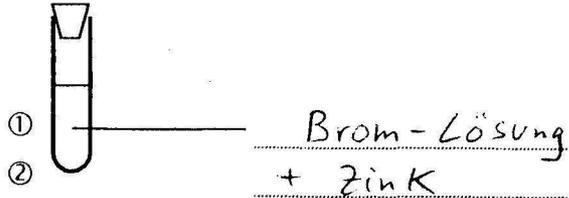


Oxidation von Zink mit Brom

D:



B:

- ① Entfärbung der Lösung
- ② Feststoff löst sich auf

F:

- ① Brom wird reduziert
- ② Zink wird oxidiert

Gl:



② : ①

Zink(II) bromid - Lösung

**Versuchsbeschreibung**

In ein Reagenzglas wird etwas orangefarbene Brom-Lösung gegeben. Gibt man nun etwas silbrigen Zinkstaub dazu, so entfärbt sich die Lösung und auch der graue Feststoff ist nicht mehr sichtbar.

Das Nebengruppenmetall Zink reagiert ähnlich wie das Hauptgruppenmetall Magnesium.

Eine Oxidation (Ox. :) ist eine Abgabe von Elektronen.

Eine Reduktion (Red. :) ist eine Aufnahme von Elektronen.

Beide Teilreaktionen laufen immer gekoppelt als Redoxreaktion ab.

Das Reduktionsmittel (Redm) wird selbst oxidiert.

Das Oxidationsmittel (Oxm) wird selbst reduziert.

Metalle bilden mit Nichtmetallen Salze.

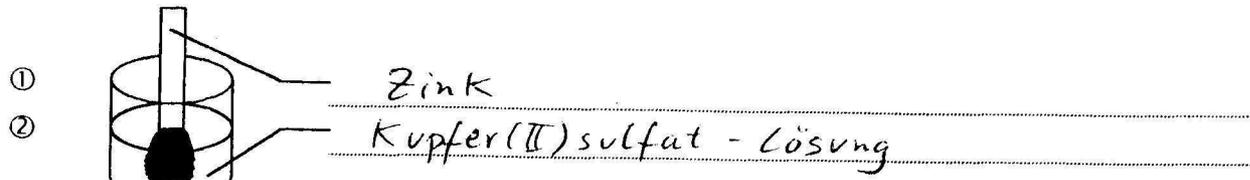
Diese bestehen aus positiv und negativ geladenen Ionen.

Die meisten Salze bilden farblose Lösungen.



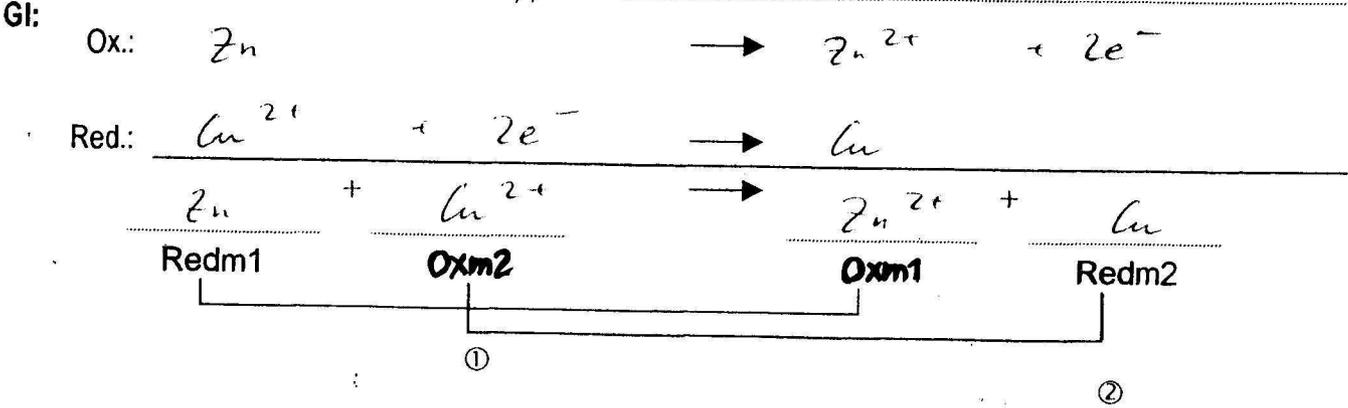
Oxidation von Zink mit Kupfer(II) Ionen

D:



B: ① Entfärbung  
 ② rötlicher Feststoff entsteht

F: ① Kupfer(II) Ionen werden reduziert  
 ② elementares Kupfer entsteht



**Versuchsbeschreibung**

In ein Becherglas wird etwas blaue Kupfer(II)sulfat-Lösung gegeben. Stellt man einen silbrigen Zinkstab in diese Lösung, so entfärbt sich die Lösung langsam und auf dem Zinkstab setzt sich im eingetauchten Bereich ein metallischer Feststoff ab. Durch die feine Verteilung erscheint dieser Feststoff schwarz, presst man ihn jedoch, so hat er eine rötliche Farbe.

Der Versuch funktioniert auch unter Luftabschluss, so dass eine Reaktion mit Sauerstoff ausgeschlossen werden kann.

In der Lösung befinden sich nach der Reaktion farblose Zink(II) Ionen und Sulfationen

Metallkationen können wie Nichtmetalle als Oxidationsmittel wirken und Elektronen aufnehmen.  
 Die meisten Nichtmetalle sind allerdings stärkere Oxidationsmittel.



Abgeleitete einfache Elektronendruckreihe

	Redm	Oxm	
Metall	Zn	Zn <sup>2+</sup>	Metall-
	Cu	Cu <sup>2+</sup>	Kation
Nichtmetall-anionen	2I <sup>-</sup>	I <sub>2</sub>	Nichtmetall
	2Br <sup>-</sup>	Br <sub>2</sub>	



...würde Kupfer mit Iod reagieren? - bzw. würden Iodidionen mit Kupfer(II)ionen reagieren?

Das stärkere Reduktionsmittel (links oben) Reagiert mit dem stärkeren Oxidationsmittel (rechts unten).  
 Durch ständige Energiezufuhr können die Reaktionen umgekehrt werden.  
 Anwendungsbeispiele dafür sind Akkumulatoren.

**Versuchsbeschreibung**  
 In Versuch 1 Reagiert  
Zink  
 mit  
Brom  
 In Versuch 2 reagieren  
Iodidionen  
 mit  
Brom  
 In Versuch 3 reagiert  
Zink  
 mit  
Kupfer(II)ionen  
 In Versuch 4 reagiert  
Zink  
 wieder freiwillig mit  
Brom  
 sobald die Energiezufuhr unterbrochen wird.

## Die Oxidationszahl (OZ)

Beispiel:  $\text{AndElem1}_x\text{Elem}_y\text{AndElem2}_z^{\text{Ladung}}$

Formel zur Regel Nr. 6:

$$\text{OZ}[\text{Elem}] = \frac{-1 \cdot (x \cdot \text{OZ}[\text{AndElem1}] + z \cdot \text{OZ}[\text{AndElem2}]) + \text{Ladung}}{y}$$

Vervollständige die folgende Tabelle:

Summenformel	OZ[Elem]	Regel Nr.	OZ[Elem]	Regel Nr.	OZ[Elem]	Regel Nr.
Na	[Na] 0	1				
P <sub>4</sub>	[P] 0	1				
O <sub>2</sub>	[O] 0	1				
F <sub>2</sub> O	[F] -I	4	[O] +II	6		
H <sub>2</sub> S	[H] +I	3	[S] -II	6		
CO <sub>2</sub>	[C] +IV	6	[O] -II	5		
SO <sub>3</sub>	[S] +VI	6	[O] -II	5		
Na <sub>2</sub> O	[Na] +I	2, (6)	[O] -II	2, (5)		
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	[Al] +III	2, (6)	[O] -II	2, (5)		
BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	[Br] +V	6	[O] -II	5		
ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	[Cl] +VII	6	[O] -II	5		
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	[Mn] +VII	6	[O] -II	5		
Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	[Cr] +VI	6	[O] -II	5		
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	[S] +VI	6	[O] -II	5		
CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	[Cr] +VI	6	[O] -II	5		
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	[H] +I	3	[C] +IV	6	[O] -II	5
KBrO <sub>3</sub>	[K] +I	2	[Br] +V	6	[O] -II	5
NaClO <sub>4</sub>	[Na] +I	2	[Cl] +VII	6	[O] -II	5
KMnO <sub>4</sub>	[K] +I	2	[Mn] +VII	6	[O] -II	5
K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	[K] +I	2	[Cr] +VI	6	[O] -II	5
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	[H] +I	3	[S] +VI	6	[O] -II	5
K <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	[K] +I	2	[Cr] +VI	6	[O] -II	5

### Regeln zur Bestimmung der OZ aus der Summenformel:

- Regel Nr. 1: Die OZ in einem Element ist gleich Null  
 Regel Nr. 2: Die OZ in einem einfachen Ion ist gleich der Ladungszahl  
 Regel Nr. 3: Die OZ von Wasserstoff ist immer +I  
 Regel Nr. 4: Die OZ von Fluor ist immer -I  
 Regel Nr. 5: Die OZ von Sauerstoff ist immer -II (Ausnahme H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>: -I)  
 Regel Nr. 6: Die Summe der OZ in einem Molekül oder einem Salz ist gleich Null, in einem Moleküllion gleich der Ladungszahl

### Regeln zur Bestimmung der OZ aus der Strukturformel:

- Regel Nr. 1: Absolut unpolare Bindungen (nur bei gleichem Element!) werden formal homolytisch gespalten.  
 Regel Nr. 2: Polare Bindungen (auch schwach polare wie C-H) werden formal heterolytisch zugunsten des elektronegativeren Elements gespalten.  
 Regel Nr. 3: Die OZ ist gleich der Differenz aus der Hauptgruppennummer und der Valenzelektronenzahl nach der formalen Bindungsspaltung gemäß Regel 1 bzw. Regel 2.

### Schreibweise der OZ:

Die OZ wird über dem jeweiligen Element mit vorangestelltem Vorzeichen als römische Zahl angegeben. (Symbolfarbe: Orange)

### Der Zweck der OZ:

Bei korrespondierenden Redoxpaaren mit Moleküle oder Moleküllionen ist nicht direkt erkennbar, wie viele Elektronen abgegeben bzw. aufgenommen werden. Die Zahl der übergegangenen Elektronen ergibt sich aus der Differenz der OZ des betreffenden Elements.

### Hinweis auf Nebengruppenelemente:

Manche Nebengruppenmetall-Nichtmetallverbindungen können statt als Salze (wie Metall-Nichtmetallverbindungen), genau wie Nichtmetall-Nichtmetallverbindungen als Molekül oder Moleküllion vorliegen. Alle diese zusammengesetzten Strukturen bezeichnet man auch als „Komplexe“.

### Regeln zum Aufstellen komplizierter Redoxgleichungen

Vervollständige die folgenden Teilgleichungen:

Ox.: oder Red.:?	Ausgangsstoffe	Endstoffe	Bedingungen
Ox.:	$\overset{0}{\text{Al}}$	$\overset{+III}{\text{Al}^{3+}} + 3e^{-}$	egal
Ox.:	$2 \overset{-II}{\text{O}^{2-}}$	$\overset{0}{\text{O}_2} + 4e^{-}$	egal
Red.:	$\overset{+VII}{\text{MnO}_4^{-}} + 5e^{-} + 8\text{H}_3\text{O}^{+}$	$\overset{+II}{\text{Mn}^{2+}} + 12\text{H}_2\text{O}$	sauer
Red.:	$\overset{+VII}{\text{MnO}_4^{-}} + 3e^{-} + 2\text{H}_2\text{O}$	$\overset{+IV}{\text{MnO}_2} + 4\text{OH}^{-}$	alkalisch
Red.:	$\overset{+VI}{\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}} + 6e^{-} + 14\text{H}_3\text{O}^{+}$	$2 \overset{+III}{\text{Cr}^{3+}} + 21\text{H}_2\text{O}$	sauer
Red.:	$\overset{+VI}{\text{CrO}_4^{2-}} + 3e^{-} + 4\text{H}_2\text{O}$	$\overset{+III}{\text{Cr}^{3+}} + 8\text{OH}^{-}$	alkalisch
Red.:	$\overset{+V}{\text{BrO}_3^{-}} + 6e^{-} + 6\text{H}_3\text{O}^{+}$	$\overset{-I}{\text{Br}^{-}} + 9\text{H}_2\text{O}$	sauer
Red.:	$\overset{+I}{2\text{H}_3\text{O}^{+}} + 6e^{-} + 4\text{H}_3\text{O}^{+}$	$3 \overset{0}{\text{H}_2} + 6\text{H}_2\text{O}$	sauer
Ox.:	$\overset{0}{\text{H}_2} + 3\text{H}_2\text{O}$	$\overset{+I}{\text{H}_2\text{O}} + 2e^{-} + 2\text{H}_3\text{O}^{+}$	sauer
Ox.:	$\overset{0}{\text{H}_2} + 2\text{OH}^{-}$	$\overset{+I}{\text{H}_2\text{O}} + 2e^{-} + \text{H}_2\text{O}$	alkalisch
Red.:	$\overset{0}{\text{O}_2} + 4e^{-} + 4\text{H}_2\text{O}$	$2 \overset{-II}{\text{H}_2\text{O}} + 4\text{OH}^{-}$	alkalisch
Red.:	$2 \overset{+II}{\text{Cu}^{2+}} + 2e^{-} + 2\text{OH}^{-}$	$\overset{+I}{\text{Cu}_2\text{O}} + \text{H}_2\text{O}$	alkalisch
Red.:	$\overset{+I}{\text{Ag}^{+}} + e^{-}$	$\overset{0}{\text{Ag}}$	egal

### Regeln zur Bestimmung der OZ aus der Summenformel:

- 1. Schritt: Erstellen der Teilgleichungen:

Regel Nr. 1: Hinschreiben der Ausgangs- und Endstoffe

Regel Nr. 2: Zuordnen der OZ für das Element, dessen OZ sich ändert

Regel Nr. 3: **Elektronenausgleich:** Differenz der OZ mal Koeffizient bzw. Index

Regel Nr. 4: **Ladungsausgleich** mit Oxoniumionen (sauer) bzw. Hydroxidionen (alkalisch)

Regel Nr. 5: **Stoffmengenausgleich** mit Wasser (in allen wässrigen Lösungen)

- 2. Schritt Erstellen der Gesamtgleichung:

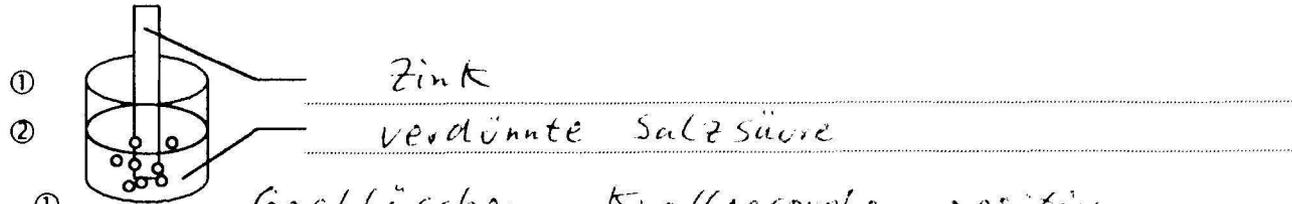
Regel Nr. 6: Teilgleichungen (falls nötig) so mit einem Faktor multiplizieren, dass nach der Addition der Teilgleichungen keine freien Elektronen übrigbleiben. Man sucht das „Kleinste Gemeinsame Vielfache“ (KGV)

Regel Nr. 7: Addition der Teilgleichungen



Oxidation von Zink mit Oxoniumionen

D:



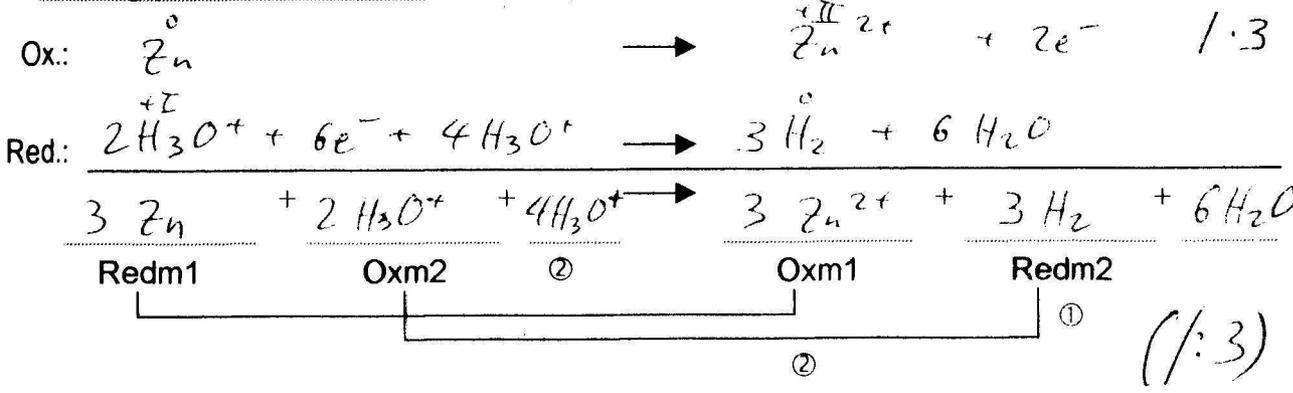
B:

- ① Gasbläschen, Knallgasprobe positiv  
② Metall löst sich auf in Säure

F:

- ① Wasserstoff entsteht  
② Zink wird oxidiert durch Oxoniumionen

Gl:



**Versuchsbeschreibung**

In ein Reagenzglas wird etwas farblose verdünnte Salzsäure gegeben und ein silbriger Zinkstab hineingestellt. Sofort steigen farblose Gasbläschen auf. Fängt man das Gas auf, ist die Knallgasprobe positiv. Nach einiger Zeit ist die Oberfläche des Zinkstabs stark korrodiert.

Der Versuch funktioniert auch unter Luftabschluss, so dass eine Reaktion mit Sauerstoff ausgeschlossen werden kann.

Oxoniumionen können wie Nichtmetalle und Metallkationen als Oxidationsmittel wirken. Konzentrierte Säuren wie z.B. die konzentrierte Schwefelsäure wirken aber auch selbst als starke Oxidationsmittel. Sie können daher auch edle Metalle angreifen.

Abgeleitete erweiterte Elektronendruckreihe

	Redm	Oxm	
<u>un edle Metalle</u>	Zn	Zn <sup>2+</sup>	<u>Metallkationen</u>
<u>Wasserstoff</u>	3 H <sub>2</sub>	2 H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	<u>Oxoniumionen</u>
<u>edle Metalle</u>	Cu	Cu <sup>2+</sup>	<u>Metallkationen</u>
<u>Nichtmetallanionen</u>	2 I <sup>-</sup>	I <sub>2</sub>	<u>Nichtmetalle</u>
	2 Br <sup>-</sup>	Br <sub>2</sub>	
	Br <sup>-</sup>	BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	<u>Nichtmetalloxidion</u>

Die stärksten Reduktionsmittel sind die Alkalimetalle.

Sie gehören zu den unedlen Metallen. Diese reagieren mit verdünnten Säuren unter Wasserstoffentwicklung.

Die stärksten Oxidationsmittel sind die Nichtmetalloxidionen und Nebengruppenmetalloxidionen in saurer Lösung.

In alkalischer Lösung sind sie meist eher schwach und so für den Nachweis bestimmter Reduktionsmittel geeignet (Vgl. Organische Chemie: Aldehyd-Nachweis, Alkohol-Nachweis).

**Versuchsbeschreibung**

In Versuch 5 reagieren

Iodidionen

mit

Bromationen

In Versuch 6 reagiert

Zink

mit

Oxoniumionen