

Klassifizierung repräsentativer Elementhydride

I	II	III	IV	V	VI	VII
LiH	BeH ₂	BH ₃ , B _n H _m	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
NaH	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
KH	CaH ₂	GaH ₃	GeH ₄	AsH ₃	H ₂ Se	HBr
RbH	SrH ₂	InH ₃	SnH ₄	SbH ₃	H ₂ Te	HI

Alle Elemente bilden E H_n-Hydride

Elemente mit N ≥ 4 gehorchen der Regel: 8 - N = Valenz und bilden molekulare Hydride.


Elektropositive Elemente bilden ionische oder polymere Hydride. Der Übergang salzartig ⇒ molekular erfolgt stufenweise und hängt von der Elektronegativität des Zentralatoms ab.

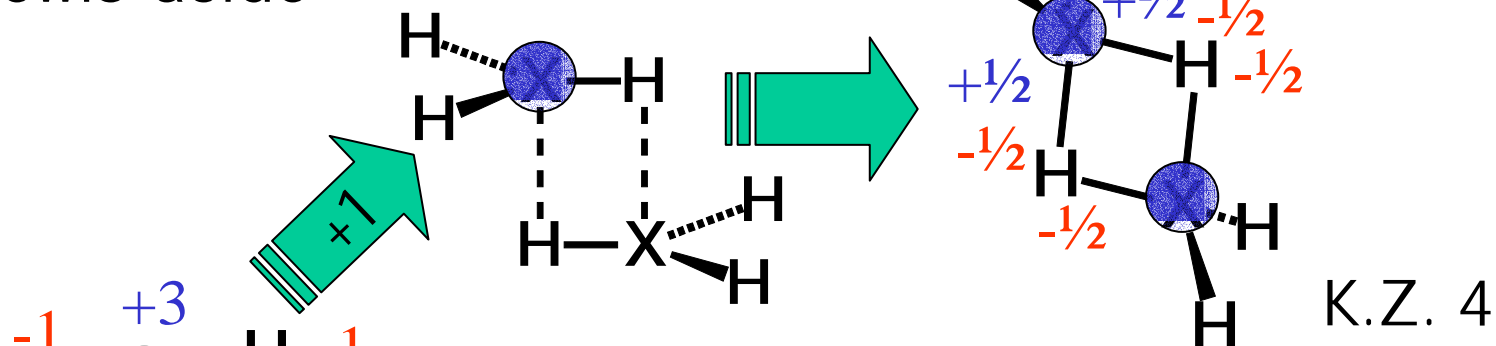
Ionisch

Polymer


Molekular kovalent

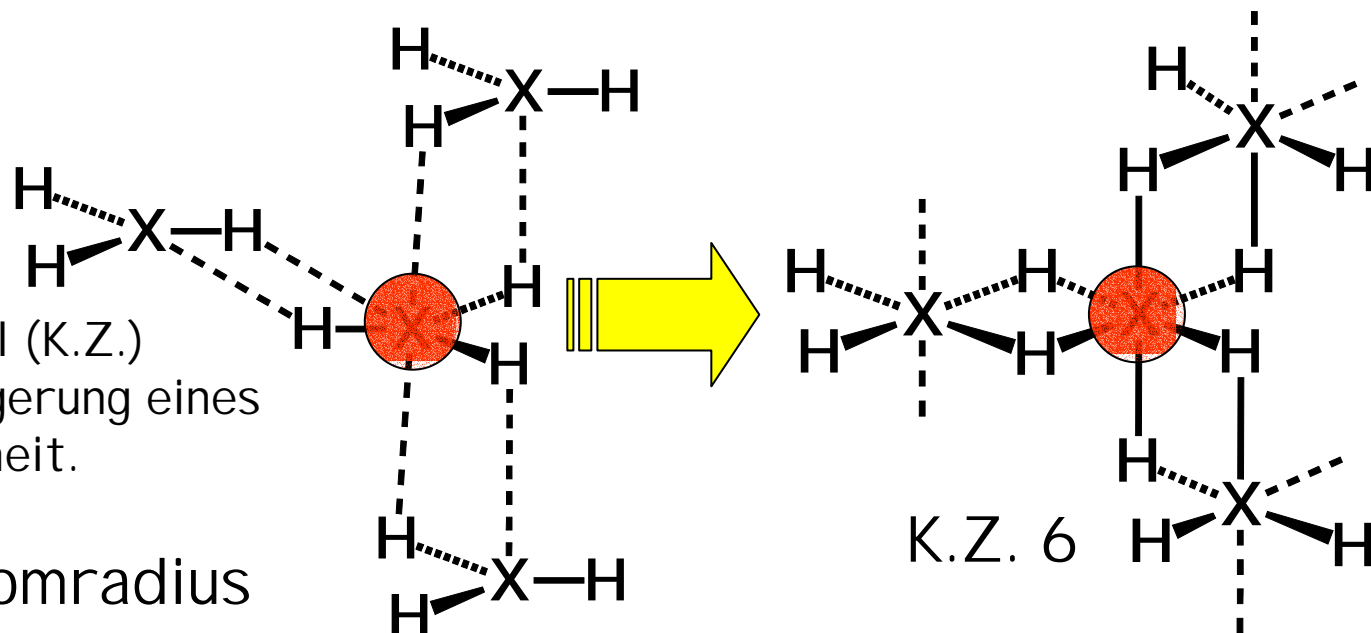
X=elektropositiv
elektronisch ungesättigt
Lewis-acide

 kleiner Atomradius
z.B. X = B



Die Koordinationszahl (K.Z.)
erhöht sich pro Anlagerung eines
Monomeren um 1 Einheit.

 grosser Atomradius
z.B. X=Al, Ga, In



Bindungspolarität der Elementhydride						
I	II	III	IV	V	VI	VII
LiH	BeH ₂	BH ₃ , B _n H _m	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
NaH	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
KH	CaH ₂	GaH ₃	GeH ₄	AsH ₃	H ₂ Se	HBr
RbH	SrH ₂	InH ₃	SnH ₄	SbH ₃	H ₂ Te	HI

Metastabile Hydride

 $X^{\delta+}-H^{\delta-}$ nimmt innerhalb der **Periode** ab; in der **Gruppe** zu

 $X^{\delta-}-H^{\delta+}$ nimmt innerhalb der **Periode** zu; in der **Gruppe** ab

X-H-Bindungsstärke [kJ/mol] nimmt innerhalb der **Periode** zu;

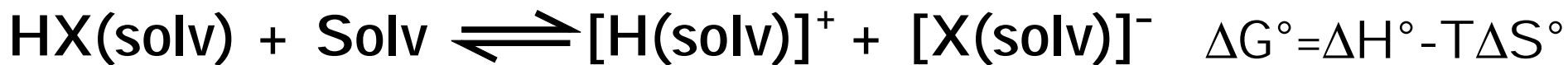
(Ausnahme: CH₄(416)>NH₃(391))

X-H-Bindungsstärke [kJ/mol] nimmt innerhalb in der **Gruppe** ab;

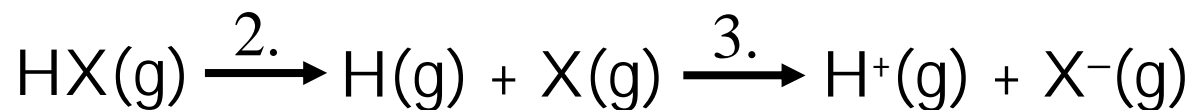
d.h. nur für CH₄, NH₃, H₂O, H₂S und HHal ist ΔH^f exotherm.

Allgemeine Chemie - Teil Anorganische Chemie II : Resumé

Definition Brønstedt-Säure: Erhöhung der Konzentration solvatisierter Protonen

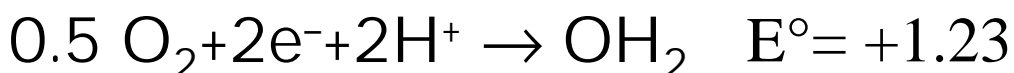
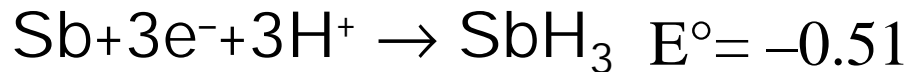
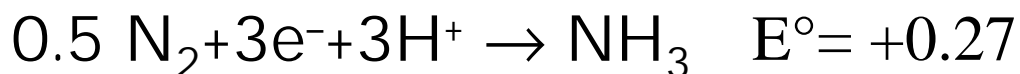
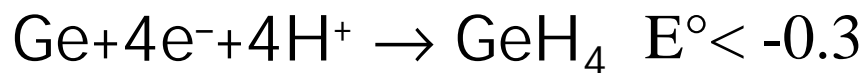


$$K = \frac{[\text{H(solv)}]^+ [\text{X(solv)}]^-}{[\text{HX(solv)}]} \quad \Delta G^\circ = -RT \ln K$$



Bindungsstärke \Leftrightarrow Säurestärke

		HF	HCl	HBr	HI
1. Solvatationsenthalpie (endotherm)					
2. Dissoziationsenthalpie (endotherm)					
3. Ionisierungsenergie (endotherm)	ΔG°	18	-40	-54	-57
Elektronenaffinität (exotherm)	[kJ/mol]				
4. Solvatationsenthalpie (exotherm)	ΔE_{diss}	535.1	404.5	339.1	272.2
	[kJ/mol]				
	μ_{D}	1.91	1.03	0.79	0.38



Reduktionskraft eines Elementhydrids nimmt in einer Gruppe zu (zunehmend negatives Potential)

Die Oxidationskraft nimmt bei den Elementen der 2. Periode stark zu: $\text{O} \gg \text{N} > \text{C}$. Die E° der Hydride der Elemente der höheren Perioden ändern sich weniger stark.

Klassifizierung repräsentativer Elementfluoride in der höchsten Gruppenoxidationsstufe

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
LiF	BeF ₂	BF ₃	CF ₄					→ normalvalent (8-N-Regel)
NaF	MgF ₂	AlF ₃	SiF ₄	PF ₅	SF ₆] hypervalent
KF	CaF ₂	GaF ₃	GeF ₄	AsF ₅	SeF ₆			
RbF	SrF ₂	InF ₃	SnF ₄	SbF ₅	TeF ₆	IF ₇	XeF ₈	

Ionisch

Polymer

Molekular kovalent

Elektropositive (Metalle & Halbmetalle) Elemente bilden ionische oder polymere Fluoride (siehe Hydride). "Kleine" bzw. elektronegative Elemente bilden molekulare Fluoride. Die Beständigkeit hoher Koordinationszahlen (>4) nimmt innerhalb einer Gruppe zu (sterischer Effekt).

Die Lewis-Azidität der Fluoride nimmt innerhalb einer Gruppe zu: z.B.: SnF₄ > GeF₄ > SiF₄ >> CF₄ & TeF₆ >> SF₆

Liste einfacher Elementoxide

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO, CO ₂	NO, NO ₂	O ₂ , O ₃	FO ₂ , O ₄ F ₂ F ₂ O ₂	
Na ₂ O ₂ , Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₆ , P ₄ O ₁₀	SO ₂ , SO ₃	Cl ₂ O, ClO ₂ Cl ₂ O ₇	
KO ₂ , K ₂ O	CaO	Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₃ , As ₂ O ₅	SeO ₂ , SeO ₃	Br ₂ O, BrO ₂	
RbO ₂ , Rb ₂ O	SrO	In ₂ O ₃	SnO, SnO ₂	Sb ₂ O ₃ , Sb ₂ O ₅	TeO ₂ , TeO ₃	I ₂ O ₄ , I ₄ O ₉ , I ₂ O ₅	XeO ₃ XeO ₄

Ionisch

Polymer

Molekular kovalent

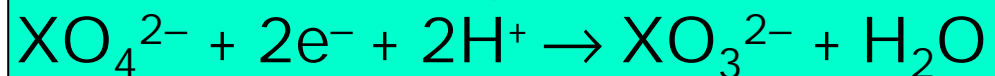
Mit Metallen entstehen ionische Oxide

Mit Halbmetallen entstehen polymere Oxide

Nichtmetalle bilden molekular kovalente Oxide

Die Oxidationskraft der Nichtmetalloxide nimmt innerhalb einer Gruppe zu (die "Beständigkeit" der höchsten Oxidationsstufe nimmt ab):

Beispiel 1



X	S	Se	Te
$E^\circ [\text{V}]$	-0.93	+0.05	+0.4

Beispiel 2

P_4O_6 bzw. SO_2 sind stärkere Reduktionsmittel als As_2O_3 bzw. SeO_2 .

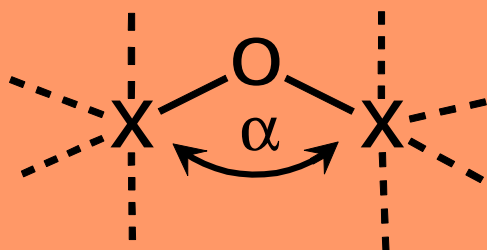
Bi_2O_5 bzw. TeO_3 sind starke Oxidationsmittel.

Strukturen ionischer Oxide leiten sich von einer dichten Kugelpackung der O^{2-} Ionen ab.

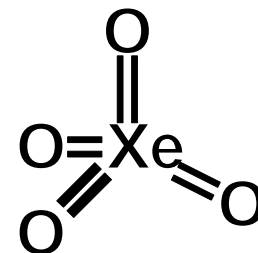
Die M^{n+} -Kationen besetzen tetraedrische und oktaedrische Lücken.

Polymere Oxide haben X-O-X-Brücken

$$120^\circ < \alpha < 180^\circ$$

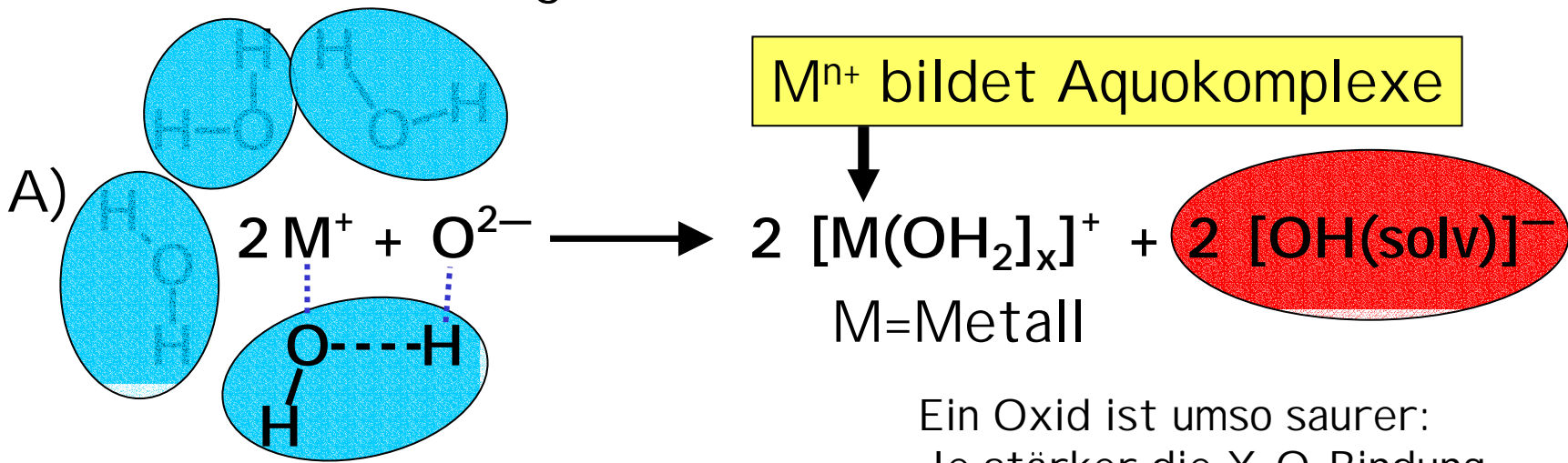


Molekulare Oxide haben X-O-Mehrfachbindungen



I onische Oxide reagieren basisch:

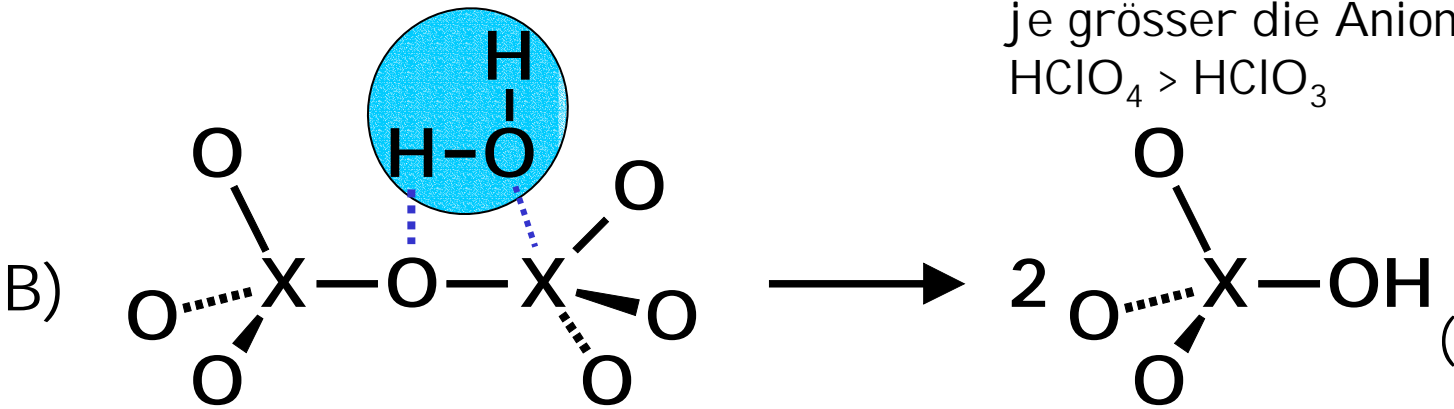
M^{n+} bildet Aquokomplexe



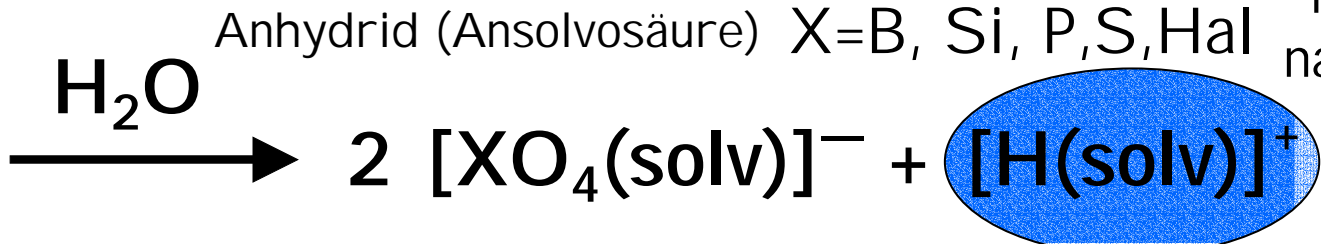
Ein Oxid ist umso saurer:
Je stärker die X-O-Bindung

Kovalente Oxide reagieren sauer:

$H_3PO_4 > H_3AsO_4$;
je grösser die Anionensolvationsenergie
 $HClO_4 > HClO_3$



Amphotere Oxide
(X=Al, Sn, Sb, Te)
reagieren sowohl nach A) als nach B)



Auch in Redoxreaktionen die über mehrere formale Oxidationsstufen verlaufen, werden die Elektronen tatsächlich schrittweise übertragen. Dabei bestimmt der langsamste Reaktionsschritt die Geschwindigkeit der Reaktion.

Beispiel: Die "Ioduhr":

Gemisch aus Iodat, IO_3^- , Hydrogensulfit, SO_3^{2-} , und Stärke

