

Bioélectronique

Concepts de base



Article « Concepts de base de la bio-électronique » paru dans la revue *Sciences du Vivant*, Éditions Arys, Paris, vol.5, p.77-87, 1994.

Par József ORSZÁGH

Résumé

On donne l'énoncé des quatre postulats de la bio-électronique Vincent pour les solutions aqueuses. L'influence de la température sur ces coordonnées (pH, rH_2 , résistivité ρ et la quantification W de Vincent) est analysée en vue d'établir quelques formules de correction.

L'analyse bio-électronique des eaux potables est un outil intéressant pour apprécier la qualité de ces eaux.

Rezumo

Oni donas formuladon de kvar fondprincipoj de bio-elektroniko de Vincent por akva solutoj. La influo de la temperaturo al tiuj koordinatoj (pH, rH_2 , rezisteco ρ kaj kvantada nomro W de Vincent) estas analizitaj celante starigon korektada formuloj.

La bio-elektronika analizo estas interesa ilo por taksi la drinkakvan kvaliton.

Summary

Here are laid out the four postulates from BEV (Bioelectronics of Vincent) for aqueous solutions. The temperature dependency of these coordinates (pH, rH_2 , resistivity ρ and Vincent's quantization value W) is analysed in order to establish a few corrective formulae.

Potable water analyses using bioelectronics are an interesting means of evaluating water quality.

1. Les postulats de la bio-électronique

La bio-électronique de Vincent est loin d'avoir livré tous ses secrets en dépit des nombreux travaux de recherche dont elle a fait l'objet et de sa simplicité apparente. Comme beaucoup d'idées de génie, l'idée de Louis Claude Vincent n'a pas été accueillie par ses contemporains comme elle l'aurait mérité. Pour des raisons qu'il n'est pas possible d'exposer ici ¹, cette technique basée sur une théorie scientifiquement féconde, n'a pas encore la place qui lui revient dans les préoccupations du monde scientifique.

Comme la plupart des techniques analytiques, la bio-électronique est basée sur quelques postulats simples dont les limites de validité ne sont déterminées que par la vérification expérimentale.

¹ Un résumé théorique remarquable est donné par A. Fougousse, *La méthode bio-électronique de Vincent*, Journal de bio-électronique, n°2, déc. 1986.



L'idée de base est de considérer l'eau comme étant une sorte de *miroir* qui reflète tous les phénomènes, toutes les transformations qui ont lieu dans le milieu aqueux, parfois vivant. Cette idée est parfaitement compatible avec l'image moléculaire que nous nous faisons des solutions aqueuses. Grâce à ses propriétés tout à fait particulières ², l'eau relève l'empreinte digitale de tout ce qui se trouve en son sein. Ses molécules quadripolaires peuvent former un très grand nombre de configurations différentes induites par les substances dissoutes. Tout signal électrique traverse ce milieu polaire avec une grande facilité tout en y apportant des modifications par déplacement de charges. Protons (charges positives) et électrons (charges négatives) sont échangés entre les molécules d'eau et avec les solutés. Ces échanges induisent des structures éminemment mobiles dans l'espace, mais stables dans le temps. Ajoutons à cela l'effet à longue distance des charges électriques mobiles (ions) qui « cloisonnent » le milieu aqueux à la manière d'une immense (à l'échelle moléculaire) toile d'araignée mobile réticulée à trois dimensions. La théorie de Debye-Hückel en est l'expression la plus frappante.

Par l'intermédiaire de ces structures quantifiables, l'eau devient le réceptacle de tous les signaux qui accompagnent les phénomènes vitaux par l'intermédiaire des réactions de transfert de charges (oxydo-réduction et acide-base) et des phénomènes de transport (conduction électrique, migration des ions, viscosité, osmose, diffusion, etc.). Toute modification apportée à l'échelle moléculaire à un milieu aqueux se répercute sur toute la masse du liquide et peut être détectée par l'intermédiaire de nos instruments de mesures électrochimiques. C'est précisément de ce fait que découle le premier postulat de base de la bio-électronique :

Toute perturbation (ionisation, transfert ou déplacement de charges) apportée à une solution aqueuse, modifie les propriétés de l'eau en tant que solvant actif, propriétés que l'on peut mesurer à l'aide de quelques électrodes judicieusement choisies. Ces électrodes ne « voient » que la nature de l'eau modifiée et non celle des solutés.

À titre d'exemple, on peut montrer ³ que le potentiel E d'une électrode métallique inerte (platine) plongée dans une solution aqueuse ne dépend, en dernière analyse, que des activités des ions hydronium $[H_3O^+]$ et de l'hydrogène présents :

$$E = \frac{RT}{2F} \ln \frac{[H_3O^+]^2}{[H_2]} \quad (1)$$

où R est la constante des gaz parfaits, T est la température absolue, F est la constante de Faraday. La formule (1) est d'application *indépendamment de la nature des solutés*. Elle est une des expressions mathématiques du premier postulat et constitue la relation de base entre le pH , le rH_2 et le potentiel rédox E de *n'importe quelle solution aqueuse*.

L'eau devient donc le fil conducteur à l'échelle moléculaire qui relie nos instruments aux phénomènes étudiés dont les informations nous arrivent sous forme codée en termes d'activités thermodynamiques de transfert de charges (pH et rH_2) et de coefficient de transport (ρ , résistivité électrique). Le décodage est fait alors à l'aide d'un formalisme mathématique, et d'une série de règles de nature empirique lorsqu'il est question d'applications médicales.

² C. Auten Angell, *La Recherche*, n°133, mai (1982)

³ J. Országh, *Sciences du Vivant*, vol. 1, p.26 (1990)



Le deuxième postulat peut être formulé de la manière suivante :

Les transferts protoniques (pH) et les transferts électroniques (rH₂) quantifiés définissent, comme variables indépendantes, un espace bi-dimensionnel dont chaque point correspond à un état bien défini du milieu aqueux.

On suppose donc que les grandeurs caractérisant les deux types de transfert de charges sont des variables *indépendantes*, autrement ce postulat devient incohérent au point de vue thermodynamique. Cette hypothèse est non seulement bien vérifiée expérimentalement, mais elle peut être justifiée à l'aide de la théorie générale décrivant les réactions acide-base et oxydo-réduction. Une certaine confusion, entretenue à ce sujet par les détracteurs de cette science, provient du fait que le potentiel rédox E – *qui n'est pas une coordonnée bio-électronique* – dépend à la fois du pH et du rH₂. En fait, E est le *résultat*, la conséquence expérimentale, et non la *cause* des transferts électroniques et protoniques ⁴ par ailleurs tous à fait indépendants. Louis - Claude Vincent écrivait à ce sujet en 1956 ⁵ : « Il importe, d'abord, d'indiquer *comment* on apprécie la valeur du potentiel en électrons et en positons (protons) d'une solution, afin d'en déduire ensuite son activité d'oxydo-réduction, puisqu'elle est donnée *intégralement* par un potentiel d'électrode. » C'est une autre manière de dire que le potentiel E dépend à la fois des transferts protoniques et des transferts électronique qui, eux, sont indépendant l'un de l'autre.

Si les deux premiers postulats se rapportent à des propriétés thermodynamiques de l'eau en interaction avec les solutés, le troisième introduit l'aspect cinétique des transferts de charges :

A chaque état caractérisé par un certain niveau de transferts protoniques (pH) et électroniques (rH₂), peut être associée une multitude de situations correspondant chacune à une densité et une mobilité de charges électriques différentes. Cette densité et mobilité de charges sont évaluées à l'aide de mesures de la résistivité électrique (ρ) de la solution.

L'introduction de cette troisième coordonnée étend l'espace mathématique où se déroulent les phénomènes étudiés à trois dimensions.

La vitesse avec laquelle une réaction de transfert de charge peut avoir lieu dépend de la force ionique du milieu réactionnel. A une résistivité électrique faible correspondra une plus grande vitesse de dissipation d'énergie chimique. C'est de ce constat que découle, le quatrième et le dernier postulat :

La vitesse maximale de dissipation d'énergie (puissance) chimique stockée dans un milieu aqueux vivant est proportionnelle au carré du potentiel rédox et inversement proportionnelle à la résistivité électrique de ce milieu.

La quantification W de Vincent est donc basée sur un modèle simple : celui d'une pile rédox en court-circuit dont la force électromotrice débite un courant à travers son électrolyte propre. Au point de vue physico-chimique, le potentiel rédox E est l'expression de l'*enthalpie libre* des réactions qui peuvent avoir lieu entre les systèmes rédox dissous dans le milieu étudié et le système rédox de référence H₃O⁺/H₂ qui se trouve naturellement dans l'eau. La vitesse de ces réactions

⁴ Il ne faut pas oublier qu'ici, il ne s'agit pas de piles qui *produisent* de l'énergie par un courant électronique, mais d'une électrode qui prend un potentiel électrique *sans débiter le moindre courant*.

⁵ L-C. Vincent, *Revue de Pathologie Générale et de Physiologie Clinique*, n°677, p.26 (1956)



d'oxydo-réduction peut toujours être assimilée à un courant électrique dont l'intensité est de toute évidence inversement proportionnelle à la résistivité électrique du milieu.

Quant aux applications médicales, la bio-électronique travaille avec une série de règles empiriques établies par des méthodes statistiques sur base d'un grand nombre d'observations cliniques. Dans l'espace à trois dimensions défini par les variables pH, rH₂ et ρ, à chaque état morbide on peut associer un domaine, un espace délimité. La localisation dans cet espace de différents « terrains » biologiques du malade (sang, salive, urine) comparée aux normes bio-électroniques de « santé parfaite » permet l'établissement d'un diagnostic valable, bien souvent avant l'apparition d'autres signes cliniques de la maladie. Une fois celle-ci déclarée, à l'aide de mesures bio-électroniques, on peut suivre l'évolution du malade et intervenir avec des médicaments simples pour corriger le « terrain » et favoriser la guérison.

De nombreuses recherches sont encore nécessaires sans doute pour établir cas par cas les relations de cause à effet entre l'altération des coordonnées bio-électroniques et les manifestations de la maladie.

2 Les coordonnées bio-électroniques

En ce qui concerne le pH (acidité – basicité) et le ρ (résistivité), ce sont des grandeurs physico-chimiques courantes décrites dans tous les bons ouvrages généraux de chimie et d'électrochimie.

Le pH est le logarithme décimal de l'inverse de l'activité d'ions hydronium [H₃O⁺] se trouvant dans la solution :

$$\text{pH} = \log \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+]} \quad (2)$$

En première approximation, on assimile l'activité à une concentration molaire. Dans une solution où le pH=5, l'activité des ions hydronium est égale à 10⁻⁵. L'eau pure a un pH=7. C'est le point de neutralité à l'échelle des pH. Les solutions acides ont un pH compris entre 0 et 7 ; les solutions basiques sont caractérisées par un pH compris entre 7 et 14.

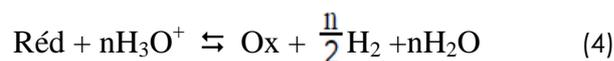
La résistivité ρ est la résistance électrique d'une portion de 1 m³ de la solution mesurée entre deux plaques métalliques de 1 cm² de surface. Elle est généralement exprimée en ohm.cm ou Ω.cm. La résistivité du sang humaine est de l'ordre de 200 ohm.cm, celle de l'urine d'environ 30 ohm.cm. Une bonne eau potable doit avoir une résistivité comprise entre 5.000 et 50.000 ohm.cm.

La troisième coordonnée est le rH₂ qui caractérise l'état d'oxydation ou de réduction de la solution. On le définit comme étant le logarithme décimal de la valeur réciproque de l'activité d'hydrogène [H₂] :

$$\text{rH}_2 = \log \frac{1}{[\text{H}_2]} \quad (3)$$



L'eau étant un ampholyte ⁶ rédox, elle peut capter ou donner des électrons d'un soluté, grâce à l'existence en son sein d'un couple rédox $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2$. Lorsqu'un réducteur cède des électrons à l'eau ou qu'un oxydant en arrache, ces électrons peuvent être comptabilisés en termes d'activités d'hydrogène $[\text{H}_2]$, généré par la réaction qui a toujours lieu dans toute solution aqueuse contenant des couples rédox :



Réd et Ox sont des activités (\approx concentrations) de réducteur et d'oxydant ; n est le nombre d'électrons échangés lorsqu'une molécule de réducteur se transforme en oxydant.

Dans l'ensemble de la solution, bien souvent, le nombre d'électrons échangés étant faible par rapport au nombre total des molécules d'eau présentes, assimiler l'activité d'hydrogène à une concentration ou à une pression est dépourvue de sens physique. Cependant, le niveau d'échanges électroniques est suffisant pour modifier la polarisation électrique de l'eau, ce qui se traduit par une variation bien mesurable du potentiel rédox E . Dès lors, on peut calculer le terme $[\text{H}_2]$ à l'aide de la relation (1).

L'échelle des $r\text{H}_2$ s'étend ⁷ entre 0 et 42. C'est l'intervalle de stabilité rédox des solutions aqueuses. En-dehors de ces limites, il y a soit dégagement d'hydrogène, soit dégagement d'oxygène. Par un calcul thermodynamique simple, on peut montrer ⁸ que le point d'indifférence (de neutralité) rédox d'une solution aqueuse est situé à $r\text{H}_2 = 28$ (27,6 exactement). En-dessous de cette valeur, le milieu est réducteur, au-dessus, il est oxydant, par rapport à l'eau pure.

En réunissant les équations (1), (2) et (3), nous trouvons la relation de base entre le pH, le $r\text{H}_2$ et le potentiel rédox E :

$$E = \frac{2,303 RT}{2F} (r\text{H}_2 - 2\text{pH}) \quad (5)$$

À la température de 25°C (298K)°; nous avons:

$$E = 29,57(r\text{H}_2 - 2\text{pH})$$

où E est exprimé en millivolts.

⁶ Certains auteurs parlent d'amphotères. Les deux mots désignent la même chose. Un ampholyte peut se comporter comme un oxydant vis-à-vis d'un réducteur ou comme réducteur vis-à-vis d'un oxydant. On parle d'ampholytes à propos des réactions acides - bases aussi. Un ampholyte aura un comportement acide en présence d'une base et un comportement basique en présence d'un acide.

⁷ $0 < r\text{H}_2 < 42$ est le domaine d'existence de l'eau. À $r\text{H}_2 = 0$, l'eau est décomposée par un réducteur puissant avec dégagement d'hydrogène H_2 gazeux. À $r\text{H}_2 = 42$, l'eau est décomposée par un oxydant puissant avec dégagement d'oxygène O_2 gazeux. Les solutions dont le $r\text{H}_2$ est supérieur à 42 sont dites « sur-oxydées ». Su nous regardons le problème du point de vue purement thermodynamique, un $r\text{H}_2$ négatif n'a pas de signification physique. Cependant, dans certains systèmes biologiques, on a déjà mesuré des valeurs négatives pour le $r\text{H}_2$. Les solutions aqueuses qui contiennent des systèmes dans lesquels il y a émergence de la vie (graines en germination, ovules, spermatozoïdes, jaune d'œuf, fermentations lactiques, acétiques, action des champignons microscopiques, mycéliums, etc.) parfois on observe ce phénomène étrange. Ces systèmes, avec leur activité électronique parfois supérieur à l'unité ($r\text{H}_2 < 0$) ont des propriétés extraordinaires que la biologie moderne n'a pas encore exploré à la lumière de la théorie de la bio-électronique. Pourtant les applications thérapeutiques de ces systèmes sont pleines de promesses.

⁸ J. Országh, *Sciences du Vivant*, vol.2, p.86 (1991)

A titre d'exemple, le potentiel (par rapport à l'électrode normale d'hydrogène)⁹ d'une électrode de platine plongée dans l'eau chimiquement pure, dans laquelle $rH_2=27,6$ et $pH=7$, est

$$E = 29,57(27,6 - 2 \times 7) = 402 \text{ millivolts.}$$

C'est ce qu'on mesure effectivement expérimentalement.

3. La quantification de Vincent

L'expression mathématique du quatrième postulat de la bio-électronique est la quantification W de Vincent :

$$W = k \frac{E^2}{\rho} \quad (\text{exprimée en microwatts, } \mu\text{W}) \quad (6)$$

où k est une constante dont la valeur numérique ¹⁰ vaut *par convention* $k = 1 \text{ cm}^2/\text{cm}$. Dans cette formule E est exprimé en millivolts et ρ en ohm.cm. W peut aisément être calculé à partir du rH_2 et du pH à l'aide de la relation :

$$W = A \frac{(rH_2 - 2pH)^2}{\rho} \quad (7)$$

où A est une constante dont la valeur numérique est 875 à 25°C et 946 à 37°C. À titre d'exemple, à 25°C, la valeur W de l'eau de Mont Roucous, dont la résistivité est 36.000 ohm.cm, $pH=5,7$ et $rH_2=27,4$, est

$$W = \frac{875}{36.000} (27,7 - 2 \times 2,7)^2 = 6,5 \text{ microwatts } (\mu\text{W}).$$

⁹ C'est une erreur de confondre le potentiel de l'électrode de platine effectivement mesuré par rapport à une électrode de référence (électrode d'argent/chlorure d'argent, ou électrode au calomel) incorporé dans le bio-électronimètre et le potentiel E *par rapport à l'électrode normale d'hydrogène*. Dans les calculs, seul ce dernier potentiel peut être incorporé. Le potentiel E qu'on utilisera pour les calculs, s'obtient en ajoutant au potentiel E_m mesuré le potentiel E_r de l'électrode de référence utilisée : $E = E_m + E_r$. Dans le cas d'une électrode d'argent/chlorure d'argent, E_r est de l'ordre de 200 millivolts (0,2 Volt). Certains appareils, comme le bioélectronimètre de Vincent effectue ce calcul automatiquement et affiche directement le rH_2 correct.

¹⁰ À ma connaissance, la constante k n'est explicité dans aucun ouvrage traitant la bio-électronique. Vincent lui-même ne l'a pas explicité. Si on « laisse tomber » le k de la formule (6), celle-ci devient incohérente au point de vue dimensionnel. Une analyse dimensionnelle révèle que diviser des millivolts au carré par des ohm.cm ne donnera des microwatts qu'en multipliant le résultat obtenu par $1 \text{ cm}^2/\text{cm}$. Avec la constante k, la formule de Vincent devient mathématiquement rigoureuse.



Une eau de distribution, avec $\rho = 1.400 \text{ ohm.cm}$, $\text{pH} = 7$ et $r\text{H}_2 = 29$, aura :

$$W = \frac{875}{1.400} (29 - 2 \times 7) = 141 \text{ } \mu\text{W} !$$

D'après la théorie de Vincent, W est une expression quantifiée de la vitesse de dissipation de l'énergie. En milieux aqueux vivant, W est un coefficient qui caractérise la vitesse maximale possible de production d'entropie. Dans bien des cas, c'est la différence de W entre milieux adjacents qui détermine cette vitesse ¹¹.

4 La mesure expérimentale des coordonnées bio-électroniques

Le facteur température pose le problème de la standardisation des mesures. Les coordonnées bio-électroniques d'une solution varient en fonction de la température, mais chacune d'une manière différente. L'analyse détaillée de ce facteur ¹² sort du cadre de cet exposé.

Les bio-électronimètres du commerce utilisent des cellules de mesure contenant deux électrodes de platine platiné pour la résistivité ρ , une électrode de référence (Ag/AgCl ou calomel), une électrode à membrane de verre pour le pH et une électrode de platine brillant pour le $r\text{H}_2$.

Les mesures se font par comparaison à des solutions standard (étalons), moyennant quelques précautions :

- Les mesures sur le sang se font *in vivo*, sans héparine et en l'absence d'air.
- L'électrode de platine brillant est dépolarisée avant chaque mesure.
- Il faut tenir compte de la température du liquide à étudier, ou mieux effectuer les mesures dans un thermostat.

À l'aide d'un simple pH -millivoltmètre et d'un conductimètre courant équipés de leurs électrodes, on peut faire des mesures bio-électroniques valables, sauf pour le sang qui nécessite l'usage d'une cellule à seringue munie de micro-électrodes.

Les appareils actuels ne permettent malheureusement pas la mesure simultanée du ρ , du pH , et du potentiel E dans la même solution. Des interactions électrostatiques dérèglent l'étalonnage. On mesurera donc d'abord le ρ , puis on enlèvera l'électrode de conductivité de la solution pour y introduire les électrodes de pH et de l'électrode rédox (platine) pour la mesure du pH et de E . Vincent semble avoir résolu ces interactions électrostatiques dans son appareil commercialisé.

¹¹ On comprend à présent l'importance des mesures de W au niveau de l'urine et du sang. La fonction rénale est une sorte de « thermomètre » qui indique la vitesse à laquelle l'organisme dissipe ses réserves énergétiques. Cependant, la seule mesure de W ne suffit pas. Il faut également établir la quantité totale d'électrolyte et de charges électriques éliminés par les reins en 24 heures. Il faut donc mesurer aussi le volume de l'urine éliminé.

¹² Une analyse a été publiée à ce sujet dans le Bulletin de l'Association pour la Recherche et les Applications en Biophysique et en Bio-électronique. N°3, p.12-18 (1990), N°4, p.23-26 (1990) et N°6, p.11-17 (1991)

5 Influence de la température

L'influence de la température sur le pH et sur le rH₂ est relativement faible. Dans la plupart de cas, on peut admettre une diminution de deux à trois centièmes d'unités par une augmentation d'un degré centigrade.

Par contre, la résistivité des solutions électrolytes diminue considérablement avec la température.

$$\rho = \rho_0[1 + \alpha(t_0 - t)] \quad (8)$$

où ρ_0 est la résistivité de la solution mesurée à la température t_0 , tandis que ρ est celle mesurée à t . α est le coefficient de température de la résistivité. Dans le cas des solutions aqueuses, $\alpha \cong 0,019$ par degré ¹³. Cette formule *approximative* donne de bons résultats. Les sondes commerciales de compensation automatique de température fonctionnent suivant ce type de relation. La valeur de α peut varier légèrement d'un fabricant à l'autre.

À titre d'exemple, supposons que l'on ait mesuré la résistivité d'une solution à 20°C et obtenu 980 ohm.cm. Quelle serait alors la résistivité de cette solution à 37°C ? D'après la formule (8), nous avons :

$$\rho = 980[1+0,019(20-37)]=663 \text{ ohm.cm}$$

Une augmentation de température de 17 degrés entraîne donc une diminution de la résistivité de l'ordre de 32%.

Mais c'est sur la quantification W de Vincent que l'influence de la température est la plus spectaculaire. Pour évaluer celle-ci, il faut savoir que le coefficient de température α de la conductivité électrique κ (prononcer « kappa ») des solutions électrolytiques est de l'ordre de 0,019 par degré :

$$\alpha = \frac{1}{\kappa} \frac{d\kappa}{dT} = 0,019$$

$$\text{avec } \kappa = \frac{1}{\rho} \quad (9)$$

dans une gamme assez large de températures. Étant donné que la constante k de l'équation (6) est, par convention, égale à 1, l'équation (6), compte tenu de l'équation (9), peut être écrite par :

$$W = E^2 \kappa \quad (10)$$

dont la dérivée par rapport à la température T est :

$$\frac{1}{\kappa} \frac{dW}{dT} = 2E \frac{dE}{dT} + E^2 \frac{1}{\kappa} \frac{d\kappa}{dT} \quad (11)$$

¹³ En prenant comme référence une solution de KCl 0,01 M.



Vu que la variation du rH_2 est du pH en fonction de la température est négligeable, à partir de la formule (5), nous obtenons :

$$\frac{1}{E} \frac{dE}{dT} = \frac{1}{T} \quad (12)$$

En introduisant les relations (9), (10) et (12) dans la formule (11), nous obtenons le coefficient de température β de la quantification W de Vincent :

$$\beta = \frac{1}{W} \frac{dW}{dT} = \frac{2}{T} + \alpha \quad (13)$$

Aux températures habituelles de mesures ($T \cong 300K$), le coefficient $\beta = 0,0257$ par degré. Il en résulte que la variation de W avec la température peut être décrite avec une bonne approximation par la relation :

$$W_2 = W_1 \exp \beta (T_2 - T_1) \quad (14)$$

À titre d'exemple, supposons que l'on ait mesuré W d'une solution à 18°C (291K) et que l'on ait trouvé $W_1 = 140 \mu W$. Quel est le W_2 de cette solution à 35°C (308K) ? En appliquant la formule (14), nous avons :

$$W_2 = 140 \exp 0,0257 (308 - 291) = 217 \mu W.$$

Une augmentation de température de 17 degrés entraîne donc une augmentation de W de l'ordre de 55%.

Il est évident, qu'au niveau des mesures de p et de W , pour pouvoir comparer des valeurs proposées par divers auteurs, la standardisation des mesures s'impose. Deux températures standard semblent en voie d'être admises par tous : 25°C et 37°C. Des mesures bio-électroniques pour lesquelles la température n'est pas précisée ne peuvent en aucune manière être comparées à d'autres.

6 L'incertitude des mesures

Toute mesure expérimentale est par essence entachée d'erreurs. Si nous écartons les erreurs systématiques dues à une manipulation ou une instrumentation défectueuse, les erreurs dites accidentelles constituent, après évaluation statistique, l'incertitude des mesures.

Pour le pH, on admet généralement une incertitude de $\pm 0,1$ unité ($\pm 0,02$ unité pour les instruments de haute précision) ; pour le rH_2 cette valeur est de l'ordre de $\pm 0,5$ unité ($\pm 0,2$ unité en prenant des précautions particulières) / L'incertitude sur les mesures courants de la conductivité κ est de l'ordre de 3% (0,5% pour les instruments de haute précision).

Il en résulte qu'il faut admettre pour la quantification W de Vincent, une incertitude (ou erreur relative) de

$$\frac{\Delta W}{W} = 2 \frac{\Delta E}{E} + \frac{\Delta \kappa}{\kappa} = 2 \left[\frac{\Delta \text{pH}}{\text{pH}} + \frac{\Delta r\text{H}_2}{r\text{H}_2} \right] + \frac{\Delta \kappa}{\kappa}$$

c'est-à-dire

$$\frac{\Delta W}{W} = 2 \left[\frac{0,1}{\text{pH}} + \frac{0,5}{r\text{H}_2} \right] + 0,03 \quad (15)$$

Dans le cas d'une solution dont le pH=7 et le rH₂=28, l'incertitude sur W est

$$\frac{\Delta W}{W} = 2 \left[\frac{0,1}{7} + \frac{0,5}{28} \right] + 0,03 = 0,094, \text{ soit } 9,4\%$$

Cette incertitude est de 5% dans le meilleur des cas. Toutefois, en y apportant beaucoup de soins et en multipliant les mesures, on peut diminuer cette incertitude.

7 Applications dans le domaine des eaux potables

Échappant aux analyses chimiques classiques, les mesures bio-électroniques effectuées sur des eaux potables révèlent des propriétés subtiles.

Il existe, d'abord, une corrélation entre la valeur du rH₂ et l'appréciation organoleptique (goût). Un rH₂ supérieur à 32 se traduit par un goût rappelant celui du savon. Une telle eau donne l'impression de ne pas éteindre la soif. Cette impression est renforcée lorsqu'on a l'habitude de boire une eau dont le rH₂ est proche du point d'indifférence (rH₂=28). Les eaux, même faiblement minéralisées, mais ayant un rH₂ situé entre 23 et 26 peuvent paraître amères. La faible minéralisation (résistivité supérieure à 20.000 ohm.cm) peut précisément accentuer cette impression d'amertume qui peut même, dans certains cas, donner lieu à des picotements du fond de la langue, même en l'absence de CO₂.

Le rH₂ de nombreuses eaux potables n'est pas constant dans le temps, bien qu'une exposition prolongée à l'air ne semble pas avoir d'impact sur la valeur du rH₂. L'instabilité des mesures semble être liée à une restructuration des agrégats pseudo-polymériques, surtout à force ionique très faible (inférieure à 10⁻⁴ mole par litre).

Il est surprenant d'observer la présence de *tampons rédox* dans certaines eaux potables dont le pH et le potentiel varient en sens inverse, maintenant le rH₂ à une valeur constante. Serait-ce le signe d'une qualité exceptionnelle ? En tout cas, c'est ce que l'on constate lors de l'analyse bio-électronique de certaines eaux tombant dans cette catégorie ¹⁴. Il serait intéressant de confronter ces observations avec celles obtenues par thésigraphies ¹⁵ ou par biophotonique ¹⁶ sur les mêmes échantillons.

¹⁴ J. Országh, *Analyse bio-électronique de l'eau de source de Mont Roucoux*, Bulletin de l'Association pour les Recherches et Applications en Biophysique et Biologie Electronique, N°3, p.12-18 (1990)

¹⁵ J.P. Gareil, *La thésigraphie. Mise en évidence de divers états biophysiques de l'eau par une méthode d'analyse globale*. Sciences du Vivant, vol.2, p.99-111, (1991). *La thésigraphie ou cristallisations dendritiques : méthode globale d'évaluation de la qualité de l'alimentation*. Sciences du Vivant, vol.5(1994).

¹⁶ F.A. Popp, *L'émission biophotonique : un nouvel outil dans la compréhension de la qualité des aliments*. Sciences du



La mesure du rH_2 révèle des variations temporaires sensibles, même pendant l'écoulement et la turbulence de l'eau. La baignoire à tourbillons ¹⁷ de Jeanne Rousseau et les cascades pour dynamiser l'eau en sont les applications prometteuses.

Les eaux désinfectées au chlore présentent une particularité cinétique intéressante. Mises en contact avec l'air, leur rH_2 augmente rapidement jusqu'à atteindre un maximum de l'ordre de 33 à 35 en une dizaine de minutes. Puis, le rH_2 diminue lentement pour atteindre 29 à 30 en quelques heures. L'aération prolongée améliore donc les coordonnées bio-électroniques d'une eau de distribution. L'adjonction de quelques gouttes de jus de citron accentue encore ce phénomène. Cette amélioration est cependant toute relative, car la charge minérale et la dureté excessives, dépassant parfois 700 milligrammes par litre ¹⁸, les nitrates, les composés organochlorés ¹⁹ et les autres polluants demeurent. Pour obtenir une eau bio-compatible au départ d'une eau de ville, la technique d'osmose inverse semble incontournable.

La bio-électronique de l'eau potable est donc loin d'avoir livré toutes ses possibilités. Le jour où cette technique fera son entrée dans les laboratoires officiels de contrôle de l'eau, un grand pas aura été franchi dans le sens de la sauvegarde de la santé publique. L'étude des eaux potables n'est d'ailleurs qu'un des nombreux domaines d'application de la bio-électronique. Celle-ci peut caractériser la qualité du vin (J. Puissait) et du lait (E Bussat), des boissons en général, des sols (J. Rousseau), de produits alimentaires (J. Rousseau et M. Hoffmann), des produits de la ruche (J. Országh), des vitamines hydrosolubles, des cosmétiques, sans parler des applications médicales. Quant aux applications industrielles, elles sont aussi nombreuses que diverses ²⁰.

Vivant, vol.5, p48-76 (1994)

¹⁷ A l'aide d'un bio-électronimètre et deux électrodes identiques de platine, dans la baignoire de Jeanne Rousseau, nous avons mesuré des potentiels d'écoulement de plusieurs dizaines de millivolts. Ces potentiels d'écoulement et de turbulences sont probablement à l'origine des effets remarquables observés sur des patients.

¹⁸ Une eau bio-compatible ne peut guère contenir plus de 150 à 200 milligramme de charge minérale au litre.

¹⁹ Ces substances très toxiques proviennent précisément du traitement de l'eau par le chlore.

²⁰ M. Déribéré, *Les applications industrielles du rH et le potentiel d'oxydo-réduction*. Dunod. (Paris) 2^{ème} édition (1949)