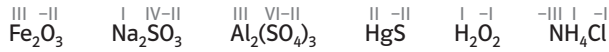


# 1 Redoxreaktionen

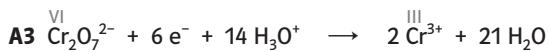
## 1.21 Durchblick Zusammenfassung und Übung

### Zu den Aufgaben

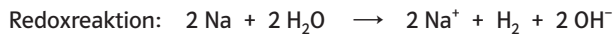
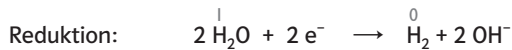
#### A1



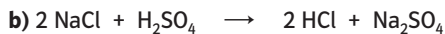
#### A2



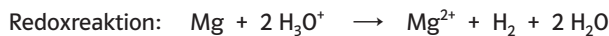
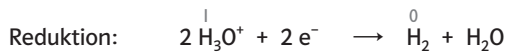
#### A4



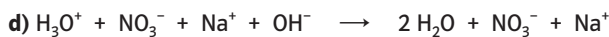
Ja, es handelt sich um eine Redoxreaktion. (Oxidationszahlen ändern sich.)



Nein, es handelt sich um eine Säure-Base-Reaktion. (Alle Oxidationszahlen bleiben unverändert.)

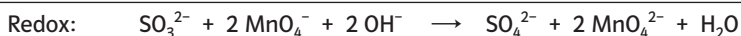
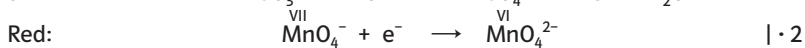
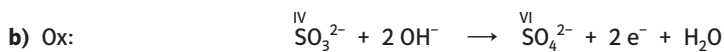
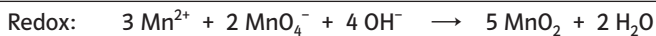
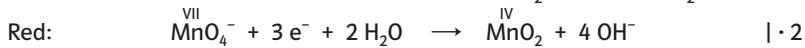
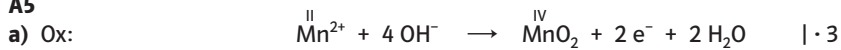


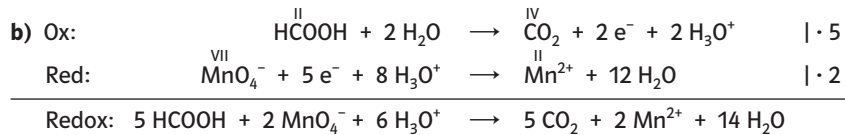
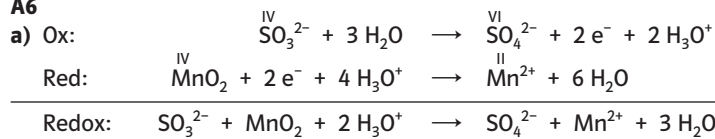
Ja, es handelt sich um eine Redoxreaktion. (Oxidationszahlen ändern sich.)



Nein, es handelt sich um eine Säure-Base-Reaktion. (Alle Oxidationszahlen bleiben unverändert.)

#### A5



**A6**

**A7** Elektrische Leitfähigkeit beruht allgemein auf elektrisch geladenen Teilchen, die sich in einem elektrischen Feld bewegen können. Bei Metallen sind diese Teilchen Elektronen; bei Salzlösungen und -schmelzen sind diese Teilchen Ionen.

**A8**

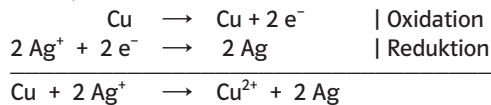
**a)** Beobachtung: Abscheidung von Gold auf dem Eisenblech.

Erklärung: Eisenatome geben Elektronen an die edleren Goldionen ab, diese werden reduziert. Gold steht in der Redoxreihe also unter (Kap. 1.11) bzw. rechts von (Kap. 1.21, B3) Eisen.

**b)** Beobachtung: Man kann nichts Besonderes beobachten.

Erklärung: Goldatome geben keine Elektronen an die in der Redoxreihe über (Kap. 1.11) bzw. links von (Kap. 1.21, B3) ihnen stehenden Eisenionen ab.

**A9** In der Lösung sind nach einiger Zeit keine Silberionen mehr vorhanden. An ihre Stelle sind Zinkionen getreten, da die folgende Reaktion stattgefunden hat:  $\text{Zn} + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 \text{Ag}$

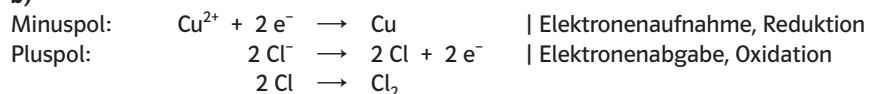
**A10 a)**

**b)** Die Silberionen sind das Oxidationsmittel, sie oxidieren die Kupferatome zu Kupferionen. Die Silberionen selbst werden reduziert. Die Kupferatome sind das Reduktionsmittel, sie reduzieren die Silberionen zu Silberatomen. Die Kupferatome selbst werden oxidiert zu Kupferionen. Die Kupferatome sind Elektronendonatoren. Die Silberionen sind Elektronenakzeptoren.

**c)** Silberionen sind stärkere Oxidationsmittel als Kupfer(II)-Ionen. Kupferatome sind stärkere Reduktionsmittel als Silberatome.

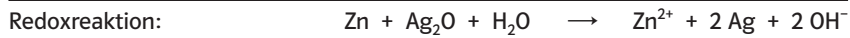
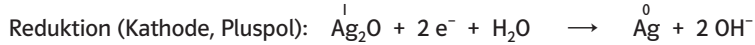
**A11**

**a)** Bei der Elektrolyse einer Kupfer(II)-chlorid-Lösung bildet sich auf der Elektrode, die mit dem Minuspol der Spannungsquelle verbunden ist, Kupfer. An der Elektrode, die mit dem Pluspol der Spannungsquelle verbunden ist, steigen Blasen von gasförmigem Chlor auf.

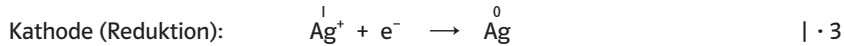
**b)**

Die Kupferionen nehmen Elektronen auf, sie werden reduziert. Die Chloridionen geben Elektronen ab, sie werden oxidiert.

## A12



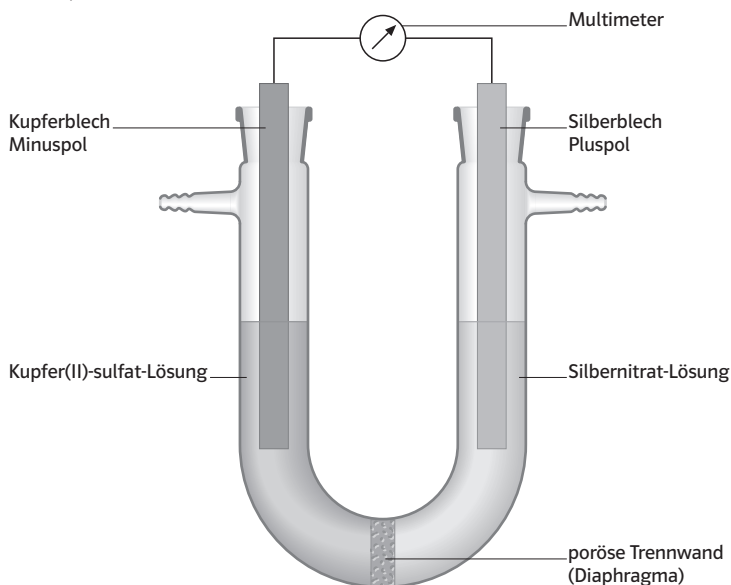
**A13** Da sich die Metalle berühren, bildet sich ein kurzgeschlossenes galvanisches Element:



Das unedlere Metall Aluminium wird oxidiert, die Silberionen werden reduziert.

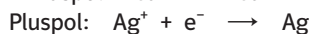
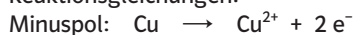
*Hinweis:* Es bildet sich formal Aluminiumsulfid; dessen Sulfidionen reagieren jedoch mit Wasser in einer Säure-Base-Reaktion zu Schwefelwasserstoff. Deshalb kann es beim Silberputzen nach dieser Methode ein wenig stinken:  $\text{S}^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 2 \text{OH}^{-}$

## A14 a)



**b)** Wenn das galvanische Element Strom liefert, laufen die folgenden Reaktionen bzw. Vorgänge ab: Am Minuspol (Kupferblech) werden Kupferatome zu Kupferionen oxidiert. Die Kupferionen gehen in die Kupfer(II)-sulfat-Lösung über. Die Elektronen fließen vom Kupferblech durch das Multimeter zum Silberblech. Am Silberblech, dem Pluspol, werden Silberionen aus der Silbernitrat-Lösung zu Silberatomen reduziert. Die halbdurchlässige Trennwand ermöglicht einen Ladungsausgleich durch Ionenwanderung.

Reaktionsgleichungen:



**A15**

a) *Kation – Anion*: Kationen sind positiv geladene Ionen, Anionen sind negativ geladene Ionen.

b) *Kathode – Anode*: Bei der Elektrolyse ist die Kathode der negativ geladene Pol, und die Anode ist der positiv geladene Pol.

c) *Elektronendonator – Elektronenakzeptor*: Während einer Redoxreaktion findet ein Elektronenübergang von einem Elektronendonator zu einem Elektronenakzeptor, statt.

d) *Elektrolyse – Elektroden*: Bei der Elektrolyse finden an beiden Elektroden chemische Reaktionen statt.

e) *Batterie – Akku*: In Batterien und Akkus wird chemische Energie in elektrische Energie umgewandelt, wobei Akkus im Gegensatz zu Batterien wieder aufladbar sind.

**A16**

a) Man nennt dieses Verfahren Galvanisieren.

b) Beim Galvanisieren wird der Gegenstand, der beschichtet werden soll, als Kathode (Minuspol) geschaltet. Die positiv geladenen Ionen des Überzugmetalls befinden sich in der Lösung. Sie werden von der Kathode angezogen und dort zu Metallatomen reduziert. Das Metall scheidet sich an der Kathode ab. Die Radkappe, die mit der Kathode verbunden in eine Kupfersulfatlösung taucht, erhält auf diese Art einen dünnen Überzug aus Kupfer.

**A17**

a) Verbindet man ein Stahlrohr leitend mit einem Magnesiumblock, so liegt ein kurzgeschlossenes galvanisches Element vor. Das Stahlrohr bildet die Kathode und der Magnesiumblock die Anode, welche sich langsam auflöst. Sie wird „geopfert“, damit die Stahlrohre nicht korrodieren.

b) Metalle, die in der Redoxreihe der Metalle über (Kap. 1.11) bzw. links (Kap. 1.21, B3) von Eisen stehen, kommen als Material für Opferanoden in Frage. Sehr starke Reduktionsmittel wie z. B. Lithium sind aufgrund ihrer Reaktivität ungeeignet.

*Hinweis*: Neben Magnesiumanoden sind auch Opferanoden aus Zink und aus Aluminium üblich.

**A18** Eine Batterie ist nach ihrer Entladung unbrauchbar und muss entsorgt werden. Ein Akkumulator kann mehrfach wieder aufgeladen werden. Es fällt dadurch weniger „Recycling-Müll“ an.

**A19**

Akkutyp	Anzahl der Ladezyklen	Akku-Lebensdauer in Jahren
Bleiakku	300 bis 500 (Blei-Säure-Akku) 400 bis 600 (Blei-Gel-Akku)	5 bis 8 (Blei-Säure-Akku) 4 bis 6 (Blei-Gel-Akku)
Nickel-Metall-Hydrid-Akku	350 bis 500	7 bis 10
Lithium-Ionen-Akku	500 bis 800	10 bis 15

**A20**

a) Der Lithium-Ionen-Akkumulator zeichnet sich durch seine hohe Energiedichte aus. Dies bedeutet, dass der Akku eines Elektrofahrrades nicht so schwer ist und den Fahrer oder die Fahrerin weniger belastet als z. B. ein Nickel-Metallhydrid-Akku.

b) Mit einem Pedelec und insbesondere einem E-Bike fährt der durchschnittliche Nutzer schneller als mit einem normalen Fahrrad. Auf diese höhere Geschwindigkeit haben sich häufig weder die Nutzer noch die Fußgänger oder die anderen Verkehrsteilnehmer eingestellt. Deshalb besteht eine größere Unfallgefahr.