

4 Tribologische Beanspruchung von Oberflächen

- 4.1 Einleitung
- 4.2 Grundlagen
- 4.3 Einflussfaktoren auf Reibung und Verschleiß
- 4.4 Prüftechnik (Praktikum)
- 4.5 Verschleißschützende Maßnahmen

5 Chemische Korrosion und Korrosionsschutz

- 5.1 Elektrolytische Korrosion
- 5.2 Heißgaskorrosion
- 5.3 Wechselverformung

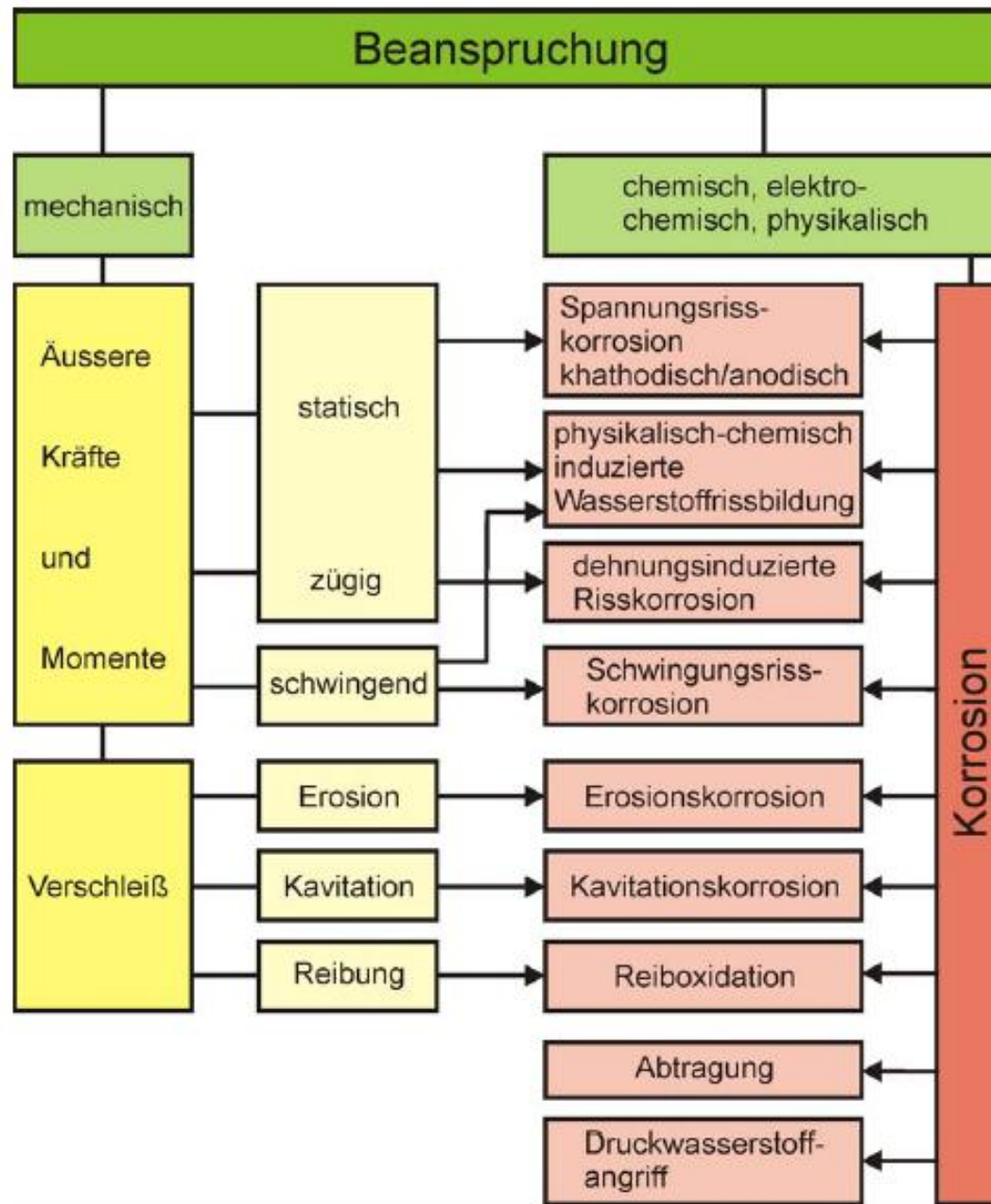
6 Prinzipielle Möglichkeiten der Oberflächenbehandlung

- 5.1 Abtragen
 - 5.1.1 Mechanische Abtragen
 - 5.1.2 Physikalische Abtragen: Verdampfen und Zerstäuben (Praktikum)
 - 5.1.3 Reaktive (chemisch/elektrochemisch) Abtragen (Praktikum)
- 5.2 Auftragen
 - 5.2.1 Großvolumige Teile
 - 5.2.2 Schmelze/Suspension/Lösung
 - 5.2.3 Tröpfchen
 - 5.2.4 Atome/Ionen

Korrosion ist allgemein zu **definieren als:**

Die unerwünschte, von der Oberfläche ausgehende chemische, physikalisch-chemische oder elektro-chemische Reaktion eines Werkstoffes mit seiner Umgebung, die mit einem Schädigungsprozess aus-gehend von der Oberfläche verbunden ist.

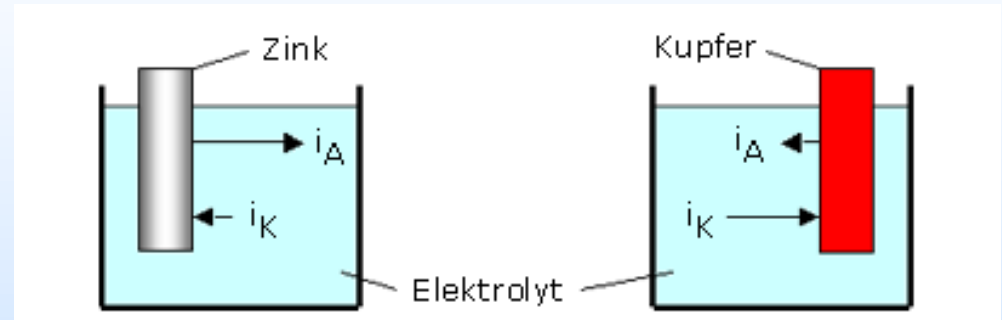




Elektrochemische Korrosion

Korrosion ist die unerwünschte Reaktion die zur Entfernung von Atomen von der Oberfläche des Werkstoffs führt.

Unterschiedliche Tendenzen zur Auflösung von Cu und Zn führen zu verschiedenen Elektrodenpotentialen. Elektronen bewegen sich von Zn zum Cu, falls die Elektroden verbunden werden.

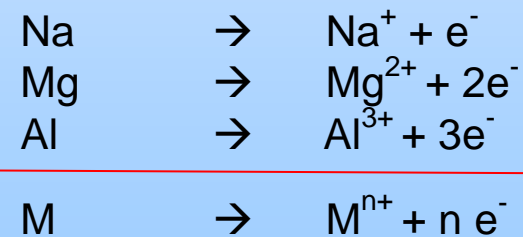
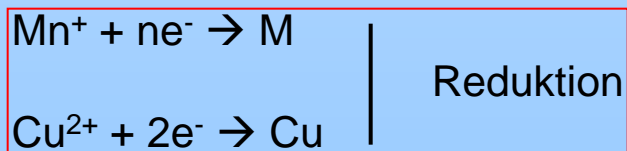
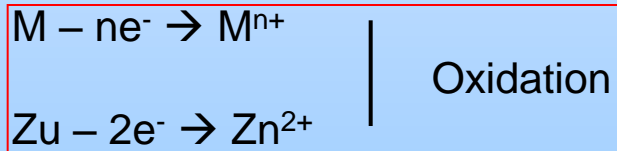


Elektrodenreaktionen unedler und edler Metalle im Elektrolyten

Metall in Berührung mit leitender Flüssigkeit

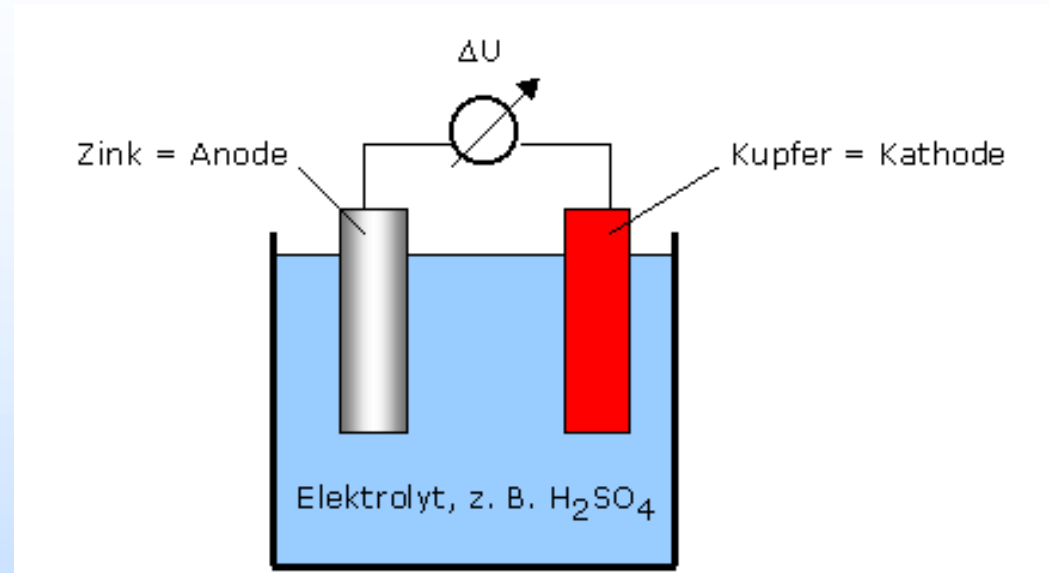


Bestreben sich als Ion aufzulösen

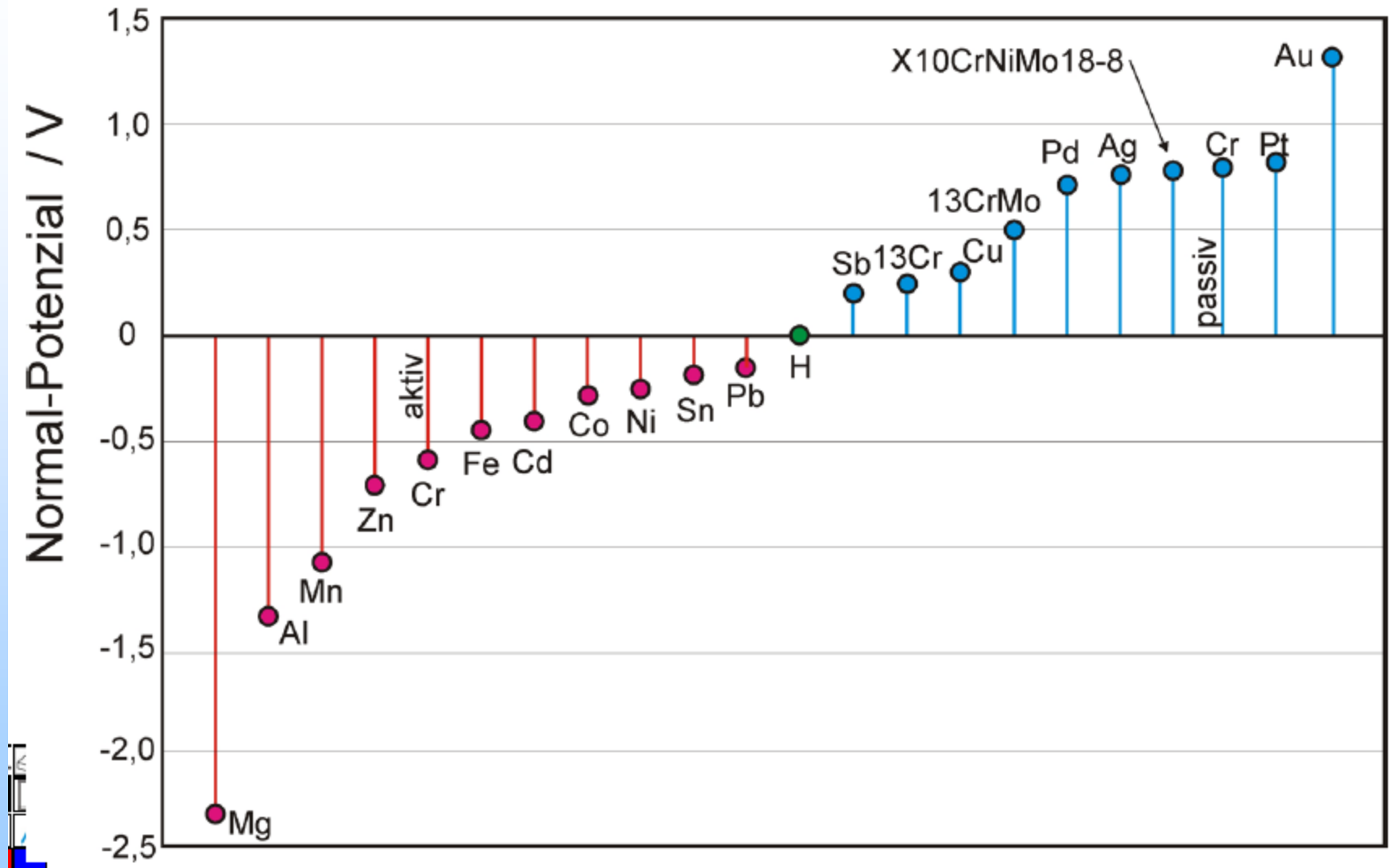


Das Galvanische Element

Das Elektrodenpotential einer einzelnen Halbzelle ist nicht unmittelbar messbar, es kann nur als Spannungsdifferenz zwischen zwei Halbzellen gemessen werden. Der in einem galvanischen Element fließende Strom kann genutzt werden (z.B. Batterie).



Galvanisches Element, gebildet aus Halbzellen mit einem edlen und einem unedlen Metall



- Aus dem unterschiedlichen Verhalten der verschiedenen Metalle im Elektrolyten leiten sich die elektrochemischen Spannungsreihen ab, die - je nach den verwendeten Elektrolytlösungen - die relative Stellung der einzelnen Metalle zueinander wiedergeben.
- Je höher das Potenzial der Elektrode, desto edler ist der metallische Werkstoff.
- In den jeweiligen Spannungsreihen werden die Elektroden nicht gegeneinander gemessen sondern auf eine international anerkannte Halbzelle, die Standardwasserstoffelektrode, deren Wert mit 0 Volt festgelegt wurde.
- Die Spannungsreihe der Normalpotentiale ist in der folgenden Tabelle dargestellt.

Reaktion	Elektrode Potential (V)
$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Fe}$	-0.037
$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pb}$	-0.1262
$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Sn}$	-0.1375
$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{OH}^-$	-0.146
$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ni}$	-0.257
$\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Co}$	-0.28
$\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cd}$	-0.403
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Fe}$	-0.447
$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Cr}$	-0.744
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Zn}$	-0.7618
$2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$	-0.8277
$\text{Cr}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cr}$	-0.913
$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Mn}$	-1.185
$\text{Ti}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Ti}$	-1.37
$\text{Ti}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ti}$	-1.63
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Al}$	-1.662
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Mg}$	-2.372
$\text{Mg}^+ + \text{e}^- = \text{Mg}$	-2.7
$\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$	-2.71
$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ca}$	-2.868
$\text{K}^+ + \text{e}^- = \text{K}$	-2.931
$\text{Li}^{3+} + \text{e}^- = \text{Li}$	-3.0401
$\text{Ca}^+ + \text{e}^- = \text{Ca}$	-3.8

Reaktion**Elektrode
Potential (V)**

$\text{Au}^+ + \text{e}^- = \text{Au}$	1.692
$\text{Au}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Au}$	1.498
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{e}^- = 2 \text{Cl}^-$	1.35827
$\text{O}_2 + 4 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- = 2 \text{H}_2\text{O}$	1.229
$\text{Pt}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pt}$	1.18
$\text{Pd}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pd}$	0.951
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- = \text{Ag}$	0.7996
$\text{O}_2 + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2$	0.695
$\text{Cu}^+ + \text{e}^- = \text{Cu}$	0.521
$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- = 4 \text{OH}^-$	0.401
$\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cu}$	0.3419
$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- = \text{H}_2$	0

Normalpotenziale einiger Metalle in den
Normallösungen ihrer Salze

Reaktion**Elektrode
Potential (V)**

$\text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Fe}$	-0.037
$\text{Pb}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Pb}$	-0.1262
$\text{Sn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Sn}$	-0.1375
$\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{OH}^-$	-0.146
$\text{Ni}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ni}$	-0.257
$\text{Co}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Co}$	-0.28
$\text{Cd}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cd}$	-0.403
$\text{Fe}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Fe}$	-0.447
$\text{Cr}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Cr}$	-0.744
$\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Zn}$	-0.7618
$2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- = \text{H}_2 + 2 \text{OH}^-$	-0.8277
$\text{Cr}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Cr}$	-0.913
$\text{Mn}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Mn}$	-1.185
$\text{Ti}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Ti}$	-1.37
$\text{Ti}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ti}$	-1.63
$\text{Al}^{3+} + 3 \text{e}^- = \text{Al}$	-1.662
$\text{Mg}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Mg}$	-2.372
$\text{Mg}^+ + \text{e}^- = \text{Mg}$	-2.7
$\text{Na}^+ + \text{e}^- = \text{Na}$	-2.71
$\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^- = \text{Ca}$	-2.868
$\text{K}^+ + \text{e}^- = \text{K}$	-2.931
$\text{Li}^{3+} + \text{e}^- = \text{Li}$	-3.0401
$\text{Ca}^+ + \text{e}^- = \text{Ca}$	-3.8

Lokalelemente

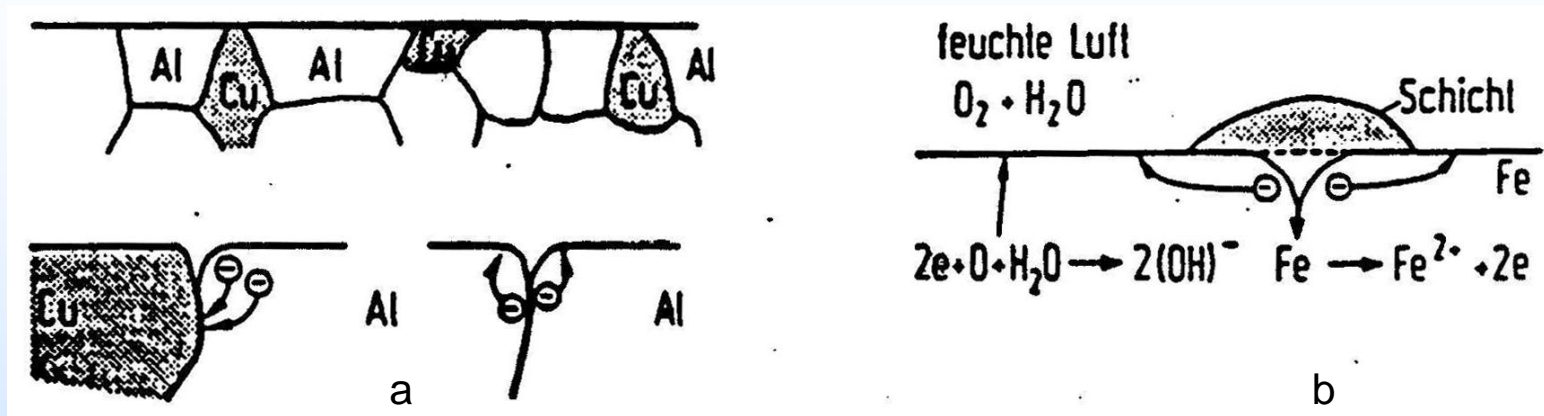


Bild 6.2 a u. b. Korrosion an Metalloberflächen. Also Lokalelemente wirken Phasen mit verschiedenen Elektrodenpotential, sowie Korngrenzen und andere Gitterbaufehler beim Einwirken eines Elektrolyten. b Lochfraß unter einer Schicht, die den Zutritt von Sauerstoff behindert. Auflösen des Eisens und Bildung der Hydroxylionen erfolgt an verschiedenen Stellen der Oberfläche

$$m = \frac{A}{n \cdot F} J \cdot t = \frac{A}{n \cdot F} \cdot \frac{E_1 - E_2}{R} \cdot t$$

m = Stoffmenge
n = Wertigkeit
E = Potential

A = Atom / Molekulargewicht
F = 96498 A*s mol⁻¹ (Faraday Konstante)
R = Widerstand

J = Stromstärke
t = Zeit

Korrosionsarten

Passivierung: Aluminium, Chrom, rostbeständige Stähle, Magnesium, Kobalt, Nickel, Titan

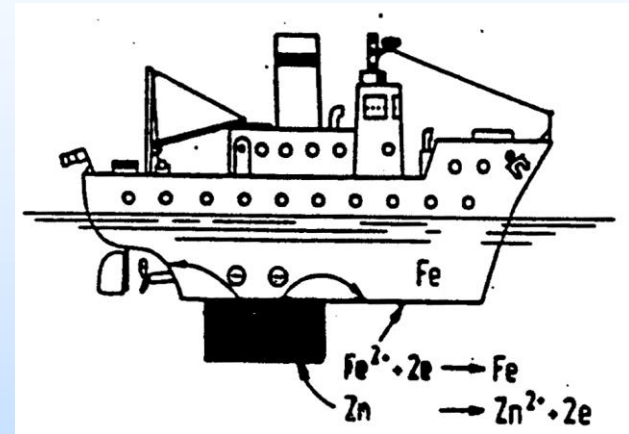
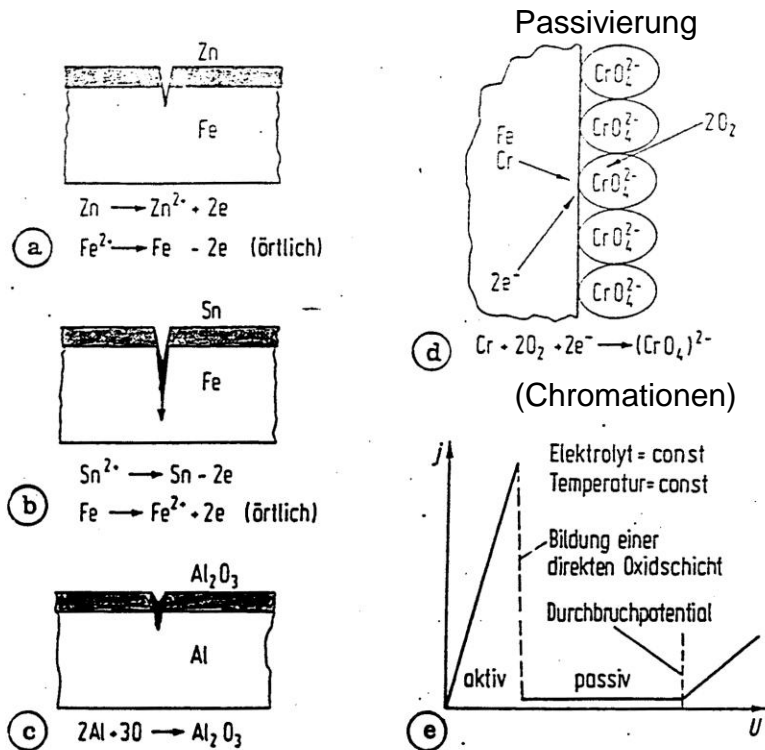


Bild 6.4. „Opferelektrode“ aus Zn oder Mg, die durch bevorzugte Auflösung die Korrosion des eisernen Schiffskörpers verhindert

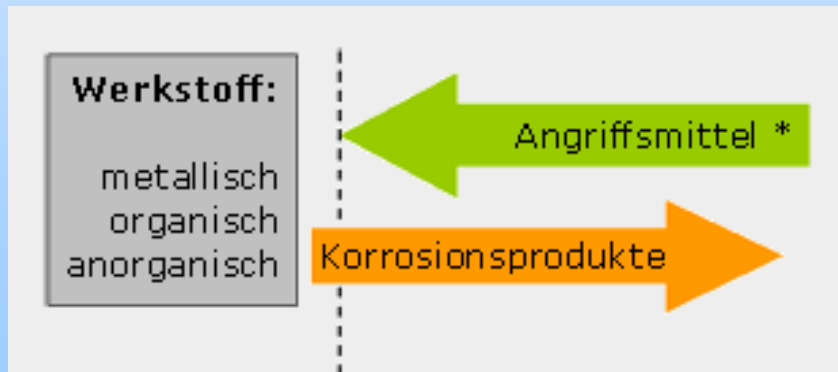
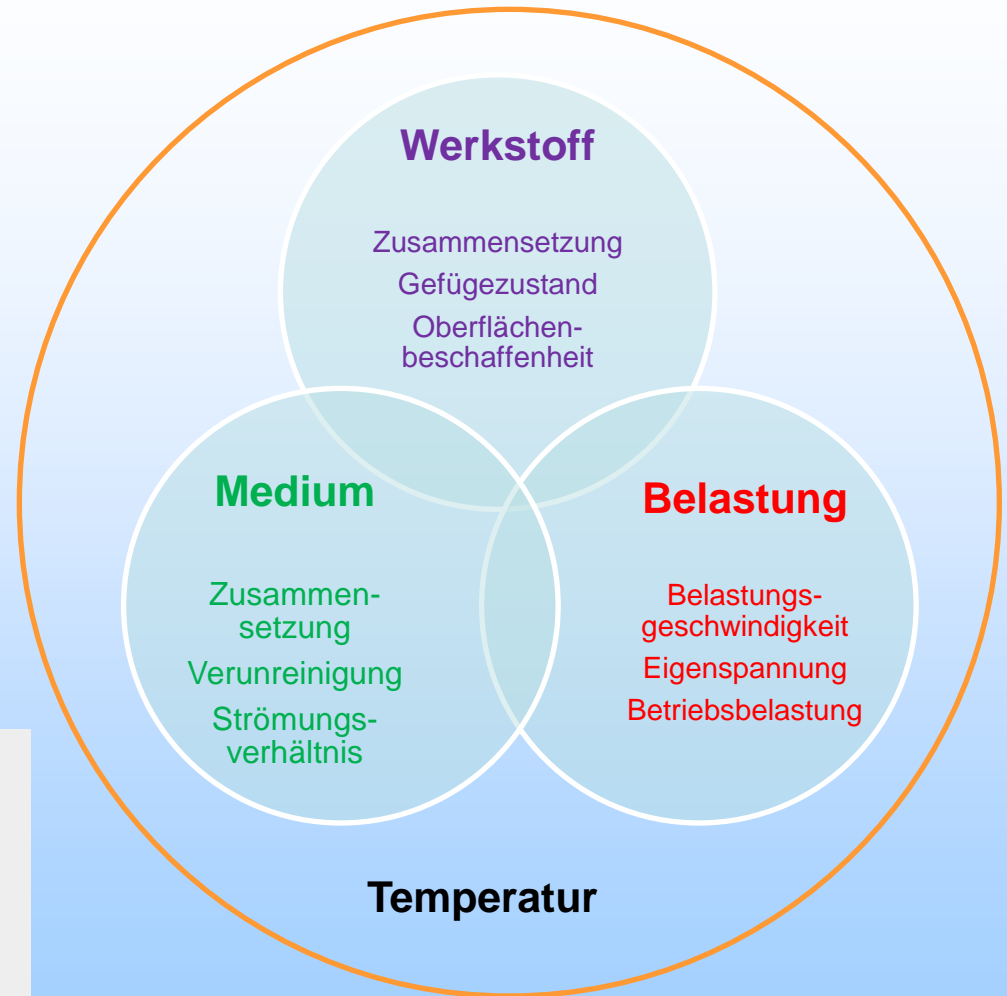
Auch Anlegen eines entsprechenden Potentials!

Bild 6.3a-e. Beispiele für verschiedene Korrosionsschutzschichten. (a) Verzinktes Eisen. (b) Verzinntes Eisen. (c) Eloxiertes Aluminium. (d) Passivierungsschicht an einem Stahl mit mehr als 14 Gew.-% Cr. (e) Anodische Stromdichte-Potentialkurve bei Bildung einer Passivschicht, schematisch

Damit Korrosion auftritt, müssen Anode und Kathode vorliegen.

Ursachen:

1. Werkstoff
2. Elektrolytauflösung
3. Bedingungen, die werkstoff- oder elektrolytseitig wirksam sein können



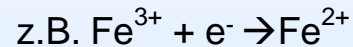
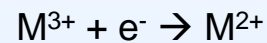
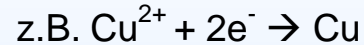
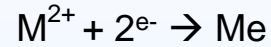
Anodische Teilreaktion

Oxidation, Wertigkeitserhöhung

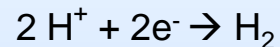


Kathodische Teilreaktion:

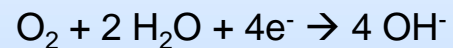
Reduktion, Wertigkeitserniedrigung



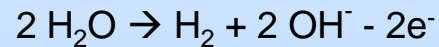
Metallionenreduktion



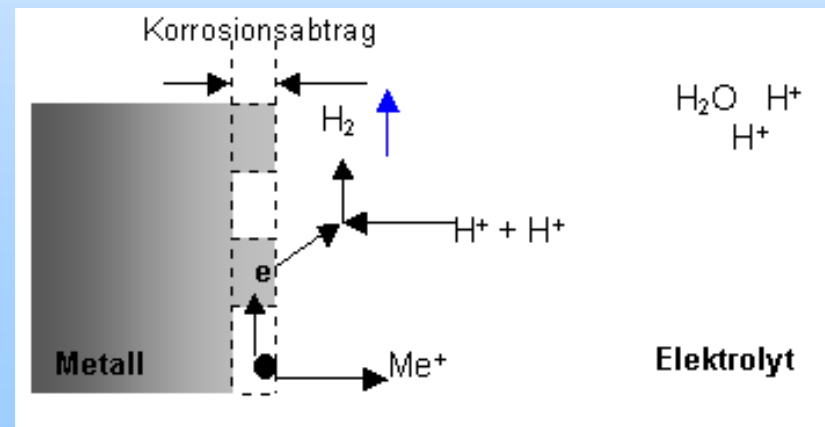
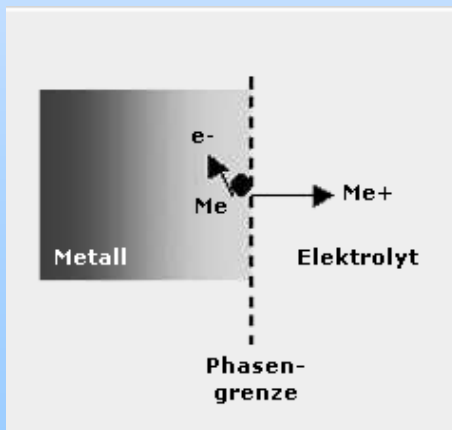
Wasserstoffionenreduktion

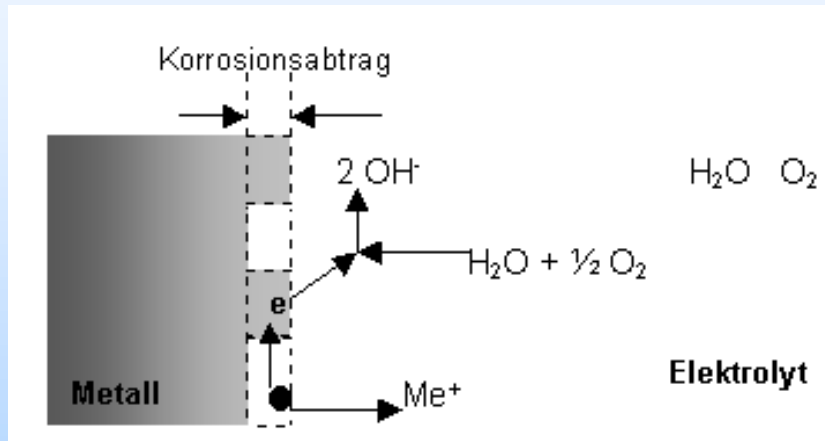
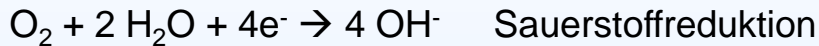


Sauerstoffreduktion

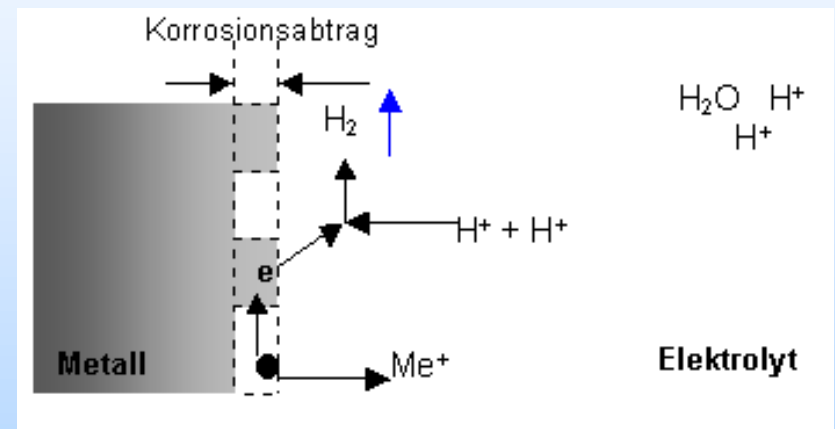
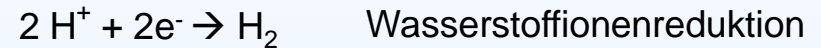


Reduktion im Wasser zu OH^- Ionen





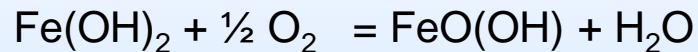
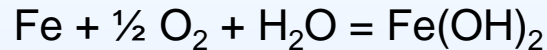
Metallauflösung und Reduktion des im Wasser gelösten Sauerstoffs in neutraler Lösung mit Flächenkorrosion



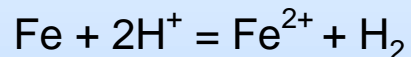
Metallauflösung und Reduktion der Wasserstoff-Ionen in saurer Lösung mit Flächenkorrosion

Der Korrosion des Eisens

1. Sauerstoffkorrosion



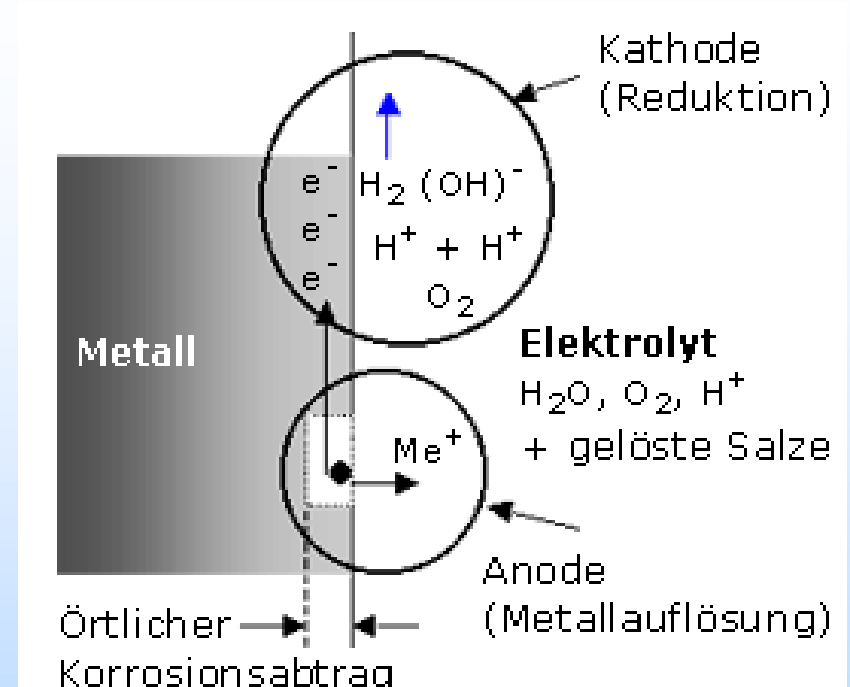
2. Säurekorrosion



Entstehung örtlicher Korrosion:

Auftrennung der Metalloberfläche an der Phasengrenze zum Elektrolyten in anodische und kathodische Bezirke.

Örtliche Korrosion verursacht zum Beispiel Muldenkorrosion



Wichtige Bedingungen 1:

- Kristallite unterschiedlicher Orientierung haben unterschiedliche Ruhepotentiale
→ Korrosionsprodukte → Umkehr
- Unterschiedliche Gefügebestandteile
 - Kongrenzen → interkrist. Korrosion
 - Phasen (Graphit → Spongiose)
- Korrosionsprodukte sind Kathoden
 - Schutzschichten
 - Passivschichten
 - Rost
- Verschiedene Metalle (Kontaktkorrosion) $\equiv f$ (Praktische Spannungsreihe)

$$\Delta m = \frac{t \cdot M}{F \cdot Z} \cdot I = t \cdot K \cdot I \quad \left. \vphantom{\Delta m} \right\} \text{ punktuell zerstört durch } \text{Cl}^-, \text{SO}_4^{2-}, \text{Festst.}$$

- Plastisch verformte und nicht verformte Bereiche

Generell: je größer die Kathode desto größer die Korrosion (bei Sauerstoff depolarisation Kontrollierten Elementen)

Wichtige Bedingungen 2:

- Unterschiedliche Belüftung
Stellen mit geringerem Sauerstoffgehalt sind Anoden
mit höherem Sauerstoffgehalt Kathoden

→ Belüftungselemente (Evans-Elemente)
Vertiefungen, Spalten, Rissen, Abdeckungen, Korrosionsprodukten, Erdböden,
Wassertropfen (Spaltkorrosion)

Beispiele: Wasserlinie (Schiffe)

Tanks Anoden sind dauernd im Wasser
Kathoden liegen an der Wasseroberfläche

- Unterschiedliche Metallionenkonzentration im Elektrolyten
- Stellen mit höherer Metallionenkonzentration sind die Kathoden
(bei Spalten sind Spaltflächen Kathoden)

Wichtige Bedingungen 3:

Die Temperatur bewirkt Ausbildung von Kathoden und Anoden

-Fe: stellen höherer Temperatur Anoden

-Cu: Stellen höherer Temperatur Kathoden

Korrosionsarten

- Gleichmäßige Flächenkorrosion
- Muldenkorrosion
- Lochkorrosion
- Spaltkorrosion
- Selektive Korrosion
 - Interkristalline Korrosion
 - Entzinkung
 - Spongiose
- Stillstandskorrosion
- Mikrobiologische Korrosion
 - Sulfatreduzierende anaerobe Bakterien
 - Schwefeloxidierende aerobe Bakterien

**Ohne
Mechanischer
Belastung**

**Unter
Mechanischer
Belastung**

Angriffsform	Bezeichnung	Schema
gleichmäßig	Korrosion unter - Wasserstoffentwicklung - Sauerstoffverbrauch (Flächenkorrosion)	
ungleichmäßig	Kontaktkorrosion	
	Lochfraßkorrosion	
	Selektive Korrosion	
	Spaltkorrosion	
	Physikalisch induzierte Wasserstoffrissbildung	
	Spannungsrissskorrosion anodisch, kathodisch	
	Dehnungsinduzierte Risskorrosion	
	Schwingungsrissskorrosion	
	Chemische Wasserstoffrissbildung	
	Interkristalline Korrosion Kornzerfall	

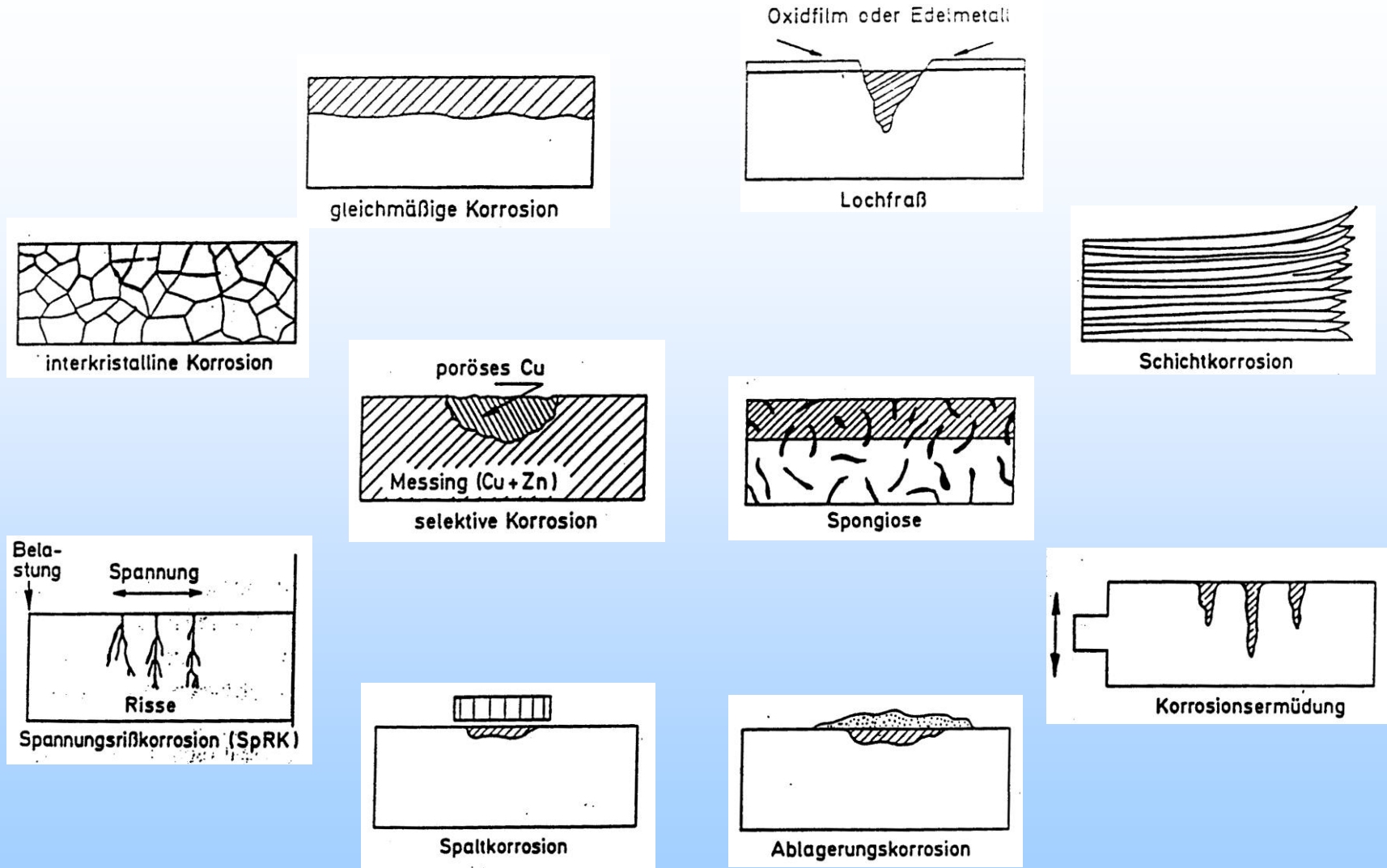
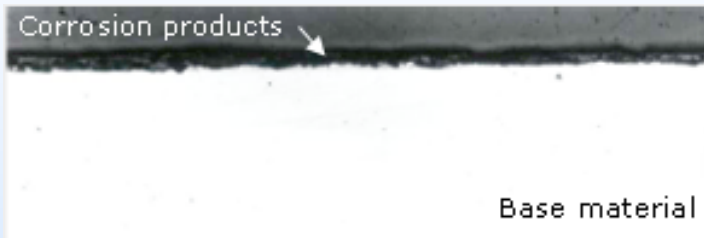


Bild 6.3. Schematische Darstellung der verschiedenen Korrosionsarten

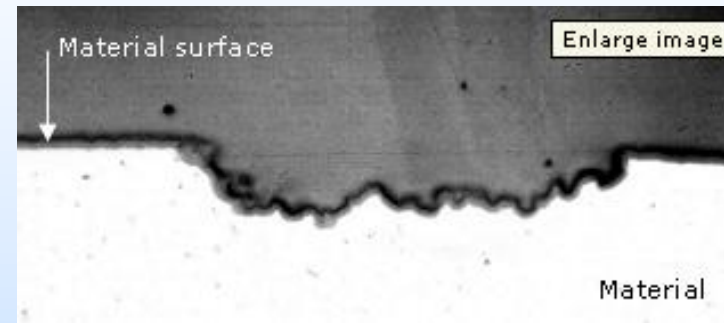
Korrosions Arten

Gleichmässig



Bei der gleichmäßigen Flächenkorrosion wird der Werkstoff von der Oberfläche aus nahezu gleichförmig abgetragen. Da dieser Vorgang berechenbar ist, wirkt er im Allgemeinen keine Probleme auf. Zum Beispiel verläuft die atmosphärische Korrosion an Stahlkonstruktionen ohne Beschichtungen häufig gleichförmig.

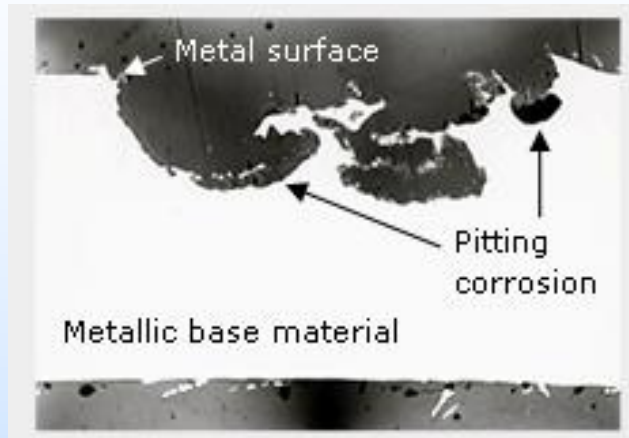
Muldenkorrosion



Muldenkorrosion ist eine Form der örtlichen Korrosion. Dabei werden bei ungleichmäßigem Flächenabtrag Mulden gebildet, deren Durchmesser größer ist als ihre Tief

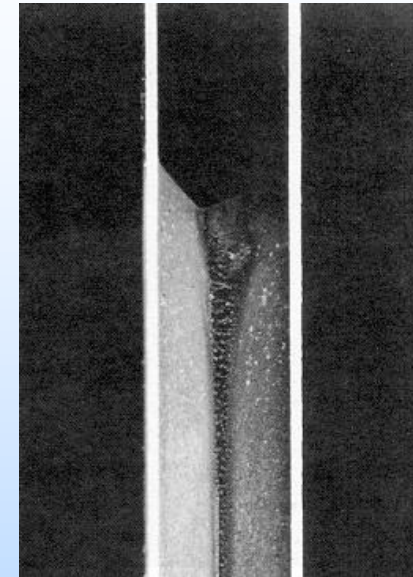
Korrosions Arten

Lochkorrosion



Lochkorrosion ist eine örtlich begrenzte Korrosion und hat unterschiedliche Erscheinungsformen. Typisch ist, dass die Tiefe der Lochfraßstelle meist größer ist als ihr Durchmesser und dass außerhalb des örtlichen Korrosionsangriffs praktisch kein Flächenabtrag vorliegt.

Spaltkorrosion

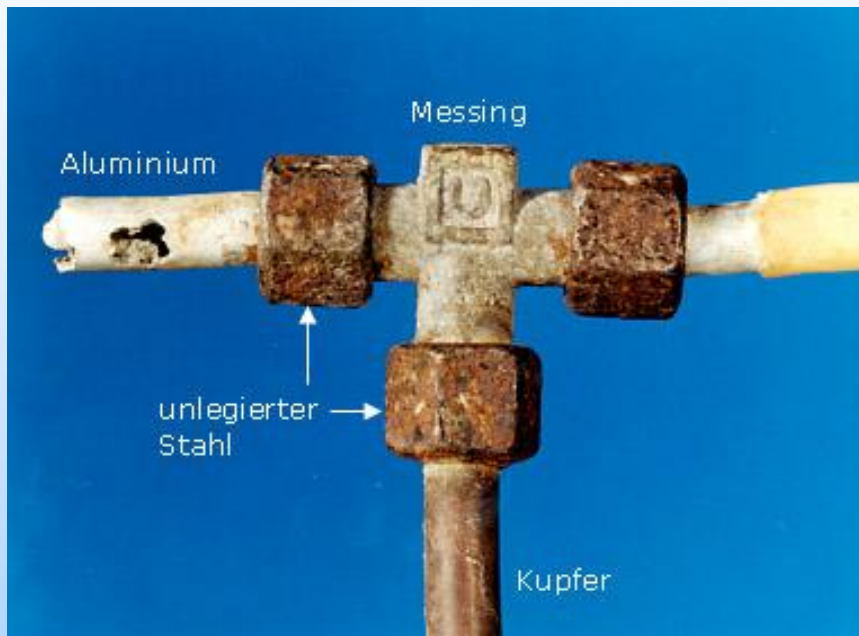


Spaltkorrosion
an Stahlradiator

Spaltkorrosion ist eine örtliche Korrosion in Zusammenhang mit Spalten, die in bzw. unmittelbar neben einem Spaltbereich abläuft, der sich zwischen der Metalloberfläche und einer anderen Oberfläche (metallisch oder nichtmetallisch) ausgebildet hat." (DIN EN ISO 8044: 1999)

Korrosions Arten

Galvanische Korrosion



Bimetallkorrosion oder Kontaktkorrosion ist die Galvanische Korrosion, bei der die Elektroden von unterschiedlichen Metallen gebildet werden.”

(DIN EN ISO 8044: 1999)

Kontaktkorrosion an einer Verteilungsleitung aus diversen Metallarten

Korrosions Arten

Kavitationskorrosion



Kavitationskorrosion ist ein Vorgang, bei dem Kavitation und Korrosion gemeinsam beteiligt sind. Anmerkung: Kavitationskorrosion kann auftreten

z. B. in Rotationspumpen und an Schiffspropellern.”

(DIN EN ISO 8044: 1999)

Kavitationskorrosion auf der Saugseite einer Kreiselpumpe

Korrosions Arten

Korrosion unter Ablagerungen



Korrosion unter Ablagerungen im Inneren eines Warmwasserrohrs aus verzinktem Stahl (die Korrosionsprodukte wurden entfernt)

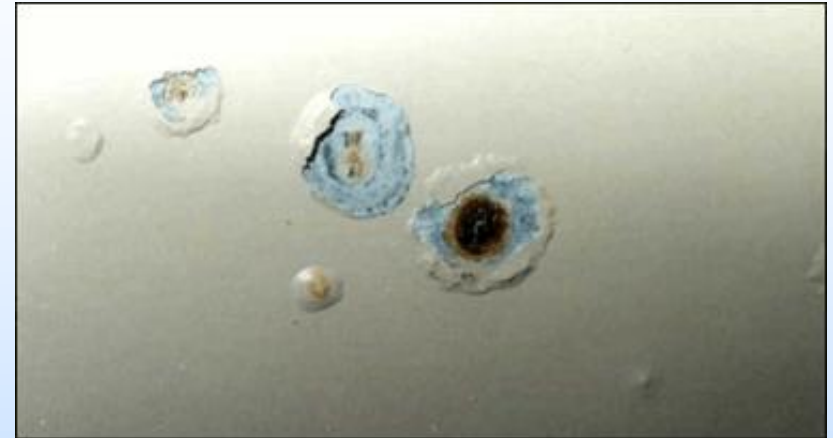
- Ursache für die Korrosion unter Ablagerungen ist die Bildung eines Belüftungs-elements.
- Häufig handelt es sich bei den Ablagerungen um eingeschleppte oder in der Nachbarschaft entstandene Korrosionsprodukte.
- Es entsteht meist Muldenkorrosion unter Ablagerungen.

Korrosions Arten

Blasenbildung

- „Blasenbildung ist ein Vorgang, der als Folge von örtlicher Materialtrennung unterhalb der Oberfläche zu blasenförmigen Aufwölbungen der Oberfläche eines Objekts führt.
- Anmerkung: Blasenbildung kann z. B. an beschichtetem Metall als Folge des Verlusts des Haftvermögens zwischen der Beschichtung und dem Substrat auftreten, der durch Anreicherung von Produkten als Folge örtlicher Korrosion auftritt.
- Bei unbeschichtetem Metall können Blasen als Folge eines erhöhten inneren Wasserstoffdrucks auftreten.“

(DIN EN ISO 8044: 1999)

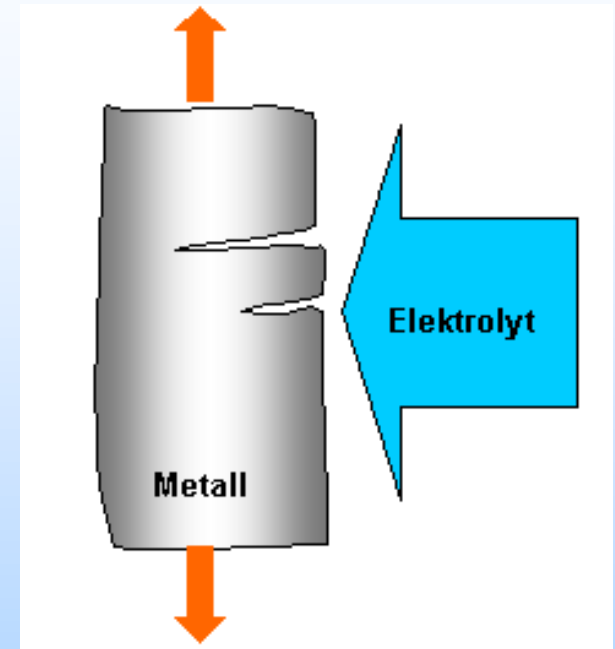


Blasenbildung in der organischen Beschichtung eines metallischen Bauteils durch Bildung von Korrosionsprodukten zwischen Beschichtung und Metalloberfläche

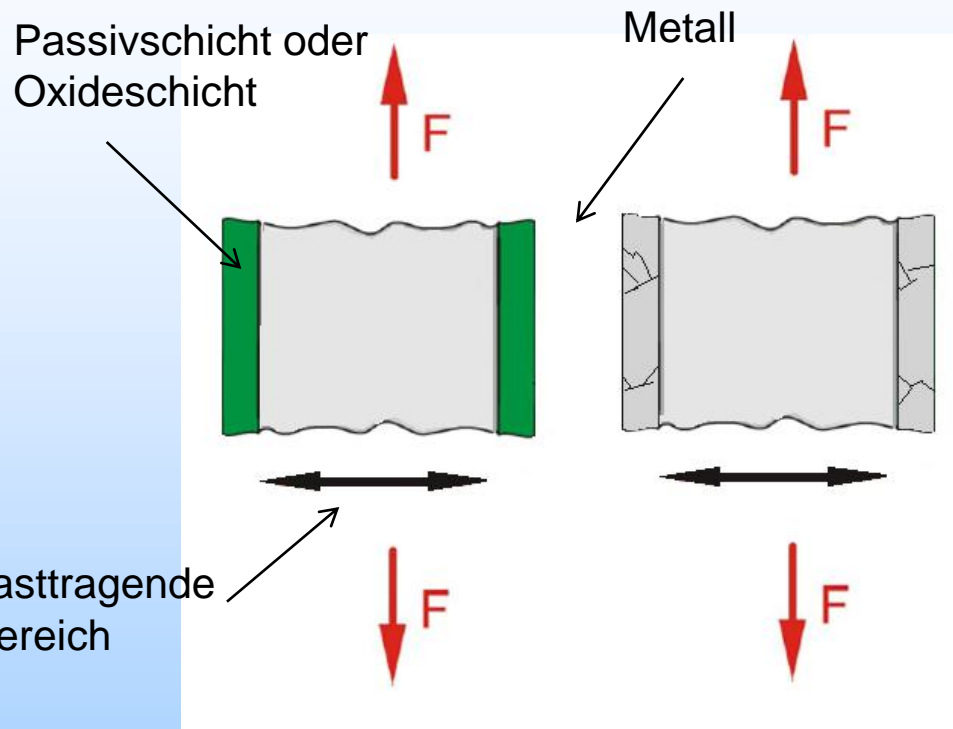
Korrosion unter Einfluss mech. Spannung

- Spannungsrissskorrosion
- Schwingungsrissskorrosion

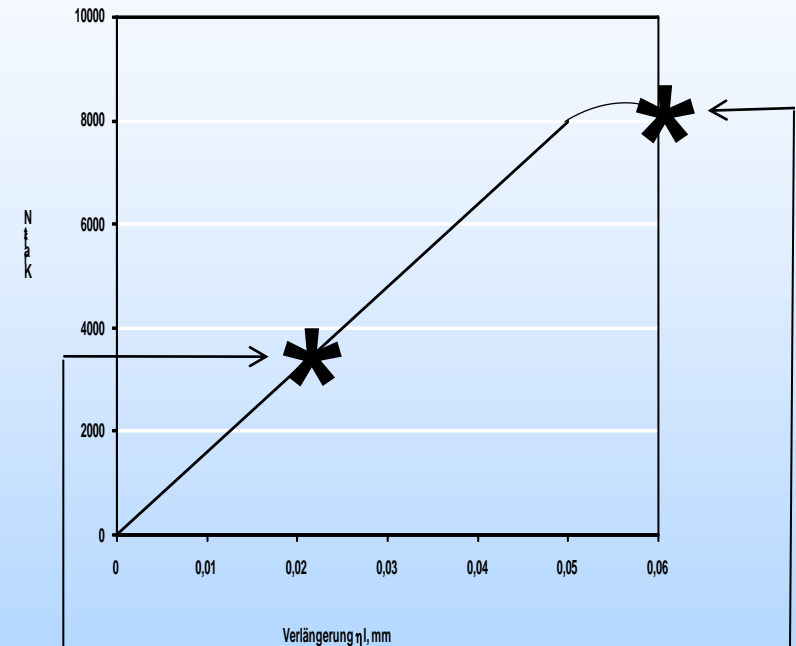
Bei gleichzeitigem Vorliegen von **statischen** oder **dynamischen Zugbeanspruchungen** und korrosivem Medium treten **Spannungsris**- oder **Schwingungsrissskorrosion** an metallischen Werkstoffen auf



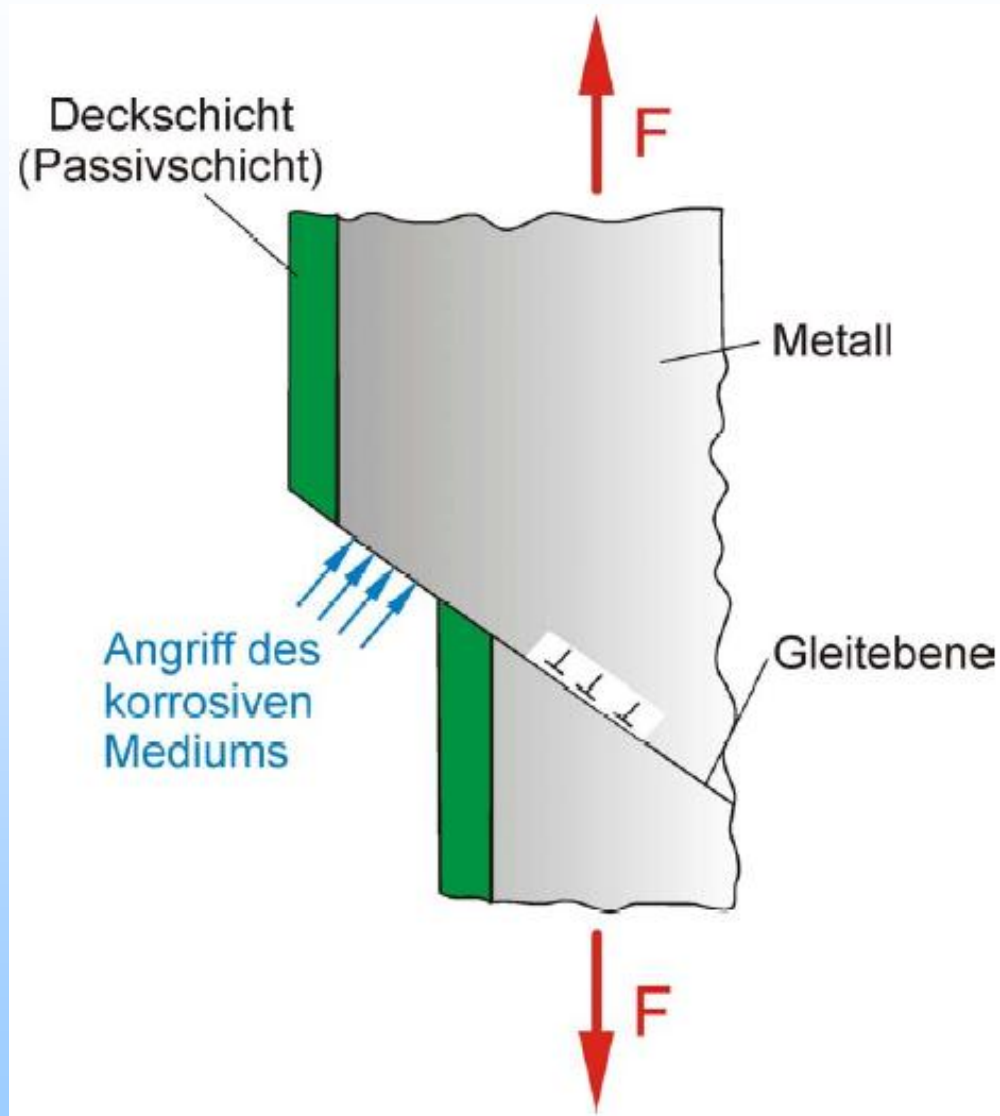
Under loading conditions, a reduction in the load-bearing section leads to premature fracture at lower stresses



Vorzeitig Bruch bei weniger spannung wegen die active umgebung



Normal Bruchspannung
(Probe getestet bei
atmosphär)



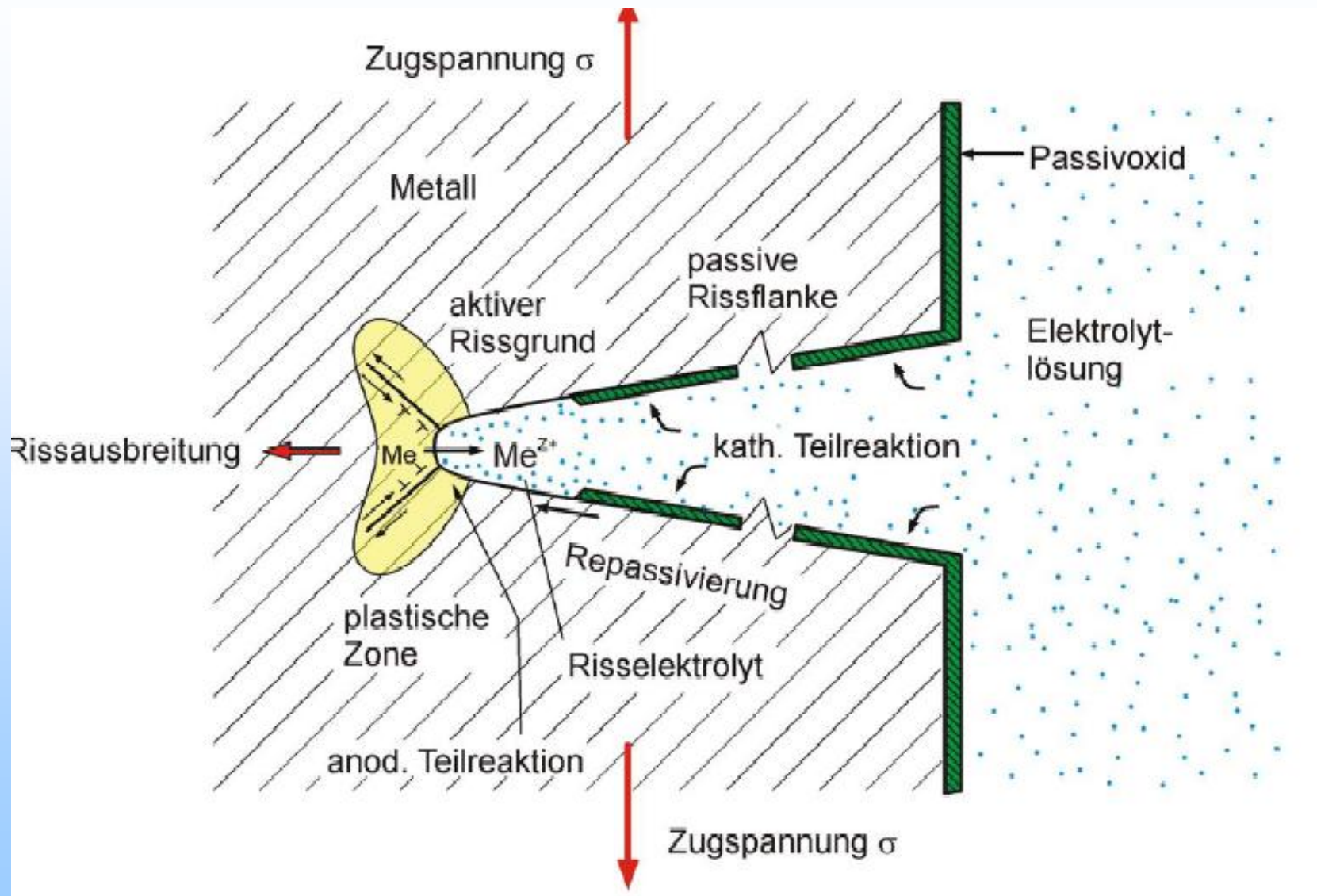
Spannungsrissskorrosion (SpRK)

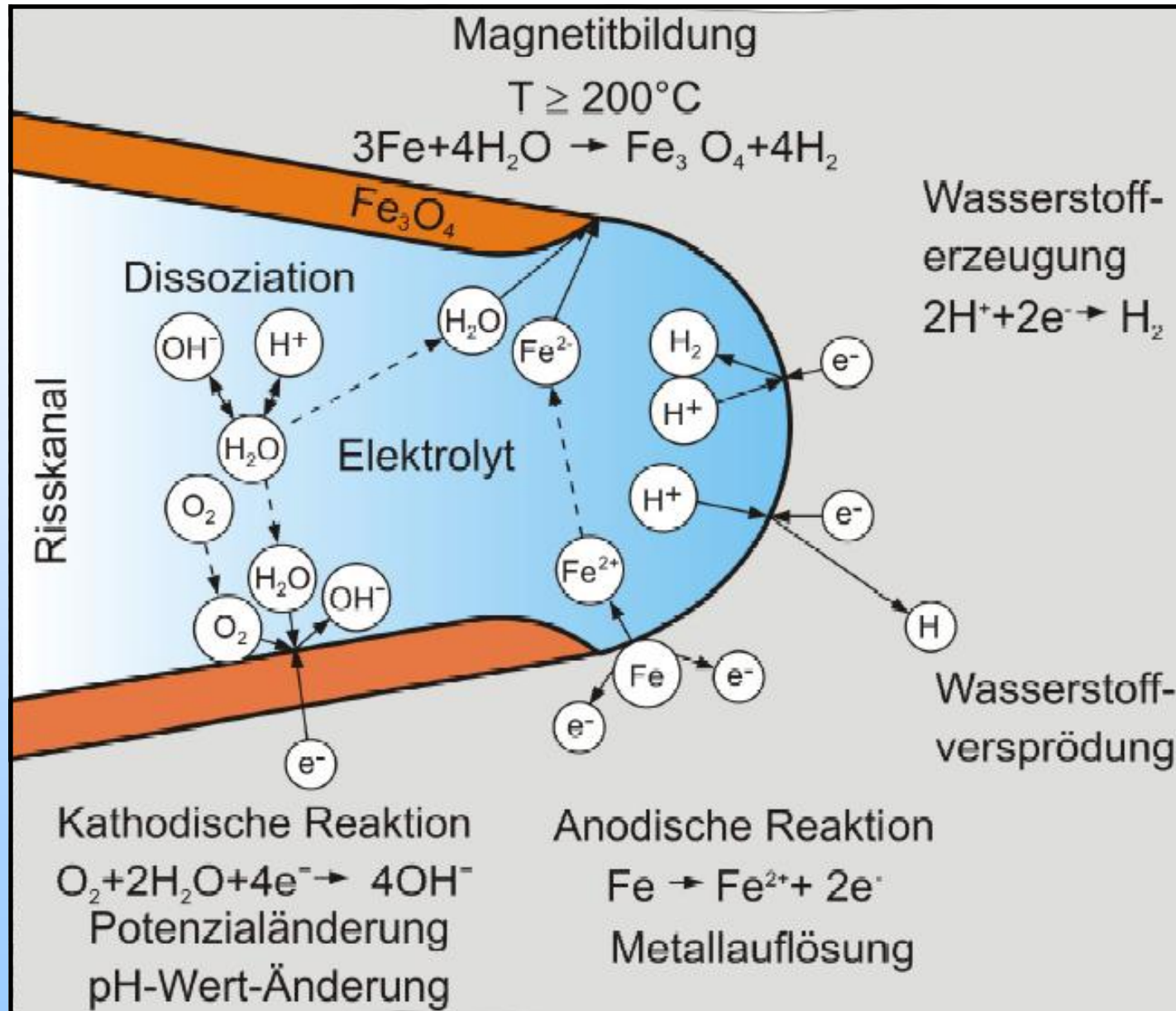
Anodische Spannungsrissskorrosion

- Selektive Korrosion
- Tritt nur bei Werkstoffen mit Passivschicht oder schützender Deckschicht auf
- Drei-Phasen zu unterscheiden:
 1. Inkubationsphase und Risskeimbildung
 2. Mikrorissbildung und Fortpflanzung
 3. Reißphase (Gewaltbruch)

Kathodische Spannungsrissskorrosion

- Wirkt durch atomarer Wasserstoff (H) als die Korrosion auslösende Angriffsmittel
- Er entsteht entweder durch korrosive Prozesse oder durch kathodische Polarisation
(Versprödung und Rissbildung führen)





Anodische Spannungsrissskorrosion

Inkubationsphase und
Risskeimbildung

Lokalisierte Zerstörung der
Passivschicht

- Durchtritt von Gleitbändern
- Durchschlag von Cl^- Ionen

Mikrorissbildung und
Fortpflanzung

Transkristalline SpRK

Nicht-rostende und
hochwarmfeste
austenitische Stähle →

durch Cl^- Ionen
Titanlegierungen

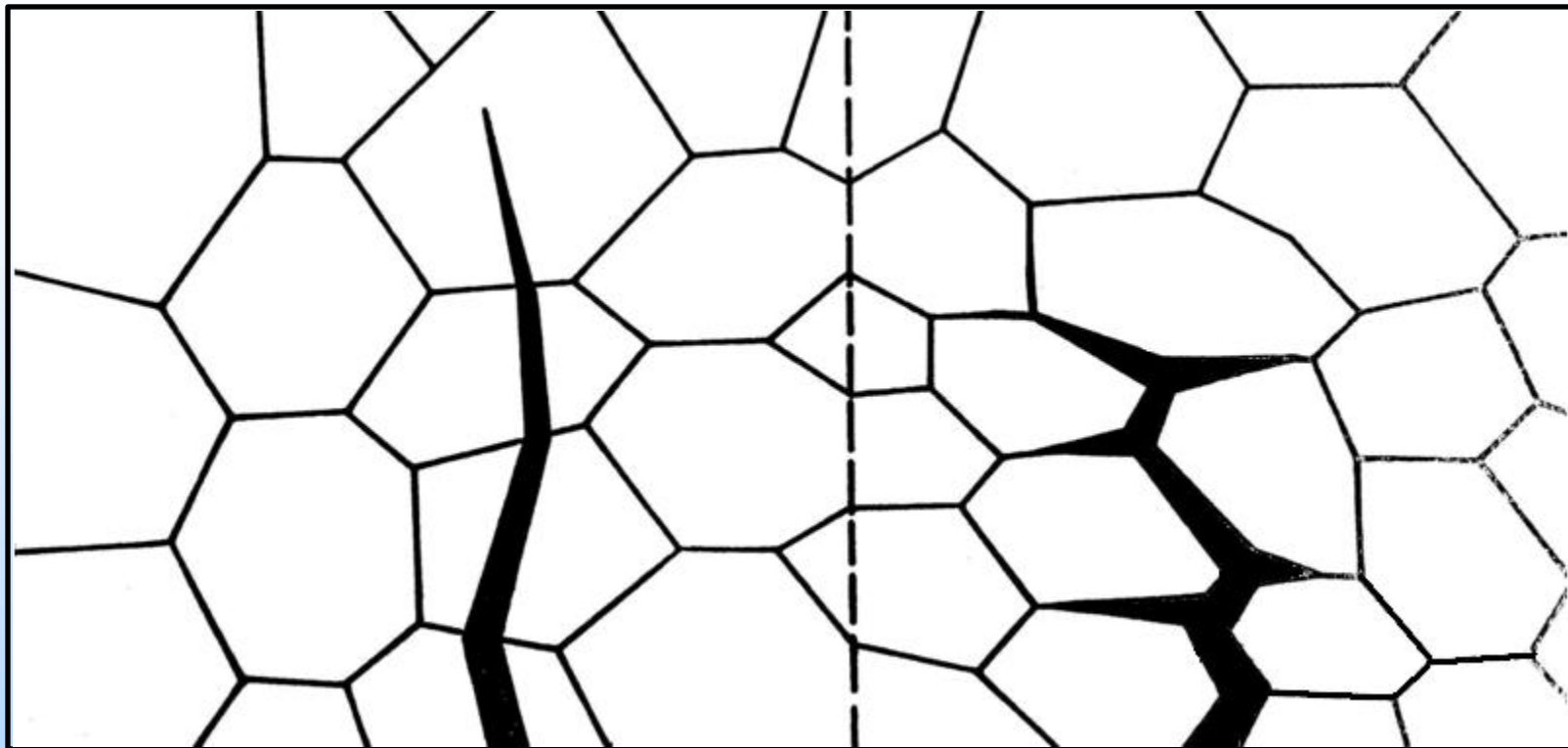
Interkristalline SpRK

Unlegierte und niedriglegierte Stähle →
Laugen, Nitrat-Carbonatlösung

Austenitische Stähle in 300°C Wasser,
Nickelbasislegierungen →
Sensibilisierung, O_2 – Gehalt im Wasser

Al-Legierungen (mit Cl^- und Feuchtigkeit)
Cu und Cu -Legierungen (mit NH_3 und
Feuchtigkeit)

Schutzschichten bilden sich bevorzugt auf den Kornflächen;
An Korngrenzen wird das Durchbruchpotential früher erreicht.
Dieses Potential wird durch Zugspannungen erniedrigt
→ Auflösung der KG = interkristalline SpRK



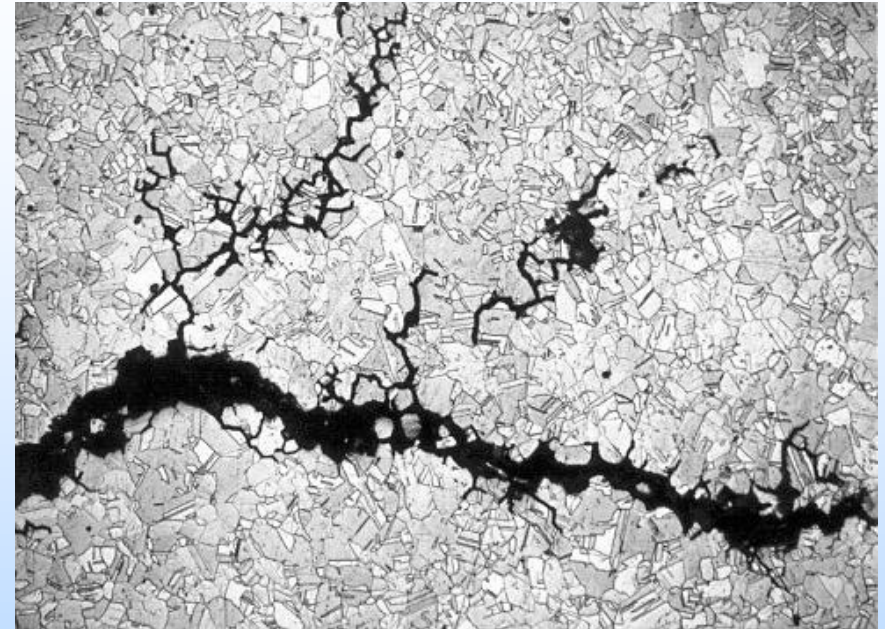
Transkristallin
(durch die Gefügekorn)

Oberfläche,
chemische
Umgebung

Interkristallin



*Transkristalliner Verlauf der
Spannungsrissskorrosion*



Interkristalline Spannungsrissskorrosion
an einem Werkstück aus Kupfer

Kathodische Spannungskorrosion Wasserstoffversprödung (Wasserstoffrissigkeit)

Kathodisch erzeugter atomarer Wasserstoff diffundiert in das Gitter, sammelt sich an Versetzungsstaus und bewirkt hohe Eigenspannungen (auch Rekombination)

Innere Werkstofftrennungen, versprödung durch Senkung der Kohäsion zwischen Metallatomen

Keine Passivschicht erforderlich.

Tritt auch beim Beizen und Galvanisieren auf, auch Druckwasserstoff.

Negativ:

- Alle Substanzen, die Rekombination von H-Atomen zu H_2 hindern. (-S, -P, -C \equiv N cyan-Verbindungen)
- Verzögerter Sprödbruch bei Zeitstandsbeanspruchung sehr gefährlich

Schwingungsrissskorrosion (SRK)

Tritt bei allen Metallen in allen wässrigen Medien auf
Zusammenwirken von Schwingbeanspruchung und elektrochem.
Korrosionsbeanspruchung

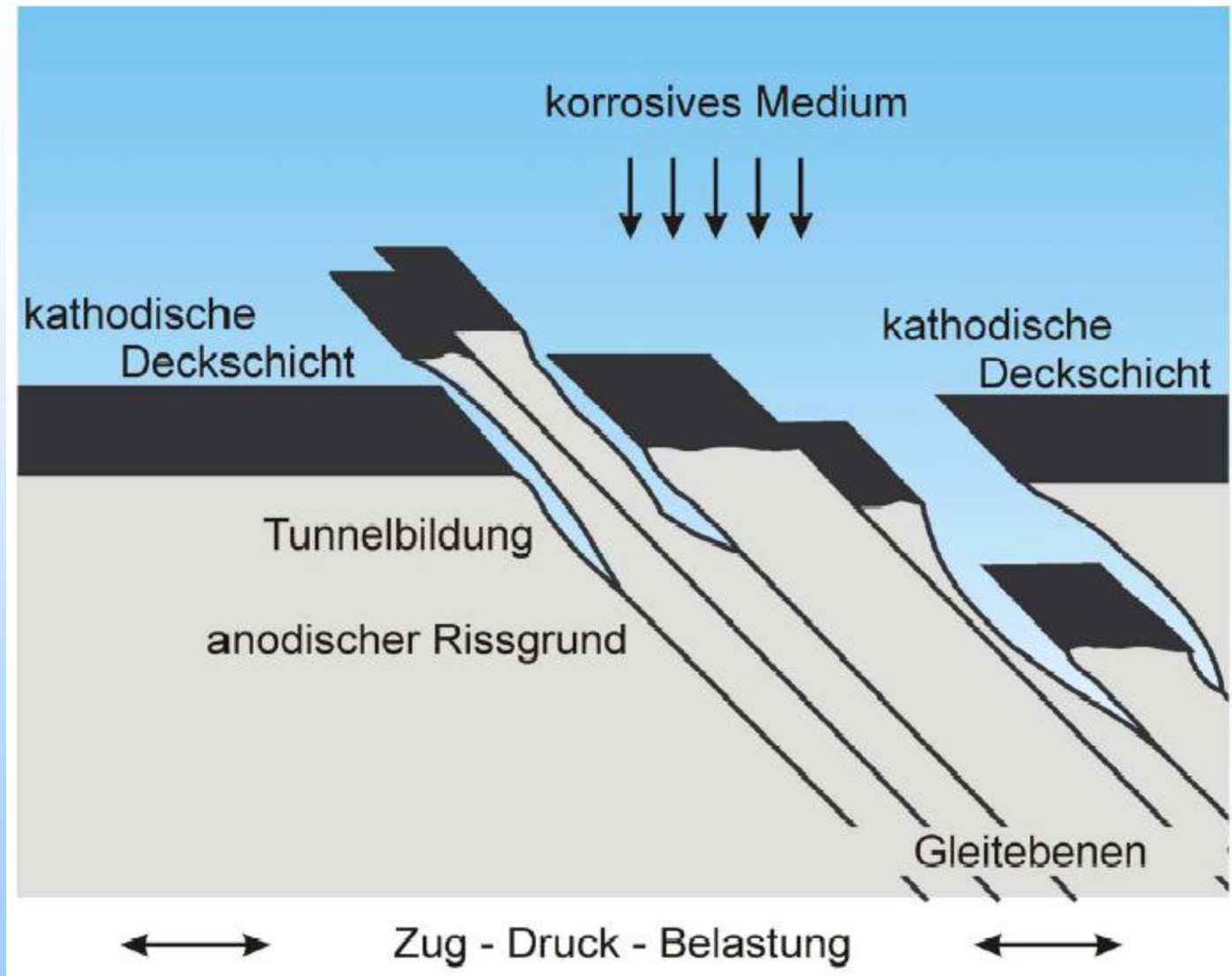
(meistens : Transkristallin Rissbildung)

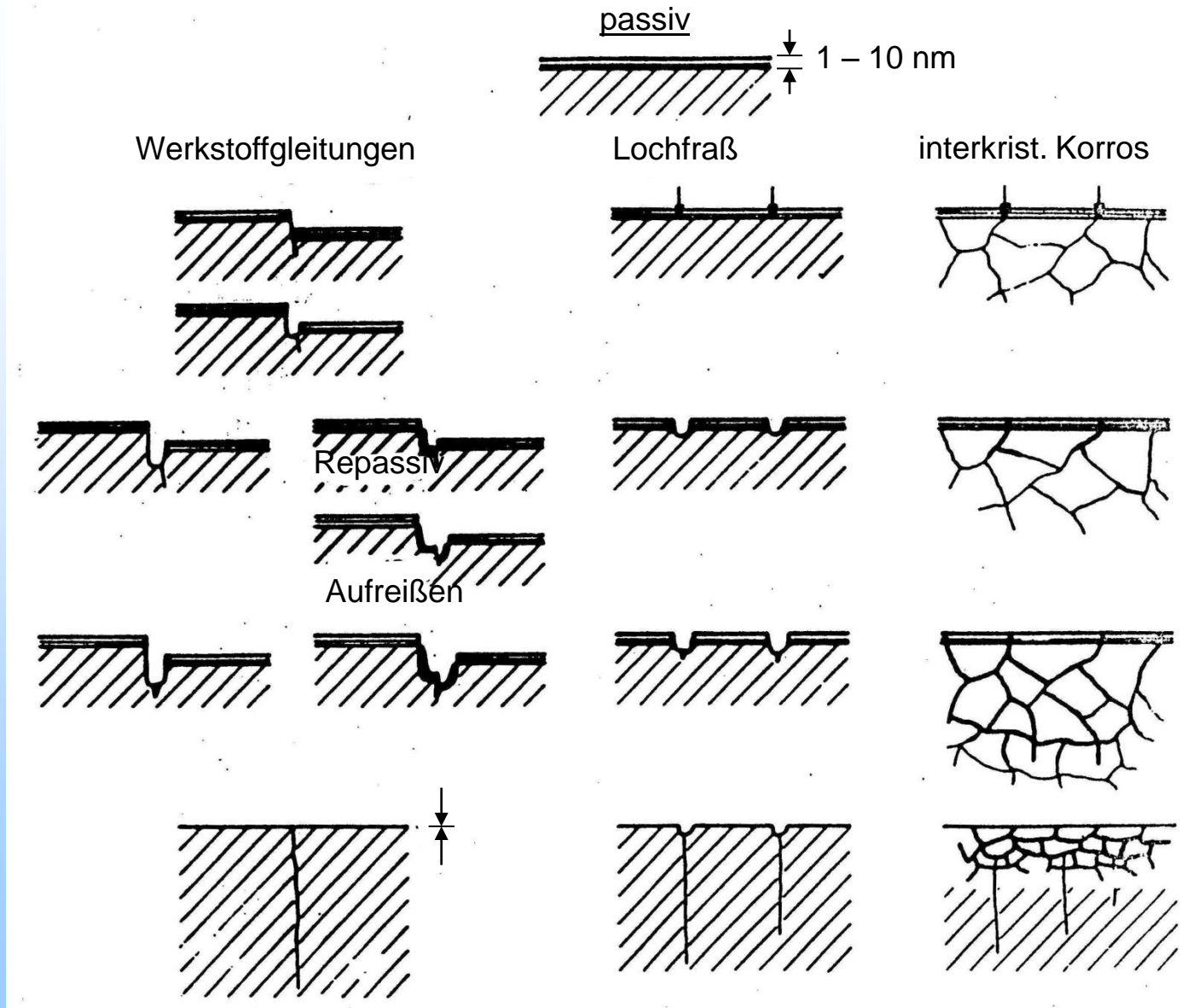
SRK in Aktivzustand

- Werkstoff geht in Lösung
- Korrosionsgrübchen wirken als Keime für Anrissbildung
- Im Grübchengrund treten plastische Verformungen auf; die gleitenden Werkstoffbereiche gehen bevorzugt in Lösung.
- Auftreten vieler Risse; zerklüftetes Bruchbild
- Rissflanken sind korrodiert
- Risse \perp Hauptnormalspannung
- Im Wesentlichen transkristallin

SRK in Passivzustand

- Tritt bei Werkstoffen mit Passivschichten auf
- Schwingbeanspruchung führt zum lokalen Gleiten \rightarrow Verletzung der Passivschicht
- Hochaktiver Bereich wird herausgelöst
- Repassivierungsschicht reißt erneut auf \rightarrow Anrissbildung und –fortpflanzung
- Risse vorzugsweise transkristallin
- Risse \perp zur Hauptnormalspannung, wenig verästelt
- Glatter Bruch mit narbigem Bruchbild
- Wöhlerkurve frequenzabhängig, da Korrosion Zeit braucht





Hochtemperaturkorrosion in Gasen

Reaktion Metall (M) mit Gas (X_2) zu einem festen Reaktionsprodukt (MeX) führt zu einer Schichtenordnung

M / MX/ X_2 X_2 : C_2 , Cl_2 ,...etc.

Reaktionsprodukt MX trennt die Reaktionspartner M und X_2 räumlich.

Da Reaktion nicht zum Stillstand kommt, muss ein reaktionspartner durch MX diffundieren.

- MX meist Ionengitter
- Diffusionsgeschwindigkeit → Problem der Fehlordnung

Gesamtreaktion: 4 Teilschritte

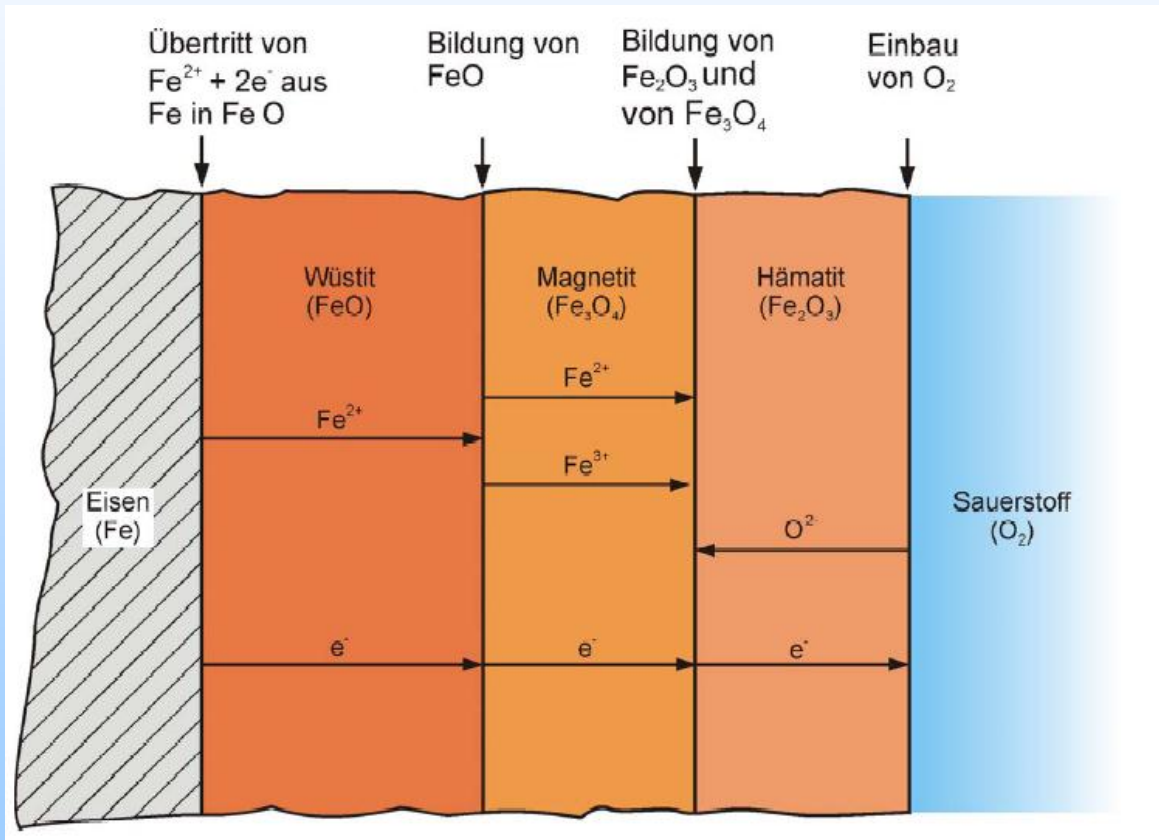
- 1) Übertritt von M^{n+} -Ionen und Elektronen aus dem M-Gitter in das MX-Gitter
- 2) Diffusion von M^{n+} -Ionen und Elektronen von innen nach außen und/oder Diffusion von Nichtmetallionen von außen nach innen und Elektronen von innen nach außen
- 3) Ionisierung des Gases X_2 an der Phasengrenze MX/ X_2 und Einbau in das MX –Gitter
- 4) Antransport von X_2 aus dem Gasraum an die MX-Oberfläche

Diffusionsvorgänge und Phasengrenzreaktionen bei der Oxidation von Eisen

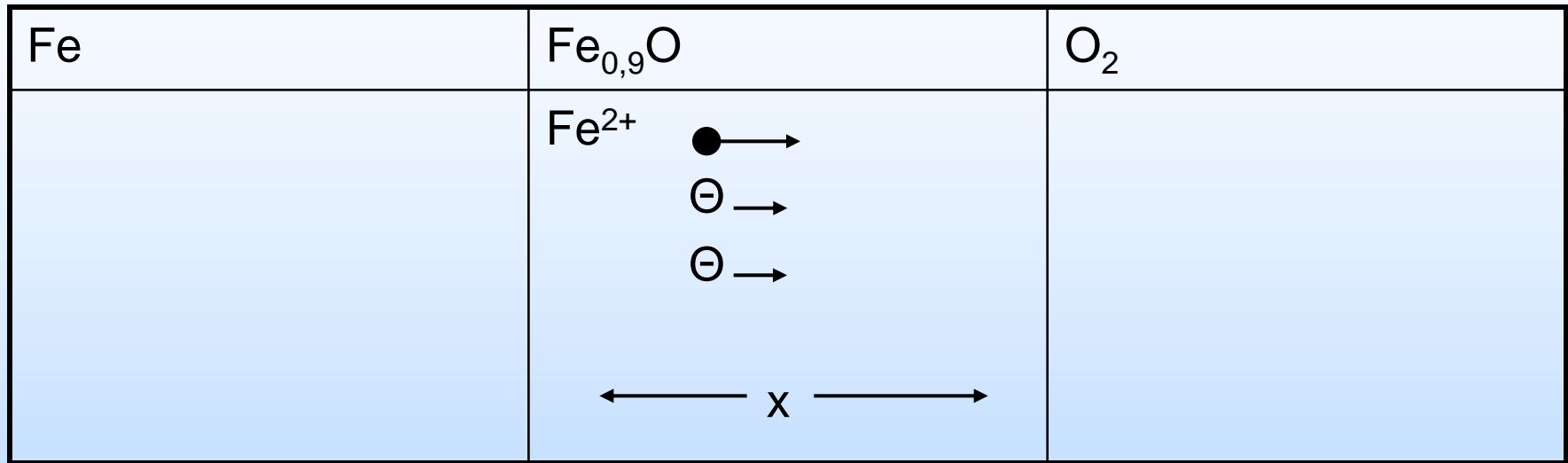
Bei trockener Oxidation bildet sich an der Metalloberfläche eine Deckschicht aus Reaktionsprodukten (Zunderschicht bei Gasen), die i.Allg. schichtenförmig aus Oxiden unterschiedlicher Wertigkeit besteht. Die Schichten sind in der Regel spröde und mikrorissig.

Reaktion Metall-Gas bei hohen Temperaturen:

1. Direkte Reaktion an der Oberfläche mit Sauerstoff
 $\text{Fe}^{2+} + \text{O}^{2-} = \text{FeO}$ (**Wüstit**)
2. An Grenzfläche Magnetit/ Medium (O_2) nur noch Fe^{3+} vorhanden, mit Sauerstoff Bildung von Fe_2O_3 (**Hämatit**)
3. Bei hohen Temperaturen ist Stofftransport durch Oxidschicht möglich (porös)
 Fe^{2+} oxidiert zu Fe^{3+} (Schicht mit Fe^{2+} und Fe^{3+})
 Bildung von Fe_3O_4 (**Magnetit**)



Wachstum durch Diffusion der Ionen durch die Schicht:

Fe	Fe _{0,9} O	O ₂
		



Diffusionsvorgänge in einer Zunderschicht auf Eisen.

Fe 2+-Ionen bewegen sich durch die FeO-Schicht an der Oberfläche und zum Ladungsausgleich die doppelte Zahl der Elektronen

$$\frac{dx}{dt} = K \frac{1}{x}$$

$$x^2 = K^I \cdot t$$

quadratisches
Verzunderungsgesetz

$$K \sim D_T$$

D_T = geringste Diff.-Geschw.

END

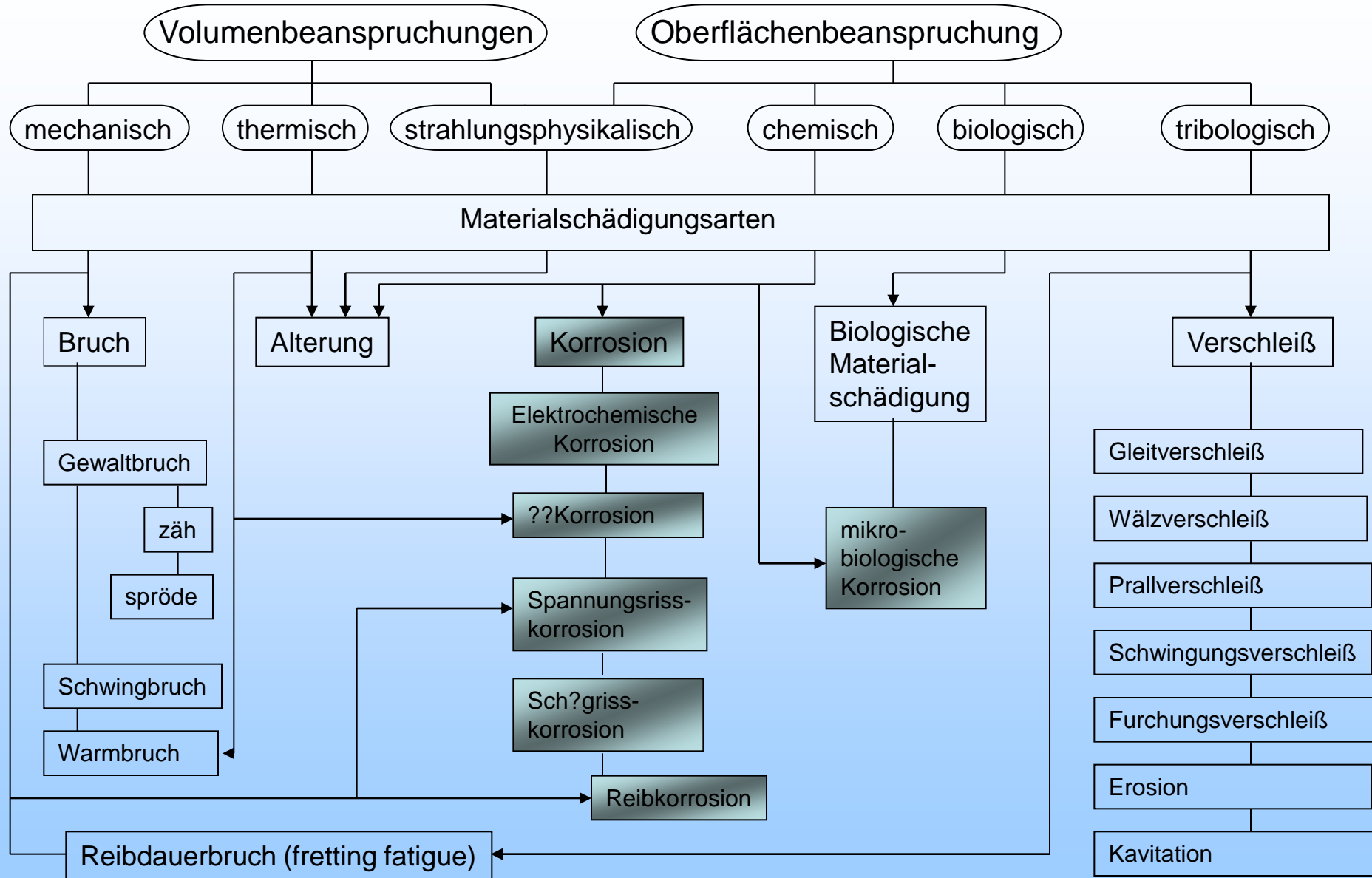


Bild 10-1. Materialschädigungsarten: Übersicht