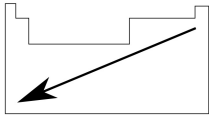
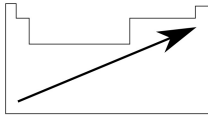


ÜS 4 - Anorganische Chemie I

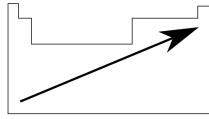
Die wichtigsten Trends im Periodensystem für die Prüfung (EN gegeben)



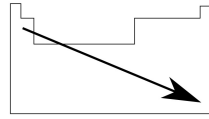
(a) Atomradius



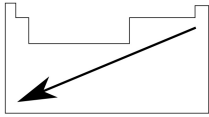
(b) Elektronegativität



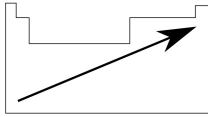
(c) 1. Ionisierungsenergie



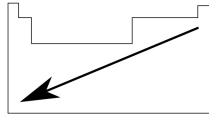
(d) Säurestärke HX



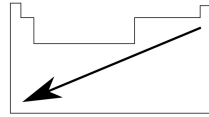
(e) Hydridcharakter HX



(f) Säurestärke HXO_n



(g) Metallcharakter



(h) Basizität des Oxids

Allotrope: Verschiedene Konfigurationen desselben Elements (Graphit, Diamant)

Oktettregel: Elemente der ersten zwei Perioden können maximal 4 Bindungen machen
↳ π -Bindungen in den ersten zwei Perioden sind viel stärker als die der unteren Perioden

Die Elemente des PSE werden in Metalle (M), Halbmetalle (HM) und Nichtmetalle (NM)

↳ $M + NM \rightarrow$ ionische Bindung ↳ $NM + NM \rightarrow$ kovalente Bindung

1. Welches der folgenden Elemente neigt am meisten zur Bildung von $p\pi-p\pi$ -Bindungen?

Arsen	Phosphor	Stickstoff	Silicium	Germanium
<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Die stärksten π -Bindungen bilden Elemente der ersten zwei Perioden. Das einzige Element aus dieser Liste, welches aus den ersten zwei Perioden ist, ist Stickstoff.

2. Welches der folgenden Elemente kann maximal vier Bindungen pro Atom bilden?

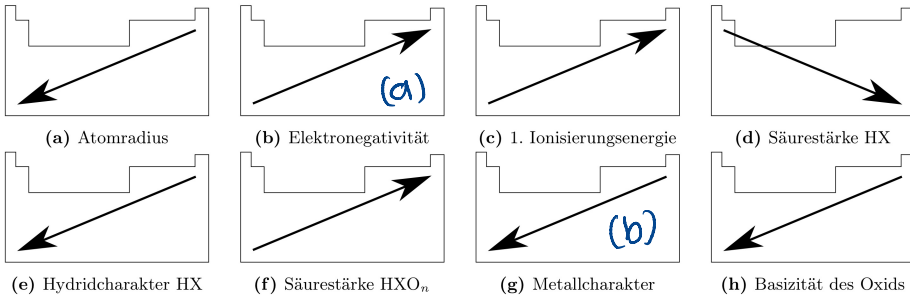
Stickstoff	Phosphor	Arsen	Selen	Bismut
<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Elemente aus den ersten zwei Perioden müssen die Oktettregel erfüllen und können deswegen maximal vier Bindungen ausbilden. Hier ist nur Stickstoff in der zweiten Periode.

3. Betrachten Sie die Elemente Lithium, Kalium, Stickstoff, Phosphor und Neon. Wählen Sie von dieser Liste das Element aus, das...

Aussage	Li	K	N	P	Ne
a) ... am stärksten elektronegativ ist	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
b) ... den ausgeprägtesten Metallcharakter hat	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
c) ... mehr als vier benachbarte Atome binden kann	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
d) ... am leichtesten π -Bindungen herstellen kann	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

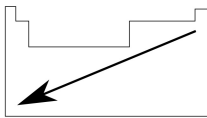
Oktettregel für Nicht-Metalle
2. Periode



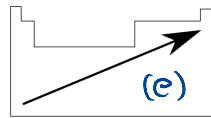
	1	2	3	4	5	6	7	8	11	12	13	14	15	16	17	18														
	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA														
1	1.01 Wasserstoff H															4.00 Helium He														
2	6.94 Lithium Li	9.01 Beryllium Be									10.81 Bor B	12.01 Kohlenstoff C	14.01 Stickstoff N	16.00 Sauerstoff O	19.00 Fluor F	20.18 Neon Ne														
3	22.99 Natrium Na	0.91 Magnesium Mg									26.98 Aluminium Al	28.09 Silicium Si	30.97 Phosphor P	32.07 Schwefel S	35.45 Chlor Cl	39.95 Argon Ar														
4	39.10 Kalium K	0.82 Calcium Ca	44.96 Scandium Sc	47.87 Titan Ti	50.94 Vanadium V	52.00 Chrom Cr	54.94 Mangan Mn	55.85 Eisen Fe	58.93 Cobalt Co	58.69 Nickel Ni	63.55 Kupfer Cu	65.38 Zink Zn	69.72 Gallium Ga	72.64 Germanium Ge	74.92 Arsen As	78.96 Selen Se	83.80 Brom Br													
5	85.47 Rubidium Rb	0.82 Strontium Sr	88.91 Yttrium Y	91.22 Zirkonium Zr	92.91 Niobium Nb	95.94 Molybdän Mo	98 Technetium Tc	101.07 Ruthenium Ru	106.42 Rhodium Rh	107.87 Palladium Pd	118.71 Silber Ag	112.41 Cadmium Cd	114.82 Indium In	118.71 Zinn Sn	127.60 Antimon Sb	126.91 Tellur Te	127.60 Iod I													
6	132.91 Cäsium Cs	0.79 Barium Ba	178.49 Lanthan La	178.49 Hafnium Hf	180.85 Tantalum Ta	183.84 Wolfram W	186.21 Rhenium Re	190.23 Osmium Os	192.22 Iridium Ir	195.08 Platin Pt	196.97 Gold Au	200.59 Quecksilber Hg	208.98 Thallium Tl	208.98 Bismut Bi	208.98 Polonium Po	210 Astat At	222 Radon Rn													
7	223 Francium Fr	0.26 Radium Ra	261 Actinium Ac	261 Rutherfordium Rf	263 Dubnium Db	266 Seaborgium Sg	266 Bohrium Bh	277 Hassium Hs	286 Meitnerium Mt	286 Darmstadtium Ds	286 Roentgenium Rg	286 Copernicium Cn	286 Nihonium Nh	286 Flerovium Fl	286 Moscovium Mc	286 Livermorium Lv	286 Tenness Ts	286 Oganesson Og												
	138.91 Lanthan La	140.12 Cer Ce	140.91 Praseodym Pr	144.24 Neodym Nd	145 Promethium Pm	150.36 Europium Eu	151.96 Gadolinium Gd	157.25 Terbium Tb	158.93 Dysprosium Dy	162.57 Erbium Er	167.26 Thulium Tm	168.93 Ytterbium Yb	173.04 Lutetium Lu	174.99 Hafnium Hf	178.49 Tantalum Ta	180.85 Wolfram W	183.84 Rhenium Re	186.21 Osmium Os	190.23 Iridium Ir	192.22 Platin Pt	195.08 Gold Au	196.97 Quecksilber Hg	200.59 Thallium Tl	208.98 Bismut Bi	208.98 Polonium Po	210 Astat At	222 Radon Rn			
	227 Actinium Ac	232.04 Thorium Th	231.04 Protactinium Pa	238.03 Uranium U	237 Neptunium Np	244 Plutonium Pu	249 Americium Am	257 Curium Cm	261 Berkelium Bk	265 Californium Cf	269 Einsteinium Es	277 Fermium Fm	281 Mendelevium Md	285 Nobelium No	289 Lawrencium Lr															

12. Überprüfen Sie mit Hilfe des Periodensystems die folgenden Aussagen. Klassifizieren Sie diese Aussagen als richtig oder falsch. (Lösungen bitte ankreuzen).

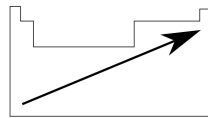
Aussage	richtig	falsch
a) Die Stärke der Säuren nimmt in folgender Reihe zu: $\text{HF} < \text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI}$	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
b) Die Stärke der Basen nimmt in folgender Reihe ab: $\text{F}^- > \text{Cl}^- > \text{Br}^- > \text{I}^-$	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
c) Der basische Charakter der Oxide nimmt in folgender Reihe zu: $\text{Tl}_2\text{O}_3 < \text{SnO}_2 < \text{SO}_3 < \text{Cl}_2\text{O}_7$	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
d) Die Ionenradien nehmen in folgender Reihe ab: $\text{S}^{2-} > \text{Cl}^- > \text{K}^+$	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
e) Die Elektronegativität der Elemente steigt in der Reihenfolge: $\text{I} < \text{Br} < \text{Cl}$	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
f) Astat besitzt im Grundzustand die Elektronenkonfiguration: $[\text{Xe}] 6s^2 5d^{10} 6p^5$	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>
g) Chlor kann in seinen Verbindungen das Elektronenoktett überschreiten.	<input checked="" type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
h) Fluor ist ein starkes Reduktionsmittel.	<input type="checkbox"/>	<input checked="" type="checkbox"/>



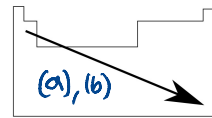
(a) Atomradius



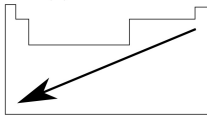
(b) Elektronegativität



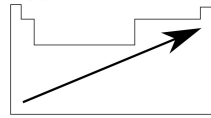
(c) 1. Ionisierungsenergie



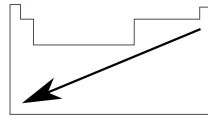
(d) Säurestärke HX



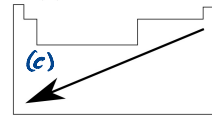
(e) Hydridcharakter HX



(f) Säurestärke HXO_n



(g) Metallcharakter



(h) Basizität des Oxids

b) Gleicher Trend wie bei (a), da es sich um die konj. Basen handelt

d) Grundsätzlich folgt die Ionengröße der Atomgröße.



Cl hat eine höhere EN als S, weswegen S^{2-} die beiden zusätzlichen Elektronen weniger nah an sich zieht als Cl^- , weswegen Cl^- kleiner als S^{2-} ist.

Wasserstoff

- häufigstes Element im Universum (~70%), auf der Erde ~0.87%
- 3 Isotope: ^1H Protium (99.98%), ^2H Deuterium (0.02), ^3H Tritium (radioaktiv)
- Herstellung: 1) Starke Säure + unedltes Metall: $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{ZnCl}_2$
2) Elektrolyse von reinem Wasser: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
- Verwendung: 1) Haber-Bosch-Verfahren (NH_3 -Synthese): $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$
2) Hydrierung: $\text{>C=C<} \xrightarrow[\text{H}]{\text{H}_2, \text{Pd/C}} \text{>C-C<H}$

A-H-Verbindungen:	Hydride (H^\ominus -Anion)	Kovalente R-H-Verbindungen
	<ul style="list-style-type: none"> • (Erd-)Alkalimetalle mit H_2 $2\text{Li} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{LiH}$ • Hydride sind sehr starke Basen $\text{LiH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{H}_2 + \text{OH}^-$ 	<ul style="list-style-type: none"> • H-Verbindungen mit HM, NM $\text{BH}_3, \text{NH}_3, \text{H}_2\text{O}, \text{CH}_4, \text{HF}, \text{HCl}, \text{HBr}$ • Oxidationsstufe +I • können sauer oder basisch sein

6. Wasserstoff bildet mit vielen Elementen binäre Verbindungen.

- a) Welche der folgenden Verbindungen sind kovalente Element-Wasserstoff-Verbindungen und welche ionische Hydride? Benennen Sie die Verbindungen.

Stoffe: $\text{LiH}, \text{H}_2\text{S}, \text{SiH}_4, \text{HBr}, \text{CaH}_2, \text{NH}_3$

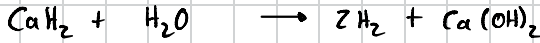
kovalente Verbindungen:	Element-Wasserstoff-	ionische Hydride:

- b) Formulieren Sie Reaktionsgleichungen für die Umsetzung dieser Verbindungen mit Wasser. Was kann man in dem Reaktionsgefäß beim Zusammenmischen von LiH mit Wasser beobachten?

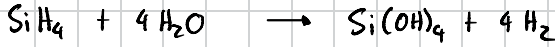
a) Allgemein sind Hydride Element-Wasserstoffverbindungen mit Metallen und kovalente Element-Wasserstoffverbindungen solche mit Nicht-Metallen

LiH	Hydrid
H_2S	Kovalent ("Wasser" mit S)
SiH_4	Kovalent ("Methan" mit Si)
HBr	Kovalent (Säure)
CaH_2	Hydrid
NH_3	Kovalent (Ammoniak)

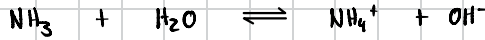
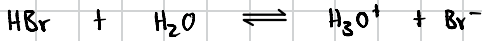
b) Hydride bilden in Wasser Wasserstoff:



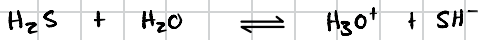
Silane zersetzen sich generell in Wasser unter Wasserstoffbildung (bei $\text{pH} > 7$)



HBr und NH_3 bilden Wasser Säure-Base-Gleichgewichte



H_2S ist valenzisoelektronisch zu H_2O und unterliegt somit mit der Autoprotolyse



Edelgase (18)

- sehr stabil (voll Valenzschale), wenig reaktiv, i.d.R. bei RT gasförmig, kommen in der Atmosphäre in kleinen Mengen atomar vor.
- Herstellung: Destillation aus der Luft

7. Ordnen Sie die folgenden Stoffe nach steigenden Siedepunkten: Helium, Argon, Krypton.
Begründen Sie ihre Aussage.

Element	He	Ar	Kr
Siedepunkt	-269°C	-186°C	-153°C

Je grösser die Masse der Atome ist, desto stärker sind die Van-der-Waals-Kräfte (je grösser die Atome, desto besser ist auch die Polarisierbarkeit (HSAB-Konzept)) und so ist deren Siedepunkt grösser, denn es benötigt mehr Energie, um die VdW-Kräfte zu überwinden.

Halogene (17)

- sehr reaktiv und giftig, Dimer: $\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$, kommen in der Natur nur als Salz vor (Anionen), bei RT: F_2, Cl_2 (g) Br_2 (l) I_2 (s)
- Herstellung: Oxidation des Anions (Elektrolyse): $2\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}_2 + 2\text{e}^-$
- R-X-Verbindungen:
 - Wasserstoffhalogenide (Säuren: HF, HCl, HBr, HI)
↳ Herstellung: $\text{X}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{HX}$ oder $\text{CaX}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HX} + \text{CaSO}_4$
 - Halogenwasserstoffsäuren
 $\text{HXO} \quad \text{HXO}_2 \quad \text{HXO}_3 \quad \text{HXO}_4$

Chalkogene (16)

Sauerstoff: Häufigstes Element in Erdkruste und Lebewesen, zwei Allotrope:
↳ Disauerstoff O_2 (paramagnetisch) ↳ Ozon O_3 (in Atmosphäre)

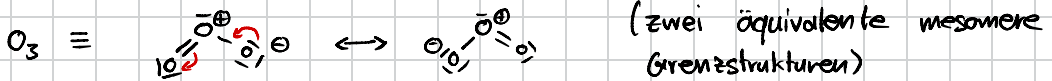
Herstellung: 1.) Elektrolyse von reinem Wasser: $2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$
2.) Zersetzung von Kaliumchlorat: $2KClO_3 \xrightarrow[\Delta]{MnO_2} 2KCl + 3O_2$
3.) Linde-Verfahren (industriell): fraktionierte Dest. von Luft

R-O-Verbindungen: • Oxide: Binäre RO-Verbindungen sind Oxide
↳ Reaktion mit Wasser:
↳ $EN(R) > 2.1$: saure Lösung $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
↳ $EN(R) < 2.1$: basische Lösung $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
• Peroxide: Verbindungen mit $R-O-O-R$ ($OE(O) = -1$)
↳ meist instabil, neigen zur Disproportionierung
• Hyperoxide: Verbindungen mit O_2^- (Hyperoxidanion)
↳ In Wasser bilden sie O_2 : $4KO_2 + 2H_2O \rightarrow 4KOH + 3O_2$

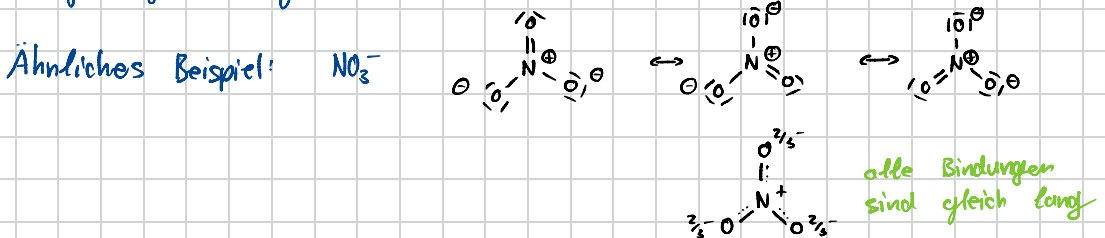
Schwefel: Kommt als Sulfat (SO_4^{2-}) oder Sulfid (S^{2-}) vor, S hat viele Allotrope
↳ S_8 -Ringe (häufigste Form)
↳ Schwefeloxide: SO_2 , SO_3 , SO_4^{2-}

8. Ozon besteht aus kettenförmigen Molekülen (d.h. Ozon bildet keinen Ring). Zeichnen Sie die Lewis-Formel eines Ozon-Moleküls mit korrekter Geometrie. Vergleichen Sie die Bindungslängen und schätzen Sie den Bindungswinkel in diesem Molekül ab.

Ozon (O_3) ist ein Allotrop des Sauerstoffs, welches in den oberen Atmosphärenschichten durch Photolyse entsteht (relativ komplizierter Mechanismus): $3O_2 \xrightarrow{h\nu} 2O_3$

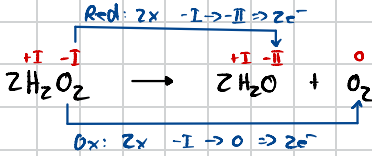


Grundsätzlich sind Doppelbindungen kürzer als Einfachbindungen, jedoch sind beide Grenzstrukturen vollkommen äquivalent, weswegen beide Bindungen gleich lang sind.



9. Erklären Sie, warum die Zersetzungsreaktion von Wasserstoffperoxid eine Disproportionierungsreaktion ist.

Wasserstoffperoxid ist ein relativ stabiles Peroxid (abfüllbar mit 30% Konzentration in Wasser). Trotzdem sind Peroxide instabil und neigen zur Disproportionierung, da die Oxidationsstufe der Peroxide (-I) sehr instabil für 0 ist und 0 und -II viel stabiler sind.



Es handelt sich um eine Disproportionierung da derselbe Stoff so wohl oxidiert als auch reduziert wird.

10. Die binären Verbindungen von Sauerstoff mit anderen Elementen werden als Oxide bezeichnet.

- a) Formulieren Sie Reaktionsgleichungen für die Umsetzung folgender Oxide mit Wasser.

(i) (ii) (iii) (iv) (v) (vi)
Oxide: MgO, SO₂, N₂O₅, SO₃, K₂O, Cl₂O₅

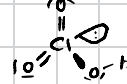
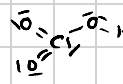
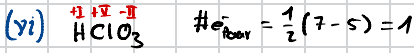
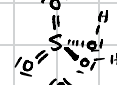
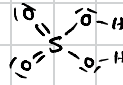
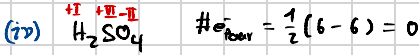
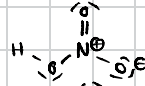
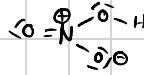
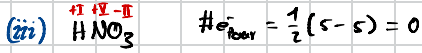
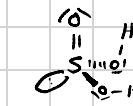
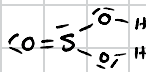
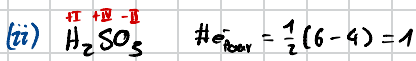
- b) Zeichnen Sie in den Fällen, in denen Sauerstoffsäuren entstehen, die Valenzstrichformeln der Moleküle.

Oxide reagieren in Wasser entweder zu einer basischen oder zu einer sauren Lösung (abhängig von der Elektronegativität):

falls $EN < EN(\text{H}) = 2.1 \Rightarrow$ basische Lsg. bzw. 2.2 (je nach Skalen)
falls $EN > EN(\text{H}) = 2.1 \Rightarrow$ saure Lsg.

a) (i)	MgO	EN(Mg) = 1.31	basisch	$\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{MgOH}^+ + \text{OH}^-$
(ii)	SO ₂	EN(S) = 2.58	saure	$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$
(iii)	N ₂ O ₅	EN(N) = 3.04	saure	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3 \rightleftharpoons 2 \text{H}^+ + 2 \text{NO}_3^-$
(iv)	SO ₃	EN(S) = 2.58	saure	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$
(v)	K ₂ O	EN(K) = 0.82	basisch	$\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{KOH} \rightleftharpoons 2 \text{K}^+ + \text{OH}^-$
(vi)	Cl ₂ O ₅	EN(Cl) = 3.16	saure	$\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HClO}_3 \rightleftharpoons 2 \text{H}^+ + \text{ClO}_3^-$

- b) Sehr wichtig: Für Elemente der ersten 2 Perioden gilt die Oktettregel in jedem Fall. Für schwerere Elemente nicht. Für die Anzahl freier e⁻-Paare am Zentralatom gilt: $\#e_{\text{frei}} = (\text{HGr} - \text{Oz}) \cdot \frac{1}{2}$



Stickstoffgruppe (15)

Stickstoff: häufigstes Element in Atmosphäre (als Dimer N_2), recht unreaktiv, Inertgas

Herstellung: 1.) Zersetzung von Aziden: $2\text{NaN}_3 \rightarrow 2\text{Na} + 3\text{N}_2$

2.) Linde-Verfahren (industriell): fraktionierte Dest. von Luft

R-N-Verbindungen: • Stickstoffoxide: Distickstoffmonoxid (N_2O) (Lachgas)

Stickstoffmonoxid (NO)

Stickstoffdioxid (NO_2) (sehr giftig)

• Oxosäure: Salpetersäure (HNO_3) (Herstellung im Ostwald-Verfahren)

Salpetrige Säure (HNO_2)

4. Kreuzen Sie die richtigen Antworten an:

*allgemein für die Prüfung:
↳ Alle MC-Fragen auf den Spick schreiben*

- a) Wasserstoff ist das häufigste Element im Universum.
 b) Wasserstoff ist das häufigste Element in der Erdkruste.
 c) Wasserstoff wird aus der Luft gewonnen.
 d) Wasserstoff kann durch Elektrolyse von Wasser hergestellt werden.
 e) Wasserstoff wird durch Reduktion von Metalloxiden großtechnisch hergestellt.
 f) Wasserstoff kommt als zweiatomige Moleküle vor.
 g) Wasserstoff kann auch als HD-Molekül vorkommen.
 h) Wasserstoff gehört zu den Alkalimetallen.

a) Wasserstoff ist das häufigste Element im Universum (~70%)

b) Nein, weniger als 1%

c) Nein, in der Atmosphäre nur 0.55 ppm

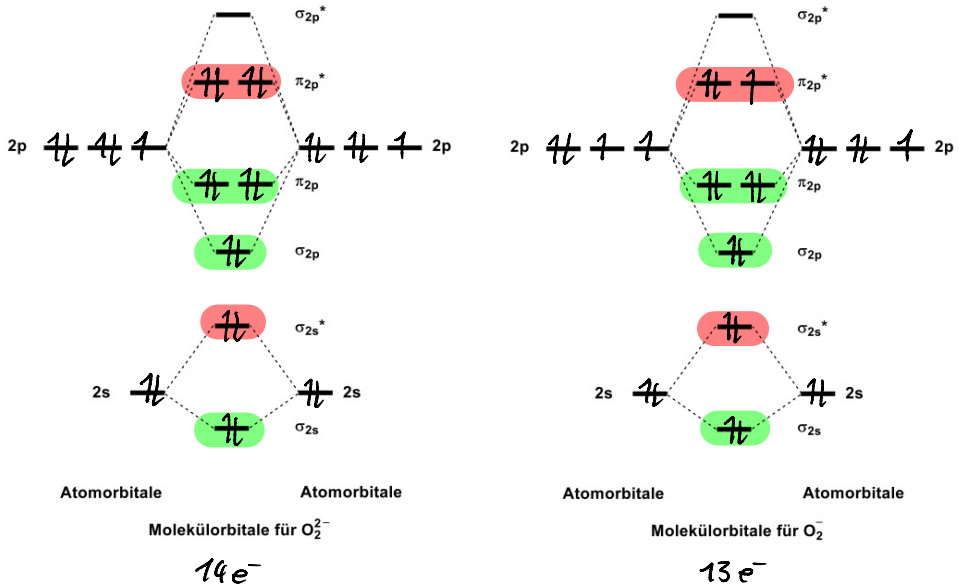
d) Ja, Elektrolyse von destilliertem Wasser ($2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$)

e) Wasserstoff hat zwei stabile Isotope H und D (Deuterium), weswegen HD als Molekül (zwar selten) vorkommt

n) Alkalimetalle sind nur 1. Hauptgruppe

11. Neben dem Oxid-Anion bildet Sauerstoff auch das Peroxid-Anion O_2^{2-} und das Hyperoxid-Anion O_2^- .

a) Verwenden Sie die folgenden MO-Diagramme und zeichnen Sie die Elektronenbesetzung der Atomorbitale und Molekülorbitale für die beiden Ionen.



b) Ergänzen Sie die folgende Tabelle.

Teilchen	Bindungsordnung	Magnetische Eigenschaften	
O_2^{2-}	$\frac{8-6}{2} = 1$	<input type="checkbox"/> paramagnetisch	<input checked="" type="checkbox"/> diamagnetisch
O_2^-	$\frac{8-5}{2} = 1.5$	<input checked="" type="checkbox"/> paramagnetisch	<input type="checkbox"/> diamagnetisch

a) Elektronen zählen und gemäss Pauli-Prinzip auffüllen

$$O_2^{2-} \Rightarrow \#_{\text{Valenz-e}^-} = 2 \cdot \text{HGZ}(O) + 2 = 2 \cdot 6 + 2 = 14$$

$$O_2^- \Rightarrow \#_{\text{Valenz-e}^-} = 2 \cdot \text{HGZ}(O) + 1 = 2 \cdot 6 + 1 = 13$$

b) Bindungsordnung:

$$B.O. = \frac{\#_{\text{bind. e}^-} - \#_{\text{antibind. e}^-}}{2}$$

paramagnetisch: wenn einfach besetzte Orbitale vorkommen

diamagnetisch: wenn keine einfach besetzten Orbitale vorkommen