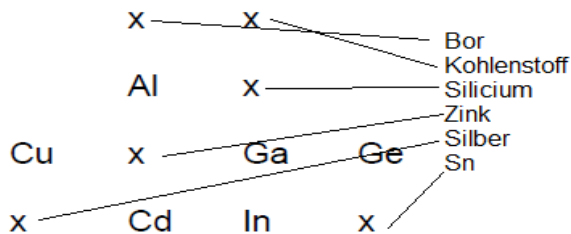


Alles was rot ist, ist überarbeitet und bei grüner schrift bin ich mir nicht sicher!

Welche Elemente gehören zur 5. Hauptgruppe?

N, P, As, Sb, Bi

Ergänzen Sie den folgenden Ausschnitt aus dem Periodensystem an den mit x gekennzeichneten Stellen.



Eigentlich kommt Ga unter Al.

Vielleicht sind die zwei unteren Reihen um 1 nach rechts verrutscht

Welches sind die Nachbarn der Elemente im Periodensystem? (oben, unten, links und rechts)

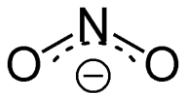
Phosphor (N, As, Si, S)

Calcium (Mg, Sr, K, Sc)

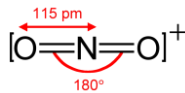
Chlor (F, Br, S, Ar)

Silicium (C, Ge, Al, P)

Welche Strukturen haben  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}_2^+$  und  $\text{NO}_2^-$ ? Zeichnen Sie je eine mesomere Grenzform und. Geben Sie an ob das Molekül / Ion linear oder gewinkelt ist. Welche Oxidationsstufe hat das Stickstoffatom jeweils?



Nitrit- Anion (gewinkelt, ox. Stufe: +3)



Nitryl- Ion (linear, ox. Stufe +5)



Stickstoffdioxid (gewinkelt, ox. Stufe: +4)

Zeichnen Sie für folgende Moleküle oder Ionen Valenzstrichformeln einschließlich aller nicht bindender Elektronenpaare (Hinweis: wenden Sie die VSEPR-Regeln an!). Wie ist der räumlichen Bau dieser Verbindungen (Stichwort genügt, z.B. verzerrt tetraedisch). Wenn Mesomerie vorliegt genügt eine mesomere Grenzform.

Sulfat-Ion, Chlorat-Ion, Bortrifluorid,  $\text{XeO}_2$ , Sulfit-Ion, Carbonat-Ion, Nitrat-Ion, Ozon,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{BF}_4^{2-}$  Ion  $\text{XeF}_4$ ,  $\text{IF}_5$ , Azid-Ion, Hydrazin

Name	Molekültyp	Struktur	Räumlicher Bau (Molekülgestalt)	Bemerkung (Geometrie der e-paare)
Sulfat Ion	$\text{AX}_4$		Tetraedrisch	Tetraedrisch
Chlorat Ion	$\text{AX}_3\text{E}$		Trigonal-pyramidal	Tetraedrisch

Bortrifluorid	$AX_3$		Trigonal- planar	Trigonal- planar
XeO <sub>2</sub>	$AX_2E_2$	$O = Xe = O$	Gewinkelt?	Keine Ahnung
Sulfit Ion	$AX_3E$		trigonal- pyramidal	tetraedrisch
Carbonat Ion	$AX_3$		Trigonal planar	Trigonal-planar
Nitrat Ion	$AX_3$		Trigonal planar	Trigonal planar
Ozon	$AX_2E$		Gewinkelt	gewinkelt
CO <sub>2</sub>	$AX_2$	$O = C = O$	linear	linear
BF <sub>4</sub> <sup>-</sup> -Ion	$AX_4$		tetraedrisch	
XeF <sub>4</sub>	$AX_4E_2$		Quadratisch planar	oktaedrisch
IF <sub>5</sub>	$AX_5E$		Quadratisch pyramidal	oktaedrisch
Azid- Ion			linear	
Hydrazin	Sp <sup>3</sup> -hybrid	N <sub>2</sub> H <sub>4</sub>		N: linear, H: gewinkelt
SF <sub>4</sub>	$AX_4E$		Tetraedrisch verzerrt	Trigonal-bipyramidal
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	$AX_4$		Tetraedrisch	Tetraedrisch

Kennzeichnen Sie bei den folgenden Verbindungen des Typs AB<sub>3</sub>, ob sie trigonal planar (pl), trigonal pyramidal (py) oder T-förmig (T) gebaut sind (Hinweis: wenden Sie die VSEPR-Regeln an!)

**BF<sub>3</sub> BrF<sub>3</sub> SO<sub>3</sub><sup>2-</sup> SO<sub>3</sub>**

BF<sub>3</sub>: pl

BrF<sub>3</sub>: T

SO<sub>3</sub><sup>2-</sup>: py

SO<sub>3</sub>: pl

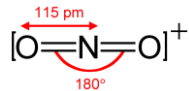
Kennzeichnen Sie bei den folgenden Verbindungen des Typs AB<sub>2</sub>, ob sie gewinkelt oder linear gebaut sind (Hinweis: wenden Sie die VSEPR-Regeln an!)

**CO<sub>2</sub>**   **NO<sub>2</sub>**   **SO<sub>2</sub>**   **ClO<sub>2</sub><sup>-</sup>**   **XeF<sub>2</sub>**   **NO<sub>2</sub><sup>+</sup>**   **O<sub>3</sub>**  
 CO<sub>2</sub>: linear      SO<sub>2</sub>: gewinkelt      NO<sub>2</sub>: gewinkelt      ClO<sub>2</sub><sup>-</sup>: gewinkelt  
 XeF<sub>2</sub>: linear      NO<sub>2</sub><sup>+</sup>: linear      O<sub>3</sub>: gewinkelt

Nennen Sie ein Molekül oder Ion, das mit CO<sub>2</sub> isoelektronisch ist.

Lachgas

Zeichnen Sie die Valenzstrichformel (mit allen Elektronenpaaren) von NO<sub>2</sub><sup>+</sup>. Hat das Ion eine lineare oder gewinkelte Struktur? Geben Sie zwei Ionen oder Moleküle an die mit NO<sub>2</sub><sup>+</sup> isoelektronisch sind.



lineare Struktur; Isoelektronisch zu NO<sub>2</sub><sup>+</sup> sind: N<sub>3</sub><sup>-</sup>, CO<sub>2</sub> und N<sub>2</sub>O

Erklären Sie warum die Dissoziationsenergien der Halogene folgenden Verlauf zeigen: Cl<sub>2</sub> > Br<sub>2</sub> > I<sub>2</sub> ≈ F<sub>2</sub>

Die Energien basieren vor allem auf der Bindungslänge. Je kürzer die Bindung ist, desto mehr Energie braucht man um sie wieder zu lösen. Innerhalb der Gruppe kommen von Halogen zu Halogen neue Elektronenschalen hinzu. Die Atome werden damit einfach gesagt größer womit sich auch ihr Bindungsabstand vergrößert (und die Elektronegativität sinkt).

Fluor hat dabei nur eine Sonderstellung, da durch die kurze Bindung sich auch die freien Elektronenpaare der Fluoratome so nahe kommen, dass die Abstoßungskräfte, die zwischen ihnen wirksam werden, die Bindung schwächen.

Welche Oxidationsstufe hat das jeweils fett markierte Element in folgenden Verbindungen:

<b>TiO<sup>2+</sup></b>	4+	<b>H<sub>2</sub>O<sub>2</sub></b>	-1
<b>HAuCl<sub>4</sub></b>	3+	<b>Cr(CO)<sub>6</sub></b>	0
<b>MgAl<sub>2</sub>O<sub>4</sub></b>	3+	<b>H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	2+
<b>NaH</b>	1-	<b>CrO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b>	6+
<b>O<sub>2</sub>F<sub>2</sub></b>	-1	<b>NO<sup>+</sup></b>	+3
<b>Ni(CO)<sub>4</sub></b>	0	<b>Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub></b>	4+
<b>H<sub>2</sub>SO<sub>5</sub></b>	+6		

Welche chemische Formel (Zusammensetzung) haben folgende Verbindungen oder Ionen? Geben Sie die Oxidationsstufen aller beteiligten Elemente an:

Wasserstoffperoxid	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	H: +1 O: -1	meta-Phosphorsäure	HPO <sub>3</sub>	P: +5
Phosphonsäure	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	P: +5 O: -2	Lachgas	N <sub>2</sub> O	<b>N: +1</b>
Diboran	B <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	B: +3 H: -1	Nitrit-Ion	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	+3
Azid-Ion	N <sub>3</sub> <sup>-</sup>	N: 2 mal - und 1 mal +	Nitrid-Ion	N <sup>-3</sup>	N: -3
Thioschwefelsäure	H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	S: +2	Perchlorsäure	HClO <sub>4</sub>	Cl: +7

Chlorsäure	HClO <sub>3</sub>	Cl: +5	Hydroxylamin	NH <sub>2</sub> OH	N: -1
Chlorige Säure	HClO <sub>2</sub>	Cl: +3	Kaliumpermanganat	KMnO <sub>4</sub>	Mn: +7
Braunstein	MnO <sub>2</sub>	Mn: +4	Peroxodischwefelsäure	H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>8</sub>	S: +6
Hexacyanoferrat- Ion	[Fe(CN) <sub>6</sub> ] <sup>4-</sup>	Fe: 2+ C: -4 N: +3	Dichromat- ion	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Cr: 6+

Welchen Namen haben folgende Verbindungen oder Ionen:

S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Thiosulfat	HClO <sub>3</sub>	Chlorsäure
N <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Azid- Ion	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Chromat

Was sind Lewis-Säuren (kurze Definition)? Unterstreichen Sie die Verbindungen, die Lewis-Säuren sind:  
Elektronenpaarakzeptor

**NH<sub>4</sub><sup>+</sup>**, NH<sub>3</sub>, SO<sub>2</sub>, CO, BF<sub>4</sub><sup>-</sup>, HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, **BF<sub>3</sub>**, **Fe<sup>3+</sup>**, **SiCl<sub>4</sub>**, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>

Was sind Lewis-Basen (kurze Definition)? Unterstreichen Sie die Verbindungen, die Lewis-Basen sind:  
Elektronenpaardonator

NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, **NH<sub>3</sub>**, SO<sub>2</sub>, **F<sup>-</sup>**, CO<sub>2</sub>, **CO**, BCl<sub>3</sub>, **H<sub>2</sub>O**, CH<sub>4</sub>

Geben Sie durch Einfügen von „>“ oder „<“ in welcher Richtung sich bei den angegebenen Elementen oder Verbindungen die angegebenen Eigenschaften ändern. Wenn Sie der Meinung sind, dass die Eigenschaften ungefähr gleich sind, dann tragen Sie „~“ ein.

Oxidierende Wirkung: CrO<sub>3</sub> > MoO<sub>3</sub> > WO<sub>3</sub> (hohe OZ werden mit steigender Ordnungszahl weniger oxidierend)

Oxidierende Wirkung: Ti<sup>3+</sup> < Mn<sup>3+</sup> > Cr<sup>3+</sup> (oxidierende Wirk. V. gleichgeladenen Ionen steigt von links nach rechts)

Reduzierende Wirkung:	Fe < Zn < K
Atomradien:	Cr < Mo < W
Atomradien:	F < O < N < C
Säurestärke:	HF < HCl < HBr
Säurestärke:	HClO <sub>4</sub> > HClO <sub>3</sub> > HClO <sub>2</sub>
Säurestärke (1. Stufe):	<b>H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> &gt; H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub> &gt; H<sub>3</sub>PO<sub>2</sub></b>
Dissoziationsenergie:	Cl <sub>2</sub> > Br <sub>2</sub> > I <sub>2</sub>
Dissoziationsenergie:	F <sub>2</sub> < N <sub>2</sub> < O <sub>2</sub>
Elektronegativität:	Si < P < S < Cl
Ionisierungsenergie:	Na > <b>K</b> > Rb

Ordnen Sie folgende Verbindungen / Ionen nach steigender Säurestärke an: H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>S, OH<sup>-</sup>.  
H<sub>2</sub>S > H<sub>2</sub>O > NH<sub>3</sub> > OH<sup>-</sup>

Was ist der Unterschied zwischen Flußsäure und Fluorwasserstoff bzw. zwischen Salzsäure und Chlorwasserstoff?

Salzsäure und Flußsäure sind die hydratisierten Formen des Fluorwasserstoffs und des Chlorwasserstoffs

Formulieren Sie das Autoprotolyse-Gleichgewicht von Ammoniak.



Was versteht man unter Paramagnetismus? Unterstreichen sie alle Verbindungen, die paramagnetisch sind

**O<sub>3</sub>**; **O<sub>2</sub>**; **NO<sub>2</sub>**; **NO**; [Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>4-</sup>; [Co(CN)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup>; **[Fe(CN)<sub>6</sub>]<sup>3-</sup>**; **CuCl<sub>2</sub>**; BCl<sub>3</sub>; BCl<sub>4</sub><sup>-</sup>; N<sub>3</sub><sup>-</sup>; N<sub>2</sub>O<sub>3</sub>; **ClO<sub>2</sub>**

Unter Paramagnetismus versteht man die Eigenschaft, dass sich eine Probe in einem Magnetfeld längs der Feldlinien ausrichtet.

Paramagnetisch sind Stoffe, die auch ungepaarte Elektronen aufweisen, also nicht alle Orbitale voll besetzt sind.

(rot markiert sind paramagnetisch)

Welche Trends sind innerhalb einer Gruppe des Periodensystems zu erwarten, wenn man vom leichtesten zum schwersten Element geht:

oxidierende Wirkung der höchsten Oxidationsstufe	steigt <b>sinkt</b> bleibt gleich
metallischer Charakter	<b>steigt</b> sinkt bleibt gleich
Zahl der Valenzelektronen	steigt sinkt <b>bleibt gleich</b>
Atomradius	<b>steigt</b> sinkt bleibt gleich
Ionisierungsenergie	steigt <b>sinkt</b> bleibt gleich

Markieren Sie die jeweils richtige Antwort.

Vergleichen Sie CO<sub>2</sub> und SiO<sub>2</sub> bezüglich

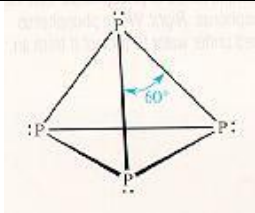
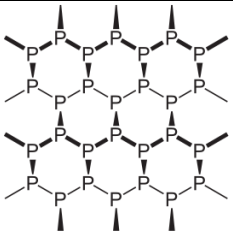
- Bau (Skizze bzw. Strukturformel)
- Bindung
- Reaktion mit Wasser
- Reaktion mit konz.Natronlauge

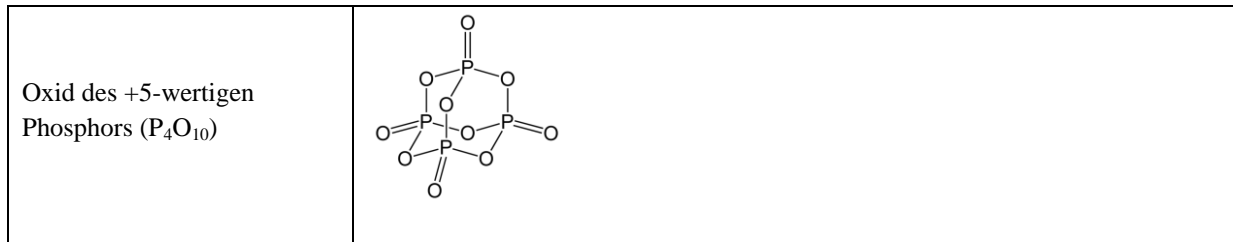
	CO <sub>2</sub>	SiO <sub>2</sub>
Bau	<O=C=O> linear	3dimensionale Baustruktur (eigentlich SiO <sub>4/2</sub> )
Bindung	Kovalente Bindung	Ionenbindung
Reaktion mit Wasser	CO <sub>2</sub> + H <sub>2</sub> O → H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub> (s) + 2 H <sub>2</sub> O → H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>
Reaktion mit Natronlauge	CO <sub>2</sub> + NaOH → NaHCO <sub>3</sub>	SiO <sub>2</sub> + 4NaOH → Na <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub> *+2H <sub>2</sub> O

Wie unterscheiden sich die Struktur und Bindung von BF<sub>3</sub> und AlF<sub>3</sub>?

	AlF <sub>3</sub>	BF <sub>3</sub>
Bindung	ionisch	Kovalent
Struktur	Jedes Al atom ist von 6 F atomen umgeben und jedes F atom ist mit 2 Al atomen verbunden	trigonal-planar Molekülstruktur

Skizzieren Sie die Strukturen von weißem Phosphor, schwarzem Phosphor und dem Oxid des +5 -wertigen Phosphor

Weißer Phosphor:	 <p>tetraedisch, sehr reaktiv</p>
Schwarzer Phosphor	 <p>schichtstruktur, stabilste Modifikation</p>



Graphit:

a) Erklären Sie die Struktur des Graphits (Skizze)

b) Elementares Silizium kristallisiert im Diamantgitter. Warum tritt beim elementaren Silizium keine graphitartige Modifikation auf?

c) Vergleichen Sie die Struktur von hexagonalem BN mit der des Graphits. Warum ist Graphit schwarz, BN dagegen farblos?

a)

kristallisiert in Schichtstrukturen.

Innerhalb der Schichten: bienenwabeförmige Anordnung der C-Atome.

Zwischen den Schichten: nur schwache Van-der-Waals-Kräfte; leichte Verschiebung der Schichten gegeneinander → Verwendung als Schmiermittel **und Elektrodenmaterial**

b)

C: Es ist ein kleiner Anteil der Valenzelektronen nicht mehr in bindenden Orbitalen lokalisiert, sondern im Gitter beweglich.

Si:  $sp^3$ -hybridisiert → kristallisiert nur im Diamantgitter

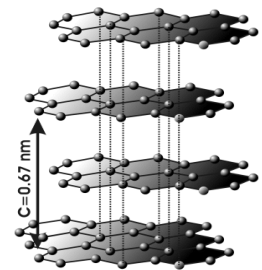
**Ist es nicht wegen der Doppelbindungsregel: ab der 3 Periode werden keine PI-Bindungen durch seitliche Überlappung von p-Orb. Gebildet=> nur  $sp^3$ -Hybridisierung?**

c)

hexagonales BN (isoelektronisch zu Graphit und Diamant): graphitartige Struktur: in den planaren Strukturen sind alle Atome  $sp^2$ -hybridisiert. An den BN-Bindungen sind (p-p)  $\pi$ -Bindungen beteiligt.

Wegen der Elektronegativitätsdifferenz zwischen B und N sind die  $\pi$ -Elektronen weitgehend an Stickstoff lokalisiert und nicht wie in den Graphitschichten delokalisiert und frei beweglich.

→ BN weiß, kein elektrischer Leiter, therm. sehr beständig und chemisch sehr inert



Diamant und elementares Silicium haben die gleiche Kristallstruktur. Warum ist Diamant ein Isolator, Silicium dagegen ein Halbleiter?

Die Energieniveaus der Bindungselektronen in einem Festkörper bilden so genannte Bänder (so eine Art gemeinsame Energieniveaus), die bestimmte Energiedifferenzen haben. Über dem letzten besetzten Band (Valenzband) befinden sich weitere, leere Bänder, in denen sich Elektronen frei bewegen können, wenn sie hineingelangen. Diese nennt man Leitungsband. Im Halbleiter ist das Leitungsband grade so weit energiereicher, dass Elektronen durch Licht oder thermische Bewegung reihüpfen könnten, in Isolatoren ist das Leitungsband energetisch gesehen zu weit weg und im Leiter überschneiden sich Valenzband und Leitungsband.

Erklären Sie die folgenden Begriffe:

*Ferromagnetismus:*

Die Spins benachbarter (->gleicher) Atome ordnen sich zueinander (=parallel) an. („Wände verschiebbar“)

Anlegen von Magnetfeld -> Ausrichtung. Ferromagnetische Stoffe: keine abgeschlossene f-Schale. (z.B.:  $CrO_2$ , Fe, Co, Ni...)

Temperaturabhängigkeit:  $T_c$  = Curie Temperatur → **oberhalb der Curietemp. Wird das ferromagn. Verhalten „zerstört“.**

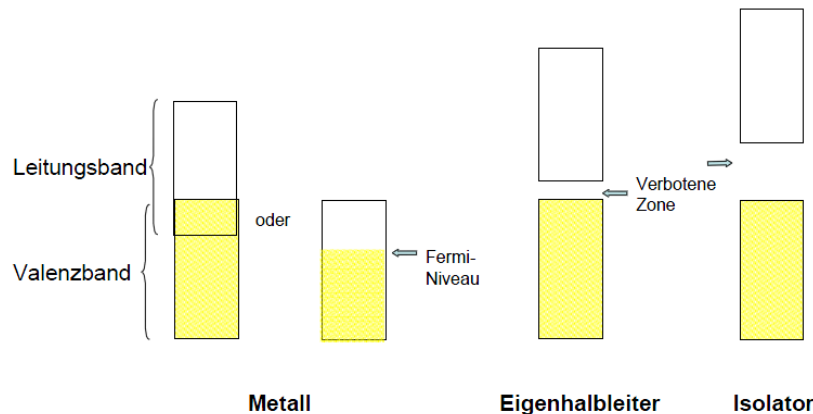
*Valenz- und Leitungsband*

*Valenzband:*

Im Zusammenhang mit dem Bändermodell (Energiebändermodell) gebräuchliche Bezeichnung für das energetisch höchste, mit Elektronen besetzte Energieband. Ein Energieband entsteht aus den diskreten Elektronenzuständen der Atome beim Aufbau eines Festkörpers durch Wechselwirkung mit den benachbarten Atomen (Überlappungsintegrale).

*Leitungsband:*

Im Zusammenhang mit dem Bändermodell (auch Energiebändermodell) gebräuchliche Bezeichnung für das energetisch unmittelbar über dem Valenzband liegende unbesetzte oder nur teilweise mit Elektronen besetzte Energieband. Ein Energieband entsteht aus den diskreten Elektronenzuständen der Atome beim Aufbau eines Festkörpers durch Wechselwirkung mit den benachbarten Atomen (Überlappungsintegrale). Von besonderer Bedeutung für die Beurteilung der elektrischen Eigenschaften (z.B. der elektrischen Leitfähigkeit) einer Substanz ist der Abstand des mit Elektronen besetzten Valenzbandes zum darüber liegenden Leitungsband. Die Breite dieser auch als verbotene Zone bezeichneten Bandlücke (angegeben in eV), in der keine stationären Elektronenzustände existieren, ist wesentliches Kriterium zur Klassifizierung eines Materials als elektrischer Leiter, Halbleiter oder Isolator (Nichtleiter).

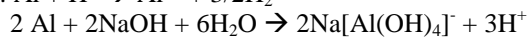
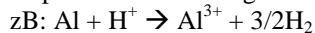


#### Fulleren:

C60, C70, C84, ... (ist in kleinen Mengen in der Natur vorhanden (von Meteoriteneinschlägen, sehr stabil))  
 C60: Kombi von 5- u. 6-Ecken (20 6-Ecke, 12 5-Ecke) → Fußballform: ein 5-Eck von 6-Ecken umgeben.

#### Amphoterie

amphotäre Verbindungen reagieren sowohl mit Säure, als auch mit Base;



#### Zähnigkeit eines Liganden

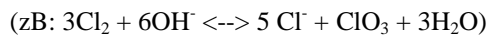
mehrzählige Liganden: mehr als eine Koordinationsstelle; Die Zähigkeit gibt an, wieviele Bindungen ein Ligand zum Zentralatom ausbilden kann. (= Anzahl der Koordinationsstellen) [Ligand: Ionen/Moleküle mit Lewis-basischen Eigenschaften; die unabhängig vom Zentralatom existieren können]

#### Komproportionierung

Reduktion und Oxidation gleichzeitig → aus höherer und niedrigerer Ox.stufe zweier Atome gleichen Elements wird eine mittlere Oxstufe gebildet.

#### Disproportionierung

Eine Oxstufe wird in einem Reaktionsschritt teils oxidiert, teils reduziert.



#### Bindungsisomerie

$[\text{Rh}(\text{NH}_3)_5(\text{NCS})]^{2+}$   $[\text{Rh}(\text{NH}_3)_5(\text{SCN})]^{2+}$ ; (=Salzisierung) tritt auf, wenn Liganden wie  $\text{CN}^-$  od.  $\text{NO}_2^-$  durch verschiedene Atome an das Zentralteilchen gebunden ist.

#### Katalysator

ändert nicht das Gleichgewicht, sondern die Reaktionswege. (→ Absenken der Aktivierungsenergie) und beschleunigt dadurch die Reaktion. Wird während der Reaktion nicht verbraucht.

#### meta-Säuren (z.B. meta-Phosphorsäure)

Säuren, die durch Wasserabspaltung aus einem Molekül einer mehrbasigen Orthosäure entstehen, z. B. Metaphosphorsäure nach der Gleichung  $\text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{O} = \text{HPO}_3$ .

Orthosäuren: die stabilere Form verschiedener Mineralsäuren (Sauerstoffsäuren), die am Säure bildenden Atom die höchstmögliche Anzahl von OH-Gruppen enthält, z. B. Orthophosphorsäure (Phosphorsäure)  $\text{H}_3\text{PO}_4$  u. Schwefelsäure  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

### *spektrochemische Reihe*

Die spektrochemische Reihe ist ein Begriff aus der Ligandenfeldtheorie. Sie ordnet verschiedene Liganden nach ihrer Fähigkeit, die d-Orbitale eines Metallatoms energetisch aufzuspalten.  $\text{CO} \sim \text{CN}^- > \text{en} > \text{NH}_3 > \text{H}_2\text{O} > \text{F}^- > \text{Cl}^- > \text{I}^- > \text{S}^{2-}$

### *metastabiler Zustand*

(metastabile Stoffe sind kinetisch gehemmte Systeme, d.h. aufgrund ihrer hohen Aktivierungsenergie zerfallen diese Stoffe nicht obwohl sie es eig. müssten (z.B. unser Körper, Diamant, H<sub>2</sub> neben O<sub>2</sub>,...))

Metastabilität ist eine schwache Form der Stabilität. Ein metastabiler Zustand ist stabil gegen kleine Änderungen, aber instabil gegenüber größeren Änderungen.

Ein Beispiel dafür ist das System "Holz und Luftsauerstoff" bei Raumtemperatur: Aus thermodynamischer Sicht würde das spontane Verbrennen des darin chemisch gebundenen Kohlenstoffs mit dem Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid zu einem stabileren Zustand führen. Ohne eine Aktivierung, also eine ausreichend große Energiezufuhr wie das Entzünden des Holzes, wird dies aber nicht passieren.

### *dichte Kugelpackung*

Die dichteste Kugelpackung ist ein Problem der Geometrie. Es geht darum, Kugeln gleicher Größe so aufzustapeln, dass die größtmögliche mittlere Dichte erzielt wird, also der kleinstmögliche Anteil an Leerraum verbleibt.

Es gibt unendlich viele Möglichkeiten der dichtesten Kugelpackung. Gemeinsam ist ihnen, dass sie aus hexagonalen Kugel-Schichten bestehen. Die zwei wichtigsten Vertreter sind die hexagonal dichteste Kugelpackung (Schichtfolge [...ABABAB...]; auch h.c.p - hexagonal closest-packing) und die kubisch dichteste Kugelpackung (Schichtfolge [...ABCABC...]; auch c.c.p. - cubic closest-packing oder f.c.c. - face-centered cubic). Die kubisch dichteste Kugelpackung wird auch kubisch flächenzentrierte Kugelpackung genannt.

### *effektive Kernladung*

In Atomen mit mehreren Elektronen werden nicht alle Elektronen vom Atomkern gleich stark angezogen. Kernnahe Elektronen schirmen die positive Ladung nach außen hin ab, so dass kernferne Elektronen nur noch eine geringere Anziehungskraft durch den Atomkern erfahren. Die effektive Kernladung  $Z_{\text{eff}}$  ist die Kernladung, die diese Abschirmung berücksichtigt. Sie lässt sich aus der Kernladung durch Abzug einer Konstanten  $S$  berechnen:

$$Z_{\text{eff}} = Z - S$$

Die Abschirmungskonstante  $S$  lässt sich mit den Slater-Regeln berechnen. Die effektive Kernladung hängt vom Element und der Elektronenkonfiguration ab. Ebenso wie die Kernladung wird sie meist dimensionslos als effektive Kernladungszahl angegeben. Die effektive Kernladung ist wichtig zum Verständnis der Ionisierung von Atomen.

### *antibindendes Orbital*

Ist ein Bindungsorbital, bei der chemischen Bindung zweier Atome, das durch zwei Elektronen besetzt ist, deren Spins parallel ausgerichtet sind. Dadurch entsteht ein Triplett-Zustand, der energetisch höher liegt als das bindende Bindungsorbital und negativ, also lockernd, zur Bindung beiträgt.

Beim antibindenden Orbital geht die Elektronendichte zwischen den Kernen sogar bis auf Null zurück, wodurch die Abstoßungskräfte überwiegen.

### *Schichtstruktur*

Die Schichtstruktur ist ein Kristallstrukturtyp, bei dem die Wechselwirkungen zwischen den Gitterbausteinen innerhalb einer Ebene (Schicht) stärker ausgeprägt sind als zwischen den Ebenen. Kovalent-ionische oder kovalent-metallische Bindungen wirken nur in zwei Richtungen des Raumes, zwischen den Schichten wirken dagegen in der Regel oft nur schwache elektrostatische oder van-der-Waals-Kräfte. Diese unterschiedlichen Wechselwirkungen zeigen sich u.a. in entsprechend verschiedenen Atom- bzw. Ionenabständen und haben richtungsabhängige physikalische Eigenschaften (Anisotropie) wie z.B. eine blätterige Spaltbarkeit bzw. Verschiebbarkeit entlang der Schichtebenen, eine Richtungsabhängigkeit des Brechungsindex oder der elektrischen Leitfähigkeit zur Folge.



Typische Verbindungen mit Schichtstruktur, deren gleitfähige Schichten leicht parallel gegeneinander verschoben werden können, sind Graphit, C, oder Molybdänsulfid, MoS<sub>2</sub>, - beide Stoffe eignen sich aufgrund dieser Eigenschaft hervorragend für eine Anwendung als Schmierstoff.

#### *Rückbindung*

Rückbindung oder auch Rückgabebindung ist ein Begriff aus der Molekülorbitaltheorie, der sich auf die Bindungsverhältnisse in Komplexen von Übergangsmetallen bezieht. Prinzipiell sind je nach Art des Zentralatoms und der Liganden  $\sigma$ -,  $\pi$ - und  $\delta$ -Rückbindungen möglich, die zusammen mit  $\sigma$ - und  $\pi$ -Hinbindungen auftreten können. Damit gleichbedeutend sind die Begriffe  $\sigma$ -,  $\pi$ - und  $\delta$ -Akzeptorbindungen, bzw.  $\sigma$ - und  $\pi$ -Donatorbindungen. Vor allem  $\pi$ -Rückbindungen spielen eine bedeutende Rolle in der Komplexchemie.

#### *Passivierung eines Metalls*

Durch Korrosion an der Metalloberfläche entsteht aus dem Korrosionsprodukt eine Schutzschicht, die das Metall vor weiterer Korrosion weitgehend schützt. Solche Schichten werden beim Aluminium künstlich hergestellt (in diesem Fall erhält man eine Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> Schicht) eine dickere Schichtdicke zu erzeugen.

#### *Silikone*

Silikone (auch Silicone; Einzahl: das Silikon), chemisch genauer Poly(organo)siloxane, ist eine Bezeichnung für eine Gruppe synthetischer Polymere, bei denen Siliciumatome über Sauerstoffatome verknüpft sind. Dabei können Molekülketten und/oder -netze auftreten. Die restlichen freien Valenzelektronen des Siliciums sind dabei durch Kohlenwasserstoffreste (meist Methylgruppen) abgesättigt. Silikone gehören damit zur Gruppe der Siliciumorganischen Verbindungen.

#### *Metallkomplex*

Metallkomplexe bestehen aus einem Zentralion und mehreren Liganden. Die Liganden lagern sich mit einem freien Elektronenpaar an das Zentralion an, es wird eine koordinative Bindung ausgebildet. Die Ladung des Gesamtkomplexes ergibt sich aus der Ladung des Zentralions und den Ladungen der Liganden. Sind nur neutrale Liganden gebunden, ist die Komplex-Ladung gleich der Ladung des Zentralions. Die Koordinationszahl gibt an, wieviele koordinative Bindungen am Zentralion bestehen, d.h. wieviele einfache Liganden bzw. Zähne mehrzähliger Liganden gebunden sind. Besonders häufig treten die Koordinationszahlen 4 und 6 auf.

#### *Radikal*

Als Radikale bezeichnet man Atome oder Moleküle mit mindestens einem ungepaarten Elektron, die meist besonders reaktionsfreudig sind. Radikale werden mit einem 'Punkt' dargestellt, z. B. Stickstoffmonoxid (NO•), der das freie Elektron symbolisiert. Enthält ein Radikal mehrere ungepaarte Elektronen, spricht man von Diradikal (auch Biradikal), Triradikal usw. Radikale spielen eine wichtige Rolle bei bestimmten Oxidationsprozessen, bei Polymerisationen und bei manchen Substitutionsreaktionen.

#### *Tetraedrische Lücke*

Die Tetraederlücke ist der Hohlraum in einem Tetraeder, der frei bleibt, wenn in die Ecken des Tetraeders sich berührende Kugeln gesetzt werden.

Ein Katalysator ist eine Substanz,

- a) die nach der Reaktion unverändert vorliegt
- b) die eine endotherme in eine exotherme Reaktion umwandelt
- c) die die Reaktionsgeschwindigkeit beschleunigt
- d) die die Gleichgewichtslage einer Reaktion in eine gewünschte Richtung verschiebt
- e) die sich im Produkt anreichert
- f) die die Aktivierungsenergie erniedrigt

Kreuzen Sie die richtige(n) Antwort(en) an!

Welche geometrischen Isomere können bei Komplexen der Zusammensetzung

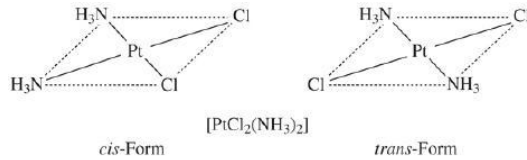
-  $ML_3L'_3$

-  $ML_4L'_2$

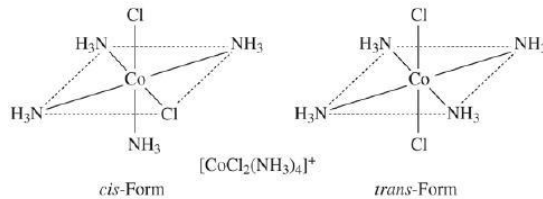
-  $ML_2L'_2$

(L, L' = Liganden) auftreten (Skizzen!) und wie werden sie bezeichnet?

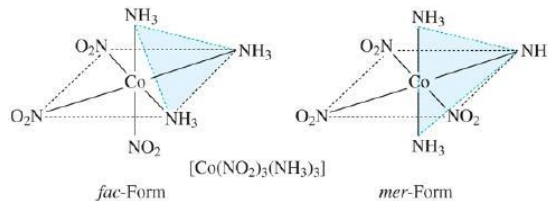
*Oктаeder:  $ML_2L'_2$*



*$ML_4L'_2$*



*$ML_3L'_3$*



*Facial: Schließen Fläche ein*

*Meridional: Die Knoten wie ein Meridian von Liganden besetzt.*

Die Komplexe  $[Fe(H_2O)_6]^{2+}$  und  $[Fe(CN)_6]^{4-}$  sind beide oktaedrisch gebaut. Der Hexacyano-Komplex ist diamagnetisch, der Hexaquo-Komplex dagegen paramagnetisch. Erklären Sie die Ursache dieses Unterschieds.

$[Fe(H_2O)_6]^{2+}$  ist paramagnetisch weil er ungepaarte Elektronen hat.

$[Fe(CN)_6]^{4-}$  ist diamagnetisch weil alle Elektronen gepaart sind.

Kennzeichnen Sie die folgenden Aussagen mit "falsch" oder "richtig". Wenn Sie sich für "falsch" entscheiden: geben Sie bitte eine kurze Begründung, warum die Aussage falsch ist.

- Der CO<sub>2</sub>-Anteil in der Luft ist größer als 5 %.

Falsch: Die Luft besteht aus 78% N und 21% O sowie 1% Edelgase. CO<sub>2</sub> ca. 0,04%

- In allen Phosphaten ist das Phosphor-Atom tetraedrisch koordiniert.

Richtig

- In allen Silikaten ist das Silicium-Atom ungefähr tetraedrisch von 4 Sauerstoffatomen umgeben.

Richtig

- Es gibt Verbindungen, die sowohl Oxidations- als auch Reduktionsmittel sind.

Richtig

- Kupfer und Cadmium gehören zur gleichen Gruppe des Periodensystems.

Falsch: Cu 11 Gruppe

Cd 12 Gruppe

- Beim Umgang mit Schwefelwasserstoff sind erhöhte Sicherheitsvorkehrungen notwendig, da dieser mit Luft ein explosives Gemisch bildet.

## Ausgearbeitet von Aschauer, Hofecker, Wohlschlager

Überarbeitet von Saskia Kühner; Endüberarbeitet von Hofecker, Priessner

Falsch: erhöhte Sicherheitsvorkehrungen sind notwendig, da  $\text{H}_2\text{S}$  giftig und leicht entzündlich ist, jedoch aber nicht explosiv

- Durch die Rückbindung wird die C-O-Bindung eines CO-Liganden in einem Metallkomplex geschwächt.

Richtig: Hinbindung muss stärker sein (sigma Bindung), Rückbindung (pi Bindung)

- Bei einer Disproportionierung entstehen gleichzeitig eine Säure und eine Base.

Falsch: Bei Disproportionierungen wird eine Oxistufe reduziert und die andere oxidiert.

- Wenn ein Nichtmetalloxid mit Wasser reagiert, entsteht eine Säure.

Richtig: zb.  $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$

- Wenn ein Metalloxid mit Wasser reagiert, entsteht eine Säure.

Falsch: Metalloxide sind Passivierungsschutzschichten und reagieren höchstens zu Basen.

- Ein Molekül oder Ion muss eine Lewis-Base sein, damit es als Ligand an ein Metall gebunden werden kann.

Richtig: Da Metalle Lewis-Säuren sind.

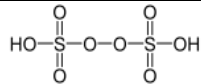
- In  $\text{CrO}_5$  hat das Chromatom die Oxidationsstufe +6.

Richtig: im Prinzip ist es  $\text{CrO}(\text{O}_2)_2$  wobei O die Oxistufen -2 und -1 hat

- In  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$  hat das Schwefelatom die Oxidationsstufe +7.

Falsch: Peroxodischwefelsäure

Oxistufe +6



- Schwefeldioxid reagiert mit Luftsauerstoff spontan zu Schwefeltrioxid.

Falsch: Schwefeltrioxid wird technisch im Kontaktverfahren durch mit Vanadiumpentoxid katalysierte Oxidation von Schwefeldioxid mit Luftsauerstoff bei 420 °C hergestellt.

- Elementarer Sauerstoff ist eine paramagnetische Verbindung.

Richtig: Nach der Hundschen Regel sind die beiden Valenzelektronen parallel im  $\pi^*$  Orbital drinnen

- Bei der katalytischen Verbrennung von Ammoniak entsteht  $\text{NO}_2$ .

Falsch: Es entsteht NO,  $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$  (Rauchgasreinigung)

- Aluminium-Metall reagiert mit Alkalilauge unter Bildung von Wasserstoff.

Richtig:  $2 \text{Al} + 2 \text{NaOH} + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3 \text{H}_2$  (sehr heftig)

- Reine schwefelige Säure ist ein farbloses Öl.

Falsch:  $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$  ( ist als reinstoff nicht isolierbar, da das Gleichgewicht auf der linken seite liegt( d.h verdampft man das wasser wird auch die schwefelige sre. Weniger=

- Reine Kohlensäure ist eine farblose Flüssigkeit.

Richtig: Im Labor wurde es unter extremen Bedingungen geschafft „reine“ Kohlensäure zu machen, diese ist eine farblose Flüssigkeit

- Bei der Elektrolyse wässriger NaCl-Lösungen entsteht Natrium und Chlor.

Teilweise Richtig: Es entsteht nicht Na sonder NaOH

Gesamtreaktion:  $2 \text{NaCl} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2$

- Hydrazin kann entweder Oxidationsmittel oder Reduktionsmittel sein.

Falsch: Die mittelstarke Base ist ein starkes Reduktionsmittel

- Amphotere Oxide reagieren sowohl mit Säuren als auch mit Basen.

Richtig: Sie reagieren mit Säure und Basen zu Salzen

- In Verbindungen mit einwertigem Quecksilber liegen diskrete  $\text{Hg}^+$ -Ionen vor.

Falsch: Sie liegen als  $[\text{Hg}_2]^{2+}$  Ionen vor

- Benzol kann als Ligand in Metallkomplexen auftreten

Richtig: Übergangsmetallkomplexen, Benzol ist ein  $\pi$ -Donor-/ $\pi^*$ -Akzeptorligand.

- In wässrigen Lösungen von Ti(IV)-Verbindungen liegen  $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{4+}$ -Ionen vor

Falsch: In wässriger Lösung sind auch bei kleinen pH-Werten  $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{4+}$  nicht beständig, sondern nur Ionen mit niedrigen Ladungen wie  $\text{TiO}^{2+}$

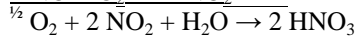
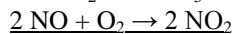
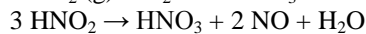
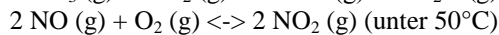
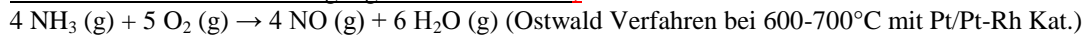
- Sauerstoff hat einen höheren Siedepunkt als Stickstoff

Richtig: Sdp von O: 90K; von N: 77K

- Metastabile Verbindungen zersetzen sich ohne äußeres Einwirken bei Normalbedingungen

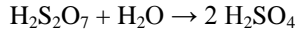
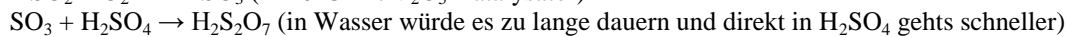
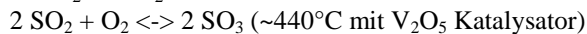
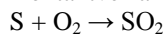
Falsch: Metastabile Verbindungen sind gegen kleine Änderungen stabil, die schwächste Form der Metastabilität ist die Labilität, hier genügt eine unendlich kleine Änderung die Verbindung zu ändern.

Erklären Sie in Stichworten die Teilschritte bei der Herstellung von Salpetersäure aus Ammoniak (Reaktanden, Produkte und Reaktionsbedingungen der Teilschritte)

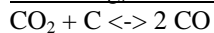


Erklären Sie in Stichworten die Teilschritte bei der Herstellung von Schwefelsäure aus elementarem Schwefel (Reaktanden, Produkte und Reaktionsbedingungen der Teilschritte).

Kontaktverfahren:



Formulieren Sie das Boudouard-Gleichgewicht und das Wassergas-Gleichgewicht (chemische Gleichung). Auf welcher Seite liegt die Gleichgewichte bei hohen Temperaturen?



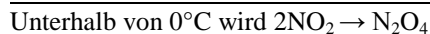
Bei  $480^\circ\text{C}$  Gleichgewicht auf linker Seite bei  $680^\circ\text{C}$  beides gleich viel und bei  $1000^\circ\text{C}$  Gleichgewicht auf der rechten Seite.



Bei Temperaturen über  $1000^\circ\text{C}$  liegt das Gleichgewicht auf der rechten Seite.

Was beobachtet man (z.B. Gasentwicklung, Farbänderung, heftige Reaktion, usw.)

- beim Abkühlen eines mit Stickstoffdioxid gefüllten Kolbens unter  $-15^\circ\text{C}$



Es entstehen farblose Kristalle.

- beim schnellen Abschrecken einer Schwefel-Schmelze

Erhält man fadenartigen in wasserunlöslichen Catena Schwefel dieser wandelt sich langsam zu rhombischen Schwefel um.

(es entsteht eine gummiartige Masse (plastischer Schwefel) ; wird in metastabile Verbindung umgewandelt („Knetflummi“))

- beim Ansäuern einer Chromat-Ionen enthaltenden Lösung



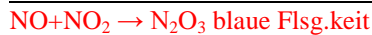
- beim Auflösen von metallischem Natrium in flüssigem Ammoniak

Es entsteht eine tiefblaue Lösung, die von den solvatisierten Elektronen herrührt. Es hat eine hohe elektr. Leitfähigkeit.

## Ausgearbeitet von Aschauer, Hofecker, Wohlschlager

Überarbeitet von Saskia Kühner; Endüberarbeitet von Hofecker, Priessner

- beim Abkühlen eines 1:1-Gemischs von NO und NO<sub>2</sub>



- beim Erwärmen von festem HgI<sub>2</sub> über 127°C

Verfärbt sich gelb

- beim Ansäuern einer wässrigen Natriumcarbonat-Lösung

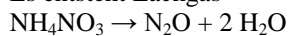


- beim Entzünden von festem (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

Nach dem Entzünden schreitet die Reaktion unter lebhaftem Glühen, Rauschen (Stickstoffentwicklung) und der Bildung von lockerem graugrünen Dichromtrioxid fort. Das gebildete Dichromtrioxid quillt wie Vulkanasche aus der Reaktionsstelle hervor und bildet so einen Kegel.  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \Rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$

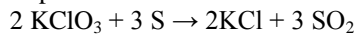
- beim Erwärmen einer Ammoniumnitrat-Lösung

Es entsteht Lachgas



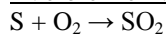
- beim Verreiben von Kaliumchlorat mit Schwefelpulver

Explodiert beim Verreiben

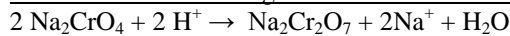


Welches Produkt bzw. welche Produkte entstehen bei folgenden Umsetzungen? Bitte geben Sie die vollständigen Reaktionsgleichungen an!

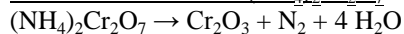
- Verbrennen von elementarem Schwefel an der Luft



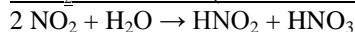
- Ansäuern einer wässrigen Natriumchromat-Lösung



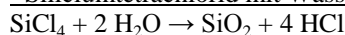
- Erhitzen von festem (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>



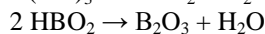
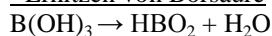
- NO<sub>2</sub> und Wasser (unter Luftausschluß)



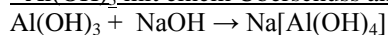
- Siliciumtetrachlorid mit Wasser



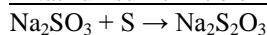
- Erhitzen von Borsäure



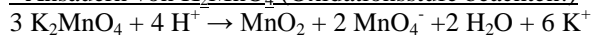
- Al(OH)<sub>3</sub> mit einem Überschuss an Natronlauge



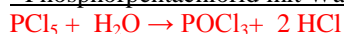
- Natriumsulfit mit elementarem Schwefel



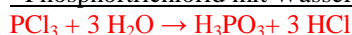
- Ansäuern von K<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub> (Oxidationsstufe beachten!)



- Phosphorpentachlorid mit Wasser (Überschuss)



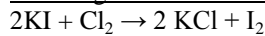
- Phosphortrichlorid mit Wasser



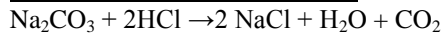
- P<sub>4</sub>O<sub>10</sub> mit Wasser (Überschuss)



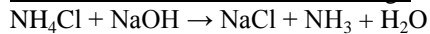
- wässrige Kaliumiodid-Lösung mit Chlor



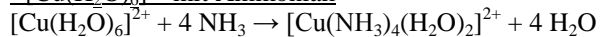
- Natriumcarbonat mit Salzsäure



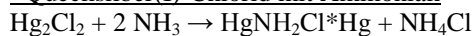
- Ammoniumchlorid mit Natronlauge



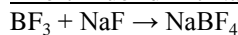
- [Cu(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>2+</sup> mit Ammoniak



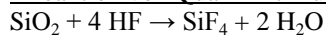
- Quecksilber(I)-Chlorid mit Ammoniak



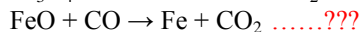
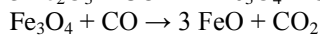
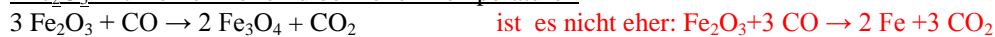
- Bortrifluorid mit Natriumfluorid



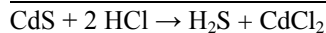
- Reaktion von Quarz mit Fluorwasserstoff



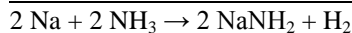
- Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> mit Kohlenmonoxid bei hohen Temperaturen



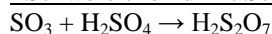
- Cadmiumsulfid mit Chlorwasserstoff



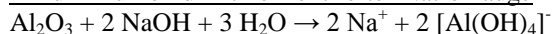
- Elementares Natrium mit Ammoniak



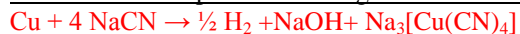
- Schwefeltrioxid mit Schwefelsäure



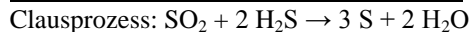
- Aluminiumoxid mit konzentrierter Natronlauge



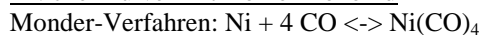
- Elementares Kupfer mit wässriger NaCN-Lösung



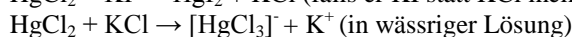
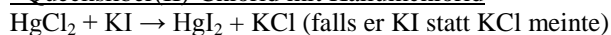
- Schwefeldioxid mit Schwefelwasserstoff



- Nickel-Pulver mit Kohlenmonoxid

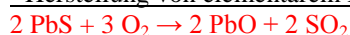


- Quecksilber(II)-Chlorid mit Kaliumchlorid

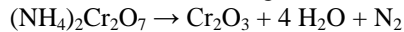


Formulieren Sie die (vollständigen!) Gleichungen für

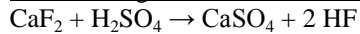
- Herstellung von elementarem Blei aus Bleisulfid (2 Teilschritte!)



- Thermische Zersetzung von Ammoniumdichromat



- Herstellung von Fluorwasserstoff aus Calciumfluorid

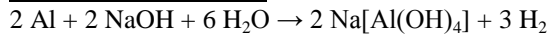


Wie reagieren die folgenden Verbindungen mit konzentrierter Natronlauge (jeweils vollständige Reaktionsgleichungen):

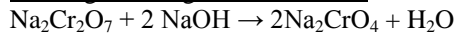
CO<sub>2</sub>



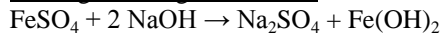
elementares Aluminium



wässrige Lösung von Na<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>

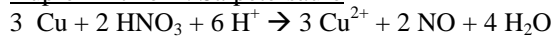


wässrige Lösung von FeSO<sub>4</sub>

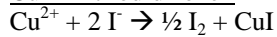


Formulieren Sie für die folgenden Redox-Reaktionen jeweils beide Teilgleichungen (Oxidations- und Reduktionsprozess) sowie die Gesamtgleichung.

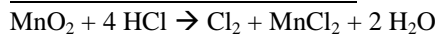
Kupfer mit konz. Salpetersäure



Cu<sup>2+</sup> mit Iodid-Ionen



Braunstein mit Chlorwasserstoff

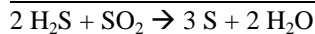


Iodat mit Iodid-Ionen

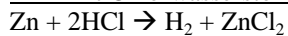
Komproportionierung zu Iod



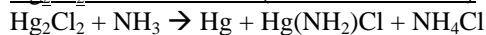
Schwefeldioxid mit Schwefelwasserstoff (Claus-Prozess)



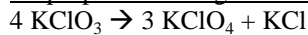
Zink mit Chlorwasserstoff



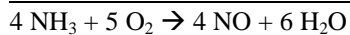
Hg<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> mit Ammoniak (Kalomel-Reaktion)



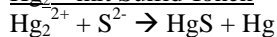
Disproportionierung von KClO<sub>3</sub>



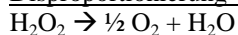
Oxidation von Ammoniak zu NO (Oswald-Verfahren)



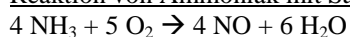
Hg<sub>2</sub><sup>2+</sup> mit Sulfid-Ionen



Disproportionierung von H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

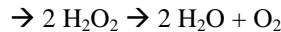
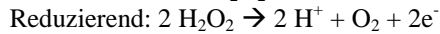
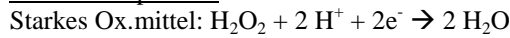


Reaktion von Ammoniak mit Sauerstoff zu NO

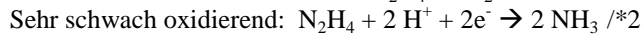
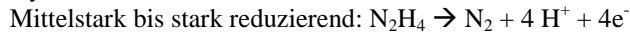


Formulieren Sie die vollständige Gleichung für die Disproportionierung von

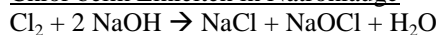
Wasserstoffperoxid



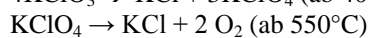
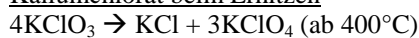
Hydrazin



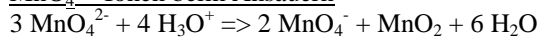
Chlor beim Einleiten in Natronlauge



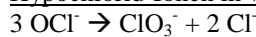
Kaliumchlorat beim Erhitzen



MnO<sub>4</sub><sup>2-</sup>-Ionen beim Ansäuern

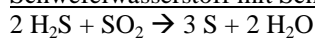


Hypochlorid-Ionen in wässriger Lösung

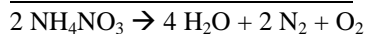


Formulieren Sie die (vollständigen) Gleichungen für die Komproportionierung von

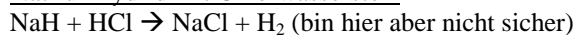
Schwefelwasserstoff mit Schwefeldioxid



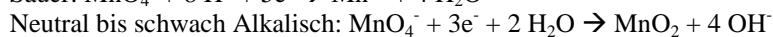
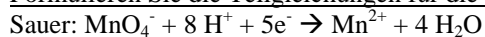
Ammoniumnitrat beim Erhitzen



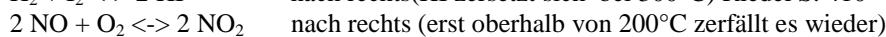
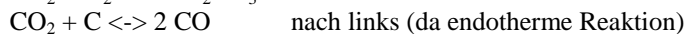
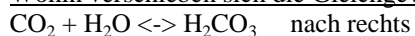
Natriumhydrid mit Chlorwasserstoff



Formulieren Sie die Teilgleichungen für die Reduktion von MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> im Säuren und im Alkalischen.

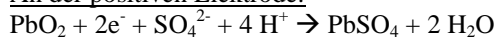


Wohin verschieben sich die Gleichgewichte bei Temp.erniedrigung?

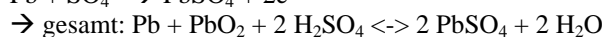
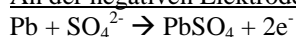


Welche chemischen Vorgänge laufen beim Entladen eines Bleiakkus ab?

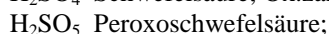
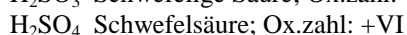
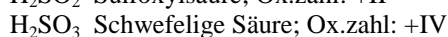
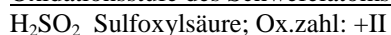
An der positiven Elektrode:



An der negativen Elektrode:



Welche Säuren der allgemeinen Zusammensetzung H<sub>2</sub>SO<sub>x</sub> sind bekannt und wie heißen sie? Geben Sie die Oxidationsstufe des Schwefelatoms in der jeweiligen Verbindung an.



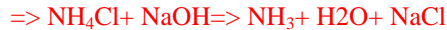


Welche Arten von Bindungspartnern stabilisieren sehr niedrige bzw. sehr hohe Oxidationsstufen eines Zentralatoms?

Sehr niedrige: elektropositive Bindungspartner (H, Li, K, ... haben Elektronenmangel)

Sehr hohe: elektronegative Bindungspartner (F, O, Cl, ... haben Elektronenüberschuss)

Wie kann man Ammoniak im Labor herstellen (Reaktionsgleichung)?



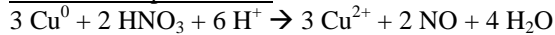
Warum reagiert elementares Zink mit Salzsäure, elementares Kupfer dagegen nicht? Formulieren Sie die Gleichung für die Reaktion von Zink mit Salzsäure.

Kupfer reagiert nicht, weil es zu den edlen Metallen gehört, die innerhalb der elektrochemischen Spannungsreihe der Metalle liegen, dh. Kupfer steht i. d. Spannungsreihe hinter Wasserstoff und wird von nichtoxidierenden Säuren nicht angegriffen, weshalb es in Salzsäure nicht gelöst werden kann.



Wie reagiert metallisches Kupfer

mit konz. Salpetersäure?



Konz. Salpetersäure stellt starkes Ox.mittel dar, das in der Lage ist, auch edle Metalle wie Kupfer oder Silber anzugreifen.

Mit konz. Salzsäure?

Kupfer reagiert nicht mit Salzsäure, weil es zu den edlen Metallen gehört, die innerhalb der elektrochemischen Spannungsreihe der Metalle liegen, dh. Kupfer steht i. d. Spannungsreihe hinter Wasserstoff und wird von nichtoxidierenden Säuren nicht angegriffen, weshalb es in Salzsäure nicht gelöst werden kann.

Mit wässriger Cyanidlösung



Begründen Sie warum  $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_4]^{4+}$  in wässriger Lösung nicht existiert und stattdessen  $\text{TiO}^{2+}$  vorliegt, während  $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_4]^{3+}$  stabil ist.

Wasser= sigma-Donor Ligand und Ti (VI) braucht viele elektronen=> Elekt. Dicht fließt zum metall ab und schwächt die O-H Bindungen=> H+ wird leichter abgegeben(reagiert also acid) => gibt beide H ab und wird zu  $\text{TiO}^{2+}$ . Bei  $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_4]^{3+}$  liegt Ti 3+ vor=> nicht so viele elektronen fließen ab => stabil

Kreuzen Sie an, auf welche Weise Sie das Redoxgleichgewicht

$2 \text{Cu}^+ \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{Cu}^{2+}$  auf Seite der Cu(I)-Verbindung verschieben können.

Bildung einer schwerlöslichen Cu(I)-Verbindung

Bildung stabiler Cu(I)-Komplexe

Erklären Sie mit Hilfe der Ligandenfeldtheorie warum die Ox.stufe +III des Elements Chrom bei oktaedrischen Komplexen besonders günstig ist.



Kein spinpaarungsenergie wird benötigt und alle 3 Valenzelektronen werden in die  $t_{2g}$ -Orbitale gegeben => enormer energie gewinn( Ligandenfeldstabilisierungsenergie=

$-1,2 \Delta_0$  (nur orbitale besetzt die zwischen den achsen liegen ( $d_{xy}$ ,  $d_{xz}$ ,  $d_{yz}$  und somit keine störungen zwischen metall und liganden=> stabile Oktaedrischer komplex)

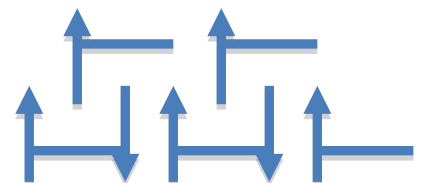
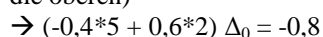
Für welche d-Elektronenkonfigurationen ( $d^x$ ) sind high-spin und low-spin Komplexe möglich? Wie groß ist die Ligandenfeldstabilisierungsenergie (ausgedrückt in Anteilen von  $\Delta_0$ ) in einem oktaedrischen high-spin  $d^7$ -Komplex?

Für Metallionen mit 4-7 d-Elektronen gibt es in oktaedrischen Komplexen zwei mögliche Elektronenanordnungen.

Ligandenfeldstabilisierungsenergie LFSE =  $(-0,4x + 0,6y) \Delta_0$

5 Elektronen in unteren Orbitalen, 2 in oberen (high spin)

(bei low spin werden zuerst die unteren orbitale komplett gefüllt und dann erst die oberen)



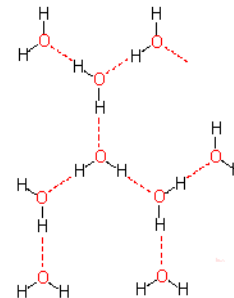
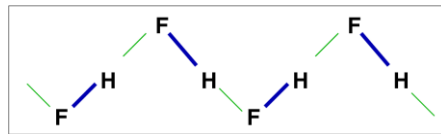
Was sind die Voraussetzungen dafür, dass sich eine Wasserstoffbrücke ausbilden kann? Geben Sie ein Beispiel für eine Verbindung, bei der in kondensierter Phase starke Wasserstoffbrücken vorliegen und skizzieren diese Wechselwirkung.

Zwischen dem positiv geladenen H-Atom des Moleküls HX und dem freien Elektronenpaar eines Hybridorbitals des X-Atoms im Nachbarmolekül kommt es zu einer elektrostatischen Anziehung. Die Anziehung ist umso stärker, je größer die Elektronegativität des X-Atoms und je kleiner das X-Atom ist. Dadurch wird die X-H-Bindung polarer, das nichtbindende Hybridorbital kleiner und seine Ladungsdichte erhöht. Geeignet für starke Wasserstoffbrückenbindungen sind F, N, O.

Cl, S, P und C sind nur zu schwachen Wasserstoffbrückenbindungen befähigt.

Weitere Voraussetzungen sind das Vorhandensein von Wasserstoff und ein freies Elektronenpaar.

Bsp. HF, H<sub>2</sub>O



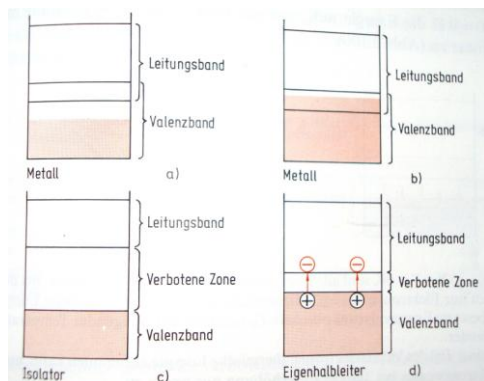
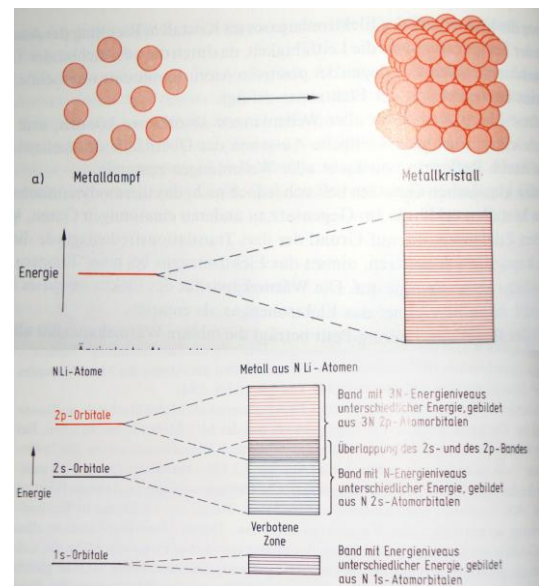
Erklären Sie mit Hilfe des Energiebändermodells den Unterschied elektrischer Isolatoren, Eigenhalbleitern, p-Halbleitern und n-Halbleitern.

zwischen

Ein Metallkristall wird aus vielen isolierten Metallatomen ein Metall entwickelt. Sobald sich die

Atome einander nähern → Wechselwirkung. Aufgrund dieser Wechselwirkung entsteht im Metallkristall aus den äquivalenten Atomorbitalen der einzelnen isolierten Atome, die ja die gleiche Energie besitzen, ein sehr dichte Folge von Energiezuständen → Energieband. Aus 10<sup>20</sup> äquivalenten Atomorbitalen von 10<sup>20</sup> isolierten Atomen eines Metallampfes entsteht im festen Metall ein Energieband mit 10<sup>20</sup> Energiezuständen unterschiedlicher Energie. Man kann die Energiezustände eines Energiebandes als MO auffassen und das Zustandekommen des Energiebandes mit der MO-Methode beschreiben. Die Anzahl der MOs ist gleich der Anzahl der Atomorbitale aus denen sie gebildet werden.

zB: Lithium: Das aus den 1s-AO der Li-Atome gebildete Band ist von dem aus den 2s-AO gebildete Band durch einen Energiebereich getrennt, in dem keine Energieniveaus liegen → verbotene Zone.



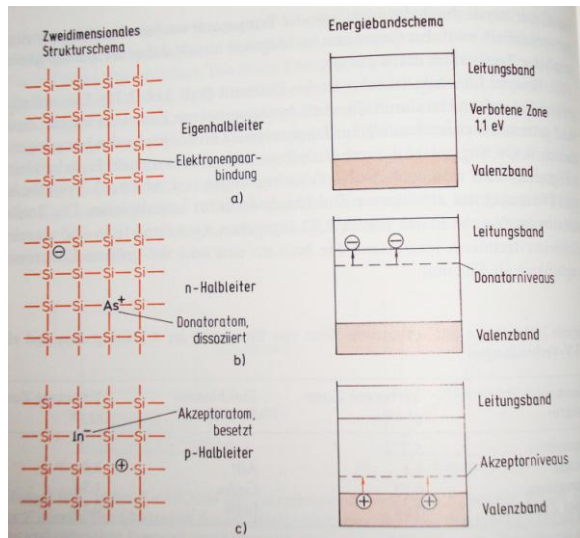
Bei den Metallen überlappt das von den Orbitalen der

Valenzelektronen gebildete Valenzband immer mit dem nächsthöheren Band. Bei Anlegen einer Spannung ist eine Elektronenbewegung möglich, da den Valenzelektronen zu ihrer Bewegung ausreichend viel unbesetzte Energiezustände zur Verfügung stehen → gute elektrische Leiter.

Bei Isolatoren ist das vollbesetzte Valenzband vom leeren Leitungsband durch eine breite verbotene Zone getrennt. Elektronen können nicht vom Valenzband in das Leitungsband. Bei Eigenhalbleitern ist die verbotene Zone schmal, durch thermische Anregung gelangen Elektronen aus dem Valenzband in das Leitungsband. Im Valenzband entstehen Defektelektronen. In beiden Bändern ist el. Leitung möglich.

Werden zB. in ein Si- oder Ge-Gitter Fremdatome der 5. HG (zB. As) eingebaut, so besitzen diese ein überschüssiges Elektron, das nu schwach an As gebunden ist → gelangt leichter in Leitungsband. Solche Atome nennt man Donatoratome. Energieniveaus der Donatoratomen liegen i.d. verbotenen Zone dicht unter dem Leitungsband, schon eine kleine Energiezufuhr reicht, um die Elektronen zu überführen. Halbleiter dieses Typs nennt man n-Halbleiter.

Werden Fremdatome der 3. HB eingebaut (zB. In), holt sich das In-Atom zur Ausbildung der 4. Atombindung ein Elektron von einem benachbarten Si-Atom. Es entsteht am Si eine Elektronenleerstelle, ein Defektelektron. Die Energieniveaus der Akzeptoratome liegen dicht oberhalb des Valenzbandes, durch geringfügige Energiezufuhr können die Elektronen Akzeptorniveaus besetzen. Im Valenzband entstehen Defektelektronen. Diesen Typ nennt man Halbleiter.



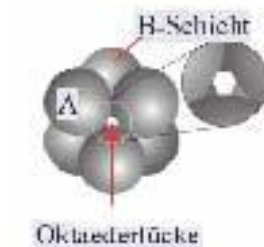
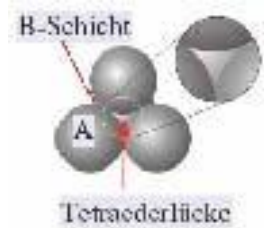
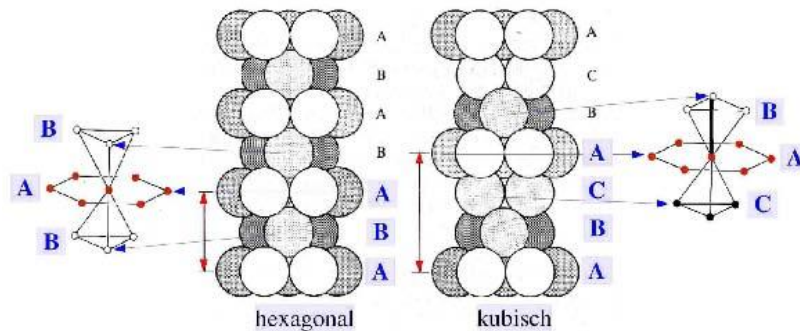
so

p-

Was versteht man unter oktaedrischen und tetraedrischen Lücken bei dichten Kugelpackungen?

Abb. rechts: kubisch- bzw. hexagonal-dichteste Kugelpackung

Die Bildung tetraedrischer und oktaedrischer Lücken läßt sich direkt aus der Stapelung der hexagonalen Schichten der dichtesten Kugelpackung ableiten: Demnach bilden sich



*Tetraederlücken* in den Zwischenräumen zwischen jeweils 3 Atomen aus der A-Schicht und einem Atom der B-Schicht, das in die Kuhle der trigonal-planarangeordneten Atome der A-Schicht passt.

*Oktaederlücken* bilden sich dagegen in den Zwischenräumen zwischen jeweils 3 trigonal-planargepackten Atomen der A-Schicht und der B-Schicht, die gestaffelt aufeinander liegen.

Was sind Gemeinsamkeiten und Unterschiede zwischen der hexagonalen und der kubischen dichten Kugelpackung?

Bei den dichtesten Kugelpackungen wird eine Raumauffüllung von 74% erreicht. Sie entstehen durch die Stapelung von hexagonalen Kugelschichten (jede Kugel ist von sechs anderen Kugeln umgeben). Zwischen je drei Kugeln bleibt eine Lücke. Die hexagonalen Kugelschichten werden gegenseitig versetzt gestapelt, damit die Kugeln der einen Schicht über Lücken der vorangegangenen Schicht zu liegen kommen.

Es gibt die Schichtfolge ABAB. Die dritte Schicht liegt so auf der zweiten, dass die Kugeln genau über denen der ersten Schicht liegen. Das nennt man hexagonal-dichteste Packung.

Die zweite Schichtfolge ist ABCABC. Erst die vierte Schicht liegt wieder über der ersten. Diese Packung wird kubisch-dichteste Packung genannt.

## Ausgearbeitet von Aschauer, Hofecker, Wohlschlager

Überarbeitet von Saskia Kührer; Endüberarbeitet von Hofecker, Priessner

In beiden Packungen hat ein Atom jeweils die Koordinationszahl 12: 6 Nachbarkugeln in der hexagonalen Schicht und jeweils 3 in der Schicht darüber und darunter. Eine Gruppe von drei Kugeln einer hexagonalen Schicht bildet mit der über der Lücke befindlichen Kugel der nächsten Schicht eine tetraedrische Anordnung → Tetraederlücke. Eine dichteste Kugelpackung hat immer doppel so viele Tetraederlücken wie Kugeln. Zwischen einer Gruppe von drei Kugeln einer hexagonalen Schicht und einer Gruppe von drei Kugeln der nächsten Schicht tritt eine Oktaederlücke auf.