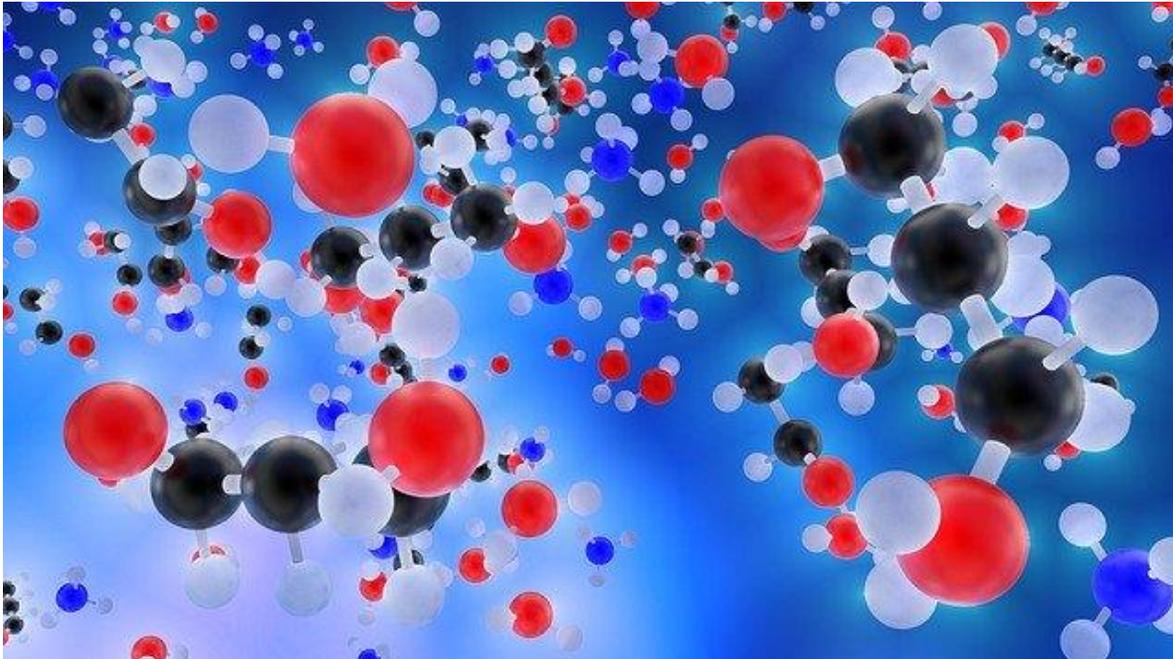


Ersetzungsreaktion (doppelt)



Bildquelle: Pixabay

Klassenstufe	Oberthemen	Unterthemen	Anforderungsniveau	Durchführungsniveau	Vorbereitung
Sek 1/Sek 2	Chemische Grundlagen	Reaktionen	••	••	unterschiedlich

Aufgabenstellung

Kalkstein (CaCO_3) und Waschsoda (Na_2CO_3) sind einander ähnlich; beide sind feste weiße Pulver, die ein Karbonatanion enthalten. Waschsoda löst sich jedoch in Wasser auf, Kalkstein hingegen nicht. Gibt es einen vorhersehbaren Weg, um festzustellen, ob sich eine ionische Verbindung wahrscheinlich auflöst? Was passiert, wenn das Produkt einer Reaktion in Lösung eine unlösliche Verbindung ist?

Hintergrund

Ein gelöster Stoff ist eine Substanz, die gelöst wird. Ein Lösungsmittel ist eine Substanz, die das Lösen übernimmt. Das Lösen erfolgt, wenn die gelösten Partikel vollständig von Lösungsmittelpartikeln umgeben sind. Diese bildet einen Mantel oder "Lösemittelkäfig" um jedes gelöste Partikel, so dass das Partikel in das Lösungsmittel eingearbeitet werden kann. Einige Stoffe lösen sich nicht auf, weil die Anziehungskraft zwischen den einzelnen Bestandteilen des Stoffes stärker ist als die Anziehungskraft auf die Bestandteile des Lösungsmittels. Sie sind in diesem Lösungsmittel unlöslich. Für Wasser hilft ein Regelwerk bei der Vorhersage, ob eine ionische Verbindung löslich ist oder nicht. Siehe Tabelle 1 für eine Liste von Löslichkeitsregeln.

In einer doppelten Austauschreaktion schalten die Edukte Anionen zu neuen Produkten. Die Reaktion findet nur statt, wenn eines der entstehenden Produkte unlöslich ist. Das entstehende unlösliche Produkt wird als Präzipitat bezeichnet. Die Kenntnis der Löslichkeitsregeln hilft bei der Vorhersage der Produkte in einer Doppelersetzungsreaktion.

Eine doppelte Austauschreaktion kann als Molekulargleichung geschrieben werden, die alle Edukte und Produkte zeigt. In Wasser liegen jedoch die löslichen Bestandteile in ihrer ionisierten Form und die unlöslichen Bestandteile als Feststoff vor. Dies kann mit Hilfe einer Ionen-Gleichung gezeigt werden. Um sich nur auf die Ionen zu konzentrieren, die an der Herstellung eines neuen Produkts beteiligt sind, kann eine Netto-Ionen-Gleichung geschrieben werden, indem man die Ionen entfernt, die auf beiden Seiten der chemischen Gleichung erscheinen. So bleiben nur die Ionen übrig, die den Niederschlag produzieren.

Molekulargleichung: $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{NaCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$

Ionische Gleichung: $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq})$

Netto-Ionen-Gleichung: $\text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{AgCl}(\text{s})$

Tabelle 1: Löslichkeitsregeln

Regel Nummer	Regel
1	Jede Verbindung mit Na ⁺ , K ⁺ , Li ⁺ oder Ammonium (NH ₄ ⁺) Kationen oder mit Acetat (C ₂ H ₃ O ₂ ⁻) oder Nitrat (NO ₃ ⁻) Anionen ist <i>löslich</i> .
2	Jede Verbindung mit Karbonat- (CO ₃ ²⁻) oder Chromat- (CrO ₄ ²⁻) oder Phosphat- (PO ₄ ³⁻) Anionen ist <i>unlöslich</i> , <i>außer</i> wenn sie mit den in Regel Nr. 1 aufgeführten Kationen vorliegt.
3	Alle Halogenide (F ⁻ , Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻ und At ⁻) sind <i>löslich</i> , <i>außer</i> denen von Ag ⁺ , Hg ₂ ²⁺ und Pb ²⁺ .
4	Alle Sulfate (SO ₄ ²⁻) sind <i>löslich</i> , <i>außer</i> denen von Sr ²⁺ , Ba ²⁺ und Pb ²⁺ .
5	Alle Sulfide (S ²⁻) und Hydroxide (OH ⁻) sind <i>unlöslich</i> , <i>mit Ausnahme</i> der Ca ²⁺ -, Sr ²⁺ - und Ba ²⁺ -Kationen und der in Regel Nr. 1 aufgeführten Kationen.

Materialien und Ausrüstung

Für jeden Schüler oder jede Gruppe:

- ◆ Ring-Ständer
- ◆ Bürettenhalter
- ◆ Bürette, 50 ml
- ◆ Trichter
- ◆ Magnet-Rührer
- ◆ Mikro-Rührstab
- ◆ Transfer-Pipette
- ◆ Abfallbehälter
- ◆ Erlenmeyerkolben (4), 125-mL
- ◆ Messzylinder, 50-mL
- ◆ 0,2% Dinatriumsalz-Fluorescein-Indikator, 2 mL
- ◆ 1%ige Dextrin-Lösung, 100 mL
- ◆ 0,020 M Silbernitrat (AgNO₃), 200 mL
- ◆ 0,010 M Natriumchlorid (NaCl), 100 mL
- ◆ Schwimmbadwasser, 100 mL

Sicherheit

- ◆ Silbernitrat (AgNO₃) und der daraus resultierende Silberchlorid (AgCl) Niederschlag in diesem Labor sind umweltgefährdend und sollten nicht in den Abfluss geleitet werden. Befolgen Sie unbedingt die Anweisungen Ihres Lehrers, wie Sie die Chemikalien ordnungsgemäß entsorgen müssen.
- ◆ Der Fluorescein-Indikator ist ein Farbstoff und kann Ihre Haut oder Kleidung färben. Die Silbernitrat (AgNO₃)-Lösung kann ebenfalls Flecken auf Haut und Kleidung hinterlassen, insbesondere nachdem sie hellem Sonnenlicht ausgesetzt war. Wenn eine der beiden Lösungen mit der Haut in Berührung kommt, waschen Sie sie sofort mit Wasser und Seife.

Versuchsablauf / Sequenzierung

Die folgenden Schritte sind Teil des Verfahrens für diese Laboraktivität. Sie sind nicht in der richtigen Reihenfolge. Bestimmen Sie die richtige Reihenfolge und schreiben Sie Zahlen in die Kreise, die die Schritte in die richtige Reihenfolge bringen.

○	○	○	○	○
Eine Bürette auf den Ringständer spannen und die Bürette mit 50 mL Silbernitratlösung füllen. Zeichnen Sie	Geben Sie 50,0 mL Probenlösung, Dextrin und den Indikator in den Kolben. Den Kolben unter die mit Silbernitrat gefüllte Bürette stellen.	Die Titriermittelzugabe stoppen, wenn die Lösung rosa wird.	Langsam Titriermittel in den Kolben geben.	Das Endvolumen der Bürette wird in der Datentabelle festgehalten. Aus den Ergebnissen kann die Konzentration des Chloridions in der

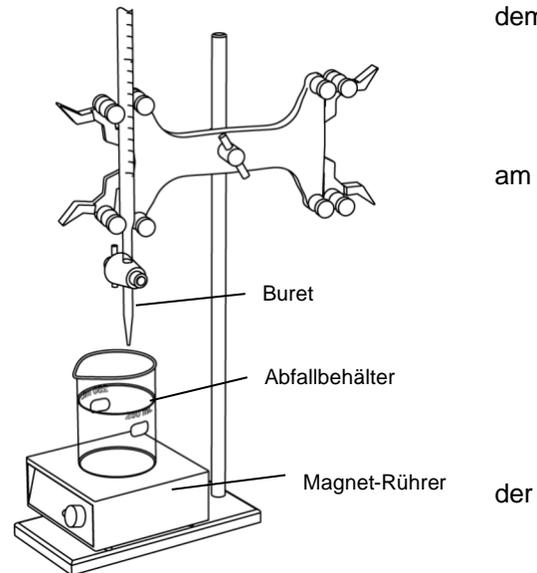
Verfahren

Nachdem Sie einen Schritt abgeschlossen (oder eine Frage beantwortet) haben, setzen Sie ein Häkchen in das Feld () neben diesem Schritt.

Einrichten

1. Stellen Sie die Titrationsapparatur auf, wobei die Abbildung als Richtlinie dient.
 - a. Montieren Sie den Ringständer.

- b. Positionieren Sie den Magnetrührer neben dem Fuß des Ringständers.
- c. Stellen Sie einen Abfallbehälter auf den Magnetrührer.
- d. Mit der Bürettenhalterung wird die Bürette Ringständer befestigt.
2. Stellen Sie sicher, dass der Absperrhahn an der Bürette ausgeschaltet ist.
3. Mit einem Trichter die Bürette mit ca. 50 mL AgNO₃-Lösung (Titriermittel) füllen.
4. Eine kleine Menge des Titriermittels in das Abfallbecherglas ablaufen lassen, um die Luft in Bürettenspitze zu entfernen.
5. Warum ist es wichtig, die Luft aus der Bürettenspitze zu entfernen?



6. Einen Mikrorührstab in einen sauberen 125-mL-Erlenmeyerkolben geben.
7. Mit dem 50-mL-Messzylinder werden 50,0 mL der bekannten Natriumchloridlösung (0,010 M) abgemessen und in den Erlenmeyerkolben gegeben.
8. Warum wird zuerst eine Lösung mit einer bekannten Konzentration getestet?

9. Mit demselben 50-mL-Messzylinder werden 25 mL 1%ige Dextrinlösung abgemessen und in den Erlenmeyerkolben mit der Natriumchloridlösung gegeben.
10. Mit einer Transferpipette 1 oder 2 Tropfen des Fluoresceinindikators zu der Lösung im Kolben geben.

Daten sammeln

11. Lesen Sie das Anfangsvolumen der AgNO_3 -Lösung ab, die sich in der Bürette befindet. Tragen Sie diesen Wert in Tabelle 2 unten in der *Spalte NaCl Bekannt, Versuch 1 ein* (Aufzeichnung innerhalb von 0,01 mL).

Tabelle 2: Anfangs- und Endwerte der Bürette

	NaCl Bekannt (0,010 M)		Schwimmbad-Wasser	
	Versuch 1	Versuch 2	Versuch 1	Versuch 2
Anfangsbürette Volumen (mL)				
Endgültige Bürette Volumen (mL)				

12. Den Kolben mit der Natriumchloridlösung auf den Magnetrührer stellen.
13. Schalten Sie den Magnetrührer ein und beginnen Sie mit einer langsamen bis mittleren Geschwindigkeit zu rühren.
14. Warum ist es notwendig, die Lösung während einer Titration zu rühren?
-
15. Den Absperrhahn an der Bürette vorsichtig öffnen und das Titriermittel ca. 2 bis 3 mal pro Sekunde in die Natriumchloridlösung tropfen lassen.
16. Reduzieren Sie den Fluss des Titriermittels, wenn die Lösung trübe wird.
Hinweis: Die Trübung der Lösung tritt auf, wenn die Lösung zu präzipitieren beginnt.
17. Fahren Sie mit der langsamen Zugabe von Titriermittel fort, bis die Lösung rosa wird. Wenn die Lösung rosa wird, schließen Sie den Absperrhahn.
18. Welche Substanz wird im Becherglas gebildet? Welche Art von Reaktion findet statt?
-

19. Welche Gleichung stellt die chemische Reaktion dar, die im Becherglas abläuft?
-
20. Zeichnen Sie das Endvolumen von AgNO_3 auf, das sich in der Bürette befindet. Tragen Sie diesen Wert in Tabelle 2 oben in der *Spalte NaCl Bekannt, Versuch 1 ein* (Aufzeichnung innerhalb von 0,01 mL).
21. Schalten Sie den Magnetrührer aus.
22. Nehmen Sie die Flasche heraus und entsorgen Sie den Inhalt gemäß den Anweisungen Ihres Lehrers.
23. Den Kolben und den Magnetrührstab mit destilliertem Wasser reinigen.
24. Für "NaCl Known Trial 2" wiederholen Sie die Titration, damit Sie die Anfangs- und Endvolumina in der Bürette des Titriermittels AgNO_3 erfassen können. Einzelheiten finden Sie im obigen Prozess.
25. Für "Schwimmbadwasserversuch 1" wiederholen Sie die Titration, damit Sie die Anfangs- und Endvolumina in der Bürette des Titriermittels AgNO_3 erfassen können. Einzelheiten finden Sie im obigen Prozess.
26. Für "Schwimmbadwasserversuch 2" wiederholen Sie die Titration, damit Sie die Anfangs- und Endvolumina in der Bürette des Titriermittels AgNO_3 erfassen können. Einzelheiten finden Sie im obigen Prozess.
27. Reinigen Sie Ihre Laborstation gemäß den Anweisungen Ihres Lehrers, insbesondere was die nicht verwendeten und verbrauchten Chemikalien betrifft.

Die Datenanalyse

1. Das Volumen des in den Kolben zugegebenen Titriermittels wird durch Subtraktion des Ausgangsvolumens vom Endvolumen bestimmt. Notieren Sie diesen Wert in der folgenden Tabelle 3.

Tabelle 3: Konzentration der Chloridionen

	NaCl Bekannt (0.010 M)		Schwimmbad- Wasser	
	Versuch 1	Versuch 2	Versuch 1	Versuch 2
Gesamtzugabe von Silbernitrat, Endwert minus Anfangswert (mL)				
Chlorid-Ion im Kolben (mg)				
Chloridion in 1000 mL Probe (mg/L)				
Durchschnittliche Chloridionenkonzentration (mg/L)				

2. Bestimmen Sie die Menge an Chloridionen in jedem Kolben anhand des folgenden Hinweises. Notieren Sie die Werte in Tabelle 3 oben. Zeigen Sie Ihre Arbeit für den NaCl Known, Trial 1, unten.

Ein Hinweis:

$$(\text{AgNO}_3 \text{ added})([\text{Ag}^+])(\text{mole ratio of Cl}^-:\text{Ag}^+)(\text{molar mass Cl}^-)(\text{conversion to mg}) = \text{mg Cl}^-$$

3. Die Chloridkonzentration in jedem Kolben wird bestimmt, indem die Menge an Cl⁻ durch das Volumen der Wasserprobe (50,0 mL) geteilt wird. Sie müssen auch von Millilitern in Liter umrechnen. Notieren Sie die Werte in Tabelle 3 oben. Zeigen Sie Ihre Arbeit für den NaCl Known, Trial 1, unten.

4. Berechnen Sie die durchschnittliche Konzentration von Cl⁻ für die verschiedenen Wasserproben, indem Sie die Werte der beiden Versuche addieren und durch die Anzahl der Versuche teilen (2). Dieser Wert ist in Tabelle 3 oben einzutragen. Zeigen Sie Ihre Arbeit für die NaCl Known, Trials 1 und 2, unten.
5. Die Chloridkonzentration für die NaCl Known-Probe beträgt 355 mg/L. Verwenden Sie Ihren berechneten Durchschnitt für das NaCl Known und geben Sie Ihren prozentualen Fehler für dieses Experiment an.

$$\text{percent error} = \left| \frac{(\text{accepted value} - \text{experimental value})}{\text{accepted value}} \right| \times 100$$

Fragen zur Analyse

1. wie lauten die Gleichungen für die Titration des Schwimmbadwasserchlorids?

a. Molekulare Gleichung:

b. Ionische Gleichung:

c. Netto-Ionen-Gleichung:

2. wie wahrscheinlich ist es, dass die Menge an Silber- und Chloridionen an dem Punkt genau gleich ist, an dem die Lösung rosa wird und die Titration abgebrochen wird (Äquivalenzpunkt)? Erklären Sie Ihre Argumentation.

3. wenn nach dem Farbwechsel des Indikators mehr Silbernitrat zugegeben wird, welchen Einfluss hätte dies auf die berechneten Ergebnisse für die Chloridionenkonzentration in der Probe?

Synthese-Fragen

1. ausgehend von den Ergebnissen sowohl für das bekannte Natriumchlorid als auch für das Chlorid des Schwimmbadwassers, wie werden deren Konzentrationen in Teile pro Million (ppm) umgerechnet?

Bekannt:

Schwimmbadwasser:

2. aufgrund der Ergebnisse sowohl für das bekannte Natriumchlorid als auch für das Chlorid des Schwimmbadwassers, wie werden deren Konzentrationen in Molalitätseinheiten umgerechnet?

Bekannt:

Schwimmbadwasser:

3. Was ist die Quelle der Chlorid-Ionen im Schwimmbadwasser? Ist es dasselbe wie das Chlor, das zur Abtötung von Bakterien verwendet wird?

4. Warum werden mehrere Versuche der gleichen Probe analysiert und dann gemeinsam gemittelt? Welchen Einfluss haben Mehrfachversuche auf die Genauigkeit der Ergebnisse?

5. Was ist die maximale Chloridionenkonzentration, die mit einer Bürette (50,00 mL) der Silbernitratlösung bestimmt werden kann? Wie würden Sie eine Probe analysieren, die eine höhere Chloridkonzentration aufweist?

Multiple-Choice-Fragen

1. welche der folgenden Reaktionen stellt einen doppelten Ersatz dar?

- A. $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
- B. $2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- C. $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 \rightarrow 2\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{PbCrO}_4$
- D. $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$

2. welche der folgenden Verbindungen ist wasserlöslich?

- A. CaCO_3
- B. CaI_2
- C. AgI
- D. **PbI_2**

3. welche der folgenden Verbindungen ist *nicht* wasserlöslich?

- A. LiOH
- B. FePO_4
- C. $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
- D. NiSO_4

4. Welche beiden Edukte bilden beim Mischen in Lösung einen Niederschlag?

- A. $2\text{NH}_4\text{OH} + \text{BaI}_2 \rightarrow 2\text{NH}_4\text{I} + \text{Ba}(\text{OH})_2$
- B. $\text{Li}_2\text{S} + \text{Ca}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 \rightarrow 2\text{LiC}_2\text{H}_3\text{O}_2 + \text{CaS}$
- C. $3\text{KCl} + \text{FeI}_3 \rightarrow 3\text{KI} + \text{FeCl}_3$
- D. $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{MgSO}_4$

5. Welches der folgenden Reaktionsmittel bildet beim Mischen mit NaCl in Lösung einen Niederschlag?

- A. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- B. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- C. $\text{Fe}_2(\text{OH})_3$
- D. Keiner der oben genannten Punkte

Lückentext / Herausforderung

1. Stoffe, die sich auflösen, haben an den Lösungsmittelpartikeln mehr Anziehungskraft als an sich selbst. Stoffe, die sich nicht auflösen, sind Die Löslichkeitsregeln helfen den Chemikern bei der Vorhersage, ob sich eine Substanz in Wasser löst. Zum Beispiel ist jede Verbindung mit Na^+ , K^+ , Li^+ , NH_4^+ , $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ oder NO_3^- Ionen Für diese Komponenten gibt es keine Ausnahmen. Für andere Komponenten gelten einige Ausnahmen. Zum Beispiel sind alle löslich, außer die von Ag^+ , Hg_2^{2+} und Pb^{2+} .

2. In einer Reaktion schalten die Edukte Anionen zu neuen Produkten. Die Reaktion findet nur dann statt, wenn eines der entstehenden Produkte unlöslich ist. Das gebildete unlösliche Produkt wird als Die Kenntnis der Löslichkeitsregeln hilft bei der Vorhersage der Produkte in einer Doppelaustauschreaktion. Durch die Verwendung einer Gleichung werden in der geschriebenen chemischen Gleichung nur die Ionen und Produkte gezeigt, die eine Änderung der Reaktion erfahren.



Lückentext-Wortbank

Absatz 1

Karbonate
auflösen
Halogenide
unlösbar
löslich
stärker
Sulfate
Sulfide
schwächer

Absatz 2

Kombination
Zersetzung
doppelter Ersatz
ionische
molekular
Netto-Ion
ausfallen
einziger Ersatz
gelöster
solvent