

## Redoxreaktionen in der Fachsprache (1)

Hier siehst du, wie ein Chemiker über die Reaktion zwischen Magnesium und Sauerstoff sprechen würde. Leider fehlen in der folgenden Darstellung die Fachbegriffe. Zum Glück hast du ein Glossar (eine Liste mit Wörtern und beigefügten Erklärungen) zum Thema Redoxreaktionen gefunden.

### Aufgabe 1

Ergänze die Lücken. Das Glossar (nächste Seite) hilft dir dabei.



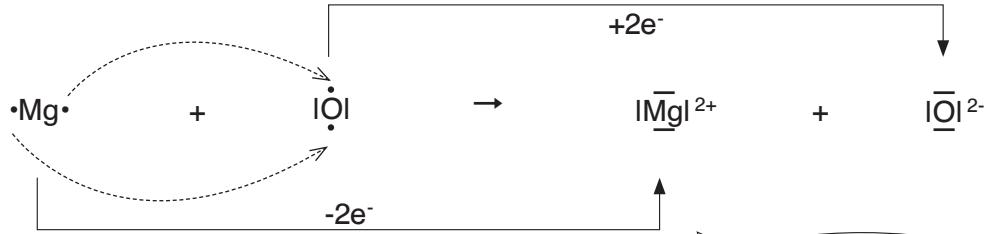
Diese Reaktion ist eine \_\_\_\_\_. Ein Teilchen gibt dabei \_\_\_\_\_ an ein anderes Teilchen ab.

Das Magnesiumatom ist die \_\_\_\_\_ Form des Redoxpaars  $Mg/Mg^{2+}$ .

Das Magnesium \_\_\_\_\_ gibt zwei Elektronen ab.

Die Aufnahme von Elektronen nennt man \_\_\_\_\_.

Das Sauerstoffatom nimmt zwei Elektronen auf und wird zum Sauerstoff-\_\_\_\_\_.



Magnesium ist das \_\_\_\_\_. Es wird selbst \_\_\_\_\_.

Das Sauerstoff-Ion ist die \_\_\_\_\_ Form des Redoxpaars  $O_2/2O^{2-}$ .

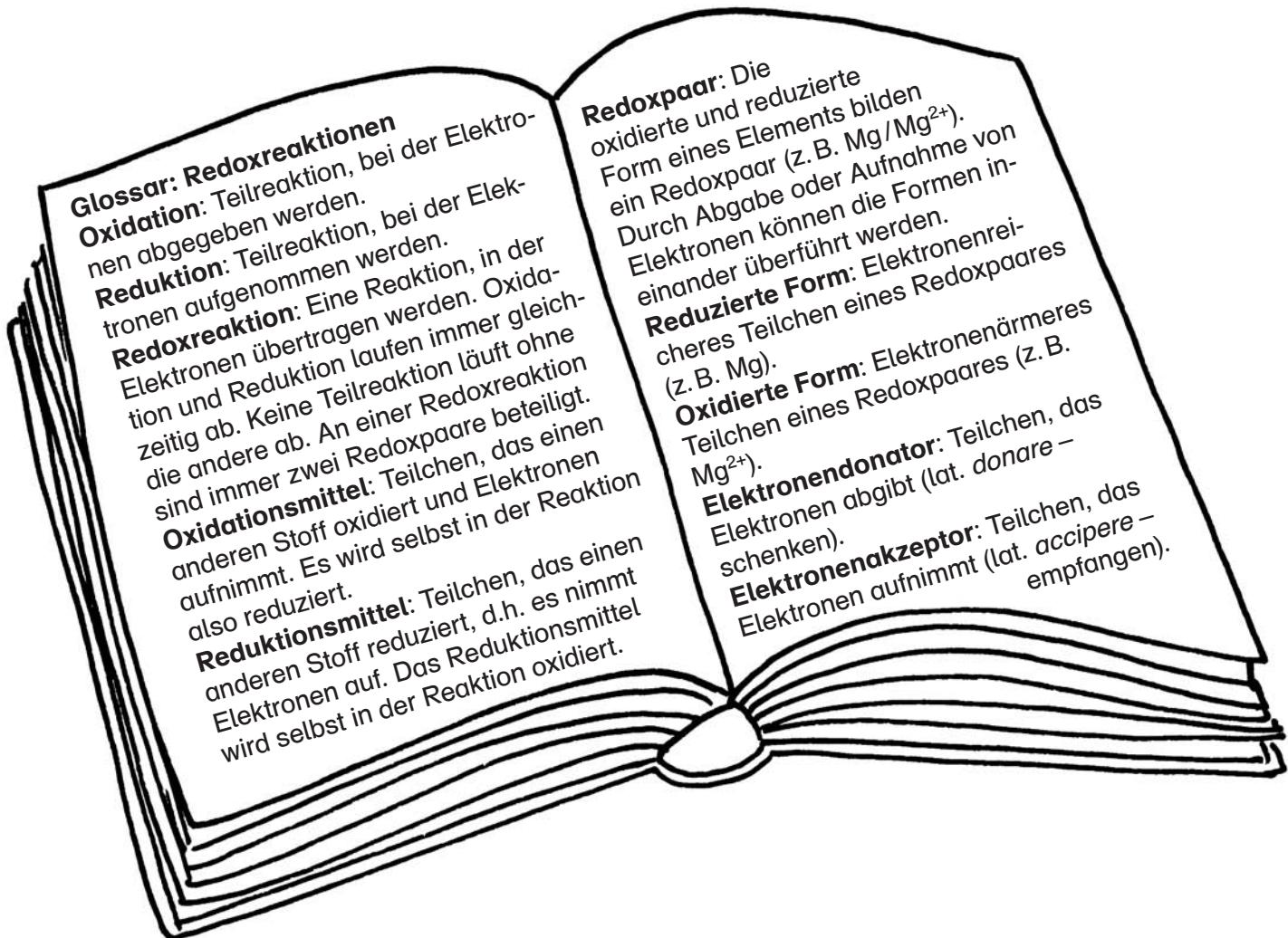
Die Elektronenabgabe nennt man \_\_\_\_\_.

Sauerstoff ist das \_\_\_\_\_. Es wird selbst \_\_\_\_\_.

Bei der Reaktion von Magnesium mit Sauerstoff ist \_\_\_\_\_ der Elektronendonator und \_\_\_\_\_ der Elektronenakzeptor.

## Station 3

Name: \_\_\_\_\_

Redoxreaktionen in der  
Fachsprache (2)**Aufgabe 2**

Beschreibe die Reaktion zwischen Natrium und Chlor in der Fachsprache der Chemie.

Die Reaktion zwischen Natrium und Chlor ist eine Redoxreaktion, weil ...

**Station 4**

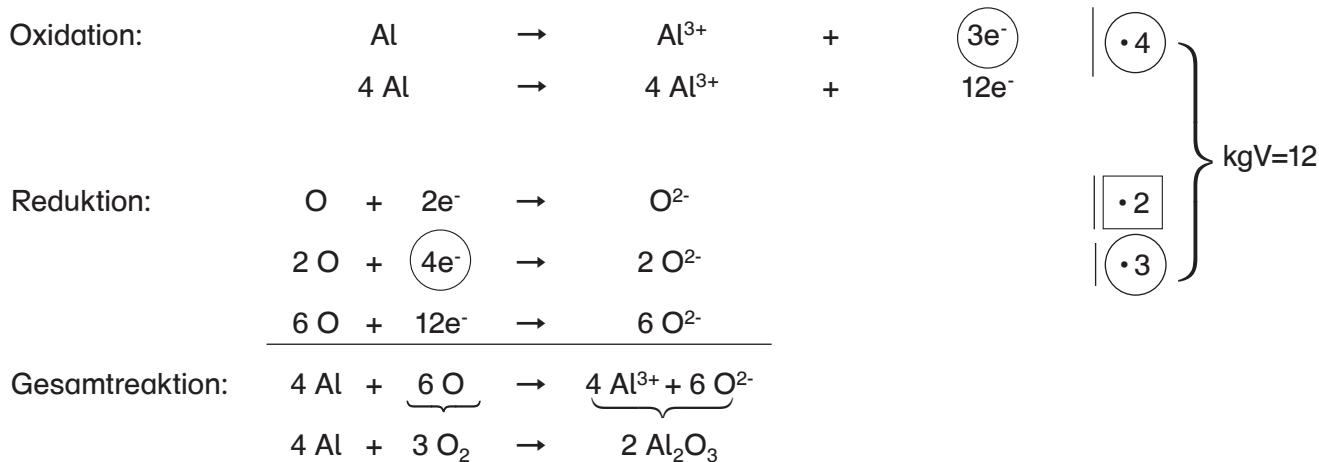
Name: \_\_\_\_\_

**Redoxgleichungen –  
kein Problem! (1)**

Bei Redoxreaktionen kommt es darauf an, wie viele Elektronen vom einen Reaktionspartner zum anderen übertragen werden. Je nachdem, welche Stoffe miteinander reagieren, muss man dabei einiges beachten.

In einer Redoxreaktion muss die Zahl der aufgenommenen Elektronen gleich der Zahl der abgegebenen Elektronen sein. Es dürfen auf keiner Seite des Reaktionspfeils Elektronen „übrig bleiben“. Wenn also ein Teilchen mehr oder weniger Elektronen abgibt, als das andere Teilchen aufnehmen kann, dann muss die Reaktionsgleichung entsprechend ausgeglichen werden. Dabei geht man schrittweise vor und betrachtet ausgehend von der eingerichteten Gesamtreaktion zunächst jeden Reaktionspartner für sich. Man legt die Teilreaktionen für Oxidation und Reduktion fest und beachtet, wie viele Atome, Moleküle oder Ionen einer Sorte jeweils an der Reaktion beteiligt sind. Zum Schluss werden die Teilgleichungen auf jeder Seite des Reaktionspfeils zusammengezählt.

**Beispiel:** Aluminium reagiert mit Sauerstoff zu Aluminiumoxid.



Sieht kompliziert aus? Ist es aber nicht, wenn du Schritt für Schritt vorgehst!

**Start**

Formuliere die **Reaktionsgleichung**.



Beachte: Gasförmige Reaktionspartner wie Sauerstoff kommen als zweiatomige Moleküle ( $\text{O}_2$ ) vor. Für die Formel der Reaktionsprodukte ist es wichtig, wie viele Elektronen der eine Partner abgibt und wie viele Elektronen der andere Partner aufnehmen kann. Die vollständige Reaktionsgleichung muss so ausgeglichen werden, dass auf beiden Seiten des Reaktionspfeils die gleiche Anzahl von Atomen einer Sorte steht.

## Station 4

Name: \_\_\_\_\_

Redoxgleichungen –  
kein Problem! (2)

## Schritt 1

Entscheide, welches Teilchen Elektronen abgibt.

Die Antwort findest du im PSE. Atome der I. bis III. Hauptgruppe geben Elektronen ab. Die Nummer der Hauptgruppe gibt die Anzahl der abgegebenen Elektronen an. Al steht in der III. Hauptgruppe, gibt also 3 Elektronen ( $e^-$ ) ab.

Die Teilgleichung für die Oxidation lautet:



## Schritt 2

Entscheide, wie viele Elektronen der Reaktionspartner aufnimmt.

Atome der V. bis VII. Hauptgruppe nehmen Elektronen auf. Berechne die Anzahl der aufgenommenen Elektronen:  $8 - \text{Nummer der Hauptgruppe}$ . O steht in der VI. Hauptgruppe, nimmt also 2 Elektronen ( $e^-$ ) auf ( $8 - 6 = 2$ ).

Die Teilgleichung für die Reduktion lautet:



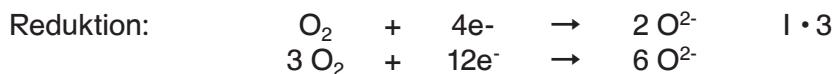
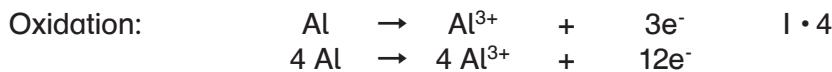
Achtung: Jetzt ist es wichtig, auf die Gesamtreaktion zu blicken.

Sauerstoff kommt immer als zweiatomiges Gas vor. Du musst also bei der Reaktion von zwei Sauerstoffatomen ausgehen. Deshalb muss die Teilgleichung für die Reduktion mit 2 multipliziert werden.



## Schritt 3

In vielen Reaktionen gibt ein Partner mehr oder weniger Elektronen ab als der andere Partner benötigt. In unserem Beispiel gibt das Aluminium-Atom drei Elektronen ab, ein Sauerstoff-Atom kann aber nur zwei Elektronen aufnehmen. Wenn die Zahl der abgegebenen Elektronen also nicht mit der Zahl der aufgenommenen Elektronen übereinstimmt, muss man das **kleinste gemeinsame Vielfache** (kgV) ermitteln und die Teilgleichungen mit der entsprechenden Zahl multiplizieren. Das kgV von 3 und 4 ist 12.



## Schritt 4:

Für die Gesamtgleichung der Redoxreaktion werden die Teilgleichungen auf jeder Seite des Reaktionspfeils **addiert**. Da rechts und links des Pfeils die gleiche Anzahl an Elektronen steht, kann man diese in der Gesamtgleichung einfach weglassen.



Da die Aluminium-Ionen zusammen mit den Oxid-Ionen 2 Teilchen Aluminiumoxid bilden, schreibt man:



**Station 5**

Name: \_\_\_\_\_

**Schritt für Schritt zur Redoxgleichung****Aufgabe**

Stelle die Redoxgleichungen für folgende Reaktionen auf. Gehe dabei wie im Beispiel schrittweise vor.

1. Calcium reagiert mit Chlor.

Reaktionsgleichung: \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_

Oxidation: \_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_  $e^-$

Reduktion: \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_  $e^-$   $\rightarrow$  \_\_\_\_\_ | • 2

\_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_  $e^-$   $\rightarrow$  \_\_\_\_\_

Redoxgleichung: \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_

2. Aluminium reagiert mit Brom.

Reaktionsgleichung: \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_

Oxidation: \_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_ | • \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_

Reduktion: \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_ | • \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_

Redoxgleichung: \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_

3. Natrium reagiert mit Sauerstoff.

Reaktionsgleichung: \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_

Oxidation: \_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_ | • \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_

Reduktion: \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_ | • \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_

Redoxgleichung: \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_

## Station 6

Name: \_\_\_\_\_

## Die Redoxreihe der Metalle (1)



## Metalle reagieren mit Metallsalzlösungen

Material	Chemikalien
4 kleine Bechergläser (50 ml) Schmirgelpapier	4 Zinkbleche 4 Eisennägel 4 Kupferbleche 4 Silberdrähte
	Kupfersulfat-Lösung ( $c = 1 \text{ mol/l}$ )
	Zinksulfat-Lösung ( $c = 1 \text{ mol/l}$ )
	Silbernitrat-Lösung ( $c = 1 \text{ mol/l}$ )
	Eisensulfat-Lösung ( $c = 1 \text{ mol/l}$ )

**Durchführung**

- Taucht nacheinander die Metallbleche in die bereitstehenden Lösungen.
- Wartet etwas und beobachtet genau.
- Nehmt dann die Bleche aus den Lösungen und reinigt sie.

**Achtung:** Die Metallbleche müssen sauber und blank poliert sein! Eventuell müsst ihr sie mit Schmirgelpapier reinigen.

## Aufgabe 1

Notiert eure **Beobachtungen** in folgende Tabelle. Tragt in die Tabelle ein „+“ ein, wenn sich auf dem Blech ein Belag bildet. Bleibt das Blech unverändert, tragt ein „-“ ein.

	Zinkblech	Eisenblech	Kupferblech	Silberdraht
Zinksulfat-Lösung ( $\text{Zn}^{2+}$ )				
Eisensulfat-Lösung ( $\text{Fe}^{2+}$ )				
Kupfersulfat-Lösung ( $\text{Cu}^{2+}$ )				
Silbernitrat-Lösung ( $\text{Ag}^+$ )				

## Aufgabe 2

Formuliert euer **Ergebnis**. Verbindet hierzu die zusammengehörenden Satzteile.

- Taucht ein Metall in eine Lösung mit Ionen des gleichen Metalls,
- Auf dem Kupferblech bildet sich nur in der Lösung ein Belag,
- Zink reagiert mit allen Lösungen,
- Zwischen den Atomen unedler Metalle und den Ionen von edleren Metallen
- Je unedler ein Metall ist,
- Zink ist unedler als Eisen

sowie Kupfer und Silber.

findet eine Elektronenübertragung statt.

desto leichter gibt es Elektronen ab.

in dem Silber-Ionen enthalten sind.

die Ionen von edleren Metallen enthalten.

so findet keine Reaktion statt.

## Die Redoxreihe der Metalle (2)

### Information:

In der Redoxreihe sind die Metalle nach ihrem Bestreben, Elektronen abzugeben, angeordnet. Links stehen daher unedle Metalle und rechts edle Metalle.

Das Bestreben von **Metallatomen**, Elektronen abzugeben, nimmt von rechts nach links zu.

Das Bestreben, Elektronen aufzunehmen, nimmt bei den entsprechenden **Metall-Ionen** von links nach rechts zu.

Bestreben nach Elektronenangabe nimmt zu.

Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Pb	Cu	Ag	Au
Ca <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Au <sup>3+</sup>

Bestreben nach Elektronenaufnahme nimmt zu.

### Aufgabe 3

Kreuze alle richtigen Aussagen an:

- Die Atome eines Metalls können den Ionen eines in der Redoxreihe rechts von ihm stehenden Metalls Elektronen abgeben.
- Die Atome eines Metalls können den Ionen eines in der Redoxreihe links von ihm stehenden Metalls Elektronen abgeben.
- Die Ionen eines Metalls können den Atomen eines rechts von ihm stehenden Metalls Elektronen „abnehmen“.
- Die Atome eines Metalls können die Ionen eines rechts von ihm stehenden Metalls oxidieren.
- Die Atome eines Metalls können die Ionen eines rechts von ihm stehenden Metalls reduzieren.

### Aufgabe 4

Entscheide, ob eine Reaktion stattfindet:

	Ja	Nein
Ein Kupferblech taucht in eine Calciumchlorid-Lösung.		
Ein Magnesiumband taucht in eine Eisensulfat-Lösung.		
Eine Silbernitrat-Lösung wird auf eine Bleiplatte getropft.		
Ein Zinkblech befindet sich in einer Kochsalz-Lösung.		

### Aufgabe 5

Nenne mindestens drei Metall-Ionen, an die Aluminiumatome Elektronen abgeben können.

## Gefährdungsbeurteilung – Station 6: Die Redoxreihe der Metalle

Seite 18

### 1. Durchführung (Tätigkeitsbeschreibung)

**Achtung:** Die Metallbleche müssen sauber und blank poliert sein! Eventuell müsst ihr sie mit Schmiergelpapier reinigen.

- Taucht nacheinander die Metallbleche in die bereitstehenden Lösungen.
- Wartet etwas und beobachtet genau.
- Nehmt dann die Bleche aus den Lösungen und reinigt sie.

### 2. Einstufung der Gefahrstoffe

Stoffbezeichnung	Signalwort	Piktogramme	H-Sätze	EUH-Sätze	P-Sätze	AGW in mg/m <sup>3</sup>
Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat	Achtung	 	H302 H319 H315 H410	–	P273 P302 + P352 P305 + P351 + P338	–
Silbernitrat-Lösung, c = 0,1 mol/l	Achtung	 	H315 H319 H410	–	P273 P302 + P352 P305 + P351 + P338	–
Zinksulfat	Gefahr	  	H302 H318 H410	–	P280 P273 P305 + P351 + P338	–
Eisen(II)-sulfat	Achtung		H302 H319 H315	–	P305 + P351 + P338 P302 + P352	–
Kupferblech	–	–	–	–	–	–
Zinkblech	–	–	–	–	–	–
Silberdraht	–	–	–	–	–	–
Eisenblech	–	–	–	–	–	–

### 3. Gefahrenabschätzung

Gefahren	Ja	Nein	Sonstige Gefahren und Hinweise
durch Einatmen		×	a) Kupfer(II)-sulfat-Pentahydrat ist gesundheitsschädlich bei Verschlucken und verursacht schwere Augenreizung.
durch Hautkontakt	×		b) Die Silbernitrat-Lösung verursacht schwere Augenreizung.
Brandgefahr		×	
Explosionsgefahr		×	

### 4. Substitution von Gefahrstoffen

Nein  Ja

### 5. Entsorgung

Bleche nach der Reaktion in das Entsorgungsgefäß „feste Abfälle (anorganisch)“ geben. Die Lösungen werden in das Sammelgefäß „Schwermetallsalz-Lösungen“ gegeben.

### 6. Schutzmaßnahmen (bitte selbst ausfüllen)

Mindeststandards TRGS 500				geschlossenes System			Weitere Maßnahmen:
×	×						

### 7. Sonstiges

#### Gefahrenhinweise – H-Sätze

H302 Gesundheitsschädlich bei Verschlucken.  
H315 Verursacht Hautreizungen.  
H318 Verursacht schwere Augenschäden.  
H319 Verursacht schwere Augenreizung.  
H410 Sehr giftig für Wasserorganismen mit langfristiger Wirkung.

#### Sicherheitshinweise – P-Sätze

P273 Freisetzung in die Umwelt vermeiden.  
P280 Schutzhandschuhe/Schutzkleidung/Augenschutz/Gesichtsschutz tragen.  
P302 + P352 Bei Kontakt mit der Haut: Mit viel Wasser und Seife waschen.  
P305 + P351 + P338 Bei Kontakt mit den Augen: Einige Minuten lang behutsam mit Wasser spülen. Vorhandene Kontaktlinsen nach Möglichkeit entfernen. Weiter spülen.

Schule: \_\_\_\_\_

Fachlehrer/in: \_\_\_\_\_

Datum: \_\_\_\_\_

Unterschrift: \_\_\_\_\_

## Hinweise zu den Versuchen

Im Unterricht müssen die möglichen Gefahrenquellen eines Versuchs vor der Durchführung besprochen werden. Zur Unfallvermeidung beim Experimentieren müssen die geltenden rechtlichen Vorgaben beachtet werden. Grundsätzlich muss Experimentieren umsichtig erfolgen, daher wird bei den einzelnen Versuchen nicht explizit auf die aktuell geltende RiSU (Richtlinien zur Sicherheit im Unterricht) verwiesen. Darüber hinaus gibt es für jedes Bundesland spezifische Vorgaben.

Die Versuche im vorliegenden Buch benötigen teilweise Substanzen, die als Gefahrstoffe eingestuft werden. Für alle diese Versuche gibt es vorausgefüllte Gefährdungshinweise. Die Gefahren- und Sicherheitshinweise werden darin u. a. nach GHS (Globally Harmonised System; vom 20.01.2009, verbindlich ab 01.06.2015) vermerkt.

## Bildquellen

Alessandro Volta, Statue in Como © Ramessos; Wikimedia.com (27.04.2016)

Alkali-Mangan-Batterie © Aney; Wikimedia.com (27.04.2016)

Altbatterien © mitifoto; Fotolia.com (Nr. 74608163)

Arbeitsschutz Piktogramme © Gooseman; Fotolia.com (Nr. 51313738)

Batterien entsorgen © WoGi; Fotolia.com (Nr. 71614678)

Bleiakku © Thomas Wydra; Wikimedia.com (27.04.2016)

Flachbatterie © Lead holder; Wikimedia.com (27.04.2016)

Gefahrenpiktogramme © lesniewski; Fotolia.com (Nr. 48487818)

Lithium-Ionen-Akku © J. Ash Bowie; Wikimedia.com (27.04.2016)

Lithiumbatterie © Solomon203; Wikimedia.com (27.04.2016)

Luigi Galvani, Statue in Bologna © Didier Deschouens; Wikimedia.com (27.04.2016)

Nickel-Metallhydrid-Akku (NiMH) © Metalphoenix; Wikimedia.com (27.04.2016)

Opferanode © kranidi; Fotolia.com (Nr. 105588622)

rostiges Schiff © MEV-Verlag (Nr. 46048)

Silberoxid-Batterie © Lukas A CZE; Wikimedia.com (27.04.2016)

Zink-Kohle-Batterie © Julo; Wikimedia.com (27.04.2016)

Zink-Luft-Batterie © samdisc; Fotolia.com (Nr. 91683524)

Gedruckt auf umweltbewusst gefertigtem, chlorkfrei gebleichtem und alterungsbeständigem Papier.

1. Auflage 2016

© 2016 Auer Verlag, Augsburg

AAP Lehrerfachverlage GmbH

Alle Rechte vorbehalten

Das Werk als Ganzes sowie in seinen Teilen unterliegt dem deutschen Urheberrecht. Der Erwerber des Werks ist berechtigt, das Werk als Ganzes oder in seinen Teilen für den eigenen Gebrauch und den Einsatz im Unterricht zu nutzen. Die Nutzung ist nur für den genannten Zweck gestattet, nicht jedoch für einen weiteren kommerziellen Gebrauch, für die Weiterleitung an Dritte oder für die Veröffentlichung im Internet oder in Intranets. Eine über den genannten Zweck hinausgehende Nutzung bedarf in jedem Fall der vorherigen schriftlichen Zustimmung des Verlags.

Sind Internetadressen in diesem Werk angegeben, wurden diese vom Verlag sorgfältig geprüft. Da wir auf die externen Seiten weder inhaltliche noch gestalterische Einflussmöglichkeiten haben, können wir nicht garantieren, dass die Inhalte zu einem späteren Zeitpunkt noch dieselben sind wie zum Zeitpunkt der Drucklegung. Der Auer Verlag übernimmt deshalb keine Gewähr für die Aktualität und den Inhalt dieser Internetseiten oder solcher, die mit ihnen verlinkt sind, und schließt jegliche Haftung aus.

Covergestaltung: Daniel Fischer, Grafikdesign München

Umschlagfotos: chombosan/Shutterstock.com; Studio G./Shutterstock.com; welcomia/Shutterstock.com;

denk creative/Shutterstock.com

Illustrationen: Stefanie Aufmuth, Corinna Beurenmeister, Steffen Jähde, Stefan Leuchtenberg, Stefan Lohr, Denise Müller, Bettina Weyland

Satz: Druckerei Joh. Walch, Augsburg

Druck und Bindung: Druckerei Joh. Walch, Augsburg

ISBN 978-3-403-07722-0

www.auer-verlag.de