

LA LUNE MANGE-T-ELLE LES COULEURS? (DOES THE MOON EAT THE COLOURS?)

JEAN-PAUL PARISOT

Observatoire de Besançon, Besançon, France

(Received 18 February, 1985)

Resume. Les radicaux hydrogénés jouent un rôle important dans la photochimie de la troposphère terrestre. La photochimie de OH, HO₂ et H₂O₂ est étroitement liée à la photodissociation de l'ozone par la production de l'espèce excitée O(¹D). Le peroxyde d'hydrogène est détruit en partie par interaction avec la vapeur d'eau et avec les aérosols atmosphériques. Durant le cycle journalier, la solubilité de H₂O₂ est estimée et les propriétés oxydantes de H₂O₂ pourraient être à l'origine du pouvoir décolorant de la rosée, pouvoir utilisé par le passé pour le blanchiment du linge. Cette propriété serait également à l'origine des nombreux dictons attribuant à la lune ce pouvoir décolorant.

Abstract. The hydrogen radicals play an important role in the photochemistry of the troposphere of the Earth. The chemistry of OH, HO₂ and H₂O₂ is linked directly to the photodissociation of O₃ through the production of O(¹D). Gaseous H₂O₂ (hydrogen peroxide) may be removed by heterogeneous reactions involving aerosols and liquid water. During the day and the night the solubility of ambient H₂O₂ in water is estimated and the oxidant capacity of H₂O₂ may explain the bleaching properties of the dew used in the past. This phenomenon may also explain some old maxims concerning the properties of the Moon's light to corrupt colors.

1. Introduction

La lune joue un grand rôle dans les coutumes et traditions populaires et certains n'ont jamais douté de son pouvoir sur des phénomènes variés et inattendus: lune rousse, météorologie, agriculture, accouchements, . . . Ces croyances populaires remontent très loin dans l'antiquité car Chaldéens, Chinois, Egyptiens, . . . avaient établi des lois d'influences de la lune sur les conditions atmosphériques (Bidault de L'Isle, 1952) devenues par la suite de véritables axiomes. Devant de telles affirmations revêtant une apparence scientifique, il est souvent très difficile de donner un avis définitif sur la valeur de ces règles car souvent il faut faire appel à une analyse statistique lourde (Palmer *et al.*, 1983; Le Nineze, 1970; Madrelle, 1928).

Aujourd'hui beaucoup des ces croyances (nées de l'imagination) restent encore vives et parmi celles-ci, il est une propriété curieuse de la lune qui est d'altérer les couleurs. Par exemple, un dicton dit que (Bidault de L'Isle, 1952):

“La lune mange les rideaux”

affirmant que la lune a le pouvoir d'altérer les teintes et de décolorer les tissus davantage que le soleil. Cette propriété universellement reconnue au début du siècle était utilisée en période de “grandes lessives” pour blanchir le linge par exposition aux rayons de la lune les soirs de pleine lune. A cette pratique il faut en rapprocher une autre qui consistait également à faire blanchir le linge en l'étalant au sol dans l'herbe.

Il faudrait admettre des qualités très spéciales de la lumière lunaire pour que son action soit aussi et même plus importante que celle du soleil. Ces 2 pratiques ont en commun une composante importante: la présence de grandes quantités de vapeur d'eau avec renforcement durant la nuit grâce à la formation de rosée. Dans ce travail, nous ne chercherons pas à proposer la démonstration de cet effet mystérieux de la lune mais plutôt d'identifier dans la complexité des phénomènes naturels la justification de ces traditions et croyances anciennes.

La basse troposphère terrestre est le siège d'une photochimie relativement compliquée (Logan *et al.*, 1981; Chameides, 1984) avec production de composés variés dont certains ont un pouvoir oxydant (et décolorant) réel: il s'agit principalement de l'ozone (O_3) et du peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) qui en solution donne naissance à l'eau oxygénée. Pourrait-il y avoir accumulation de l'un de ces composés synthétisés sous l'action du rayonnement solaire (ou de la lune) à l'intérieur des gouttelettes de rosée source d'un pouvoir décolorant naturel?

C'est dans le but de répondre à cette question que nous avons entrepris de rechercher dans les mécanismes complexes de la physico-chimie de la troposphère terrestre la nature, les processus de formation des oxydants atmosphériques ainsi que les conditions favorables à leur accumulation sous forme dissoute. Le composé le plus intéressant est le peroxyde d'hydrogène H_2O_2 présent en quantités mesurables dans l'atmosphère terrestre (Figure 1) (Chameides, 1984; Gradel, 1978) avec une abondance de l'ordre de 180 ppb ainsi que dans les aérosols où il contribue pour 0,04% de la phase oxydante. Ainsi à l'intérieur des gouttes d'eau en interaction avec la phase gazeuse (rosée, aérosols, . . .) se produisent des phénomènes complexes de dissolution conférant à la phase liquide un pouvoir décolorant qui peut se manifester d'une manière plus ou moins intense suivant l'humidité ambiante.

Les pouvoirs oxydants de la lune (sur les teintes, vitraux, marbres, . . . (Bidault de L'Isle, 1952)) n'y seraient pour rien, ce pouvoir provenant simplement d'une accumulation d'un agent oxydant préférentiellement durant la nuit en présence d'une humidité importante. Au clair de lune d'une luminosité "plate" avec des teintes peu marquées (le seuil de luminosité est à la limite de la vision des couleurs pour l'oeil humain), l'imagination aidant, ce pouvoir "décolorant" a été attribué à tort à la lune. Elle peut également jouer un rôle d'indicateur car les nuits où elle est visible, l'absence de nuages provoque une baisse sensible de température s'accompagnant d'une condensation plus importante favorable à la dissolution lente des oxydants.

2. Photochimie Troposphérique (FIGURE 1)

L'acidité et le pouvoir oxydant des gouttelettes d'eau (rosée, nuages, pluie, . . .) peuvent être influencés par une grande variété de phénomènes physico-chimiques. En ce qui concerne la production de H_2O_2 en solution, les 2 mécanismes principaux sont (Chameides, 1984):

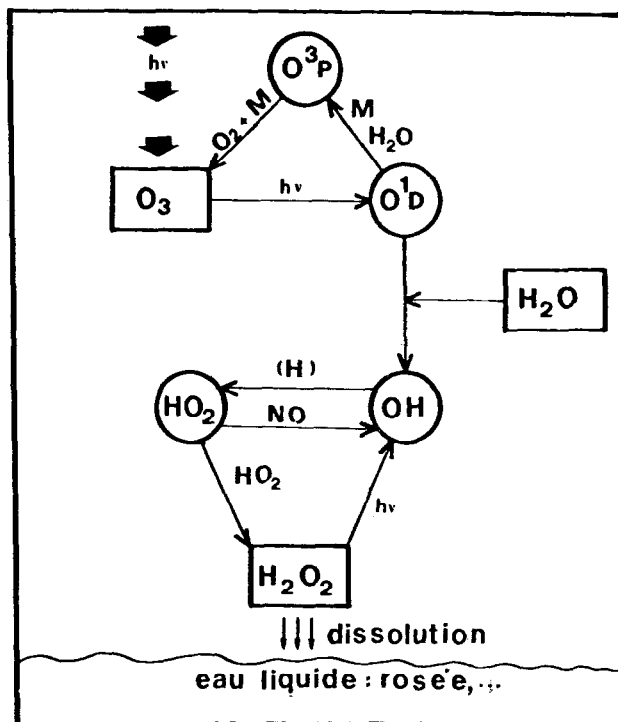
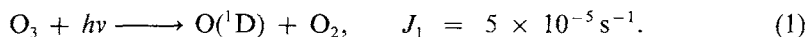


Fig. 1. Schema photochimique de H_2O_2 dans la troposphère terrestre.

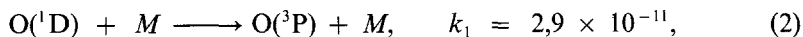
- la dissolution de la phase gazeuse
- la production en phase liquide à partir de réactions entre radicaux libres (HO_2 , HCO_3^- , CO_3^- , ...).

Dans le 2 cas, le paramètre principal est la valeur de la concentration ambiante de H_2O_2 gazeux. Ainsi, nous serons amenés à calculer cette valeur au niveau de la troposphère terrestre en faisant appel aux études complexes de photochimie atmosphérique (Logan *et al.*, 1981; Parisot, 1983). Dans le calcul la production de la solution par réactions en phase liquide sera négligée car elle est beaucoup moins importante que la production par dissolution directe. Cette dernière source contribue à plus de 70% de la solution.

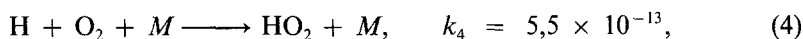
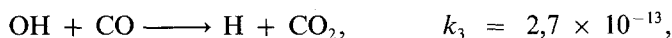
La photochimie troposphérique (Logan *et al.*, 1981) est initialisée en partie par la dissociation des molécule d'ozone (O_3) qui existent au niveau du sol à des concentrations de l'ordre de 0,040 ppm. Les atomes d'oxygène produits par cette dissociation ne sont pas suffisamment réactifs pour jouer un rôle importante. A des longueurs d'onde inférieures à 3400 Å, l'ozone est dissociée et produit le métastable $O(^1D)$:



Il est rapidement transformé en $O(^3P)$ ou en radical OH par collisions avec l'air (M) ou H_2O :



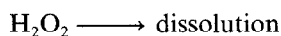
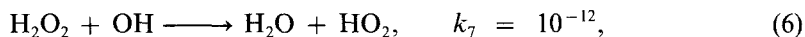
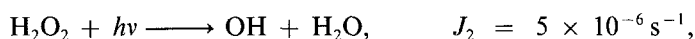
Cette réaction peut être le processus principal de destruction de $\text{O}(^1\text{D})$ quand l'humidité est importante. Le radical OH très réactif est transformé successivement en hydrogène atomique (H), hydroperoxy (HO_2) et en peroxyde d'hydrogène (H_2O_2) par la chaîne de réactions:



Avec en plus le recyclage dû à NO



Pour tous ces radicaux chimiques, les phénomènes photochimiques sont beaucoup plus rapides que les phénomènes dynamiques et ces espèces chimiques sont à l'équilibre photochimique. Ce n'est pas toujours le cas pour H_2O_2 pour qui les temps caractéristiques sont du même ordre. Les réactions principales sont en effet:



Dans des conditions normales, les processus de dissolution sont peu efficaces étant donnée la faible quantité d'aérosols disponibles dans l'atmosphère et les échelles de temps dynamiques sont de l'ordre des durées de vie photochimiques:

$$\tau_D = K/H^2 = 3 \times 10^{-7} \text{ s}^{-1}. \quad (7)$$

K est le coefficient de diffusion turbulente ($3 \times 10^5 \text{ cm}^2 \text{ s}^{-1}$) et H la hauteur d'échelle atmosphérique (8 km). En se plaçant à l'équilibre photochimique et à partir du système réactionnel (1) à (6) on peut calculer les concentrations de toutes les espèces chimiques:

$$\begin{aligned} [\text{O}(^1\text{D})] &= \frac{J_1[\text{O}_3]}{k_1[\text{M}] + k_2[\text{H}_2\text{O}]} [\text{HO}_2]^2 = \frac{k_2[\text{O}(^1\text{D})][\text{H}_2\text{O}]}{k_5} \\ [\text{OH}] &= \frac{2k_2[\text{O}(^1\text{D})][\text{H}_2\text{O}] + k_6[\text{NO}][\text{HO}_2]}{k_3[\text{CO}]}, \quad (8) \\ [\text{H}_2\text{O}_2] &= \frac{2k_2[\text{O}(^1\text{D})][\text{H}_2\text{O}]}{J_2 + k_7[\text{OH}]} \end{aligned}$$

3. Formation d'eau Oxygenee

L'incorporation de H_2O_2 à l'intérieur des aérosols et des gouttes d'eau est un processus de perte qui est analogue à une photodissociation. A l'intérieur des gouttelettes d'eau, les processus de destruction sont normalement inexistantes (photodissociation en phase liquide, réactions avec des ions: I^- , SO_3^{2-} , . . .), ce qui limite la quantité de peroxyde dissout. D'après les modèles (Chameides, 1984) la quantité instantanée dissoute atteint une valeur relative de 6×10^{-5} . Mais au niveau du sol, en présence de composés nouveaux (à l'intérieur du linge par exemple), l'eau oxygénée se décompose très facilement au contact de diverses substances (charbon, métaux, . . .) conduisant ainsi à une destruction complète de H_2O_2 . Ce ne sont plus les phénomènes de dissolution qui vont limiter le taux de disparition de cet oxydant mais la capacité des phénomènes de diffusion turbulente à transporter H_2O_2 . Cette vitesse de diffusion est donnée par la relation:

$$V_D = K/H = 0,380 \text{ cm s}^{-1}. \quad (9)$$

A l'équilibre photochimique, les concentrations dépendent des quantités $[NO]$, $[CO]$, $[O_3]$ et $[H_2O]$ et pour les 3 premières, nous nous plaçons dans des conditions correspondant à une latitude de 45° (McEvan and Phillips, 1977) ($[CO] = 5,3 \times 10^{12} \text{ cm}^{-3}$; $[NO] = 2,7 \times 10^9 \text{ cm}^{-3}$; $[O_3] = 1,1 \times 10^{12} \text{ cm}^{-3}$). La quantité de vapeur d'eau peut varier dans des proportions extremes notamment à proximité d'eau liquide avec un rapport de mélange compris entre p. 01 et 1. Contrairement à ce que l'on pourrait attendre, l'abondance des radicaux hydrogénés ne dépend pas fortement de la quantité de vapeur d'eau disponible. En effet, la production des radicaux est initialisée par (3). Si le rapport de mélange de H_2O augmente cette réaction devient également la réaction limitant $O(^1D)$ tout en conservant la même valeur pour la production des radicaux hydrogénés. Quand l'abondance relative en vapeur d'eau atteint 1, la chimie en phase gazeuse ne s'applique plus et l'on doit tenir compte des phénomènes réactifs à l'intérieur de la phase liquide. D'après l'étude complexe de Chameides (1984) ces nouvelles réactions vont produire une solution à un taux de l'ordre de la moitié de la dissolution directe; dans ces conditions si la production en phase gazeuse diminue, elle est remplacée par un autre processus qui est à peu près du même ordre.

Le Tableau I présente les résultats correspondant au niveau du sol (Temp. = 300 K) en se plaçant dans des conditions où le rapport de mélange H_2O varie de 0,01 à 1. La concentration en H_2O_2 peut atteindre une valeur de 2×10^{13} .

Cette description photochimique correspond à la situation de midi; à mesure que le soleil descend, la photodissociation de O_3 devient de moins en moins intense ainsi que la production des radicaux hydrogénés qui disparaissent complètement durant la nuit. Une exception doit être faite pour H_2O_2 seul radical dont la durée de vie photochimique soit du même ordre que l'échelle de temps dynamique. En l'absence de tout processus de production (la nuit), en 12 heures la concentration en H_2O_2 ne

TABLEAU I
Abondance des radicaux hydrogènes au niveau du sol

Concentration cm ⁻³	Abondance en H ₂ O		
	0,01	0,1	1
[OH]	2,6 × 10 ⁷	8,3 × 10 ⁷	1,3 × 10 ⁸
[HO ₂]	1,3 × 10 ⁹	3,2 × 10 ⁹	4,6 × 10 ⁹
[H ₂ O ₂]	8,0 × 10 ¹²	1,6 × 10 ¹³	2,0 × 10 ¹³

L'abondance des radicaux hydrogénés est liée principalement à la vapeur d'eau disponible qui peut varier dans des proportions importantes. Dans des conditions normales, la concentration locale en peroxyde d'hydrogène est de l'ordre de 10¹² cm⁻³.

diminue que de 2% et dans ces conditions, le niveau photochimique atteint à midi va se maintenir en permanence.

Intégrée sur toute la journée, la quantité de H₂O₂ disponible qui peut se dissoudre est reliée directement à la vitesse de diffusion:

$$[\text{H}_2\text{O}_2]V_D = 6,6 \times 10^{21} \text{ mole m}^{-2} = 0,71 \text{ g m}^{-2} \quad (10)$$

ce qui représente moins de 5% de la colonne de peroxyde d'hydrogène.

4. Role de la Photosynthese

On pourrait également introduire 2 autres apports supplémentaires d'origines totalement différentes. Les gouttelettes de rosées par exemple se forment à partir des aérosols qui contiennent déjà une quantité non négligeable de peroxyde dissout qui forme environ 0,04% de la phase dissoute (McEvan and Phillips, 1977). L'autre source est un apport d'origine photochimique lié à photosynthèse. L'ozone détruite par photodissociation est régénérée en partie par la réaction:



Une production supplémentaire de O₂ va conduire nécessairement à un apport de O₃ et de radicaux hydrogénés. La photosynthèse produit O₂ à un taux (moyenné à l'échelle mondiale) de (Walker, 1977):

$$2 \times 10^{32} \text{ mol s}^{-1} = 3,0 \times 10^{13} \text{ mol s}^{-1} \text{ cm}^{-2}.$$

Même si la production provient principalement des prairies (Walker, 1977), avec un taux de production 10 fois plus élevé, l'apport d'oxygène donc d'ozone et de peroxyde d'hydrogène est négligeable.

5. Conclusion

Ainsi, à l'intérieur des gouttes d'eau en interaction avec l'atmosphère (rosée par exemple) se produit un phénomène complexe de dissolution de peroxyde d'hydrogène

formé par interaction de la vapeur d'eau avec les produits de dissociation de l'ozone. Malgré la complexité des différents processus présents (photochimie, solubilité de H_2O_2 , bilan de la photosynthèse, . . .) on peut estimer globalement le taux de formation d'eau oxygénée durant une journée. La dissolution de cet oxydant s'effectuant principalement en présence d'un support liquide, le processus est plus efficace durant la nuit avec une humidité plus importante que le jour. C'est ce pouvoir oxydant (et décolorant) qui était utilisé autrefois pour le blanchiment des toiles écruées à la surface des prés: la nécessité d'une humidité abondante est confirmée par la pratique qui consistait également à "arroser" ce linge mis à sécher sur l'herbe. De ce rôle attribué à tort à la lune sont nés de l'imagination humaine de nombreux dictons.

Nous n'avons développé qu'un aspect de cette question complexe de la photo-chimie des oxydants atmosphériques en faisant appel au peroxyde d'hydrogène. Parmi les oxydants potentiels (Chameides, 1984), ce dernier est intimement lié à la vapeur ambiante et il nécessite en plus la présence d'un support liquide qui est le paramètre commun aux pratiques anciennes citées précédemment et aux dictons relatifs à la lune. Dans ce travail, nous n'avons pas eu la prétention de proposer la démonstration d'un effet mystérieux de la lune mais simplement de rechercher dans la complexité des phénomènes naturels la justification de certaines traditions et croyances anciennes.

Bibliographie

- Bidault de L'Isle, G.: 1952, *Vieux Dictons de nos Campagnes*, Paris.
- Chameides, W. L.: 1984, *J. Geophys. Res.* **89**, 4739.
- Gradel, T. E.: 1978, *Chemical Compounds in the Atmosphere*, Academic Press, London, p. 13.
- Le Nineze, H.: 1970, *Bulletin de L'Union des Rationnalistes*, p. 178.
- Logan, J. A., Prather, M., Wofsy, S. C., and McElroy, M. B.: 1981, *J. Geophys. Res.* **86**, 7210.
- Madrelle, M.: 1928, *La Meteorologie* **38**, 230.
- McEvan, M. and Phillips, L. F.: 1977, *Chemistry of the Atmosphere*, Ed. Arnold, London, p. 227.
- Palmer, J., Udry, R., and Morris, N.: 1983, *Human Biology* **54**, 111.
- Parisot, J. P.: 1983, 'Physico-chimie de l'atmosphère de Vénus', Thèse, Université de Besançon.
- Walker, J. C. G.: 1977, *Evolution of the Atmosphere*, Macmillan, New York, p. 93.