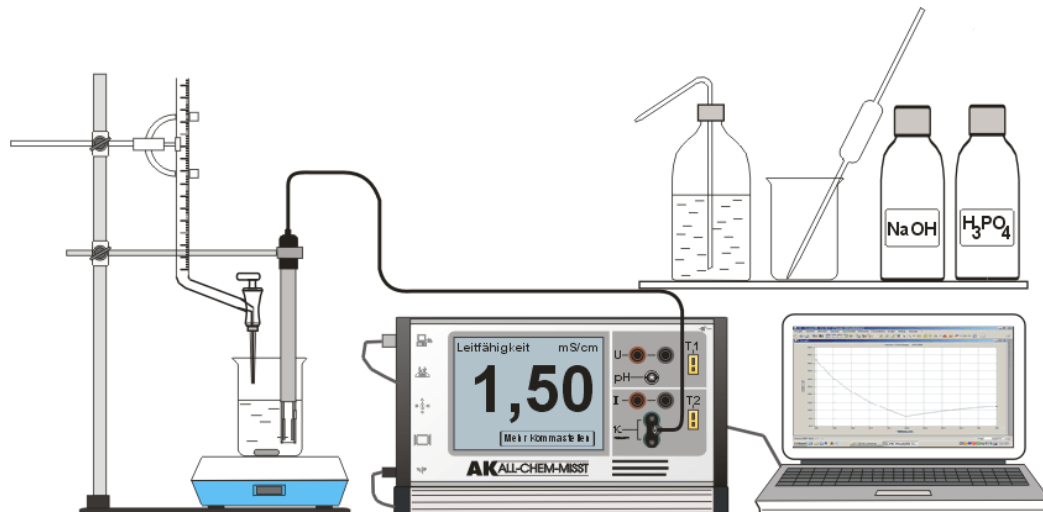


**Prinzip:** Da sich bei der Neutralisation die Leitfähigkeit ändert, kann man die Titration auch konduktometrisch verfolgen. Die Phosphorsäure mit ihren unterschiedlichen Protolysestufen eignet sich recht gut zum Studium des unterschiedlichen Verhaltens der Ionen.

### Versuchsaufbau:



### Materialliste:

#### Geräte:

1 ALL-CHEM-MISST II/ Netzteil	1 Stativ
1 Computer	1 Bürette, 25 mL
1 USB/serielles Kabel	1 Muffen
1 LF-Elektrode	1 Bürettenklemme
1 Becherglas, 100 mL	1 Elektrodenklemme
1 „Spülbecherglas“, 250 mL	1 Magnetrührer
1 Pipette, 10 mL	1 Rührfisch

#### Chemikalien:

Natronlauge,  $c = 0.1 \text{ mol/L}$   
Phosphorsäure,  $c = 0.1 \text{ mol/L}$   
dest. Wasser



### Vorbereitung des Versuches:

- Die Geräte entsprechend der Zeichnung bereitstellen.
- 10 mL Phosphorsäure mit der Pipette in das Becherglas füllen.
- Rührfisch dazugeben und Becherglas auf den Magnetrührer stellen.
- Die Bürette mit der Natronlauge spülen und füllen. Auf die Nullmarkierung einstellen.
- Die LF-Elektrode gründlich mit dest. Wasser abspülen und in die Lösung tauchen.
- Dest. Wasser zugeben, bis die Platinbleche gut bedeckt werden. Der Rührmagnet sollte sich unter der LF-Elektrode drehen.
- Die Bananenstecker der LF- Elektrode in die entsprechenden LF - Buchsen stecken.

### Computerprogramm: AK Analytik 32. NET (→ Schnellstarter → ALL-CHEM-MISST\_II 1-Kanal)

Angezeigte Messgröße:	Leitwert	Kanal	$\kappa$ (LF)	
Für Grafik	0 - 5 mS	Volumenintervall:	0,5 mL	Gesamtvol.: (für Grafik) 40 mL
Titration über Volumen auf Tastendruck			Direkt zu Messung	

### Durchführung des Versuches:

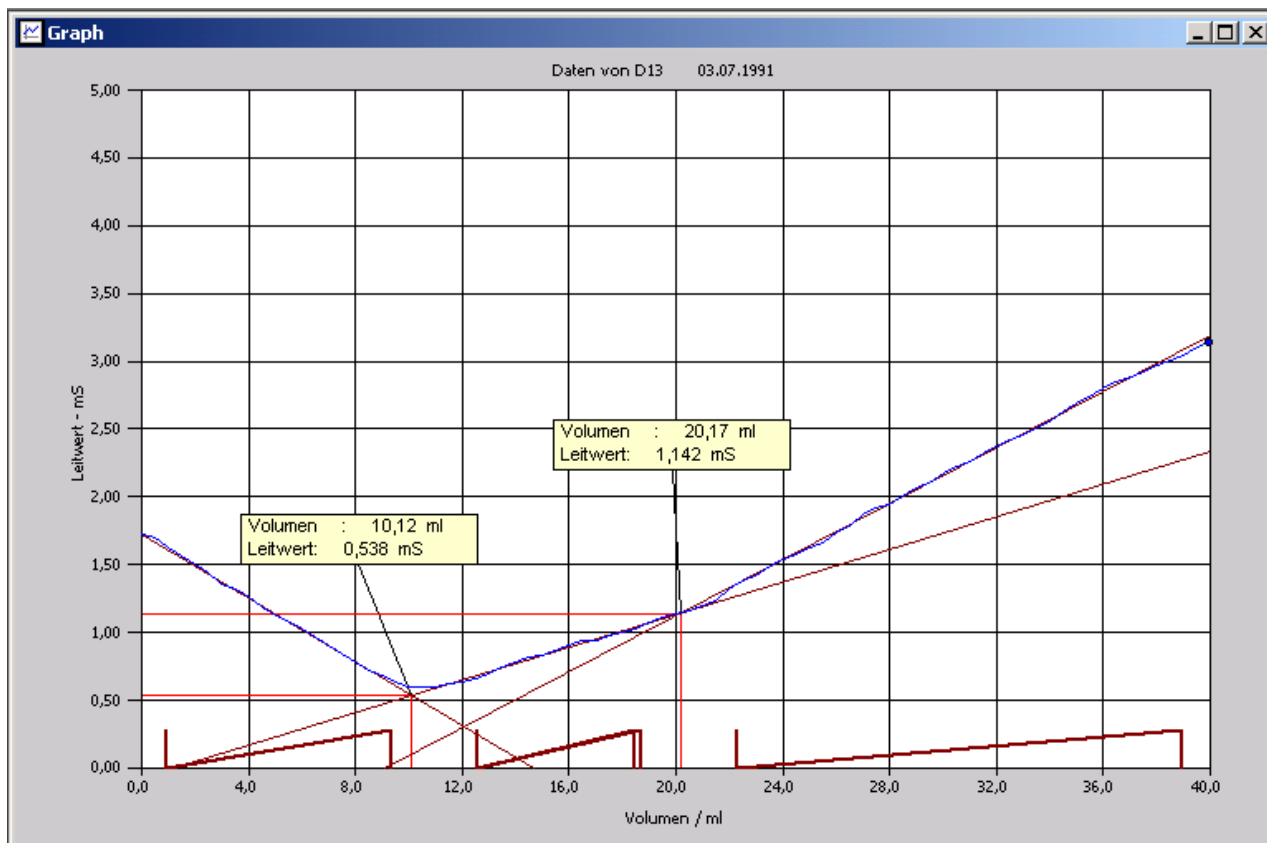
- Zur Messwertaufnahme bei 0,0 mL mit der Maus auf den Button  klicken oder besser auf die  drücken.
- Die Titratorflüssigkeit kontinuierlich (mit recht kleiner Geschwindigkeit!) aus der Bürette laufen lassen und nach jeweils 0,5 mL einen Messwert mit Leertaste oder Maus speichern.
- Beenden mit Klick auf  oder mit der Taste **Esc**.

### Auswertung des Versuches:



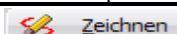
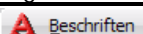
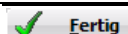
Entsprechend der konduktometrischen Bestimmung starker Säuren (Arbeitsblatt D10) bzw. schwacher Säuren (Arbeitsblatt D11) verhält sich die Leitfähigkeit bei der Titration mehrbasiger Säuren.

Die Reaktion verläuft nach folgenden Gleichungen:

1.  $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$
2.  $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{HPO}_4^{2-} + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$
3.  $\text{HPO}_4^{2-} + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$



Ist die erste Stufe eine relativ starke Säure, so sinkt die Leitfähigkeit im ersten Teil des Graphen, während sie im zweiten Teil nur wenig ansteigt. Die dritte Stufe der Phosphorsäure ist bei der Leitfähigkeitstiteration nicht auszumachen. Die Leitfähigkeit steigt durch die Zugabe der Hydroxidionen mit relativ hoher Ionenleitfähigkeit wieder stärker an. Die Bestimmung des 1. Äquivalenzpunktes erfolgt durch die Ermittlung des Schnittpunktes der Ausgleichsgeraden in den beiden Bereichen.

Auswerten aufrufen mit:  oder im Hauptmenü: ⇒ Auswerten ⇒ „Zwei-Geraden-Methode“	
Folgen Sie den Anweisungen für die: <b>1. Vorperiode, 2. Nachperiode</b> dann: <span style="float: right;"></span>	
Ergebnis des Rechners: (Beispiel) Volumen im Äquivalenzpunkt: 10,127 mL / zugehöriger Leitwert: 0,0538 mS/cm	
Einzeichnen des Äquivalenzpunktes 	Eintragen der Werte:  Ende: 

Der zweite Äquivalenzpunkt: wird entsprechend bestimmt: Volumen: 20.17 mL - Leitwert: 1,142 mS.  
Wie man schon an der Kurve sieht, kann man einen 3. Äquivalenzpunkt nicht ermitteln.

### Berechnung des Gehaltes:

**Prinzip:** Im Äquivalenzpunkt der ersten Stufe gilt schon:  $c(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot V(\text{H}_3\text{PO}_4) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})$

Auswerten aufrufen im Hauptmenü: ⇒ Extras ⇒ „Konzentrationsberechnung“

Berechnung:  $c(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,1 \text{ mol/L} \cdot 10,127 \text{ mL} / 10 \text{ mL} = 0,101 \text{ mol/L}$

Eine Auswertung über den 2. Äquivalenzpunkt ist ebenso möglich. Er ist allerdings nicht so ausgeprägt.

**Literatur:** F. Kappenberg; Computer im Chemieunterricht 1988, S. 142, Verlag Dr. Flad, Stuttgart