

# Sur l'ionisation des gaz et les températures des étoiles

Autor(en): **Tiercy, G.**

Objektyp: **Article**

Zeitschrift: **Archives des sciences physiques et naturelles**

Band (Jahr): **9 (1927)**

PDF erstellt am: **12.07.2024**

Persistenter Link: <https://doi.org/10.5169/seals-740902>

## **Nutzungsbedingungen**

Die ETH-Bibliothek ist Anbieterin der digitalisierten Zeitschriften. Sie besitzt keine Urheberrechte an den Inhalten der Zeitschriften. Die Rechte liegen in der Regel bei den Herausgebern.

Die auf der Plattform e-periodica veröffentlichten Dokumente stehen für nicht-kommerzielle Zwecke in Lehre und Forschung sowie für die private Nutzung frei zur Verfügung. Einzelne Dateien oder Ausdrucke aus diesem Angebot können zusammen mit diesen Nutzungsbedingungen und den korrekten Herkunftsbezeichnungen weitergegeben werden.

Das Veröffentlichen von Bildern in Print- und Online-Publikationen ist nur mit vorheriger Genehmigung der Rechteinhaber erlaubt. Die systematische Speicherung von Teilen des elektronischen Angebots auf anderen Servern bedarf ebenfalls des schriftlichen Einverständnisses der Rechteinhaber.

## **Haftungsausschluss**

Alle Angaben erfolgen ohne Gewähr für Vollständigkeit oder Richtigkeit. Es wird keine Haftung übernommen für Schäden durch die Verwendung von Informationen aus diesem Online-Angebot oder durch das Fehlen von Informationen. Dies gilt auch für Inhalte Dritter, die über dieses Angebot zugänglich sind.

Les 15 molécules d'acides aminés se trouvent dans la lactotyryne  $\alpha$  en liaison peptidique, car un polypeptide formé dans ces conditions de 11 acides monobasiques et de 4 dibasiques possède 5 carboxyles libres, qui ensemble avec les 4 restes phosphoriques dibasiques doivent présenter au titrage, en présence de la phtaléine de phénol, 12 acidités. Trouvé 11,6.

Etant donné cette structure du polypeptide, les 4 acides phosphoriques ne peuvent être fixés que sur les oxhydriles des sérines.

De cette étude découle donc cette notion nouvelle que *le noyau phosphoré de la caséine de lait, protide élaboré par l'organisme maternel pour faciliter la nutrition phosphorée du jeune animal, est formé de 4 acides sérine-phosphoriques*. Ces derniers représentent ce qui est très probablement la substance mère du monophosphate et du diphosphate de l'acide glycérique des érythrocytes et par leur intermédiaire des glycérophosphates entrant dans la constitution des graisses phosphorées<sup>1</sup>. Ajoutons que du moment que la caséine contient quatre acides phosphoriques, il devient possible de calculer, à partir de sa teneur en P déterminée avec précision par Hammarsten, son poids moléculaire qui est  $\frac{4P \cdot 100}{0.847} = 14.640$ .

**G. Tiercy.** — *Sur l'ionisation des gaz et les températures des étoiles.*

On a attaché beaucoup d'attention, ces dernières années, à l'interprétation des spectres stellaires. On a tenté d'en tirer des renseignements sur la température des étoiles.

Une formule remarquable est celle donnée par M. M. N. Saha<sup>2</sup>, qui s'est proposé de déterminer le degré d'ionisation d'un gaz, autrement dit le pourcentage des atomes ionisés par unité de volume, en fonction de la température et de la pression; on sait que le type du spectre dépend du degré d'ionisation.

<sup>1</sup> S. POSTERNAK. *Sur un nouveau principe phosphoorganique isolé des hématies*. C. R. Soc. Phys., Genève, Vol. 43, p. 16 (1926).

<sup>2</sup> Philosophical Magazine, 1921-1922.

L'ionisation d'un gaz est comparée par M. Saha à une simple dissociation d'un gaz en deux autres gaz. Et il arrive à la formule fondamentale:

$$\log \frac{x^2}{1-x^2} \cdot P = -\frac{U_0}{4,571 T} + 2,5 \log T + C, \quad (1)$$

où l'on a:

$$\left\{ \begin{array}{l} x = \text{degré d'ionisation (fraction d'unité);} \\ P = \text{pression en atmosphères;} \\ U_0 = \text{potentiel d'ionisation, en volts;} \\ T = \text{température absolue;} \\ C = \text{constante d'entropie.} \end{array} \right.$$

Pour déterminer la constante d'entropie, M. Saha propose d'utiliser la formule donnée par M. W. Nernst<sup>1</sup> en 1918 pour le cas de dissociation d'un gaz en deux gaz:

$$-1,62 + 1,5 \log m,$$

où  $m$  est la masse atomique. En l'appliquant au cas d'ionisation, la constante relative aux électrons entre seule en jeu (les deux autres se détruisent); et comme  $m$  vaut  $\frac{1}{1845}$  de la masse d'un atome d'hydrogène, la constante prend la valeur ( $-6,5$ ). En l'adoptant, M. Saha a calculé des températures d'étoiles qui, pour les classes F à M, sont sensiblement supérieures aux températures trouvées par d'autres méthodes.

En nous basant sur quelques indications numériques expérimentales, que nous avons portées dans (1), nous avons trouvé la valeur  $c = -5,5$ ; elle est sensiblement plus forte que celle adoptée par M. Saha; et nous nous sommes proposé de la déterminer théoriquement.

Il nous paraît quelque peu imprudent d'employer, pour cela, la formule que M. W. Nernst a établie pour le cas de dissociation d'un gaz en deux autres gaz. Nous avons choisi, comme formule de départ, l'expression donnée par Gibbs<sup>2</sup>, pour la cons-

<sup>1</sup> W. NERNST: Die theoretischen und experimentellen Grundlagen des neuen Wärmesatzes.

<sup>2</sup> Voir PLANCK: Thermodynamik, 1921.

tante d'entropie du même problème; celle-ci est représentée par:

$$- R \sum n_{\lambda} \log c_{\lambda} ,$$

où l'on a:

$$\left\{ \begin{array}{l} R = \text{constante des gaz (1cal,99);} \\ n_{\lambda} = \text{nombre relatif minima des particules des gaz} \\ \quad (n_0 \text{ pour le gaz primitif; } n_i \text{ et } n_e \text{ pour les consti-} \\ \quad \text{tuants);} \\ c_{\lambda} = \text{concentration de chaque gaz (} c_0, c_i \text{ et } c_e \text{);} \end{array} \right.$$

c'est l'expression même qui a permis d'établir la formule (1). La constante C de (1) étant égale à l'entropie changée de signe, la formule de Gibbs donne:

$$R \sum n_{\lambda} \log c_{\lambda} ; \quad (2)$$

l'important sera de trouver les nombres  $n_{\lambda}$  à utiliser dans le cas de l'ionisation.

Considérons, d'une part, une molécule-gramme d'un gaz primitif, qu'on dissocie entièrement en deux gaz (il s'agit ici de gaz monoatomiques); d'autre part, un gaz entièrement ionisé; et considérons les mêmes nombres d'atomes de décomposition dans les deux cas:

$$\nu_i \text{ et } \nu_e , \quad \text{avec} \quad \nu_i = \nu_e \quad \text{et} \quad \nu_0 = 0 .$$

Les deux facteurs restants  $n_{\lambda}$  de (2) sont alors tous deux égaux à l'unité; et cela dans les deux cas envisagés; l'expression (2) prend donc la même valeur dans les deux hypothèses.

Mais, alors que, dans la supposition d'une simple dissociation chimique, la constante obtenue correspond à une molécule-gramme de gaz primitif, cette même constante correspond à un atome-gramme de gaz neutre dans le cas de l'ionisation.

Si donc, dans le cas de l'ionisation, on veut la constante relative à une molécule-gramme de gaz neutre primitif, il faut doubler le résultat obtenu par l'expression (2); ou, si l'on veut, doubler les coefficients  $n_{\lambda}$ :

$$C = 2R \sum_{\lambda=i,e} n_{\lambda} \log c_{\lambda} = R \sum 2n_{\lambda} \log c_{\lambda} .$$

Or:

$$n_i = n_e = 1 ; \quad c_i = \frac{\nu_e}{\nu_i + \nu_e} = \frac{1}{2} ; \quad c_e = \frac{\nu_e}{\nu_i + \nu_e} = \frac{1}{2} ;$$

on obtient finalement:

$$C = (1,99) \cdot \left( 4 \log \frac{1}{2} \right) = \frac{(7,96) \log \frac{1}{2}}{0,43429}$$

$$C = - 5,5171 \quad , \quad \text{soit} \quad C = - 5,52 \quad .$$

C'est la valeur que nous avons trouvée en utilisant des renseignements expérimentaux.

On voit maintenant pourquoi la formule de Nernst ne nous paraît pas convenir au problème; elle s'applique au cas de simple séparation de deux gaz, et l'on ne peut pas y faire intervenir la différence fondamentale signalée plus haut entre le cas de simple dissociation et le cas d'ionisation.

Nous avons adopté la valeur  $c = - 5,52$ . Avec elle, la formule (1) nous a permis d'établir, pour les différentes catégories d'étoiles, des températures qui sont en accord remarquable avec celles obtenues par M. H. N. Russell<sup>1</sup> par d'autres méthodes.

**E. Cherbuliez.** — *Note sur la destruction de matières organiques à l'aide de l'acide perchlorique.*

On a proposé de nombreuses méthodes pour la destruction de matières organiques lors du dosage des constituants minéraux. La plupart de ces méthodes— abstraction faite naturellement de l'incinération — présentent l'inconvénient d'introduire, dans le produit à analyser, des substances non volatiles. Il n'y a d'exception que pour l'emploi de l'acide nitrique fumant en présence d'acide sulfurique. Mais ce procédé a un inconvénient d'ordre pratique: le dégagement abondant de vapeurs nitreuses.

L'acide perchlorique, en solution sulfurique, en présence d'un catalyseur approprié, est un oxydant extrêmement énergétique; c'est actuellement un produit commercial et on a proposé son

<sup>1</sup> H. N. RUSSEL: *Nature*, 1914.