

Kapitel 09: Gruppen des PSE

Inhalt

Kapitel 9: Gruppen des PSE.....	126
<u>Inhalt.....</u>	<u>127</u>
<u>Übersicht.....</u>	<u>128</u>
<u>Alkalimetalle: Eigenschaften der Alkalimetalle.....</u>	<u>129</u>
<u>Gemeinsame Eigenschaften der 1. HG</u>	<u>130</u>
<u> Warum nimmt die Reaktivität zu?.....</u>	<u>130</u>
<u>Die Erdalkalimetalle.....</u>	<u>131</u>
<u>Gemeinsame Eigenschaften der 2. HG.....</u>	<u>132</u>
<u>Die Halogene.....</u>	<u>133</u>
<u> a) Fluor [F₂].....</u>	<u>133</u>
<u> b) Chlors [Cl₂] (Chloros = Grün):</u>	<u>134</u>
<u> Vorkommen des Chlors:.....</u>	<u>134</u>
<u> Brom [Br₂]:.....</u>	<u>135</u>
<u> Iod [I₂]: [veilchenfarben].....</u>	<u>136</u>
<u>Gemeinsame Eigenschaften der Elemente der 7. HG.....</u>	<u>136</u>
<u>Edelgase.....</u>	<u>137</u>
<u>Helium.....</u>	<u>138</u>
<u>Tendenzen im PSE.....</u>	<u>139</u>
<u>Anordnung der Metalle und der Nichtmetalle im heutigen PSE.....</u>	<u>140</u>
<u>Das Periodensystem der Elemente</u>	<u>141</u>
<u>Wiederholungsfragen Kapitel 9: Gruppen des PSE.....</u>	<u>144</u>

Übersicht

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.

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

Alkalimetalle: Eigenschaften der Alkalimetalle

Material: -Wasserschalen, Phenolphthalein, Sieblöffel, Gasauffangständer mit Reagenzglas
Brenner, Petrischale, Pinzette, Messer, Spüli

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 Na.	Metallische Schnittfläche, anlaufen	Metall, welches an der Luft sofort oxidiert.
2) Lithium wird auf Wasser gelegt, am Ende wird Indikator zugefügt.	Lithium schwimmt Gasentwicklung, heftige Reakt. Der Indikator zeigt eine Lauge.	Dichte < H ₂ O Indikator ⇒ Lauge $2\text{Li} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{LiOH} + \text{H}_2 + \text{E}$
3a) Natrium wird auf Wasser gelegt.	s.o. + Abkugeln des Metalls	⇒ Metall schmilzt $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 + \text{E}$
3b) Unter das Natrium wird etwas Filterpapier gelegt.	Na kann sich nicht mehr bewegen rote Flamme explosionsartige Umsetzung	Entzündungstemperatur von H ₂ wird überschritten, da Hitze nicht rechtzeitig verteilt werden kann $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{KOH} + \text{H}_2 + \text{E}$

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 kein Alkalimetall! Sie reagieren heftig mit Wasser unter Bildung von Wasserstoff und der entsprechenden Lauge. Sie sind weich und können mit einem Messer geschnitten werden. Sie sind sehr unbeständig und reagieren mit vielen Stoffen äußerst heftig. Deswegen werden sie unter Schutzflüssigkeiten wie Paraffin oder Petroleum aufbewahrt.

Zusatzinformationen:

Alkalimetalle lassen sich auch verbrennen:



Wenn man dann die Rückstände im RG 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>

Gemeinsame Eigenschaften der 1. HG

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 Elektron 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 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 ab und es wird immer leichter ein Elektron abzuspalten und Edelgaskonfiguration zu erreichen. Da also immer weniger Ionisierungsenergie benötigt wird, nimmt sie vom Li zum Fr ab. Entsprechend nimmt die Reaktivität zu.

Des weiteren zeigen Alkalimetalle und ihre Salze eine je Element typische Flammenfärbung:

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

Aufgrund dieser Flammenfärbung werden Alkalimetallverbindungen für Feuerwerke benutzt.

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 mit Wasser

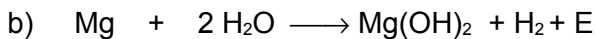
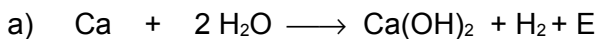
Calcium und Magnesium werden mit Wasser vermischt.

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

Beide Lösungen bilden eine Lauge.

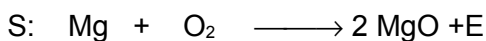
Schlussfolgerungen:



2. Reaktion mit Sauerstoff:

V: Magnesium wird verbrannt

B: weiße helle Flamme



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 zum Barium hin zu.
- Auch Erdalkalimetalle und deren Salze färben die Brennerflamme:
 - Calcium färbt die Brennerflamme ziegelrot,
 - Strontium karminrot,
 - Barium grün,
 - Beryllium, Magnesium und Radium weisen keine Flammenfärbung auf.

Aufgaben:

1. Warum verzögert sich der Reaktionsbeginn?
2. Wie heißt der Reaktionstyp? Welches sind seine 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 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 die Gemeinsamkeit, dass sie 7 Valenzelektronen haben und sie sehr reaktiv sind. 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 Säuren werden.
- 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 u.U. Reaktionen möglich! Aus diesem Grund ist es für alle Lebewesen sehr giftig¹. In der Natur tritt es nur in Form von Fluoriden z.B. in Salzen auf.

Sein Name leitet sich über lat. fluor, „das Fließen“, von Flussspat ab, dem wichtigsten Mineral, das Fluor enthält.

Eigenschaften & Besonderheiten

- Bei Raumtemperatur 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 vor.

Verwendung

In Zahnpasta, Alu Herstellung, Kühlmittel, Insektizide, Herbizide, Fungizide, als Kampfstoff in chemischen Waffen, 5-Fluoruracil (Medikament, welches Krebszellen abtötet), Schmiermittel für Festplatten in Computern, High-Energy-Fuel für Raketenmotoren, 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!)

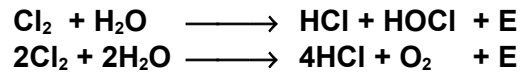
b) Chlors [Cl₂] (Chloros = Grün):

Menschen verwenden das bei Raumtemperatur gasförmige Chlor z.B. 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). Chlor ist demzufolge eine sehr reaktionsfreudige Verbindung.

Worauf beruht diese Wirkung?

- Reaktion mit Wasser zu Salzsäure:



- bleichende Wirkung
- riecht stechend
- Reagiert mit fast allen Metallen und Nichtmetallen \Rightarrow 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:

- 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>

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 Chlor.
- Festes (gefrorenes) Brom ist dunkelbraun.
- In Wasser löst es sich eher schlecht und reagiert dann noch durch Licht unter Sauerstoffentwicklung zu Bromid.
- Brom reagiert mit Wasserstoff 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 Hg 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 zur Herstellung "luftdichter" Reifen
- Tränengas

Iod [I₂]: [veilchenfarben]

- Iod ist ein leicht grau metallisch glänzender Feststoff, der schon bei geringer Erwärmung violette Ioddämpfe bildet.
- I₂ 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. Grunde 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 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 \Rightarrow deshalb essen wird Iodsalz!
- 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 Stärke (-Helices) einlagert, färbt es sich intensiv Blau - fast schwarz (=Iod-Stärke-Nachweis).

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 Hals (=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: Cl₂ > Br₂ > I₂ > At₂
- 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 F₂ zum I₂ 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.
- Sie 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

² Auch schon bei Raumtemperatur (Fingerabdruck, Sublimationsversuch)

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 „nichtreaktierend“. 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

(nach Wikipedia: <http://de.wikipedia.org/wiki/Helium>)

Helium (hélios = Sonne) ist das leichteste aller Edelgase. Das farblose, geruchs- und geschmackslose sowie ungiftige Gas ist reaktionsträge, geht also nur wenige bekannte chemische Reaktionen ein. Anwendung findet Helium zum Beispiel in flüssiger Form als Kühlmittel, in gasförmigem Zustand vermag es als Traggas für Ballons und Luftschiffe zu dienen.

Helium ist nach Wasserstoff das chemische Element mit der geringsten Dichte, d.h. es lässt sich gut als Auftriebsgas für Balons benutzen. Außerdem besitzt es die niedrigsten Schmelz- und Siedepunkte aller Elemente. Daher existiert es nur unter sehr starkem Druck oder in großer Kälte als Flüssigkeit oder Feststoff.

Helium ist ein Edelgas, das heißt, dass dieses Gas aufgrund seiner voll besetzten äußersten Elektronenschale chemisch sehr reaktionsträge ist. Es ist jedoch möglich, unter extremen Bedingungen eine chemische Verbindung von Helium mit einem Proton (HeH^+) zu erzeugen. Diese Verbindung ist bei Normalbedingungen sehr instabil und kann nicht in Form eines Salzes wie HeH^+X^- isoliert werden.

Helium kann nur unter großem Druck und bei sehr niedrigen Temperaturen zu einem durchsichtigen Feststoff verfestigt werden. Festes Helium benötigt eine Temperatur von 1 bis 1,5 K und ungefähr 26 bar an Druck. Festes Helium bildet kristalline Strukturen aus.

Verwendung:

Unter hohem Druck abgefülltes Helium ist frei verkäuflich und wird aus Erdgas gewonnen.

- Helium-Sauerstoff-Gemische (80:20) dienen für Asthmatiker als Beatmungsgas - die Viskosität (=Zähflüssigkeit) des Gasgemisches ist wesentlich geringer als die von Luft und es lässt sich daher leichter atmen.
- Beim Tauchen werden verschiedene Gemische mit Helium (z.B. aus Sauerstoff, Stickstoff und Helium) als Atemgas verwendet.
- Da Helium nur ein Siebtel der Dichte von Luft hat, dient es auch als Traggas für Ballons oder Luftschiffe.
- In der Schweißtechnik wird Helium in Reinform oder als Zumischung als Schutzgas eingesetzt, um die Schweißstelle vor Sauerstoff zu schützen. Durch die hohe Hitze würde Sauerstoff sonst eine Schweißnaht leicht wieder oxidieren.
- Technisch wird verflüssigtes Helium als Kühlmittel zum Erreichen tiefer Temperaturen (-272- -268 °C) eingesetzt.
- Gerade beim Einsatz von supraleitenden Magneten dient Helium als Kühlmittel. Praktische Anwendungen sind hier die Kernspintomographie (MRT), die Magnetoenzephalographie (MEG) in der Medizintechnik sowie die Magnetresonanztomographie (NMR) in der Forschung.
- Helium wird in der Raketentechnik eingesetzt, um bei pumpgeförderten Flüssigtreibstoffraketen den verbrauchten Treibstoff zu ersetzen, damit die dünnwandigen Treibstofftanks der Raketen nicht implodieren, wenn der Treibstoff von den Treibstoffpumpen der Triebwerke aus den Tanks gesaugt wird.
- Helium wird in zwei Lasertypen eingesetzt: dem Helium-Neon-Laser und dem Helium-Cadmium-Laser.

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	ELEMENTGRUPPE							
3								
4								
5								
6								
7								

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)

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								

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								

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 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 Widerstände, Transistoren und Computerspeicher

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1								
2	ALKALIMETALLE							
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								
2	ERDALKALIMETALLE							
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								
3							HALOGENE	
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								
2								EDELGASE
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.

Wiederholungsfragen 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. Welche Elemente gehören zu den I) Alkalimetallen, II) Erdalkalimetallen, VII) Halogenen, VIII Edelgasen?
3. Beschreibe die im UR durchgeführten Versuche mit Alkalimetallen. Erstelle dann eine Reihenfolge ihrer Reaktivität. Wie würde es innerhalb der Hauptgruppe weitergehen?
4. Kannst Du mit eigenen Worten erklären, warum die Reaktivität zunimmt?
5. Wie reagieren Erdalkalimetalle mit Wasser und mit Sauerstoff?
6. Erstelle zu den ersten beiden Hauptgruppen jeweils eine Reaktionsgleichung für die Reaktion mit Wasser bzw. mit Sauerstoff
7. Mit welchem Oberbegriff kann man die Verbrennungsprodukte der Alkalimetalle und der Erdalkalimetalle bezeichnen?
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 kabinet“ 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?