

Zeitschrift: Bulletin de la Société Vaudoise des Sciences Naturelles
Herausgeber: Société Vaudoise des Sciences Naturelles
Band: 51 (1916-1917)
Heft: 189

Artikel: Études relatives à l'ascension de la sève. Part II, la transpiration, source d'énergie : nouveaux calculs
Autor: Maillefer, Arthur
DOI: <https://doi.org/10.5169/seals-269897>

Nutzungsbedingungen

Die ETH-Bibliothek ist die Anbieterin der digitalisierten Zeitschriften. Sie besitzt keine Urheberrechte an den Zeitschriften und ist nicht verantwortlich für deren Inhalte. Die Rechte liegen in der Regel bei den Herausgebern beziehungsweise den externen Rechteinhabern. [Siehe Rechtliche Hinweise.](#)

Conditions d'utilisation

L'ETH Library est le fournisseur des revues numérisées. Elle ne détient aucun droit d'auteur sur les revues et n'est pas responsable de leur contenu. En règle générale, les droits sont détenus par les éditeurs ou les détenteurs de droits externes. [Voir Informations légales.](#)

Terms of use

The ETH Library is the provider of the digitised journals. It does not own any copyrights to the journals and is not responsible for their content. The rights usually lie with the publishers or the external rights holders. [See Legal notice.](#)

Download PDF: 14.03.2025

ETH-Bibliothek Zürich, E-Periodica, <https://www.e-periodica.ch>

Etudes relatives à l'ascension de la sève.

II. La Transpiration, source d'énergie ; nouveaux calculs

PAR

ARTHUR MAILLEFER

Sous ce titre, j'ai fait paraître dans ce Bulletin (vol. 50, p. 23) un mémoire où j'ai calculé l'énergie rendue disponible pour l'ascension de la sève par le fait de l'évaporation de la solution osmotique constituant le suc cellulaire des cellules de la feuille.

Deux corrections doivent être faites à ces calculs ; la première est due au fait que la formule fondamentale de l'énergie utilisable est $w = \frac{T' - T}{T'}$ et non $w = \frac{T' - T}{T}$ comme je l'avais écrite par mégarde, me fiant à HÖBER (Physikalische Chemie der Zelle und der Gewebe) où la formule figure sous cette dernière forme. L'erreur dans le résultat est du reste négligeable, $T' - T$ étant très petit par rapport à T .

La seconde correction est due à ce que j'ai pris comme base de mes calculs la valeur théorique de 22,4 atmosphères pour la pression osmotique d'une solution contenant 1 molécule-gramme de saccharose par litre de solution. M. le professeur Renner a bien voulu attirer mon attention sur le fait que d'après les expériences de Morse

la pression osmotique de la solution uni-moléculaire de sucre doit être de 32 atmosphères à 0°, soit beaucoup plus forte. (Voir aussi O. RENNER, Ueber die Berechnung des osmotischen Druckes im Biolog. Centralblatt Bd. 32 p. 486.)

De plus, au lieu de rapporter l'énergie utilisable à la pression osmotique de la solution à 0°C, je le fais dans les calculs suivants à la température où se fait l'évaporation, ce qui conduit à un résultat beaucoup plus simple.

Calcul de l'énergie utilisable à la température d'ébullition.

Prenons comme base du calcul une solution contenant une molécule-gramme de saccharose dans un litre de solution; on a déterminé expérimentalement le point de congélation de cette solution, $\Delta = -2,66^\circ$ (au lieu du chiffre de $1,85^\circ$ prévu par la théorie); cela permet de calculer l'élévation du point d'ébullition, qui est de $0,75^\circ$; la solution bout donc à $100,75^\circ\text{C}$, soit à une température absolue de $T = 373,75$.

On a donc

$$w = \frac{373,75 - 373}{373,75} = 0,00\ 2007$$

La chaleur massique de vaporisation de l'eau étant à $100,75^\circ$ de 536 calories, par kg. d'eau, l'énergie utilisable est donc

$$w = 0,00\ 2007 \times 536 = 1,076 \text{ calories} = 457,3 \text{ kgm.}$$

La pression osmotique à $100,75^\circ\text{C}$ peut se calculer à partir de l'abaissement du point de congélation Δ par la formule

$$P_t = 12,05 \cdot \Delta \cdot \frac{273 + t}{273 - \Delta} \text{ ce qui donne}$$

$$P_{100,75} = 44,3 \text{ atmosphères.}$$

L'énergie disponible par l'évaporation d'une solution unimoléculaire de sucre à 100°,75 sera donc de 457,3 : 44,3 = 10,3 kilogrammètres par atmosphère de pression osmotique.

Faisons le calcul pour une solution unimoléculaire obéissant rigoureusement à la loi de van t' Hoff; l'élévation du point d'ébullition sera de 0,52° C; donc

$$w = \frac{T' - T}{T'} = \frac{0,52}{373,9} = 0,001\ 382$$

Cette fraction multipliée par la chaleur massique de l'évaporation de l'eau à 100° donne

$$0,001\ 382 \times 536,5 = 0,741 \text{ calories} = 315 \text{ kgm.}$$

La pression osmotique d'une solution unimoléculaire normale est à 100°,5 de

$$P_{100,5} = 22,4 \left(1 + \frac{1}{273} \cdot 100,5 \right) = 30,6 \text{ atmosphères.}$$

Par conséquent, pour une pression osmotique d'une atmosphère, l'évaporation pourra fournir une énergie disponible. pour l'ascension de la sève, de 315 : 30,6 = 10,3 kilogrammètres, soit le même chiffre que celui trouvé plus haut.

Calcul de l'énergie utilisable à une température de 17,5° C.

Une solution contenant une molécule-gramme de saccharose par litre contient 342 gr. de sucre et 786 gr. d'eau (d'après Renner), ce qui représente une molécule-gramme de saccharose dans 43,67 molécules-grammes d'eau.

Soit $f = 14,89$ mm. de mercure, la tension de la vapeur d'eau pure à 17°,5 C; f' la tension de la vapeur de la solution à la même température; $n = 1$, le nombre de molé-

cules-grammes de sucre par litre et $n' = 43,69$, le nombre de moles d'eau, on a :

$$\frac{f - f'}{f} = \frac{n}{n + n'}, \text{ donc } \frac{14,89 - f'}{14,89} = \frac{1}{1 + 43,67}$$

d'où l'on tire

$$f' = 14,56 \text{ mm. de mercure.}$$

L'augmentation de la tension de la vapeur d'eau entre 17°C et 18°C est de 0,84 mm. de mercure; or, nous trouvons un abaissement de la tension de la vapeur, due à une molécule-gramme de sucre, de $14,89 - 14,56 = 0,33$ mm. de mercure; une règle de trois donne immédiatement l'élévation ε de la température d'ébullition (en supposant une pression atmosphérique de 94,89 mm. de mercure).

$$\varepsilon = 0,39^{\circ}\text{C.}$$

On a donc

$$w = \frac{T' - T}{T'} = \frac{0,39}{290,89} = 0,001306.$$

A $17^{\circ},5\text{C}$, la chaleur massique de vaporisation de l'eau est de 594,3 calories par kilogramme; l'énergie utilisable sera donc $0,001306 \times 594,3 = 0,7762$ calories = 329,8 kilogrammètres.

La pression osmotique de la solution unimoléculaire de sucre est de 34,3 atmosphères à $17^{\circ},5$; il s'ensuit qu'une solution unimoléculaire de sucre rend disponible pour l'ascension de la sève une énergie de $329,8 : 34,3 = 9,6$ kilogrammètres par kilogramme d'eau évaporée.

A la température d'ébullition, nous avons trouvé 10,3 kgm.; on voit que ces deux nombres sont voisins de 10; comme on a négligé, dans les calculs, de tenir compte de la dilatation de la solution, que la loi de van t' Hoff est peut-être mieux suivie à 100° qu'à 17° , que plusieurs valeurs servant de base au calcul ont été obtenues par interpolation, nous pourrions admettre le

chiffre de 10 kilogrammètres environ pour la quantité d'énergie rendue disponible par l'évaporation d'un kilogramme d'eau d'une solution ayant une pression osmotique d'une atmosphère.

Si l'on a un appareil formé d'une cellule, à membrane semi-perméable et contenant un liquide dont la pression est d'une atmosphère, placée à l'extrémité supérieure d'un tube plein d'eau, on sait qu'une colonne d'eau de 10 mètres sera soutenue par la cellule ; nos calculs montrent, en outre, que l'énergie mise en liberté par l'évaporation de l'eau à travers la membrane semi-perméable de la cellule libérera une quantité d'énergie exactement suffisante pour faire monter l'eau dans le tube de 10 m., au fur et à mesure qu'elle s'évapore de la cellule.

Plusieurs auteurs ont admis, dans leurs travaux, que chaque atmosphère de pression osmotique dans les cellules des feuilles permettait à la sève de monter de 10 m. ; ces auteurs admettaient ce fait de dynamique en partant de la constatation statique qu'une pression osmotique d'une atmosphère est équilibrée par une colonne d'eau de 10 mètres ; la conclusion était juste, mais leur raisonnement était faux. Ce travail a donc pour résultat de démontrer ce qui était admis jusqu'à maintenant sans preuve.
