

**I. Aufgabenstellung**

- (1) Bestimmung von Natronlauge NaOH mit Schwefelsäure H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> mit dem Indikator Phenolphthalein und Aufnahme einer pH –Kurve einer zweiprotonigen Säure (hier: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>).
- (2) Bestimmung von Phosphorsäure H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> mit Natronlauge NaOH mit den Indikatoren
  - (a) Bromphenolblau
  - (b) Tymolphthalein

**II. Materialienliste****(1) Benötigte Geräte**

Mehrere Messkolben, Mikrobürette, Bürette, pH-Elektrode, mehrere Bechergläser, (Rührfisch + Magnetrührer)

**(2) Benötigte Chemikalien**

Säuren und Laugen: Phosphorsäure H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> 0,1 M, Schwefelsäure H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,1 M, Natronlauge NaOH 0,2 M, Natronlauge NaOH durch Verdünnung selbst hergestellt.

Indikatoren: Phenolphthalein, Bromphenolblau, Tymolphthalein

Indikatoren Name	pH Umschlag		Farbe		Umschlag
	Intervall	Punkt	sauer	alkalisch	
Phenolphthalein	8,2 - 10	8,4	farblos	rot	schwach rosa
Bromphenolblau	6,0 - 7,6	7,1	gelb	blau	grün
Tymolphthalein	9,3 - 10,6	10,0	farblos	blau	schwach bläulich

**III. Versuchsdurchführung**

- Füllung der Bürette mit dem Titrationsmittel (weiterhin mit Edukt(M) abgekürzt). Hierbei die Menge an zu titrierender Substanz (weiterhin Edukt(T) genannt) so wählen, dass eine Bürettenfüllung genügt.  
(bei I.1 mit H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>; bei I.2 mit NaOH)
- Edukt(T) in sauberes Becherglas geben und Bürette darüber mittels Gestell befestigen.  
(bei I.1 NaOH aus Verdünnungsreihe; bei I.2 H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>)
- Edukt(T) nun mit **wenigen Tropfen** Indikatorlösung versetzen (bei I.1 Phenolphthalein, bei I.2a Bromphenolblau, bei I.2b Tymolphthalein).  
*Achtung es dürfen nur wenige Tropfen sein. Indikatoren sind selbst Säuren oder Basen und verändern somit durch die eintretende Neutralisation die Konzentration von Edukt(T) verändern.*
- Bis zur Entfärbung/Änderung der Farbe (siehe Indikatortabelle oben) nun Edukt(M) hinzugeben. Sollte die Farbänderung erfolgt sein, so ist mit der Titration unverzüglich aufzuhören. Der pH-Wert ist an dieser Stelle nun bekannt. Weiterhin ist die Verbrauchte Menge an Edukt(M) zu notieren. Dies kann an der Bürette abgelesen werden.

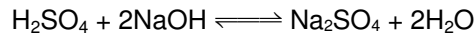
#### IV. Theoretische Grundlagen

Es sind nun zwei Situationen denkbar. Entweder es soll die Konzentration oder die Stoffmenge(nkonzentration) des Edukts(T) untersucht werden. Im folgenden wird der zweite Fall erläutert. Im Anhang ist ein Beispiel für den ersten Fall.

##### (1) **Volumetrische Bestimmung von Natronlauge NaOH durch Titration mit Schwefelsäure H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>**

Es wird nach der Aufstellung von Frau Irene Bonn vorgegangen:

###### 1. Aufstellung der Reaktionsgleichung



Es ist ersichtlich, dass H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> im Verhältnis 1 : 2 mit NaOH reagiert.

Es ist demnach  $n(\text{NaOH}) = 2n(\text{H}_2\text{SO}_4)$

###### 2. Berechnung der umgesetzten Stoffmenge an NaOH

$$n(\text{NaOH}) = 2 * n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 * [V(\text{H}_2\text{SO}_4) * [\text{H}_2\text{SO}_4]]$$

Hier geht das Verhältnis 1 : 2 ein.  $V(\text{H}_2\text{SO}_4)$  ist die Menge an verbrauchtem Edukt(M) und somit bekannt.  $[\text{H}_2\text{SO}_4]$  ist die Konzentration von Edukt(M) und somit ebenfalls bekannt.

###### 3. Bestimmung und Multiplikation mit dem Verdünnungsfaktor D

Unter dem Verdünnungsfaktor versteht man den Grad der Verdünnung der sich dadurch ergibt, dass nur ein Teil von Edukt(M) verwandt wurde. Mit dem Verdünnungsfaktor D wird nun die gesamte Stoffmenge  $n_{\text{ges}}$  bestimmt.

$$D = \frac{V_{\text{gesamt}}}{V_{\text{verbraucht}}}$$

$$n_{\text{ges}}(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) * D$$

###### 4. Umrechnung der Stoffmenge in mg

Die Umrechnung von Stoffmenge n zu Masse m erfolgt über den Molenbruch (siehe rechts). Diesen stellen wir nach m um:

$$M \left[ \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right] = \frac{m [\text{g}]}{n [\text{mol}]}$$

Masse m = Molmasse M \* Stoffmenge n

Wir wollen die Masse der Natronlauge bestimmen. Demnach brauchen wir die Molmasse (NaOH). Diese ergibt sich aus  $M(\text{Na}) + M(\text{O}) + M(\text{H}) = (23 + 16 + 1) \text{ g mol}^{-1} = 40 \text{ g mol}^{-1}$ .

Die Stoffmenge haben wir berechnet (siehe IV.1.4).

*Im AC1 Praktikum sind alle Mengen in mg anzugeben.*

##### (2) **Volumetrische Bestimmung von Phosphorsäure H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> durch Titration mit NaOH**

Hierbei wird im Prinzip vorgegangen wie in IV.1, wobei nun die Stoffmenge der Phosphorsäure gesucht ist. In wässrigem Medium kann H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> nur bis zur zweiten Protolysestufe dissoziieren, Demnach erfolgt die Berechnung exakt wie in IV.1 mit der Ausnahme, dass nun die Menge an H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> auszurechnen ist.

#### V. Verdünnung

Wir wollen die NaOH verdünnen. Es gilt:  $c_{\text{vorher}} * V_{\text{vorher}} = n = c_{\text{nacher}} * V_{\text{nacher}}$ .

Gesucht ist  $V_{\text{vorher}} = (c_{\text{nacher}} * V_{\text{nacher}}) / (c_{\text{vorher}})$ .

$V_{\text{nacher}}$  ist das Volumen auf, dass wir Verdünnen wollen und  $c_{\text{nacher}}$  die Konzentration, die wir erreichen wollen.

**VI. Tabellenvorlage**

In Zeile Vorgaben werden die spezifischen Verwendungen der Werte V, c, n, D, etc. eingetragen. Damit ist z.B. V (NaOH) gemeint. In die Zeile Ergebnisse werden dann die gemessenen oder errechneten Werte eingetragen.

Versuch	V	c	n	D	n <sub>ges</sub>	M	Ergebnis
---------	---	---	---	---	------------------	---	----------

**Beschreibung**

Reaktionsgleichung

Vorgaben (s.o)

Ergebnisse

**Beschreibung**

Reaktionsgleichung

Vorgaben (s.o)

Ergebnisse

**Beschreibung**

Reaktionsgleichung

Vorgaben (s.o)

Ergebnisse

**Beschreibung**

Reaktionsgleichung

Vorgaben (s.o)

Ergebnisse

**Beschreibung**

Reaktionsgleichung

Vorgaben (s.o)

Ergebnisse

**Beschreibung**

Reaktionsgleichung

Vorgaben (s.o)

Ergebnisse

**VII. Konzentrationsbestimmung einer 2-protonigen Säure.**

Am Umschlagspunkt des Indikators sind die Konzentration des Säureanionen  $[A^-]$  und die Konzentration der noch vorhandenen Säure  $[HA]$  gleich groß. Es ist  $\text{pH} = \text{pK}_s$ .

Wir gehen von der Reaktion  $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$  aus. 
$$K_s = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

Diese läuft im Verhältnis 1 ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) : 2 ( $\text{NaOH}$ ) ab. Es ist Stoffmenge  $n =$  Konzentration  $c \cdot$  Volumen  $V$ . Demnach gelten:

$$(i) \quad n(\text{NaOH}) = 2 n(\text{H}_2\text{SO}_4)$$

Das bedeutet, dass 1 Äquivalent Natronlauge  $\frac{1}{2}$  Äquivalent Schwefelsäure neutralisiert.

$$(ii) \quad [\text{H}_2\text{SO}_4] = \frac{n(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{H}_2\text{SO}_4)} \Leftrightarrow n(\text{H}_2\text{SO}_4) = [\text{H}_2\text{SO}_4] \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} n(\text{NaOH})$$

$$(iii) \quad [\text{NaOH}] = \frac{n(\text{NaOH})}{V(\text{NaOH})}$$

(iv) Wir setzen (ii) in (i) ein und ersetzen anschließend  $n(\text{NaOH})$  in (iii) und erhalten somit für die Konzentration der Natronlauge:

$$[\text{NaOH}] = \frac{2 \cdot [\text{H}_2\text{SO}_4] \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{NaOH})}$$

**VIII. Überlegungen zur Verdünnung der NaOH**

Wir wollen mit einer 50ml Bürette auskommen. als Becherglas wählen wir die Größe 100ml und füllen es mit 50ml unserer verdünnten NaOH. Nun ist die Frage, welche Konzentration unsere NaOH haben muss, damit eine Füllung der Bürette ausreicht. Gehen wir zunächst von 50ml 0,1m HCl als Edukt(M) aus. diese können exakt 50ml 0,1m NaOH neutralisieren. Unsere NaOH ist nun aber 0,2 m. Wir verdünnen sie daher auf 0,05m und kommen in diesem Fall mit 25ml HCl aus.

Haben wir nun allerdings Schwefelsäure, die 0,1m ist, so können 50ml nun 50ml NaOH 0,2m neutralisieren. Aus diesem Grund verdünnen wir die NaOH auf 0,1m und kommen mit 25ml Schwefelsäure aus.

Wie die Verdünnung berechnet wird, ist in Punkt V erklärt

**Quellenverzeichnis**

Praktikumsfolien von Frau Irene Bonn.  
Indikatorwerte Jander Blasius