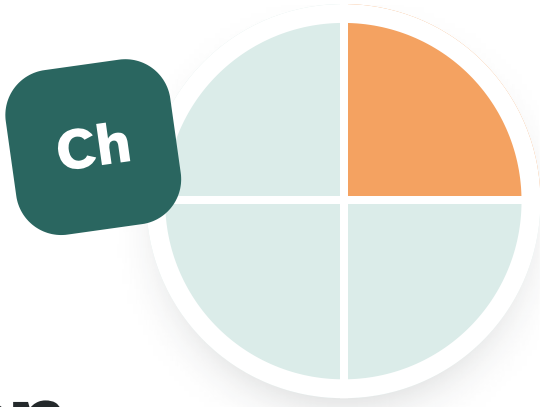
DYS+ Campus



Übungsheft · Chemie · Klasse 12

Galvanische Zellen und Spannungsreihe

Erklärungen, 29 Aufgaben in drei Stufen und alle Lösungen, viele mit Begründung.

Name _____ **Datum** _____

Das lernst du

- Ich beschreibe Redoxpaare und Gleichgewichte.
- Ich ordne Pole, Oxidation und Reduktion einer galvanischen Zelle zu.
- Ich berechne Zellspannungen aus Standardpotenzialen.
- Ich sage Reaktionen von Metallen und Halogenen voraus.

So arbeitest du mit dem Heft

●○○ **Basis** zum Einstieg

●●○ **Standard** zum Üben

●●● **Plus** zum Weiterdenken

Du musst nicht alles machen. Fang bei Basis an. Die Lösungen stehen hinten im Heft.

Noch unsicher?

Scanne den Code. Dort wird das Thema Schritt für Schritt erklärt.

dysplus.de/lernen/gymnasium/klasse-12/chemie/galvanische-zellen-und-spannungsreihe/redoxreaktionen-als-gleichgewichte

Kurz erklärt

Standardpotenziale

Redoxpaar	E^0 in V
Mg^{2+}/Mg	−2,37
Al^{3+}/Al	−1,66
Zn^{2+}/Zn	−0,76
Fe^{2+}/Fe	−0,44
Cu^{2+}/Cu	+0,34
Ag^{+}/Ag	+0,80

Merksatz: ΔE = E(Akzeptor) − E(Donator). Galvanische Zelle: Anode = Minuspol = Oxidation. Kathode = Pluspol = Reduktion.

Zn/Cu

1. Akzeptor Cu^{2+}: +0,34 V; Donator Zn: −0,76 V.
2. ΔE = 0,34 − (−0,76) = 1,10 V.

Typischer Fehler: Das Vorzeichen der Pole wechselt zwischen Elektrolyse und galvanischer Zelle. Merke dir die Zuordnung für beide.

Tipp: Versuche mit Schwermetallsalzen macht nur die Lehrkraft. Das Heft beschreibt sie nur.

●○○ Basis

Redoxpaare und Zellaufbau

1 Ergänze die Elektronenzahl.

a) $Zn \rightarrow Zn^{2+} + _____ e^-$

b) $Fe \rightarrow Fe^{3+} + _____ e^-$

c) $Cu^{2+} + _____ e^- \rightarrow Cu$

d) $Ag^{+} + _____ e^- \rightarrow Ag$

2 Ordne zu.

a) In der Zn/Cu-Zelle ist Zink der _____. ☐ **Minuspol** ☐ **Pluspol**

b) Die Elektronen fließen im _____. ☐ **Draht** ☐ **Elektrolyt**

c) Die Salzbrücke lässt _____ wandern. ☐ **Ionen** ☐ **Elektronen**

d) An der Anode läuft die _____ ab. ☐ **Oxidation** ☐ **Reduktion**

3 Stimmt der Satz? Schreibe falsche Sätze richtig auf.

a) Elektronen fließen durch die Lösung. ☐ **stimmt** ☐ **stimmt nicht**

b) Die Standard-Wasserstoffhalbzelle hat das Potenzial 0 V. ☐ **stimmt** ☐ **stimmt nicht**

●●○ Standard

Spannungsreihe und Zellspannung

4 **Berechne ΔE. Zwei Nachkommastellen, Dezimalkomma, Vorzeichen beachten.**

a) Zn/Cu: ΔE = _____ V

b) Zn/Ag: ΔE = _____ V

c) Fe/Cu: ΔE = _____ V

d) Cu/Ag: ΔE = _____ V

e) Al/Cu: ΔE = _____ V

f) Mg/Cu: ΔE = _____ V

5 **Sage voraus. Reagiert das Metall mit den Ionen?**

a) Zink und Cu^{2+}: _____ ☐ **keine Reaktion** ☐ **Reaktion**

b) Silber und Cu^{2+}: _____ ☐ **keine Reaktion** ☐ **Reaktion**

c) Kupfer und Ag^{+}: _____ ☐ **keine Reaktion** ☐ **Reaktion**

d) Magnesium und Zn^{2+}: _____ ☐ **Reaktion** ☐ **keine Reaktion**

6 **Elektronen und Masse. Dezimalkomma.**

a) 0,10 mol Zn^{2+} entstehen: $n(e^-)$ = _____ mol

b) Zn-Elektrode verliert 0,654 g (M = 65,4 g/mol): $n(e^-)$ = _____ mmol (ganze Zahl)

7 Erkläre.

a) Warum fließen Elektronen in der Zn/Cu-Zelle von Zn nach Cu?

●●● Plus

Vor allem für den Leistungskurs

8 Halogene. Kreuze an.

a) Das stärkste Oxidationsmittel der Reihe Cl_2, Br_2, I_2 ist _____. ☐ **Cl_2** ☐ **I_2**

b) $Cl_2 + 2\ I^-$ _____. ☐ **reagiert** ☐ **reagiert nicht**

c) $I_2 + 2\ Br^-$ _____. ☐ **reagiert** ☐ **reagiert nicht**

9 Rechne ΔE. Zwei Nachkommastellen.

a) Cl_2/Br^- (E^0: Cl_2 +1,36 V; Br_2 +1,09 V): ΔE = _____ V

b) Cl_2/I^- (E^0: I_2 +0,54 V): ΔE = _____ V

10 Gib die Gesamtgleichung an.

a) Schreibe die Gesamtgleichung der Reaktion von Chlor mit Iodid-Ionen.

Kannst du das schon?

Kreuze an, wie sicher du dich fühlst. Hier gibt es kein Richtig oder Falsch.

Ich kann …	sicher	fast	noch nicht
Ich beschreibe Redoxpaare und Gleichgewichte.	☐	☐	☐
Ich ordne Pole, Oxidation und Reduktion einer galvanischen Zelle zu.	☐	☐	☐
Ich berechne Zellspannungen aus Standardpotenzialen.	☐	☐	☐
Ich sage Reaktionen von Metallen und Halogenen voraus.	☐	☐	☐

Tipp: Bei „noch nicht“ schau dir „Kurz erklärt“ vorne im Heft noch einmal an oder scanne den Code auf dem Deckblatt. Dann probierst du die Aufgaben noch einmal.

Lösungen

Erst selbst lösen, dann vergleichen. Bei vielen Aufgaben steht die Begründung dabei.

●○○ Basis: Redoxpaare und Zellaufbau

1 Ergänze die Elektronenzahl.

a) **$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$**

→ Die Ladung 2+ entsteht durch 2 e^-.

b) **$Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3\ e^-$**

→ Die Ladung 3+ entsteht durch 3 e^-.

c) **$Cu^{2+} + 2\ e^- \rightarrow Cu$**

→ Die Ladung geht von 2+ auf 0.

d) **$Ag^+ + 1\ e^- \rightarrow Ag$**

→ Die Ladung geht von 1+ auf 0.

2 Ordne zu.

a) **Minuspol**

→ Zn gibt Elektronen ab.

b) **Draht**

→ In der Lösung wandern Ionen.

c) **Ionen**

→ Sie schließt den Kreis.

d) **Oxidation**

→ Elektronen werden abgegeben.

3 Stimmt der Satz? Schreibe falsche Sätze richtig auf.

a) **Stimmt nicht. Richtig: Elektronen fließen im Draht. In der Lösung wandern hydratisierte Ionen.**

b) **Stimmt.**

●●○ Standard: Spannungsreihe und Zellspannung

4 Berechne ΔE. Zwei Nachkommastellen, Dezimalkomma, Vorzeichen beachten.

a) **Zn/Cu: ΔE = 1,10 V**

→ 0,34 + 0,76.

b) **Zn/Ag: ΔE = 1,56 V**

→ 0,80 + 0,76.

c) **Fe/Cu: ΔE = 0,78 V**

→ 0,34 + 0,44.

d) **Cu/Ag: ΔE = 0,46 V**

→ 0,80 − 0,34.

e) **Al/Cu: ΔE = 2,00 V**

→ 0,34 + 1,66.

f) **Mg/Cu: ΔE = 2,71 V**

→ 0,34 + 2,37.

5 Sage voraus. Reagiert das Metall mit den Ionen?

a) Reaktion

→ Zink ist unedler als Kupfer.

b) keine Reaktion

→ Silber ist edler als Kupfer.

c) Reaktion

→ Kupfer ist unedler als Silber.

d) Reaktion

→ Magnesium ist unedler als Zink.

6 Elektronen und Masse. Dezimalkomma.

a) 0,10 mol Zn^{2+} entstehen: $n(e^-)$ = 0,20 mol

→ $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$.

b) Zn-Elektrode verliert 0,654 g (M = 65,4 g/mol): $n(e^-)$ = 20 mmol (ganze Zahl)

→ 0,654 / 65,4 = 0,010 mol Zn, mal 2.

7 Erkläre.

a) Zn hat das kleinere Standardpotenzial und gibt Elektronen leichter ab. Cu^{2+} nimmt sie auf.

→ Vergleiche –0,76 V und +0,34 V.

●●● Plus: Vor allem für den Leistungskurs

8 Halogene. Kreuze an.

a) Cl_2

→ Es hat das größte Potenzial.

b) reagiert

→ Chlor oxidiert Iodid-Ionen.

c) reagiert nicht

→ Iod ist das schwächere Oxidationsmittel.

9 Rechne ΔE. Zwei Nachkommastellen.

a) Cl_2/Br^- (E^0: Cl_2 +1,36 V; Br_2 +1,09 V): ΔE = 0,27 V

→ 1,36 – 1,09.

b) Cl_2/I^- (E^0: I_2 +0,54 V): ΔE = 0,82 V

→ 1,36 – 0,54.

10 Gib die Gesamtgleichung an.

a) $Cl_2 + 2\ I^- \rightarrow 2\ Cl^- + I_2$

→ Reduktion: $Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$.

→ Oxidation: $2\ I^- \rightarrow I_2 + 2\ e^-$.