

# Foliensatz Redoxreihe der Halogene

von Ulrich Helmich 2006

## Unterrichtsverlauf:

1. Demonstrationsversuch wie auf Folien 1 bis 5 beschrieben
2. Sicherung der Ergebnisse an Tafel, z.B. als Tabelle
3. Projektion und Besprechung der Folien 1 bis 5
4. Hypothesenbildung: Auch bei den Halogenen gibt es eine Redoxreihe
5. Projektion und Besprechung der Folie 6
6. Problemstellung: Wie kann man das Redoxpotenzial eines Halogens quantitativ ermitteln?
7. Schülerversuch Elektrolyse einer Zinkiodid oder Zinkbromid-Lösung, anschließend Messen der Spannung
8. Projektion und Bespr. der Folien 7 bis 9.
9. Sicherung der Ergebnisse mit Folie 10.
10. Erarbeiten oder mitteilen, dass man zur Ermittlung der RP eine Standard-Halogen-HZ mit einer Standard-Wasserstoff-HZ verbinden muss.
11. Redoxpotenziale der Halogene mit Folie 11.

Chemie 12 - Redoxchemie Thema 5 - Redoxreihe der Nichtmetalle Folie 5-01

### Reaktionen der Nichtmetalle

Beschreiben Sie den abgebildeten Versuch.  
Formulieren Sie die Reaktion, die abgelaufen ist  
a) als Gesamtgleichung  
b) in Form zweier Redoxgleichungen.

C) Ulrich Helmich 3/2006 www.u-helmich.de/che

Chemie 12 - Redoxchemie Thema 5 - Redoxreihe der Nichtmetalle Folie 5-02

### Reaktionen der Nichtmetalle

$$2 \text{Br}^- \longrightarrow \text{Br}_2 + 2 \text{e}^-$$

$$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^-$$

C) Ulrich Helmich 1/2006 www.u-helmich.de/che

Chemie 12 - Redoxchemie Thema 5 - Redoxreihe der Nichtmetalle Folie 5-03

### Reaktionen der Nichtmetalle

$$2 \text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$$

$$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Cl}^-$$

C) Ulrich Helmich 3/2006 www.u-helmich.de/che

Chemie 12 - Redoxchemie Thema 5 - Redoxreihe der Nichtmetalle Folie 5-04

### Reaktionen der Nichtmetalle

keine Reaktion!

C) Ulrich Helmich 3/2006 www.u-helmich.de/che

Chemie 12 - Redoxchemie Thema 5 - Redoxreihe der Nichtmetalle Folie 5-05

### Reaktionen der Nichtmetalle

$$2 \text{I}^- \longrightarrow \text{I}_2 + 2 \text{e}^-$$

$$\text{Br}_2 + 2 \text{e}^- \longrightarrow 2 \text{Br}^-$$

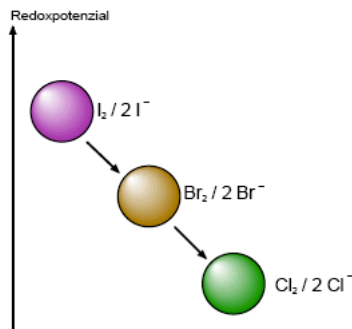
C) Ulrich Helmich 3/2006 www.u-helmich.de/che

### Redoxreihe der Halogene

**Versuch:** Chlor reagiert mit NaBr- und NaI-Lösung, dabei entsteht elementares Brom bzw. Iod.

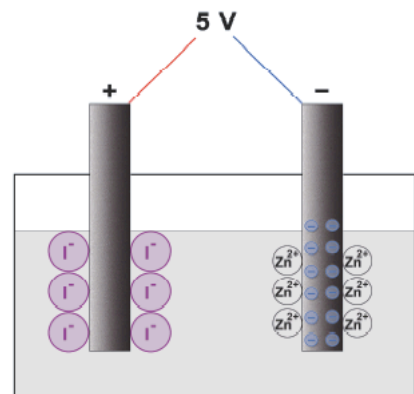
**Ergebnis:** Br<sup>-</sup>-Ionen und I<sup>-</sup>-Ionen werden durch Chlor oxidiert. Ergebnis: Cl<sub>2</sub>-Moleküle werden durch Br<sup>-</sup>- und I<sup>-</sup>-Ionen reduziert.

**Hypothese:** Das **Redoxpotenzial** von Brom/Bromid- und Iod/Iodid ist größer als das von Chlor/Chlorid:



### Elektrolyse von ZnI<sub>2</sub>-Lösung

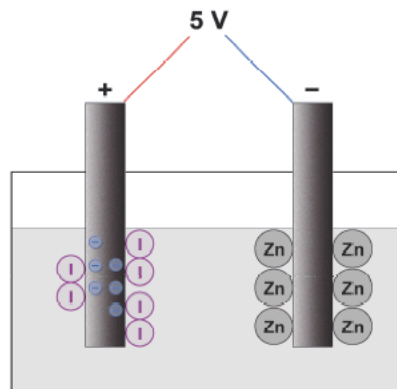
**Versuch:** Zinkiodid-Lösung wird für 10 Minuten bei 5 V- elektrolysiert.



**Schritt 1:** Zink-Ionen wandern zum Minuspol, Iodid-Ionen zum Pluspol.

### Elektrolyse von ZnI<sub>2</sub>-Lösung

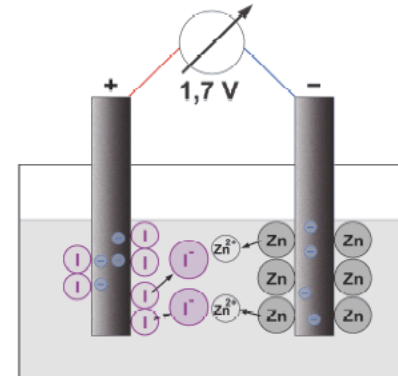
**Versuch:** Zinkiodid-Lösung wird für 10 Minuten bei 5 V- elektrolysiert.



**Schritt 2:** Zink-Ionen nehmen Elektronen auf, Iodid-Ionen geben Elektronen ab.

### Elektrolyse von ZnI<sub>2</sub>-Lösung

**Versuch / Ergebnis:** Nach Austauschen der Spannungsquelle gegen ein Voltmeter wird eine Gleichspannung von ca. 1,7 V gemessen.



**Schritt 3:** Es haben sich eine Iod-Elektrode und eine Zink-Elektrode gebildet. Iod-Moleküle nehmen Elektronen auf, Zink-Atome geben Elektronen ab.

### Elektrolyse von ZnI<sub>2</sub>-Lösung

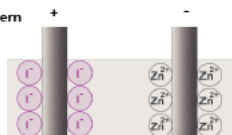
**Erklärung:**

**Während der Elektrolyse wandern**

- a) zum Minuspol: Zink-Ionen
- b) zum Pluspol: Iodid-Ionen

**Bei der Elektrolyse entstehen**

- a) am Minuspol: Zink-Atome
- b) am Pluspol: Iod-Moleküle



**Nach Abbruch der Elektrolyse liegen vor**

- a) am Minuspol: eine Zink-Elektrode
- b) am Pluspol: eine Iod-Elektrode

Wir haben also ein galvanisches Element gebaut, das aus einer Zink-Halbzelle<sup>1</sup> und einer Iod-Halbzelle<sup>2</sup> besteht. Die gemessene Spannung entspricht ungefähr dem Redoxpotenzial-Unterschied zwischen Zink und Iod<sup>3</sup>.

<sup>1</sup>Zink-Halbzelle: Zink in Zinkbromid-Lösung

<sup>2</sup>Iod-Halbzelle: Iod in Zinkbromid-Lösung

<sup>3</sup>Wenn die ZnI<sub>2</sub>-Lösung die Konzentration 1 mol/l hat.

### Redoxpotenzial der Halogene

Das Redoxpotenzial eines Halogen/Halogenid-Paars kann man mit Hilfe von Wasserstoff-Halbzellen bestimmen:

Eine Halogen/Halogenid-Halbzelle wird mit einer H<sub>2</sub>-Halbzelle kombiniert, die gemessene Spannung entspricht dem Redoxpotenzial der Halogen-Halbzelle.

Man erhält dann folgende Werte:

$2I^-_{(aq)} \rightleftharpoons I_{2(s)} + 2e^-$	<b>+ 0,54 V</b>
$2Br^-_{(aq)} \rightleftharpoons Br_{2(l)} + 2e^-$	<b>+ 1,07 V</b>
$2Cl^-_{(aq)} \rightleftharpoons Cl_{2(g)} + 2e^-$	<b>+ 1,36 V</b>
$2F^-_{(aq)} \rightleftharpoons F_{2(g)} + 2e^-$	<b>+ 2,87 V</b>