

Bio-Elektronischen Koordinaten

Einige physikalisch-chemische Aspekte der bio-elektronischen Koordinaten



Artikel veröffentlicht in der Zeitschrift *Sciences du Vivant*, Editions Arys, Paris, vol.4, p.45-62, 1992.

JÓZSEF ORSZÁGH (Originaltitel « Quelques aspects physico-chimiques des coordonnées bio-électroniques »): Übersetzung ins Englische von André Leguerrier, Übersetzung ins Deutsche von Christina Muchwitsch).

ZUSAMMENFASSUNG

Drei bio-elektronische Koordinaten, pH, r_{H_2} und ρ (Widerstand), werden in Bezug auf die Molekularstruktur wässriger Lösungen diskutiert. Zwecks Klarstellung etlicher Unzulänglichkeiten in der Definition von r_{H_2} (bezogen auf Clarks rH-Term) wird dieses Konzept hinsichtlich Elektronen-Aktivität analysiert. Das Ziel ist eine thermodynamische Formulierung der von L-C. Vincent quantifizierten Größe W .

1 Wie passt die Bioelektronik in das klassische physikalisch-chemische Bild?

Die Bioelektronik ist ein mögliches Hilfsmittel, um ein wässriges Medium mengenmäßig zu charakterisieren. Der relativen Einfachheit der bestimmten Messgrößen steht eine Fülle von Informationen, die in Erfahrung gebracht werden können, gegenüber. Unter Berücksichtigung ihrer praktischen und theoretischen Grenzen ist die Bioelektronik ein wertvolles analytisches Hilfsmittel und Forschungsinstrument in einer ganzen Reihe von Bereichen wie Chemie, Biologie, Medizin, Metallurgie und Korrosion.

Mit dem heutigen theoretischen Wissensstand können nur in wässrigen Medien durchgeführte bio-elektronische Messungen genau interpretiert werden, obgleich die Versuchung, die Messung auf nicht-wässrige Medien oder disperse Systeme zu erweitern, groß ist. Um diese Möglichkeit sogleich auszuschließen, wird die Untersuchung auf jene wässrigen Lösungen beschränkt, in denen das Ausmaß des intermolekularen Transfers von elektrisch positiver (Protonen) und elektrisch negativer (Elektronen) Ladung gemessen werden kann. Zusätzlich unterstützen das sehr hohe Ionisierungsvermögen und die elektrische Polarität dieser Medien elektrostatische Interaktionen und Transportphänomene, andere Komponenten der Bioelektronik. Diese mikroskopischen Theiemerkmale beziehen sich natürlich auf die Struktur wässriger Lösungen.

Unsere gegenwärtige Auffassung von Wasser auf molekularer Stufe besteht aus einem mehr oder weniger beweglichen Netzwerk aus elektrischer Ladung, dessen Struktur eine große Anzahl von „Daten“ in Form von spezifischen Konfigurationen variabler Stabilität beinhaltet.

Außerstande, ein räumliches Bild dieses Aufbaus zu erbringen, definiert die Bioelektronik wahrscheinlich den makroskopischen physikalisch-chemischen Rahmen für die Existenz jedes Typs molekularer Zusammensetzung oder Polarisierung. Da lebensnotwendige Vorgänge empfindlich auf diese Konditionen reagieren, bestimmen die bio-elektronischen Koordinaten einen mathematischen Bereich, in dem jegliche biologischen Aktivitäten lokalisiert sind, einschließlich Krankheiten. Aus diesem Grund wird das Konzept des biologischen Terrains, dank Bioelektronik, zweifellos aussagekräftig.



2 Die Natur des Wassers, Medium von Leben

Wie wir wissen tritt Leben in wässrigen Medien in einem solchen Ausmaß auf, dass es keine Übertreibung ist zu sagen, jedes Lebewesen sei primär aus Wasser zusammengesetzt, das wiederum durch eine Reihe anderer Substanzen strukturiert wird. Angesichts seiner chemischen Zusammensetzung ist Wasser verwandt mit der mineralischen Welt, während seine molekulare und besonders supramolekulare Struktur es zu einem willkommenen Hafen für die Überschwänglichkeit des Lebens macht. So kann man sagen, dass Wasser gleichsam an das Mineralische wie das Lebendige angrenzt ¹.

Unter den tausenden bekannten Flüssigkeiten hat Wasser Besonderheiten, die in eine eigene Kategorie fallen. Abgesehen von der Tatsache, dass lebensnotwendige Phänomene eng mit Wasser verbunden sind, weist Wasser im Vergleich zu anderen bekannten Flüssigkeiten physikalisch-chemische Anomalien auf ², wie zum Beispiel abnormale Schwankungen in der Dichte in Bezug auf Temperatur oder in der Viskosität in Bezug auf Druck, oder im Verhältnis zum Molekulargewicht ein relativ zu hoher bzw. zu niedriger Siede- und Gefrierpunkt, oder die Senkung des Schmelzpunktes unter Druckerhöhung, oder das Verhalten im Stadium der Unterkühlung oder Überhitzung, zu hohe Oberflächenspannung etc. Hinzugefügt sei die Tatsache, dass Wasser, abhängig von den Rahmenbedingungen, als Säure oder Base und als Reduktions- oder Oxidationsmittel auftreten, isolierend oder elektrisch leitend sein kann.

All diese Eigenschaften resultieren aus seiner Molekularstruktur, hauptsächlich seiner hohen Kohäsionsenergiedichte aufgrund von Wasserstoffbrücken ³.

Im Wassermolekül ist das Sauerstoffatom an zwei Wasserstoffatome durch polarisierte kovalente Bindungen gebunden. Die acht Valenzelektronen (zwei von den Wasserstoffatomen und sechs vom Sauerstoffatom) sind um den Sauerstoff-Atomkern in vier Elektronenpaaren verteilt, zwei davon sind an der Sauerstoff-Wasserstoff-Bindung involviert, während sich die anderen zwei in den nicht bindenden Molekülorbitalen befinden. Die vier Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig ab und bilden, gemäß Gillespies Theorie ⁴, die Form eines regelmäßigen Tetraeders, in dessen Mitte sich das Sauerstoffatom befindet. An zwei Tetraeder-Eckpunkten sind Wasserstoffatome zu finden. Die anderen zwei Eckpunkte mit den zwei nicht bindenden, also freien Elektronen werden zu bevorzugten Plätzen für positive elektrische Ladungen von außerhalb des Moleküls. Von anderen Molekülen isoliert, erscheint das Wassermolekül als symmetrisches, V-förmiges Atomgebilde, dessen Spitze von dem Sauerstoffatom besetzt ist.

Die zwei O-H-Bindungen schließen einen Winkel von 105° ein. Die ungleiche Aufteilung der Elektronendichte, bedingt durch die höhere Elektronegativität von Sauerstoff, verursacht, dass der Sauerstoff, mit seinen zwei freien Elektronen, eine partielle negative elektrische Ladung trägt, während die zwei Wasserstoffatome positiv geladen sind. Demzufolge ist jedes Wassermolekül ein klitzekleiner elektrischer Dipol, der sich an ein externes elektrisches Feld angleichen wird, was wiederum seine sehr hohe Dielektrizitätskonstante (ungefähr 80) erklärt. Dennoch ist es korrekter, angesichts der räumlichen Aufteilung, im Falle des Wassermoleküls von einem Tetraeder-Quadrupol zu sprechen.

¹ André Faussurier, *Triades*, Winter 1976, p.187-195

² J.C. Auten Abgell, *Les anomalies de l'eau*. La Recherche, n°133, Mai 1982 auch zu lesen : D.V. Luu et C. Luu, *Sciences du Vivant*, vol.3, p. 90-139 (1991)

³ Y. Maréchal, *La liaison d'hydrogène*. La Recherche, n°209, April 1989

⁴ J. Gillespie, *L'actualité chimique*. n°4, p.27 (1973)

Wenn zwei Wassermoleküle sich in naher Umgebung befinden, ordnen sie sich vorzugsweise mit gegensätzlicher elektrischer Ladung an. Das erste nicht bindende Elektronen-Orbital des Sauerstoffs wird die teilweise positive Ladung eines der Wasserstoffatome von einem zweiten Molekül anziehen. Dieses Wasserstoffatom wird sich dann an der Achse, die die zwei Sauerstoffatome der beiden Moleküle verbindet, platzieren – ein bisschen näher „seinem Sauerstoff“ - bis es gänzlich mit dem anderen verbunden ist. *In dieser Form mobilisiert die Wasserstoffbrücke eine Energie von ungefähr 20 Kilojoule pro Mol. Bei Raumtemperatur ist diese Energie größer als die Energie von Wärmebewegung. Aus diesem Grund haben so verbundene Wassermoleküle viele Chancen trotz Wärmebewegung, die ja danach strebt sie zu trennen, zusammenzubleiben.*

In flüssigem Wasser ist jedes Molekül an einer bis vier Bindungen beteiligt. Dieses mehr oder weniger locker verbundene Netzwerk aus Wasserstoffbindungen zeigt sich förmlich als eine querverbundene Polymer-Struktur, die sich aber über die Drehung der Brücken und durch das dauernde Abbrechen und „Wiederbilden“ der Wasserstoffbrückenbindungen, welche wiederum erfolgreich zwischen benachbarten Molekülen aufgebaut und wieder gelöst werden, einen gewissen Grad an Beweglichkeit aufrechterhält. Durch die Wasserstoffbrücken ist Wasser, soweit bekannt, das flüssige Medium mit der höchsten Kohäsionsenergiedichte: 2440 Joule pro cm³ oder 24,4 Kilobar. Im Vergleich dazu haben die meisten Flüssigkeiten eine Kohäsionsenergiedichte zwischen 2 und 6 kbar ⁵.

Aber nun zurück zu den Quadrupolar-Molekülen, mit denen man eine unendlich große Vielfalt an räumlichen Strukturen wie ein riesiges Puzzle im Molekülmaßstab konstruieren kann. Es ist leicht zu zeigen, dass bei drei benachbarten Molekülen sich jedes Molekül, in Bezug zu den anderen zwei, in drei unterschiedliche Positionen anordnen kann. Das Hinzuziehen eines vierten Moleküls erhöht die Anzahl an räumlichen Kombinationen auf 48 und so weiter. In Abwesenheit von anderen Molekülarten (gelöste Stoffe) und einem externen elektromagnetischen Feld bilden Wassermoleküle Cluster, deren innerer Aufbau und Größe durch das Gleichgewicht zwischen Struktur bildender Kraft von Wasserstoffbrücken-Bindungen und der zerstreuernden Kraft von Wärmebewegungen bestimmt werden. Je höher die Temperatur, desto mehr nimmt die Clustergröße ab und umgekehrt ⁶.

Die Einbringung eines fremden Moleküls, gleich welcher Natur, verursacht eine dramatische Störung dieses Aufbaus. Die Natur des Zufalls schafft Platz für geordnete Strukturen induziert von dem eingebrachten (gelösten) Molekül. Auf makroskopischer Ebene führt diese Tatsache zu negativer Entropie und Auflösung des Volumens ⁷. Im Falle von elektrolytischen Lösungen nennt sich dieses Phänomen bei Elektrochemikern Elektrostriktion.

Der gelöste Stoff, das gelöste Molekül, ist sofort von einer Anzahl Wassermoleküle umgeben, die angeheftet bleiben und die Solvatisierungsschicht oder den Solvatisierungsring bilden (Hydratation). Dank der polaren Natur von Wassermolekülen ist die frei werdende Energie bei der Ausbildung dieser Solvatisierungsschicht größer als die Energie, die benötigt wird, um eine feste Stoffmatrix aufzubrechen, sogar wenn es sich um ein Ionengitter handelt. Demzufolge besitzt Wasser ein außergewöhnliches Lösungsvermögen.

Durch die Solvatisierungsschicht, oder eventuell das Potenzial des elektrischen Feldes, wird eine molekulare Umgruppierung im Wasser induziert. Der Quadrupol-Charakter sorgt für die schnelle Ausbreitung elektrischer Signale, sogar über große Distanzen. Wegen dieser Eigenschaft –

⁵ J.H. Hildebrand, J.M. Prausnitz, et R.L. Scott, *Regular and Related Solutions*. Van Nostrand (1970)

⁶ J-P. Hansen, I.R. McDonald, *Theory of Simple Liquids*. Academic Press, (1976)

⁷ G.A. Krestov, *Thermodynamics of Solvation*. p. 98, Ellis Horwood Ltd., (1991)



mengenmäßig charakterisiert durch die Bioelektronik – induziert jeder gelöste Stoff, sogar in sehr schwacher Konzentration, aufgrund der Stabilität von Wasserstoffbrücken-Bindungen eine bleibende Struktur, die als der „digitale Fingerabdruck“ des gelösten Stoffes betrachtet werden kann.

Diese Persistenz ist für viele unerwartete Eigenschaften stark verdünnter wässriger Lösungen verantwortlich ⁸. Ohne diese Eigenschaft wäre Wasser nicht Träger von Leben.

3 Bioelektronik auf molekularer Ebene

a) Protonenaustausch

Der in der Wasserstoffbindung involvierte Wasserstoff (oder genauer sein Atomkern: die Protonen) ist zwischen zwei Wassermolekülen „aufgeteilt“ ⁹. Dieses positiv geladene Proton, welches wir H^+ nennen, kann sein Originalmolekül loslassen und sich durch Gleiten entlang der Wasserstoffbrücke dem Nachbarmolekül anschließen. Diese winzige Bewegung von einpaar Zehntel Ångström ($1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$) schafft eine neue Situation, die folgendermaßen schematisch beschrieben werden kann:



Dies ist ein typischer Fall von „kleine Ursache – große Wirkung“. Von zwei benachbarten Wassermolekülen wird, durch eine winzige Verschiebung, ein Ionenpaar – ein Hydronium-Ion H_3O^+ und ein Hydroxid-Ion OH^- – gebildet, welches dann wieder hydrolysiert ¹⁰. Die dabei entstehenden elektrischen Felder rufen eine neue Struktur hervor.

Dieses Phänomen des Protonentransports ereignet sich spontan sogar in reinem Wasser, wo dies, bei Raumtemperatur, im Durchschnitt eines von zwei Milliarden Molekülen betrifft. Trotz seines scheinbar unwesentlichen Charakters tritt dieser Transport experimentell durch elektrische Leitfähigkeit ¹¹ und Erzeugung von messbarem Potential in Erscheinung. Die größte Auswirkung aber ist die Restrukturierung der pseudo-polymeren Cluster aufgrund der elektrostatischen Felder der gebildeten Ionen.

Der Protonenaustausch kann auch in umgekehrter Richtung erfolgen: Wenn ein Hydronium-Ion mit einem Hydroxid-Ion zusammentrifft, findet eine Neutralisierung elektrischer Ladung und die Bildung von zwei Wassermolekülen statt. Tatsächlich ereignen sich gleich viele Protonentransfers bei der Bildung von H_3O^+ und OH^- , wie bei ihrer Neutralisierung ¹². Diese Transfers befinden sich im Gleichgewicht und stellen eine konstante Konzentration von Ionen im Wasser sicher. Das dynamische Gleichgewicht zwischen Bildung und Neutralisierung dieser Ionen führt zu einem weiteren Gleichgewicht, nämlich dem Gleichgewicht zwischen pseudo-polymeren Clustern verschiedener Größe, Form und Geometrie. Diese Formen sind unbeständig im Raum, jedoch bemerkenswert konstant über die Zeit. Sie bewegen sich und formen sich von einer in die andere neu um, wie Wellen eines Weizenfeldes im Wind. In Lebewesen (intrazelluläres Wasser), außerhalb des thermodynamischen Gleichgewichts ¹³, erfordert die Fixierung dieser Strukturen im Raum eine

⁸ J. Livage, *Approche théorique globale de l'interaction soluté – solvant (Allgemeiner theoretischer Ansatz zur Erklärung von Interaktionen zwischen gelösten Stoffen und Lösungsmittel)*, in « L'eau, vecteur d'information ». Colloque à Lyon-Charbonnières, 9-10 ; Dezember 1988

⁹ R. P. Bell, *The Proton in Chemistry*. Meuthen, Londres, (1961)

¹⁰ H. L. Clever, *The Hydrated Hydronium Ion*. J. Chem. Education, vol.40, p.637 (1963)

¹¹ A. Iverson, *J.Phys.Chem.*, vol.68, p.515 (1964)

¹² Die präzisere Bezeichnung der Reaktion zwischen diesen Ionen lautet „acido-basische Neutralisation“.

¹³ F.A. Popp, *Sciences du Vivant*, vol.3, p.145 (1991)

konstante Energiezufuhr. In diesem Sinne bildet intrazelluläres Wasser sehr ausgeprägte dissipative Strukturen. Außerhalb lebender Masse, im isothermischen Gleichgewicht befindlich und auf supramolekularer Ebene, könnte das wässrige Medium mit einem mikro-adiabatischen System verglichen werden. Die Erhaltung der Entropie ist nur möglich solange das Volumen jedes Bautyps *quantitativ* beibehalten wird. Diese Tatsache spiegelt sich im konstanten Verhältnis unterschiedlicher O-H Linien (Eckpunkte) in der Raman-Spektroskopie wieder. Dieses Verhältnis ändert sich offensichtlich mit der Temperatur und der Art und Konzentration des gelösten Stoffes. Zum Beispiel erhöht eine Säure, die fähig ist, dem Wasser Protonen bereitzustellen, die Konzentration von Hydronium-Ionen. Dies bringt offenbar einen Konzentrationsabfall von Hydroxid-Ionen im gleichen Ausmaß mit sich, wie die Menge an, von derselben Säure abgegebenen, Anionen (negative Ionen); So kann die Lösung elektrisch neutral bleiben. Die resultierende Molekül-Restrukturierung führt zu einem höheren elektrischen Potential an einem in die Lösung getauchten Metallleiter. Dies misst ein Experimentator beim Säuern einer wässrigen Lösung.

Manche Moleküle anderer Körper verfügen wie Wasser über freie Elektronenpaare: Dies ist zum Beispiel bei HN_3 (Ammoniak) der Fall. Diese Paare haben die Tendenz, in Kontakt mit Wasser ein Proton zu binden. Sie erzeugen OH-Hydroxid-Ionen im Übermaß. Der Konzentrationsanstieg der Hydroxid-Ionen restrukturiert das Wasser und führt zu einer Senkung des elektrischen Potentials der Lösung. Wir beobachten dieses Phänomen, wenn wir eine Lösung basischer machen.

Wenn es einen Protonenaustausch zwischen gelösten Stoffen und Wasser gibt, verursacht das gebildete elektrische Feld der Ionen eine Restrukturierung der gesamten Lösung auf molekularer Ebene. Diese Restrukturierung spiegelt sich unter anderem in den Schwankungen des gemessenen elektrischen Potentials wieder ¹⁴.

Ein saures oder basisches Lösungs-Wasser (Lösungsmittel) weist nicht dieselbe mikroskopische Charakteristik wie reines Wasser auf. In einer sauren Lösung erzeugen die dreiecks-pyramidenförmigen H_3O^+ -Ionen kompakte Strukturen in der cybotaktischen ¹⁵ Region der Lösung. In einer basischen Lösung ist eine fragmentierte Struktur der Wassermoleküle um die OH-Ionen herum ausgebildet zur Aufrechterhaltung einer gewissen Mobilität, wobei eine Verminderung der Kohäsionsenergiedichte und der Oberflächenspannung eine der Konsequenzen daraus bedeutet.

Zusammenfassend stellt die erste bio-elektronische Koordinate – der pH-Wert – ein Maß für den Grad des Protonenaustauschs zwischen Wasser und gelöstem Stoff dar. Sie quantifiziert, ganz allgemein gesagt, diese Phänomene.

b) Elektronenaustausch

Unter bestimmten Bedingungen können benachbarte Wassermoleküle Elektronen austauschen. Eines oder mehrere abgegebene oder aufgenommene Elektronen stabilisieren das Molekül. Wir müssen zwei Elektronenpaare transferieren, um zwei Wassermoleküle aufzulösen und zwei H_2 -Wasserstoff-Moleküle und ein O_2 -Sauerstoff-Molekül hervorzubringen:



¹⁴ Im vorliegenden Fall, berücksichtigten wir das Vorhandensein von Elektronenaustausch mit Wasser nicht. Es gibt hier also nur eine Säure-Base-Reaktion, keine Redoxreaktion. Im Gegensatz zu etablierten und weit verbreiteten Ansichten hat die Änderung des elektrischen Potentials in einer Lösung daher *nichts mit einer so genannten Änderung des Redox-Zustands einer Lösung zu tun*. Um diese falsche Auffassung von dem Potential einer Lösung zu eliminieren, müssen wir auf der Tatsache bestehen, dass das *gemessene Redox-Potential nicht den Redox-Zustand charakterisiert*.

¹⁵ Dieser sensible Term wurde von J. Kosower eingeführt, in *Physical Organic Chemistry*, p.284 John Wiley, (1968)

Die resultierende Gesamtreaktion ist keine andere als die Elektrolyse von Wasser. Wenn dies ohne ein elektrisches Feld oder andere äußere Einflüsse vorkommt, sprechen wir von Selbst-Elektrolyse. Dieses Phänomen, das gleichzeitig als „start-up“ für andere Elektronentransfers dient, ist bei Raumtemperatur recht marginal. Thermodynamische Berechnungen zeigen, dass unter solchen Bedingungen im Durchschnitt ein Wasserstoffmolekül pro 20.000 Liter Wasser spontan gebildet wird. Daher ist der Grad des Elektronen-Transfers bei der Selbst-Elektrolyse in reinem Wasser faktisch gleich Null. Nichtsdestotrotz entspricht es der Wahrheit, dass *winzig kleiner Elektronenaustausch gut messbaren Einfluss auf das Potential der Lösung hat*. Ein Reduktionsmittel wird nach Lösung tendenziell das Wasser mit Elektronen „anreichern“. Wasser wird ohne Weiteres diese zusätzlichen Ladungen, die unter einer großen Anzahl von Molekülen verteilt werden, akzeptieren. Die strukturellen Konsequenzen dieses Inputs sind schwer zu analysieren, denn wenn das Reduktionsmittel gelöst ist, erzeugt die elektrolytische Dissoziation oft saure Kationen, der Lewis-Struktur folgend. In diesen Fällen ist es daher praktisch unmöglich, den Elektronenaustausch von dem Protonenaustausch zu isolieren, was es wiederum schwierig macht, die thermodynamischen Quantitäten der Lösung ¹⁶ zu interpretieren. Zur Verdeutlichung unserer Vorstellung wären noch systematische Untersuchungen der Korrelation dieser Quantitäten mit rH_2 notwendig. Bis jetzt wurde jedenfalls ein Messphänomen erarbeitet: *Das Hinzufügen von Elektronen hat im Wasser einen das Potential der Lösung reduzierenden Effekt*.

Das zeigt, dass das elektrische Potential und die intramolekulare Struktur wesentlich von der Anzahl der, mit gelösten Substanzen ausgetauschten, H^+ -Protonen und e^- -Elektronen bestimmt wird. Erstere werden durch Mittelwerte der bio-elektronischen Variablen pH ausgedrückt, die e^- -Elektronen durch die Variable rH_2 .

c) Transportphänomene

Die dritte bio-elektronische Koordinate, der elektrische Widerstand ρ (rho ausgesprochen), ist, im Gegensatz zu den anderen zwei Koordinaten, keine Gleichgewichtsgröße mehr. Sein reziproker Wert, die Leitfähigkeit κ (kappa ausgesprochen), drückt die Leichtigkeit aus, mit der elektrischer Strom durch das wässrige Medium fließen kann. Dieser Stromfluss wird entweder durch die Bewegung elektrischer Ladung (Ionen in Lösung) oder durch Hintereinanderschalten von intermolekularem Ladungstransport (gemäß Grotthuß-Mechanismus / „Praktisch wird also nur die Ladung weitergegeben und nicht das Anfangsion selbst“; Anmerk. d. Autors.) getragen. Der Widerstand hängt daher von der Konzentration (Ionenstärke) des vorliegenden Zustands und dessen Beweglichkeit ab. Letztere hängt von Ionengröße (Stokes-Einstein Gesetz) und Struktur der Lösungsschicht ab, die wiederum von pH und rH_2 abhängig ist.

Außerhalb des Gleichgewichtszustands werden die chemischen Reaktionen des Ladungstransfers (inklusive denen, die in lebendiger Umgebung auftreten) vom Anstieg der Ionenstärke begünstigt, wie allgemein durch den Widerstand gemessen werden kann.

4 Die bio-elektronischen Koordinaten

Es gibt drei bio-elektronische Koordinaten: Acidität-Alkalinität oder pH -Wert, Oxidation-Reduktion (Redox) oder rH_2 und der mit dem Symbol ρ bezeichnete elektrische Widerstand. Es ist nicht unsere Absicht, die weitgehend bekannten und ohnehin in Allgemeinwerken¹⁷ gut beschriebenen Konzepte im Detail zu beschreiben, sondern auf einige ihrer weniger bekannten Eigenschaften aufmerksam zu machen.

¹⁶ G.A. Krestov, *Thermodynamics of Solvation*. p.229, Ellis Horwood Ltd., (1991)

¹⁷ P.W. Atkins, *Physical Chemistry*, 3^{ème} édition, Oxford Univ. Press, (1989)

Der erste Punkt beinhaltet das Konzept der *Konzentration*, das in der Chemie zur Charakterisierung der Zusammensetzung des Systems weit verbreitet ist. Diesem Konzept begegnet man in physikalisch-chemischen Beziehungen sehr oft, wo es anstatt der *thermodynamischen Aktivität* verwendet wird. Aus diesem Grund wird der pH-Wert normalerweise als Logarithmus der reziproken „Hydronium-Ionen-Konzentration (oder Hydroxonium)“ definiert:

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (3)$$

Streng gesagt ist $[\text{H}_3\text{O}^+]$ keine *Konzentration*, sondern eine *thermodynamische Aktivität*, eine dimensionslose Größe. Der zahlenmäßige Wert der Aktivität ist gleich der Konzentration bei „idealer“¹⁷ Flüssigkeit. Eine wässrige Lösung, die Elektrolyte beinhaltet (Säuren, Basen, Salze, Oxidationsmittel, Reduktionsmittel) ist, aufgrund elektrostatischer Interaktionen, nie ideal, auch nicht bei schwacher Konzentration. Die Betrachtung der Aktivität als Konzentration ist eine Vereinfachung, die wahrscheinlich aus Bildungsgründen eingeführt wurde. Da im Falle des Hydroniums die Ionen-Konzentration sich kaum von der Aktivität unterscheidet¹⁸, hat dies in Bezug auf den pH-Wert keine Auswirkungen. Dies gilt aber nicht für den rH₂-Wert, dessen Konzept – allerdings entgegen seiner weit verbreiteten Nutzung – keinesfalls mit einer „Wasserstoffkonzentration“ oder gar mit einem „Wasserstoffdruck“¹⁹ in Verbindung gebracht werden kann. Die strikte Definition von rH₂ bezieht sich auf die thermodynamische Aktivität des Wasserstoffs, die wir mit dem Symbol $[\text{H}_2]$ kennzeichnen und die niemals mit einer Konzentration durcheinander gebracht werden sollte:

$$\text{rH}_2 = \log \frac{1}{[\text{H}_2]} \quad (4)$$

wobei der Term $[\text{H}_2]$ eine *thermodynamische Aktivität* in Bezug auf den Elektronenaustausch zwischen gelösten Stoffen und Wasser²⁰ zur Verschiebung des selbst-elektrolytischen Gleichgewichts darstellt. Der von Clark im Jahre 1920 eingeführte rH-Wert stand in Verbindung mit einem „Wasserstoffdruck“, der in wässrigen Lösungen nicht existiert. Dieser konzeptionelle Fehler führte in der Wissenschaft zur Ablehnung dieses eigentlich sehr praktischen Konzepts. Trotz der späteren Arbeiten von Vles, Déribéré, Huybrechts²¹ und Vincent – Vater der Bioelektronik – und vielen anderen Forschern kämpft diese Auffassung von rH₂ darum, sich als ein *dem pH gleichwertigen und ergänzenden Konzept* zu etablieren.

Im zweiten Punkt handelt es sich um die im hohen Maße kontroverse Korrelation zwischen pH, rH₂ und dem Redoxpotential E. Mathematisch wird diese Korrelation folgender Maßen beschrieben (bei 25°C):

$$\text{rH}_2 = 33,8 E + 2 \text{pH} \quad (5)$$

wobei E in Volt ausgedrückt wird. In Wahrheit gibt es hier nur zwei unabhängige Variable: Den rH₂ und den pH. *Das Redoxpotential E ist eine experimentelle Größe, dessen zahlenmäßiger Wert durch*

¹⁸ R.G. Bates, *Determination of pH*. John Wiley (1973)

¹⁹ Auf die vollkommen unzulässige Gleichung $[\text{H}_2] = P_{\text{H}_2}$ wird explizit in unzähligen und hervorragenden Werken eingegangen: Darunter zu finden: D.R. Crow, *Principles and Applications of Electrochemistry*, Chapman & Hall, 2^d edition, p. 102 (1979)

²⁰ J. Országh, *Sciences du Vivant*, vol.1, p.23-34 (1990)

²¹ M. Huybrechts, *Le pH et sa mesure, les potentiels d'oxydo-réduction, le rH*. Ed. Masson, (1939)

die Protonierung (pH) sowie die Elektronifikation (rH₂)* der Lösung bestimmt wird. Daher rührt auch die Uneindeutigkeit bei der Redoxpotential-Messung. Die Tatsache, dass man den pH-Wert experimentell verändern kann (oder auch nicht kann), ohne den rH₂-Wert zu ändern, oder eben umgekehrt, verändert nicht die konzeptionell unabhängige Natur dieser zwei Größen: Erstere steht mit dem Protonenaustausch in Verbindung, die zweite mit dem Elektronenaustausch. Einige Säuren oder Basen sind hinsichtlich Reduktion-Oxidation geradezu unabhängig, während manche Redoxsysteme in Bezug auf Säure-Base neutral sind. Dennoch gibt es viele Faktoren, die beide, also pH-Wert und rH₂-Wert des Wassers beeinflussen.

* Prozess, um Elektronen anzureichern in Richtung eines Elektronenüberschusses (Anmerk. d. Autors)

Ein weiterer üblicher Einwand gegen die Nutzung von rH₂ in diesem Stile ist jener, dass der pH und das Potential E experimentelle Größen sind, während rH₂ „eine lineare Kombination dieser beiden Größen“ ist. Diesen Einwand betreffend, wäre rH₂ eine „empirische Größe“ ohne theoretischen Hintergrund.

Tatsächlich wird der pH (sowie das Potential E) durch die Messung der Potentialdifferenz zwischen zwei Elektroden bestimmt und aus dieser experimentellen Messung berechnet. Der pH ist direkt proportional zu der Potentialdifferenz, die zwischen einer Referenzelektrode und einer Glaselektrode ²² (diese reagiert bei Vorhandensein von Hydronium-Ionen) gemessen werden kann; das Redoxpotential ist die Differenz der Potentiale von Standardelektrode und der Elektrode, die in die zu beobachtende Lösung getaucht ist. Aus diesen zwei Potentialdifferenzen errechnen wir pH und rH₂. Zudem wird die Berechnung von dem Mikroprozessor des Messinstruments ausgeführt. In diesem Sinne ist rH₂ nicht „empirischer“ als der pH und macht das Redoxpotential in ergänzender Weise eindeutig. Nichtsdestotrotz ist es letztendlich wahr, dass das Redoxpotential

$$E = \frac{1}{33,8} (rH_2 - 2pH) \quad (6)$$

proportional zur freien Enthalpie (d.h. Gibbs energy) der Reaktion ist, die zwischen beobachtetem Redoxsystem und dem der Referenz stattfindet: H₃O⁺/H₂. Als „Motor“ jeglicher physikalisch-chemischen Umwandlung ist diese freie Enthalpie deshalb die Summe dieser zwei Ausdrücke (das Vorzeichen mitberücksichtigend). Einer dieser Ausdrücke hängt vom rH₂ der Lösung, der andere von ihrem pH ab. Wenn wir rH₂ vernachlässigen, werden wir deshalb mit der Unfähigkeit konfrontiert sein, den Einfluss vom pH-Wert auf Redoxreaktionen zu interpretieren, und zwar immer dann, wenn die Aktivität der Hydronium-Ionen nicht explizit im Ausdruck der Gleichgewichtskonstante erscheint. Mit der entscheidenden Untersuchung unvollständiger Redoxsysteme ²³ bietet die Bioelektronik einen fundamentalen Beitrag im Bereich der Elektrochemie.

Der dritte Punkt betrifft das Referenz-System von Säure-Base- und Redox-Reaktionen. Neben dem wohlbekannten Konzept der Säure-Base-Neutralität in wässrigen Lösungen wurde das Konzept der Redox-Indifferenz ²⁴ dank des rH₂-Begriffs eingeführt. Bei 25°C ist eine wässrige Lösung indifferent, wenn ihr rH₂ dem Wert 27,6 entspricht. Dies entspricht chemisch reinem Wasser mit pH=7. Gemäß dieser Ansicht ist Wasser das Referenzsystem dieser zwei Reaktionstypen, das natürlicherweise das Säure-Base-Paar H₃O⁺/OH⁻ und das Redoxpaar H₃O⁺/H₂ beinhaltet. Die Entscheidung, die Wasserstoffelektrode als Nullpunkt auf der Potential-Skala zu definieren, entspringt logischerweise

²² G. Eisenman, *Glass Electrodes for Hydrogen and their Cations*. Ed. Arnold, Londres (1967)

²³ J. Országh, *Sciences du vivant*, vol.2, p.81-97 (1991)

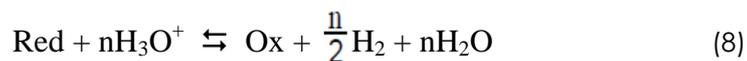
²⁴ Vgl. Rz. 20, sowie M. Déribéré, *Les applications industrielles du rH*. 2^e édition, Dunod, (1949)

aus diesem Referenzsystem, das auf der Vorstellung des aktiven Lösungsmittels basiert. In der klassischen Beschreibung des Redoxsystems dagegen erscheint die Wahl dieser Referenzelektrode als relativ unbegründet.

Die Nernst'sche Argumentation ²⁵ leugnet die Existenz des H₃O⁺/H₂-Paares in reinem Wasser, mit der Behauptung, Wasserstoff-Konzentrationen hätten keine physikalische Bedeutung (z.B. bezogen auf rH₂=28). Die Menge an molekularem Wasserstoff, die bei der Gleichgewichts-Verschiebung der selbst-elektrolytischen Reaktion von Wasser produziert wird, kann demnach in keiner Weise das Potential der Platin-Elektrode ²⁶ bestimmen. Es ist eine Tatsache, dass die Elektrode in wässrigen Lösungen, speziell in verdünnten, im Wesentlichen mit Wasser und sehr wenig mit den gelösten Stoffen in Kontakt kommt. Der Mechanismus, bei dem die elektrochemische Doppelschicht gebildet und somit das Potential festgelegt wird, ist nicht eindeutig bekannt. Die allgemein akzeptierten Theorien begründen sich auf die Existenz einer Lösungsschicht, die auf der Elektrode chemisorbiert. Auch wenn theoretische Untersuchungen anscheinend nicht in diesem Sinne unternommen wurden, könnte man trotzdem die Idee zulassen, dass das Potential durch die - zwischen Wasser und gelösten Stoffen ausgetauschten - elektrischen Ladungen hervorgerufen wird. Eine solche Hypothese ist, besonders in stark verdünnten Lösungen, in gleichem Maße plausibel wie die Doppelschicht-Theorie. Bei Annahme dieser Hypothese, die in der Tat experimentell gut verifiziert ist, hängt das Potential einer inerten Elektrode - *in jeglicher wässrigen Lösung* - nur von den Aktivitäten [H₃O⁺] und [H₂] folgender Beziehung ab

$$E = \frac{RT}{2F} \ln \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2]} \quad (7)$$

wobei die Aktivität des Wasserstoffs [H₂] sich, gemäß folgender Reaktion, auf die Menge der zwischen gelösten Stoffen und Wasser ausgetauschten Menge an Elektronen bezieht



Dies ist eine weitere Möglichkeit auszudrücken, dass das Potential jeglicher Redox-Paare, in Bezug zum H₃O⁺/H₂-Paar mit dem Standardpotential – konventionsgemäß - gleich Null gemessen wird. Zwecks Einheitlichkeit bleiben wir bei bestehenden Vereinbarungen die Potential-Skala betreffend, um einen einheitlicheren und weniger willkürlichen Gehalt zu gewährleisten.

Das Gleichgewicht der Reaktion (8) wird generell nach links verschoben, besonders für ein unvollständiges Redoxsystem, wenn nur die oxidierte Form miteinbezogen wird. Dennoch besteht, in Anlehnung an die rH₂-Theorie unvollständiger Systeme, bei Konzentrationsveränderungen – oxidierend oder reduzierend – eine durchaus messbare Potentialschwankung²⁷. Die Argumentation über das Fehlen von Reaktionen zwischen gelösten Redox-Stoffen und Wasser wäre ähnlich dem Ignorieren dieser experimentellen Tatsache. Bei der Messung von rH₂ unvollständiger Redoxsysteme aber können wir die *wahre* Reaktionsfähigkeit von Redox-Paaren bestimmen, jene, die nicht erwartungsgemäß nach den akzeptierten Werten der Standard-Reduktionspotentiale reagiert ²³. Dies ist eine weitere wesentliche Folgerung der Bioelektronik.

²⁵ J. O'M. Bockris, A.K.N. Reddy, *Modern Electrochemistry*, vol.2, Plenum, New York, p.906-907 (1977)

²⁶ Dies bestreitet die experimentellen Tatsache, dass jedermann Wassermessungen mit einem einfachen Galvanometer durchführen kann.

²⁷ Bei Fehlen von Reaktionen zwischen Lösungsmittel und gelöstem Stoff - wie von "rH₂-Kritikern" angedeutet wird - sollte das Potential innerhalb breiterer Grenzen der Konzentration auch konstant bleiben. Das ist, bestätigt durch Beobachtungen im Labor, absolut nicht der Fall.

Die dritte bio-elektronische Koordinate, der elektrische Widerstand, stellt kein konzeptionelles Problem dar. Allerdings wäre es – angesichts der Arrhenius-Theorie der elektrolytischen Dissoziation²⁸ - weiser gewesen, die elektrische Leitfähigkeit, den Reziprokwert des Widerstands, für die Koordinate zu wählen. Die Leitfähigkeit ist direkt proportional zur Konzentration an Ladungsträgern (Ionenstärke und –mobilität) in der Lösung. Daher führt in stark verdünnten Lösungen eine kleine Konzentrationsänderung zu überhöhten Schwankungen des ρ Wertes. Diese Schwankungen sind nicht wie jene, die auf molekularer Ebene in der Lösung auftreten. Es wäre deshalb sinnvoller, die Leitfähigkeit zu verwenden:

$$\kappa = \frac{1}{\rho}$$

oder sogar die Äquivalentleitfähigkeit zur Charakterisierung elektrolytischer Lösungen.

Zusätzlich ist die Leitfähigkeit, innerhalb bestimmter Grenzen²⁹ , proportional zu dem hydrometrischen Härtegrad und zum osmotischen Druck. Des Weiteren zeigen praktisch alle sich am Markt befindlichen Laborgeräte die Leitfähigkeit (in mikro Siemens/cm [$\mu\text{S}/\text{cm}$]) oder Konzentrationen (Salinität) und nicht den Widerstand an.

5 Die Quantifikation nach L-C. Vincent

Unter Verwendung von bio-elektronischen Koordinaten setzte L-C. Vincent ein Berechnungsverfahren zur Messung des in einem Organismus „gespeicherten“ Energieniveaus in Beziehung zu der von diesem „eliminierten“ [i.S.v. „abgegebenen“ / Anmerkg.d.Autors] Energie an. Auf diese Weise wandte er die klassische Elektrizitätslehre auf das Redoxpotential und den Widerstand eines lebendigen Mediums an.

Wir können versuchen, einen thermodynamischen Nachweis des Werts W der Quantifikation von LC Vincent durchzuführen. Alle Redoxsysteme können mittels einer Batterie, bestehend aus einer Normal-Wasserstoffelektrode und einer Elektrode in der Lösung, die das betrachtete Redoxsystem beinhaltet, grafisch dargestellt werden. Diese elektromotorische Kraft der Batterie (oder auch freie Enthalpie, d.h. Gibbs-Energie, einer Konstanten) ist offenbar gleich dem Potential E . Vereinbarungsgemäß können wir ansetzen, dass eine inerte Elektrode ($s = 1 \text{ cm}^2$) in einen Anteil von 1 cm^3 dieses Elektrolyts mit einem Widerstand von ρ getaucht ist. Die maximale Energie dieser Batterie ist deshalb

$$W = k \frac{E^2}{\rho} \quad (9)$$

wobei k eine Konstante mit dem Zahlenwert gleich $1 \text{ cm}^2/\text{cm}$ ist. Wenn E in Millivolt und ρ in $\Omega \cdot \text{cm}$ ausgedrückt wird, erhält man W in Mikrowatt (μW). In Wahrheit bildet diese Konstante das Verhältnis von der Oberfläche s der Elektrode zu der vom Strom in der Batterie zurückgelegten Distanz ℓ :

$$k = s/\ell$$

²⁸ D.R. Crow, *Principles and Applications of Electrochemistry*, Chapman & Hall, 2^{ème} édition, p.102 (1979)

²⁹ J. Rodier, *L'analyse de l'eau*, Dunod, (1978)

Im weitesten Sinne drückt die Größe W die maximale Geschwindigkeit des Energieverlustes durch chemischen oder biochemischen Ladungstransport aus, da ja das Potential E vom pH-Wert und dem mittleren rH_2 abhängt.

Unter Berücksichtigung der bio-elektronischen Koordinaten und der Tatsache, dass $k=1\text{cm}^2/\text{cm}$ vereinbart wurde, lässt sich W aus folgender geeigneter Beziehung berechnen:

$$W = A \frac{(rH_2 - 2pH)^2}{\rho} \quad (10)$$

wobei A eine Konstante mit dem Wert 875 bei 25°C ist. Die Konstante A steigt proportional mit dem Quadrat der absoluten Temperatur:

$$A = \left(\frac{RT}{2F} \ln 10 \right)^2 = \left(\frac{8,314 \times 298}{2 \times 96500} \ln 10 \right)^2 = 8,75 \cdot 10^{-4}$$

während $A=875$ ist, wenn man wünscht, W in Mikrowatt auszudrücken. Bei 37°C (oder 310°K) ist $A=946$. Bevor ein Vergleich von W -Werten, publiziert von unterschiedlichen Autoren, gemacht wird, sollten die Berechnungen an die gleiche Bezugstemperatur angepasst werden.

Die Energie W ist folglich umso höher je oxidierender das System (hoher rH_2 -Wert), je höher die Acidität (niedriger pH-Wert) und je größer die Anreicherung an Mineralsalzen (geringer Widerstand ρ ist).

In lebenden Systemen steigt W proportional zu T^2 und quantifiziert auf diese Weise die Auswirkung von Fieber auf Redox- und Säure-Basen-Reaktionen. In diesem Falle wird die chemische Energie in den Flüssigkeiten von Lebewesen in höherer Geschwindigkeit verbraucht.

Weil im Ausdruck von W (der Formel) der Term ρ vorkommt, wird er zur Variablen, die den elektrochemischen Zustand beschreibt, wie viel Energie verbraucht werden kann und nicht, wie bisher, der Beschreibung des Zustands des thermodynamischen Gleichgewichts dient. Unterschiede bei W zwischen zwei in Verbindung stehenden elektrolytischen Medien liefern den Grund für die Aufnahme von kinetischer Energie, die wiederum notwendig ist, damit sich eine gegebene Struktur behaupten kann, sei es dissipativ oder makroskopisch.

6 Einige experimentelle Aspekte

Mit den bio-elektronischen Messungen berühren wir die Pforte zwischen dem Wissen über Phänomene, die über die klassische Thermodynamik beschrieben werden (inklusive irreversibler Phänomene), und der geheimnisvolleren, subtileren Phänomene zur Steuerung von Lebenserhaltung und Lebensfluss in Materie. In einem ersten Ansatz könnte man sagen, dieses Portal führe zu zufälligen Phänomenen, die schwer zu interpretieren sind. Zum Beispiel birgt so etwas



Gewöhnliches wie der pH-Wert seine eigenen Überraschungen in sich, wenn er im Regen-³⁰ oder Meerwasser über einen Zeitraum gemessen wird ³¹ .

Bei der Messung von rH_2 betritt man einen Forschungsbereich, der sich völlig außerhalb der Hauptpfade wissenschaftlicher Forschung befindet. Es wäre faszinierend, die subjektiven sowie objektiven Gründe zu analysieren, die zum Aufgeben dieses Bereiches führten. Die Schwierigkeit, die Redox-Potential-Messungen zu reproduzieren, erklärt vielleicht, warum die Verbreitung der Bioelektronik behindert wurde. Es ist unbestreitbar, dass die signifikante Messung von rH_2 , trotz ihrer scheinbaren Einfachheit, ein zuverlässiges Fingerspitzengefühl mit den bislang entwickelten Geräten erfordert.

Die Quelle einiger grober Fehler liegt in dem manchmal rauen Oberflächenzustand der verwendeten Redox-Elektrode, jeweils abhängig von der Vorgeschichte der Elektrode. Sachgemäße Depolarisierung ist bei der Messung der Schlüssel zum Erfolg. Glücklicherweise sind alle technischen Anforderungen bereit für einen echten Durchbruch in der Entwicklung und Manufaktur zuverlässiger, anwenderfreundlicher Bioelektronimeter, auch für nicht spezialisierte Anwender. Die größte Hürde vieler Wissenschaftler stellt scheinbar die Vernachlässigung oder Ablehnung des rH_2 -Begriffs dar. Die Entwicklung einer dreifach kombinierten Elektrode mit automatischer Temperaturkompensation in Verbindung mit einem kompakten Messinstrument, das die bio-elektronischen Koordinaten anzeigt, würde die Erfassung der Daten erheblich erleichtern. Diese wiederum könnten mithilfe einer geeigneten Computer-Software analysiert und genutzt werden.

Kürzlich erst haben Fortschritte in der Manufaktur von Redox-Elektroden die Hürden in der Reproduzierbarkeit von rH_2 -Messungen beseitigt.

Angesichts ihrer Sensibilität (besonders wegen der rH_2 -Messungen) ist die Bioelektronik ein interessantes experimentelles Instrument insbesondere zur Untersuchung des Einflusses von elektromagnetischen oder hydrodynamischen Faktoren (Turbulenz und Strömung ³²), die die chemische Zusammensetzung von Wasser nicht beeinflussen und daher aus den konventionellen analytischen Methoden herausfallen.

7 Grenzen der Bioelektronik

Bio-elektronische Koordinaten liefern einen *allgemeinen* Maßstab des „biologischen Terrains“. Wo der chemische Aufbau des untersuchten Systems allgemein bekannt ist, bietet eine kurze bio-elektronische Untersuchung eine exzellente Vergleichsbasis, so zum Beispiel für Trinkwasser, wo gute Koordinaten den erforderlichen Zustand der Trinkbarkeit festlegen. Diese aber ersetzen keine chemischen und mikrobiologischen Analysen.

Die medizinischen Anwendungen stimmen gut mit allen Diagnose- und Monitoringtechniken in der Entwicklung des Krankheitszustands überein.

Von einfachen, schnellen und vor allem kostengünstigen Messmethoden kann der Praktiker viele brauchbare Informationen für seine Heilmethode erfahren.

³⁰ S.Y. Tyree, *Rainwater Acidity Measurement Problems*, in *Atmospheric Environment*, vol.5, p.57-60, Pergamon Press Ltd. (1981)

³¹ J. Rousseau, *Sciences du Vivant*, vol.1, p.55-93 (1990)

³² Diese Potentiale wurden in dem bekannten "baignoire de Jeanne Rousseau" gemessen, aber auch in anderen Quellen und Flüssen, die wegen ihrer therapeutischen Wirksamkeit bekannt sind.



Bio-elektronische Messungen können, wenn man die chemische Zusammensetzung eines Systems wissen muss, offensichtlich chemische Analysen nicht ersetzen. Sehr unterschiedliche Lösungen können die gleichen bio-elektronischen Koordinaten aufweisen. Andererseits lassen bio-elektronische Koordinaten jegliche signifikante Veränderung eines bestimmten Typs von Lösung (Blut, Urin, Speichel, etc.) erkennen.

Die Nützlichkeit und Möglichkeiten dieser Technik wurden schon vor über dreißig Jahren erkannt, auch wenn ihre Ausbreitung bislang beschränkt war. Professor Pourbaix ³³ sprach daher in seinem Brief vom 20. Mai 1957 an Louis-Claude Vincent, den Vater der Bioelektronik:

„Es scheint mir als wäre eine systematische Untersuchung des Bereichs der Elektrodenspannung (pH oder rH_2 -pH Stabilität) verschiedener Substanzen in der lebendigen Natur, sowie Lebensbereiche oder Existenz von Mikroben, Viren und Hormonen von diesem Standpunkt aus von entscheidendem Interesse und verständlich, dass diese Bestimmungen [i.S.v. Untersuchungen / Anmerk.d.Autors] getan werden müssen, teilweise durch Gleichgewichtsbetrachtungen, teilweise durch experimentelle kinetische Untersuchungen.“

Ist dies nicht eine schöne Definition von Bioelektronik? Pourbaix setzt seinen Brief folgendermaßen fort:

„Ein abschließendes Wort bezüglich der Nomenklatur. Sie sprechen von rH_2 : Ich nehme an, dass dies der Wert ist, den wir in Belgien rH nennen, wobei rH durch die Relation $= -\log H_2$ definiert wird? Ist das wirklich die Bedeutung, die Sie rH_2 geben? Ich sage Ihnen gerade raus, dass ich Ihr Symbol rH_2 unserem rH vorziehe.“

Ende der Übersetzung

³³ Ordentlicher Professor an der Université Libre de Bruxelles und Generalsekretär der *Comité International de Thermodynamique et de Cinétique Electrochimique*. Er war ein anerkannter Wissenschaftler im Bereich der modernen Elektrochemie: Er erfand die E – pH-Diagramme über Metallkorrosion, die seinen Namen tragen. Diese sind bei Spezialisten gut bekannt.