

Vorher sollten die Übungsaufgaben Nr. 1 bis 4 zum Lernprogramm *Oxidaser* bearbeitet und möglichst auch verstanden worden sein!

1 Elektronendruckreihe (= Spannungsreihe)

1.1 a) Gib nur die Oxidationsteilgleichung für das Metall Zink als Reduktionsmittel an.

Ox.: _____

b) Ermittle nun mit Hilfe des Programms alle sechs im Programm angegebenen Metallkationen, die als Oxidationsmittel stark genug sind, um Zink zu oxidieren:

c) Gib für eines dieser Oxidationsmittel die Reduktionsteilgleichung an:

Red.: _____

d) Ermittle nun mit Hilfe des Programms die drei im Programm angegebenen Metallkationen, die als Oxidationsmittel **nicht** stark genug sind, um elementares Zink zu oxidieren:

e) Gib die vollständige Redoxgleichung mit den Teilgleichungen für die Reaktion eines solchen Metalls (in seiner elementaren Form) mit Zink(II)-ionen an:

Ox.: _____ \rightleftharpoons _____ + _____

Red.: _____ + _____ \rightleftharpoons _____

_____ + _____ \rightleftharpoons _____ + _____

Redm1
Oxm2
Oxm1
Redm2

1.2 a) Gib nur die Oxidationsteilgleichung für elementaren Wasserstoff als Reduktionsmittel (in saurer Lösung) an.

Ox.: _____

b) Ermittle nun mit Hilfe des Programms die zwei im Programm angegebenen Metallkationen, die als Oxidationsmittel stark genug sind, um Wasserstoff zu oxidieren:

c) Ermittle nun mit Hilfe des Programms die acht im Programm angegebenen Metallkationen, die als Oxidationsmittel **nicht** stark genug sind, um Wasserstoff zu oxidieren:

d) Ergänze den folgenden Merksatz:

Je stärker das Reduktionsmittel, desto _____ das korrespondierende Oxidationsmittel *und umgekehrt*.

Übungsaufgaben zum Kapitel Redoxgleichgewichte mit Hilfe des Lernprogramms Elektrochemer

2/12

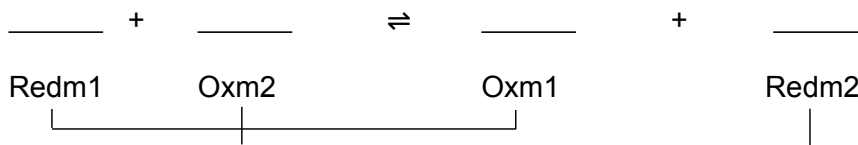
- e) Ordne alle zehn angegebenen elementaren Metalle nach abnehmender Reduktionsmittelstärke und kennzeichne die sogenannten "edlen" Metalle durch Einkreisen.

> > > > > > > > >

- 1.3 a) Gib die vollständige Redoxgleichung mit den Teilgleichungen für die Reaktion einer Bromidionen/Brom-Halbzelle mit einer Chloridionen/Chlor-Halbzelle an:

Ox.: _____ \rightleftharpoons _____ + _____

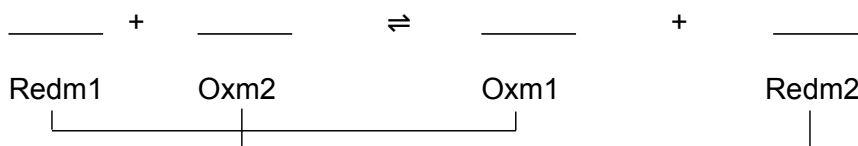
Red.: _____ + _____ \rightleftharpoons _____



- b) Gib die vollständige Redoxgleichung mit den Teilgleichungen für die Reaktion einer Bromidionen/Brom-Halbzelle mit einer Iodidionen/Iod-Halbzelle an:

Ox.: _____ \rightleftharpoons _____ + _____

Red.: _____ + _____ \rightleftharpoons _____



- c) Ordne die im Programm angegebenen drei elementaren Halogene nach abnehmender Oxidationsmittelstärke. Versuche, auch elementares Fluor als viertes Element in diese Reihe einzuordnen!

> > >

- 1.4 a) Ergänze den folgenden Merksatz:

In einer Elektronendruckreihe stehen die _____ Reduktionsmittel links oben, die stärksten Oxidationsmittel _____.

- b) Ergänze in der Tabelle die angegebenen Begriffe als Summenformel und finde mit Hilfe des Programms die jeweiligen Standardpotenziale heraus:

E^0	Redm	Oxm

↑

↓

Wasserstoff, Zink, Oxoniumion, Kupfer(II)-ion, Brom, Zink(II)-ion, Bromidion, Iod, Kupfer, Iodidion

c) Ergänze den Merksatz:

Je _____ das Standardpotenzial, desto
stärker das Reduktionsmittel.

- 1.5 a) Wähle im Programm eine Zink/Zink(II)-ionen Halbzelle und eine Kupfer/Kupfer(II)-ionen Halbzelle aus. Betrachte anschließend unter "Ansicht-Teilchenmodell" die dazu gehörige Hilfeseite.
 Springe nun im Programm vor ins Kapitel "Galvanische Primärelemente" und wähle das "Daniell-Element" aus. Betrachte wieder unter "Ansicht-Teilchenmodell" die dazu gehörige Hilfeseite und vergleiche diese mit der vorherigen.
 [Tipp: Im Browser kann einer der beiden geöffneten Tabs auch einfach in ein neues Browserfenster gezogen werden, so dass man beide Seiten auch gleichzeitig nebeneinander betrachten kann.]

Welches zentrale (für einen später nutzbaren Stromfluss absolut notwendige*) **Bauprinzip** ist aus dem Vergleich dieser beiden Hilfeseiten abzuleiten?

Die _____ der beiden Halbzellen.

*Sonst kann die Potenzialdifferenz nicht genutzt werden!
 In der Biologie ist dieses Prinzip durch die Kompartimentierung in einzelne Membran umhüllte Organellen verwirklicht (z.B. Mitochondrien oder _____).

Ergänze:

Damit ein Stromfluss stattfindet, müssen _____

(bestehend aus je einem korrespondierenden Redoxpaar) voneinander _____

_____ und anschließend leitend miteinander verbunden werden. In wässrigen Lösungen oder auch Feststoff-Elektrolyten muss ein Ladungsausgleich über eine Ionenwanderung möglich sein.

2 Konzentrationsabhängigkeit

- 2.1 a) Betrachte im Programm ein Silber-Konzentrationselement.
 Ergänze die Tabelle:

linke Halbzelle		rechte Halbzelle		Betrag der Spannungsdifferenz $ \Delta E $
Konzentration in Mol/Liter	Halbzellenpotenzial [V]	Konzentration in Mol/Liter	Halbzellenpotenzial [V]	
1		1		
1		0,5		
1		0,1		
1		0,01		
0,5		1		
0,1		1		
0,01		1		

b) Ergänze:

Das Halbzellenpotenzial ist abhängig von _____.

Dieser Zusammenhang wird beschrieben von der _____-Gleichung.

c) Ergänze mit Hilfe des Programms *Nernster* die Nernstsche Gleichung für eine Silber/Silber(I)-ionen Halbzelle mit einer Ag^+ -Konzentration von 0,5 mol/l. (vgl. Formelsammlung!)

$$E = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{n} \cdot \lg \frac{c(\text{Oxm})}{c(\text{Redm})} = \underline{\quad} \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{\underline{\quad}} \cdot \lg \frac{\underline{\quad}}{\underline{\quad}} = \underline{\quad} \text{ V}$$

2.2 Berechne mit Hilfe des Programms *Nernster* die Spannungsdifferenz zwischen zwei Bromidionen/Brom-Halbzellen, eine davon unter Normalbedingungen, die zweite mit einer Bromidionenkonzentration von 0,5 mol/l.

$$\Delta E = | E_{\text{erste Halbzelle}}^0 - E_{\text{andere Halbzelle}} |$$

$$E_{\text{andere Halbzelle}} = E^0 + \frac{0,059 \text{ V}}{n} \cdot \lg \frac{c(\text{Oxm})}{c(\text{Redm})} = \underline{\quad} \text{ V} + \frac{0,059 \text{ V}}{\underline{\quad}} \cdot \lg \frac{\underline{\quad}}{\underline{\quad}} = \underline{\quad} \text{ V}$$

$$\Delta E = | \underline{\quad} \text{ V} - \underline{\quad} \text{ V} | = \underline{\quad} \text{ V}$$

2.3 a) Betrachtet man nicht wie bisher den Betrag der Spannungsdifferenz, sondern legt die folgende Reihenfolge zugrunde und berücksichtigt das resultierende Vorzeichen...

$$\Delta E = E_{\text{Kathode Ox. - Teilreaktion}} - E_{\text{Anode Red. - Teilreaktion}}$$

Tipp: Das stärkere Reduktionsmittel hat das niedrigere (evtl. sogar negative!) Standardpotenzial, daher liefert es die Anode (es will ja Elektronen loswerden!).

...so kann man schließen:

$$\Delta E > 0 \Rightarrow \text{exergonische Reaktion}$$

b) Ermittle mit Hilfe des Programms die Spannungsdifferenz für das Daniell-Element unter Normalbedingungen und begründe kurz, ob es sich um eine exergonische Reaktion handelt.

$$\Delta E = E_{\text{Kathode Red. - Teilreaktion}} - E_{\text{Anode Ox. - Teilreaktion}} = \underline{\quad} \text{ V} - \underline{\quad} \text{ V} = \underline{\quad} \text{ V}$$

c) Versuche nun mit Hilfe des Programms herauszufinden, welcher der folgenden Einflussmöglichkeiten eine Erhöhung dieser Spannungsdifferenz bewirkt:

- Erhöhung der Zink(II)-ionen Konzentration
- Verringerung der Zink(II)-ionen Konzentration
- Erhöhung der Kupfer(II)-ionen Konzentration
- Verringerung der Kupfer(II)-ionen Konzentration

3 pH-Abhängigkeit

- 3.1 a) Gib mit Hilfe des Programms an, welche Spannungsdifferenz zwischen einer Zink/Zink(II)-ionen-Halbzelle und einer Wasserstoff/Oxoniumionen-Halbzelle unter den folgenden Bedingungen herrscht:

linke Halbzelle	rechte Halbzelle			Spannungsdifferenz ΔE
Halbzellenpotenzial [V]	Halbzellenpotenzial [V] $E = -0,059 \cdot pH$	Konzentration H_3O^+	pH-Wert	
-0,76		1 mol/l	0	
-0,76		0,1 mol/l	1	
-0,76		0,01 mol/l	2	

- b) Begründe mit Hilfe des Programms, welche Metalle bei einem pH-Wert von 7 noch mit Wasser reagieren. Vergleiche das Ergebnis mit dem von Aufgabe 1.2e).
Wie hoch darf das Redoxpotenzial dieser Metalle höchstens sein?

- 3.2 Permanganationen sind in saurer Lösung sehr starke Oxidationsmittel. Sie reagieren daher unspezifisch mit primären und sekundären Alkoholen sowie mit Aldehyden zu Carbonsäuren bzw. zu Ketonen.

- a) Gib die Reduktionsteilreaktion für die Reaktion von Permanganationen zu Mangan(II)-ionen in saurer Lösung an.

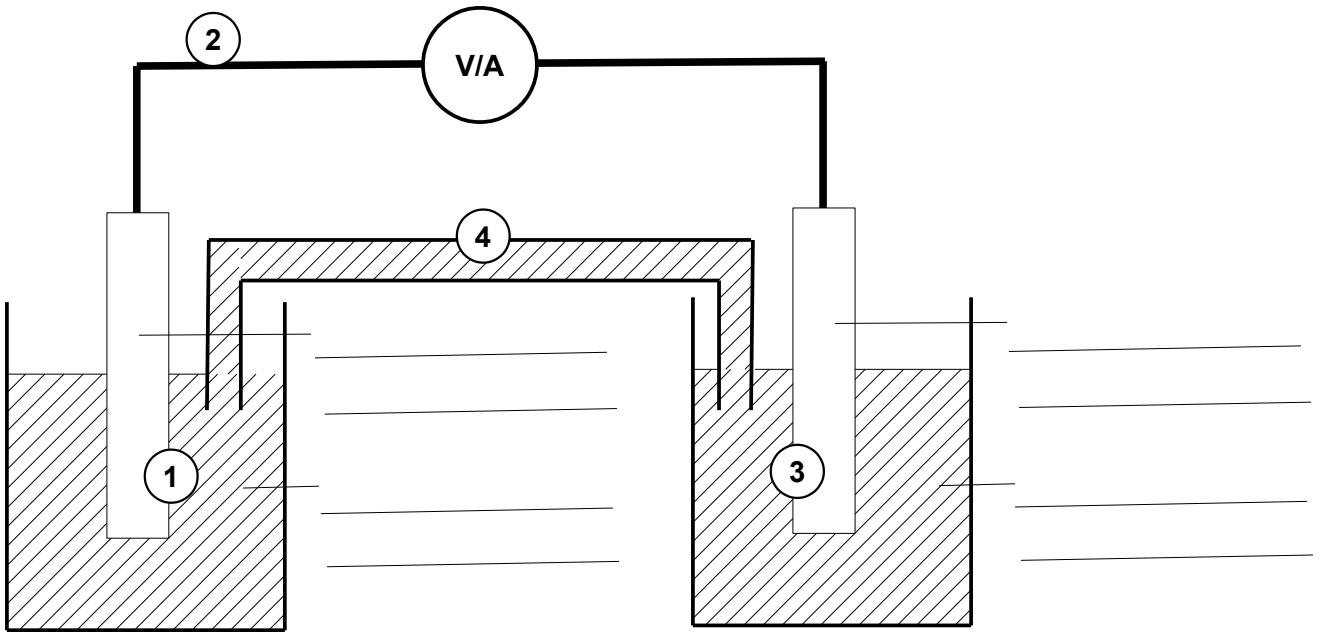
Red.: _____

- b) Begründe mit Hilfe der Halbzellenpotenziale, warum eine Permanganationen-Lösung mit einem pH-Wert von 1 nicht als Nachweisreagenz für ein bestimmte schwaches Reduktionsmittel genutzt werden kann, wohl aber bei einem pH-Wert von 5.

4 Galvanische Primärzellen

4.1 Daniell-Zelle (= Daniell-Element)

a) Beschrifte die folgende Schemaskizze (Tipp: Hilfeseite unter "Ansicht-Teilchenmodell")



b) Ordne die folgenden Ausschnitte auf Teilchen- bzw. auf (Elementarteilchen)Ebene den Stationen 1 bis 4 zu. Schraffiere Elektronen mit Blau, Kationen mit Rot und beschrifte.

c) Ordne den folgenden Beschreibungen die Stationen 1 bis 4 zu und ergänze.

_____ Zinkatome geben jeweils _____ Elektronen ab und gehen als _____ in Lösung. Die Elektronen sind anschließend im Metall frei beweglich. Es besteht ein _____ zwischen Elektronenabgabe und _____.

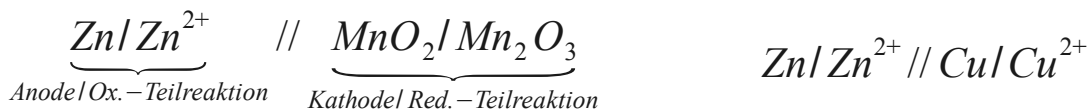
_____ Kupfer(II)-ionen nehmen jeweils _____ Elektronen auf und scheiden sich als _____ an der Kupferelektrode ab. Es besteht ein _____ zwischen Elektronenaufnahme und _____.

_____ Elektronen sind im Metall (hier z.B. ein Eisendraht) frei beweglich. Sie bewegen sich von der Elektrode der Donator-Halbzelle, der _____, an welcher die _____ abläuft, also das _____ selbst _____ wird, zur Elektrode der Akzeptor-Halbzelle, der sogenannten _____, an welcher die _____ abläuft, also das _____ selbst _____ wird. Metalle sind Leiter _____. Klasse. Salzlösungen, Salzschnmelzen oder Feststoff-Elektrolyte dagegen sind Leiter _____. Klasse.

_____ Werden beide Elektroden in die jeweilige Sulfat-Lösung des Metallkations eingetaucht, so erfolgt der für einen Stromfluss notwendige _____ über die Wanderung von _____ von der _____-Halbzelle zur _____-Halbzelle.

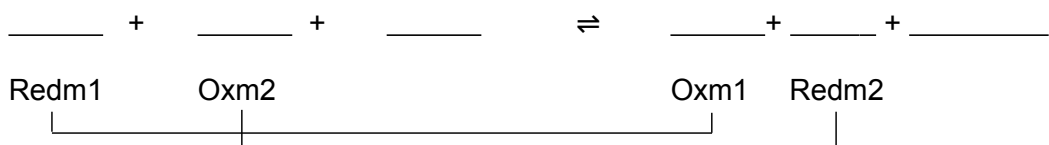
4.2 Zink-Luft-Batterie (Abwandlung des Leclanche-Elements)

a) Ergänze die vollständige Redoxgleichung für das ursprüngliche Leclanche-Element. (gegeben: **Zellendiagramm:** _____ zum Vergleich das des Daniell-Elements: _____)



Ox.: _____ \rightleftharpoons _____ + _____

Red.: _____ + _____ + _____ \rightleftharpoons _____ + _____



Es handelt sich also um eine Zink-_____ -Zelle, **nicht** um eine Zink-Kohle-Zelle. Kohle/Graphit/Ruß dient hier nur als _____-Material.

Als Elektrolyt dient eine **saure** Ammoniumchlorid-Lösung.

Gib die Säure-Base-Reaktion an, bei der die benötigten Oxoniumionen entstehen:



5 Galvanische Sekundärzellen

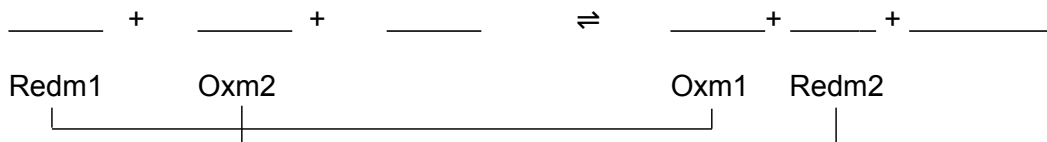
- 5.1 Der Entladevorgang entspricht genau dem bei Batterien.
Der Ladevorgang ist die **Umkehrung** des Entladevorgangs, er stellt eine durch ständige Zufuhr von elektrischer Energie erzwungene **Elektrolyse** dar.

Gib mit Hilfe des Programms die Zellendiagramme für folgende Akkumulatoren an:

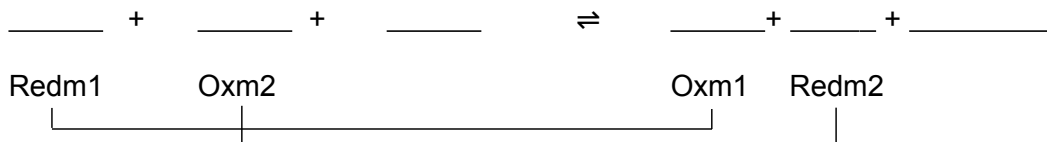
	Entladevorgang	Ladevorgang
Zink-Brom-Zelle	_____ / _____ // _____ / _____	$2I^- / I_2 // Zn^{2+} / Zn$
Cadmium-Nickel-Akku	_____ / _____ // _____ / _____	_____ / _____ // _____ / _____
Blei-Akku	_____ / _____ // _____ / _____	_____ / _____ // _____ / _____
Brennstoffzelle (alkalisch)	_____ / _____ // _____ / _____	_____ / _____ // _____ / _____
	$LiC_6 / Li^+ + C_6 // CoO_2 / CoO_2^-$	_____ / _____ // _____ / _____

- 5.2 a) Gib mit Hilfe des Programm die vollständige Redoxgleichung für den Entladevorgang und den Ladevorgang des Blei-Akkus an:

- Entladen:



- Laden:

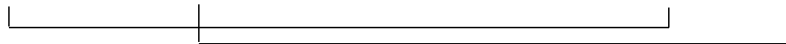
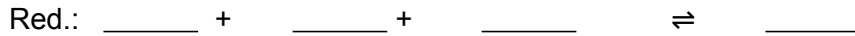


Welche Vorzeichen hat beim Laden ΔE ? Was folgt daraus?

Warum werden hier häufig komplizierte Salzformeln angegeben an Stelle der bloßen Metallkationen? Warum ist es wichtig, dass es sich meist um schwerlösliche Salze handelt?

b) Gib mit Hilfe des Programms die vollständige Redoxgleichung nur für den Entladevorgang einer Brennstoffzelle an, jedoch nicht für eine mit einer alkalischen Lösung als Elektrolyt sondern mit einem Feststoffelektrolyt. Der Ladungsausgleich erfolgt dann mit Oxidionen, der Stoffausgleich mit elementarem Sauerstoff.

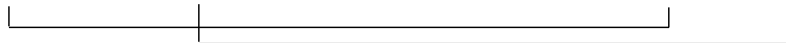
- Entladen:



6 Korrosion

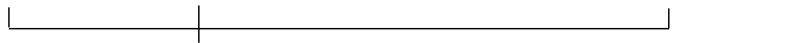
6.1 Sauerstoffkorrosion

a) Gib mit Hilfe des Programms die vollständige Redoxgleichung für die Sauerstoffkorrosion von Eisen in wässriger (neutraler oder alkalischer) Lösung an.



Dabei entsteht Eisen(II)-hydroxid, ein olivgrün bis graugrüner Feststoff.

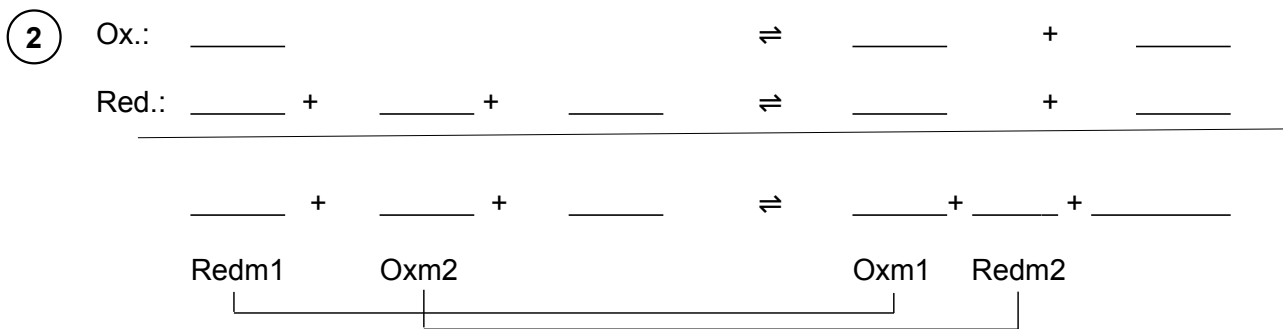
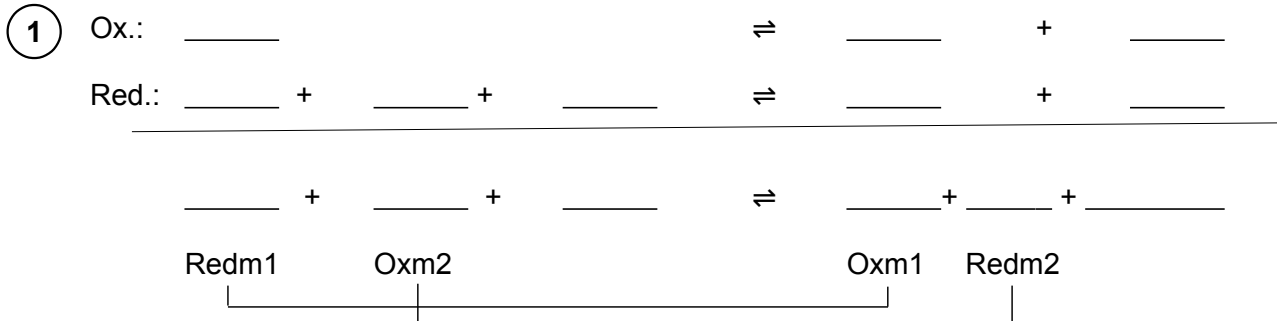
b) Gib die vollständige Redoxreaktion für die Weiterreaktion zu dem gelbbraunen Eisen(III)-hydroxid, wieder mit elementarem Sauerstoff als Oxidationsmittel an.



Der bekannte rotbraune "Rost" entsteht anschließend durch Wasserabspaltung zum rotbraunen Eisen(III)-oxidhydroxid:



c) Gib mit Hilfe des Programms die vollständige Redoxgleichung für die jeweils abgelaufene Sauerstoffkorrosion an.



d) In Bild _____ wirkt _____ als sogenannte **Opferanode**,
 (vgl. Teilgleichung in Reaktionsgleichung _____) => *Aktiver* Korrosionsschutz
 Hier wirkt das Eisen als _____ für die Korrosion des Zinks.

e) In Bild _____ wirkt der Überzug des edleren Metalls nur solange als
 _____ Korrosionsschutz, bis keine Beschädigung
 auftritt. Sobald ein direkter Kontakt zwischen Wasser und Eisen eintritt, wirkt das edlere Metall
 sogar als _____, der die Korrosion stark beschleunigt.