

## 5. Kapitel:

# Wie viel Essigsäure hat es im Speiseessig?

### Thema

In diesem Kapitel lernen Sie, wie man die Konzentration einer Säure oder einer Base bestimmt, die in einer Lösung vorhanden ist. Dies kann z.B. die Essigsäure im Speiseessig sein oder der gelöste Kalk im Leitungswasser.

Die Methode funktioniert bei einer Säure so: Man nimmt eine bestimmten Menge der Lösung mit der unbekanntem Konzentration. Nun gibt man genau soviel einer bekannten Basenlösung zu, bis alle Säure verbraucht ist. Dieses Vorgehen nennt man "Titration". Das Wort stammt aus dem Griechischen. "Titer" bedeutet "Gehalt".

### Lektionsablauf

Zuerst bearbeiten Sie die Theorie des Stoffes und lösen dabei einige Aufgaben. Nach einem einführenden Experiment gehen Sie zum Computer und führen Simulationen von Titrationsexperimenten durch. Wenn Sie diese beherrschen, bestimmen Sie im Labor selber die unbekanntem Konzentrationen einiger Säuren und Basen.

→ **Bringen Sie einen halben Liter Leitungswasser von zu Hause mit!**

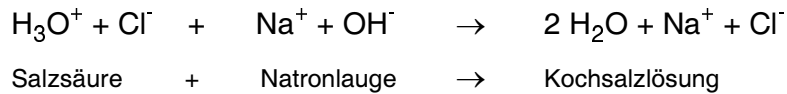
Am Schluss bearbeiten Sie den Abschnitt *Lernkontrolle*, wo Sie Ihr Wissen testen können. Die Lösungen von allen Aufgaben finden Sie im Lösungsordner im Schulzimmer.

### Lernziele

1. Sie können die Menge einer Säure oder einer Base in einer Lösung bestimmen und Ihre Ergebnisse korrekt auswerten.
2. Sie haben die Methode so gut verstanden, dass Sie Kolleginnen oder Kollegen, die nichts darüber wissen, das Prinzip erklären können.
3. Sie kennen die Wasserhärte bei Ihnen zu Hause und wissen um deren Bedeutung.

## Theorie

Lässt man verdünnte Salzsäure mit verdünnter Natronlauge reagieren, so findet eine Neutralisation statt. Verdünnte Salzsäure enthält  $\text{H}_3\text{O}^+$ - und  $\text{Cl}^-$ -Ionen, verdünnte Natronlauge  $\text{Na}^+$ - und  $\text{OH}^-$ -Ionen. Bei der Reaktion reagieren  $\text{H}_3\text{O}^+$ - und  $\text{OH}^-$ -Ionen miteinander zu Wasser.  $\text{Na}^+$  und  $\text{Cl}^-$ -Ionen sind „Zuschauer“:



Lässt man Salzsäure und Natronlauge im richtigen Verhältnis miteinander reagieren, so erhält man eine neutrale Kochsalzlösung.

Neutralisieren wir z.B. 1 mol  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen, so benötigen wir dafür 1 mol  $\text{OH}^-$ -Ionen.

Normalerweise arbeiten wir mit wässrigen Lösungen. Man gibt die Konzentration der darin gelösten Stoffe an.

Enthält ein Liter Lösung 1 mol NaOH, so schreiben wir  $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ mol/l}$ .

Eine Lösung von 1 mol NaOH enthält 1 mol  $\text{Na}^+$ -Ionen und 1 mol  $\text{OH}^-$ -Ionen.

### Aufgabe 5.1:



Wie viel g des gelösten Stoffes enthält ein Liter Lösung, wenn die Flaschen folgende Aufschriften tragen:

- a)  $c(\text{NaOH}) = 1,0 \text{ mol/l}$
- b)  $c(\text{HCl aq}) = 1,0 \text{ mol/l}$
- c)  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,0 \text{ mol/l}$

Nimmt man ein bestimmtes Volumen einer solchen Lösung, so kann man die darin enthaltene Stoffmenge (in mol) berechnen, indem man Volumen und Konzentration miteinander multipliziert:

$$\text{Stoffmenge (mol)} = \text{Volumen (l)} \cdot \text{Konzentration (mol/l)}$$



### Aufgabe 5.2:

Wie viel mol NaOH enthalten 100 ml verdünnte Natronlauge?  $c(\text{NaOH})$  beträgt  $0,1 \text{ mol/l}$ .

Damit die Reaktion vollständig ist, muss folgende Beziehung erfüllt sein:

<b>Menge der H<sup>+</sup>-Ionen, die die Säure abgeben kann</b>	=	<b>Menge der von der Base aufgenommenen H<sup>+</sup>-Ionen</b>
----------------------------------------------------------------------	---	-------------------------------------------------------------------------

Diesen Punkt nennt man **Äquivalenzpunkt**. Die Säure hat gerade alle H<sup>+</sup>-Ionen abgegeben, die sie an die betreffende Base abgeben kann. Der Indikator wechselt an diesem Punkt seine Farbe. Man muss ihn entsprechend wählen. Nur bei der Reaktion von starken Säuren mit Natronlauge liegt der Äquivalenzpunkt bei pH = 7. Bei schwachen Säuren liegt der Äquivalenzpunkt im alkalischen Bereich (vgl. S. 51).

Sie haben Säuren kennen gelernt, die mehrere H<sup>+</sup>-Ionen abgeben können. Dies ist z.B. die Schwefelsäure (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) oder die Phosphorsäure (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>).

Ebenso gibt es Basen, die mehrere H<sup>+</sup>-Ionen aufnehmen können, z.B. CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>. Dies müssen wir in der Rechnung berücksichtigen. Wir können für den Äquivalenzpunkt folgenden Zusammenhang aufstellen:

$$V_S \cdot c_S \cdot z_S = V_B \cdot c_B \cdot z_B$$

**V<sub>S</sub>**: Volumen der Säure

**c<sub>S</sub>**: Konzentration der Säure (mol/l)

**z<sub>S</sub>**: Zahl der H<sup>+</sup>-Ionen, die ein Säureteilchen abgeben kann

**V<sub>B</sub>**: Volumen der Base,

**c<sub>B</sub>**: Konzentration der Base (mol/l)

**z<sub>B</sub>**: Zahl der H<sup>+</sup>-Ionen, die ein Baseteilchen aufnehmen kann

**Beispiel:** Man titriert 10,0 ml verdünnte Salzsäure mit Natronlauge [c(NaOH)=1,0 mol/l], deren Verbrauch 11,2 ml beträgt. Dies ist der Durchschnitt aus drei Messungen. Also:

$$z_S = 1, z_B = 1, V_S = 10,0 \text{ ml}$$

$$V_B = 11,2 \text{ ml}, c_B = 1,0 \text{ mol/l}$$

c<sub>S</sub>: gesucht

Eingesetzt in Gleichung (5.1) erhalten wir c<sub>S</sub> = 1,12 mol l<sup>-1</sup>



**Aufgabe 5.3:** Man titriert 10,0 ml verdünnte Schwefelsäure mit Natronlauge [ $c(\text{NaOH}) = 1,0 \text{ mol l}^{-1}$ ]. Deren Verbrauch beträgt 8,0 ml (Durchschnitt aus drei Messungen). Stellen Sie zuerst die Reaktionsgleichung auf. Berechnen Sie dann die Konzentration der Schwefelsäure.

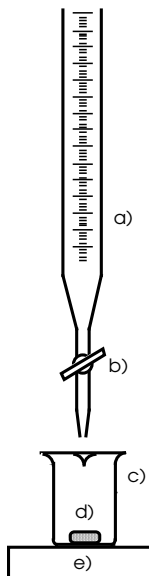
## Experimentelle Durchführung der Titration

Um die Menge einer Säure in einer Lösung zu bestimmen, gibt man zu einem genau abgemessenen Volumen schrittweise kleine Mengen einer Base. Wenn man die zum Erreichen des Äquivalenzpunktes notwendige Menge zugegeben hat, ändert sich der pH-Wert sprunghaft.

Dies kann man mit einem pH-Meter feststellen. Man kann auch eine Substanz zugeben, die die Farbe bei einem bestimmten Wert ändert. Diese Substanz heisst **Indikator**. Dies bedeutet "Anzeiger". In unserem Fall zeigt er die pH-Änderung an.

Ein Indikator ist auch eine Säure. Die saure Form ( $\text{HIn}$ ) hat eine andere Farbe als die konjugierte Base ( $\text{In}^-$ ). Bei der Titration wird nur eine sehr kleine Menge des Indikators  $\text{HIn}$  zugegeben. Deshalb ist der Mehrverbrauch an Base für dessen Reaktion mit der Base ( $\text{HIn} + \text{OH}^- \rightarrow \text{In}^- + \text{H}_2\text{O}$ ) vernachlässigbar.

Beispiele verschiedener Indikatoren und deren Farben finden Sie in praktisch allen Chemiebüchern oder auf Wikipedia.



### Geräte:

- a) Bürette: Ein Rohr mit einer Masseinteilung
- b) Hahn
- c) Becherglas mit der unbekanntem Lösung
- d) Rührstäbchen
- e) Rührmotor

Bevor Sie den Gehalt von Essigsäure im Speiseessig messen, können Sie die Bestimmung des Äquivalenzpunktes mit Hilfe eines Indikators am Computer üben.

## Simulation von Titrationsen mit dem Computer



### Vorgehen:

- Melden Sie sich am Computer an.
- Starten Sie unter PROGRAMME, FACH-SOFTWARE, CHEMIE, das Programm TITRATION

Der Rest des Programms ist selbsterklärend.

**Achtung:** Anstelle von  $H^+$ -Ionen wird im Programm von Protonen gesprochen! An den Hochschulen ist dies so üblich.

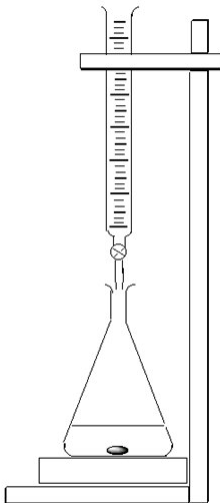
## Experiment 5.1: Konzentrationsbestimmung von Essigsäure im Speiseessig



### Sicherheit:

Natronlauge wirkt stark ätzend. Besonders gefährdet sind Ihre Augen. Äusserste Vorsicht beim Füllen der Bürette! **Bürette nicht über Augenhöhe befüllen!**

## Schutzbrille tragen!



**Geräte:** Bürette, Magnetrührer, Magnetrührstäbchen, Erlenmeyerkolben 300 ml, Vollpipette 10 ml, Saugball.

**Chemikalien:** Speiseessig (eine verdünnte Lösung von Essigsäure,  $CH_3COOH$ ), Natronlauge [ $c(NaOH) = 1 \text{ mol/L}$ ], Phenolphthaleinlösung (auf dem Gestell).

**Durchführung:** Stellen Sie die Bürette auf einen Stuhl. Setzen Sie den Trichter auf die Bürette. Schliessen Sie den Hahn (horizontale Position). Füllen Sie die Bürette langsam mit Natronlauge ( $c(NaOH) = 1 \text{ mol/l}$ ). Der Flüssigkeitsspiegel muss nicht bei null, aber innerhalb der Skala der Bürette liegen. Dann entfernt man den Trichter.

Um die Luft unterhalb des Hahnes zu entfernen, stellt man ein Becherglas unter die Bürette und lässt etwas Flüssigkeit ablaufen. Mit einem Finger klopft man dabei falls

nötig leicht gegen den Hahn.

Pipettieren Sie 10,0 ml Speiseessig in einen 300 ml Erlenmeyerkolben und verdünnen Sie mit ca. 50 ml entmineralisiertem Wasser. Als Indikator geben Sie 10 Tropfen Phenolphthaleinlösung zu. Verwenden Sie zur guten Durchmischung bei der Titration einen Magnetrührer.

Notieren Sie den Flüssigkeitsstand in der Bürette und geben Sie nun in 0,5 ml-Schritten Natronlauge aus der Bürette zu. Der pH sowie die Farbe der Lösung werden in der nachfolgenden Tabelle notiert. Die Elektrode kann während den Messungen in der Lösung bleiben, soll aber vom Rührstäbchen nicht berührt werden.

Werden die Änderungen des pH grösser, verkleinert man die Menge Natronlauge pro Zugabe auf 0,2 ml. Erfolgt eine Farbänderung, lesen Sie das total zugegebene Volumen ab und vermerken diesen Wert. Fahren Sie mit der Zugabe der Natronlauge mit grösseren Schritten noch etwas fort (3 - 4 ml) und notieren Sie immer den pH-Wert und die Farbe der Lösung.

**Hinweis:** Sollten Sie den genauen Umschlagpunkt verpasst haben, so führen Sie die Titration nochmals durch. Da Sie jetzt ungefähr wissen wo der Umschlag erfolgt geht dies sehr schnell. In der Praxis würde man die Titration meist drei mal machen und den Mittelwert berechnen.

ml Natronlauge	pH-Wert	Farbe der Lösung

**Entsorgung:** Giessen Sie alle Lösungen (ohne Rührfisch!) in den Ausguss.

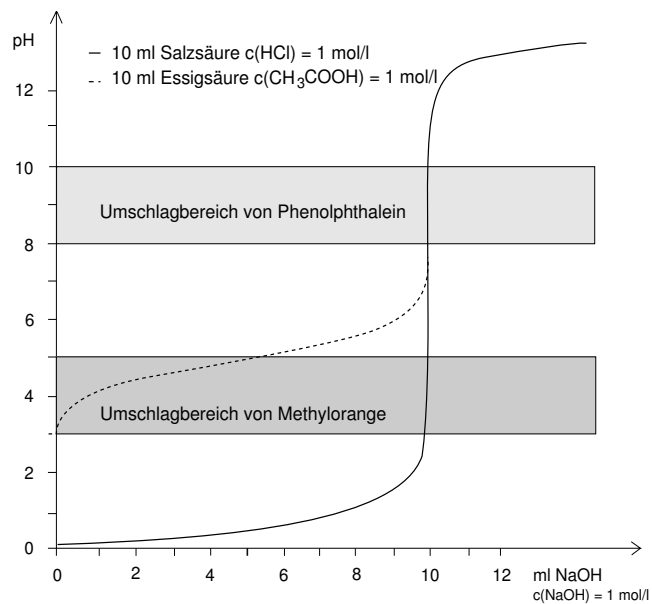
**Auswertung:**

1. Stellen Sie die Reaktionsgleichung auf. Berechnen Sie die Konzentration der Säure aus dem durchschnittlichen Natronlaugeverbrauch. Falls Sie Lust dazu haben, berechnen Sie noch die Massenprozentage und vergleichen Sie das Resultat mit der Aufschrift auf der Essigflasche. (Sie können für die Dichte 1 einsetzen, d.h. 1 Liter mit 1 kg gleichsetzen.)
2. Stellen Sie Ihre Messung grafisch dar. x-Achse: ml Natronlauge. y-Achse: pH-Wert. Erklären Sie den Kurvenverlauf in vier bis fünf Sätzen.
3. Wann hätte man theoretisch den Farbwechsel beobachten sollen? Wie verhält sich Ihr Messergebnis zur Theorie? **Bringen Sie Ihre Kurve an den Kapiteltest mit!**

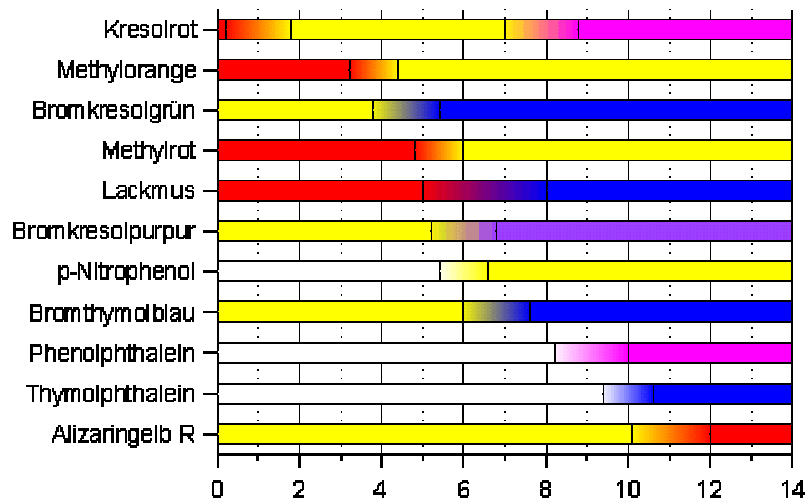
## Indikatoren

Sie haben bis jetzt Bromthymolblau als Indikator verwendet. Dieser Indikator ist jedoch nicht immer geeignet. Die Auswahl erfolgt so, dass der Farbwechsel des Indikators im Gebiet erfolgt, wo der pH-Wert sprunghaft ansteigt.

Die nachfolgende Abbildung zeigt die Titrationskurven von Salzsäure (einer starken Säure) und von Essigsäure (einer schwachen Säure) mit Natronlauge sowie die Umschlagsbereiche zweier Indikatoren. Wird Salzsäure neutralisiert, so ändern beide Indikatoren ihre Farbe innerhalb des Sprunggebietes. Bei der Titration von Essigsäure trifft dies nur für Phenolphthalein zu. Würde Methylorange verwendet, so würde der Farbwechsel vor Erreichen des Äquivalenzpunktes eintreten.



Zeichnen Sie nun das bereits bekannte Bromthymolblau in obige Skizze ein und überprüfen Sie die Anwendbarkeit für die beiden Titrationsbeispiele.

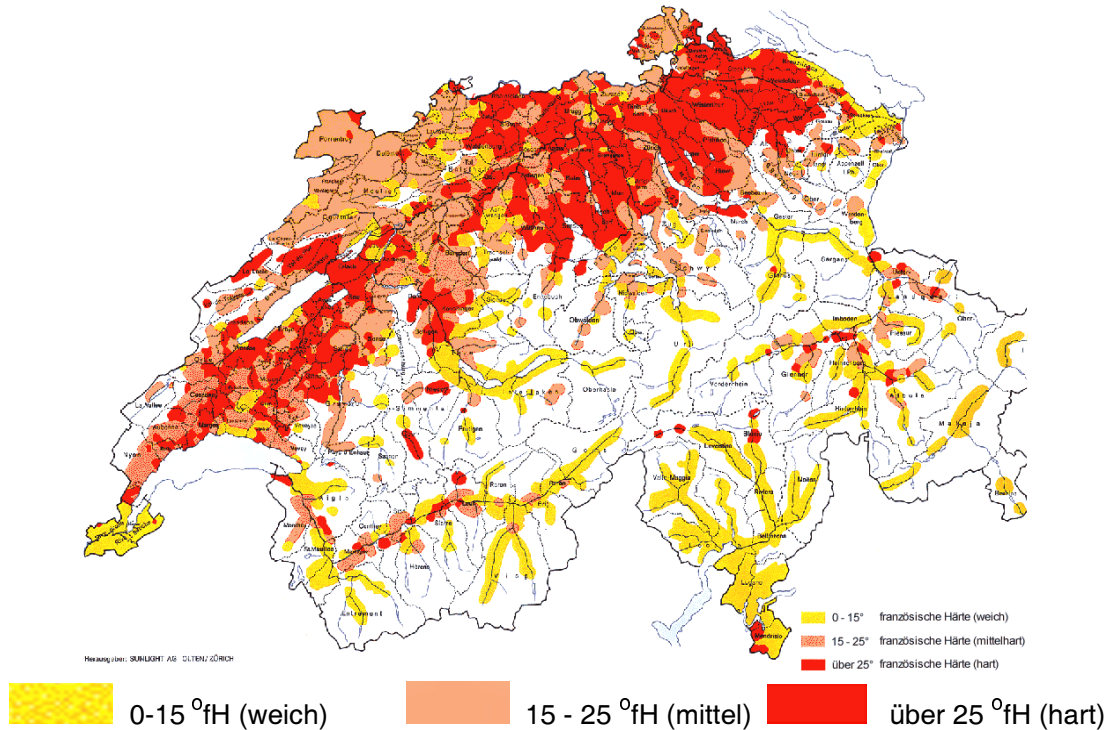




## Wasserhärte

Den im Wasser gelösten Kalk ( $\text{CaCO}_3$ ) bezeichnet man als "Wasserhärte".

Die Angabe der Wasserhärte erfolgt in der Schweiz meistens in französischen Härtegraden ( $^\circ\text{fH}$ ).  $1^\circ\text{fH}$  entspricht  $10 \text{ mg CaCO}_3/\text{Liter}$ . Soviel Kalk würde sich in einer Pfanne ablagern, wenn man einen Liter Wasser mit  $1^\circ\text{fH}$  vollständig eindampfen würde.



### Wie kommt der Kalk ins Wasser?

Kohlendioxid und Wasser bilden Kohlensäure:



Kohlensäure vermag Kalk aufzulösen:



Kalk

im Leitungswasser gelöster Kalk  
(als Calciumhydrogencarbonat)

Beim Erhitzen von Leitungswasser verschiebt sich dieses Gleichgewicht nach links. Die Kohlensäure zersetzt sich und Kalk ( $\text{CaCO}_3$ ) wird abgelagert.

Für das folgende Experiment bringen Sie einen halben Liter Leitungswasser von zu Hause mit.

### Experiment 5.2: Wie viel Kalk enthält Ihr Leitungswasser?



**Sicherheit:** Salzsäure wirkt ätzend. **Schutzbrille tragen!**

**Geräte:** 2 Erlenmeyerkolben (300 ml), Bürette, Trichter, Magnetrührer, Vollpipette (100 ml) oder Messzylinder (100 ml).

**Chemikalien:** Salzsäure [ $c(\text{HCl}_{\text{aq}}) = 0,1 \text{ mol/l}$ ], Methylorangefärbung.

**Durchführung:** Man gibt in beide Erlenmeyerkolben je 100 ml Leitungswasser und 5 Tropfen Methylorangefärbung. Die eine Lösung dient zum Farbvergleich. Die zweite wird mit Salzsäure [ $c(\text{HCl}_{\text{aq}}) = 0,1 \text{ mol/l}$ ] bis nach orange titriert.

Führen Sie den Versuch dreimal durch. Berechnen Sie den durchschnittlichen Salzsäureverbrauch.

**Entsorgung:** Das titrierte Leitungswasser kann in den Ausguss gegossen werden. Der Inhalt der Bürette darf nicht in die Vorratsflasche zurück gegossen werden. Man entleert sie in den Behälter für saure und alkalische Lösungen.

#### **Berechnen Sie nun die Härte Ihres Leitungswassers.**

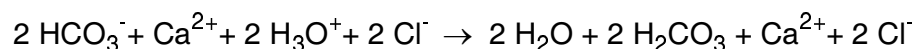
Französische Härtegrade ( $^{\circ}\text{FH}$ ) = Säureverbrauch in ml Salzsäure ( $c(\text{HCl}_{\text{aq}}) = 0,1 \text{ mol/l}$ ) pro 100 ml Leitungswasser  $\times 5$ .

Vergleichen Sie Ihren Wert mit jenen der Schweizerkarte auf S. 53. Bringen Sie Ihr Ergebnis und den Vergleich an den Kapiteltest mit.

#### **Theorie und Herleitung der Formel:**

Der im Wasser gelöste Kalk wird mit Salzsäure ( $\text{HCl}_{\text{aq}}$ , d.h.  $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ ) titriert.

Reaktionsgleichung:



Daraus ergibt sich, dass pro mol  $\text{CaCO}_3$ , das beim Erhitzen von Wasser abgelagert würde, **2 mol** Salzsäure verbraucht werden!

**Rechenbeispiel:** Bei der Titration von 100 ml Leitungswasser beträgt der Salzsäureverbrauch [ $c(\text{HCl}_{\text{aq}}) = 0,1 \text{ mol/l}$ ] 5,4 ml.

Dies entspricht 54,0 ml Salzsäure pro Liter Leitungswasser.

Pro Liter:  $\text{mol HCl}_{\text{aq}} = 0,054 \text{ l} \cdot 0,1 \text{ mol/l} = 0,0054 \text{ mol}$

$\text{mol CaCO}_3 = \text{mol HCl}_{\text{aq}} / 2 = 0,0027 \text{ mol}$

Masse von 1 mol  $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g}$

Masse von 0,0027 mol  $\text{CaCO}_3 = 0,27 \text{ g} = 270 \text{ mg}$ .

Beim Eindampfen von 1 l Leitungswasser würde man also 270 mg Kalk ( $\text{CaCO}_3$ ) erhalten. Dies entspricht 27 °fH.

## Lernkontrolle



**Testen Sie sich selbst!**

**Aufgabe 5.4:** Schildern Sie kurz das Prinzip der Titration einer Säure mit einer Base. Ich erwarte fünf bis sechs Sätze.

**Aufgabe 5.5:** Wie würden Sie den Gehalt an  $\text{OH}^-$ -Ionen in einer basischen Lösung bestimmen? Ich erwarte eine genau Beschreibung des praktischen Vorgehens in acht bis zehn Sätzen.

**Aufgabe 5.6:** Sie haben 10,0 ml Natronlauge mit Salzsäure [ $c(\text{HCl}_{\text{aq}}) = 1,0 \text{ mol/l}$ ] titriert. Sie verbrauchten 12,5 ml. Schreiben Sie die Reaktionsgleichung auf. Berechnen Sie die Konzentration der Natronlauge.

**Aufgabe 5.7:** Sie vermuten, dass eine Schwefelsäurelösung eine Konzentration von 1,0 mol/l hat. Sie wollen dies durch Titration mit Natronlauge überprüfen. Ihre Natronlauge hat eine Konzentration von 1,0 mol/l.

Wie viel Natronlauge würde die Titration von 10,0 ml der Schwefelsäure erfordern, wenn die Konzentrationsangabe stimmt? Schreiben Sie zuerst die Reaktionsgleichung auf.

**Wichtige Begriffe:** Titration, Umschlagbereich, Indikator, Bürette, Neutralisation, Stoffmenge, Äquivalenzpunkt, Bürette, Wasserhärte, Kalk

**Meine Lösungen des 5. Kapitels:**