

Anorganische Chemie

Aufbau des Atomkernes (Proton und Neutron):

- Proton: - positive Ladung
- Ordnungszahl = Kernladungszahl = Anzahl der Protonen im Element
- Masse $\approx 1,6 \cdot 10^{-27}$ kg
- Neutron: - keine Ladung
- ca. gleiche Masse wie Proton
- Massenzahl = Kernladungszahl + Neutronenanzahl

Reinelemente besitzen keine weiteren Isotope mit anderer Neutronenanzahl. Misch-elemente bestehen aus mehreren Isotopen. Bei der im PSE angegebenen Atommasse sind die prozentualen Anteile der Isotope eingerechnet.

- Alphastrahlung = Heliumkern (2 Protonen + 2 Neutronen)
Betastrahlung = Elektronen
Gammastrahlung = sehr energiereiche, kurzwellige, elektromagnetische Strahlung

Aufbau der Atomhülle (Elektron):

Beschreibung eines Elektrons durch 4 Quantenzahlen:

1. Hauptquantenzahl n = Energiebereich („Schale, Umlaufbahn“);
maximale Anzahl der Elektronen beträgt $2 \cdot n^2$
2. Nebenquantenzahl l = Energieniveau („Unterschale“) von 0 bis $n-1$;
es gibt auch die andere Bezeichnung: s, p, d, f
3. Magnetquantenzahl m = Orbital von $-l$ (Nebenquantenzahl) bis $+l$
4. Spinquantenzahl s = Drehsinn eines Elektrons, entweder $+\frac{1}{2}$ oder $-\frac{1}{2}$

Pauli-Prinzip:

Es gibt keine Übereinstimmung der Elektronen in allen 4 Quantenzahlen.

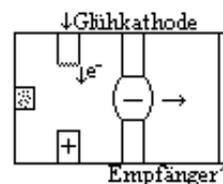
Hund'sche Regel:

Im Grundzustand eines Atomes werden die Orbitale als erstes einfach besetzt.

Ionisierungsenergie:

Die Ionisierungsenergie ist die Energie, die aufgewendet werden muß, um ein Elektron aus der Anziehungskraft des Atomkerns zu bringen.

Die Ionisierungsenergie wird durch Bestrahlung mit Elektronen gemessen, wobei ein angeregtes Elektron bei genügender Energie ein Elektron des Atomes mitreißt und das positiv geladene Teilchen durch Beschleunigung auf einem Bildschirm registriert wird.



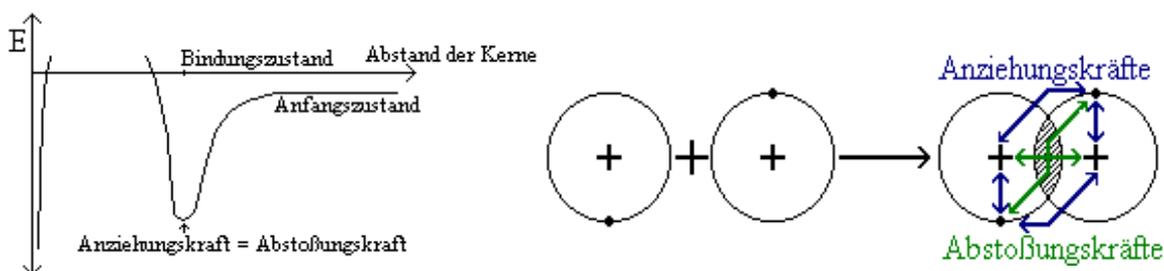
Die Stabilität der Ionisierungsenergie ist relativ hoch, wenn ein relatives Maximum in einem Ionisierungsdiagramm vorliegt. (Beispiel zum Bild: $C + e^- \rightarrow C^+ + 2 e^-$)

Chemische Bindungen (in Reaktionen):

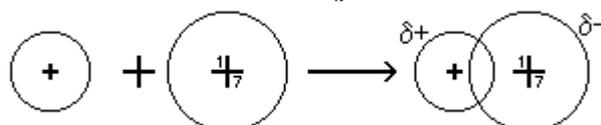
Wenn man bei einer Reaktion den Abstand der Atomkerne betrachtet, zeigt das auf der nächsten Seite angeführte Diagramm den ständigen Zustand, den man beobachtet. Wenn man aber den Reaktionsweg betrachtet, werden nur die relevanten Zustände dargestellt. Es wird nicht die Zeit aufgezeichnet, die diese Reaktion braucht.

Anorganische Chemie

Reaktion: $\text{H}\bullet + \bullet\text{H} \rightarrow \text{H}-\text{H}$ (reine Atombindung) 431KJ/mol freiwerdende Energie



Reaktion: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$ (Nachweis: Indikatorpapier, $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$)
 $\text{H}-\text{H} + \text{Cl}-\text{Cl} \rightarrow 2 \text{H}\bullet + 2 \text{Cl}\bullet \rightarrow 2 \text{HCl}$ (polarisierte Atombindung)



Das Elektron des Wasserstoffatoms wird durch den stark positiven Kern des Chlors angezogen. Durch diese Ladungsverschiebung ziehen sich die Atome mehr an (Kerne ziehen alle Elektronen an).

Wenn die Bindungsstärke bei der Reaktion zunimmt, ist die Verbindung energiearm. Diese polare Bindung ist durch die Anziehung der verschobenen Ladungen stärker als eine kovalente Bindung.

In der Ionenbindung gibt es eine maximale Anziehungskraft durch die reinen Ladungen (Ionen). Bei der Ionenbindung ist also die Anziehungskraft größer als bei einer polaren oder einer kovalenten Bindung.

Elektronegativität EN:

Elektronegativität ist die Fähigkeit Elektronen in einer Bindung anzuziehen. Die Basis ist das Fluor-Atom mit dem EN-Wert 4,0. Wenn die Differenz der EN-Zahlen zweier Atome in einer Bindung größer als 1,7 ist, dann liegt eine Ionenbindung vor.

Energiebegriffe bei einer Reaktion:

Dissoziationsenergie	E_{Diss}	Energie, die aufgewendet werden muß, um die Bindung zu zerstören (Moleküle werden Atome).
Bindungsenergie	E_{Bind}	Energie, die man bekommt, wenn eine Bindung aus dem ungebundenen Zustand der Stoffe entsteht.
Aktivierungsenergie	E_{A}	Energie, die aufgewendet werden muß, um eine Reaktion zu starten.
Freiwerdende Energie	E_{frei}	Energie, die bei vollständiger Reaktion der ungebundenen Stoffe zur festen Bindung frei wird.
Sublimationsenergie	E_{Sub}	Energie, die zugeführt werden muß, um freie Atome aus einem Metallgitter zu bekommen.
Gitterenergie	E_{Gitter}	Energie, die frei wird, wenn Ionen zum Ionengitter zusammentreten.
Elektronenaffinitätsenergie		Energie, die man erhält, wenn ein Elektron durch ein Atom aufgenommen wird.
Ionisierungsenergie	E_{Ion}	Energie, die zugeführt werden muß, um ein

Anorganische Chemie

Elektron aus der Anziehungskraft des Kerns zu bringen.

Reaktionsenthalpie ΔH Energiedifferenz zwischen Energie der Produkte und der Edukte: $\Delta H = E_{\text{Produkte}} - E_{\text{Edukte}}$. Bei mehr freiwerdender Energie als Aktivierungsenergie ist ΔH negativ. Bei negativer Reaktionsenthalpie findet also eine exotherme Reaktion statt.

Eigenschaften der Alkalimetalle:

- Reaktivität: Von Lithium zu Cäsium nimmt die Reaktivität zu
- Atomradien: Von Lithium zu Cäsium nehmen die Atomradien zu
- Härte: Von Lithium zu Cäsium nimmt die Härte ab
- Schmelzpunkt: Von Lithium zu Cäsium nimmt der Schmelzpunkt ab
- Dichte: Dichte von Lithium, Natrium und Kalium geringer als Wasser

Technische Gewinnung von Natrium:

Einsatzgebiete:

- Natriumlampen
- Zur Herstellung von Bleitetraethyl (Antiklopfmittel)
- Kühlmittel in Kernkraftwerken
- Trockenmittel

Herstellung:

Natrium ist ein elektropositives Element, das gerne ein Elektron abgibt. Natrium wird über die Schmelzflußelektrolyse gewonnen. Die Gewinnung erfolgt in einer DOWNS-Zelle. Da Natrium eine geringere Dichte als die Schmelze von Natriumchlorid hat, sammelt sich das Natrium unter der Glocke in der DOWNS-Zelle. Zu der Schmelze werden BaCl_2 und CaCl_2 gegeben, damit man einen niedrigeren Schmelzpunkt erreicht.

Elektrolyse:

Trennung unterschiedlich geladener Ionen durch den elektrischen Strom.

Anode (positiv):



Kathode (negativ):



Bei der Elektrolyse müssen die Ionen frei vorliegen.

Vergleich der Verfahren für die Chloralkalielektrolyse

Verfahren:	Amalgam	Diaphragma	Membran
Anode:	$2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$	$2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$	$2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$
Kathode:	$2 \text{Na}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Na}$	$2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$	$2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$
Verhinderung der Disprop.:	Trennung der Reaktionen in Zellen	Fließstrom groß; Na^+ durch Sperre	Nur Na^+ kann durch Membran gelangen
Vorteile:	hochprozentige und reine Natronlauge	Stromkosten gering (siehe Amalgam)	energiegünstig; reine hochproz. NaOH
Nachteile:	hohe Kosten	12-15 %-ige NaOH, Asbestentsorgung	nicht rein

Anorganische Chemie

Verwendung von Natronlauge:

- Verseifung (Waschmittelindustrie)
- Aluminiumherstellung
- Zellstoffindustrie

Verwendung von Chlor:

- Bleichung
- Kunststoffindustrie (PVC)

Herstellung von Soda (Na_2CO_3) durch Solvay-Verfahren:



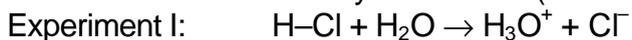
Informationen zu diesem Thema sind im Dokument „Anorganische Chemie“ des Internen Unterricht unter „Ammoniak-Soda-Verfahren“ zu finden.

Verwendung von Soda:

- Waschmittel
- Chemische Industrie (Herstellung anderer Natriumverbindungen)
- Feuerlöscher
- Zellstoff- und Papierindustrie
- Glasherstellung

Protolysen:

Reaktionstypen: Redoxreaktionen (Übertragung von Elektronen)
Protolysen (Säure-Base-Reaktionen)



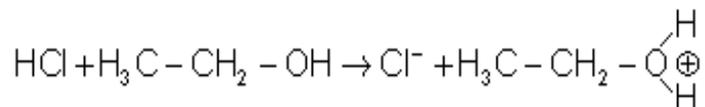
Es findet eine Reaktion statt, die man mit Indikatoren bzw. Chlorid-Nachweis testet.



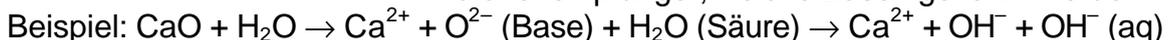
Es findet eigentlich keine Reaktion statt.

Chemische Reaktionen bei denen Protonen übertragen werden sind Protolysen. Es muß eine Annäherung durch die Dipole stattfinden, so daß eine langsame Protonenübertragung auf ein freies Elektronenpaar möglich ist. Die Reaktion aus Experiment I erhält einen Energiegewinn durch Hydratisierung der entstandenen Ionen. Beim Experiment II gelingt keine Protonenübertragung, da das Hexan keine freies Elektronenpaar besitzt.

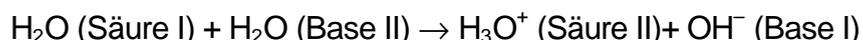
Experiment III:



Bei jeder Protolyse gibt es: - Protonenspender, welche Säuren genannt werden
- Protonenempfänger, welche Basen genannt werden



Autoprotolyse des Wasser:



Säuren und Basen bilden korrespondierende Säure/Base-Paare. Teilchen, die sowohl Säure als auch Base sein können, nennt man Ampholyte. In 1 Liter Wasser bilden sich 10^{-7} mol H_3O^+ -Ionen. Die Konzentration von Hydronium- und Hydroxid-Ionen beträgt $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Anorganische Chemie

Da der pH-Wert der negativ dekadische Logarithmus der Konzentration an Hydronium-Ionen ist, beträgt der Wert in reinem Wasser 7.

Beispiel:

Der pH-Wert einer vollständig dissoziierten H_2SO_4 , wobei 4,9004 g H_2SO_4 in einen Wasserbehälter mit einem Volumen von 10 Liter sind, hat den Wert 2.

Neutralisation:

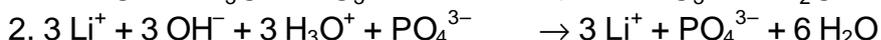
Experiment:

Salzsäure reagiert mit Natronlauge:



Neutralisation ist eine chemische Reaktion von gleichen Anteilen an H_3O^+ - und OH^- -Ionen unter Bildung von Wasser und Abgabe von Wärme.

Beispiele:



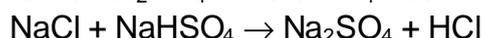
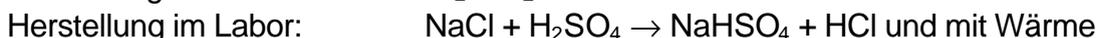
Allgemeine Reaktion: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ $\Delta H = \text{negativ}$

7. Hauptgruppe und Halogenwasserstoffe:

Die ersten vier Halogenwasserstoffe sind HF, HCl, HBr, HI. Es sind farblose Gase mit stechendem Geruch. Ihre wässrigen Lösungen sind sauer. In Wasser nennt man die Halogenwasserstoffe:

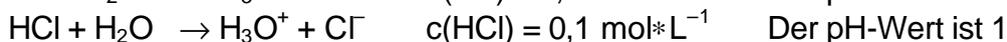
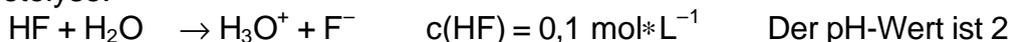
Flußsäure (HF), Salzsäure (HCl), Brom- (HBr) und Iodwasserstoffsäure (HI)

Salzsäure:



Konzentrierte Salzsäure besitzt einen Massenanteil von ca. 37 % und hat eine Dichte von 1,185 g/mL.

Protolyse:



Da eine größere Elektronegativitätsdifferenz zwischen Wasserstoff und Fluor in Fluorwasserstoff als zwischen Wasserstoff und Sauerstoff in Wasser ist, ist die HF-Bindung stärker und wird deshalb in Wasser nicht vollständig dissoziieren.

Chlor-Sauerstoff-Säuren:

Oxid.-zahl	Formel	Name	Metallsalz
+1	HClO	Chlor(I)-säure (hypochlorige S.)	Chlorat(I) (Hypochlorit)
+3	HClO ₂	Chlor(III)-säure (chlorige S.)	Chlorat(III) (Chlorit)
+5	HClO ₃	Chlor(V)-säure (Chlorsäure)	Chlorat(V) (Chlorat)
+7	HClO ₄	Chlor(VII)-säure (Perchlors.)	Chlorat(VII) (Perchlorat)

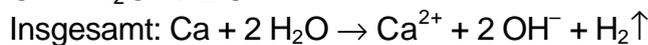
Anorganische Chemie

Informationen über die 2. Hauptgruppe:

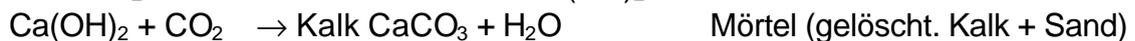
Stoff	Beryllium	Magnesium	Calcium	Strontium	Barium
Vorkommen		Erdkruste 1,3 %, Meerwasser, Dolomit: $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$	Marmor, Kreide, Kalk CaCO_3 ; Gips $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$; Phosphorit $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; Flußspat CaF_2		Schwerspat BaSO_4
Linienpektren			rot+grün	rot+hellblau	4 grüne
Schmelzpunkt	1277 °C	650 °C	830 °C	768 °C	714 °C
Dichte [g/cm ³]	1,85	1,74	1,55	2,63	3,76
Basizität	von links nach rechts zunehmend				

Die Kristallstruktur bei Marmor, Kalk, Kreide ist unterschiedlich.

Kalk:

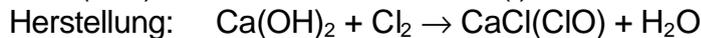


Kalkkreislauf:



Chlorkalk $\text{CaCl}(\text{ClO})$:

$\text{CaCl}(\text{ClO})$ ist Calciumchloridchlorat(I) oder auch Calciumchloridhypochlorit



Verwendung: Desinfektion von Abwässern, Bleichen



Reaktionsgeschwindigkeit:

Versuche mit Oxalsäure HOOC-COOH und Kaliumpermanganat KMnO_4 .

Allgemeine Reaktion:



1. Versuch:

Es werden gleiche Mengen Kaliumpermanganat in Bechergläser mit sehr unterschiedlichen Konzentration an Oxalsäure gegeben. Dabei stellt sich heraus, daß sich die Lösung in dem Becherglas am schnellsten entfärbte, in dem die Konzentration am größten war.

Erklärung:

Bei höherer Konzentration ist die Anzahl der zu reagierenden Teilchen und die Wahrscheinlichkeit eines Zusammentreffens größer. Somit geht die Reaktion schneller voran.



Anorganische Chemie

2. Versuch:

Es wird ein Becherglas aus dem 1. Versuch genommen und ein Becherglas mit der gleichen Konzentration wie im ersten Becherglas. Es wird in jedes Becherglas die gleiche Menge an Kaliumpermanganat gegeben. Das Becherglas mit der Oxalsäure aus dem 1. Versuch entfärbt sich als erstes.

Erklärung:

Die Mangan(II)-Ionen fungieren als Katalysator:

Ein Katalysator setzt die Aktivierungsenergie herab und geht unverändert aus der Reaktion hervor. Er erhöht also die Reaktionsgeschwindigkeit.

3. Versuch:

Es werden zwei Bechergläser mit gleicher Konzentration an Oxalsäure, aber mit unterschiedlicher Temperatur benutzt. Es wird die gleiche Menge an Kaliumpermanganat benutzt. Das Becherglas mit der höheren Temperatur entfärbt sich schneller.

Erklärung:

Die Ausgangsenergie der Teilchen ist größer, so daß die Aktivierungsenergie leichter überwunden werden kann.

Schwefelsäureherstellung:

Allgemeine Reaktion: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

Herstellung von SO_3 : $2 \text{S} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3 \quad \Delta H = -396 \text{ kJ/mol}$

Nebenprodukt: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 \quad \Delta H = -297 \text{ kJ/mol}$



Experiment 1 (ohne Katalysator):

Volumen vor der Reaktion: 100 mL; Volumen nach der Reaktion: 90 mL

1 mol Sauerstoff ist zu 1 mol Schwefeldioxid umgesetzt worden. Die Volumenverringerung entsteht durch Bildung von einem kleinen Teil Schwefeltrioxid.

Experiment 2 (mit Katalysator):

Volumen vor der Reaktion: 90 mL; Volumen nach der Reaktion: 78 mL

Schwefeldioxid ist nicht vollständig in Schwefeltrioxid umgewandelt worden.

Le Chatelier:

Wird auf ein im Gleichgewicht befindliches System ein äußerer Zwang ausgeübt, so verändert sich das System so, daß dem Zwang ausgewichen wird.

Kontaktverfahren:

Beim Kontaktverfahren werden als Kontakte Vanadiumpentoxid V_2O_5 oder Pt verwendet. Die technischen Reaktionsbedingungen liegen bei 400-600 °C.

Technische Aspekte:

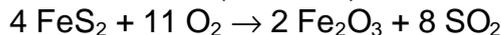
1.) Beeinflussung des Gleichgewichtes $\text{SO}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \leftrightarrow \text{SO}_3$:

	Einstellung	Lage
Katalysator	beschleunigt die Reaktion	keine
Temperatur	beschleunigt die Reaktion	zu $\text{SO}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2$
Entfernung aus der Kontaktzone	keine	zu SO_3

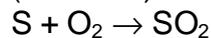
Anorganische Chemie

2.) Herstellung, Verwendung und Eigenschaften von SO₂:

2.1.) Rösten von sulfidischen Erzen (1. Quelle):



2.2.) Verbrennen von Schwefel (2. Quelle):



1. Schwefelsäureherstellung 2. Papierbleichung

3. Fotoindustrie 4. Kältemittel

Siedepunkt -10 °C, gut wasserlöslich, keimtötend, bleichend

3.) Katalysatoren bei der Schwefelsäureherstellung:

3.1.) Pt bei SO₂ aus 2. Quelle: Platin wirkt als Sauerstoffadsorber

3.2.) V₂O₅ bei SO₂ aus 1. Quelle:



Massenwirkungsgesetz MWG:

Die Wahrscheinlichkeit des Zusammenstoßes zweier Teilchen hängt von der Konzentration beider Teilchen ab.

k_H und k_R nennt man Proportionalitätsfaktor oder Geschwindigkeitskonstante. Die Konstante K wird Gleichgewichtskonstante genannt.



$$v_H \sim c(\text{A}) * c(\text{B}) \text{ und } v = k_H * c(\text{A}) * c(\text{B})$$

$$v_R \sim c(\text{C}) * c(\text{D}) \text{ und } v = k_R * c(\text{C}) * c(\text{D})$$

im Gleichgewicht:

$$v_H = v_R$$

$$k_H * c(\text{A}) * c(\text{B}) = k_R * c(\text{C}) * c(\text{D})$$

$$\frac{c(\text{C}) * c(\text{D})}{c(\text{A}) * c(\text{B})} = \frac{k_H}{k_R} = K$$

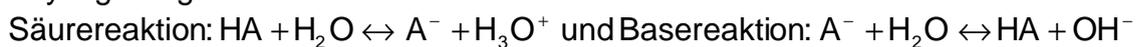
Autoprotolyse des Wasser:



$$K_C = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{OH}^-)}{c^2(\text{H}_2\text{O})} \Leftrightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{OH}^-) = K_C * c^2(\text{H}_2\text{O}) = K_W = 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}$$

$$\text{pH} = -\log_{10} c(\text{H}_3\text{O}^+) \text{ und } \text{pOH} = -\log_{10} c(\text{OH}^-)$$

Protolysegleichgewicht:



$$\text{S.R.: } K_C = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) * c(\text{HA})} \Leftrightarrow \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) * c(\text{A}^-)}{c(\text{HA})} = K_C * c(\text{H}_2\text{O}) = K_S$$

$$\text{B.R.: } K_C = \frac{c(\text{HA}) * c(\text{OH}^-)}{c(\text{H}_2\text{O}) * c(\text{A}^-)} \Leftrightarrow \frac{c(\text{HA}) * c(\text{OH}^-)}{c(\text{A}^-)} = K_C * c(\text{H}_2\text{O}) = K_B$$

$$\text{p}K_S = -\log_{10} K_S \text{ und } \text{p}K_B = -\log_{10} K_B$$

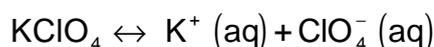
$$K_S * K_B = K_W \Rightarrow \text{p}K_S + \text{p}K_B = 14 (= \text{p}K_W)$$

Säurestärken:

Sehr schwache Säure: pK_S > 9, schwache S.: 4 < pK_S < 9, starke S.: pK_S < 4

Löslichkeitsprodukt:

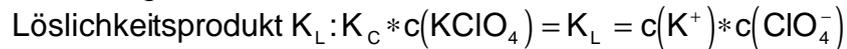
Beispiel:



$$K_C = \frac{c(\text{K}^+) * c(\text{ClO}_4^-)}{c(\text{KClO}_4)}$$

Anorganische Chemie

Das sich in Lösung befindliche Kaliumperchlorat hat eine konstante Konzentration, da es sich aus dem Bodenkörper nachbilden kann. Es stellt sich ein Gleichgewicht zwischen dem Kaliumperchlorat im Bodenkörper und dem in der Lösung ein.



Puffer:

Puffer sind Lösungen, in denen sich Teilchen befinden, die

- Protonen an Hydroxidionen abgeben können (schwache Säuren)
- Protonen von Hydroniumionen aufnehmen können (korrespondierende Base zur schwachen Säure)

Zu 10 mL eines $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ -Puffers, der jeweils 0,01 mol der Einzelbestandteile enthält, gibt man 1 mL Salzsäure mit $c(\text{HCl})=1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Welcher pH-Wert stellt sich ein, wenn vorher ein pH-Wert von 4,76 gemessen wurde?

In 11 mL Lsg. sind 0,01 mol+0,001 mol Essigsäure $\Rightarrow c(\text{CH}_3\text{COOH})=1 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

In 11 mL Lsg. sind 0,01 mol-0,001 mol Acetationen $\Rightarrow c(\text{CH}_3\text{COO}^-)=0,82 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$

$$\text{pH} = \text{p}K_s + \lg \frac{c(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{c(\text{CH}_3\text{COOH})} \Rightarrow \text{pH} = 4,76 + \lg 0,82 = 4,67$$

Bei einem Puffer bleibt der pH-Wert annähernd konstant. Er besteht aus einer schwachen Säure/Base und dem Salz der Säure/Base.

6. Hauptgruppe:

In der 6. Hauptgruppe nimmt der Metallcharakter von oben nach unten zu. Metalle geben sehr gerne Elektronen ab. Von Elementen werden leichter Elektronen abgegeben, wenn die Ionisierungsenergie niedrig ist. Da in der VI. (und auch in den anderen) Hauptgruppe die Ionisierungsenergie von oben nach unten abnimmt, nimmt der Metallcharakter zu.

Ein Unterschied zwischen Metallen und Halbmetallen ist, daß Halbmetalle um so besser leiten, je wärmer es ist.

Wasserstoffperoxid H_2O_2 :

Chemische Eigenschaften:

In Abhängigkeit vom Reaktionspartner kann Wasserstoffperoxid als Oxidations- bzw. Reduktionsmittel reagieren. Dies ist möglich, da Sauerstoff im Wasserstoffperoxid eine mittlere Oxidationszahl von -1 besitzt.

Schwefel:

Vorkommen (elementar):

- in der Nähe von Vulkanen (Sizilien)
- in den USA in ca. 150m Tiefe

Verbindungen:

- Sulfide (Glanze, Kiese, Blenden):

z.B. Eisenkies FeS_2 (Pyrit), Bleiglanz PbS , Zinkblende ZnS

- Sulfate:

Gips $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, Glaubersalz $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$, Schwerspat BaSO_4 , Anhydrit CaSO_4 , Bittersalz $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$,

Anorganische Chemie

Gewinnung:

Claus-Verfahren:

Entfernung von H_2S aus Gasen (Erdgas, Synthesegas, Rauchgas).



Als Kontakt im Ofen dient Bauxit $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot x \text{H}_2\text{O}$

Frasch-Verfahren:

Das Frasch-Verfahren fördert Schwefel aus 150 m Tiefe. Dazu wird ein Rohr, das in sich zwei weitere Rohre hat, verwendet. In das äußerste Rohr wird überhitzter Wasserdampf geleitet, der den Schwefel (Fp. 119°C) schmelzen soll. Durch das innere Rohr wird Druckluft gepreßt, damit der geschmolzene Schwefel durch das mittlere Rohr nach oben gedrückt wird.

5. Hauptgruppe:

Zur 5. Hauptgruppe gehören die Elemente: N, P, As, Sb, Bi

Stickstoff:

Elektronenkonfiguration von Stickstoff: $1s^2 2s^2 p^3$

Elektronenaufnahme beim Stickstoff: $\text{N} + 3e^- \rightarrow \text{N}^{3-}$ (Nitrid)

Bildung von Elektronenpaarbindungen:



Vorkommen von Stickstoff:

Luft 78 %, Eiweiß, Chilesalpeter NaNO_3

Darstellung:

Linde-Verfahren: Fraktionierung von flüssiger Luft (N_2 : -196°C , O_2 : -183°C)

Darstellung im Labor:

Ammoniumnitrit NH_4NO_2 ($\rightarrow \text{N}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$) zersetzt sich bei hoher Temperatur

Stickstoffwasserstoffverbindungen:

Ammoniak NH_3 , Hydrazin $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$, Diimin $\text{HN}=\text{NH}$,

Stickstoffwasserstoffsäure HN_3 :

Das Säurerestion N_3^- nennt man Azid. $\text{H}-\bar{\text{N}} = \overset{\text{I}}{\text{N}} = \overset{\text{J}}{\text{N}}$ oder $\text{H}-\overset{\text{J}}{\text{N}} - \overset{\text{I}}{\text{N}} \equiv \text{N}$

Ammoniak-Synthese (Haber-Bosch-Verfahren):

Verwendung von Ammoniak: Düngemittel, Sprengstoffe, Salpetersäure

Reaktion: $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$ mit $\Delta H = -92 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Herstellung der Ausgangsstoffe:

1. $4 \text{N}_2 + \text{O}_2 + 2 \text{C} \rightleftharpoons 4 \text{N}_2 + 2 \text{CO}$ (Generatorgas) exotherm

$\text{H}_2\text{O} + \text{C} \rightleftharpoons \text{H}_2 + \text{CO}$ (Wassergas) endotherm

$3 \text{CO} + 3 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2$; wobei CO_2 gelöst wird, also verschwindet

2. $4 \text{N}_2 + \text{O}_2 + 2 \text{CH}_4 \rightleftharpoons 4 \text{N}_2 + 2 \text{CO} + 4 \text{H}_2$ $4 \text{N}_2 + \text{O}_2 = \text{Luft}$

$\text{H}_2\text{O} + \text{CH}_4 \rightleftharpoons \text{CO} + 3 \text{H}_2$ und dann $2 \text{CO} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2$

Bei fast allen technischen Stoffen, bei denen Kohlenstoff als Reduktionsmittel eingesetzt wird, entsteht Kohlenstoffmonoxid.

Reaktionsbedingungen:

- niedrige Reaktionstemperatur, weil sonst die Rückreaktion bevorzugt wird
- hohe Reaktionsstarttemperatur, damit Aktivierungsenergie geschafft wird

Anorganische Chemie

Technisch:

Die Edukte werden durch gebogene Weicheisenrohre geleitet, die in sich drinnen den Katalysator als Kontakt tragen. Die gebogenen Rohre sind mit einer Wasserkühlung ummantelt, da während der Reaktion viel Wärmeenergie entsteht. Um den Druck standzuhalten, ist um die Weicheisenrohre Eisen befestigt. Man kann nicht direkt Eisen verwenden, da Wasserstoff mit dem Kohlenstoff im Eisen zu Methan reagiert und damit die Rohre spröde werden.

Stickstoffverbindung:

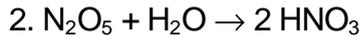
Stickstoff ist eine sehr energiearme Verbindung. Bei den meisten Reaktionen von Stickstoffverbindungen entsteht deshalb Stickstoff. Die meisten Reaktionen sind deshalb exotherm: Es gibt aber auch Ausnahmen, wie z.B. Stickstoffmonoxid.

Ox.-zahl / Formel	Oxid	Struktur
+1 / N ₂ O	Distickstoffoxid, Stickstoff(I)-oxid, Lachgas	$\langle \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} = \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} = \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \rangle$ $\text{IN} \equiv \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} - \overset{\cdot\cdot}{\text{O}}^{\cdot\cdot}$
Eigenschaften: Im Labor:	farblos, ungiftig, narkotisierend $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2 \text{H}_2\text{O}$	
+2 / NO	Stickstoffmonoxid, Stickstoff(II)-oxid	$\text{IN} \equiv \overset{\cdot\cdot}{\text{O}}$
Eigenschaften: Im Labor:	farblos, $3 \text{Cu} + 8 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 4 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NO}$ (endotherm)	NO ist Botenstoff im Blut. NO wird durch Wasser geleitet, da sich entstandenes NO ₂ in H ₂ O löst.
Darstellung:	$\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}$ im Lichtbogen, da $\Delta H = +180,6 \text{ kJ/mol}$	Birkeland-Eyde-Verfahren (Kontaktzeit für NO gering)
+3 / N ₂ O ₃	Distickstofftrioxid, Stickstoff(III)-oxid	$\langle \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} = \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} - \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} - \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} = \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \rangle$ $\text{O} = \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} - \overset{\oplus}{\text{N}} \begin{matrix} \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \\ \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \end{matrix} \ominus$
Eigenschaften:	tiefblau, instabil	N ₂ O ₃ ist das Anhydrid der salpetrigen Säure
Darstellung:	$\text{NO} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$	Verbindungsstück $\text{O} = \text{N} - \text{N}^+$ ist meistens tiefblau
+4 / NO ₂	Stickstoffdioxid, Stickstoff(IV)-oxid	$\overset{\cdot\cdot}{\text{O}} = \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} = \overset{\cdot\cdot}{\text{O}}$
Eigenschaften: Darstellung:	braunrot, sehr giftig $\text{NO} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$	
+5 / N ₂ O ₅	Distickstoffpentoxid, Stickstoff(V)-oxid	$\begin{matrix} \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} & & \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \\ \diagdown & & / \\ \overset{\oplus}{\text{N}} & - \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} - & \overset{\oplus}{\text{N}} \\ / & & \diagdown \\ \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} & & \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \end{matrix} \ominus$
Eigenschaften:	farblose Kristalle, instabil	N ₂ O ₅ ist das Anhydrid der Salpetersäure
Salpetrige Säure	HNO ₂	$\text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} - \overset{\cdot\cdot}{\text{N}} = \overset{\cdot\cdot}{\text{O}}$
Salpetersäure	HNO ₃	$\text{H} - \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} - \overset{\oplus}{\text{N}} \begin{matrix} \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \\ \overset{\cdot\cdot}{\text{O}} \end{matrix} \ominus$

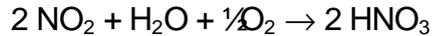
Salpetersäureherstellung:

1. $\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{HNO}_3$ (im Labor) aufgrund der Flüchtigkeit

Anorganische Chemie



Ostwald-Verfahren:



Bei der Verbrennung kann man auch Produkte wie N_2 bekommen. Da NO bei ca. 700°C metastabil (endotherme Reaktion ist stabil) ist, sind die Reaktionsbedingung bei 650°C mit einen Platin-Katalysator.

Phosphor:

Phosphoreszenz:	$\text{A} + h\nu \rightarrow \text{A} + h\nu$	Nachleuten nach Anregung mit Licht
Fluoreszenz:	$\text{A} + h\nu \rightarrow \text{A} + h\nu$	Leuchten während Anregung mit Licht
Chemiluminiszenz:	$\text{A} \rightarrow \text{B} + h\nu$	exotherme Reaktion, z.T. Eng. = Licht
Photochemische Rkt.:	$\text{A} + h\nu \rightarrow \text{B}$	wie z.B. Photosynthese

Der Phosphor wurde 1669 von Henning Brand entdeckt.

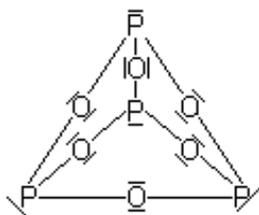
Modifikation	weiß	rot	schwarz
Struktur	P_4 -Tetraeder	amorph Gestalt	P-Ketten als Faltblatt
Verbindung	In jeder Ecke des Tetraeders ist ein Phosphoratom	Verbindung des Phosphors ohne Ordnung	Freie Elektronen senkrecht aus der Ebene, Somit Verbindung der Schichten.
Elektr. Leitend	Nein	Nein	Ja, durch die Delokalisierung
Schmelzpunkt	44°C	sublimiert	sublimiert
Entz. Temp.	$\approx 60^\circ\text{C}$	$300-400^\circ\text{C}$	$> 400^\circ\text{C}$
Giftigkeit	sehr giftig 0,1 g	reaktionsträge	reaktionsträge

Doppelbindungsregel:

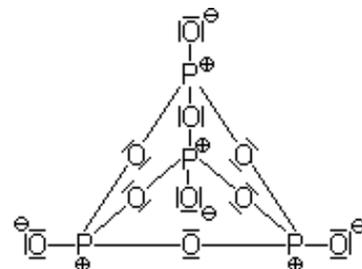
Bei den Zeichnungen der Strukturen ist zu beachten, daß Doppelbindung nur bei Elementen der 2. Periode auftreten können. Die σ -Bindung ist ab der 3. Periode so groß ausgebildet, daß die p-Orbitale so weit entfernt sind, daß sie sich nicht überlappen können.

Strukturen der Phosphoroxide:

Phosphor(III)-oxid:



Phosphor(V)-oxid:



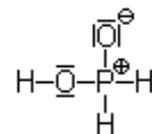
Phosphorsäuren:

1. Orthophosphorsäuren:

1.1. Phosphor(I)-säure H_3PO_2

hypophosphorige Säure

einbasig, Ion: Hypophosphit, Phosphat(I)

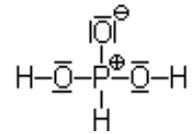


Anorganische Chemie

1.2. Phosphor(III)-säure H_3PO_3

Phosphorige Säure

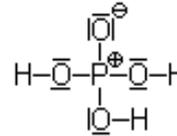
zweibasig, Ion: Phosphit, Phosphat(III)



1.3. Phosphat(V)-säure H_3PO_4

Phosphorsäure

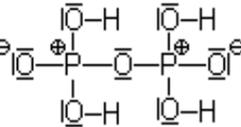
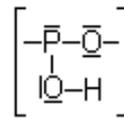
dreibasig, Ion: Phosphat, Phosphat(V)



2. Metaphosphorsäuren:

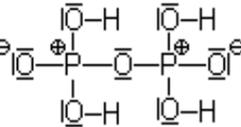
2.1. Metaphosphor(III)-säure $(HPO_2)_n$

2.2. Metaphosphor(V)-säure $(HPO_3)_n$



3. Kondensierte Säure:

3.1. Diphosphor(V)-säure $H_4P_2O_7$, vierbasig



Natriumfluorophosphate:

Natriummonofluorophosphat Na_2PO_3F :

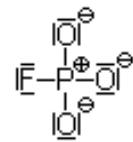
Monofluorophosphat ist isoelektrisch mit Sulfat.

Natriumdifluorophosphat $NaPO_2F_2$

Phosphoroxidfluorid bzw. Phosphorylfluorid POF_3 (gasförmig)

Herstellung von Natriummonofluorophosphat:

Schmelzen von Na-metaphosphat und Na-fluorid. $NaPO_3 + NaF \rightarrow Na_2PO_3F$



Arsen:

Arsen kommt häufiger als Hüttenrauch As_2O_3 vor. Es kann durch die Marsh'sche Probe in Spuren von ca. 10^{-6} g As nachgewiesen werden.

Marsh'sche Probe:

Oxidation durch Zink und Salzsäure: $Zn + 2 HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Reduktion von Arsenoxid zu Arsan: $As_2O_3 + 6 H_2 \rightarrow 2 AsH_3 + 3 H_2O$

Abscheidung bei unvollst. Verbrennung: $2 AsH_3 \rightarrow 2 As + 3 H_2$

Nachweis von Arsen neben Antimon: $2 As + 5 H_2O_2 + 6 OH^- \rightarrow 2 AsO_4^{3-} + 8 H_2O$

Arsen löst sich schnell in ammoniakalischer Wasserstoffperoxid-Lösung.

Nachweis durch Neutronenaktivierungsanalyse: $^{75}As + n^+ \rightarrow ^{76}As$ (radioaktiv)

Bedeutung von Arsen: Halbleitertechnik, Medikamente gegen Syphilis

Bändertheorie:

Bei der Bändertheorie geht man von folgenden Merkmalen aus:

- freie Elektronen können jede beliebige Energie annehmen
- Elektronen im Atom befinden sich in Orbitalen mit definierter Energie
- In Metallen überschneiden sich die Orbitale (verbundene Orbitale sind Bänder)
- Band leer: kein Beitrag zur elektrischen Leitfähigkeit
- Band voll: kein Beitrag zur elektrischen Leitfähigkeit
- Band teilweise besetzt: elektrische Leitfähigkeit (wie in Metallen)

Aluminium-Herstellung:

Aluminium wird aus Bauxit ($AlO(OH)$; Fe_2O_3 ; SiO_2) hergestellt.

Bayer-Verfahren (Abtrennung von Fe und Si):

Aluminium bildet in alkalischer Lösung ein Tetrahydroxoaluminat-(III)-Komplex.

$AlO(OH) + NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + [Al(OH)_4]^-$ (Aluminiumhydroxid ist amphoter)

Anorganische Chemie

Eisen wird als Rotschlamm (durch $\text{Fe}(\text{OH})_3$) abgetrennt.

Anodeneffekt:

Sinkt der Anteil an Aluminium(III)-oxid Al_2O_3 auf 2 % herab, so gibt es einen Anstieg der Spannung, so daß die Stromstärke fällt. Bei geringer Stromstärke ist die Ausbeute an Aluminium auch geringer.

Komplexe:

$\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{SO}_4)_3]$	Natriumtrisulfatoferrat-(III)
$\text{K}_3[\text{Cr}(\text{SCN})_6]$	Kaliumhexathiocyanatochromat-(III)
$[\text{CoCl}(\text{NO}_2)(\text{NH}_3)_4]\text{Br}$	Chloronitrotetrammincobalt-(III)-bromid
$\text{Na}_3[\text{Co}(\text{SO}_3)_2(\text{NH}_3)_4]$	Natriumdisulfitotetrammincobaltat-(I)
$[\text{Pt}(\text{OH})_2(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$	Dihydroxotetramminplatin-(IV)-nitrat
$\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$	Kaliumtetracyanocadmat-(II)
$(\text{NH}_4)_2[\text{Ni}(\text{OH})_2\text{Br}_2]$	Ammoniumdihydroxodibromonickolat-(II)
$\text{Na}_2[\text{PbF}_3\text{Cl}_3]$	Natriumtrifluorotrichloroplumbat-(IV)
$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$	Tetracarbonylnickel

Kohlenstoff:

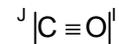
Vorkommen des Kohlenstoffes:

Biomasse; Kohle (Koks); Luft (0,03 % CO_2); CaCO_3 (Kalk, Marmor, Kreide); im Meer HCO_3^- und CO_2 gelöst; Carbonatgesteinen

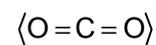
Modifikationen des Kohlenstoffes sind Diamant, Graphit und Fullereene.

Oxide des Kohlenstoffes:

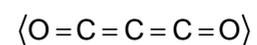
Kohlenmonoxid CO :



Kohlendioxid CO_2 :



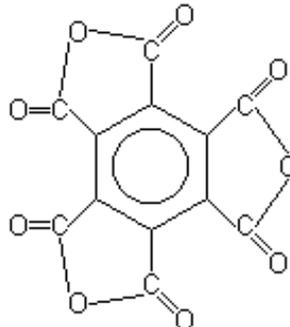
Kohlensuboxid C_2O_3 :



Anhydrid der Malonsäure (Propandisäure)

Mellitsäureanhydrid C_{12}O_9 :

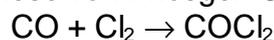
Anhydrid der Mellitsäure (Benzolhexacarbonsäure)



Kohlenstoffmonoxid CO :

Verwendung:

Kohlenmonoxid wird zur Reduktion von z.B. Metalloxiden verwendet. Weiterhin wird es zur organischen Synthese von Phosgen COCl_2 gebraucht.

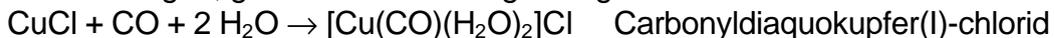


Phosgen (= durch Licht erzeugt) wurde aus Kohlenmonoxid und Chlor unter Einwirkung des Sonnenlichtes dargestellt.

Anorganische Chemie

Nachweis:

Kohlenstoffmonoxid wird durch die Gaschromatographie oder durch Entfärbung einer wäßrigen, grünen CuCl-Lösung nachgewiesen.

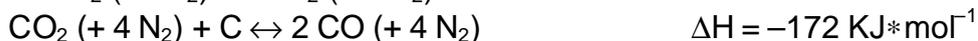


Physiologie:

Kohlenmonoxid ist ein farbloses, geruchloses und giftig Gas. Seine Giftwirkung besteht darin, daß es sich noch leichter als Sauerstoff ans Hämoglobin im Blut anlagert. Das gebildete Kohlenoxidhämoglobin bzw. Carboxyhämoglobin ist stabiler als das bei der Atmung entstehende Oxyhämoglobin.

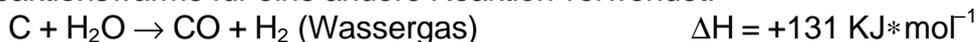
Herstellung in der Technik (nach Boudouard):

Edukte sind Koks und Luft, als Produkt entsteht Generatorgas ($2 \text{CO} + 4 \text{N}_2$).



Zur Verbesserung der Ausbeute kann man den Druck vermindern und die Temperatur erhöhen. Weiterhin kann man das Gleichgewicht durch Erhöhung der Menge an Koks beeinflussen.

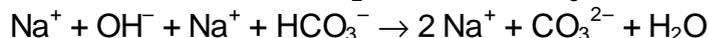
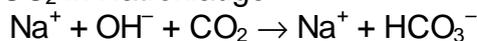
Da die Verbrennung von Koks eine exotherme Reaktion ist, wird die Reaktionswärme für eine andere Reaktion verwendet:



Abwechselnd wird Generator- und Wassergas produziert.

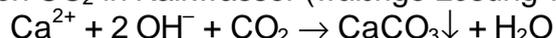
Kohlensäure-Gleichgewicht:

Versuch 1: Einleiten von CO_2 in Natronlauge



Eine Natriumcarbonat-Lösung reagiert alkalisch ($\text{pH} = 10-12$), da sich die Carbonat-Ionen in Hydrogencarbonat umwandeln und dabei Hydroxid-Ionen entstehen. $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$

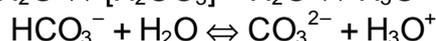
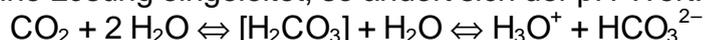
Versuch 2: Einleiten von CO_2 in Kalkwasser (wäßrige Lösung von $\text{Ca}(\text{OH})_2$)



Als erstes sieht man einen weißen Niederschlag von CaCO_3 . Solange OH^- Ionen in der Lösung sind reagiert das CO_2 zu CO_3^{2-} . Bei einem Überschuß an CO_2 wird das CO_2 und das in der Lösung vorhandene CO_3^{2-} in Hydrogencarbonat umgewandelt, so daß sich der Niederschlag auflöst.



Wird CO_2 in eine Lösung eingeleitet, so ändert sich der pH-Wert.



Das Kohlensäuregleichgewicht ist stark vom pH-Wert abhängig. In Lösung liegen je nach pH-Wert nur ein oder zwei Formen der Kohlensäure vor.

Schadstoffe:

Schadstoffe in der Luft:

SO_2/SO_3 NO_x Staub / Ruß CO_2 H_2S Ozon CO FCKW CH_4

Ruß: Aktivkohle besitzt eine Oberfläche von 500-1500 m^2 pro g Kohlenstoff.

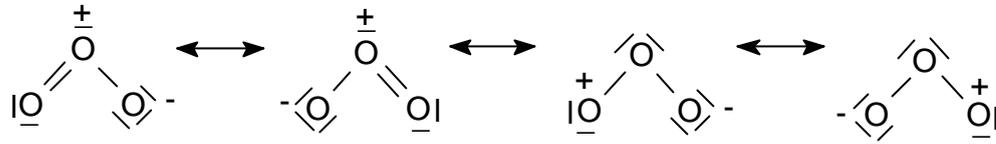
Ozon:

Ozon bildet sich hauptsächlich durch die Zersetzung von Stickstoffdioxid.

Anorganische Chemie

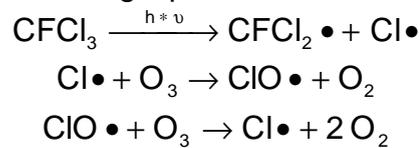


Da die Stickoxide Spurengase sind, ist das Angebot für die Rückreaktion der Sauerstoff-Radikale gering, so daß sie mit dem großen Angebot an Sauerstoff in der Luft zu Ozon reagieren können. Resonanzstrukturformel:



FCKW und Ozonloch:

Die dominante Rolle von Chlor beim Abbau der Ozon-Schicht ist nachgewiesen. Hierbei wird von FCKWs, die in der Troposphäre ja nicht abgebaut werden u. in die Stratosphäre gelangen, durch Absorption solarer UV-Strahlung atomares Chlor abgespalten, welches dann mit Ozon reagiert:



Rauchgasentschwefelung:

In einem Waschverfahren auf CaCO_3 -Basis läuft die Umsetzung des Schwefeldioxids in der wässrigen Phase als Ionen-Reaktion schnell ab, wenn durch eine pH-Regelung oder den Zusatz von Puffersubstanzen der optimale pH-Bereich eingestellt wird. Bei geeigneter Reaktionsführung läßt sich das eingesetzte Calciumcarbonat quantitativ umsetzen u. durch Oxidation mit Luft in Gips umwandeln.



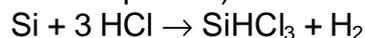
Silicium:

Herstellung des Rohsiliciums (Metallurgie = Gewinnung der Metalle):



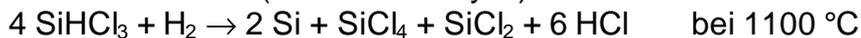
Das gewonnene Rohsilicium hat eine Reinheit von ca. 98 %. Dieses wird für Silicone und als Legierungsbestandteil benutzt. Für die Halbleitertechnik braucht man eine viel höhere Reinheit ($w(\text{Si}) = 99,9999999 \%$).

Reinigung des Rohsiliciums (Chlorsilanprozeß):



Das gewonnene SiHCl_3 wird destilliert und zur Weiterverarbeitung benutzt.

Herstellung des reinen Silicium (durch Thermolyse):



Das durch Thermolyse entstandene polykristalline Silicium muß zu Einkristallen weiterverarbeitet werden. Hierzu gibt es das „Tiegelziehen“ und das „Zonenschmelzen“, wobei die Verfahren Einkristalle durch langsames Kristallwachstum aus der Schmelze züchten.

Strukturen von Festkörpern (Kristallgitter):

Gittertyp	Metallgitter	Atomgitter	Ionengitter	Molekülgitter
Beispiele	Cu, Fe, Al, Na	Diamant, $(\text{SiO}_2)_n$ Silicium	NaCl, KBr	Schwefel, Iod, Fullerene
Schmelzpunkt	niedrig bis hoch	sehr hoch	hoch	niedrig

Anorganische Chemie

Vergleich von Siliciumdioxid und Kohlendioxid:

	Kohlendioxid	Siliciumdioxid
Aggregatzustand bei RT	gasförmig	fest
Schmelzpunkt	-78 °C (sublimiert)	1723 °C
Reaktivität	inert	inert
Löslichkeit in Wasser	gut löslich	schwer löslich
natürliche Vorkommen	Luft, Wasser	Lithosphäre
elektrische Leitfähigkeit	Isolator	Isolator
Wärmeleitfähigkeit	schlecht	mittel
Dichte	$1,96 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$???	$2,6 \text{ g/cm}^3$
Molmasse	44 g/mol	60 g/mol

Kieselsäuren:

Die Monokieselsäure H_4SiO_4 und die Metakieselsäure H_2SiO_3 (Anhydrid der Monokieselsäure) bilden durch Kondensation SiO_2 .

Zinn Sn (Stannum):

Zinn ist das 50. Element des Periodensystems. Ca. 5000 v.Chr. wurde Zinn für die Herstellung von Bronze, eine Legierung aus Kupfer und Zinn, gebraucht. Zinn wird aus Kassiterit SnO_2 (Zinnerz) gewonnen. Da es heute nur noch Erze gibt, deren Gehalt an Zinn bei ca. 1 % liegt, muß das Zinnerz angereichert werden.

Flotation (Schwimmaufbereitung):

Hierzu benetzt ein Flotationshilfsmittel nur das Erz, das durch eingeblasene Luft an die Wasseroberfläche schwimmt und dort abgeschöpft wird.

Reduktion: $\text{SnO}_2 + 2 \text{CO} \rightarrow \text{Sn} + 2 \text{CO}$

Weißblech:

Weißblech ist ein verzinntes Eisenblech, daß für die Herstellung von Konservendosen gebraucht wird. Die Rückgewinnung von Zinn erfolgt durch:



Verwendung des Zinns:

- ca. 50 % für Konservendosen
- Lagermetalle (Kugellager)
- Lametta
- Schmelzlegierungen

Modifikation des Zinns:

Zinn kommt in zwei Modifikationen vor. Die Umwandlung von nicht metallischem α_{Sn} in metallischen β_{Sn} erfolgt bei 13,2 °C (Zinnpest).

Blei Pb (Plumbum):

Blei ist ein weiches, plastisches Metall mit einer hohen Dichte. Wie fast alle Schwermetalle denaturiert Blei Eiweiße.

Bleiverbindungen:

- Bleizucker: $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ist sehr giftig
- Bleiazid: $\text{Pb}(\text{N}_3)_2$
- Mennige: Pb_3O_4 bzw. $\text{PbO}_2 \cdot 2 \text{PbO}$ (als Pigmente, Rostschutzmittel)
- Tetraethylblei $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$:

Tetraethylblei ist ein Antiklopfmittel, das zur Rekombination der durch die Verbrennung entstehenden Radikale dient.

Anorganische Chemie

Wasser:

Wasser bedeckt ca. 71 % der Erdoberfläche.

Herkunft:

Quell-, Oberflächen-, Grund-, Niederschlags- und Abwasser.

Verwendung:

- Trinkwasser
- spezielle Zwecke → z.B. demineralisiertes Wasser (Ionenaustauscher)
- privater Haushalt (10 %)