



UNIVERSITÄTS-  
BIBLIOTHEK  
PADERBORN

## **Kurzes Lehrbuch der analytischen Chemie**

Qualitative Analyse

**Treadwell, Frederick P.**

**Leipzig [u.a.], 1948**

Der Neutralpunkt

---

[urn:nbn:de:hbz:466:1-94840](https://nbn-resolving.de/urn:nbn:de:hbz:466:1-94840)

Indikator	$P_H$ beim Umschlagspunkt	Farbe	Indikator-konzentration
Methylorange		sauer: rot alkalisch: gelb	0·1 ccm 10% Lös. zu 100 ccm
Methylrot	3·6	orange	
	5·5	sauer: rot alkalisch: gelb	0·1 ccm 10% Lös. zu 100 ccm
Lackmus	6	gelb mit deutlicher Änderung gegen rot	
	7	sauer: rot alkalisch: blau	1 ccm von 2%iger Lös. aus Kahlbaums Extrakt zu 100 ccm
	8	rot mit deutlicher Änderung gegen blau	
Phenolphthalein	9	blau mit deutlicher Änderung gegen rot	
		sauer: farblos alkalisch: rot	
		schwach rötlich	0·7 ccm 1%ige Lös. zu 100 ccm
		rötlich	

### Der Neutralpunkt.

Den neutralen Zustand haben wir im chemisch reinen Wasser. Wir können nun aus der sicher vorhandenen elektrischen Leitfähigkeit des Wassers auf eine minimale Dissoziation desselben nach der Gleichung



schließen. Nach dem Massenwirkungsgesetz ist dann:

$$\frac{(H^+)(OH^-)}{(H_2O)} = K \dots \dots \dots \quad 2)$$

Da nun aber die Konzentration des Wassers ( $H_2O$ ) = Zahl der Wassermoleküle pro Liter im reinen Wasser sowohl wie in allen

verdünnten Lösungen als konstant angesehen werden darf, vereinfacht sich Gl. 2 zu

$$(H^{\cdot})(OH^{\cdot}) = K_{H_2O} = 10^{-14} \text{ (bei } 20^{\circ}\text{ C)} \quad \dots \dots 3)$$

Das Ionenprodukt des Wassers ist bei gegebener Temperatur konstant. Der azidimetrische Neutralpunkt ist infolgedessen durch die Azidität des reinen Wassers gegeben. Aus Gl. 3 folgt dafür der Wert

$$(H^{\cdot}) = (OH^{\cdot}) = \sqrt{K_{H_2O}} = 10^{-7}$$

Jede Lösung, deren H-Ionenkonzentration  $10^{-7}$  beträgt, was gleichbedeutend ist mit einem Wasserstoffexponenten  $p_H = 7$ , bezeichnen wir als neutral.

### Der Wasserstoffexponent.

Die Konzentration der H-Ionen verdünnter Lösungen, wie sie sehr häufig auch in der Analyse vorkommen, werden vielfach als negative Potenzen von 10 angegeben. Nach einem Vorschlag von Sörensen hat man für Lösungen, die verdünnter als normal sind, allgemein die folgende vereinfachte Bezeichnung der Azidität eingeführt. Man schreibt nur den Exponenten von 10 unter Weglassung des negativen Vorzeichens. So ist

für  $(H^{\cdot}) = 10^{-1}$  der Wasserstoffexponent  $p_H = 1$

$(H^{\cdot}) = 10^{-4.6}$  " "  $p_H = 4.6$

$(H^{\cdot}) = a \cdot 10^{-b}$  " "  $p_H = b - \log a$

Wenn der Wasserstoffexponent  $p_H$  größer als 7 wird, stellt er eine alkalische Lösung dar. Aus  $(H^{\cdot})(OH^{\cdot}) = 10^{-14}$  folgt nämlich

$$p_H + p_{OH} = 14; p_{OH} = 14 - p_H$$

In 0.001-n Lauge ist  $p_{OH} = 3$  und somit  $p_H = 11$ . Wenn der Alkaliexponent  $p_{OH}$  größer als 7 wird, stellt er eine saure Lösung dar. Man kann also wegen der Symmetrie von Gl. 3  $p_H$  oder  $p_{OH}$  zur Angabe der Konzentration von sauren und alkalischen Lösungen verwenden. Nach dem Vorschlag von Sörensen ist die Verwendung von  $p_H$  allgemein üblich.

### Hydrolyse.

Um die hydrolytischen Zersetzung von Salzen zu verstehen, die in der Analyse eine wichtige Rolle spielen, gehen wir aus vom Ionenprodukt des Wassers:

$$(H^{\cdot})(OH^{\cdot}) = 10^{-14} \text{ (bei } 20^{\circ}\text{ C)} \quad \dots \dots .1)$$