



**Sozialform:** Einzelarbeit/Partnerarbeit

**Methode:** Lernen am Video



Diese Station enthält ein **Video**. Dieses umfasst **ausschließlich Aufgabe 3**.

- Mache dich zuerst mit der **Aufgabenstellung bekannt**.
- **Schaue danach das Video** und löse die dazugehörige Aufgabe.
- Es liegen gestufte **Lernhilfen für die Station** vor.

### Aufgabe 1

Erläutere folgende Begriffe mit deinen eigenen Worten:

*Redoxreaktion, Oxidationszahl, Oxidation, Reduktion, Oxidationsmittel, Reduktionsmittel.*

Solltest du dir dabei unsicher sein, nutze das Lehrbuch und die Aufzeichnungen in deinem Heft.

### Aufgabe 2

Bestimme die Oxidationszahlen folgender Verbindungen:

$\text{H}_2\text{SO}_4$   $\text{H}_2\text{SO}_3$   $\text{H}_2\text{S}$   $\text{HNO}_3$   $\text{HNO}_2$   $\text{HCl}$   $\text{Cl}_2$   $\text{HClO}$   $\text{HClO}_2$   $\text{HClO}_3$   $\text{HClO}_4$   $\text{KMnO}_4$   $\text{MnO}_2$

### Aufgabe 3

Dieser Teilaufgabe ist ein Experiment per Video beigelegt. Im Versuch wird aus einem Tropftrichter Salzsäure (HCl) in einen Zweihalskolben, welcher Kaliumpermanganat ( $\text{KMnO}_4$ ) enthält getropft. Dabei läuft eine chemische Reaktion ab.

Formuliere zunächst eine Hypothese zur ablaufenden Reaktion.

Schaue dir nun das zur Station gehörende Video an und notiere deine Beobachtungen.

Entwickle nun eine Reaktionsgleichung zur ablaufenden Redoxreaktion, sowie die Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion. Betrachte hierzu nur die für die Redoxreaktion relevanten Ionen.

**Hinweis:**  $\text{MnO}_4^-$ -Ionen werden in saurer Lösung zu  $\text{Mn}^{2+}$  Ionen reduziert, in neutraler und basischer Lösung zu Braunstein ( $\text{MnO}_2$ ). Entscheide zuerst welches der beiden Produkte anhand der gegebenen Bedingungen gebildet werden muss.



Überprüfe abschließend deine Hypothese auf Richtigkeit.  
Solltest du bei der Lösung der Aufgabe Probleme haben, kannst du auf gestufte Lernhilfen zurückgreifen.

### Zusatzaufgabe

Bei der Reaktion von  $\text{Cl}_2$  und  $\text{H}_2\text{O}$  entstehen Salzsäure (HCl) und Hypochlorige Säure (HClO). Informiere dich, unter Nutzung des Internets, über die Begriffe der Disproportionierungs- und Synproportionierungsreaktion und wende diese auf die ablaufende Reaktion und ihre Rückreaktion an.



---

### Brauchst du Hilfe?

Auf dem Tisch findest du drei Hilfekärtchen. Wenn du nicht weiterkommst, nimm die Karte 1 und schaue dir den Hinweis an. Falls du dann immer noch Probleme hast, nimm Hilfekarte 2 usw. und erst, wenn du dann nicht weiterweißt, nutze die Karte 7.

Lege die Karten am Ende wieder ordentlich zurück, so dass deine Klassenkameraden sie auch nutzen können.



## Hilfekarten für die Station D5: Redoxreaktionen von Säuren

### Hilfe 1

Erstes Ziel für das Aufstellen einer Redoxgleichung, sollte das Formulieren eines Ansatzes sein. In diesem werden nur das entsprechende Oxidationsmittel und das Reduktionsmittel betrachtet.

Die Reduktion der  $\text{MnO}_4^-$  - Ionen, bedingt immer die Oxidation eines anderen Reaktionspartners. Welcher Reaktionspartner könnte das sein und in welche Stufe könnte dieser oxidiert werden?

### Hilfe 2

Bei der Reaktion entstand ein gelbes Gas. Welche gelben Gase kennst du? Können diese aus den gegebenen Edukten entstehen?

### Hilfe 3

Das bei der Reaktion entstandene Gas ist Chlor. Schreibe nun den Ansatz für die Redoxreaktion, sowie die Teilgleichungen für Oxidation und Reduktion. Freiwerdende Oxid-Ionen ( $\text{O}_2^-$ ) reagieren dabei mit Wasserstoff-Ionen ( $\text{H}^+$ ) aus der Lösung zu Wasser ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

### Hilfe 4

Ansatz:  $\text{MnO}_4^- + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2$

Oxidation:  $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$

Reduktion:  $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$

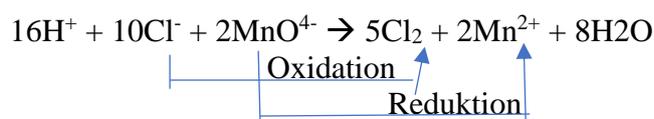
### Hilfe 5

Überlege dir mit welchen Faktoren die Oxidations- und die Reduktionsgleichung multipliziert werden müssen, damit so viele Elektronen abgegeben wie aufgenommen werden.

### Hilfe 6

Multipliziere die Oxidationsgleichung mit dem Faktor 5 und die der Reduktion mit dem Faktor 2. Erstelle nun mit den so gewonnenen Vorfaktoren die Gleichung der Redoxreaktion und markiere beide Teilreaktionen durch Pfeile.

### Hilfe 7/Lösung



## Musterlösung für die Station A4: Rotkohlsaft

1.

Eine Redoxreaktion ist eine chemische Reaktion, bei der Elektronen ausgetauscht werden. Sie unterteilt sich in zwei Teilreaktionen, Oxidation und Reduktion. Dass es sich um eine Redoxreaktion handelt, erkenne ich an einer Änderung der Oxidationszahlen.

Die Oxidationszahlen sind eine Hilfestellung um Redoxreaktionen zu erkennen. Es handelt sich dabei um gedachte Ladungen, die vorliegen würden, wenn ein Molekül in einzelnen Ionen vorliegen würde.

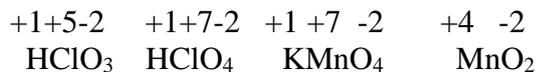
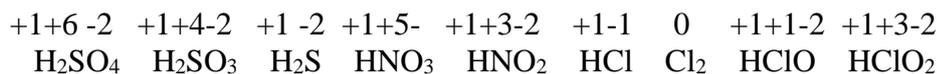
Die Oxidation ist die Teilreaktion der Redoxreaktion, bei der Elektronen abgegeben werden. Die Oxidationszahl steigt.

Die Reduktion ist die Teilreaktion der Redoxreaktion, bei der Elektronen aufgenommen werden. Die Oxidationszahl sinkt.

Ein Oxidationsmittel ist ein Stoff, der andere Stoffe oxidieren kann. Selbst wird dieser dabei reduziert. Ein Beispiel für ein starkes Oxidationsmittel ist  $\text{KMnO}_4$

Ein Reduktionsmittel ist ein Stoff, der andere Stoffe reduzieren kann. Selbst wird dieser dabei oxidiert.

2.



3.

Mögliche Hypothese:

Kaliumpermanganat und Salzsäure gehen eine chemische Reaktion miteinander ein. Da  $\text{KMnO}_4$  ein starkes Oxidationsmittel ist, ist eine Redoxreaktion zu erwarten bei der die Chlorid-Ionen der  $\text{HCl}$  oxidiert werden.

Beobachtung:

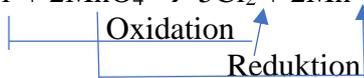
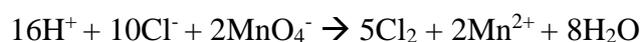
Gasentwicklung (ein gelbes Gas steigt auf)

Entfärbung des  $\text{KMnO}_4$

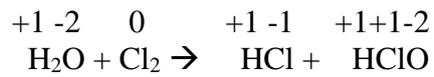
Auswertung:



Redoxreaktion:



### Zusatzaufgabe



Bei der ablaufenden Reaktion handelt es sich um eine Disproportionierungsreaktion. Dabei ist Chlor sowohl Oxidations- als auch Reduktionsmittel und liegt nach Beendigung der Reaktion in zwei verschiedenen Oxidationsstufen vor.

Kehrt man die Reaktion um, so handelt es sich um eine Synproportionierungsreaktion. Hier haben Chlorid und Hypochlorid, die vor der Reaktion unterschiedliche Oxidationsstufen hatten, nun die Gleiche.

