Gliederung 1) Versuch 1 (Verbrennen von Magnesium)

 2) Versuch 2 (Reaktion von Magnesium und Iod)

 3) Versuch 3 (Reaktion von Kupferoxid mit Ethanol)

 4) Informationen zu Oxidation/ Reduktion/ Redoxreaktionen

 5) Quellen

1. **Versuch 1: Verbrennen von Magnesium**

Material Brenner, Gas, Tiegelzange, Schutzbrille, Streichhölzer, Magnesiumband

Durchführung 1. Brenner anschalten

 2. Brenner auf rauschende Flamme stellen

 3. Stück Magnesiumband mit der Tiegelzange in die rauschende (blaue) Flamme halten

Beobachtung - Magnesiumband glüht weiß/blau

 - Magnesiumband verändert sich zu Pulver

 - stark exotherm

|  |  |
| --- | --- |
| Magnesiumband vor Verbrennung | Magnesium nach Verbrennung |
| - metallisch glänzend- ein festes Stück (Band) | - weiß- festes Pulver |

Erklärung 2 Mg + O₂ → 2 MgO stark exotherm

 (Mg²⁺)(O²⁻) - Magnesiumoxid

 - Ionenverbindung

1. **Versuch 2: Reaktion von Magnesium und Iod**

Material 1 Gramm Magnesiumpulver, Waage, Porzellanschale, 6 Gramm Iod, Wasser

Durchführung 1. 1 Gramm Magnesium und 6 Gramm Iod abwiegen und in einer Porzellanschale mischen

 2. Wasser hinzufügen (Katalysator)

Beobachtung - knistert

 - wird warm (exotherme Reaktion)

 - lila Dampf

Erklärung Mg + I₂ → MgI₂ exotherm

 (Mg²⁺)(I⁻)₂ - Magnesiumiodid

 - Ionenverbindung

1. **Versuch 3: Reaktion von Kupferoxid mit Ethanol**

Material Kupferblech, Brenner, Gas, Streichhölzer, Tiegelzange, Becherglas, Alkohol

Durchführung 1. Brenner anschalten

 2. Brenner auf rauschende Flamme stellen

 3. Kupferblech mit der Tiegelzange in die rauschende Flamme halten

 4. Kupferblech, sobald es glüht und sich schwarz gefärbt hat, in das Becherglas mit Alkohol stellen

Beobachtung

|  |  |
| --- | --- |
| Kupferblech im Brenner | Kupferblech im Alkohol |
| - rot/grüne Flamme |  |
| - glüht stark | - Kupferfarbe erscheint wieder |
| - verfärbt sich schwarz | - schwarze Verfärbung löst sich |

Erklärung 2 CuO + C₂H₅OH → 2 Cu + CH₃COOH + H2O

 (Cu²⁺)(O²⁻) (CH₃CH₂OH)

Oxidation (Elektronenabgabe)

C₂H₅OH + 2 O²⁻ → CH₃COOH + 4e⁻ + H₂O

Reduktion (Elektronenaufnahme)

Cu²⁺ + 2e⁻ → Cu

Hinweis: Die genaue Besprechung dieser Redoxreaktion folgt im nächsten Protokoll.

1. **Informationen zu Oxidation/ Reduktion/ Redoxreaktionen**
* Diese Reaktionen (bezogen auf alle drei Versuche, die hier aufgeführt sind) sind **Elektronenübertragungsreaktionen.** Das Metall-Atom (Mg in Versuch 1 und Versuch 2) gibt Elektronen ab. Es wird oxidiert.
* Das Nichtmetall-Atom (Versuch 1: O, Versuch 2: I) nimmt Elektronen auf. Es wird reduziert.
* Oxidation und Reduktion laufen immer kombiniert ab. Man spricht daher von **Redoxreaktionen.**
* Redoxreaktionen sind *immer* Elektronenübertragungsreaktionen.
* Redoxreaktionen lassen sich als Gesamtgleichung und in Teilgleichungen für den Oxidationsschritt und den Reduktionsschritt darstellen:

(Beispiel wird dargestellt anhand Versuch 2: Reaktion von Magnesium und Iod)

**Teilgleichungen:**

**Oxidation (Elektronenabgabe)**

(Metall-Atom) Mg → Mg²⁺ + 2e⁻

**Magnesium-Atom**: Elektronendonator

**Reduktion (Elektronenaufahme**)

(Nichtmetall-Atom) I₂ + 2e⁻ → 2I⁻

**Iod-Atom**: Elektronenakzeptor

**Gesamtgleichung:** Mg + I₂ → MgI₂

**Definitionen**

**Oxidation**

Die Oxidation ist eine chemische Reaktion, bei der ein Ion oder Atom Elektronen abgibt. Die Elektronen werden von einem weiteren Stoff aus der Reaktion aufgenommen, z.B vom Nichtmetall-Atom. Die Oxidationszahlen erhöhen sich dadurch.

**Reduktion (verringern, vereinfachen)**

Die Reduktion ist der chemische Vorgang, bei dem ein Stoff bei einer Redoxreaktion, einer Reaktion mit Oxidation und Reduktion, die Elektronen aus der Oxidation aufnimmt. Die Oxidationszahlen werden verringert.

1. **Quellen**

https://de.wikipedia.org/wiki/Reduktion\_%28Chemie%29

https://de.wikipedia.org/wiki/Oxidation