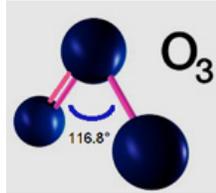


OZONO ATMOSFÉRICO: Héroe y villano ambiental

Violeta Mugica Álvarez*

ORIGEN DEL OZONO

El oxígeno es un elemento químico gaseoso, con número atómico 8 y con un peso atómico de 15.9994 g/mol. Es el elemento más abundante del planeta tierra. El símbolo del oxígeno es O y existe en forma combinada en distintas capas atmosféricas tanto en forma de molécula diatómica O₂, como en su forma triatómica O₃ (conocida como ozono). Aunque el planeta tiene alrededor de 4,600 millones de años, el ozono aparece en la Tierra hace apenas 40 millones de años, después de que aparece el oxígeno. La atmósfera primigenia se componía principalmente de dióxido de carbono (CO₂), metano (CH₄) y nitrógeno (N₂) y la hipótesis es que hace 3,000 millones de años el O₂ se comenzó a liberar involucrando la fotosíntesis de cianobacterias ancestrales, con la participación catalítica del manganeso, incrementando la concentración de oxígeno en la atmósfera, la cual pasó de un carácter reductor a uno oxidante en varios millones de años de acumulación de O₂. En la estratósfera, que es la capa de la atmósfera que se encuentra entre los 15 y 50 km sobre el nivel del mar, la radiación solar comenzó a disociar las moléculas de O₂ y se formó el O₃. Aunque la acumulación del O₃ fue muy pequeña en comparación de la cantidad de O₂, permitió la evolución de varias formas de vida en la tierra al filtrar la radiación ultravioleta (UV), protegiendo las células y sus moléculas de ADN. El O₃ es un gas de color ligeramente azulado con un olor característico que puede detectarse en la tropósfera (0-15 km de altitud), cuando hay tormentas eléctricas que promueven la formación de O₃ al disociarse las moléculas de O₂.



Formación del ozono estratosférico



Destrucción del ozono estratosférico

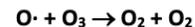
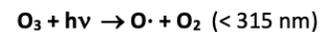


Figura. 1. Ciclo Chapman de formación y destrucción del ozono estratosférico.

se muestra el O₃ formado, el cual se disocia con radiaciones < 315 nm en O₂ y un átomo de O produciendo O₃; sin embargo, esta reacción es ineficiente y la mayoría de las moléculas de O₃ continúan absorbiendo la radiación solar más energética (200 a 320 nm), protegiendo a la Tierra de la radiación UVc y UVb. La exposición a radiación UVa puede evitarse con filtros solares comunes (Figura 1).

La mayor parte del O₃ se produce en la zona de los trópicos y emigra hacia los polos donde hay una mayor concentración. El O₃ en la estratósfera tiene una concentración entre 300 y 500 unidades Dobson¹, protegiendo a la biósfera de la llegada de los rayos UVc y la mayoría de los UVb, al absorber dichas radiaciones de la forma mencionada. Se le denomina “capa de ozono”, aunque en realidad no lo es puesto que las moléculas se encuentran dispersas en la capa estratosférica de 15-50 km de altitud, encontrándose la máxima concentración alrededor de los 22 km de altitud; si se compactaran las moléculas de ozono en condiciones de temperatura y presión de la superficie terrestre, se obtendría en promedio una capa de solo tres mm de espesor.

Disminución de la capa de ozono

En 1985 mediciones satelitales mostraron una gran disminución de la concentración de ozono en el Polo Sur a la que se le denominó “agujero de la capa de ozono”. El seguimiento de este fenómeno mostró con preocupación que la principal consecuencia sería la disminución del filtrado de la radiación UV provocando tanto un incremento en la temperatura y derretimiento de glaciares en los

OZONO ESTRATOSFÉRICO

La capa de ozono

En la estratósfera se lleva a cabo el ciclo de formación y destrucción del O₃, descrito por Chapman en 1930. La radiación UV se clasifica en UVc (< 240 nm), radiación UVb (240-315 nm) y radiación UVa (> 315 nm). La radiación UVc < 240 nm -que es la de mayor energía-, disocia la molécula de O₂ en dos átomos de O que a su vez reaccionan con O₂ para producir ozono. La energía liberada por esta reacción provoca que la temperatura se incremente en la estratósfera. Si M es una molécula de O₂ o N₂ que capta el excedente de energía, en la secuencia siguiente

¹:1 Dobson = 1 molécula por cada 10⁹ moléculas.

polos, como daño a los cultivos y a los seres vivos, entre otros, por el aumento de cáncer de piel, daños oculares y daño al sistema inmunológico de la población. La causa de la disminución de la capa de ozono había sido postulada desde 1974 por varios científicos. Por una parte, Paul Crutzen en 1970 había demostrado que los NOx (producidos por microorganismos o emitidos por aviones que volaban a grandes altitudes) reaccionaban catalíticamente con el O₃ rompiendo su equilibrio en la estratósfera. Por otra parte, los científicos Mario Molina y Frank Rowland habían demostrado que los clorofluorocarbonos (CFC) podían llegar intactos a la estratósfera donde rompían las moléculas de O₃ estratosférico con mayor rapidez de lo que este se generaba, y que si los CFC seguían siendo utilizados, la capa de O₃ disminuiría con el tiempo por lo que solicitaron la prohibición del uso de CFC. Los CFC sintetizados en los años 40 se utilizaron como refrigerantes, espumantes y propelentes de aerosoles, y presentaban un tiempo de vida media en la tropósfera de hasta 100 años debido a su poca reactividad; sin embargo, cuando llegaban a la estratósfera la radiación solar de alta energía UVa era capaz de disociarlos liberando los átomos de cloro de su molécula los cuales son capaces de destruir las moléculas de ozono estratosférico en una reacción en cadena que permite que cada molécula de CFC destruya cientos de moléculas de ozono de acuerdo a las reacciones siguientes (Figura 2); además, este suceso es más intenso en los polos donde las nubes de hielo formadas a baja temperatura aceleran la destrucción del O₃.

La catástrofe evitada

Con los postulados de Molina, Rowland y Crutzen, no hubo duda de la causa de la disminución de la capa de ozono, no solo en el Polo Sur sino en todo el planeta. Su visión y rigurosidad experimental permitieron que se tomaran acciones casi de forma inmediata para reducir la emisión de clorofluorocarbonos de forma tal

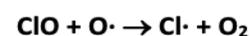
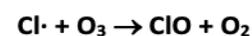
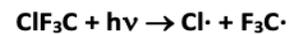
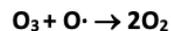
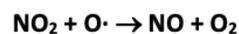
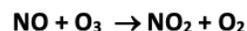


Figura 2. a) Destrucción de la capa de O₃ por óxidos de nitrógeno.

b) Destrucción de la capa de O₃ por clorofluorocarbonos.

que en 1989 se firmó el Protocolo de Montreal, complementado posteriormente en Londres y Copenhague, que entre sus fuertes medidas incluyó detener para 1995 la producción total de CFC en países industrializados y promover la producción de sustitutos de CFC, entre otras. Las más grandes disminuciones de la capa de ozono se registraron entre 1980 y 1995 y posteriormente se comenzaron a observar pequeñas recuperaciones del ozono troposférico. A la fecha la NASA reporta una lenta recuperación de la capa de O₃. Sin embargo, debido a la alta vida media de los CFC, estos compuestos liberados entre 1940 y el año 2000 permanecen en gran parte en la atmósfera y seguirán destruyendo miles de moléculas de O₃ cada año; se estima que será hasta mediados del siglo XXI cuando se recuperen los niveles de O₃ de los años 70. Afortunadamente, la mayor parte de los radicales ClO permanecen en un reservorio que se genera al reaccionar con el NO₂ que llega a la estratósfera formando ClONO₂, aunque en ciertas condiciones pueden ser liberados. De no haberse contado con las investigaciones de los científicos mencionados, la respuesta habría sido más lenta y quizá tardía. En 2016, la NASA hizo una simulación en la que se expone que, de no haberse tomado las

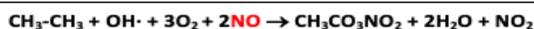
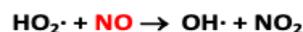
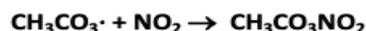
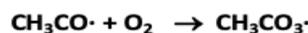
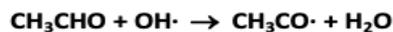
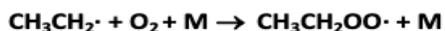


Figura 3. a) Ciclo de formación y destrucción del ozono troposférico.

b) Intervención de las reacciones fotoquímicas de los COVs en el ciclo de ozono troposférico

medidas adecuadas, para el 2040 la radiación UV hubiera alcanzado un índice 15 en latitudes medias, lo que sería catastrófico pues el índice de 10 es una radiación extrema que causa quemaduras en 10 minutos; para el año 2065 las dos terceras partes del O_3 se hubieran perdido teniendo concentraciones de CI de 55.2 ppb en lugar de los 2.3 ppb proyectados con las medidas tomadas, además de niveles de radiación nunca imaginados. Por su gran aportación a la humanidad, Molina, Rowland y Crutzen, recibieron el Premio Nobel de Química en el año 1995.

Ozono troposférico y contaminación fotoquímica

Como se expuso en la pasada sección, el O_3 permite la existencia de los seres vivos al absorber la radiación UV de alta energía; sin embargo, en la tropósfera el O_3 es un contaminante que forma parte del smog fotoquímico causando daños a la salud y al medio ambiente. El O_3 es un contaminante criterio secundario, es decir, ninguna fuente lo emite, sino que se forma en la atmósfera baja a partir de precursores. El O_3 tiene un potencial de oxidación mayor que el del oxígeno por lo que daña tanto a la vegetación, como a los materiales; asimismo, diversos estudios han demostrado que causa daños al sistema respiratorio y al sistema cardiovascular. Los compuestos que promueven la formación y acumulación del O_3 son los óxidos de nitrógeno (NO_x : $NO + NO_2$) y los compuestos orgánicos volátiles (COVs) (Figura 3). Este ciclo es fotoquímico ya que la molécula de NO_2 es disociada por la radiación solar originando un átomo de oxígeno que a su vez reacciona con una molécula de O_2 formando el O_3 . Es posible observar que el ciclo de formación y destrucción del ozono en la tropósfera es muy distinto al que se lleva a cabo en la estratósfera. Cuando la atmósfera está contaminada con COVs, estos participan en una serie de reacciones fotoquímicas iniciadas por la disociación del agua que produce radicales OH que disocian las moléculas de COVs en nuevos radicales que pueden reaccionar con el NO, ocasionando que el O_3 no pueda destruirse por lo que se acumula en la tropósfera, mientras haya luz solar que propicie su formación. La Figura 3 muestra como ejemplo una serie de reacciones fotoquímicas para el etano que como resultado propician la acumulación del O_3 ; entre más alta sea la reactividad atmosférica del COV involucrado, mayor será la acumulación del ozono.

Conclusiones

Los ciclos químicos de formación y destrucción del O_3 son completamente distintos en la estratósfera que en la tropósfera y producen efectos muy diferentes.

La presencia del O_3 no solo es benéfica en la estratósfera, sino indispensable para que la radiación solar de alta energía no dañe el material genético y celular de los seres vivos.

La presencia del O_3 en la tropósfera es nociva puesto que provoca daños en la flora y la fauna, y promueve una oxidación más intensa en los materiales.

Bibliografía

1. Crutzen, P.J. The influence of nitrogen oxides on the atmospheric ozone content. *Quart. J. Roy. Met. Soc.* **1970**, *96*, 320-325.
2. Chapman, S. On ozone and atomic oxygen in the upper atmosphere. *Phil. Mag.* **1930**, *10*, 369.
3. Johnson, J.; Webb, S.; Thomas, K.; Ono, S.; Kirschvink, J.; Fischer, W. Manganese-oxidizing photosynthesis before the rise of cyanobacteria. *PNAS.* **2013**, *110*, 11238-11243.
4. Johnston, H. S. Reduction of stratospheric ozone by nitrogen oxide catalysts from supersonic transport exhaust. *Science* **1971**, *173*, 517-522.
5. Molina, M. J.; Rowland, F. S. Stratospheric sink for chlorofluoromethanes: Chlorine atom catalyzed destruction of ozone. *Nature* **1974**, *249*, 810.
6. Puigcerver-Zanón, M. Acerca del agujero de ozono en la estratosfera Antártica, *Real Territoris. I* **1998**, 239-252.
7. Schindler, T.; Newman, P.; Jefferson, B. What Would have Happened to the Ozone Layer if Chlorofluorocarbons (CFCs) had not been Regulated? NASA simulation [Online]. **2015**. <http://svs.gsfc.nasa.gov/4272>. Visitado el 11 de noviembre de 2019.
8. Wayne, R. P. Chemistry of the atmospheres. Oxford University Press: New York, 2000.