

# 1.10. Redoxreaktionen

## 1.10.1. Redoxgleichungen

Beispiel 1:

Magnesium reagiert mit Sauerstoff zu \_\_\_\_\_:  $\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow$  \_\_\_\_\_

⇒ Magnesium wird \_\_\_\_\_

Beispiel 2:

Magnesium reagiert mit Chlor zu \_\_\_\_\_:  $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \rightarrow$  \_\_\_\_\_

⇒ Magnesium wird „\_\_\_\_\_“

### Oxidation und Reduktion als Elektronenübergang

- Oxidation = Elektronen \_\_\_\_\_
- Reduktion = Elektronen \_\_\_\_\_
- Oxidationsmittel = Elektronen \_\_\_\_\_
- Reduktionsmittel = Elektronen \_\_\_\_\_

## 1.10.2. Oxidationszahlen

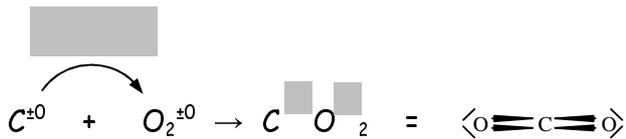
Einige Nichtmetall-„oxide“

Name	Entstehung durch Verbrennung von	Entstehungsort	Wirkung
„Wasser“ $\text{H}_2\text{O}$			
„Kohlenstoffmonoxid“ $\text{CO}$			
„Kohlenstoffdioxid“ $\text{CO}_2$			
„Stickstoffmonoxid“ $\text{NO}$			
„Stickstoffdioxid“ $\text{NO}_2$			

„Schwefeldioxid“ SO <sub>2</sub>			
„Schwefeltrioxid“ SO <sub>3</sub>			

### Beispiel 1:

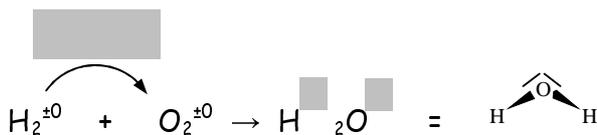
Kohlenstoff reagiert mit Sauerstoff zu \_\_\_\_\_ = „Kohlenstoffdioxid“



⇒ Kohlenstoff wird oxidiert

### Beispiel 2:

Wasserstoff reagiert mit Sauerstoff zu Wasserstoffdisauerstoff = Wasser



⇒ Wasserstoff wird oxidiert

### Oxidationszahlen

Um Redoxreaktionen zwischen **Nichtmetallen** einfach beschreiben zu können, verwendet man Oxidationszahlen. Die **Oxidationszahl** eines Atoms ist die **formale Ladung**, die dieses Atom erhält, wenn die Bindungselektronen jeweils dem **elektronegativeren** Element zugeordnet werden.

### Regeln zur Bestimmung von Oxidationszahlen

1. Elemente erhalten die OZ \_\_\_
2. Sauerstoff erhält die OZ \_\_\_ (Ausnahmen: OF<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, ...)
3. Wasserstoff erhält die OZ \_\_\_ (Ausnahme: Metallhydride)
4. Metallionen erhalten \_\_\_\_\_ Oxidationszahlen entsprechend ihrer tatsächlichen Ladung
5. Die **Summe** aller OZ eines Teilchens ist \_\_\_\_\_ seiner Gesamtladung.

### Aufstellen von Redoxgleichungen

1. Ausgangsstoffe und Endprodukte aus der Aufgabenstellung in *Gesamtgleichung* eintragen.
2. Anhand der *Oxidationszahlen* feststellen, welche Elemente oxidiert bzw. reduziert werden.
3. Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion aufstellen.
4. Teilgleichungen ausgleichen
5. Koeffizienten der Teilgleichungen in die *Gesamtgleichung* übertragen.

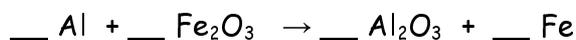
### Merke:

Oxidation bedeutet \_\_\_\_\_ der Oxidationszahl

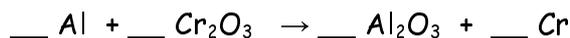
Reduktion bedeutet \_\_\_\_\_ der Oxidationszahl

### 1.10.3. Edle und unedle Metalle

- Je **edler** ein Metall ist, desto \_\_\_\_\_ ist es zu oxidieren, d.h., desto \_\_\_\_\_ gibt es **Elektronen** ab. Edelmetalle wie \_\_\_\_, \_\_\_\_, \_\_\_\_, und \_\_ sind daher sehr \_\_\_\_\_ beständig.
- Je **unedler** ein Metall ist, desto \_\_\_\_\_ ist es zu oxidieren, d.h. desto \_\_\_\_\_ gibt es **Elektronen** ab.
- Unedle Metalle können daher Oxide edlerer Metalle \_\_\_\_\_.
- **Beispiele: Thermitverfahren** zum Verschweißen von Eisenbahnschienen



**Aluminothermische Reduktion** von Chrom aus seinem Erz



### 1.10.4. Die Redoxreihe der Metalle

- Taucht man einen Eisennagel in eine  $\text{Cu}^{2+}$ -haltige Lösung, so scheidet sich elementares \_\_\_\_\_ auf dem Nagel ab; gleichzeitig gehen  $\text{Fe}^{3+}$ -Ionen in Lösung:

Oxidationsvorgang: \_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_

Reduktionsvorgang: \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_  $\rightarrow$  \_\_\_\_\_



- Taucht man umgekehrt einen Kupferstab in eine  $\text{Fe}^{3+}$ -haltige Lösung, so findet keine Reaktion statt:  $\text{Cu} + \text{Fe}^{3+} \rightarrow$

- Cu ist **edler** als Fe: Cu ist schwerer zu \_\_\_\_\_ als Fe. (Korrosionsbeständigkeit)

$\text{Cu}^{2+}$  ist leichter zu \_\_\_\_\_ als  $\text{Fe}^{3+}$ .

- Die Metalle lassen sich nach ihrem edlen Charakter in der **Redoxreihe der Metalle** einordnen: das jeweils edlere Metall scheidet sich auf dem unedleren Metall ab.

	Cu	Pb	Zn
$\text{Cu}^{2+}$			
$\text{Pb}^{2+}$	-		
$\text{Zn}^{2+}$			

+ : Abscheidung

- : keine Abscheidung

### Redoxreihe der Metalle

Na/Na<sup>+</sup> ..... Zn/Zn<sup>2+</sup> ..... Pb/Pb<sup>2+</sup> ..... Cu/Cu<sup>2+</sup> ..... Au/Au<sup>3+</sup>

\_\_\_\_\_ Charakter

\_\_\_\_\_ Charakter

\_\_\_\_\_ EN

\_\_\_\_\_ EN

Metall ist \_\_\_\_\_ Reduktionsmittel

Ion ist \_\_\_\_\_ Oxidationsmittel

#### 1.10.5. Eisen und Stahl

- **Erze** = natürliche Form der Metalle als Verbindungen mit \_\_\_\_\_ (Sulfide) oder \_\_\_\_\_ (Oxide)
- **Verhüttung** = Gewinnung der reinen Metalle aus ihren \_\_\_\_\_.
- **Eisenerz**  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  wird im Hochofen durch \_\_\_\_\_ und \_\_\_\_\_ zu **Roheisen** reduziert, das mit ca. 4 % \_\_\_\_\_ verunreinigt ist.  

$$\_\_ \text{Fe}_2\text{O}_3 + \_\_ \text{C} \rightarrow \_\_ \text{Fe} + \_\_ \text{CO}$$

$$\_\_ \text{Fe}_2\text{O}_3 + \_\_ \text{CO} \rightarrow \_\_ \text{Fe} + \_\_ \text{CO}_2$$
- Aufgrund des hohen Kohlenstoffgehalts ist Roheisen sehr \_\_\_\_\_ und nur als **Gußeisen** verwendbar.
- Durch Einblasen von \_\_\_\_\_ bei ca. 3000°C wird ein Teil des Kohlenstoffs zu CO oxidiert und entfernt. Man erhält auf diese Weise \_\_\_\_\_ mit nur noch 0,5-1,5 % \_\_\_\_\_, der sich \_\_\_\_\_ und ziehen lässt. Handelsüblicher \_\_\_\_\_ enthält meist noch **Legierungsbestandteile** wie z.B. Chrom (\_\_\_\_\_), Mangan (\_\_\_\_\_) oder Nickel (\_\_\_\_\_).

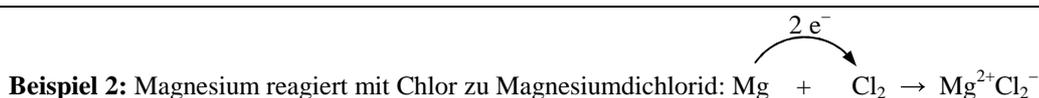
## 1.10. Redoxreaktionen

### 1.10.1. Redoxgleichungen

Magnesiumband in  $O_2$  und  $Cl_2$  verbrennen, Elemente I S. 159



⇒ **Magnesium wird oxidiert**



⇒ **Magnesium wird „oxidiert“**

#### Oxidation und Reduktion als Elektronenübergang

- **Oxidation** = Elektronenabgabe.
- **Reduktion** = Elektronenaufnahme.
- **Oxidationsmittel** = Elektronenfänger
- **Reduktionsmittel** = Elektronenspender

Übungen: *Aufgaben zu Redoxreaktionen Nr. 1*  
*Reduktion von CuO mit Wasserstoff oder Kohle*

### 1.10.2. Oxidationszahlen

#### Einige Nichtmetall-„oxide“ (*Internetrecherche*)

Name	Entstehung durch Verbrennung von	Entstehungsort	Wirkung
„Wasser“ $\text{H}_2\text{O}$	Wasserstoffverbindungen	Verbrennungsmotor Atmung	ungiftig
„Kohlenstoffmonoxid“ $\text{CO}$	Kohlenstoffverbindungen bei Sauerstoffmangel	Verbrennungsmotor Zigaretten	äußerst giftig, hemmt die Zellatmung.
„Kohlenstoffdioxid“ $\text{CO}_2$	Kohlenstoffverbindungen	Verbrennungsmotor, Atmung	ungiftig, bildet aber in geschlossenen Räumen aufgrund der hohen Dichte einen „ $\text{CO}_2$ -See“
„Stickstoffmonoxid“ $\text{NO}$	Luftstickstoff bei hohen Temperaturen und Sauerstoffmangel	Verbrennungsmotor	enthält ein ungepaartes Elektron (Radikal) ⇒ sehr reaktiv ⇒ giftig und krebserregend.
„Stickstoffdioxid“ $\text{NO}_2$	Luftstickstoff bei hohen Temperaturen	Verbrennungsmotor	Radikal ⇒ giftig und krebserregend, typischer Geruch nach Chlor.
„Schwefeldioxid“ $\text{SO}_2$	Schwefelverbindungen bei Sauerstoffmangel in Öl und Holz	Kraftwerke und Heizungsanlagen	bildet in der Lunge mit Wasser schweflige Säure $\text{H}_2\text{SO}_3$ ⇒ giftig, Hauptverursacher des Waldsterbens
„Schwefeltrioxid“ $\text{SO}_3$	Schwefelverbindungen in Öl und Holz	Kraftwerke und Heizungsanlagen	bildet in der Lunge mit Wasser Schwefelsäure $\text{H}_2\text{SO}_4$ ⇒ giftig

Übungen: *Aufgaben zu Redoxreaktionen Nr. 2*

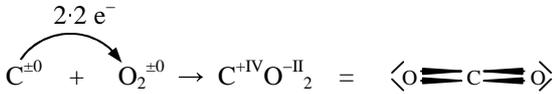
#### Oxidationszahlen

Um Redoxreaktionen zwischen **Nichtmetallen** einfach beschreiben zu können, verwendet man Oxidationszahlen. Die **Oxidationszahl** eines Atoms ist die **formale Ladung**, die dieses Atom erhält, wenn die Bindungselektronen jeweils dem **elektronegativeren** Element zugeordnet werden.

### Regeln zur Bestimmung von Oxidationszahlen

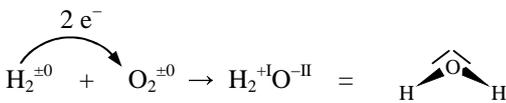
1. **Elemente** erhalten die OZ 0
2. **Sauerstoff** erhält die OZ -II (Ausnahmen: OF<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, ...)
3. **Wasserstoff** erhält die OZ +I (Ausnahme: Metallhydride)
4. **Metallionen** erhalten positive Oxidationszahlen entsprechend ihrer tatsächlichen Ladung
5. Die **Summe** aller OZ in einem Teilchen ist gleich der Gesamtladung

**Beispiel 1:** Kohlenstoff reagiert mit Sauerstoff zu Kohlenstoffdisauerstoff = „Kohlenstoffdioxid“



⇒ **Kohlenstoff wird oxidiert**

**Beispiel 2:** Wasserstoff reagiert mit Sauerstoff zu Wasserstoffdisauerstoff = Wasser



⇒ **Wasserstoff wird oxidiert**

Übungen: *Aufgaben zu Redoxreaktionen Nr. 3 und 4*  
*Redoxreaktionen mit Halogenen*

### Aufstellen von Redoxgleichungen

1. Ausgangsstoffe und Endprodukte aus der Aufgabenstellung in Gesamtgleichung eintragen.
2. Anhand der Oxidationszahlen feststellen, welche Elemente oxidiert bzw. reduziert werden.
3. Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion aufstellen.
4. Teilgleichungen ausgleichen
5. Koeffizienten der Teilgleichungen in die Gesamtgleichung übertragen.

### Merke:

**Oxidation** bedeutet **Erhöhung** der Oxidationszahl.

**Reduktion** bedeutet **Verminderung** der Oxidationszahl.

Übungen: *Aufgaben zu Redoxreaktionen Nr. 5 und 6*

*Beispiel: Stufenweise Reduktion von V<sup>5+</sup> (gelb) → V<sup>4+</sup> (blau) → V<sup>3+</sup> (grün) → V<sup>2+</sup> (hellblau) durch Zugabe einer Zn-Grenalie zu einer Lösung von V<sub>2</sub>O<sub>5</sub> in konz. HC. Dazu Reaktionsgleichungen mit Oxidationszahlen aufstellen. Warum erkennt man das blaue V<sup>4+</sup>-Ion trotz seiner intensiven Färbung nicht?*

## 1.10.3. Edle und unedle Metalle

### Thermitversuch

- Je **edler** ein Metall ist, desto schwerer ist es zu **oxidieren**, d.h., desto schwerer gibt es **Elektronen** ab. Edelmetalle wie Au, Ag, Cu, und Pt sind daher sehr korrosionsbeständig.
- Je **unedler** ein Metall ist, desto **leichter** ist es zu oxidieren, d.h. desto leichter gibt es **Elektronen** ab.
- Unedle Metalle können daher Oxide edlerer Metalle reduzieren.
- **Beispiele**  
**Thermitverfahren** zum Verschweißen von Eisenbahnschienen  $3 \text{ Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{ Fe}$   
**Aluminothermische Reduktion** von Chrom aus seinem Erz  $3 \text{ Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3 \text{ Cr}$

### 1.10.4. Die Redoxreihe der Metalle

Eisennagel in  $\text{CuSO}_4$  tauchen, Kupferblech in  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ -Lösung tauchen.

- Taucht man einen Eisennagel in eine  $\text{Cu}^{2+}$ -haltige Lösung, so scheidet sich elementares Kupfer Cu auf dem Nagel ab; gleichzeitig gehen  $\text{Fe}^{3+}$ -Ionen in Lösung:  
**Oxidationsvorgang:**  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \text{e}^-$   
**Reduktionsvorgang:**  $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$   
**Redoxgleichung:**  $3 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Fe} \rightarrow 3 \text{Cu} + 2 \text{Fe}^{3+}$
- Taucht man umgekehrt einen Kupferstab in eine  $\text{Fe}^{3+}$ -haltige Lösung, so findet keine Reaktion statt:  $\text{Cu} + \text{Fe}^{3+} \nrightarrow$
- Cu ist **edler** als Fe: Cu ist schwerer zu oxidieren als Fe. (Korrosionsbeständigkeit)  
 $\text{Cu}^{2+}$  ist leichter zu reduzieren als  $\text{Fe}^{3+}$ .
- Die Metalle lassen sich nach ihrem edlen Charakter in der **Redoxreihe der Metalle** einordnen: das jeweils edlere Metall scheidet sich auf dem unedleren Metall ab.

	Cu	Pb	Zn
$\text{Cu}^{2+}$		+	+
$\text{Pb}^{2+}$	-		+
$\text{Zn}^{2+}$	-	-	

+ : Abscheidung  
 - : keine Abscheidung

#### Redoxreihe der Metalle

$\text{Na}/\text{Na}^+ \dots \dots \dots \text{Zn}/\text{Zn}^{2+} \dots \dots \dots \text{Pb}/\text{Pb}^{2+} \dots \dots \dots \text{Cu}/\text{Cu}^{2+} \dots \dots \dots \text{Au}/\text{Au}^{3+}$   
 unedler Charakter edler Charakter  
 kleine EN große EN  
 Metall ist starkes Reduktionsmittel Ion ist starkes Oxidationsmittel

Übungen: Experimente zur Redoxreihe  
 Aufgaben zu Redoxreaktionen Nr. 7

### 1.10.5. Eisen und Stahl

Film über Eisen und Stahl

- **Erze** = natürliche Form der Metalle als Verbindungen mit **Schwefel (Sulfide)** oder **Sauerstoff (Oxide)**
- **Verhüttung** = Gewinnung der reinen Metalle aus ihren **Erzen**
- **Eisenerz** (hauptsächlich  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) wird im Hochofen durch **Koks (C)** und Kohlenmonoxid (CO) zu **Roheisen** (Fe mit ca. 4 % C) reduziert.  
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{C} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}$   
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$
- Das Reduktionsmittel **Kohlenmonoxid** entsteht bei hohen Temperaturen durch die teilweise Oxidation von **Koks**.  
 $2 \text{C} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}$
- Aufgrund des hohen Kohlenstoffgehalts ist Roheisen sehr **spröde** und nur als **Gußeisen** verwendbar.
- Durch Einblasen von Sauerstoff bei ca. 3000°C wird ein Teil des Kohlenstoffs zu CO oxidiert und entfernt. Man erhält auf diese Weise **Rohstahl** mit 0,5-1,5 % C, der sich walzen und ziehen lässt. Handelsüblicher **Stahl** enthält meist noch **Legierungsbestandteile** wie z.B. Chrom (**Korrosionsschutz**), Mangan (**Härte**) oder Nickel (**Zähigkeit**).

Übungen: Aufgaben zu Redoxreaktionen Nr. 8