



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.org/urn:nbn:de:hbz:466:1-94840)

Indikator	P _H beim Umschlagspunkt	Farbe	Indikatorkonzentration
Methylorange	3·6	sauer: rot alkalisch: gelb	0·1 ccm 10 ⁰ / ₀₀ Lös. zu 100 ccm
Methylrot		orange	
	5·5	sauer: rot alkalisch: gelb gelb mit deutlicher Änderung gegen rot	0·1 ccm 10 ⁰ / ₀₀ Lös. zu 100 ccm
Lackmus	6	sauer: rot alkalisch: blau rot mit deutlicher Änderung gegen blau	1 ccm von 2 ⁰ / ₀ iger Lös. aus Kahlbaums Ex- trakt zu 100 ccm
	7	blau mit deutlicher Änderung gegen rot	
Phenolphthalein	8	sauer: farblos alkalisch: rot schwach rötlich	0·7 ccm 1 ⁰ / ₀ ige Lös. zu 100 ccm
	9	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:

$$\frac{(\text{H}^+)(\text{OH}^-)}{(\text{H}_2\text{O})} = K \quad \dots \dots \dots 2)$$

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

$$(\text{H}')(\text{OH}') = K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14} \text{ (bei } 20^\circ \text{ C)} \quad \dots \dots 3)$$

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

$$(\text{H}') = (\text{OH}') = \sqrt{K_{\text{H}_2\text{O}}} = 10^{-7}$$

Jede Lösung, deren H-Ionenkonzentration 10^{-7} beträgt, was gleichbedeutend ist mit einem Wasserstoffexponenten $p_{\text{H}} = 7$, 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 Sørensen 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 $(\text{H}') = 10^{-1}$	der Wasserstoffexponent $p_{\text{H}} = 1$
$(\text{H}') = 10^{-4.6}$	" " " $p_{\text{H}} = 4.6$
$(\text{H}') = a \cdot 10^{-b}$	" " " $p_{\text{H}} = b - \log a$

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

$$p_{\text{H}} + p_{\text{OH}} = 14; p_{\text{OH}} = 14 - p_{\text{H}}$$

In 0.001-n Lauge ist $p_{\text{OH}} = 3$ und somit $p_{\text{H}} = 11$. 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 Sørensen ist die Verwendung von p_{H} allgemein üblich.

Hydrolyse.

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

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