Kolloid-Zeitschrift

Zeitschrift für wissenschaftliche und technische Kolloidchemie

(früher „Zeitschrift für Chemie und Industrie der Kolloide“)

Organ für das Gesamtgebiet der reinen und angewandten Kolloidchemie

Herausgegeben von

Prof. Dr. Wolfgang Ostwald in Leipzig, Brandvorwerkstraße 77

Erscheint monatlich 1mal

Verlag von THEODOR STEINKOPFF
Dresden und Leipzig

Preis für den Band M. 40.—

Ueber den Assoziationsgrad der Molekeln binärer Salze in nichtwässrigen Lösungen. Ein Beitrag zur Kolloidchemie.

Von P. Walden (Rostock).

(Eingegangen am 7. Juni 1920.)

Den Ausgangspunkt für die nachstehenden Untersuchungen der Molekulargrößen gelöster Salze bildeten folgende Annahmen¹⁾: Binäre Salze bilden im geschmolzenen Zustande hochassozierte Molekeln und weisen Autoionisation auf, in gelöster Form sind sie die besten typischen Elektrolyte. Intramolekulare elektrische Kräfte innerhalb der Einzelmolekel und intermolekulare chemische (elektrische) Kräfte zwischen den Salzmolekeln an sich, sowie den Salzmolekeln und den Molekeln des dielektrischen Lösungsmittels sind also die Faktoren, welche die Ionenspaltung regeln. Betrachtet man die Salzmolekeln für sich, so ist das wahre,

von ihnen ausgefüllte Volum $= \frac{M(\epsilon - 1)}{d(\epsilon + 2)}$, wenn ϵ die Dielektrizitätskonstante bedeutet und $\frac{M}{d}$

das scheinbare Molekularvolum ist. Nun haben aber Messungen der Dielektrizitätskonstanten gelöster Salze in schlechten Ionisatoren ergeben, daß für diese typischen starken Elektrolyte das wahre Volum gleich ist dem scheinbaren, d. h., daß diese Molekeln den ihnen zur Verfügung gestellten Raum anscheinend ganz ausfüllen, — dem Maximum der molekularen Raumerfüllung entspricht dann ein Minimum an freier Schwingung und ein Maximum an Spannung in der Molekel. Tritt jetzt ein Dielektrikum als Lösungsmittel hinzu, so wird, je nach dessen Eigenschaften, die Zerteilung oder Zersplitterung der polymeren Salzmolekeln teils zu kleineren Molekeln,

teils zu Ionen einsetzen müssen. Je geringer die Dielektrizitätskonstante (Dissoziationskraft) des Lösungsmittels ist, um so weniger wird die Aufspaltungs- und Entspannungstendenz der Salzmolekeln sich betätigen können, um so mehr werden wir dem normalen Assoziations- bzw. Polymeriegrade der Elektrolytmolekeln uns nähern. Ändern wir das Medium und steigern dessen Dissoziationskraft, so können wir einen neuen Zustand der Salzmolekeln herbeiführen, kurz, durch passende Wahl des dielektrischen Mediums können wir die vorliegenden Salzmolekeln die verschiedenartigen physikalisch-chemischen Zustände durchlaufen lassen, beginnend mit den hochpolymeren Molekeln, endend mit den einfachen Ionen als letzten Bestandteilen, indem als Zwischenstufen sowohl polymere (komplexe) Ionen, als auch einfache (neutrale) Salzmolekeln auftreten müssen.

Augenscheinlich konnte eine experimentelle Prüfung dieser Annahmen nur mit Hilfe eines typischen binären Elektrolyten vorgenommen werden, welcher in den zugänglichen Ionisierungsmitteln, bis herab zu den allerschwächsten, löslich sein mußte. Die anorganischen binären Salze, etwa KCl, KJ, NaJ, schieden wegen ihrer begrenzten Löslichkeit von vornherein aus. Die Wahl fiel daher auf die alkylsubstituierten Ammoniumsalze, und zwar die Jodide, und so wurden, auf Grund ihrer zunehmenden Löslichkeit in den schlechten Ionisatoren bzw. Isolatoren, nacheinander im Laufe der Jahre verwendet: Tetraäthylammoniumjodid $N(C_2H_5)_4J$, Tetrapropylammoniumjodid $N(C_3H_7)_4J$, bzw. Tetra-

¹⁾ P. Walden, Bull. Acad. Sc. St. Petersb. 1912, 305, 1035; Journ. Amer. Chem. Soc. 35, 1649 (1913).

(iso)amylammoniumjodid $N(C_5H_{11})_4J$. Sind nun diese Salze aber gleichartig und gleichwertig als Elektrolyte den typischen anorganischen binären Salzen, etwa dem Jodkalium KJ? Diese Frage wird von den hervorragenden Vertretern der Elektrochemie ohne weiteres bejaht; so leitet Arrhenius²⁾ als empirische Regel ab, „daß

Salze desselben Typus bei gleicher molekularer Konzentration ungefähr gleich stark dissoziiert sind“. Das Gesagte bezieht sich nun auf die wässrigen Lösungen. Für nichtwässrige Lösungen seien daher noch folgende Tatsachen als Beleg für die Gleichartigkeit, bzw. annähernde Gleichwertigkeit der fraglichen Salze angeführt.

Salztypen	Dissoziationsgrade $\alpha = \frac{\lambda_\nu}{\lambda_\infty}$	
	In Wasser (t = 25°)	In Formamid (t = 25°)
KCl	$\nu = 32 \dots \alpha = \frac{126,0}{140,8} = 0,89$ (Bredig)	$\nu = 10, \alpha = \frac{23,27}{26,73} = 0,87$ (Jones 1915)
$N(C_2H_5)_4Cl$	$\nu = 32 \dots \alpha = \frac{88,2}{102,4} = 0,86$ (Bredig)	—
KJ (18°)	$\nu = 32 \dots \alpha = \frac{118,8}{131,1} = 0,91$ (Kohlrausch)	$\nu = 10, \alpha = \frac{23,45}{26,28} = 0,89$ (Jones)
$N(C_2H_5)_4J$ (t = 0°)	$\nu = 32 \dots \alpha = \frac{47,74}{57,3} = 0,84$ (Walden, 1899)	$\nu = 10, \alpha = \frac{20,31}{24,28} = 0,84$ (Jones)
In Azetonitril (t = 25°)		
KJ (t = 25°)	$\nu = 12 \dots \alpha = \frac{102,4}{203} = 0,50$ (Walden, 1905)	
$N(C_2H_5)_4J$ (t = 25°)	$\nu = 10 \dots \alpha = \frac{96,4}{200} = 0,48$ (Walden, 1905)	
	$\nu = 14,6 \dots \alpha = \frac{109,3}{200} = 0,546$ (Walden, 1907)	

Das Verhalten dieser verschieden gebauten binären Salze kann wohl als ein gleichartiges bezeichnet werden, insofern sie alle zu den nahezu gleich stark dissoziierenden Elektrolyten gehören, sowohl den besten Ionisatoren (Wasser und Formamid) als auch dem wesentlich schwächeren Ionisierungsmittel (Azetonitril) gegenüber.

Die Gleichartigkeit des Verhaltens dieser und ähnlicher Salze ist auch ersichtlich, wenn man die neuerdings von mir³⁾ mitgeteilten Beziehungen zwischen den Dissoziationsgraden α , bzw. den Dissoziationskonstanten K_0 (nach Wilh. Ostwald) und den Dielektrizitätskonstanten ϵ der Ionisatoren in Betracht zieht.

Schließlich muß noch verwiesen werden auf die gleichen Beziehungen zwischen dem Grenzwert λ_∞ und der Viskosität η_∞ der Lösungsmittel, indem man aus den λ_∞ -Werten der verschiedenen Salze in den verschiedenen Medien mit η_∞ das Produkt $\lambda_\infty \cdot \eta_\infty = \text{konst.}$ für jedes einzelne Salz erhält, so z. B.⁴⁾

$$\lambda_\infty \cdot \eta_\infty = \text{konst.}$$

KJ	$N(C_2H_5)_4J$	$N(C_3H_7)_4J$	$N(C_5H_{11})_4J$
0,650	0,700	0,624	0,557.

Ohne Voreingenommenheit wird man daher neben den typischen anorganischen binären Salzen (z. B. KJ, KCl) auch die tetraalkylierten Ammoniumsalze (Jodide) zu den gleichartig hochionisierten typischen starken Elektrolyten zählen müssen, wie das auch von Kraus und Bray (Journ. Amer. Chem. Soc. 35, 1319, 1913) geschieht. Mit Heranziehung dieser „Normal-elektrolyte“ ist nun versucht worden, einen Querschnitt durch das ganze Gebiet der flüssigen organischen Lösungsmittel zu legen, um den Molekularzustand des gelösten Salzes zu beleuchten. Das Lösungsvermögen der einzelnen Solventien bedingte die fortschreitende Anreicherung der Alkylgruppen im Kation. Die Molekulargrößen wurden mit Hilfe der Gefrier- bzw. Siedemethode bestimmt, wobei als Lösungsmittel nur diejenigen hierhergesetzt worden sind, welche zur Illustration der Rolle der chemischen Faktoren von etwaigem Werte sein dürften, dann aber zur Würdigung der physikalischen Faktoren, insbesondere der dissoziierenden Kraft der Medien, gemessen durch die Dielektrizitätskonstante ϵ der letzteren, not-

²⁾ Sv. Arrhenius, Theorie der Chemie, II. Aufl. (1909), 215, 217; s. a. W. Nernst, Theoret. Chemie, VII. Aufl. (1913), 546.

³⁾ P. Walden, Zeitschr. f. physik. Chem. 94, 263 ff. (1920).

⁴⁾ Vgl. P. Walden, Zeitschr. f. Elektrochem. 26, 68 (1920).

wendig sind. Von diesem Gesichtspunkte aus sind die Extreme in unserer Tabelle vertreten, d. h. das Formamid als eines der allerbesten, und der Tetrachlorkohlenstoff als eines der schlechtesten Ionisierungsmittel, welches bekanntlich zu den „Isolatoren“ gezählt wird. Die Ergebnisse der Messungen sind auf den Polymerie- oder Assoziationsgrad $x = \frac{M_{\text{gef.}}}{M_{\text{theor.}}}$

umgerechnet worden, um ein anschauliches Bild von den Zustandsänderungen der gelösten Salz-molekeln zu liefern. Die Verdünnung $V=4$ Liter (1 Mol in 4 Litern) ist gewählt worden, um neben meinen Messungsergebnissen auch die wertvollen Daten von W. E. S. Turner zu verwenden, von denen ich, durch die Zeitumstände bedingt, erst unlängst an der Hand des Chem. Zentralbl. (1914 II, 1138) Kenntnis erhalten habe.

Verdünnung annähernd $V = 4$ Liter.

Lösungsmittel	Dielekt.- Konst. ϵ 20	Versuchs- temp. t°	Assoziations- (Polymerie-) Grad $x = \frac{M_{\text{gef.}}}{M_{\text{theor.}}}$ für die Salze		
			$N(C_2H_5)_4J$	$N(C_2H_7)_4J$	$N(C_2H_{11})_4J$
Formamid $HCONH_2$. . .	ca. 94	+ 1,6°	0,57	—	—
Nitromethan CH_3NO_2 . . .	41,8	101°	0,66, $\nu = 4$ 0,64, $\nu = 10$ 0,69	—	—
Azetonitril CH_3CN . . .	36,4	81°	—	0,60 (Turner)	—
Nitrobenzol $C_6H_5NO_2$. . .	35,5	5,8°	—	0,81 (Turner)	0,76, $\nu = 10$
Methylalkohol CH_3OH . . .	35,4	66°	0,80, $\nu = 4$ 0,72, $\nu = 10$ 0,89, $\nu = 10$	—	—
Aethylalkohol C_2H_5OH . . .	25,4	78°	0,99, $\nu = 4$ (Turner)	0,98 (Turner)	—
Methylenchlorid CH_2Cl_2 . . .	8,3	42°	—	>2	—
Isoamylalkohol $C_5H_{11}OH$. . .	(ca. 5,7)	132°	1,87 (Turner)	2,12 (Turner)	—
Eisessig CH_3COOH . . .	6,3—7,1	16,5°	— (schwerlös.)	3,6	3,7
Chloroform $CHCl_3$	4,95	61°	— (schwerlös.)	{ 6 (Walden) 5 (Hantzsch) 4,2 (Turner)	{ >3
Benzol C_6H_6	2,3	80°	— (unlöslich)	— (unlöslich)	∞
Tetrachlorkohlenstoff CCl_4 . . .	2,2	78°	— (unlöslich)	— (unlöslich)	∞

Literatur: P. Walden, Zeitschr. f. physik. Chem. 55, 283 (1906); 94, 310 (1920); Zeitschr. f. Elektrochem. 26, 60 ff. (1920); Bull. Acad. Sc. St. Petersburg. 1914, 1178; 1915, 233 ff., 509 ff., 1499 ff. — W. E. S. Turner, Journ. Chem. Soc. 105, 1751 (Chem. Centr. 1914 II, 1138); s. a. Journ. Chem. Soc. 99, 891 ($CHCl_3$). — Hantzsch, Ber. d. Deutsch. chem. Ges. 44, 1779 (1911), s. a. 42, 76 ff.

Das allgemeine Ergebnis läßt sich dahin zusammenfassen, daß zwischen dem Assoziationsgrade x eines gegebenen Salzes und der Dielektrizitätskonstante ϵ der Lösungsmittel ein sichtbarer Zusammenhang besteht, und zwar nimmt der Assoziationsgrad x mit fallender Dielektrizitätskonstante zu, erreicht also seine höchsten Werte in den Medien mit der geringsten Dielektrizitätskonstante. Das Solvens wirkt daher auf die Salz-molekeln gleichsam wie eine Molekular- (Kugel-) Mühle, indem es die polymeren Salz-molekeln bei gegebener Verdünnung, je nach seiner Dielektrizitätskonstante ϵ , in verschieden fein verteiltem Zustande, mit wechselnder „molekularer Korngröße“ liefern kann.

Unser besonderes Interesse erwecken nach dem eingangs Dargelegten die Polymeriegrade in den beiden „Isolatoren“ Benzol und Tetrachlorkohlenstoff. Hier haben wir für die Asso-

ziation den Wert $x = \infty$ eingezeichnet. Das gelöste Salz, das in den anderen Medien sich normal verhielt, würde in diesen Isolatoren in einem Zustande sein, welcher ähnlich den Kolloiden wäre, für welche die Siedetemperaturerhöhungen ebenfalls praktisch gleich Null (also $x = \infty$) betragen.

Um zu veranschaulichen, wie die Temperatur des Siedens in Abhängigkeit von der Konzentration sich in den Lösungen von Benzol und Chlorkohlenstoff änderte, seien einige Versuchsergebnisse hierhergesetzt.

Benzol als Lösungsmittel.

Das Benzol (Kahlbaum) wurde andauernd über metall. Natrium gekocht und über frisch. Na abdestilliert. Als Wert für die Siedekonstante wurde $K = 26,7$ gewählt. Dichte beim Siedep. $d_{80/4} = 0,811$ (Schiff).

Salz: Tetraamylammoniumjodid $N(C_5H_{11})_4J$.
Mol.-Gew. $M = 425$.

I. Versuchsreihe.

p — g Subst. auf 100 g Solvens	beobachtete Siedetemp. 4,151° C	Δt
0		
2,02 (V = 26 Lit.)	4,124	> -0,027°
4,01	4,108	> -0,016
7,08	4,096	> -0,012
10,70	4,114	> +0,018
13,92 (V = 3,77)	4,112	-0,002
	i. M. 4,111°	i. M. -0,040°

Die Lösung war gelblich gefärbt.

II. Versuchsreihe, mit einer andern Probe des Salzes.

0	4,788°	Δt
1,33 (V = 40)	4,811°	i. M. +0,024°
3,02	4,812	
5,14	4,809	
7,14	4,813	
9,30 (V = 5,6)	4,813	
	i. M. 4,812°	

In beiden Versuchsreihen ist der Siedepunkt der Lösungen — nach der ersten Stoffzugabe — innerhalb der Fehlergrenzen konstant, also bis zu 9 bzw. 14 Proz. hinauf von der zugegebenen Salzmenge unabhängig. Im ersten Fall trat eine geringe Verminderung des Siedepunkts auf ($\Delta t = -0,040^\circ$), mit der zweiten Salzprobe eine kleine Temperaturerhöhung ($\Delta t = +0,024^\circ$). Das Sieden zeigte keine Anomalien, die besonders auffällig gewesen wären. Aus den abgekühlten Lösungen kristallisierte das Salz heraus, und zwar als Salzbenzolat, also mit Kristallbenzol, das leicht wegdestillierte.

Verfolgt man dasselbe Konzentrationsgebiet (V = 4 — 40 Lit.) mit Hilfe der Messungen des elektrischen Leitvermögens, so ergibt sich das folgende Bild (λ_ν = Molekularleitvermögen).

In Benzol. Salz: $N(C_5H_{11})_4J$. $t = 25^\circ$.			
Verdünnung V	1,25	2,50	3,75
Mol. Leitfah. λ_ν	0,377	0,356	0,300
Lösung war	bräunlichgelb		tiefgelb
V = 5,00	10	20	30
λ_ν	0,256	0,139	0,045
	hellgelb		nahezu farblos.

Konzentrierte Lösungen: $t = 25^\circ$.

V	0,75	1,125	1,50	2,25	3,00
λ_ν	0,243	0,372	0,391	0,363	0,323.
	Maxim.				

Die benzolische Lösung des Salzes ist also ein relativ guter Stromleiter; um dieses besser

zu veranschaulichen, setze ich folgende Vergleichswerte hierher:

Kobaltchlorid $\frac{CoCl_2}{2}$ in Amylalkohol, $t = 20^\circ$,
 $V = 3,6$, $\lambda_\nu = 0,042$ (W. Hardt);

Tripropylaminchlorid $N(C_3H_7)_3HCl$ in Azeton,
 $t = 25^\circ$, $V = 4,0$, $\lambda_\nu = 1,542$ (Walden);

obiges Salz $N(C_5H_{11})_4J$ in Benzol, $t = 25^\circ$,
 $V = 3,75$, $\lambda_\nu = 0,300$;

Silbernitrat $AgNO_3$ in Anilin, $t = 25^\circ$, $V = 4$,
 $\lambda_\nu = 0,87$ (Pearce).

Die Anomalie in der Kurve $\lambda_\nu - V$, d. h. das Ansteigen zu einem Maximum in großen Konzentrationsgebieten (gewöhnlich bei $V = 1-2$), Abnahme von λ_ν mit zunehmender Verdünnung und Passieren eines Minimums, ist eine für schlechte Ionisatoren normale Erscheinung, die den Forschern auf diesem Gebiete wohl bekannt ist und daher im Falle der benzolischen Lösungen nichts Außergewöhnliches darstellt. Kurz gesagt, auf Grund der Leitfähigkeitsmessungen der benzolischen Lösungen des Tetraamylammoniumjodids sind keinerlei Anomalien im ebullioskopischen Verhalten solcher Lösungen vorauszusehen. Daß der besondere Gang der λ_ν -Werte mit der Verdünnung V sich ebenso findet bei demselben Salz $N(C_5H_{11})_4J$ in Chloroformlösungen, trotzdem nunmehr keine außergewöhnliche Assoziation vorliegt, da $x > 3$ gefunden wurde, beweisen folgende Zahlen:

In Chloroform. Salz: $N(C_5H_{11})_4J$. $t = 25^\circ$.					
V	5,0	7,5	10	20	50
λ_ν	3,185	2,81	2,45	1,57	0,74.

Tetrachlorkohlenstoff als Lösungsmittel.

Kahlbaum'sches Präparat wurde über frisch geglühter Pottasche getrocknet (häufiges Schütteln und längeres Stehenlassen), dann über geglühter Pottasche destilliert; die bei $77,0^\circ C$ übergegangene Fraktion (bei 770 mm) wurde dann zu den Molekulargewichtsbestimmungen im Beckmann'schen Apparat verwendet. Unter Einsetzung der theoretisch aus der Verdampfungswärme berechneten Konstante $K = 52,8$ wurden Kontrollversuche mit Benzoesäuremethyl- und -äthylester, sowie p-Toluidin ausgeführt, welche die normalen Molekulargrößen innerhalb ± 2 Proz. lieferten.

Salz: Tetraamylammoniumjodid $N(C_5H_{11})_4J$.

Mol.-Gew. $M = 425$.

Versuchsreihe. Das Salz war aus Benzol umkristallisiert, besaß den Schmelzpunkt 144° und stellte farblose Blättchen dar.

	p	t°	Δt
	0	2,526°	—
Lösung gelb gefärbt	1,07	2,465	—0,061°
	2,32	2,463	—0,063
	5,46	2,499	—0,027
	8,03	2,538	+0,012 ($M_{ber.} = 35322$)

Wollten wir mit der bei der letzten Konzentration erzielten positiven Temperaturänderung $\Delta t = +0,012$ das Molekulargewicht berechnen, so würden wir zu $M = \frac{52,8 \cdot 8,03}{0,012} \sim 35300$ gelangen, also eine Komplexheit der Salz-molekel $x = \frac{35300}{425} \sim 80$, bzw. $[M]_{80}$ erhalten.

In demselben Solvens wurde nun parallel ein anderes Salz gemessen, um zu sehen, ob die Konstitution des Elektrolyten die beobachteten Anomalien im vorigen Fall bedingt.

Salz: Triamylaminpikrat

$N(C_5H_{11})_3 \cdot C_6H_2(NO_2)_3OH$.

Mol.-Gew. $M = 456$.

g	$M_{gef.}$	
2,52	1211	Assoziationsgrad $x = \frac{M_{gef.}}{M} = 3-4$
3,65	1346	
4,81	1428	
6,10	1538	

Das Pikrat erweist sich als normal, d. h. es gibt meßbare, mit der Konzentration zunehmende Siedepunkterhöhungen und führt zu Molekulargrößen, welche eine drei- bis vierfache Assoziation der Salz-molekeln bekunden. In schlechten Ionisatoren mit geringer Dielektrizitätskonstante (hier ist die Diel.-Konst. $= 2,18$) ist eine solche Assoziation die gewöhnliche Erscheinung.

Das anomale Verhalten des Tetraamylammoniumjodids $N(C_5H_{11})_4J$ legt nun noch die

Frage nahe, ob es in Chlorkohlenstofflösungen überhaupt ein Elektrolyt ist, und wie seine Leitfähigkeitskurve mit der Verdünnung verläuft? Nachstehende Zahlen geben die Antwort.

Salz: Tetraamylammoniumjodid
 $N(C_5H_{11})_4J$. $t = 25^\circ$.

Verdünnung V	2,5	5 _I	5 _{II}
Mol. Leitf. λ_v	$= 0,0340$	$0,0245$	$0,0244$
V	$= 7,5$	10	20 Lit.
λ_v	$= 0,0216$	$0,0199$	$0,0140$.

Ihrer Größe nach erinnern uns die λ_v -Werte an die Leitfähigkeit von Kobaltchlorid $CoCl_2$ in Amylalkohol (s. vorhin beim Benzol),

der Gang der Leitfähigkeit λ_v mit der Verdünnung ist ähnlich dem Verhalten in Benzollösungen bzw. in Chloroform: Ob die elektrische Leitfähigkeit in den Benzol- und Chlorkohlenstofflösungen durch eine äußerst geringe Ionenspaltung bedingt wird, ist fraglich, eher könnte man an elektrisch geladene Molekülkomplexe denken.

Uebersichten wir abschließend das Dargelegte, so kommen wir zu dem Schluß, daß die hochpolymeren binären Elektrolyte, bzw. typischen Salze beliebig alle Zustände der Molekularkomplexität durchlaufen können, indem man sie aus dem festen kristallinen Zustand durch geeignete Lösungsmittel in den gelösten Zustand überführt. Solventien mit den kleinsten Dielektrizitätskonstanten ($\epsilon > 2$) üben auf die Molekularkomplexität solcher Salze eine Schutzwirkung aus, indem sie den Polymeriegrad der Salz-molekeln auf einer Höhe erhalten, welche den Kolloiden gleichkommt. Vom Standpunkt der Kolloidchemie kann man dann mit Wo. Ostwald sagen, daß dieselbe nicht so sehr von kolloiden Stoffarten, als vielmehr von kolloiden Stoffzuständen zu handeln hat. —

Rostock, 4. Juni 1920.

Chemisches Institut der Universität.

Der Böschungswinkel — eine neue physikalische Konstante.

Von A. Langhans (Siegburg).

(Eingegangen am 6. Mai 1920.)

Wie der Name Böschungswinkel andeutet, handelt es sich um die Bezeichnung und Bestimmung eines Wertes, der für Böschungen, d. h. für natürliche oder künstliche Aufschüttungen von Erd- oder Steinmassen charakteristisch ist. Es ist der Winkel, den die Seitenlinie dieser

Aufschüttung mit der Horizontalen, in den angedeuteten Fällen also mit dem Erdboden bildet; er ist vor allen Dingen bestimmend für die Belastung von oben oder die seitliche Beanspruchung, die die Böschung vertragen kann, ohne ihren Aufbau und ihren Halt zu verlieren,