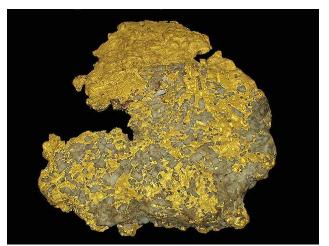
Natürliche Vorkommen der Elemente

Elemente (Gold)



Halogenide (Steinsalz NaCl)



Sulfide (Pyrit FeS₂)



Oxide (Rubin Al₂O₃)

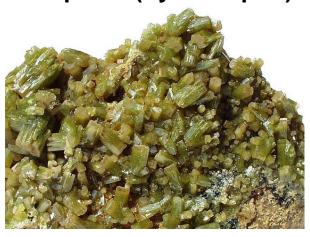


Natürliche Vorkommen der Elemente

Carbonate (Calcit CaCO₃)



Phosphate (Pyromorphit)



Sulfate (Gips CaSO₄ x 2 H₂O)



Silikate (Lapislazuli)



Natürliche Vorkommen der Elemente

	Gediegene Metalle	Oxide u. a. Sauer- stoffverbindungen	Sulfide	Halogenide
Beispiele	Au	Fe ₃ O ₄ (Magnetit)	FeS ₂ (Pyrit)	NaCl (Steinsalz)
	Pt-Metalle	Al ₂ O ₃ (Korund)	CuFeS ₂ (Kupferkies)	KCI (Sylvin)
	Ag	FeO·Cr ₂ O ₃ (Chromeisenstein)	ZnS (Zinkblende)	CaF ₂ (Flussspat)
	Cu	PbCrO ₄	PbS (Bleiglanz)	KCI-MgCl ₂ -6 H ₂ O (Carnallit)
	Hg	(Gelbbleierz)	As ₄ S ₄ (Realgar)	AgCl (Hornsilber)
	Bi	CaCO ₃ (Kalkstein)	VS ₂ (Patronit)	/ tgor (i formalion)
		CuCO ₃ ·Cu(OH) ₂ (Malachit)	VO ₂ (Fationit)	
Elektrone- gativität	1.92.4	0.91.9	1.62.0	0.81.9

Reduktionsverfahren

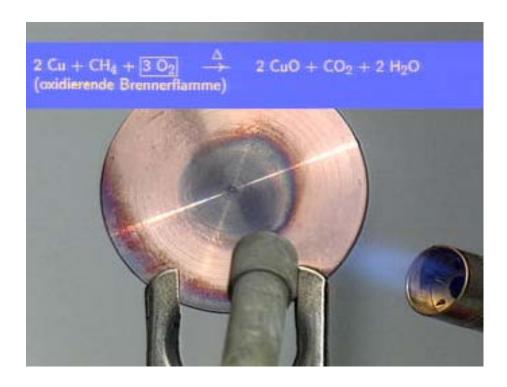
Chemische Reduktionsmittel

mittel

Kohlenstoff bzw. CO	p-Metalle, Si, d-Metalle (nicht bei Carbidbildung)	$2 \operatorname{Fe_2O_3} + 3 \operatorname{C} \longrightarrow 4 \operatorname{Fe} + 3 \operatorname{CO_2}$ $\operatorname{Fe_2O_3} + 3 \operatorname{CO} \longrightarrow 2 \operatorname{Fe} + 3 \operatorname{CO_2}$
Metalle (Al, Na, Mg, Ca)	carbidbildende d-Metalle f-Metalle, Si	$3 \text{ SiO}_2 + 4 \text{ Al} \longrightarrow 3 \text{ Si} + 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$ (aluminothermische Reduktion)
Wasserstoff	p-Metalle, d-Metalle	$MoO_3 + 3 H_2 \longrightarrow Mo + 3 H_2O$
Elektrolyse		
Schmelzflusselektrolyse	s-Metalle, Aluminium	$Al_2O_3 + 3 C \longrightarrow 2 Al + 3 CO$
Elektrolyse wässriger Lösungen	Cu, Ag, Cd, Zn, Pb	$Pb^{2+} + 2 CH_3COO^{-} + H_2O \longrightarrow$ $Pb + 0.5 O_2 + 2 CH_3COOH$
Anionen als Reduktions-	sulfidische Erze	HgS

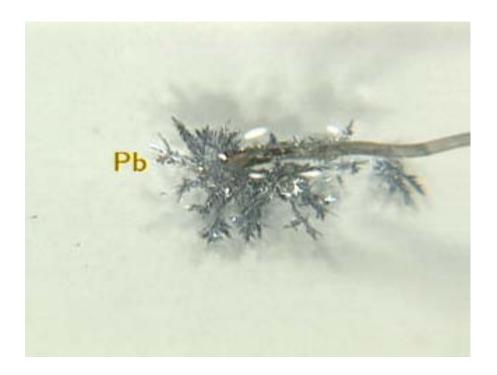
 $2 \text{ PbO} + \text{PbS} \longrightarrow 3 \text{ Pb} + \text{SO}_2$

Reduktion von CuO



 $\underline{https://www.cci.ethz.ch/mainmov.html?picnum=-1\&language=0\&expnum=120\&ismovie=-1$

Elektrolyse von Bleiacetat



 $\underline{https://www.cci.ethz.ch/mainmov.html?picnum=-1\&language=0\&expnum=131\&ismovie=-1$

Reinigungsverfahren

Transportreaktionen

Mond-Verfahren

$$Ni + 4 CO \xrightarrow{80^{\circ}C} Ni(CO)_4 \xrightarrow{180^{\circ}C} Ni + 4 CO$$

Aufwachs-Verfahren für Ti, V, Zr, Hf Ti + 2 I₂ (*van Arkel* und *de Boer*)

$$Ti + 2 I_2$$
 $\xrightarrow{500^{\circ}C}$ TiI_4 $\xrightarrow{1200^{\circ}C}$ $Ti + 2 I_2$

Elektrolytische Raffination

Reinigung von Rohkupfer sowie anderer edler Metalle

Cu
$$\xrightarrow{-2 e^{\ominus}}$$
 Cu²⁺ $\xrightarrow{+2 e^{\ominus}}$ Cu

Destillation flüchtiger Derivate

Si + 3 HCl
$$\xrightarrow{-H_2}$$
 HSiCl₃ $\xrightarrow{+H_2}$ Si + 3 HCl
99% Kp. 31°C >99.99%

Zonenschmelzen

Herstellung von Reinstsilicium Verunreinigungen < 10 ⁻⁹ Atom-%

Silicium-Einkristall



Umsetzung der Elemente mit Sauerstoff und Wasser

Fast alle Elemente reagieren mit Sauerstoff zu Oxiden E_xO_y

Die stöchiometrische Zusammensetzung wird durch Hauptgruppennummer von E bestimmt, da Sauerstoff immer als O²⁻ vorliegt. Ausnahme: Gegenüber Fluor hat Sauerstoff die Ox.-zahl +2.

$$Li_2O$$
 BeO B_2O_3 CO_2 N_2O_5 - F_2O Na_2O MgO AI_2O_3 SiO_2 P_2O_5 SO_3 CI_2O_7

Alle Oxide reagieren mit Wasser zu Hydroxiden (links im PSE) oder Sauerstoffsäuren (rechts im PSE).

NaOH $Mg(OH)_2$ AI $(OH)_3$ Si $(OH)_4$ $P(OH)_5$ S $(OH)_6$ CI $(OH)_7$

NaOH $Mg(OH)_2$ $AI(OH)_3$ $Si(OH)_4$ $P(OH)_5$ $S(OH)_6$ $CI(OH)_7$

Die Zentralatome E in Sauerstoffsäuren der 3. Periode besitzen häufig die Koordinationszahl 4. Es handelt sich dabei um wasserärmere Formen der obigen Hydroxyverbindungen mit der allgemeinen Formel (HO)_{4-n}EO_n.

$$-H_2O$$
 $-2H_2O$ $-3H_2O$

 $Si(OH)_4$ (HO)₃PO (HO)₂SO₂ (HO)ClO₃

Säurestärke:

$$H_4SiO_4 < H_3PO_4 < H_2SO_4 < HCIO_4$$

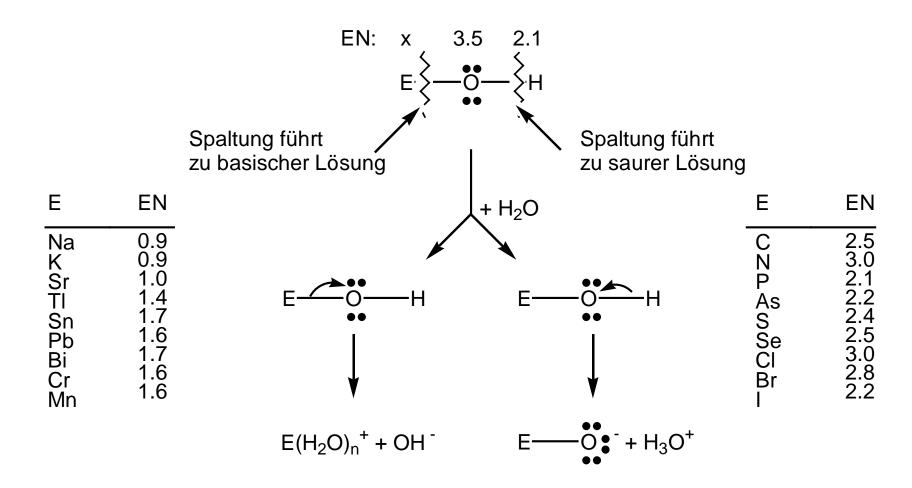
Kieselsäure

Phosphorsäure

Schwefelsäure

Perchlorsäure

Saure und basische Oxide

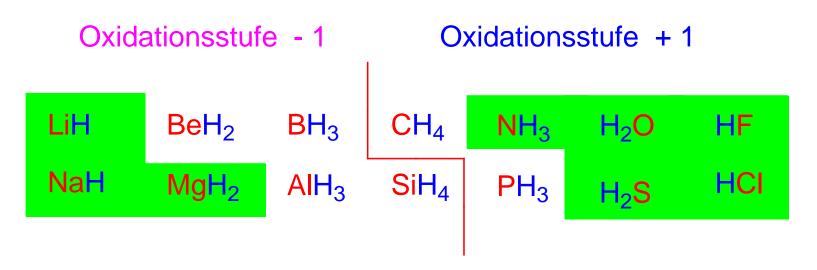


Umsetzung von Magnesium mit Trockeneis



https://www.cci.ethz.ch/mainmov.html?picnum=-1&language=0&expnum=11&ismovie=-1

Element-Wasserstoff-Verbindungen



Herstellung: aus den Elementen

$$2 \text{ Li} + \text{H}_2 \longrightarrow 2 \text{ LiH}$$

$$N_2 + 3 H_2 \longrightarrow 2 NH_3$$

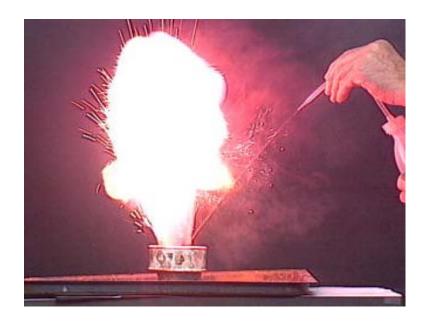
Umsetzung mit Wasser:

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

$$LiH + H_2O \longrightarrow LiOH + H_2$$

$$SiH_4 + 4 H_2O \longrightarrow Si(OH)_4 + 4 H_2$$

Reaktion von Lithiumalanat mit Wasser



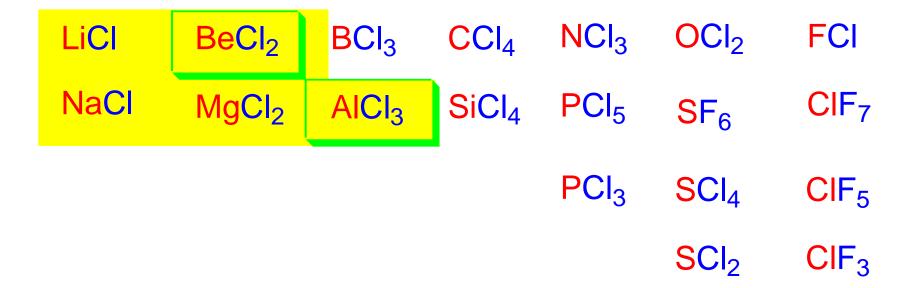
https://www.cci.ethz.ch/mainmov.html?picnum=-1&language=0&expnum=27&ismovie=-1

Ammoniakspringbrunnen



https://www.cci.ethz.ch/mainmov.html?picnum=-1&language=0&expnum=51&ismovie=-1

Element-Halogen-Verbindungen



Herstellung: aus den Elementen

$$2 \text{ K} + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2 \text{ KCl}$$

$$2 \text{ Al} + 3 \text{ Br}_2 \longrightarrow 2 \text{ AlBr}_3$$

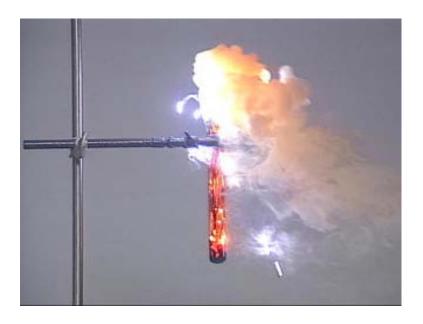
Umsetzung mit Wasser:

$$E^+CI^- + n H_2O \longrightarrow [E(H_2O)_n]^+ + CI^-$$

$$[E(H_2O)_n]^{m+}$$
 \longrightarrow $[E(H_2O)_{n-1}(OH)]^{(m-1)+}$ + H^+

$$ECI_x + x H_2O \longrightarrow E(OH)_x + x HCI$$

Reaktion von Aluminium mit Brom



https://www.cci.ethz.ch/mainmov.html?picnum=-1&language=0&expnum=26&ismovie=-1

Salze

Salze entstehen bei der Neutralisation einer Säure mit einer Base.

EOH + HX
$$\longrightarrow$$
 EX + H₂O
KOH + HCI \longrightarrow KCI + H₂O
Ca(OH)₂ + H₂SO₄ \longrightarrow CaSO₄ + 2 H₂O
NaOH + H₃PO₄ \longrightarrow NaH₂PO₄ + H₂O

Starke Säuren verdrängen schwache Säuren aus dem Salz.

$$Na_3BO_3 + 3 HCI$$
 \longrightarrow $3 NaCI + H_3BO_3$
 $CaCO_3 + 2 HNO_3$ \longrightarrow $Ca(NO_3)_2 + H_2O + CO_2$
"H₂CO₃"

Starke Basen verdrängen schwache Basen aus dem Salz.

$$NH_4CI + NaOH$$
 \longrightarrow $NaCI + NH_3 + H_2O$ " NH_4OH "

Bildung von Salzen durch Auflösung von Metallen in verdünnten Mineralsäuren (c = 1 mol/l)

$$Mn + 2 H^{+} + 2 X^{-} \longrightarrow Mn^{2+} + H_{2} + 2 X^{-}$$

$$E^{\circ} (Mn^{2+}/Mn) = -1.18 \text{ V}$$
 $E^{\circ} (2 \text{ H}^{+}/\text{H}_{2}) = 0 \text{ V}$

$$Mn + 2 HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2$$

$$Mn + 2 HNO_3 \longrightarrow Mn(NO_3)_2 + H_2$$

$$Mn + H_2SO_4 \longrightarrow MnSO_4 + H_2$$

aber:
$$E^{\circ}$$
 (Cu²⁺/Cu) = + 0.34 V

$$Cu + 2 HNO_3$$

$$Cu + H_2SO_4$$

Pb + 2 HCl
$$\rightarrow$$
 PbCl₂ + H₂

Pb + 2 HNO₃
$$\longrightarrow$$
 Pb(NO₃)₂ + H₂

$$Pb + H_2SO_4$$
 \rightarrow $PbSO_4 + H_2$

$$E^{\circ} (Pb^{2+}/Pb) = -0.13 \text{ V}$$
 $K_{s0}(PbCl_2) = 10^{-5}$ $K_{s0}(PbSO_4) = 10^{-8}$

Der pH-Wert wässriger Salzlösungen

Auflösung eines Salzes in Wasser:

$$EX + n H2O \longrightarrow [E(H2O)n]+ + X-$$

$$[Na(H_2O)_n]^+ + Cl^-$$

Das Salz einer starken Base (NaOH) und einer starken Säure (HCI) reagiert in wässriger Lösung neutral.

$$[Na(H_2O)_n]^+ + CH_3COO^- + H_2O \longrightarrow$$

 $[Na(H_2O)_n]^+ + CH_3COOH + OH^-$

Das Salz einer starken Base (NaOH) und einer schwachen Säure (CH₃COOH) reagiert in wässriger Lösung basisch.

$$[AI(H_2O)_6]^{3+}$$
 + $3CI^-$ + H_2O \longrightarrow $[AI(H_2O)_5(OH)]^{2+}$ + $3CI^-$ + H_3O^+

Das Salz einer schwachen Base (Al(OH)₃) und einer starken Säure (HCl) reagiert in wässriger Lösung sauer.

$$2 [AI(H2O)6]3+ + $3 CO32 \longrightarrow$ $2 [AI(H2O)3(OH)3] + $3 H2CO3$$$$

Das Salz einer schwachen Base ($Al(OH)_3$) und einer schwachen Säure (H_2CO_3) hydrolysiert.

Löslichkeit von Salzen:

Fast alle Alkalimetallsalze sind in Wasser leicht löslich. (Ausnahme: Natriumhydrogencarbonat NaHCO₃)

Fast alle Nitrate sind in Wasser leicht löslich. (Ausnahme: Bismutylnitrat (BiO)NO₃)

Die meisten Erdalkalimetallcarbonate und -sulfate sind in Wasser schwer löslich.

"Reziproke Salzpaare":

$$Na_{2}CO_{3} + Ca(NO_{3})_{2} \longrightarrow 2 NaNO_{3} + CaCO_{3}$$

$$2 Na^{+} + CO_{3}^{2^{-}} + Ca^{2^{+}} + 2 NO_{3}^{-} \longrightarrow 2 Na^{+} + 2 NO_{3}^{-} + CaCO_{3}$$

Auflösung schwerlöslicher Carbonate:

$$SrCO_3 + 2 HNO_3 \longrightarrow Sr(NO_3)_2 + "H_2CO_3"$$

aber:

$$SrSO_4 + 2 HNO_3$$
 \longrightarrow $Sr(NO_3)_2 + H_2SO_4$

denn H₂SO₄ ist eine stärkere Säure als HNO_{3.}