

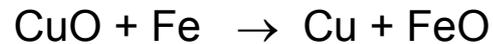
## Expertenwissen: **REDUKTION - OXIDATION (REDOX)**

### KLASSISCHE DEFINITION:

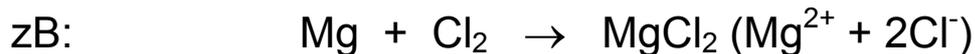
Oxidation: Verbindung mit Sauerstoff



Reduktion: Entzug von Sauerstoff



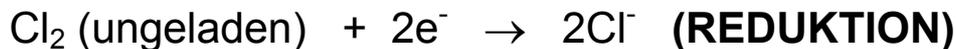
### Ähnliche Reaktionen sind auch OHNE Sauerstoff möglich !



Betrachten wir die Teilreaktionen:



Magnesium (ungeladen) gibt 2 Elektronen ab und wird zum  $\text{Mg}^{2+}$  -Ion (wir schreiben die  $2\text{e}^-$  auf die rechte Ergebnisseite!)



Chlor (ungeladen) nimmt 2 Elektronen auf und wird zum Chlorid – Ion.

Die 2 frei werdenden Elektronen vom Magnesium nimmt das Chlormolekül auf.

### MODERNE DEFINITION:

Oxidation: ELEKTRONENABGABE	Reduktion: ELEKTRONENAUFNAHME
-----------------------------	-------------------------------

⇒ Es werden Elektronen übertragen!

⇒ Reduktion und Oxidation laufen immer gekoppelt ab (Redox-Reaktion!)

---

Weitere Begriffe:

#### OXIDATIONSMITTEL:

- ⇒ nehmen leicht Elektronen auf (wirken „elektronenraubend“)
- ⇒ werden selbst reduziert (Nichtmetalle)
- ⇒ wichtigstes Oxidationsmittel: SAUERSTOFF

#### REDUKTIONSMITTEL:

- ⇒ geben leicht Elektronen ab (wirken „elektronenaufdrängend“)
- ⇒ werden selbst oxidiert (Metalle)
- ⇒ Beispiel aus der Technik: Aluminium (Thermitschweißen!)

Thermitschweißen: Eisenoxid wird mit Aluminiumpulver vermischt. Nach dem Zünden dieser Mischung läuft eine sehr stark exotherme Reaktion ab. Es entsteht Aluminiumoxid und flüssiges Eisen, das an Ort und Stelle zum Verschweißen von Eisenbahnschienen dient.

**TEAM:** .....

## ÜBUNG: REDOX „KLASSISCH“

Für diese Versuche brauchst du:

feuerfeste Unterlage (Dachziegel)

Tiegelzange

Laborbrenner

trockene Proberöhren

Proberöhrenhalter

Indikatorpapier

Spatel

Spritzflasche mit Wasser

Uhrglas

Magnesiumband

Eisenpulver

Kupferoxid (CuO)

Versuchsdurchführung:

### **VERSUCH A**

1. Führe alle folgenden Operationen über der feuerfesten Unterlage aus!!!!
2. Nimm ein etwa 2 cm langes Stück Magnesiumband (NICHT MEHR!!) und halte es mit der Tiegelzange fest.
3. Zünde den Laborbrenner an und halte das Magnesiumband in die Flamme.
4. **WICHTIG: NICHT DIREKT IN DIE FLAMME BLICKEN!!!!!!!**

Notiere deine Beobachtungen :

.....

5. Nimm mit der Spatel den Verbrennungsrückstand auf und lege ihn auf das TROCKENE Uhrglas.
6. Füge wenige Tropfen Wasser hinzu und prüfe mit dem Indikatorpapier.

Notiere deine Beobachtungen :

.....

### **VERSUCH B**

1. Gib jeweils eine kleine Spatelspitze Kupferoxid und Eisenpulver in eine trockene Proberöhre und vermische die 2 Stoffe durch schütteln.
2. Nimm die Proberöhre mit dem Proberöhrenhalter und erhitze das Gemenge mit dem Laborbrenner bis die Reaktion einsetzt (aufglühen).
3. Untersuche nach dem Erkalten das Reaktionsgemisch.

Notiere deine Beobachtungen :

.....

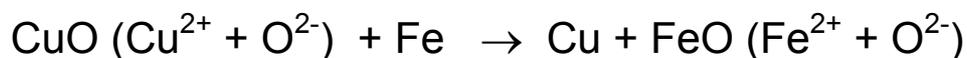
**ENTSORGUNG: Alle Stoffe gemeinsam in das vorgesehene Gefäß geben!!**

%

**KNIFFLIGE FRAGEN:**

- 1) Welcher Stoff entsteht beim Anfeuchten des Mg-Verbrennungsrestes?  
(Erinnere dich an die Entstehung von Säuren und Basen!!)
  
- 2) Bei diesen Reaktionen handelt es sich um „klassische“ Oxidations- und Reduktionsreaktionen (O<sub>2</sub>-Aufnahme bzw. Abgabe).  
Warum kann aber nicht nur der Sauerstoff allein aufgenommen bzw. abgegeben werden (siehe Expertenwissen!)?

3) Die Reaktionsgleichungen beider Reaktionen lauten wie folgt:  
*Versuche, für beide Reaktionen die TEILREAKTIONSGLEICHUNGEN für die Oxidation (Elektronenabgabe) und die Reduktion (Elektronenaufnahme) zu formulieren (analog zur Reaktion Mg + Cl<sub>2</sub>):*



Schreibe zu allen Reaktionspartnern dazu, welche Stoffe OXIDATIONSMITTEL und welche REDUKTIONSMITTEL sind.

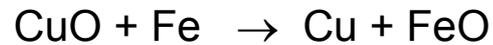
## Expertenwissen: REDUKTION - OXIDATION (REDOX)

### KLASSISCHE DEFINITION:

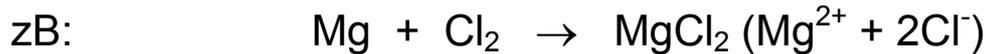
Oxidation: Verbindung mit Sauerstoff



Reduktion: Entzug von Sauerstoff



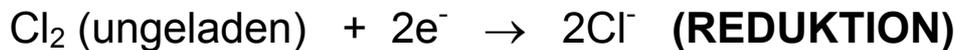
### Ähnliche Reaktionen sind auch OHNE Sauerstoff möglich !



Betrachten wir die Teilreaktionen:



Magnesium (ungeladen) gibt 2 Elektronen ab und wird zum Mg<sup>2+</sup> -Ion (wir schreiben die 2e<sup>-</sup> auf die rechte Ergebnisseite!)



Chlor (ungeladen) nimmt 2 Elektronen auf und wird zum Chlorid – Ion.

Die 2 frei werdenden Elektronen vom Magnesium nimmt das Chlormolekül auf.

### MODERNE DEFINITION:

Oxidation: ELEKTRONENABGABE	Reduktion: ELEKTRONENAUFNAHME
-----------------------------	-------------------------------

⇒ Es werden Elektronen übertragen!

⇒ Reduktion und Oxidation laufen immer gekoppelt ab (Redox-Reaktion!)

Weitere Begriffe:

### **OXIDATIONSZAHLEN:**

- ⇒ sie sind ein Hilfsmittel bei der Untersuchung von chemischen Reaktionen
- ⇒ sie geben eine scheinbare Ladung der Atome in einer Verbindung an
- ⇒ Oxidationszahl bezieht sich immer auf ein einzelnes Atom!

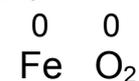
⇒ Schreibweise: Vorzeichen (+/-) und römische Ziffer über das Elementsymbol

⇒ Summe aller Oxidationszahlen in einer Verbindung = 0

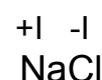


⇒ Atome der freien Elemente und Atome im elementaren Zustand:

Oxidationszahl = 0



⇒ bei einatomigen Ionen: Oxidationszahl = Ladung des Ions



⇒ Wasserstoff in Verbindungen: Oxidationszahl = immer +I



⇒ Sauerstoff in Verbindungen: Oxidationszahl = (fast) immer –II



**TEAM:** .....

## ÜBUNG: VERBRENNUNG UND CO<sub>2</sub>

Für diese Versuche brauchst du:

feuerfeste Unterlage (Dachziegel)

Magnesiumband

Tiegelzange

Laborbrenner

2 Marmeladegläser

1 Marmeladeglas mit Sand

2 Deckel

Teelicht

CO<sub>2</sub>-Entwickler

Versuchsdurchführung:

### **VERSUCH A**

4. Zünde ein Teelicht an, halte es über das geöffnete Marmeladeglas und lasse es so in das Glas plumpsen, dass die Flamme weiter brennt.
5. Nimm das 2. Marmeladeglas und fülle es mit CO<sub>2</sub> (öffne vorsichtig den Hahn am CO<sub>2</sub>-Entwickler; Gas strömt aus dem Glasrohr). Lege den Deckel beim Füllen lose auf. Nach etwa 30 Sekunden ist genug CO<sub>2</sub> im Glas; schließe den Hahn, ziehe das Füllrohr heraus und verschließe mit dem Deckel.
6. Öffne das Glas mit dem CO<sub>2</sub> und gieße das Gas in das Glas mit dem brennenden Teelicht.

**Notiere deine Beobachtungen :**

.....

### **VERSUCH B**

7. Führe alle folgenden Operationen über der feuerfesten Unterlage aus!!!!
8. Nimm das Marmeladeglas mit dem Sand und fülle es mit CO<sub>2</sub> (wie in Versuch A).
9. Nimm ein etwa 2 cm langes Stück Magnesiumband (NICHT MEHR!!) und halte es mit der Tiegelzange fest.
10. Öffne das mit CO<sub>2</sub> gefüllte Glas.
11. Zünde den Laborbrenner an und halte das Magnesiumband in die Flamme.
- 12. WICHTIG: NICHT DIREKT IN DIE FLAMME BLICKEN!!!!!!!**
13. Tauche das brennende Magnesiumband in das mit CO<sub>2</sub> gefüllte Glas.
14. Beobachte die Reaktion und betrachte nach der Reaktion die Verbrennungsreste genau!!!

**Notiere deine Beobachtungen :**

.....

.....

**ENTSORGUNG: Alle Stoffe gemeinsam in das vorgesehene Gefäß geben!!**

%

**KNIFFLIGE FRAGEN:**

4) Wie unterscheiden sich die Verbrennungsreste bei diesem Versuch von den Resten der Magnesiumverbrennung in Luft?

5) Offensichtlich „brennt“ Magnesium auch in anderen Stoffen. Welcher Reaktionstyp liegt hier vor?

6) Versuche die Reaktionsgleichung zu formulieren:



Denke an die Verbrennungsreste dieser Reaktion!

7) Versuche, die TEILREAKTIONSGLEICHUNGEN zu formulieren:

8) Übungsbeispiele OXIDATIONSZAHLEN:

Bestimme die Oxidationszahlen aller Elemente in den Stoffen:

Cl<sub>2</sub>   Al   H<sub>2</sub>O   CO<sub>2</sub>   CO   Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>   H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>   NH<sub>3</sub>

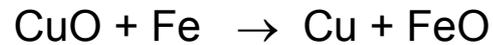
## Expertenwissen: REDUKTION - OXIDATION (REDOX)

### KLASSISCHE DEFINITION:

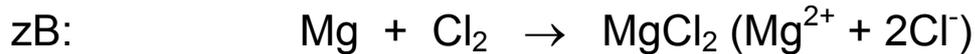
Oxidation: Verbindung mit Sauerstoff



Reduktion: Entzug von Sauerstoff



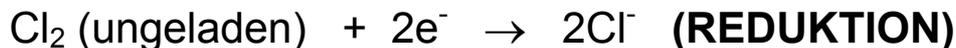
### Ähnliche Reaktionen sind auch OHNE Sauerstoff möglich !



Betrachten wir die Teilreaktionen:



Magnesium (ungeladen) gibt 2 Elektronen ab und wird zum  $\text{Mg}^{2+}$  -Ion (wir schreiben die  $2\text{e}^-$  auf die rechte Ergebnisseite!)



Chlor (ungeladen) nimmt 2 Elektronen auf und wird zum Chlorid – Ion.

Die 2 frei werdenden Elektronen vom Magnesium nimmt das Chlormolekül auf.

### MODERNE DEFINITION:

Oxidation: ELEKTRONENABGABE

Reduktion: ELEKTRONENAUFNAHME

⇒ Es werden Elektronen übertragen!

⇒ Reduktion und Oxidation laufen immer gekoppelt ab (Redox-Reaktion!)

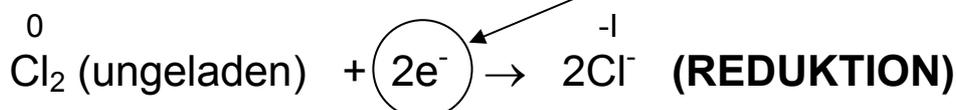
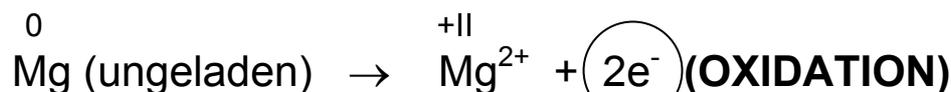
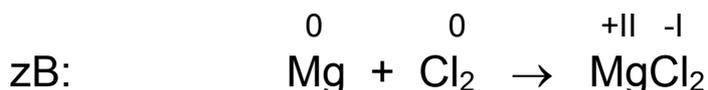
Weitere Begriffe: \_\_\_\_\_

### **OXIDATIONSZAHLEN:**

**Ändern sich bei chemischen Reaktionen die Oxidationszahlen, so liegt eine Redox-Reaktion vor.**

Oxidation: Oxidationszahl wird größer

Reduktion: Oxidationszahl wird kleiner



**TEAM:**.....

## ÜBUNG: VERBRENNUNG VON ALUMINIUM - ROSTEN

Für diese Versuche brauchst du:

Stativ	Stahlwolle
Pinzette	Kupfersulfatlösung
Proberöhre	Alublech
Stopfen mit Glasrohr	Alupulver
Flasche mit gefärbtem Wasser	
Laborbrenner	
Tiegelzange	
gewinkeltes Glasrohr	

Versuchsdurchführung:

### **VERSUCH A**

7. Stopfe Stahlwolle locker mit der Pinzette in die Proberöhre (2/3 voll!).
8. Benetze die Stahlwolle mit wenigen Tropfen Kupfersulfatlösung.
9. Verschließe die Proberöhre mit dem Stopfen und spanne sie so in das Stativ senkrecht ein, dass das Ende des Glasrohres in das gefärbte Wasser eintaucht.
10. Beobachte die Veränderung im Glasrohr (braucht etwas Zeit!).

Notiere deine Beobachtungen :

.....

### **VERSUCH B**

15. Führe alle folgenden Operationen über der feuerfesten Unterlage aus!!!!
16. Nimm das Stück Alublech mit der Tiegelzange und halte es in die Flamme des Laborbrenners.

Notiere deine Beobachtungen :

.....

17. DIESEN VERSUCH NUR ZUSAMMEN MIT DEINEM LEHRER DURCHFÜHREN!!!!!!!

18. Fülle wenig Alupulver in das gewinkelte Glasrohr; klopfe das Pulver in die Biegung – es soll maximal 1cm Alupulver im Rohr sein.
19. Halte eine Öffnung des Glasrohres vor die brennende Flamme des Laborbrenners und blase von unten in die Flamme:
20. **VORSICHT! NICHT AUF PERSONEN RICHTEN!!!!!!!**

Notiere deine Beobachtungen :

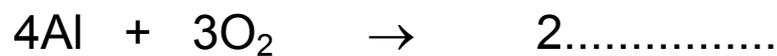
.....

**KNIFFLIGE FRAGEN:**

9) Warum verändert sich bei Versuch A der Flüssigkeitsspiegel im Glasrohr?

10) Warum reagiert das Alu-Blech in der Flamme nicht, das Pulver sehr wohl?

11) Welcher fein verteilte Stoff entsteht als Rauch bei der Verbrennung von Alu-Pulver?  
Versuche, die Reaktionsgleichung zu formulieren:



12) Versuche für diese Reaktionsgleichung die Teilreaktionsgleichungen mit den Oxidationszahlen zu formulieren:



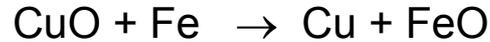
## Expertenwissen: REDUKTION - OXIDATION (REDOX)

### KLASSISCHE DEFINITION:

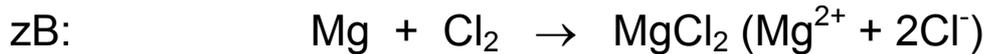
Oxidation: Verbindung mit Sauerstoff



Reduktion: Entzug von Sauerstoff



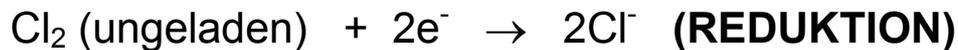
### Ähnliche Reaktionen sind auch OHNE Sauerstoff möglich !



Betrachten wir die Teilreaktionen:



Magnesium (ungeladen) gibt 2 Elektronen ab und wird zum  $\text{Mg}^{2+}$  -Ion (wir schreiben die  $2\text{e}^-$  auf die rechte Ergebnisseite!)



Chlor (ungeladen) nimmt 2 Elektronen auf und wird zum Chlorid – Ion.

Die 2 frei werdenden Elektronen vom Magnesium nimmt das Chlormolekül auf.

### MODERNE DEFINITION:

Oxidation: ELEKTRONENABGABE	Reduktion: ELEKTRONENAUFNAHME
-----------------------------	-------------------------------

⇒ Es werden Elektronen übertragen!

⇒ Reduktion und Oxidation laufen immer gekoppelt ab (Redox-Reaktion!)

Weitere Begriffe: \_\_\_\_\_

### ZEMENTATION:

Beim Eintauchen eines Metallstabes in eine ANDERE Metallsalzlösung können Redox-Reaktionen ablaufen (Hinweis: fein verteilte Metalle sind oft schwarz!).

Dies hängt davon ab, welches Metallion das stärkere Oxidationsmittel ist d.h. welches Metallion das stärker „elektronenraubende“ Teilchen ist.

Je stärker ein Metallion als Oxidationsmittel wirkt, desto EDLER ist dieses Metall. Metalle können nach dieser Eigenschaft geordnet werden (Redox-Reihe, Elektrochemische Spannungsreihe)

**TEAM:**.....

**ÜBUNG: ZEMENTATION**

Für diesen Versuch brauchst du:

- 4 Bechergläser
- Schmirgelpapier
- Kupferblech
- Eisenstab
- Zinkstab
- Küchenrolle

- Kupfersulfatlösung
- Eisensulfatlösung
- Zinksulfatlösung
- Silbernitratlösung

Versuchsdurchführung:

11. Bitte VORSICHT!! Metallsalzlösungen sind MINDERGIFTIG!!!!!!
12. Fülle die 4 Bechergläser je zu 1/3 mit den 4 Metallsalzlösungen.
13. Reinige bei Bedarf die Metalle mit dem Schmirgelpapier; benutze dazu als Unterlage ein Blatt Küchenrolle!
14. Tauche nun die verschiedenen Metallstäbe in die verschiedenen Metallsalzlösungen (probiere alle Kombinationen!!)
15. Tauche immer nur 1 Metall in eine Metallsalzlösung!!
16. Trockne nach jedem Versuch die Metallstäbe mit der Küchenrolle!

Notiere deine Beobachtungen :

	Kupfer	Eisen	Zink
Cu <sup>2+</sup> -Lösung			
Fe <sup>2+</sup> -Lösung			
Zn <sup>2+</sup> -Lösung			
Ag <sup>+</sup> -Lösung			

.....

.....

.....

**Die Lösungen NICHT wegschütten sondern aufheben!!!!**  
**ENTSORGUNG: Alle Putzpapiere gemeinsam in das vorgesehene Gefäß geben!!**

**KNIFFLIGE FRAGEN:**

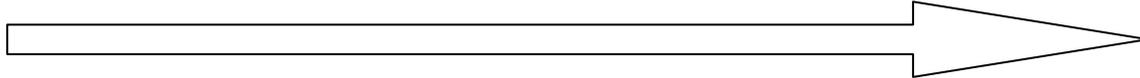
13) Versuche, aufgrund der Beobachtungen die 4 Metalle bzw. Metallionen zu ordnen:

Hinweis: Entsteht aus einem Metallion ein Metall AN einem (anderen) Metallstab, so ist das entstehende Metall ein stärkeres Oxidationsmittel als der Metallstab selbst.

schwächstes

Oxidationsmittel

stärkstes



--	--	--	--