Die Nichtmetalle zeigen keine metallischen Sie sind z.B. spröde und leiten nicht den elektr. Strom (eine Ausnahme dazu ist). Einige liegen als mehratomige Moleküle vor (O₂, N₂, H₂ sowie die Elemente der 7. HG: F₂, Cl₂, Br₂, I₂ sowie O₃, P₄, S₈).

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Halbmetalle:

Halbmetalle stehen zwischen den und den Dementsprechend zeigen sie Eigenschaften, die „dazwischen“ liegen, wie z.B. mittlere Leitfähigkeit. Bei Normalbedingungen sind sie alle Besondere Verwendung finden sie in der Halbleiterindustrie als von Widerständen, Transistoren und Computerspeicher

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	ALKALIMETALLE							
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Die Alkalimetalle (1. Hauptgruppe)

Die Elemente der ersten HG (außer !) bezeichnet man als Alkalimetalle. Sie besitzen nur ein Sie zeichnen sich durch , , und aus

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1		ERDALKALIMETALLE						
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Die Erdalkalimetalle (2. Hauptgruppe)

Alle Elemente dieser HG haben 2 Einige Erdalkalimetalle sowie die Alkalimetalle zeigen charakteristische: Ca rot, Sr karminrot und Ba grün). und zeigen keine Flammenfärbung. Die der Erdalkalimetalle mit Wasser nimmt innerhalb der HG zum hin zu. Es entstehen bei dieser Reaktion und Hydroxidlösungen.

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2							HALOGENE	
3								
4								
5								
6								
7								

Die Halogene (7. Hauptgruppe)

Innerhalb der Gruppe nehmen Schmelz- und Siedepunkte zu. ⇒ Fluor und Chlor liegen als , Brom als und Iod liegt als vor. Mit Metallen bilden sie Deshalb werden sie auch als bezeichnet.

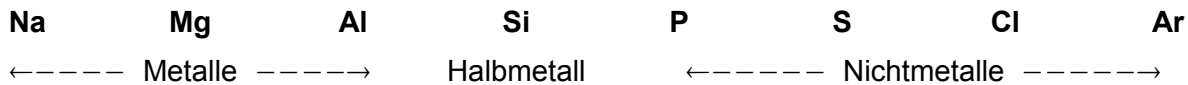
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								EDELGASE
2								
3								
4								
5								
6								
7								

Die Edelgase (8. Hauptgruppe)

Die Elemente der 8. HG nicht mit anderen Elementen - sie sind sehr reaktionsträge. Sie sind farb- und geruchlose, nicht brennbare und kaum wasserlösliche Gase. Sie kommen nur vor, da sie chemisch nahezu keine eingehen können. Man findet Edelgase in der zu einem geringen Anteil.

Die dritte Periode

Sicherlich wunderst Du Dich nun, warum in einem Kapitel über die Hauptgruppen nun eine Periode erwähnt wird. Ganz einfach, in der dritten Periode sind wesentliche Elemente vorhanden, die im Chemieunterricht immer wieder eine Rolle spielen und anhand deren man die allgemeinen Regeln:



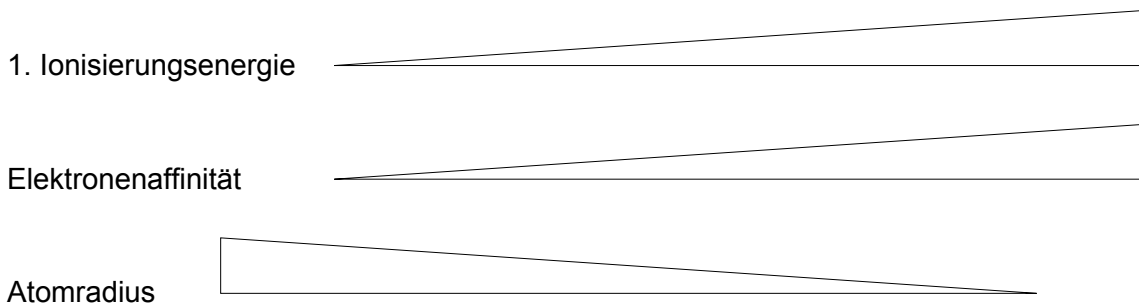
- Innerhalb einer Hauptgruppe sind die Eigenschaften der Elemente sehr ähnlich.
- Da chemische Eigenschaften vor allem durch die Zahl der Valenzelektronen bestimmt sind, unterscheiden sich Elemente innerhalb einer Periode erheblich in ihren chemischen Eigenschaften. Daraus folgt: Innerhalb einer Periode folgen Elemente aufeinander, welche sehr unterschiedliche Eigenschaften haben.
- Innerhalb einer Periode steigt die Elektronenzahl und die Kernladungszahl.
- Die Anziehung zwischen Kern und Elektronenhülle nimmt zu und es wird immer schwerer, Valenzelektronen abzuspalten (die Kationen-Bildung wird also erschwert) und es wird immer leichter Elektronen aufzunehmen (die Anionen-Bildung wird also erleichtert).
- Die Periodennummer entspricht der Anzahl an Elektronenhüllen.
- Die Hauptgruppennummer entspricht der Anzahl an Valenzelektronen.
- In einer Periode nimmt von links nach rechts die Ordnungszahl und damit auch die Elektronenzahl um jeweils eine Einheit zu.
- Im PSE werden die Elemente nach steigender Ordnungszahl (Kernladungszahl) geordnet.
- Der Atomradius nimmt innerhalb einer Gruppe zu

Die Ionisierungsenergie

Wie erklärt man sich die Ionisierungsenergie anhand des Bohrschen Atommodells/ Elektronenhüllen-Atommodells?

=> e^- wird ganz aus dem Anziehungsbereich des Atomkerns entfernt!

z. B. $H(g) \rightarrow H^+(g) + e^- \quad \Delta H = 1312 \text{ kJ/mol}$



Ionisierungsenergie [eV]		
C	→ C ⁺	11,3
C ⁺	→ C ²⁺	24,4
C ²⁺	→ C ³⁺	47,9
C ³⁺	→ C ⁴⁺	64,5
C ⁴⁺	→ C ⁵⁺	392

Aufgaben:

1. Wie kann man die Stabilität der Edelgase mit den Ionisierungsenergien erklären?

Wiederholungsfragen Kapitel 9

Kapitel 9: Gruppen des PSE - (Tipp: Wiederhole das Arbeitsblatt: „das Periodensystem der Elemente“)

1. Wo befinden sich im PSE die Metalle bzw. die Nichtmetalle? Welches sind die Nichtmetalle?
2. Nenne die Elemente, welche zu den I) Alkalimetallen, II) Erdalkalimetallen, VII) Halogenen, VIII Edelgasen gehören.
3. Beschreibe die im Unterricht durchgeführten Versuche mit Alkalimetallen. Erstelle dann eine Reihenfolge ihrer Reaktivität. Wie würde es innerhalb der Hauptgruppe weitergehen?
4. Erkläre mit eigenen Worten, warum die Reaktivität innerhalb der ersten Hauptgruppe zunimmt.
5. Beschreibe, wie Erdalkalimetalle mit Wasser und mit Sauerstoff reagieren.
6. Erstelle zu den ersten beiden Hauptgruppen jeweils eine Reaktionsgleichung für die Reaktion mit Wasser bzw. mit Sauerstoff
7. Bestimme den Oberbegriff, mit dem man die Verbrennungsprodukte der Alkalimetalle und der Erdalkalimetalle bezeichnet.
8. Warum verzögert sich der Reaktionsbeginn der Reaktion mit Wasser bei Calcium?
9. In welcher Form treten Verbindungen von Alkalimetallen und Erdalkalimetallen in der Natur auf? Nenne zu jedem Element zwei Beispiele und markiere dabei für menschliches Leben besonders wichtige
10. Halogene werden auch als „Horror-Kabinett“ des PSE bezeichnet. Kannst Du dir denken warum?
11. Nenne Eigenschaften & Besonderheiten zu den ersten vier Halogenen
12. Wozu werden Halogene von Menschen verwendet? In welcher Form sind sie lebenswichtig?
13. Erstelle eine Übersicht mit gemeinsamen Eigenschaften der 7. Hauptgruppe
14. Als Nichtmetalle bilden Halogene neben den Dir bereits bekannten auch sauerstoffhaltige Säuren. Ein typischer Vertreter ist die Chlorsäure (HClO_3). Beschreibe seine Herstellung aus den Elementen.
15. Erstelle eine Übersicht über Eigenschaften und Verwendung der Edelgase
16. Beschreibe mit Deinen Worten die folgenden „Tendenzen“ im PSE: Protonenzahl, Außenelektronen, Atomradius, Metallcharakter, Kernladung
17. Ist Natrium ein Metall? Welche typischen Metalleigenschaften erfüllt es, welche nicht?
18. Ein Stück Natrium wird auf Wasser gelegt. Beschreibe die Reaktion. Stelle die Reaktionsgleichung auf. Liegt eine Redoxreaktion vor?
19. Ist die folgende Aussage richtig? „Die Alkalimetalle zeigen eine Abstufung der Eigenschaften“. Gilt diese Aussage auch für die Halogene?
20. Be und Mg zeigen keine Flammenfärbung! Nenne andere Elemente mit ihrer typischen Flammenfarbe.