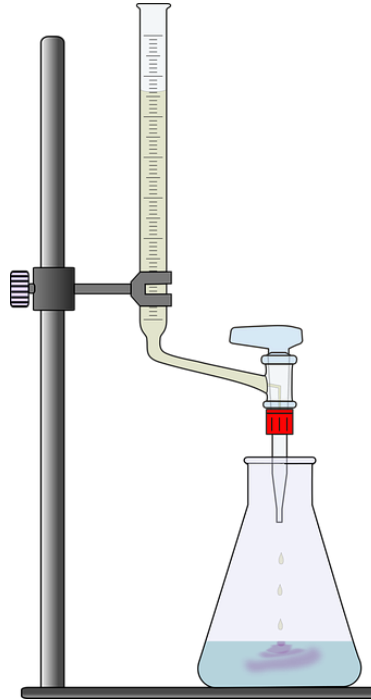


Chemische Reaktionen in mehreren Schritten: Diprotische Titration



Bildquelle: Pixabay

Klassenstufe	Oberthemen	Untertemen	Anforderungsniveau	Durchführungsniveau	Vorbereitung
Sek 2	RedOx-Chemie	Titrationen	••	••	unterschiedlich

Aufgabenstellung

Eine Titration kann Ihnen sagen, wie viel von einer Säure in einer Lösung vorhanden ist. Aber was passiert, wenn die Säure mehr als ein Wasserstoff-Ion hat, das sie spenden kann? Wie wird sich die Titrationskurve unterscheiden? Warum verändert sich die Titrationskurve und kann eine unbekannte Konzentration noch bestimmt werden?

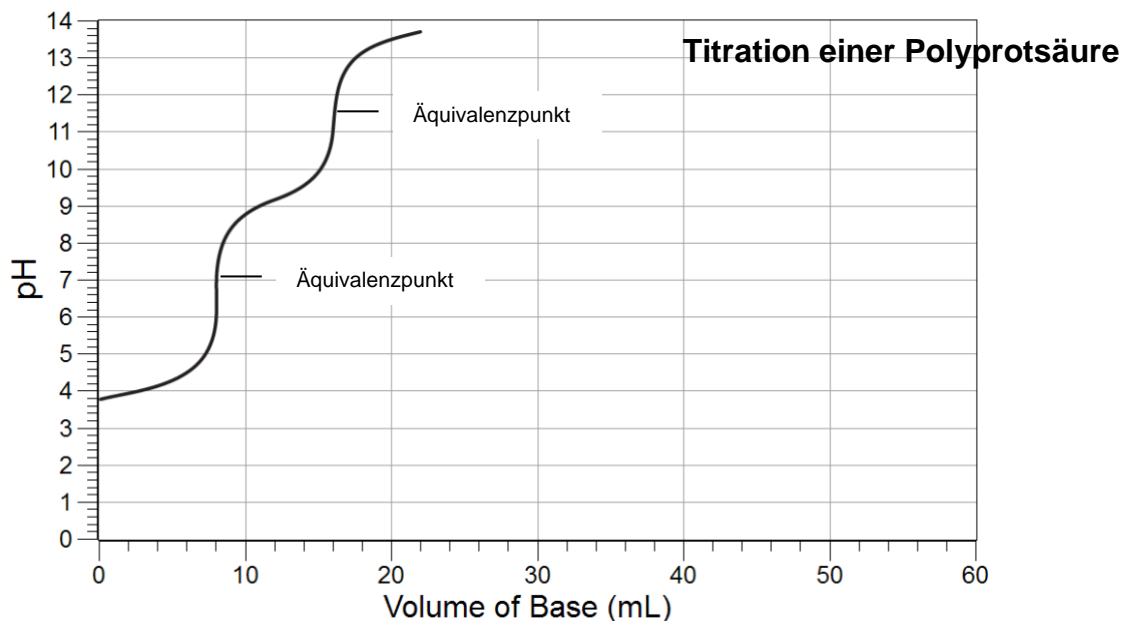
Hintergrund

Säuren sind Substanzen, die ein spendefähiges Wasserstoffion besitzen. Basen sind die Komplemente zu Säuren, indem Basen Wasserstoffionen aufnehmen. Wenn eine Säure ein Wasserstoffion abgibt, wird der zurückbleibende anionische Anteil als konjugierte Base bezeichnet (weil sie nun als Base wirkt, indem sie ein neues Wasserstoffion aufnehmen kann). Wenn eine Base ein Wasserstoffion akzeptiert, wird die neu entstandene Spezies als konjugierte Säure bezeichnet (weil sie ihrerseits das neu erworbene Wasserstoffion wie eine Säure abgeben kann).

Manche Säuren haben mehr als ein Wasserstoffion, das sie spenden können; diese werden als Polyprotonensäuren bezeichnet. Die Anzahl der Wasserstoffionen, die gespendet werden können, verfeinert die Klassifizierung der Säure (1H^+ = monoprotisch, 2H^+ = diprotisch, 3H^+ = triprotisch, usw.).

Ein Carbonation (CO_3^{2-}) ist die konjugierte Base der Kohlensäure (H_2CO_3). Durch die Herstellung einer Lösung aus Natriumcarbonat (Na_2CO_3) enthält die Lösung Carbonationen, die Wasserstoffionen aufnehmen können. Diese Karbonationen können mit einer Säure, wie z.B. Salzsäure, titriert werden. Die Aufnahme von Wasserstoffionen erfolgt in zwei Schritten: erstens nehmen die Karbonationen jeweils ein Wasserstoffion auf, bis sie alle zu Bikarbonationen (HCO_3^-) geworden sind; zweitens nehmen die neuen Bikarbonationen ein zusätzliches Wasserstoffatom zu Kohlensäure auf. Die Kohlensäure zersetzt sich sofort in Wasser und Kohlendioxid-Gas (die als Blasen zu sehen sind).

Jeder Schritt ist in einer Titrationskurve zu sehen. Mit fortschreitender Titration kann der pH-Wert mit einem Sensor gemessen werden. Der Punkt, an dem die Kurve am steilsten ist, zeigt einen Äquivalenzpunkt an (wobei die Anzahl der Mole der Säure gleich der Anzahl der Mole der Base ist). Für polyprotische Säuren wird es für jedes spendefähige Wasserstoffion einen Äquivalenzpunkt geben.



Materialien und Ausrüstung

Für jeden Schüler oder jede Gruppe:

- ◆ Datenerhebungssystem
- ◆ Tropfenzähler
- ◆ pH-Sensor
- ◆ Mikro-Rührstab
- ◆ Magnet-Rührer
- ◆ Becherglas (2), 50 mL
- ◆ Becherglas, 250 mL
- ◆ Messzylinder, 50-mL
- ◆ Messzylinder, 100-mL
- ◆ Transfer-Pipette
- ◆ Bürette, 50 ml
- ◆ Bürettenhalter
- ◆ Ring-Ständer
- ◆ Rechtwinklige Klemme
- ◆ Trichter
- ◆ Abfallbehälter
- ◆ Waschflasche gefüllt mit destilliertem (deionisiertem) Wasser
- ◆ Pufferlösung, pH 4, 25 mL
- ◆ Pufferlösung, pH 10, 25 mL
- ◆ Destilliertes (deionisiertes) Wasser, 200 mL
- ◆ Natriumcarbonat (Na_2CO_3) Lösung, 40 mL
- ◆ 1,0 M Salzsäure (HCl), 110 mL

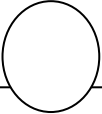
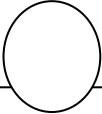
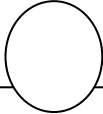
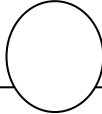
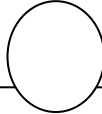
Sicherheit

Fügen Sie diese wichtigen Sicherheitsvorkehrungen zu Ihren normalen Laborverfahren hinzu:

- ◆ Salzsäure ist eine starke Säure. Vermeiden Sie den Kontakt mit Haut und Augen.
- ◆ Stellen Sie sicher, dass alle Säuren und Basen neutralisiert sind, bevor sie in den Abfluss geleitet werden.

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.

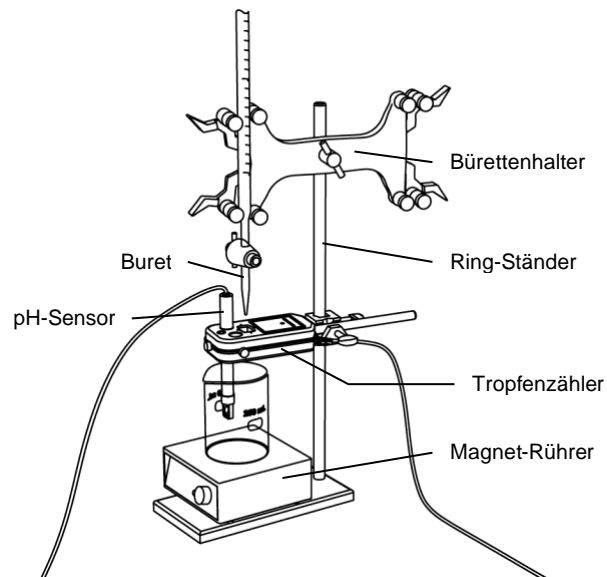
 <p>Spülen Sie die Bürette mit 1,0 M Salzsäure und üben Sie das Einstellen des Absperrhahns. Das HCl in einem Abfallbehälter auffangen.</p>	 <p>Die Titrationseinrichtung einrichten und den pH-Sensor kalibrieren.</p>	 <p>Ein 250-mL-Becherglas mit verdünntem Analyten (Natriumcarbonat) auf den Magnetrührer stellen.</p>	 <p>Wiederholen Sie die Titration, um einen zweiten Datensatz zu erhalten.</p>	 <p>Die Natriumcarbonatlösung mit HCl titrieren, bis sich der pH-Wert bei einem pH-Wert unter 2 stabilisiert.</p>
------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------	------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------

Verfahren

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

Einrichten

1. ☐ Beginnen Sie ein neues Experiment mit dem Datenerfassungssystem.
 2. ☐ Schließen Sie einen pH-Sensor an das Datenerfassungssystem an.
 3. ☐ 25 mL Pufferlösung pH 4 in ein 50-mL-Becherglas und 25 mL Pufferlösung pH 10 in ein zweites 50-mL-Becherglas geben. Verwenden Sie diese Lösungen zum Kalibrieren des pH-Sensors.
 4. ☐ Wird ein nicht kalibrierter pH-Sensor präzise Ergebnisse liefern? Warum muss der pH-Sensor kalibriert werden?
-
5. ☐ Schließen Sie einen Tropfenzähler an das Datenerfassungssystem an
 6. ☐ pH-Wert gegen Tropfenanzahl (Tropfen) in einer Grafik anzeigen.
 7. ☐ Bauen Sie die Titrationsapparatur zusammen, wobei Sie die folgenden Schritte und die Abbildung als Richtlinie verwenden.
 - a. Montieren Sie den Ringständer.
 - b. Positionieren Sie den Magnetrührer auf (oder neben) dem Fuß des Ringständers.
 - c. Stellen Sie einen Abfallbehälter auf den Magnetrührer.
 - d. Mit der Bürettenhalterung wird die Bürette am Ringständer befestigt.
 - e. Positionieren Sie den Tropfenzähler über dem Abfallbehälter und befestigen Sie ihn mit der Winkelklemme am Ringständer.
 - f. Den pH-Sensor durch einen der Schlitze im Tropfenzähler stecken.



8. Spülen Sie die Bürette mit einigen Millilitern der standardisierten HCl-Lösung. Befolgen Sie die folgenden Schritte, um diesen Schritt abzuschließen.
- Stellen Sie sicher, dass der Absperrhahn geschlossen ist und spülen Sie mit einer Transferpipette das Innere der Bürette mit einigen Millilitern HCl-Lösung aus.
 - Öffnen Sie den Absperrhahn an der Bürette und lassen Sie die HCl-Spülung in den Abfallbehälter ab.
 - Wiederholen Sie diesen Vorgang noch zweimal.

9. Vergewissern Sie sich, dass der Absperrhahn in der "Aus"-Stellung ist und füllen Sie dann die Bürette mit einem Trichter mit ca. 50 mL der HCl-Lösung (Titriermittel).

10. Eine kleine Menge des Titriermittels durch den Tropfenzähler in das Abfallbecherglas ablassen.

11. Warum ist es notwendig, vor Beginn einer Titration eine kleine Menge Titriermittel durch den Tropfenzähler abzulassen?

12. Üben Sie das Einstellen des Absperrhahns an der Bürette, so dass das Titriermittel den Tropfenzähler in erkennbaren Tropfen durchläuft, die mit etwa 2 bis 3 Tropfen pro Sekunde fallen.

Hinweis: Es ist wichtig, dass Sie die Einstellung des Absperrhahns gut kontrollieren können. Wenn Sie den Absperrhahn versehentlich zu weit öffnen und das HCl ausfließt (im Gegensatz zu den Tropfen), müssen Sie neu beginnen.

13. Wie kann das grüne Licht am Tropfenzähler helfen, festzustellen, ob das HCl in unterscheidbaren Tropfen fällt?

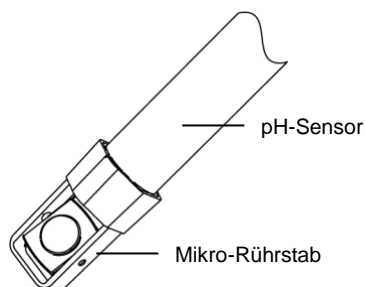
14. Schließen Sie den Absperrhahn und nehmen Sie dann den Abfallbehälter heraus.

Die Datenerfassung

Tabelle 1: Titrationsdaten

Messung	Versuch 1	Versuch 2
Konzentration der HCl-Lösung (M)		
Verbrauchte Menge an Na ₂ CO ₃ (mL)		
Anfangsvolumen von HCl in der Bürette (mL)		
Endvolumen von HCl in der Bürette (mL)		

15. Die genaue Konzentration der standardisierten HCl-Lösung ist in der Tabelle 1 oben angegeben.
16. Mit dem 100-mL-Messzylinder 100,0 mL destilliertes Wasser abmessen und in ein 250-mL-Becherglas geben.
17. Mit dem 50-mL-Messzylinder werden ca. 20,0 mL der Natriumcarbonat (Na₂CO₃)-Lösung gemessen und zu den 100 mL destilliertem Wasser im Becherglas hinzugefügt.
18. Notieren Sie die genaue Menge an Na₂CO₃, die in Tabelle 1 oben verwendet wurde.
19. Den Mikrorührstab am Ende des pH-Sensors hinzufügen.



20. Das 250-mL-Becherglas mit dem Natriumcarbonat auf den Magnetrührer stellen, wobei der pH-Sensor in die Lösung eingetaucht ist.
21. Stellen Sie sicher, dass der Kolben des pH-Sensors vollständig in die Lösung eingetaucht ist, schalten Sie dann den Magnetrührer ein und beginnen Sie mit einer langsamen bis mittleren Geschwindigkeit zu rühren.
22. Das Ausgangsvolumen des Titriermittels (HCl) in der Bürette auf 0,01 mL genau bestimmen und in Tabelle 1 vermerken.
23. Starten Sie die Aufzeichnung der Daten.

24. Öffnen Sie vorsichtig den Absperrhahn an der Bürette, so dass 2 bis 3 Tropfen pro Sekunde abgegeben werden. Falls nötig, skalieren Sie die Achsen neu, damit Sie die Änderungen sehen können.
25. Fahren Sie mit der Datenaufzeichnung fort, bis sich der pH-Wert der Lösung bei einem pH-Wert unter 2 stabilisiert. Das Volumen des Titriermittels darf nicht unter die letzte Markierung auf der Bürette fallen.
26. Warum müssen Sie sicherstellen, dass das Volumen des Titriermittels nicht unter die Nullmarke der Bürette fällt?

27. Welcher Reaktionsschritt findet zu Beginn der Titration zwischen dem Ausgangs-pH (~12) und einem pH-Wert von 8 statt? Beschreiben Sie die auftretende Reaktion.

28. Was passiert, wenn der pH-Wert der Lösung unter 8 liegt, wie lassen sich diese Beobachtungen erklären?

29. Schließen Sie den Absperrhahn an der Bürette, wenn sich der pH-Wert der Lösung bei einem pH-Wert unter 2 stabilisiert.
30. Stoppen Sie die Datenaufzeichnung.
31. Nennen Sie den Datenlauf "Versuch 1".
32. Bestimmen Sie das Endvolumen des Titriermittels in der Bürette und tragen Sie das Volumen auf 0,01 mL in Tabelle 1 oben ein.
33. Schalten Sie den Magnetrührer aus.
34. Nehmen Sie den Becher heraus und entsorgen Sie den Inhalt gemäß den Anweisungen des Lehrers.



- 35. Stellen Sie den Abfallbehälter unter den pH-Sensor und verwenden Sie die Waschflasche, um den Mikrorührstab und den pH-Sensor gründlich zu reinigen.
- 36. Entsorgen Sie diese Abfälle gemäß den Anweisungen des Lehrers.
- 37. Reinigen Sie das 250-mL-Becherglas gründlich, damit Sie es für den Versuch wieder verwenden können.
- 38. Sammeln Sie einen zweiten Datensatz. Beachten Sie bei Bedarf die oben genannten Schritte. Zeichnen Sie die Daten in der Spalte Versuch 2 in Tabelle 1 oben auf.
- 39. Nennen Sie den zweiten Datenlauf "Versuch 2".
- 40. Warum ist es notwendig, mehrere Datensätze zu nehmen?

- 41. Speichern Sie Ihre Datei und bereinigen Sie nach den Anweisungen des Lehrers.

Die Datenanalyse

1. Bestimmen Sie das Gesamtvolumen des in jedem Versuch verwendeten HCl-Titriermittels. Die verwendete Gesamtmenge ist in der nachstehenden Tabelle 2 anzugeben.

Verwendete Gesamtmenge = Endvolumen HCl - Anfangsvolumen HCl

Tabelle 2: Gesamtvolumen des in jedem Versuch verwendeten HCl-Titriermittels

	Versuch 1	Versuch 2
Endvolumen von HCl (mL)		
Anfangsvolumen von HCl (mL)		
Gesamtvolumen verbrauchte HCl (mL)		

2. Verwenden Sie das Diagramm pH-Wert gegen Tropfenzahl (Tropfen), um die Gesamtzahl der in jedem Versuch verwendeten Tropfen zu bestimmen. Befolgen Sie die folgenden Schritte, um dies auf Ihrem Datenerfassungssystem abzuschließen.
- Zeigen Sie den zu analysierenden Datenlauf an.
 - Finden Sie die endgültige Tropfenzahl, indem Sie die Koordinaten des letzten gesammelten Datenpunktes finden.
 - Tragen Sie die endgültige Tropfenzahl für jeden Versuch in Tabelle 3 unten ein.

Tabelle 3: Endgültige Tropfenzahl

	Versuch 1	Versuch 2
Endgültige Tropfenzahl		

3. Erstellen Sie eine Berechnung zur Umrechnung der Tropfenzahl in Volumen (mL) für jeden Versuch. Befolgen Sie die folgenden Schritte, um dies auf Ihrem Datenerfassungssystem zu tun.
- Schreiben Sie die mathematische Gleichung, die zur Umrechnung der Tropfenzahl in das Volumen verwendet werden kann. Die allgemeine Gleichung ist unten angegeben, aber Sie müssen "Gesamtvolumen des verwendeten Titriermittels" und "Endtropfenzahl" durch die oben ermittelten Zahlenwerte ersetzen. Schreiben Sie die mathematische Gleichung für jeden Versuch in Tabelle 4 unten auf.

$$\text{calcvolume} = [\text{Drop Count}] * (\text{total volume of titrant used} / \text{final drop count})$$

Hinweis: In der obigen Gleichung steht "calcvolume" für das berechnete Volumen. Sie werden für jeden Versuch eine andere Berechnung haben, so dass die beiden berechneten Volumina unterschiedliche Namen haben müssen.

- Geben Sie die oben ermittelten Gleichungen in das Datensammelsystem ein.

Tabelle 4: Berechnungen zur Umrechnung von HCl-Tropfenzahl in Volumen

Mathematische Gleichung für den Versuch 1:
Mathematische Gleichung für den Versuch 2:

4. Bestimmen Sie das Volumen von HCl an beiden Äquivalenzpunkten für jeden Versuch. Befolgen Sie die folgenden Schritte, um dies auf Ihrem Datenerfassungssystem zu tun.
- Ändern Sie die Einheiten auf der x-Achse auf das berechnete Volumen für den zu analysierenden Datenlauf.
 - Zeigen Sie den zu analysierenden Datenlauf an.
 - Finden Sie die Koordinaten der einzelnen Äquivalenzpunkte.
 - Notieren Sie die Menge an HCl an jedem der Äquivalenzpunkte in Tabelle 5 unten.

Tabelle 5: Volumen des Titriermittels an den Äquivalenzpunkten

	Versuch 1	Versuch 2
Volumen bei Äquivalenz Punkt 1 (mL)		
Volumen bei Äquivalenz Punkt 2 (mL)		

5. Berechnen Sie die molare Konzentration der Natriumkarbonatlösung anhand des ersten Äquivalenzpunktes. Verwenden Sie die folgenden Schritte als Leitfaden und halten Sie Ihre Arbeit für jeden Schritt in Tabelle 6 unten fest.
- Bestimmen Sie die Anzahl der am ersten Äquivalenzpunkt zugegebenen Mole HCl anhand des Volumens am Äquivalenzpunkt #1 und der Molarität der HCl-Lösung.
 - Die Umrechnung von Molen HCl in Mol Natriumcarbonat erfolgt mit Hilfe der ausgewogenen chemischen Gleichung für den ersten Reaktionsschritt.
 - Mit den berechneten Molen Natriumcarbonat und dem als Analyt verwendeten Volumen Natriumcarbonat wird die Molarität der Base bestimmt.
 - Wiederholen Sie das für Versuch 2.

Tabelle 6: Molare Konzentration der Natriumcarbonatlösung am ersten Äquivalenzpunkt

	Versuch 1 (zeigen Sie Ihre Arbeit)	Versuch 2

Mol HCl am ersten Äquivalenzpunkt (mol)		
Ausgewogene chemische Gleichung für die erste Reaktion		
Mole Natriumcarbonat in Lösung (mol)		
Konzentration der Na ₂ CO ₃ -Lösung (M)		

6. Berechnen Sie die molare Konzentration der Natriumcarbonatlösung anhand des zweiten Äquivalenzpunktes. Verwenden Sie die folgenden Schritte als Leitfaden und halten Sie Ihre Arbeit für jeden Schritt in Tabelle 7 unten fest.
- Bestimmen Sie die Anzahl der am zweiten Äquivalenzpunkt zugegebenen HCl-Mole anhand des Volumens am Äquivalenzpunkt 2 und der Molarität der HCl-Lösung.
 - Die Umrechnung von Molen HCl in Mol Natriumcarbonat erfolgt mit Hilfe der allgemeinen ausgeglichenen chemischen Gleichung.
 - Mit den berechneten Molen Natriumcarbonat und dem als Analyt verwendeten Volumen Natriumcarbonat wird die Molarität der Base bestimmt.
 - Wiederholen Sie das für Versuch 2.

Tabelle 7: Molare Konzentration der Natriumcarbonatlösung am zweiten Äquivalenzpunkt

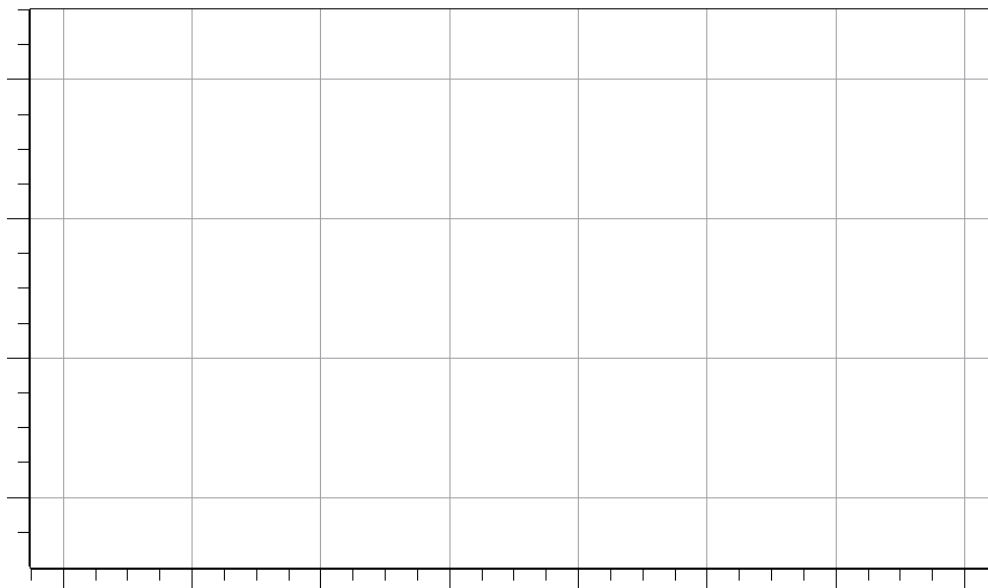
	Versuch 1 (zeigen Sie Ihre Arbeit)	Versuch 2
Mol HCl am zweiten Äquivalenzpunkt (mol)		
Ausgewogene chemische Gleichung für die Gesamtreaktion		
Mole Natriumcarbonat in Lösung (mol)		

Konzentration der Na ₂ CO ₃ -Lösung (M)		
---------------------------------------------------------------	--	--

7. Berechnen Sie die mittlere Molarität der Natriumcarbonatlösung mit allen vier berechneten Werten.
8. Erstellen Sie auf Ihrem Datenerfassungssystem eine Grafik des pH-Wertes im Vergleich zum HCl-Volumen (mL), wobei beide Datenreihen auf dem gleichen Satz von Achsen angezeigt werden.

Hinweis: Verwenden Sie eines der berechneten Volumina auf der y-Achse. Diese Grafik dient nur zu Vergleichszwecken.

9. Skizzieren oder drucken Sie eine Kopie des Diagramms des pH-Wertes im Vergleich zum HCl-Volumen (mL) mit beiden Datenreihen auf einem Satz von Achsen. Beschriften Sie jeden Datenlauf sowie die Gesamtgrafik, die x-Achse, die y-Achse und fügen Sie Zahlen auf den Achsen ein.



Fragen zur Analyse

1. wann begannen die durch die Bildung von Kohlendioxid-Gas erzeugten Blasen sichtbar zu werden?

2. Schreiben Sie die beiden chemischen Gleichungen als getrennte Schritte, die sich zu der Gesamtreaktion addieren: $2\text{HCl}(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Schritt 1: _____

Schritt 2: _____

3. vor dem ersten Äquivalenzpunkt enthielt das Becherglas eine Mischung aus Karbonat- und Bikarbonationen. Welches dieser beiden Ionen nimmt Wasserstoffionen leichter an? Woher weißt du das?

4. nach dem ersten Äquivalenzpunkt war die Kohlendioxidproduktion schnell. Waren noch Karbonat-Ionen in Lösung?

5. was fällt Ihnen bei der Menge an Säure auf, die benötigt wird, um jeden Äquivalenzpunkt zu erreichen?

6. warum glauben Sie, dass das Blubbern nach dem zweiten Äquivalenzpunkt aufgehört hat?

Synthese-Fragen

Nutzen Sie die verfügbaren Ressourcen, um die folgenden Fragen zu beantworten.

1. Oftmals kann das Produkt einer chemischen Reaktion zum Reaktionspartner einer anderen werden. Geben Sie ein Beispiel dafür, wie diese Aussage anhand der in diesem Experiment beobachteten Reaktionen zutrifft.



2. Berechnen Sie die Anzahl der Mole Kohlendioxid, die in einem der Versuche erzeugt werden. Identifizieren Sie den limitierenden Reaktanten. Zeigen Sie Ihre Arbeit, einschließlich der verwendeten ausgewogenen chemischen Gleichung.

3. Berechnen Sie die Anzahl der produzierten Liter Kohlendioxid. Nehmen Sie die Standardtemperatur und den Standarddruck an.

Multiple-Choice-Fragen

Wählen Sie die beste Antwort oder Vervollständigung zu jeder der untenstehenden Fragen oder unvollständigen Aussagen aus.

1. bei einer Säure-Base-Titration zeigt der Äquivalenzpunkt der Kurve:

- A. Der Punkt, an dem die gleiche Anzahl von Molen Säure und Base vorhanden ist
- B. Der Punkt, an dem die Bürette keine Säure mehr hat
- C. Der Punkt, an dem der pH-Wert ein Maximum ist
- D. Der Punkt, an dem der pH-Wert ein Minimum ist

2. die

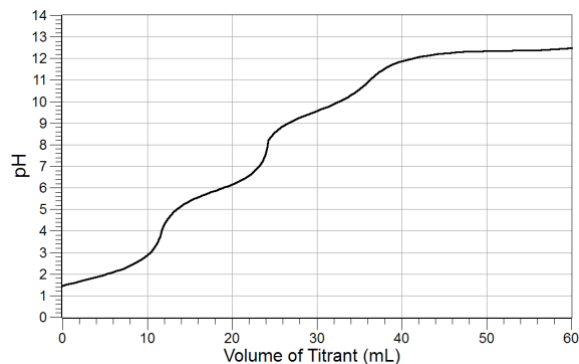
Kohlensäure ist bekanntermaßen eine Diprotsäure. Wieso?

- A. Weil es mit einer Base reagiert.
- B. Weil es zwei Wasserstoff-Ionen hat, die man spenden kann
- C. Weil es Kohlendioxid erzeugt.
- D. Weil es als Säure oder Base wirken kann.

3 Wie viele Äquivalenzpunkte gibt es bei der Titration einer Diprotsäure?

- A. 0
- B. 1
- C. 2
- D. 3

4. Die untenstehende Titrationskurve zeigt, welche Art von Säure?



- A. Monoprotische Säure
- B. Diprotische Säure
- C. Triprotinsäure
- D. Tetraprotinsäure

5. welches Gas wird bei der Reaktion einer Säure mit Natriumkarbonat freigesetzt?

- A. Wasserstoffgas
- B. Sauerstoff-Gas
- C. Methangas
- D. Kohlendioxid-Gas

Lückentext

Füllen Sie die Leerzeichen aus der Liste der Wörter in der Key Term Challenge Word Bank aus.

1. Die Brønsted-Lowry-Definition von Säuren und Basen besagt, dass sie Wasserstoffionen _____ abgeben und _____ Wasserstoffionen aufnehmen. Wenn eine Säure _____ ein Wasserstoffion ist, wird der verbleibende anionische Anteil als _____. Das in diesem Experiment verwendete Karbonation hat eine negative Zweiladung. Es kann Wasserstoffionen zu Kohlensäure aufnehmen _____ und ist ein Beispiel für eine _____ Säure. Wenn die Karbonat-Ionen im ersten Schritt mit Säure reagieren, werden sie zunächst zu _____ Ionen (schreiben Sie sowohl den Namen als auch die Formel). Diese Ionen können dann im zweiten Schritt mit zusätzlicher Säure reagieren, um so (Name und Formel schreiben _____) zu werden. Kohlensäure zerfällt in _____ und Blasen von _____. Die Blasen beginnen sich nach dem _____ Äquivalenzpunkt zu bilden. Die Blasen werden so lange weitergeführt, bis das Original (Name _____ und Formel) vollständig verbraucht ist.



Lückentext / Wortbank

Absatz 1

akzeptiert

Säuren

Grundlagen

Bikarbonat (HCO_3^-)

Kohlendioxid

Karbonat (CO_3^{2-})

Kohlensäure (H_2CO_3)

konjugierte Säure

konjugierte Base

Diprotik

spendet

zuerst

Salzsäure (HCl)

Wasserstoff

monoprotisch

eine

Sauerstoff

zweite

Natriumkarbonat (Na_2CO_3)

drei

triprotisch

zwei

Wasser