

Galvanische Zellen als Konzentrationskette, ihre Potenziale und ihre Berechnung



Die Schülerinnen und Schüler lernen, dass auch zwischen zwei gleichartigen Halbzellen elektrische Spannungen gemessen werden können und wie man die Nernst-Gleichung verwendet.

Chemie → Physikalische Chemie → Elektrochemie → Elektrochemische Spannungsreihe



Schwierigkeitsgrad

mittel



Gruppengröße

2



Vorbereitungszeit

10 Minuten



Durchführungszeit

10 Minuten



Lehrerinformationen

Anwendung



Versuchsaufbau

Nicht nur zwischen Halbzellen aus unterschiedlichen Metallen in ihren Salzlösungen lassen sich elektrische Spannungen messen, sondern auch zwischen gleichartigen Halbzellen, die sich lediglich in den Konzentrationen ihrer Salzlösungen voneinander unterscheiden. Solche Paarungen gleicher Halbzellen mit unterschiedlichen Salzkonzentrationen bezeichnet man als »Konzentrationsketten«.

Die messbare Spannung solcher Konzentrationsketten unterliegt einer Gesetzmäßigkeit, die in der sogenannten »Nernst-Gleichung« ihren mathematischen Ausdruck gefunden hat.

Sonstige Lehrerinformationen (1/5)

PHYWE
excellence in science

Vorwissen



Die Schüler sollten bereits in der Lage sein, Standardpotenziale zu bestimmen und die benötigten Elektroden herzustellen.

Prinzip



Nicht nur zwischen Halbzellen aus unterschiedlichen Metallen in ihren Salzlösungen lassen sich elektrische Spannungen messen, sondern auch zwischen gleichartigen Halbzellen, die sich lediglich in den Konzentrationen ihrer Salzlösungen voneinander unterscheiden.

Sonstige Lehrerinformationen (2/5)

PHYWE
excellence in science

Lernziel



Die Schüler lernen, dass auch zwischen zwei gleichartigen Halbzellen elektrische Spannungen gemessen werden können und wie man die Nernst-Gleichung verwendet. Der Begriff "Konzentrationskette" wird eingeführt.

Aufgaben



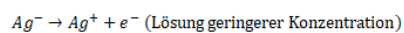
Es sollen Silber/Silbernitrat-Halbzellen hergestellt werden, deren Silberionenkonzentrationen sich jeweils um eine Zehnerpotenz voneinander unterscheiden. Die Spannungen zwischen den möglichen Kombinationen dieser Halbzellen werden gemessen. Ihre Auswertung führt zur Ableitung der Nernst-Gleichung.

Sonstige Lehrerinformationen (3/5)

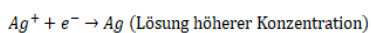
Sonstige Informationen (1/3)

Vorgänge an den Elektroden:

Oxidationsvorgang (Anode):



Reduktionsvorgang (Kathode):



Sonstige Lehrerinformationen (4/5)

Sonstige Informationen (2/3)

Die Tabelle zeigt, dass sich die Spannungen bzw. die Potenzialdifferenzen dieser Konzentrationsketten proportional zum Logarithmus des Quotienten aus c_1 und c_2 ändern, und nicht etwa proportional zur Konzentration.

Lösungskonzentration c (red)	Lösungskonzentration c (ox)	$\frac{c_1}{c_2}$	$\frac{\log c_1}{c_2}$	gemessene Spannung V - (20 °C)
0,1	0,01	10	1	$1 * 0,058$
0,01	0,001	10	1	$1 * 0,058$
0,001	0,0001	10	1	$1 * 0,058$
0,1	0,001	100	2	$2 * 0,058 = 0,116$
0,01	0,0001	100	2	$2 * 0,058 = 0,116$
0,1	0,0001	1000	3	$3 * 0,058 = 0,174$



Sonstige Lehrerinformationen (5/5)

PHYWE
excellence in science

Sonstige Informationen (3/3)

Damit kann man die Potenzialdifferenz von Konzentrationsketten errechnen nach der Gleichung

$$\Delta E = 0,058V \cdot \frac{\log c_1(\text{red})}{c_2(\text{ox})}$$

Diese Beziehung gilt für einwertige Ionen, z.B. Silberionen. Bei mehrwertigen Ionen verringert sich die Spannung mit der Wertigkeit (n). Es gilt dann

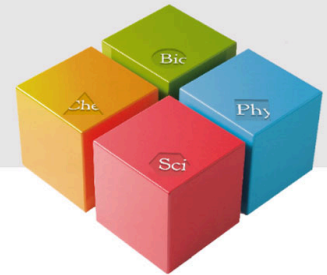
$$\Delta E = \frac{0,058V}{c_2(\text{ox})}$$

Mit Hilfe dieser »Nernst-Gleichung« kann man die Potenziale von Konzentrationsketten errechnen.

Sicherheitshinweise

PHYWE
excellence in science

- Schutzbrille tragen.
- Beachten Sie für die H- und P-Sätze bitte die zugehörigen Sicherheitsdatenblätter.
- Für diesen Versuch gelten die allgemeinen Hinweise zum sicheren Experimentieren im naturwissenschaftlichen Unterricht.



Schülerinformationen

Motivation



Versuchsaufbau

Du hast bereits gelernt, dass wir ohne Batterien in unserer heutigen Welt nicht mehr auskommen. Auch kannst du bereits eine verschiedene Elektroden herstellen.

Bis jetzt wurden jeweils die elektrischen Spannungen von 2 Metallen in der gleichen Salzkonzentration gemessen. Es geht allerdings auch andersherum:

In diesem Versuch lernst du, dass auch zwischen gleichartigen Halbzellen, die sich lediglich in den Konzentrationen ihrer Salzlösungen voneinander unterscheiden, elektrische Spannungen messen lassen.

Aufgaben



Du sollst Silber/Silbernitrat-Halbzellen herstellen, deren Silberionenkonzentrationen sich jeweils um eine Zehnerpotenz voneinander unterscheiden.

Die Spannungen zwischen den möglichen Kombinationen dieser Halbzellen werden gemessen. Ihre Auswertung führt zur Ableitung der Nernst-Gleichung.

Material

Position	Material	Art.-Nr.	Menge
1	PHYWE Digitalmultimeter, 600V AC/DC, 10A AC/DC, 20 M Ω , 200 μ F, 20 kHz, -20°C...760°C	07122-00	1
2	Verbindungsleitung, 2 mm-Stecker, 5 A, 500 mm, rot	07356-01	1
3	Verbindungsleitung, 2 mm-Stecker, 5 A, 500 mm, blau	07356-04	1
4	Reduzierstecker 4/2-mm-Buchse, 1 Paar	11620-27	1
5	Krokodilklemme, isoliert, rot & schwarz, 2 mm, 2 Stück	07275-00	1
6	Messzellenblock mit 8 Bohrungen, d = 40 mm für Aufbau galvanischer Zellen	37682-00	1
7	Deckel für Messzellenblock, 8 Stück	37683-00	1
8	Silberblech, 150 x 150 x 0,1 mm, 1 St. (ca. 25 g)	31839-04	1
9	Becherglas, Boro, hohe Form, 50 ml	46025-00	5

Vorbereitung

PHYWE
excellence in science

Herstellen der benötigten Lösungen

- **Silbernitratlösung (0,1 mol/l):** Füge 8,49 g Silbernitrat zu 250 ml destilliertem Wasser. Gut mischen und auf 500 ml mit destilliertem Wasser auffüllen.
- **Silbernitratlösung (0,01 mol/l):** Füge 50 ml der hergestellten Silbernitratlösung (0,1 mol/l) zu 450 ml destilliertem Wasser.
- **Silbernitratlösung (0,001 mol/l):** Füge 50 ml der hergestellten Silbernitratlösung (0,01 mol/l) zu 450 ml destilliertem Wasser.
- **Silbernitratlösung (0,0001 mol/l):** Füge 50 ml der hergestellten Silbernitratlösung (0,001 mol/l) zu 450 ml destillierten Wasser.

Aufbau (1/2)

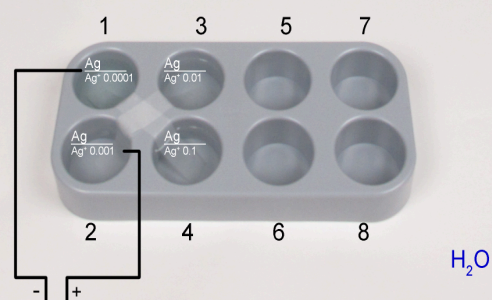
PHYWE
excellence in science

Fülle die Messzellen 1 bis 4 mit den angegebenen Silbernitratlösungen (Abb. rechts)

Beginne bei Zelle 1 mit der Konzentration 0,0001 mol/l, in Zelle 2 gib die 0,001 mol/l, in Zelle 3 die 0,01 mol/l und in Zelle 4 die 0,1 molare Lösung.

Verbinde dann die 4 Messzellen mit Stromschlüsseln aus Filterpapierstreifen, die jedoch diesmal nicht mit Kaliumnitratlösung getränkt werden (Abb. rechts).

Lasse an Stelle der Kaliumnitratlösung die Silbernitratlösungen aus den jeweils zu verbindenden Messzellen von den eingetauchten Papierenden her in die Streifen aufsteigen, bis sie sich in der Mitte treffen.



Fülle die Messzellen

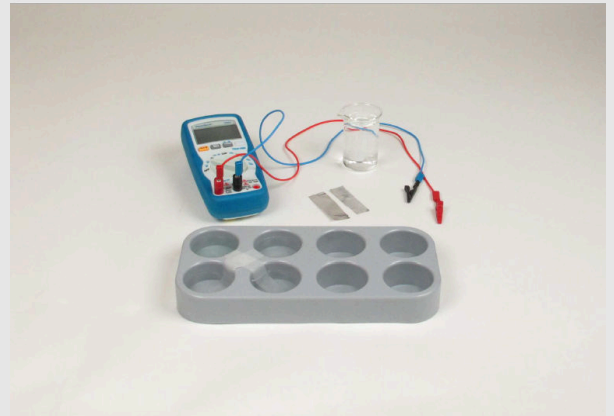
Aufbau (2/2)

PHYWE
excellence in science

Achte darauf, daß die sich kreuzenden Papierstreifen dicht aufeinander liegen, damit nach allen Richtungen ein guter Stromfluss gewährleistet ist.

Deckel brauchen nicht auf die Messzellen aufgesetzt zu werden. Halte jedoch ein Becherglas mit reinem Wasser bereit, um nach jeder Messung die Silberelektroden darin abspülen zu können.

Schließe dann eine blaue Verbindungsleitung an die Massebuchse (Minuseingang) und eine rote Verbindungsleitung an die Voltbuchse (Pluseingang) des Messinstrumentes an. Die anderen Enden der Verbindungsleitungen bestücke mit Krokodilklemmen, mit denen wiederum die Silberelektroden gefasst werden.



Versuchsaufbau

Durchführung

PHYWE
excellence in science

Miss nun zunächst die Spannungen zwischen den jeweils aufeinander folgenden Lösungskonzentrationen, indem du die Elektrode, die mit der Massebuchse des Messinstrumentes verbunden ist, in die geringer konzentrierte Lösung eintauchst und die andere Elektrode in die nächsthöhere Konzentration (sie bildet stets den Pluspol einer solchen Konzentrationskette).

Es werden also die Spannungen zwischen den Halbzellen 1 + 2, 2 + 3, 3 + 4 gemessen und notiert. Bevor du jedoch die Elektroden in die nächst höher konzentrierten Lösungen tauchst, spüle sie kurz im Becherglas mit reinem (destilliertem) Wasser ab (anhängen der Tropfen abschütteln).



Versuchsdurchführung



Protokoll

Aufgabe 1

Was sind die Vorgänge an den Elektroden (Anode, Kathode)?

$Ag^- \rightarrow Ag^+ + e^-$ (Lösung höherer Konzentration) (Anode, Oxidation)

$Ag^- \rightarrow Ag^+ + e^-$ (Lösung geringerer Konzentration) (Anode, Oxidation)

$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ (Lösung höherer Konzentration) (Kathode, Reduktion)

Check

Aufgabe 2

Was lässt sich mit der Nernst-Gleichung berechnen?

- Mit der Nernst-Gleichung lassen sich Potentialdifferenzen von Redoxpaaren berechnen.
- Mit der Nernst-Gleichung lassen sich Stromstärken von Reihenschaltungen berechnen.
- Mit der Nernst-Gleichung lassen sich Stromstärken von Parallelschaltungen berechnen.
- Mit der Nernst-Gleichung lassen sich Potentialdifferenzen von Konzentrationsketten berechnen.

✓ Check

Aufgabe 3

Wähle die Nernst-Gleichung aus.

$\Delta E = 5 + \frac{0,058V}{c_2(ox)}$

$\Delta E = \frac{0,058V}{2c_2(ox)}$

$\Delta E = \frac{0,058V}{c_2(ox)}$

✓ Check

Folie	Punktzahl/Summe
Folie 18: Reaktionsgleichung Anode	0/2
Folie 19: Nernst-Gleichung	0/1
Folie 20: Nernst-Gleichung 2	0/1

Gesamtsumme  0/4

 Lösungen

 Wiederholen