



Mémoire de l'eau ¹ et bioélectronique : le même combat ?

www.EAUTARCIE.org

par Joseph Országh

Le décès de Jacques BENVENISTE ² a réveillé en moi une série de souvenirs et de réflexions que je livre à la sagacité du lecteur. Je ne le connaissais que par ses publications et pour l'avoir écouté lors d'une de ses conférences donnée à Bruxelles. Après celle-ci, je suis allé le féliciter et lui ai signalé que la fameuse « mémoire de l'eau » est également prouvée de manière indirecte par des mesures électrochimiques. Fort sollicité par les autres participants, il n'a malheureusement pas été possible d'établir le contact et la chose est restée sans suite.

Le combat mené par les scientifiques comme Jacques Benveniste n'est pas perdu d'avance. Certes, ils doivent subir la censure sévère de leurs collègues et des autorités académiques au point que cela peut parfois s'apparenter à de l'inquisition. Mais les idées justes finissent par s'imposer parfois bien après la mort de leur concepteur.

Les lignes qui suivent apportent une autre preuve expérimentale – difficile à réfuter – de modifications intimes du milieu aqueux même par des concentrations de solutés à des dilutions fortes, dites homéopathiques. Si on peut mettre en doute les mesures de nature statistique de Benveniste, il est cependant difficile de nier l'existence des activités thermodynamiques de l'ordre de 10^{-28} , voire 10^{-35} ou même inférieures mesurées à l'aide d'un galvanomètre. Ces mesures sont bien reproductibles, facilement vérifiables et ont été proposées par d'autres chercheurs qui ont subi – eux aussi – l'inquisition scientifique.

J'ai repris les travaux de W.M. Clark et ceux de Louis-Claude Vincent pour montrer que la théorie de la bioélectronique et celle de l'activité électronique des solutions aqueuses exprimée par le rH_2 a une base thermodynamique. Grâce à ce travail, j'ai pu formuler la théorie unitaire des réactions acido-basiques et oxydo-réduction ³.

L'activité électronique ou le rH_2

La théorie du rH_2 débouche automatiquement sur l'étude des propriétés des solutions très diluées. La clef expérimentale de cette démarche est la mesure de potentiel redox et l'interprétation des résultats à l'aide d'un formalisme mathématique en liaison intime avec la thermodynamique des phénomènes irréversibles.

La mesure de l'activité électronique de l'eau exprimée à l'aide du rH_2 – que Louis-Claude Vincent a également utilisé – pose le problème de la genèse du potentiel sur une électrode métallique inerte, comme le platine. La notion du rH_2 , proposée en 1920 par l'Américain W.M. Clark ⁴, a été écartée par la science académique par un procès d'inquisition scientifique semblable à celui de Jacques Benveniste. Dans ce procès, Clark a dû encaisser « tous les coups en-dessous de la ceinture ». En réponse, il a adopté la tactique du roseau : au lieu de lutter jusqu'au bout, il a fait en 1924 une autocritique publique demandant au monde scientifique de ne plus utiliser le rH_2 .

¹ Lien : http://fr.wikipedia.org/wiki/M%C3%A9moire_de_l%27eau

² Lien : http://fr.wikipedia.org/wiki/Jacques_Benveniste.

³ J. Országh, *L'eau, en tant que système redox*. Sciences du Vivant (Ed. Arys, Paris), vol.2, p. 81-97 (1991)

⁴ A l'origine, le rH_2 s'appelait rH. Réf. : W.M. Clark, *The determination of Hydrogen Ions*. Ed. William & Wilkins Co., (1921)



En imposant l'autocritique publique à Clark, les inquisiteurs de l'American Chemical Society ont précédé de plusieurs années les méthodes de l'époque stalinienne en Union Soviétique.

Le rH_2 nous ramène aussi dans des solutions aqueuses dont la dilution se situe dans le domaine de l'homéopathie. En effet, lorsqu'on mesure $rH_2 = 28$ dans l'eau chimiquement pure, cela signifierait que la concentration en hydrogène moléculaire y serait de 10^{-28} mole/litre. Autant dire qu'il n'y a plus d'hydrogène dans une telle solution. Étant donné que le potentiel de l'électrode de platine plongée dans l'eau est déterminée ici par le couple redox H^+/H_2 , en l'absence d'hydrogène moléculaire, la mesure du rH_2 est dépourvue de signification. « Le potentiel d'une électrode d'hydrogène (sur platine) ne peut pas être déterminé par une solution où il n'y a pas d'hydrogène ! » Telle était la sentence sans appel formulée par les contemporains de Clark. Mais le rH_2 était une notion tellement utile et pratique que son usage s'est répandu dans les laboratoires du monde entier, à un point tel qu'en 1970 il a fallu encore marteler dans l'ouvrage de référence ⁵ « *Modern Electrochemistry* » de Bockris la même idée. Les tables donnant le domaine rH_2 du virage des indicateurs colorés redox ont été remplacées par des tables donnant le domaine du virage, mais à l'échelle du potentiel redox. On ne s'est pas aperçu que les valeurs des anciennes tables étaient valables pour tous les pH , tandis que les nouvelles tables ne donnaient des valeurs correctes qu'à un seul pH . Les tables ont perdu de leur utilité pratique.

Les collègues de Clark ne se sont pas rendu compte que, contrairement au rH_2 , le potentiel redox E ne détermine pas sans ambiguïté l'état redox du système. En effet, le potentiel redox E est la somme algébrique de deux termes :

$$E = \frac{2,303RT}{2F} rH_2 - \frac{2,303RT}{F} pH \quad (1)$$

Le premier terme du côté droit de l'équation (1) dépend uniquement des échanges électroniques entre les solutés et l'eau, tandis que le second terme dépend uniquement des échanges protoniques. Le potentiel redox E est donc déterminé à la fois par les deux types d'échanges : l'un dépendant des propriétés redox, l'autre des propriétés acido-basiques. De ce fait, lorsqu'on cherche à caractériser les propriétés redox, le potentiel E est une grandeur ambiguë. Ce fait n'aurait pas dû échapper aux contemporains, puisque l'équation (1) découle d'une transformation mathématique simple de la formule donnée par Clark pour calculer le rH_2 à partir des mesures de E et de pH . Toutefois, cette transformation mathématique n'a pas été faite par les contemporains de Clark.

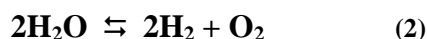
L'ennui pour les tenants de l'orthodoxie scientifique est que, contrairement aux prévisions de la théorie classique, le potentiel de l'électrode de platine plongée dans l'eau pure est une mesure expérimentale bien reproductible. Ce potentiel est de l'ordre de $+400 \pm 15$ mV par rapport à l'électrode normale d'hydrogène. Le couple redox H^+/H_2 fonctionne, même en l'absence d'hydrogène moléculaire.

Le nœud du problème – et c'est ici que nous touchons à la mémoire de l'eau – est que dans des solutions très diluées, contrairement à la théorie classique, ce n'est pas la double-couche électrochimique adsorbée sur l'électrode qui détermine le potentiel, mais les propriétés électriques

⁵ J.O'M Bockris, A.K.N. Reddy, *Modern Electrochemistry*, Ed. Plenum – New York, vol. 2, (1970)



de l'eau. Même à une concentration « impossible » de l'ordre de 10^{-28} , ou même inférieure, l'eau se comporte comme si l'hydrogène moléculaire y était encore. La réaction de l'auto-électrolyse de l'eau :



produit donc – à défaut d'hydrogène moléculaire – une activité d'hydrogène, une sorte d'empreinte digitale bien mesurable. La constante d'équilibre de la réaction d'auto-électrolyse de l'eau s'écrit :

$$K_e = [\text{H}_2]^2[\text{O}_2] \quad (3)$$

L'analogie entre les échanges électroniques et protoniques est saisissante. En effet, la réaction de l'autoprotolyse s'écrit :



dont la constante d'équilibre est

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}. \quad (5)$$

On définit le pH par l'équation : $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$, tandis que pour les réactions d'échanges électroniques on définit la grandeur analogue : $r\text{H}_2 = -\log[\text{H}_2]$.

L'objection que j'entends souvent est que « le $r\text{H}_2$ est la combinaison linéaire du potentiel redox E et du pH, tous deux bien mesurables, mais ne correspond à aucune réalité expérimentale. C'est une sorte de vue de l'esprit ». En effet, le $r\text{H}_2$ est calculé à l'aide de la relation découlant de l'application de la formule de Nernst au système redox H^+/H_2 :

$$r\text{H}_2 = \frac{2FE}{2,303RT} + 2\text{pH} \quad (6)$$

Mathématiquement, il s'agit d'une combinaison linéaire, mais nous allons le voir, le $r\text{H}_2$ correspond bien à une réalité liée aux réactions d'oxydo-réduction et, contrairement au potentiel E, il ne dépend que des échanges électroniques entre l'eau et les solutés et il est indépendant des échanges protoniques.

La suite de l'affaire de Clark

En juin 1986 j'ai présenté un article pour publication à la revue *L'actualité chimique* de la Société Française de Chimie avec pour titre « *Faut-il réhabiliter le rH de Clark ?* »

Contrairement au règlement en vigueur, la publication de cette étude a été refusée suite à l'avis défavorable d'un seul lecteur. D'habitude, le manuscrit de chaque article est soumis à au moins deux lecteurs. Si leur avis est convergent, l'article est publié ou refusé. Si les avis diffèrent, un troisième lecteur est appelé à se prononcer.

Il est assez instructif de relater brièvement la genèse de cette étude.



La bioélectronique Vincent (BEV) ou la science maudite

Électrochimiste de formation, j'ai fait mon travail de doctorat chez le Professeur Lucie de Brouckère à l'ULB (Université Libre de Bruxelles). Lors de nos discussions scientifiques, il a souvent été question des relations qui existent entre les réactions d'échanges électroniques et protoniques en solution aqueuse. Pour calculer le pH d'une solution, Lucie de Brouckère proposait une formule générale, valable dans tous les cas :

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{C_a - [\text{H}^+] + [\text{OH}^-]}{C_b + [\text{H}^+] - [\text{OH}^-]} \quad (7)$$

où C_a et C_b sont les concentrations analytiques de l'acide et de la base, K_a la constante d'acidité. Toutes les formules proposées pour le calcul du pH dans des cas particuliers découlent de l'équation (7) à l'aide de transformations mathématiques simples.

Lucie de Bruckère m'a souvent signalé qu'il devait également exister une équation générale analogue pour les réactions d'oxydo-réduction. En dépit de nombreux essais, elle n'a jamais pu l'établir. Cette possibilité m'est cependant restée à l'esprit. Je la considérais un peu comme le « testament scientifique » de mon professeur.

À cette époque (fin des années 1950) dans les milieux des électrochimistes, on parlait des travaux de Louis-Claude Vincent. Lucie de Brouckère trouvait « intéressant » ces travaux, mais elle était néanmoins troublée par la notion du rH_2 que surtout les collègues américains rejetaient en bloc. Elle ne partageait cependant pas l'avis de ceux qui ont fait le procès du rH de Clark, surtout en connaissant les travaux de Fred Vlès, de l'Université de Strasbourg. D'un autre côté, elle était consciente de difficultés techniques pour obtenir des mesures de potentiel reproductibles à l'aide des électrodes de platine de l'époque ⁶.

D'autres, et pas des moindres, ont pris au sérieux les travaux de Louis-Claude Vincent. J'ai eu en main la copie de la lettre ⁷ du Professeur Pourbaix, de l'Université de Bruxelles, adressée à Louis-Claude Vincent le 20 mai 1957. Pourbaix était à l'époque le Secrétaire Général du Comité International de Thermodynamique et de Cinétique Electrochimique. Dans cette lettre, il a écrit : « *Il me semble qu'une étude systématique des domaines tension d'électrode pH ou $rH_2 - pH$ de stabilité de différentes substances que comporte la nature vivante, ainsi que des domaines d'existence ou de vie des microbes, virus et hormones serait à ce point de vue d'un intérêt absolument primordial, étant entendu que ces déterminations seraient à faire, d'une part par des considérations d'équilibre, et d'autre part par des considérations cinétiques.* » N'est-ce pas là une belle définition de la bioélectronique Vincent ? Pourbaix continue sa lettre en ces termes : « *Un mot pour finir en ce qui concerne la question de nomenclature. Vous me parlez de rH_2 ; je suppose qu'il s'agit là de ce que nous appelons en Belgique rH défini par la relation $rH = -\log H_2$? Est-ce bien là la signification que vous donnez au rH_2 ? Je vous dis tout de suite que je préfère votre symbole rH_2 à notre symbole rH .* » Dans les fameux diagrammes dits de Pourbaix (potentiel – pH) sur la corrosion des métaux, nombreuses sont les lignes obliques qui se placent à rH_2 constant. L'utilisation du rH_2 simplifierait ces diagrammes.

⁶ Les électrodes actuelles sont fournies avec un traitement thermique superficiel qui a amélioré d'une manière spectaculaire la reproductibilité des mesures de potentiel.

⁷ Je n'ai eu connaissance de cette lettre que beaucoup plus tard : en 1987.

Après la mort de Pourbaix le point de vue des collègues américains s'est imposé (ou a été imposé ?) en Europe. Ce revirement a achevé de discréditer les travaux de Louis-Claude Vincent. Comme jeune étudiant en doctorat, ces discussions sont passées un peu « au-dessus de ma tête ». Comme tous les autres, j'ai aussi « oublié » la notion du rH_2 . À cette époque, je ne réalisais pas encore que c'est précisément cette notion qui me permettrait un jour de compléter l'héritage scientifique de mon maître, Lucie de Brouckère. J'ai continué ma carrière scientifique en abordant d'autres études.

Deux événements fortuits m'ont amené à m'intéresser de nouveau à la notion du rH_2 . En 1985, un de mes étudiants m'a soumis un problème expérimental simple. Aux travaux pratiques de laboratoire, il a mesuré le potentiel du système redox Fe^{3+}/Fe^{2+} en fonction de la concentration des deux composantes : Fe^{3+} et Fe^{2+} . En somme, il a dû vérifier expérimentalement la relation classique de Nernst appliquée à ce système :

$$E = \frac{RT}{F} \ln \frac{[Fe^{3+}]}{[Fe^{2+}]} \quad (8)$$

Les potentiels E mesurés par l'étudiant ne correspondaient absolument pas aux prévisions de la formule (8). Après analyse de son expérience, il s'est avéré que l'étudiant avait omis d'introduire du Fe^{3+} (fer III) dans les solutions étudiées. De ce fait, la concentration du fer III, $[Fe^{3+}] = 0$. J'ai donc recommandé de refaire correctement l'expérience et tout est entré dans l'ordre. C'était un étudiant brillant qui avait le sens de l'observation. Après quelques jours, il est revenu dans mon bureau pour demander des explications supplémentaires. Il ne comprenait pas le fait que le potentiel d'un système redox *incomplet*⁸ puisse être mesuré. Quand la concentration en fer III est zéro, en vertu de l'équation (8), il aurait dû mesurer un potentiel indéfini. En effet, quand $[Fe^{3+}] \rightarrow 0$, le potentiel E tend vers moins infini. Or, les potentiels qu'il a mesurés dans des solutions ne contenant que des ions Fe^{2+} étaient bien finis et reproductibles. J'ai failli « donner ma langue au chat », car je n'avais pas d'explication sur ce fait expérimental. Comme tous les collègues l'avaient fait à ma place, j'ai attribué le phénomène à des impuretés de Fe^{3+} dans le réactif Fe^{2+} , ce qui pouvait effectivement stabiliser le potentiel. Cette explication a satisfait l'étudiant, mais pas moi. Quelques jours après, j'ai refait l'expérience « ratée » par l'étudiant et j'ai dû me rendre à l'évidence : les potentiels mesurés ne correspondaient pas à l'hypothèse d'existence d'une quantité donnée d'impuretés de Fe^{3+} . J'étais donc devant un fait expérimental qui ne cadrait pas avec les prévisions théoriques. Il m'a paru évident que la validité de la formule de Nernst ne pouvait pas être étendue aux systèmes redox *incomplets*. Or toute l'électrochimie classique est basée sur cette formule. Pourquoi n'avait-on pas pensé à décrire le comportement de ces systèmes qui, en fait, constituent la majorité des cas dans la nature et surtout dans les êtres vivants? Les systèmes redox complets, avec la forme oxydée et réduite d'un couple, ne constituent que des cas particuliers. J'ai également relevé que dans les traités de chimie générale et d'électrochimie, on cite toujours les mêmes exemples pour illustrer la théorie. Dès qu'on passe à des exemples différents, les mesures de potentiel ne satisfont souvent pas la théorie. Les collègues mettent cette anomalie, faute d'explication satisfaisante, sur le dos des « phénomènes irréversibles ».

En reproduisant l'expérience « ratée » de mon étudiant, un autre fait expérimental m'a troublé. Lorsque le rapport de concentration de la forme oxydée et réduite d'un couple $[Fe^{3+}]/[Fe^{2+}]$ ne change pas, en vertu de l'équation (8), le potentiel devrait rester invariable quelle que soit la dilution. Cette prédiction de la théorie classique n'est pas vérifiée expérimentalement. Je n'avais

⁸ Système redox ne comportant que la forme oxydée ou la forme réduite d'un couple redox.



aucune explication à ce phénomène ⁹. Interrogés, mes collègues n'ont pas pu donner une explication acceptable non plus. C'est plus tard que j'ai réalisé que seule la théorie du rH_2 peut donner une explication à ce fait expérimental.

Ayant d'autres préoccupations, en dépit de ma curiosité, je n'ai plus approfondi le problème posé, jusqu'au jour où un autre fait m'a obligé à le faire.

Quelques mois plus tard, une de mes connaissances m'a parlé de la bioélectronique Vincent, surtout en ce qui concerne ses applications médicales. Je l'ai écouté avec politesse, pensant qu'il s'agissait encore d'une de ces méthodes miraculeuses que des charlatans proposent au public crédule suivant toujours le même schéma : enrober une pensée scientifique douteuse ou franchement incorrecte dans des explications pseudo-scientifiques qui peuvent en mettre pleine la vue à un profane, mais ne trompent absolument pas un vrai homme de science. Passablement irrité par l'insistance de mon interlocuteur, je lui ai répondu que j'allais lui prouver scientifiquement que la bioélectronique était une vaste fumisterie. Je me souvenais encore des réserves de Lucie de Brouckère au sujet de la notion du rH de Clark. Peu après, mon interlocuteur m'a remis le livre du Docteur Pierre Bressy ¹⁰ sur la bioélectronique. Ma décision était bien arrêtée : essayer d'en comprendre les fondements scientifiques, en démontrer le mécanisme et prouver scientifiquement sa nature incorrecte. J'avais l'intention de publier mes observations, d'abord dans une revue spécialisée, puis rédiger à l'intention du grand public une sorte de mise en garde.

Je me suis donc mis à la tâche. La chance m'a souri, car la réorganisation de notre service à l'Université de Mons m'a laissé plus de temps libre et plus de liberté dans les préoccupations de recherches.

Dès les premières pages du livre de Bressy, j'ai été irrité par les formulations mathématiques incorrectes et vagues. La tentation était grande de jeter l'ouvrage dans la corbeille à papiers. Je tenais cependant à mon idée originale : montrer scientifiquement la nature de la supercherie. Pour cela, il a fallu continuer la lecture. A mes premières remarques, la personne qui m'avait remis le livre, m'a signalé que Bressy n'était pas électrochimiste, mais médecin. Je ne pouvais donc pas lui demander un exposé mathématique rigoureux. Il m'a encouragé à essayer de comprendre les fondements, l'idée de base formulée par Louis-Claude Vincent. A défaut de disposer (au moment des faits) des publications de Vincent, je devais décortiquer cette idée de base dans l'ouvrage de Bressy. J'ai commencé par corriger les erreurs mathématiques, sans toucher à la pensée de base. Ce travail m'a pris deux semaines. Il a fallu réécrire les cinq premiers chapitres consacrés à l'introduction théorique, du moins, en ce qui concerne la partie mathématique. Pendant ce travail, j'ai relevé des corrélations intéressantes qui n'étaient pas dans le livre, mais qui découlaient de la théorie exposée. J'étais donc prêt pour « démolir » la bioélectronique. Il a fallu jouer correctement et faire ce travail de « salubrité scientifique » non pas sur une version pleine d'erreurs de détails, mais sur la version corrigée.

C'est alors que la surprise est venue : plus j'essayais de trouver la formulation la plus percutante pour montrer que l'idée de base était fautive, plus je réalisais le caractère génial des fondements de la bioélectronique. Effaré et surpris, je suis allé à la bibliothèque de la Faculté pour rechercher les travaux des précurseurs de Vincent comme ceux de Clark. En lisant les *comptes-rendus* des séances de l'*American Chemical Society* entre 1920 et 1924, j'ai pu reconstituer le drame de Clark.

⁹ On peut éventuellement admettre la formation des complexes avec les ions de fer. Ce problème est aussi abordé dans l'article suivant : J.Országh, Réactions d'oxydo-réduction et acido-basiques : vers une approche théorique et expérimentale plus cohérente. « Sciences du Vivant » (Ed. Arys, Paris), Vol.1. p.23-34 (1990).

¹⁰ Pierre Bressy, *La bio-électronique et les mystères de la vie*. Ed. Le courrier du livre (1985).



Il est vrai que lui-même n'étant pas électrochimiste, il n'a pas eu les mots pour faire admettre sa découverte par les spécialistes dans le domaine. A défaut de mieux, il a défini son rH comme étant « le logarithme de la valeur réciproque de la pression d'hydrogène » :

$$rH = \log \frac{1}{P_{H_2}} \quad (9)$$

Ses adversaires ont immédiatement relevé le fait « qu'il ne peut y avoir un rH dans une solution où il n'y a pas d'hydrogène ». Clark ne pouvait pas introduire la notion de *l'activité thermodynamique*, la notion correcte, car elle n'était pas encore découverte à cette époque.

Signalons, que la formule de Nernst appliquée à un système redox comme celui de H^+/H_2 , est écrite même dans de nombreux ouvrages récents de chimie générale avec la même formulation, à savoir :

$$E = \frac{RT}{2F} \log \frac{[H^+]^2}{P_{H_2}} \quad (10)$$

où l'on précise même que P_{H_2} est « la pression d'hydrogène exprimée en atmosphères ». Cette formulation est évidemment incorrecte. En effet, l'unité de $[H^+]$ étant mole/litre, tandis que celle de P_{H_2} est exprimée en atmosphères, le rapport des deux n'est pas un nombre sans dimension dans l'argument de la fonction logarithmique. L'équation (10) ne résiste donc pas à une analyse dimensionnelle, sans qu'on fasse le procès scientifique aux auteurs de telles erreurs. On relève cependant le fait étrange que cette formulation n'a pas été pardonnée à Clark, alors qu'elle a été admise pour d'autres.

Malheureusement Clark a fait une autre faute, cette fois-ci réelle : il a affirmé que le rH « caractérisait la force d'un oxydant ou d'un réducteur ». C'est comme si on disait que le pH caractérise la force d'un acide ou d'une base. Les contemporains ne réalisaient pas le caractère révolutionnaire de la découverte de Clark intervenue sept ans après celle du pH par Sørensen. Ils n'ont pas compris que les notions du pH et du rH_2 se complètent, et sans utiliser les deux, il est impossible de décrire correctement les interdépendances des réactions acide-base et oxydo-réduction. En se focalisant sur les erreurs de formulation, « ils ont jeté le bébé avec l'eau du bain ».

Lassé des attaques dont il était l'objet et qui n'étaient pas de nature scientifique, Clark a fini par jeter l'éponge et a renié ses travaux en 1924.

En fait, derrière l'échec de Louis-Claude Vincent se profile celui de Clark. L'échec du rH a été la massue scientifique qui a permis d'abattre la pensée de Vincent et ses applications médicales. Ces dernières gênaient surtout les lobbies des industries pharmaceutiques.

En dépit de l'échec de Clark, l'utilisation de son rH s'est répandu dans les laboratoires du monde entier, car il correspondait à un besoin et s'est avéré être un outil intéressant pour interpréter les observations expérimentales. C'est entre autres, Fred Viès, de l'Université de Strasbourg qui a développé une véritable école scientifique pour approfondir la notion du rH et examiner ses



possibilités d'application jusqu'à sa mort en 1944. C'est lui qui a conçu un appareil constitué d'une pile redox pour la mesure directe ¹¹ du rH.

La théorie du rH₂ était tellement séduisante que j'ai immédiatement rédigé un article à l'intention de la *Société Française de Chimie* dans lequel j'ai proposé de réhabiliter le travail de Clark. Ce travail a été envoyé pour publication le 30 juin 1986.

Dans sa lettre du 22 octobre 1986, Jean-Paul Guette m'a signifié le refus du comité de lecture sur base du rapport défavorable d'un seul lecteur qui précisait : « *il n'est pas recommandable d'introduire une telle notion artificielle, qu'il faut laisser dans l'armoire des antiquités, même si quelques biochimistes et médecins n'ayant pas su s'actualiser continuent d'en faire un usage contestable.* »

En analysant le rapport de lecture je me suis rendu compte que les objections scientifiques formulées par le lecteur se trouvaient *in extenso* dans mon texte. En effet, j'avais tenu à signaler dans l'introduction les objections scientifiques auxquelles Clark avait été confronté en son temps. Aussitôt après, j'avais montré dans mon texte l'incohérence et la nature erronée de ces objections. Le lecteur de mon manuscrit n'a pas eu un seul mot à propos de cette argumentation. Il s'est contenté de reproduire une partie de mon introduction. Faut-il en conclure qu'il n'a pas lu mon travail ?

Après ce refus, j'ai continué à approfondir le sujet ¹², surtout par des vérifications expérimentales décrites, entre autres, dans mes articles ultérieurs ¹³. Parallèlement, j'ai eu de nombreuses discussions avec des collègues électrochimistes. Il m'apparaissait de plus en plus qu'une idée scientifique qui sort du cadre fixé dans les ouvrages de base tombe sur la table des discussions « comme un cheveu dans la soupe ». On peut comprendre la prudence qui s'impose lors de l'examen d'un fait nouveau, mais beaucoup moins la paresse de l'esprit qui refuse un examen approfondi relevant de sa spécialité afin de *comprendre* la nouvelle approche. En dépit de sa simplicité apparente, la compréhension de la théorie de la bioélectronique – lorsqu'on veut approfondir pour aller jusqu'à ses bases – est loin d'être immédiate, même pour un spécialiste. C'est précisément sa simplicité apparente qui fait en sorte que n'importe qui se sent compétent pour donner son opinion, sans connaître les *fondements*. Pour arriver à ceux-ci, il faut un esprit ouvert et au moins quelques jours de travail intense. De toute évidence on ne semble pas avoir pris cette peine : il est plus facile de rejeter sans connaître que d'essayer de comprendre.

Je me suis également rendu compte que même en science, il y a deux poids et deux mesures. Une personnalité scientifique reconnue peut affirmer pratiquement n'importe quoi, sans rencontrer la moindre objection. En-dehors de ce cercle restreint, les autres doivent marcher sur des « pistes balisées ». Tout écart par rapport à la ligne officielle est sanctionné. La circulation des idées dans le monde scientifique n'est pas ce que l'on pense : un chercheur « non consacré » qui essaie de suivre son propre chemin, risque sa carrière académique.

¹¹ F. Viès et M. Gex, *Comptes rendus Soc. Phys. biol.*, n°68, p. 91-93 (1943). (Viès a été exécuté par les Allemands à cause de sa participation à la résistance française.)

¹² J. Országh, [Réactions d'oxydo-réduction et acido-basiques : vers une approche théorique et expérimentale plus cohérente](#). Sciences du Vivant (Ed. Arys, Paris), vol.1, p.23-34 (1990)

¹³ J. Országh, [L'eau en tant que système redox](#). Sciences du Vivant (Ed. Arys, Paris) vol.2, p81-97 (1991) Voir aussi : du même auteur : *Quelques aspects physico-chimiques des coordonnées bio-électroniques*. Ibid. vol.4, p.45-62 (1992) et *Concepts de base de la bio-électronique*. Ibid. Vol.5., p.77-87 (1994)

Après avoir réfuté tous les arguments opposés par mes collègues, l'argument suprême a été de dire que pour pouvoir affirmer la validité d'une nouvelle notion, comme le rH_2 , les mesures électrochimiques seules ne suffisent pas. Il faut une confirmation par des expériences d'une autre nature. Cette manière de procéder m'a obligé à me tourner vers d'autres techniques. Je dois reconnaître que ces *stimuli* ont été salutaires, car sans cela, je n'aurais jamais pensé à aller encore plus loin dans mes recherches pour trouver « l'argument » qui pencherait la balance en faveur de la bioélectronique.

La confirmation de la notion du rH_2 par la thermochimie

Tout en reconnaissant la cohérence mathématique de mon argumentation, le rH_2 restait dans l'esprit de mes collègues, une sorte de « variable artificielle combinaison linéaire de deux grandeurs mesurables » tant que sa mesure n'est pas confirmée par des expériences indépendantes.

La thermodynamique m'est alors apparue comme le pont entre l'électro- et la thermochimie. C'est de ce côté qu'il fallait chercher. Le rH_2 , tout en étant une notion éminemment électrochimique, est quand même lié à une activité thermodynamique, celle de l'hydrogène. Cette activité peut aussi se trouver dans des équilibres chimiques, tandis que la constante d'équilibre est calculée à partir des données thermodynamiques, elles-mêmes issues des mesures calorimétriques. Le chemin était tracé, restait à attaquer le problème.

Le point de départ est la mesure du potentiel d'une électrode de platine plongée dans l'eau pure. Comme indiqué plus haut, ce potentiel est de $E = +400 \text{ mV} = +0,4 \text{ V}$. À partir de ce résultat expérimental, on peut calculer l'activité d'hydrogène $[H_2]$ à l'aide de la formule de Nernst :

$$E = \frac{RT}{2F} \ln \frac{[H^+]^2}{[H_2]}$$

Compte tenu du fait que dans ce cas $[H^+] = 10^{-7}$ (dans l'eau pure le $pH = 7$), nous avons :

$$0,4 = \frac{8,314 \times 298}{2 \times 96500} \ln \frac{(10^{-7})^2}{[H_2]}$$

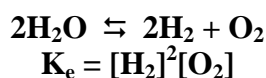
d'où l'on tire l'activité d'hydrogène de l'eau pure : $[H_2] = 3 \cdot 10^{-28}$ qui correspond à $rH_2 = -\log(3 \cdot 10^{-28}) = 27,5$ ce que les utilisateurs ont l'habitude d'arrondir à 28. Le rH_2 de l'eau pure est donc 28, c'est le point d'indifférence redox des solutions aqueuses. Par analogie, on a $pH = 7$, le point de neutralité acido-basique. L'analogie entre les deux types de réactions est saisissante :

Réactions acide-base	Réactions oxydo-réduction
Échange de protons H^+	Échange d'électrons e^-
Activité protonique $[H^+]$	Activité électronique liée à l'activité d'hydrogène : $[H_2]$
La mesure : $pH = -\log[H^+]$	La mesure : $rH_2 = -\log[H_2]$
Milieu acide : pH compris entre 0 et 7	Milieu réducteur : rH_2 entre 0 et 28 ⇒ anaérobiose
Milieu neutre : $pH = 7$ Neutralité acide-base	Milieu indifférent : $rH_2 = 28$ Neutralité redox



Milieu basique : pH compris entre 7 et 14	Milieu oxydant : rH ₂ entre 28 et 42 ⇒ aérobiose
Réaction d'autoprotolyse : H ₂ O ⇌ H ⁺ + OH ⁻	Réaction d'auto-électrolyse : 2H ₂ O ⇌ 2H ₂ + O ₂
Constante d'autoprotolyse : K _W = [H ⁺][OH ⁻] = 10 ⁻¹⁴ pK _W = -logK _W = 14 pH + pOH = 14	Constante d'auto-électrolyse : K _e = [H ₂] ² [O ₂] = 10 ⁻⁸⁴ pK _e = -logK _e = 84 rH ₂ + rO ₂ = 84
Échelle de pH : entre 0 et 14	Échelle de rH ₂ : entre 0 et 42
Constante d'acidité liée à la réaction d'un acide HA avec l'eau : HA + H ₂ O ⇌ H ₃ O ⁺ + A ⁻ HA ⇌ H ⁺ + A ⁻ K _a = $\frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$ K _a caractérise « la force d'un acide »	Constante de réduction liée à la réaction d'un réducteur Réd avec l'eau : Réd + nH ₃ O ⁺ ⇌ Ox + $\frac{n}{2}$ H ₂ + nH ₂ O K _R = $\frac{[Ox][H_2]^{n/2}}{[Réd][H_3O^+]^n}$ K _R caractérise « la force » d'un réducteur
La formule générale pour calculer le pH : [H ⁺] = K _a $\frac{C_a - [H^+] + [OH^-]}{C_b - [OH^-] + [H^+]}$	La formule générale pour calculer le rH ₂ : [H ₂] ^{n/2} = K _R $\frac{C_R - \frac{2}{n}[H_2] + \frac{4}{n}[O_2]}{C_o - \frac{4}{n}[O_2] + \frac{2}{n}[H_2]}$ [H ⁺] ⁿ

Revenons à présent sur l'activité d'hydrogène ¹⁴ de l'eau pure [H₂] = 3.10⁻²⁸ que l'on peut introduire dans l'expression de la constante d'équilibre de dissociation thermique de l'eau :



Compte tenu du fait que suite à la dissociation de deux molécules d'eau, 2[O₂] = [H₂], nous pouvons écrire :

$$K_e = \frac{[H_2]^3}{2} = \frac{(3 \cdot 10^{-28})^3}{2} = 2,7 \cdot 10^{-83}$$

N.B. Cette valeur de K_e est très proche de la valeur généralement admise pour la constante d'auto-électrolyse de l'eau qui est 10⁻⁸⁴.

Écrivons à présent la réaction standard de formation de l'eau ¹⁵ :



dont la constante d'équilibre est

$$K = \frac{1}{[H_2][O_2]^{1/2}} = (2,7 \cdot 10^{-83})^{-1/2} = 1,93 \cdot 10^{41}$$

¹⁴ Il faut insister sur le fait qu'il s'agit ici d'activité thermodynamique et non de concentration. La relation entre les deux se trouve dans une fonction que les chimistes appellent coefficient d'activité.

¹⁵ Qui n'est rien d'autre que la réaction de combustion de l'hydrogène.



En vertu du second principe de la thermodynamique, l'enthalpie libre de formation de l'eau peut être calculée à l'aide de la relation classique

$$\Delta G = -RT \ln K = -8,314 \times 298 \ln 1,93 \cdot 10^{41} = -235.527 \text{ J/mole} \approx -235,5 \text{ kJ/mole}$$

A partir des mesures calorimétriques de chaleur de combustion de l'hydrogène, on obtient pour l'enthalpie libre de formation de l'eau $\Delta G = -237,1$ kJ/mole, à comparer au $-235,5$ kJ/mole obtenu par la mesure du rH_2 . La différence n'excède guère un pour cent. Compte tenu de la nature très différente des deux expériences, la concordance des résultats est remarquable.

En exposant le calcul ci-dessus à des collègues de la Faculté, je n'ai eu, comme réponse, que des sourires gênés, sans la moindre objection scientifique.

Deux poids et deux mesures

Lors de ces discussions on revient constamment sur le fait qu'une activité de l'ordre de 10^{-28} est analytiquement « inconcevable » et de toute façon non mesurable. Or, prenons le *Handbook of Analytical Chemistry* de Louis Meites (Ed. McGraw-Hill, première édition 1963) et ses tables de produits de solubilité. Pas un chimiste ne remet en question la validité de ces tables. On y trouve, entre autres :

- Sulfure de mercure HgS $K_s = 4 \cdot 10^{-53}$
- Sélénure de mercure $HgSe$ $K_s = 10^{-59}$
- Sulfure d'argent Ag_2S $K_s = 6 \cdot 10^{-50}$

Les solubilités (concentrations limite) que l'on peut calculer à partir de ces constantes d'équilibre sont bien souvent proches ou même inférieures à la valeur limite de 10^{-23} imposée par l'hypothèse d'Avogadro. De telles solubilités ne peuvent, elles non plus, être déterminées par des mesures analytiques classiques. Seraient-elles une vue de l'esprit ? Comme réponse, j'ai eu une affirmation curieuse : « ces solubilités ont été déterminées par voie électrochimique à l'aide de *mesures de potentiel d'une électrode de platine* plongée dans la solution saturée de ces sels ». Le rH_2 est également mesuré à l'aide d'une électrode de platine plongée dans la solution étudiée. Ainsi, ce qui est admis pour les électrolytes aussi dilués que les solutions saturées de certains sels peu solubles n'est pas admis pour d'autres électrolytes, *sans aucune justification*. Il y a donc deux poids et deux mesures.

Des affirmations non fondées dans l'évaluation d'un travail sur le rH_2

Selon le rapport de lecture de mon manuscrit soumis à la Société Française de Chimie le rH_2 serait une: « grandeur non mesurable, combinaison linéaire de deux grandeurs mesurables, le E et le pH qui caractérisent chacune une propriété indépendante (le pouvoir d'échange d'électrons – caractérisé par une ddp ¹⁶ électrique – pour le E, celui des protons pour le pH)».

En suivant ce raisonnement, on pourrait affirmer que le pH n'est pas mesurable non plus, puisqu'on le détermine par la mesure de potentiel d'une électrode de verre.

¹⁶ ddp = différence de potentiel

Et le rapport de lecture de poursuivre : « le rH_2 ne caractérise nullement les propriétés redox d'une solution puisqu'elle dépend aussi des propriétés acido-basiques ». De toute évidence, le rédacteur du rapport n'a jamais mesuré le potentiel d'une électrode de platine plongée dans l'eau pendant qu'on y ajoute un acide fort, comme l'acide chlorhydrique. Cet acide est neutre au point de vue oxydo-réduction. Il n'échange pas d'électrons avec l'eau. Pendant cette opération l'état redox du système ne change absolument pas. Pourtant, on mesure une augmentation spectaculaire du potentiel E ! Cette augmentation n'a rien à voir avec les échanges d'électrons entre le soluté et l'eau. Par contre, quand on mesure en même temps le rH_2 , on constate que pendant l'adjonction de cet acide, le rH_2 reste constant, montrant bien qu'il n'y a pas de changement de l'état redox. C'est la preuve expérimentale pour affirmer qu'une variation de potentiel E peut apparaître, sans la modification des propriétés oxydo-réductrices d'une solution, uniquement en augmentant l'activité protonique $[H^+]$. Le potentiel E ne caractérise donc pas d'une manière équivoque le niveau des échanges électroniques.

Ce fait expérimental est bien décrit par la relation suivante :

$$E = \underbrace{\frac{2,303RT}{2F}}_{\text{Echanges d'électrons}} rH_2 - \underbrace{\frac{2,303RT}{F}}_{\text{Echanges de protons}} pH$$

qui montre bien que ce n'est pas le rH_2 qui dépend à la fois des échanges de protons et des électrons, mais bien le potentiel E .

Ceux qui pratiquent la bioélectronique Vincent ont du mal à comprendre l'indépendance entre le rH_2 et le pH . Cette confusion vient du fait que pour calculer le rH_2 à partir des mesures expérimentales à l'aide de la formule (6), au premier terme du côté droit de l'équation, il faut encore ajouter un deuxième terme comportant le pH . Ceci provient du fait que le rH_2 ne peut pas être calculé uniquement à l'aide du potentiel E , car celui-ci dépend à la fois des échanges protoniques et électroniques. Du terme $2FE/20303RT$, il faut décompter la contribution des échanges protoniques contenue dans le E . Il reste alors la contribution des échanges électroniques. Il faut cependant insister sur le fait que, même si le potentiel E est une grandeur ambiguë pour caractériser les échanges électroniques, il reste important pour évaluer l'énergie produite par une pile redox. Cette énergie est liée à l'enthalpie libre ΔG de la réaction qui fait fonctionner la pile. ΔG est proportionnelle à la différence de potentiel $\Delta E=(E_1-E_2)$ qui existe entre les deux couples redox présents dans les électrodes : $\Delta G = -nF\Delta E$. Cette idée est exprimée dans la quantification de W de Vincent ¹¹. Elle est bien utile pour dresser le bilan de santé par bioélectronique.

Les implications théoriques et pratiques de la théorie du rH_2

a) L'enseignement de la chimie

Le rH_2 correspond bien à une réalité physico-chimique, mais cette notion risque de remettre en question bien des idées établies, à un point tel qu'il sera souhaitable de réécrire les chapitres



consacrés aux réactions d'oxydo-réduction et acido-basiques dans les traités pédagogiques de chimie générale et cela, dès le niveau de l'enseignement secondaire ¹⁷.

Il faudrait décloisonner ces deux chapitres pour en écrire un seul, celui consacré aux échanges de particules électriques chargées en milieu aqueux. Nous avons vu que les échanges électroniques et protoniques sont décrits avec un formalisme mathématique identique, et pour cause : les deux types de réactions ne sont que des cas particuliers des phénomènes de transfert de charges. Dès lors, le professeur pourrait faire comprendre aux élèves le rôle exact de l'eau dans ces phénomènes et son importance en biologie en tant que *solvant actif*. Les élèves pourraient comprendre simplement la nature physico-chimique des concepts biologiques comme l'aérobiose et l'anaérobiose, où la présence ou l'absence d'oxygène ne constitue qu'un cas particulier.

b) La genèse d'un potentiel et la mémoire de l'eau

Avec le rH_2 , il sera également nécessaire de revoir la théorie de la genèse de potentiel sur une électrode métallique, surtout dans les solutions aqueuses très diluées. Dans ces solutions, la double-couche électrochimique ne se forme pas à partir des solutés, puisqu'il n'y en a pas assez pour cette formation. La formulation d'une nouvelle théorie s'impose, dont l'hypothèse de base serait la variation de la perméabilité électrique de l'eau en fonction de l'activité électronique, autrement dit : le rH_2 . Les propriétés électriques sont logiquement liées aux structures polymériques formées par les molécules quadripolaires de l'eau, grâce à la polarisation des liaisons d'hydrogène. C'est à ce niveau qu'il faut chercher le reflet microscopique de la fameuse « mémoire de l'eau ». Des tentatives de formulation ont déjà été faites dans ce sens ¹⁸, sans retenir l'attention des officiels de la science académique.

c) La réactivité réelle des systèmes redox dans l'eau

Ce n'est pas le fait d'un hasard que dans tous les traités fondamentaux d'électrochimie, ce sont toujours les mêmes exemples qui apparaissent pour illustrer la théorie. Ces exemples obéissent à la théorie, pour autant que la solution ne soit pas trop diluée. Il faut également la présence simultanée de la forme oxydée et réduite. Même en remplissant ces deux conditions, dès qu'on s'écarte des exemples relatés dans les manuels, la théorie ne décrit plus les observations de laboratoire.

D'après les prévisions de la théorie classique, lorsque deux couples redox sont présents dans l'eau, la forme réduite du couple à potentiel moins élevé réagit avec la forme oxydée du couple à potentiel plus élevé. La réaction est complète dès que la différence de potentiel dépasse 0,5 Volt. Pour illustrer expérimentalement cette prévision théorique, on met à la disposition des étudiants la forme oxydée ou réduite d'une série de couple redox. En tant qu'étudiant de première candidature, j'ai remarqué l'absence totale de réaction entre certains systèmes qui, d'après la théorie, devraient réagir. A titre d'exemple, les ions peroxodisulfates $S_2O_8^{2-}$ devraient oxyder les ions Cr^{3+} ou les ions Mn^{2+} . La différence de potentiel entre ces systèmes est de 0,72 et 0,82 Volt, largement suffisante pour provoquer une réaction complète. Lorsqu'on ajoute au peroxodisulfate de potassium du chlorure manganéux, par exemple, il n'y a aucune réaction. À mes demandes d'explication, mes professeurs se sont contentés de dire « qu'on est en présence d'une réaction irréversible ». On fourre dans cette catégorie, sans la moindre explication, tous les cas de réaction d'oxydo-réduction qui n'ont pas lieu suivant les prévisions de la théorie enseignée.

¹⁷ J. Országh, *Une nouvelle conception des réactions de transfert de protons et d'électrons*. Bulletin de l'Association Belge de Professeurs de Physique et de Chimie (ABPPC), n°120, février 1994, p.39-50

¹⁸ A ce sujet, lire les travaux de Jean-Pierre Garel (<http://www.abadennou.fr/auteurs/garel.htm>).



Lorsqu'on connaît la théorie du rH_2 , on peut comprendre, interpréter et aussi prévoir facilement ces cas.

Dès qu'on dissout dans l'eau un oxydant ou un réducteur, le potentiel de la solution obtenue n'est pas déterminé par les espèces dissoutes, mais par l'activité d'hydrogène $[H_2]$ et l'activité protonique $[H^+]$ formées par les réactions entre l'eau et les espèces ioniques en solution.

De ce fait, en solution aqueuse, une réaction d'oxydo-réduction n'a pas lieu directement entre le réducteur et l'oxydant, mais par l'intermédiaire de l'eau en tant que solvant actif. Le réducteur cède des électrons à l'eau et l'eau transmet d'autres électrons à l'oxydant. La clef de la réactivité se trouve dans les réactions avec l'eau.

Pour connaître la *réactivité réelle* d'un réducteur ou d'un oxydant, il faut avant tout étudier ses réactions avec l'eau. Pour ce faire, on doit mesurer le rH_2 de l'ion considéré en fonction de la concentration ionique. Ces mesures peuvent alors être interprétées à l'aide de la théorie du rH_2 . On peut montrer ¹⁹ qu'en présence d'un réducteur seul, le rH_2 est une fonction linéaire du logarithme de la concentration C_R :

$$rH_2 = \frac{2}{2+n} \left(\log \frac{2}{nC_R} + pK_R + npH \right) \quad (11)$$

En présence d'un oxydant donc la concentration est C_o , le rH_2 varie suivant une fonction analogue :

$$rH_2 = \frac{2}{n+4} \left(\log \frac{nC_o}{4} + pK_R + pK_e + npH \right) \quad (12)$$

À l'aide de ces formules, on peut donc déterminer expérimentalement la valeur particulière de la constante de réduction pK_R de chaque oxydant ou réducteur. Cette constante est liée au potentiel standard de réduction E° du système par la relation :

$$E^\circ = \frac{2,303RT}{nF} pK_R \quad (13)$$

¹⁹ J.Országh, [L'eau en tant que système rédox](#). Sciences du Vivant, (1991) vol. 2, p.81-97. Lire tout particulièrement les pages 91 –93. La revue Sciences du Vivant ne connaît malheureusement pas une audience auprès des scientifiques des universités. C'est à André Fougerousse que revient le mérite d'étendre l'audience des idées exprimées dans mon travail cité plus haut. Les résultats principaux de mon travail ont été présentés un peu plus tard par André Fougerousse, dans une communication intitulée « Le potentiel rédox E et le rH_2 , deux approches de l'évaluation de la force des oxydants et des réducteurs » dans la revue Bulletin de l'Union des Physiciens, vol.90, n°781, p.319-331 paru en février 1996. Grâce à cette publication, la théorie unitaire des réactions d'oxydo-réduction et acido-basiques a réellement été portée à la connaissance des scientifiques universitaires.

Lorsqu'on détermine expérimentalement ce potentiel standard pour un système, comme par exemple celui de $S_2O_8^{2-}/SO_4^{2-}$ à l'aide des formules (11), (12) et (13), on trouve pour $S_2O_8^{2-}$ et pour SO_4^{2-} deux valeurs distinctes qui encadrent la valeur thermodynamique de 2,05 Volt indiquée dans les tables de potentiel standard habituelles. On trouve expérimentalement que le potentiel E° de l'ion $S_2O_8^{2-}$ est en réalité bien moins élevé que la valeur proposée dans les tables, tandis que celui de SO_4^{2-} est nettement plus élevé. Il en est de même pour les ions Cr^{3+} et Mn^{2+} . En fait, le potentiel E° de l'ion Cr^{3+} est plus élevé que celui de $S_2O_8^{2-}$. De ce fait, la réaction entre les deux ne peut pas avoir lieu. La raison profonde est la réactivité différente de ces ions vis-à-vis de l'eau.

La détermination systématique des potentiels standard de chaque réducteur et oxydant est encore un travail expérimental à faire. C'est un très beau sujet pour une thèse de doctorat en électrochimie. À l'aide de ces potentiels, on pourra calculer a priori le rH_2 de n'importe quelle solution comme on le fait dans le cas du pH. On pourra également prévoir dans chaque cas si une réaction d'oxydo-réduction aura réellement lieu ou pas, indépendamment des prévisions thermodynamiques qui, souvent, ne sont pas justes.

d) L'étude des systèmes redox incomplets

Ces systèmes ne contiennent soit que la forme oxydée, soit que la forme réduite d'un couple redox. La théorie classique reste absolument muette concernant les propriétés électrochimiques de ces systèmes. D'après la formule de Nernst :

$$E = \frac{RT}{nF} \ln \frac{[Ox]}{[Réd]}$$

lorsque soit $[Ox] = 0$, soit $[Réd] = 0$, le potentiel tend vers \pm infini. Or, expérimentalement E est bien mesurable d'une manière reproductible.

À l'aide des relations (11) ou (12), on peut calculer le rH_2 de ces solutions. Cependant, pour avoir des prévisions qui « collent » avec les observations expérimentales, il faut également connaître la valeur réelle du potentiel standard E° du réducteur ou d'oxydant en question, pour disposer de la valeur réelle expérimentales du pK_R suivant la formule (13). Dès lors, la formule (13) donne le potentiel redox standard E° expérimental juste, permettant des prévisions correctes de la réaction entre les systèmes redox. Donc pour chaque système redox, on peut mesurer expérimentalement une valeur de E° pour la forme réduite et une autre valeur pour la forme oxydée. La valeur thermodynamique (publiée dans les tables actuelles) se trouve entre ces deux valeurs expérimentales.

Ce type de calcul est impossible, même pour un spécialiste en électrochimie, s'il ne connaît pas la théorie du rH_2 . L'absence de réactions entre deux systèmes redox qui, suivant la théorie classique, devraient réagir, devient prévisible grâce aux valeurs de E° mesurées expérimentalement à l'aide des relations (11) et (12) et calculées par la relation (13).

La plupart des systèmes redox rencontrés dans la matière vivante et aussi dans la nature sont des systèmes incomplets. Les systèmes complets n'y constituent que des cas exceptionnels. Pour améliorer nos connaissances du monde vivant, le rH_2 est un outil scientifique puissant. Son utilisation ouvre des portes vers des connaissances que les opposants de Clark et de Vincent ont fermées pour des raisons discutables.



e) Les applications médicales

Les applications médicales de la théorie du rH_2 [sont pleines de promesses](#) ²⁰. Louis-Claude Vincent et ses successeurs ont jeté les bases d'une nouvelle approche des maladies graves comme le cancer, les maladies virales, la thrombose et toutes les maladies liées aux troubles d'assimilation du calcium et du magnésium : la sclérose en plaque, l'ostéoporose et la coxarthrose. Un des successeurs de Vincent, Daniel Pinon, a même proposé un mécanisme plausible pour expliquer l'action du rH_2 du sang sur l'évolution des maladies citées ci-dessus.

D'après l'hypothèse de Daniel Pinon, la valeur basse ou élevée du rH_2 du milieu aqueux dans les êtres vivants active ou désactive certaines transmutations biologiques ²¹ faisant intervenir des éléments comme le sodium, le potassium, le magnésium et le calcium. Ces éléments transmutés catalysent ou inhibent les réactions biologiques qui régulent la concentration de ces éléments dans l'organisme.

Le fait expérimental, observé sur des milliers de malades, est qu'à chacune des maladies citées plus haut, on peut associer des valeurs particulières du pH, rH_2 et résistivité ρ (prononcer : rô) ²² du sang, de la salive et de l'urine.

Le dilemme est le même qu'à l'époque de Pasteur où les contemporains ont posé la question juste, à savoir : la présence des microbes est-elle la cause ou la conséquence de la maladie ? De même, à propos de la bioélectronique médicale, la question pertinente est de savoir si l'altération des coordonnées bioélectroniques est la cause ou la conséquence de la maladie. La théorie proposée par Pignon semble répondre à cette question en désignant cette altération comme la cause de la maladie. Dans ces cas, la bioélectronique est en quelque sorte en amont des autres thérapies, car elle permet non seulement la détection précoce (devançant toutes les analyses cliniques), mais aussi un traitement préventif très efficace. Grâce à cette théorie, on sait à présent que des maladies les plus diverses se déclarent suite à une altération de nature électrochimique *qualitativement* identique dans chaque cas. Ce constat désigne de ce fait une ligne thérapeutique unique, la restauration des coordonnées bioélectroniques dans l'organisme. La maladie disparaît par voie de conséquence. On n'attaque donc pas la maladie, mais on supprime les conditions électrochimiques – et par voie de conséquence – biologiques, pour son développement.

Les cas de guérison remarquables des malades qualifiés d'incurables ne se comptent plus dans les milieux médicaux qui pratiquent la bioélectronique. Le problème est que les médicaments utilisés (préparations enzymatiques simples et très bon marché) ²³, ainsi que l'[eau électrolysée](#) ²⁴, ne peuvent en aucun cas faire l'objet de brevets. Leurs composants sont dans le domaine public. L'industrie pharmaceutique ne peut donc en tirer aucun bénéfice. Cependant, leur utilisation à grande échelle sauverait très probablement des milliers, voire des millions de vies et supprimerait bien de souffrances humaines.

²⁰ Lien : <http://www.eautarcie.com/03d2.html#m>.

²¹ Lire à ce sujet les travaux du physicien français, Louis Kervran. Les ouvrages de référence sont : C. Louis Kervran, *Preuves en biologie de transmutations à faible énergie*. Ed. Maloine, (1975) *A la découverte des transmutations biologiques*. Ed. Le courrier du livre (1980). *Preuves en géologie et physique de transmutations à faible énergie*. Ed. Maloine (1973) *Transmutations biologiques et physique moderne*. Ed. Maloine (1982)

²² Le rH_2 , le pH et le ρ sont appelés coordonnées bio-électroniques : voir le lien http://www.eautarcie.org/03e.html#postulats_bev.

²³ Contact : Bernard JEAN, Nature & Bioélectronique, BP 13, F-13760 SAINT-CANNAT ; Tél. 04.42.57.37.03 Courriel : naturebe@free.fr - Site Web : www.bioelectronique.com

²⁴ Lien : <http://www.eautarcie.org/03d2.html>.



f) Les limites de la bioélectronique

Les applications de la théorie du rH₂ ne se limitent pas à l'électrochimie ²⁵ de base et à la médecine. On les trouve dans les domaines allant de la métallurgie, jusqu'à l'industrie chimique, l'industrie agroalimentaire, en passant par l'agriculture, l'exploitation minière et l'épuration des eaux. Sans être une panacée universelle, c'est un outil scientifique et technique intéressant qu'il serait dommage de « ranger dans l'armoire des antiquités ».

À côté des appareils pour les mesures du pH, on trouve dans le commerce des rH₂-mètres qui affichent directement les coordonnées bioélectroniques de la solution mesurée ²⁶. En dépit de progrès considérables faits dans le domaine de l'électronique et dans la fabrication des électrodes, la mesure correcte du rH₂ demande une série de précautions expérimentales, ce qui rend ces mesures moins faciles que celles du pH. La *standardisation* des mesures bioélectronique reste encore un travail à faire sous la surveillance d'un comité scientifique international.

Dans le cas de la médecine, ce n'est même pas l'usage du bio-électronimètre qui est le plus intéressant, mais *les conclusions théoriques pour expliquer le mécanisme électrochimique d'apparition de certaines maladies*. À la limite, même sans disposer d'un bio-électronimètre, un médecin peut soigner un malade, en utilisant les médicaments ad hoc ²⁷. Cependant, disposer d'un tel appareil permet alors de faire de ce qu'on appelle le *bilan de santé*. Bien entendu, l'analyse bioélectronique ne pourra jamais remplacer les autres analyses cliniques, mais les compléter avantageusement.

Joseph Országh

Mons, le 14 octobre 2004

²⁵ Lire à ce sujet : M. Déribéré, Les applications industrielles du rH et le potentiel d'oxydo-réduction. Ed. Dunod, (1949).

²⁶ Le fils de Louis-Claude Vincent vend un bio-électronimètre à usage médical. La firme allemande MEDTRONIC fait de même. Le fabricant belge d'appareils de laboratoire CONSORT vend également un bio-électronimètre à usage de laboratoire.

²⁷ L'eau électrolysée ou eau dite « Kangen » est un correcteur de terrain bioélectronique puissant. Lire à ce sujet la page <http://www.eautarcie.com/03d2.html>.