

Vorbemerkung:

Der hier skizzierte Unterrichtsgang ist in mehreren Jahren gewachsen.

Da nicht an allen Schulen in den verschiedenen Bundesländern die gleichen Voraussetzungen bzw. Hauscurricula vorhanden sind, um genau den gleichen Weg zu gehen, muss eventuell die eine oder andere Passage (s.u.) abgeändert werden.

Als zusätzliche Hilfe zu dem didaktischen Vorschlag finden sich über der Darstellung Links zu Hilfen wie Videoclips oder Arbeitsblättern.

Inhalt

Bedeutung der Abkürzungen: LV Lehrerversuch, SV Schülerversuch, IB Informationsblatt, AB Arbeitsblatt, HA Hausaufgabe, Vi Videofilm, Co Computerprogramm, Hy App für Handy

		LV	SV	IB	AB	HA	Vi	Co	Hy
1	Der Leitwert								
1a	Die elektrische Leitfähigkeit (der Leitwert) von Säuren und Basen					+			
1b	Die reversible Säure-Base Reaktion		+						
1c	Exkurs Konzentrationsangaben bei Lösungen			+					
1d	Vorübungen für Titrationsen		+		+			+	+
1d	Säure-Base-Titration - Verfolgung der elektrischen Leitfähigkeit	+	+		+			+	
1e	Berechnete Säure-Base-Titration: L gegen V							+	
2	Der pH-Wert								
2a	Berechnete Säure-Base-Titrat.: $-\log(\text{H}_3\text{O}^+)$ bzw. $-\log(\text{OH}^-)$ gegen V							+	
2b	Berechnung: Konzentration aus dem pH-Wert							+	
2c	pH-Werte unterschiedlichster Lösungen		+					+	
2d	Säuren und Basen								
2e	Säure-Base-Titration unter Verfolgung des pH-Wertes	+	+					+	
2f	Starke und schwache Säuren								

Aus Schüleraufzeichnungen (überarbeitet und mit entsprechenden Links versehen)

1a Die elektrische Leitfähigkeit (der Leitwert) von Säuren und Basen

Der Lehrer sagt: "Erinnert Euch an die Untersuchungen der Lösungen mit Hilfe der elektrischen Leitfähigkeit. Was beeinflusst die elektrische Leitfähigkeit?"

1. Die Leitfähigkeit steigt proportional zur Konzentration der Ionen.
2. Je höher die Ladung eines Ions desto größer die Leitfähigkeit.
3. Von den gelösten Stoffen, die wir bis jetzt kennen, leiten Laugen besonders gut - nur Säuren leiten noch viel besser. Das sehen wir und jetzt an.

1a	Die reversible Säure-Base Reaktion
Prinzip:	Säuren und Laugen werden wiederholt zusammengegeben und die Reaktion mit einem Farbindikator verfolgt.
Skizze:	entfällt
Material:	2 Bechergläser, 100 mL, 2 Pasteurpipetten
Chemikalien:	Salzsäure verd., Natronlauge verd., Bromthymolblaulösung im Indikatorfläschchen
Durchführung und Beobachtung:	Wir geben in ein Becherglas etwas verdünnte Salzsäure und dazu Bromthymolblaulösung. Die Lösung wird gelb. Dann schütten wir etwas verdünnte Natronlauge dazu bis die Lösung tiefblau wird. Geben wir wieder Salzsäure dazu, wird sie wieder gelb usw. Aber es muss doch einen Punkt geben, der genau dazwischen liegt: weder gelb noch blau. Wir versuchen nun die beiden Stoffe ganz vorsichtig mit einer Pipette dazu zugeben und einigen gelingt es wirklich: Die Lösung wird grün; aber beim Umrühren ist das Grün schnell wieder gelb oder blau.
Ergebnis:	Säuren und Laugen reagieren immer wieder miteinander.

1c Exkurs Konzentrationsangaben bei Lösungen

Beim Aufbau der Stoffe bzw. bei den Berechnungen von Stoffumsätzen bei chemischen Reaktionen haben wir gesehen, wie hilfreich die Stoffmenge Mol ist. Natürlich hat es Einfluss auf Reaktivität, elektrische Leitfähigkeit etc., wie viel von einem Stoff in der Lösung ist.

Auch in Lösungen ist es viel sinnvoller statt einer Massenkonzentration z.B. in g/L eine **Stoffmengenkonzentration c** anzugeben. Einheit: **mol/L**

$$\text{Stoffmengenkonzentration} = \frac{\text{Stoffmenge}}{\text{Volumen}} \quad c = \frac{n}{V} \quad \text{Einheit: mol/L}$$


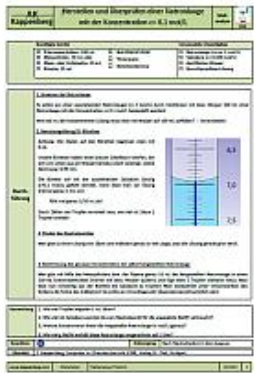

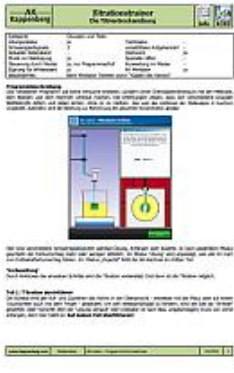
Merke: Bei uns haben verdünnte Lösungen (fast) immer die Stoffmengenkonzentration von ungefähr 2 mol/L.

Will man z.B. eine Kochsalzlösung mit der Konzentration $c(\text{NaCl}) = 1 \text{ mol/L}$ herstellen, so wiegt man 58,5 g NaCl ab, gibt es in einen 1L-Messkolben und füllt (gegebenenfalls nach Schütteln) bis zur Marke auf.

Beim folgenden Versuch benutzen wir Lösungen mit der Konzentration $c = 0,1 \text{ mol/L}$


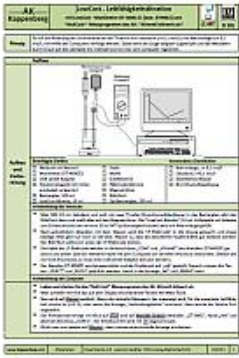




1d Vorübungen für Titrations

Wir haben mit einem tollen Computerprogramm gespielt. Es heißt: Titrations-Trainer. Wenn man alles richtig macht, ertönt eine Siegeshymne. Das Programm gibt es auch als App fürs Handy.

 C02 Titrations- übung		 X310 Titrations- Trainer	
---	---	--	---

Nun wird es ernst: Wir sollen die Titration sowohl ganz klassisch (Portionen aus der Bürette auslaufen lassen, Leitwert ablesen und zusammen mit dem Volumen in eine Tabelle eintragen), als auch als LowCost-Variante mit Computer oder als bequeme Variante mit dem ALL-CHEM-MISST durchführen.

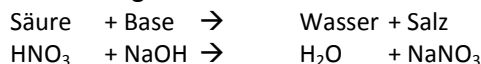
1e Säure-Base-Titration unter Verfolgung der elektrischen Leitfähigkeit

 D10L HCl und NaOH konduk- tome- trische Titration LowCost		 D10 HCl und NaOH konduk- tome- trische Titration		 X203 TitraCalc	
--	---	--	--	---	---

Dann müssen wir den Gehalt an Salzsäure mit der Zweigeradenmethode bestimmen.

Die Leute mit der klassischen Methode waren zwar zuerst fertig, müssen aber jetzt noch die Zeichnung anfertigen und die Auswertung mit dem GEO-Dreieck vornehmen. Wir kriegen alles auf Knopfdruck. Mit der Zweigeradenmethode können wir den "Bogen" im Leitwertminimum als Knick betrachten. Am Schnittpunkt der beiden Geraden ist der Äquivalenzpunkt.

Auswertung



Am Äquivalenzpunkt sind die vorgelegte Stoffmengen an Säure und die zugegebene Stoffmenge Base genau gleich.

Äquivalenzpunkt: $n(\text{Säure}) = n(\text{Base})$
 $c(\text{Säure}) \cdot V(\text{Säure}) = c(\text{Base}) \cdot V(\text{Base})$

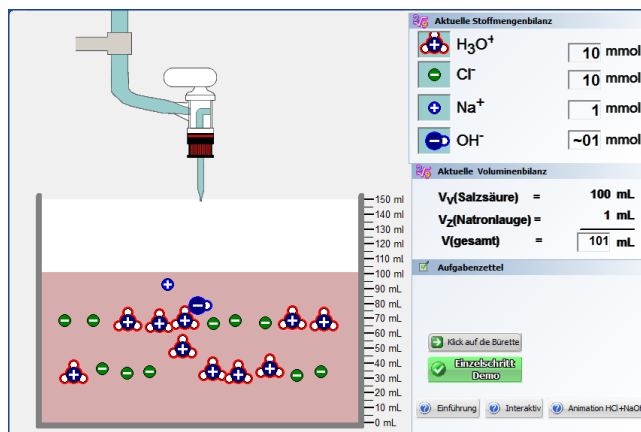
$$c(\text{Säure}) = \frac{c(\text{Base}) \cdot V(\text{Base})}{V(\text{Säure})}$$

Titration: Man legt ein bestimmtes Volumen der Säure **V(Säure)**, deren Konzentration man bestimmen will, vor. Dazu lässt man aus einer Bürette eine Base mit bekannter Konzentration **c(Base)** bis zum Äquivalenzpunkt hineintropfen **V(Base)**. Mit diesen Werten kann man **c(Säure)** berechnen.

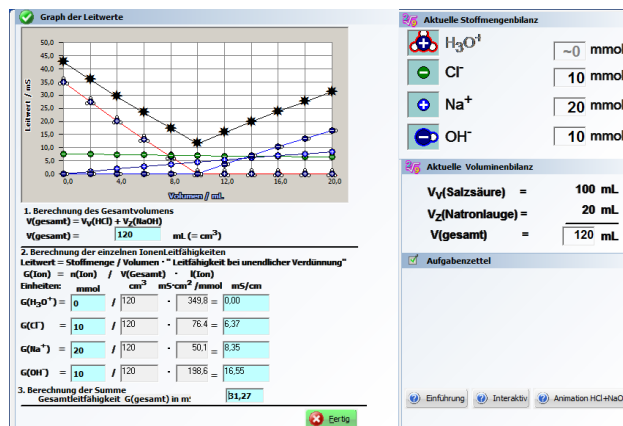
1e Berechnete Säure-Base-Titration L gegen V

Um alles besser verstehen zu können schauen wir uns Computerfilmberechnungen (des Programms TitraCalc) einer virtuellen Titration an. Gut, dass wir nicht selber rechnen müssen.

Man sieht, wie die einzelnen Teilchen miteinander reagieren und auf der rechten Seite die Stoffmengenbilanz. Aus ihr werden über die Konzentrationen die Leitwerte in der Kurve als Summe der Einzelleitwerte berechnet und aufgezeichnet und.... die Kurve sieht fast genauso aus, wie die, die wir gemessen haben.



Bürette: Erste Zugabe von Natronlauge



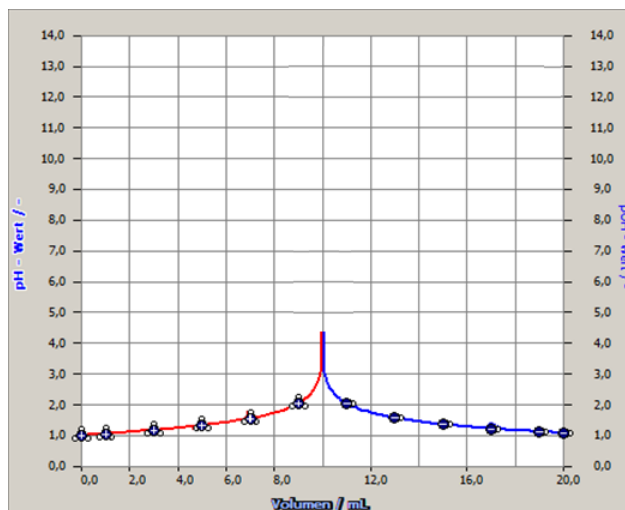
Die Gesamtleitfähigkeit setzt sich additiv aus den Einzelleitfähigkeiten zusammen.



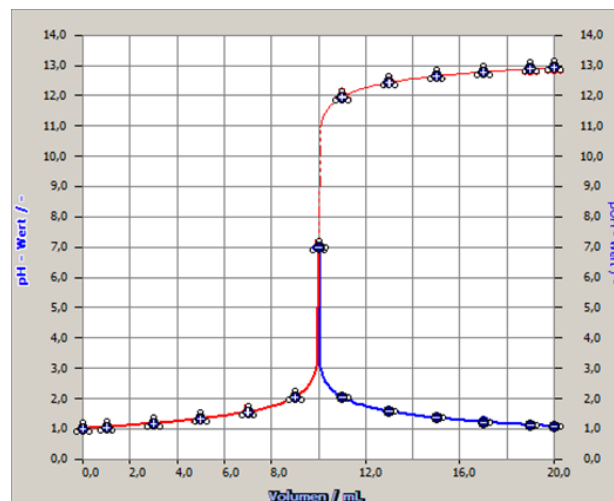
2a Berechnete Säure-Base-Titration: $-\log(\text{H}_3\text{O}^+)$ bzw. $-\log(\text{OH}^-)$ gegen V

In der nächsten Berechnung spielen die H_3O^+ - bzw. OH^- -Ionen eine Rolle. Es wird nicht deren Leitwert oder die Konzentration sondern der negative dekadische Logarithmus der Konzentration aufgetragen. Wir lernen einen neuen Begriff.

Merke: Der pH-Wert ist der negative dekadische Logarithmus der Oxoniumionenkonzentration
 $\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$ Einheit: keine vor dem Logarithmieren: mol/L



pH-Wert = $-\log(c(\text{H}_3\text{O}^+))$ rote Kurve
 pOH-Wert = $-\log(c(\text{OH}^-))$ blaue Kurve



pH = 14 - pOH rot gepunktete Kurve

Leider lässt sich der pH-Wert bzw. der pOH-Wert beim Äquivalenzpunkt aus mathematischen Gründen nicht berechnen. Der Lehrer sagt: "Wenn wir mit Messgeräten den pH-Wert messen, ist er an unserem Äquivalenzpunkt gleich 7". Da wir wissen, dass da die Konzentrationen der H_3O^+ - bzw. OH^- -Ionen genau gleich sind, muss auch der pOH-Wert gleich 7 sein.

Merke: Die Summe von pH- und pOH-Wert ist immer 14 $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

Damit können wir auch pH-Werte jenseits von pH = 7 berechnen: $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$

2b Berechnung: Konzentration aus dem pH-Wert

Wie kommen wir an die Konzentration der Oxoniumionen, wenn wir den pH-Wert haben?
 Das ist eine einfache mathematische Operation:

Merke: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}}$ (Einheit wieder: mol/L)

Was und wie wenig aber 10^{-7} sind, können wir mit der Animation zum negativen dekadischen Logarithmus ansehen. Die Einführung des pH-Wertes ist ganz praktisch: Wir brauchen nicht 0,000 000 1 mol/L zu schreiben sonder pH=7!

<p>X130 negativer dekadischer Logarithmus</p>	<p>F02 pH-Werte von Lösungen</p>	<p>F02</p>	<p>Messung des pH-Wertes einer Cola mit pH-Kalibrierung</p>
--	---	-------------------	---



2c pH-Werte unterschiedlichster Lösungen

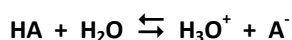
Jeder von uns darf zur nächsten Stunde etwas Flüssiges mitbringen. Er soll dann auch selbst den pH-Wert messen. Es sind ganz witzige Ergebnisse dabei (siehe Arbeitsblatt):

2d Säuren und Basen

Jetzt haben wir schon so viel mit Säuren und Basen gearbeitet, wissen, dass Säuren Bromthymolblaulösung gelb, Basen die Lösung aber blau färben und manche Stoffe sogar Säuren heißen. Nun wollen wir wissen, was Säuren sind und der Lehrer lässt uns die Definition nach Brönstedt aufschreiben

Merke: 1. Säuren geben Protonen ab (Donatoren), Basen nehmen Protonen auf (Acceptoren)
aber: 2. Saure Lösungen haben einen pH-Wert <7 - basische (Laugen) einen pH-Wert > 7

Mit Wasser als Base reagieren alle Säuren nach dem gleichen Schema: Die Base H₂O bekommt von der Säure HA ein Proton (H⁺)



Merke: Ein Stoff ist nur dann eine Säure, wenn er als Säure reagiert, also Protonen abgibt. Es muss dafür immer eine Base da sein (Simulationen x120- siehe unten)

Wir müssen eine Reihe von Säuren aufschreiben. Manche davon können mehrfach ein H⁺ abgeben, z.B. die Schwefelsäure H₂SO₄. Aber, wenn die Säure (z.B. Schwefelsäure) ein Proton abgegeben hat, entsteht das Hydrogensulfat-Ion HSO₄⁻, welches als Säure noch ein Proton abgeben oder als Base auch ein Proton aufnehmen kann.

Name der Säure	Systematischer Name	Formel Säure HA	Formel Anion A-	Name des "Säure-Restes" (Anion im Salz)
Chlorwasserstoff In Wasser: Salzsäure	Hydrogenchlorid	HCl	Cl ⁻	Chlorid
Salpetersäure	Hydrogennitrat	HNO ₃	NO ₃ ⁻	Nitrat
Salpetrige Säure	Hydrogennitrit	HNO ₂	NO ₂ ⁻	Nitrit
Schwefelsäure	Dihydrogensulfat	H ₂ SO ₄	SO ₄ ⁻	Sulfat
Schweflige Säure	Dihydrogensulfid	H ₂ SO ₃	SO ₃ ⁻	Sulfit
Schwefelwasserstoffsäure	Dihydrogensulfid	H ₂ S	S ₂ ⁻	Sulfid
Kohlensäure	Dihydrogencarbonat	H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	Carbonat
Blausäure	Hydrogencyanid	HCN	CN ⁻	Cyanid
Phosphorsäure	Trihydrogenphosphat	H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻	Phosphat
Essigsäure (Ethansäure)	Hydrogenethanat	CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	Acetat (Ethanat)



Werden nicht alle Protonen abgegeben, so wird "hydrogen" vor dem Namen des Säurerestes angefügt.

2e Säure-Base-Titration unter Verfolgung des pH-Wertes

Nun wiederholen wir die Titration, bei der wir damals den Leitwert gemessen haben. Nur messen wir jetzt den pH-Wert.

 F03 pH-Titration HCl mit NaOH		 X120 Animationen zu Säuren und Basen	
---	--	---	--

Die Form der Kurve ist genau wie die, die wir bei Punkt 2a berechnet haben.

<p style="text-align: center;">AK Kappenberg</p>	<p style="text-align: center;">Vom Leit- zum pH-Wert</p>	<p style="text-align: center;"> U-Reihe</p>	<p style="text-align: center;">LF  pH U13</p>
--	---	---	---

2f Starke und schwache Säuren

Wenn wir Säuren gleicher Konzentration als Lösung in Wasser vorliegen haben, besitzen diese unterschiedliche pH-Werte. Das bedeutet, dass manche Säuren ihr Proton "leichter" abgeben als andere. Die Säuren, die ihr Proton vollständig abgeben, heißen starke Säuren wie z.B. Salz- oder Schwefelsäure, die anderen schwache Säuren wie z.B. Essigsäure. Natürlich ist Wasser eine ziemlich schwache Säure. Das kann man sich auch in den Simulationen (X120) ansehen.