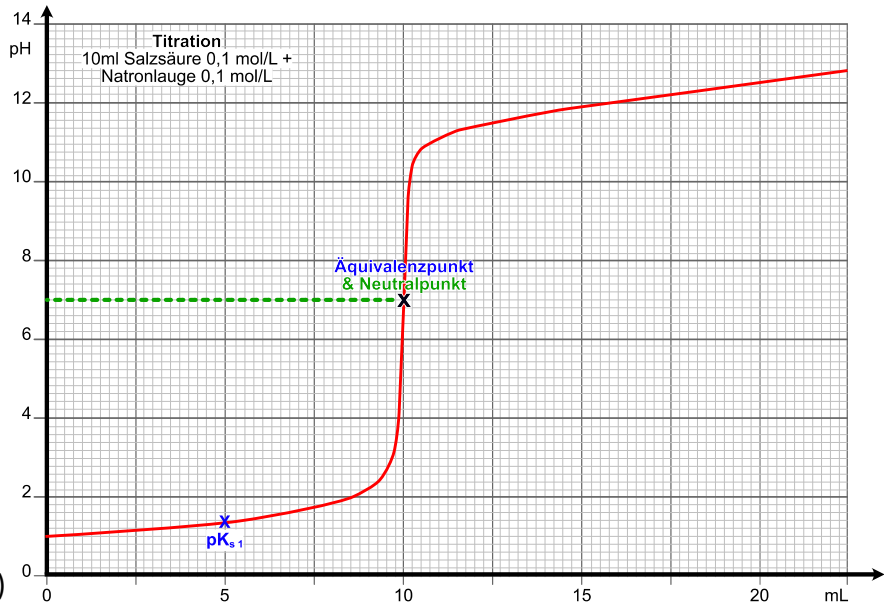




Titration zur Konzentrationsbestimmung (Quantitative Neutralisation)

Titration ist ein analytisches Verfahren, mit dem der genaue **pH-Wert** einer Lösung bestimmt wird. Eine Titration wird auch als **Volumetrie** bezeichnet.

Bei der Titration **neutralisiert** man eine Säure oder Lauge einer unbekannt Konzentration mit einer Maßlösung (Säure oder Lauge) bekannter Konzentration.



A.Spielhoff, Salzsäure mit Natronlauge-Titration, ©©

Aus dem Verbrauch an Lauge bzw. Säure bis zum Äquivalenzpunkt (Wendepunkt) lässt sich die Konzentration der unbekannt Probelösung berechnen.

Begriffserklärung:

Stoffmenge (n): Die Konzentration einer Lösung hängt von der gelösten Stoffmenge (n) ab. Die Einheit der Stoffmenge an Atomen oder Molekülen ist „**Mol**“.

Es ist ein grundlegendes Maß, das in der Chemie verwendet wird, um die Menge eines Stoffes auszudrücken. Ein Mol eines Stoffes ist die Anzahl der Teilchen, die 6×10^{23} Teilchen (Avogadro-Konstante) des Stoffes enthalten.

1 mol = 6022140760000000000000000 Teilchen = 6×10^{23} Teilchen

Ein Mol eines Stoffes ist oft als "Avogadro-Zahl" bezeichnet.

Stoffmengenkonzentration (c): Die Stoffmengenkonzentration gibt an, wie viel Mol eines Stoffes in einem Liter Lösung enthalten sind.

Es gilt: $c \text{ (Stoffmengenkonzentration)} = \frac{n \text{ (Stoffmenge)}}{V \text{ (Volumen)}} = \frac{\text{mol}}{\text{L}}$

Äquivalenzpunkt:

Der Äquivalenzpunkt ist der Wendepunkt einer Titrationskurve.

Am Äquivalenzpunkt der Titration (**Neutralisation**) gilt:

Die Stoffmengen der Oxonium-Ion (H_3O^+) und Hydroxidionen (OH^-) ist gleich.

$n \text{ (Säure)} = n \text{ (Lauge)}$ oder $n(\text{H}_3\text{O}^+) = n(\text{OH}^-)$.

Da beim **Äquivalenzpunkt** die Stoffmengen der Säure und Lauge gleich groß sind, lässt sich die Konzentration der Probelösung berechnen.

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

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

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

Text von A.Spielhoff und openai.com, ©©

Mehrprotonige Säuren können mehrere Wasserstoffionen freisetzen!

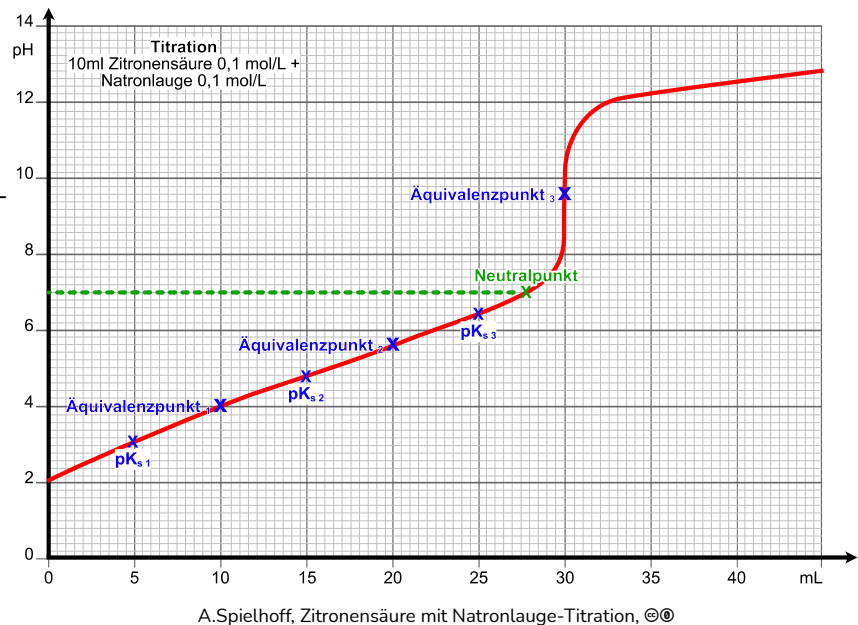
Während z. B. die Salzsäure nur ein Wasserstoffion abgibt, liefert die Schwefelsäure zwei und die Phosphorsäure sogar drei Wasserstoffionen. Dies muss bei der Konzentrationsberechnung einer Titration berücksichtigt werden!

Beispiel:

Eine Zitronensäure-Lösung wird mit Natronlauge neutralisiert. Bis zum Umschlagpunkt₃ der Titration wurden dreimal so viel Natronlauge- wie Zitronensäure-Teilchen umgesetzt.

Somit gilt:

$$n(\text{Zitronensäure}) = 1/3 n(\text{NaOH})$$



Massen (g) berechnen:

Über die **Stoffmenge (n)** und die **molare Masse (M)** lässt sich zudem die **Masse (m)** in Gramm einer Stoffportion berechnen.

$$\text{Es gilt: } m = M \cdot n \text{ (g)}$$

Die molare Masse (M) einer Stoffportion kann man leicht ermitteln, denn sie stimmt mit dem Zahlenwert der jeweiligen Atommassen (u) im Periodensystem überein!

Beispiel:

Berechnung der **molare Masse (M)** von Phosphorsäure (H_3PO_4)

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 \cdot M(\text{H}) + M(\text{P}) + 4 \cdot M(\text{O}) = 3 \cdot 1 \text{ g/mol} + 31 \text{ g/mol} + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol.}$$

Masse pro Volumen (g/L) berechnen:

Über die **Stoffmengenkonzentration (c)** und die **molare Masse (M)** lässt sich die Masse (m) in Gram pro Volumen berechnen.

$$\text{Es gilt: } m = M \cdot c \text{ (g/L).}$$