



Acta Universitaria

ISSN: 0188-6266

actauniversitaria@ugto.mx

Universidad de Guanajuato

México

Gutiérrez, J. Alfredo

Química de Todos los Días: Un Mundo de Óxidos

Acta Universitaria, vol. 12, núm. 3, septiembre-diciembre, 2002, pp. 29-40

Universidad de Guanajuato

Guanajuato, México

Disponible en: <http://www.redalyc.org/articulo.oa?id=41612202>

- Cómo citar el artículo
- Número completo
- Más información del artículo
- Página de la revista en redalyc.org

redalyc.org

Sistema de Información Científica

Red de Revistas Científicas de América Latina, el Caribe, España y Portugal

Proyecto académico sin fines de lucro, desarrollado bajo la iniciativa de acceso abierto

RESUMEN / ABSTRACT

Aunque para el ciudadano común el término “óxido” usualmente tan sólo trae a la memoria la herrumbre que aparece en muchos objetos metálicos, en realidad abarca una gran variedad de sustancias, algunas de las cuales parecería improbable que pertenecieran a esta categoría, por ejemplo, el agua. Los óxidos son tan variados y tan cotidianos que, ellos o algunas especies químicas derivadas, constituyen la gran mayoría de nuestro mundo mineral y en algunos casos, incluso, son fundamentales para la vida. Un aspecto particularmente interesante de los óxidos es que los hay de dos tipos principales: ácidos y alcalinos; a su vez estos dos tipos de óxidos son antagonistas químicos de tal modo que mutuamente se neutralizan produciendo sustancias muy estables llamadas sales. Estas reacciones de neutralización son también fundamentales tanto para el mundo natural como para nuestro modo de vida moderno.

When common people listen the word “oxide” usually they only think of the rust that forms on the surface of some metallic objects, but the term, however, embraces a wide variety of substances. Water, for instance, is a true oxide. Oxides are so many and common that it is hard to believe that these, or some of their derivatives, compose most of the mineral world and in some cases they are vital for life. It is interesting to note that there are two main classes of oxides: acidic and alkaline. These types of oxides are chemical antagonists in such a way that neutralize each other producing salts, some kind of very stable substances. Neutralizing reactions are very important for both the natural world and people’s everyday life.

Recibido: 9 de Agosto de 2002

Aceptado: 26 de Septiembre de 2002

\* Universidad de Guanajuato, Facultad de Química. Noria Alta s/n. Guanajuato, Gto., 36050

# Química de Todos los Días: Un Mundo de Óxidos.

J. Alfredo Gutiérrez\*

*In Memoriam:* Dr. Jacobo Gómez Lara.

¿Habrá alguien que no haya escuchado o utilizado alguna vez términos “propios” del lenguaje de los químicos tales como *óxido* u *oxidación*? Es poco probable, particularmente en estos “tiempos de globalización” en los que, con cierta frecuencia, conocemos palabras surgidas de las disciplinas científicas. Por ejemplo, es muy probable que no nos resulten del todo extraños los términos: *clonación*, *capa de ozono*, *efecto invernadero*, *energía nuclear*, *cibernética*, *clorofluorocarbonos*, *mutación*, o bien: *óxido*, *oxidación* y *oxígeno*. Estas tres últimas palabras evidentemente están relacionadas entre sí y surgieron de la Química; fueron acuñadas hace unos 250 años por el gran científico francés Antoine Lavoisier (1743-1794) como una consecuencia directa de las investigaciones que lo llevaron a aislar e identificar por vez primera al *oxígeno*, nombre que significa “formador de ácidos”. Esto último es esencialmente correcto, aunque sólo describe una parte de la conducta de este elemento químico, según hemos de revisar a lo largo de este relato. En tal investigación, el sabio francés introdujo los métodos cuantitativos en la investigación química, lo cual constituye una de las aportaciones más trascendentales al desarrollo de esta Ciencia. Por esta y otras razones, Lavoisier es considerado, con toda justicia, *El Padre de la Química*.

Desde su origen, los humanos han mostrado una gran fascinación por la naturaleza de la materia así como por poder transformarla. Durante los tiempos de esplendor de la cultura egipcia y hasta los siglos XVI y XVII se desarrolló la *alquimia*, una especie de *arte* que mezclaba la magia con rudimentarias técnicas químicas, lo cual la hacían muy poco eficaz. Quien haya leído sobre el legendario mago *Merlín* o visto la película de dibujos *“El Aprendiz de Brujo”* podrá tener una idea del misticismo y empirismo que rodeaban a la *alquimia*, aunado a una buena dosis de superstición. Uno de los principales objetivos de esta pseudociencia era el transformar a los metales “corrientes” como el plomo, el cobre o el zinc, en el muy cotizado oro, lo cual, ahora sabemos, es imposible mediante meros procedimientos químicos. No obstante, se reco-

**PALABRAS CLAVE:** Óxidos; Oxidaciones; Química en la vida diaria; Lluvia ácida; Efecto invernadero.

**KEYWORDS:** Oxides; Oxidations; Every-day chemistry; Acid rain; Greenhouse effect.

noce que este arte y sus practicantes, los *alquimistas* (ver figura 1), fueron el germen de la Química, ciencia que mucho ha contribuido a los grandes logros científicos y tecnológicos que disfrutamos en el mundo moderno. En realidad, la aportación de Lavoisier permitió que los *alquimistas* condujeran sus esfuerzos por el camino de la ciencia, convirtiéndose ahora en *químicos*: los que hacen la Química.

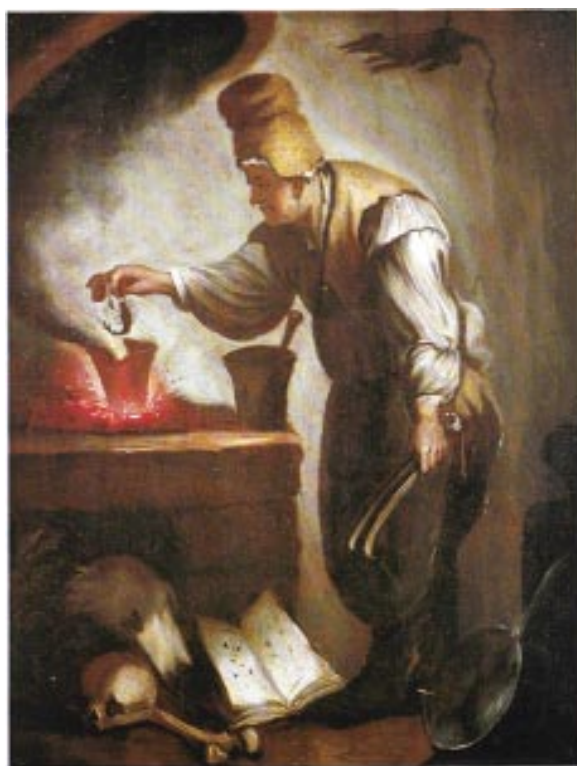


Figura 1. Un *alquimista* del siglo XVI desarrollando una “revolucionaria” fórmula en su búsqueda de la piedra filosofal: “...seguidamente, agregue un escorpión completo...”. (Pintor desconocido. Museo Goethe de Frankfurt, Alemania. Tomado de: *7000 Jahre Chemie*, por Otto Krätz, Nikol Verlagsgesellschaft mbH & Co. KG, Hamburg, 1999).

Sin embargo, es también de reconocerse que el extraordinario desarrollo de la Química viene poniendo en riesgo nuestra propia supervivencia..... pero irónicamente, en buena medida la salvación radica en esta misma ciencia. Y en ello, los óxidos juegan un papel relevante, según habremos de relatar.

## OXÍGENO, ÓXIDOS Y OXIDACIONES

La palabra “óxido” en la vida diaria nos remite a la herrumbre rojiza que se forma en muchos objetos metálicos (clavos, la lámina de los automóviles y partes del motor, bisagras en las puertas que rechinan, etc.) y que se considera sintomático del deterioro del material. Cuando un metal como el hierro está *oxidado* o corroído, ello nos indica que éste se “echó a perder”. La herrumbre, ó corrosión u *oxidación* generalmente corresponde a la acción combinada de la humedad y el oxígeno  $[O_2]$  del aire sobre el hierro metálico, por lo que podemos evitarla si protegemos al metal de esta “mezcla fatal”, por ejemplo cubriéndolo con una capa de pintura “de aceite”,.... y que mejor si ésta es “anticorrosiva”.

En efecto, la corrosión de un metal corresponde al proceso que también los químicos llaman *oxidación*. Sin embargo, este término no sólo incluye esta concepción del ciudadano común, sino que abarca un universo aún más amplio..... y que también tiene sus consecuencias en la vida cotidiana. Para empezar, no sólo puede oxidarse el hierro; esto también le ocurre a otros metales bien conocidos como el cobre cuyo óxido es verdoso, o el aluminio, el estaño y el zinc que producen óxidos blancos. Igualmente, nosotros mismos podemos oxidar a un elemento tal como el carbono (ese combustible sólido de color negro que a veces usamos en los días de campo para asar carne) o bien podemos oxidar sustancias de origen animal o vegetal o derivados del petróleo (gasolina, aceites lubricantes, etc.) cuando les prendemos fuego, generando así una gran cantidad y variedad de óxidos según veremos adelante. Menos evidente es la oxidación del silicio  $[Si]$ , elemento químico que realmente nunca vemos pero que está presente en los transistores y microcircuitos de muchos aparatos eléctricos y que puede ocurrir si se rompe la cubierta o película protectora. La oxidación de la película reflectante de aluminio

\*\* En adelante, la mayoría de los elementos y compuestos químicos mencionados en el texto irán seguidos de su fórmula química entre corchetes.

[Al] de los discos compactos, CD's, es precisamente el factor que puede limitar la longevidad de estos sistemas aparentemente "eternos" para reproducir música y almacenar información. También algunos de los gases atmosféricos como el nitrógeno  $[N_2]$  pueden oxidarse; esta sustancia difícilmente puede llevar a cabo reacciones químicas por lo que se le considera "inerte" (incapaz de reaccionar), pero puede oxidarse durante las tormentas eléctricas (figura 2).



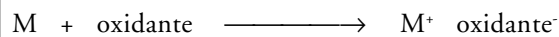
Figura 2. Tormenta eléctrica. La fuerte descarga eléctrica de un rayo hace que el nitrógeno  $[N_2]$  sea oxidado por el oxígeno  $[O_2]$  produciendo los óxidos de nitrógeno: NO y  $NO_2$ .

A propósito del nitrógeno: este gas constituye unas tres cuartas partes del aire que respiramos y tiene un papel fundamental para la vida en la Tierra gracias a que es inocuo y disminuye la concentración del oxígeno en la atmósfera; si ésta fuera sólo de oxígeno, el aire sería tan corrosivo para nuestros pulmones que pronto moriríamos y de hecho mataría a la mayoría de los seres vivos. Incluso, la menor chispa en una atmósfera de oxígeno puro provocaría que casi todo ser viviente, animal o vegetal, ardiera como yesca (se oxidara) tal y como ocurre con los bosques y pastos secos en los incendios forestales (noticia para los naturistas: el "oxígeno puro" es mortal, no así el "aire puro"). Y hablando de

óxidos "cotidianos" ¿Podríamos creer que el agua es un óxido?, pues lo es: se trata del óxido de hidrógeno  $[H_2O]$ , aunque a fin de cuentas, un óxido de características muy particulares.

## LA NATURALEZA DE LAS OXIDACIONES

En realidad, cualquier oxidación química corresponde a la pérdida de cargas negativas (electrones) por una sustancia química (M, ver esquema 1) al estar frente al agente oxidante, el cual "se queda con ellas".



Esquema 1

Dado que el oxígeno gaseoso es una especie química que con mucha facilidad sustrae electrones de otras sustancias y éste es omnipresente en la biósfera, una gran cantidad de los procesos de oxidación naturales en la Tierra involucran a este elemento; dicen los químicos que *vivimos en una atmósfera de naturaleza oxidante*, de aquí el título de este relato.

No obstante, no sólo el oxígeno es capaz de oxidar a otros compuestos químicos, existen otras sustancias oxidantes aún más potentes; de hecho el propio oxígeno puede ser oxidado si éste se encuentra frente a una sustancia que le pueda quitar electrones. Esto último no se ha observado de manera natural en la Tierra, pero los químicos pueden hacerlo en sus laboratorios. En realidad hay varias sustancias capaces de oxidar a muchos compuestos químicos, con la misma e incluso mayor facilidad que lo hace el oxígeno del aire  $[O_2]$ ; un ejemplo cotidiano: el ozono  $[O_3]$ . Esta sustancia gaseosa corresponde a una "presentación" diferente, aunque mucho menos abundante, en la cual podemos encontrar al oxígeno en la naturaleza. El ozono es un agente tóxico como consecuencia de su fuerte poder oxidante y se produce en las ciudades por la acción de la luz solar sobre el dióxido de

nitrógeno,  $[\text{NO}_2]$ , que a su vez es un contaminante generado principalmente por los automóviles. Sin embargo, el ozono también se produce en forma natural en las capas altas de la atmósfera (*capa de ozono*) donde tiene un papel fundamental para la vida ya que neutraliza la mortal radiación ultravioleta que proviene del espacio exterior. Otros ejemplos de oxidantes fuertes son los conocidos limpiadores caseros del tipo del "Cloralex", los cuales liberan cloro atómico  $[\text{Cl}]$  que es el agente que blanquea y decolora la ropa por su fuerte efecto oxidante sobre las manchas y los colorantes del tejido. Pero por ahora, eso es "harina de otro costal". Aquí sólo queremos hablar de las sustancias estrictamente llamadas ÓXIDOS (aún por los químicos) y que se refieren a aquéllas que se originan de la unión química entre algún elemento químico y el oxígeno cuando éste último le quitó electrones al primero.

## VARIEDAD EN LOS ÓXIDOS

Los óxidos se han estado produciendo continuamente desde el mismo momento del origen de la Tierra, muchísimo antes que hubiera clavos, herramientas u otros artículos metálicos elaborados por el humano. De hecho, una buena parte de los elementos de la Tabla Periódica de manera natural se encuentran asociados al oxígeno en formas químicas muy estables. Una de las especies químicas más abundantes a nivel de la corteza terrestre es el bióxido de silicio  $[\text{SiO}_2]$ , también llamado *silice* o *silica* por los químicos, siendo el cuarzo una de sus formas cristalinas naturales mejor conocida. A propósito de esto, los cristales minerales como el cuarzo están de moda entre aquellos que creen que pueden curarse de sus males (físicos y espirituales) al acercarlos a su cuerpo; desafortunadamente para la Medicina, esto *no puede* tener mayores efectos sobre la gente que los que podría tener el acercarse un pedazo de vidrio o un trozo de hielo. Tal vez un cristal como el diamante u otro tipo de piedra preciosa pudiera dar cierto alivio, pero derivado tan solo de su elevado valor monetario.

En la corteza terrestre existe una amplia variedad mineral de especies químicas llamadas genéricamente *silicatos*; estos compuestos están íntimamente relacionadas con la *silice* y de hecho los silicatos pueden considerarse "sales" derivadas de ésta (ver adelante). Esta gran abundancia de la sílice y los silicatos no es casual ya que el oxígeno junto con el silicio son los dos elementos más abundantes de la corteza terrestre, representando en conjunto unas tres cuartas partes del peso de cualquier muestra del suelo (rocas, tierras, arenas, etc.). Irónicamente, el cuarzo es tan abundante en el suelo que pisamos así como en las paredes y techos que nos rodean (cuando contienen cemento, arena, ladrillos o tierra) que, de acuerdo a los "sanadores" con cristales, ¡¡ todos los seres vivos deberíamos gozar de cabal salud !!

Algún día aprendimos, en nuestros primeros años escolares, que en la respiración de los seres superiores se produce *bióxido de carbono*  $[\text{CO}_2]$ , también llamado *anhídrido carbónico*, que es uno de los diferentes óxidos que puede formar el elemento carbono (otro es el tóxico *monóxido de carbono*,  $\text{CO}$ ). A diferencia del óxido de hierro, el bióxido de carbono no es herrumbroso y de hecho ni siquiera lo podemos ver ni oler ya que es un gas que nos resulta casi inodoro en bajas concentraciones. En la combustión de pastos y bosques (que a veces ocurren en forma natural) se generan, además del bióxido de carbono, otros óxidos gaseosos como el bióxido y el trióxido de azufre  $[\text{SO}_2$  y  $\text{SO}_3]$ ; diferentes óxidos de nitrógeno  $[\text{NO}$  y  $\text{NO}_2]$ ; pero también queda un residuo grisáceo, y es lo que denominamos cenizas, que corresponde principalmente a los óxidos de potasio  $[\text{K}_2\text{O}]$ ; sodio  $[\text{Na}_2\text{O}]$ ; calcio  $[\text{CaO}]$ ; magnesio  $[\text{MgO}]$  así como de otros elementos metálicos.

En este punto podemos destacar que los óxidos pueden ser gaseosos (por ejemplo, los de carbono, nitrógeno y azufre), sólidos (por ejemplo, los de hierro, cobre, sodio, calcio o silicio) e incluso, aunque con menos frecuencia, líquidos (el agua, sin duda). Otra característica muy interesante de los óxidos es su comportamiento

frente al agua y que, hasta cierto punto, está relacionado con el hecho de que sean gases o sólidos, según veremos adelante.

## LAS HISTORIAS DEL JABÓN Y LOS ÁLCALIS

Desde tiempos muy antiguos, probablemente con anterioridad al surgimiento del Imperio Romano, alguien descubrió (quizás un “*alquimista*”) que el hervir por varias horas una mezcla de grasa animal, cenizas vegetales, y agua, llevaba a que la grasa se disolviera formando una pasta uniforme de consistencia “jabonosa” es decir, resbalosa al tacto. Pero de manera muy interesante también se descubrió que esta pasta soluble en agua producía una solución espumante que tenía la cualidad de eliminar la grasa y la mugre de la ropa, o de los utensilios donde se había preparado y servido la comida, o del propio cuerpo. Se había descubierto el *jabón*. Los jabones son un producto de transformación química de las grasas animales o aceites vegetales por acción de los álcalis o bases, proceso llamado *saponificación* (transformación a jabón). Como bien lo sabemos, las grasas y los aceites son incompatibles con el agua; sin embargo, las moléculas de grasa al reaccionar con álcalis se fragmentan en dos nuevos tipos de sustancias orgánicas una de las cuales, el jabón, simultáneamente tiene una porción que es afín por las grasas y otra parte que es afín por el agua. Esta característica es la que le permite a las moléculas de jabón “envolver con su cola” (ver figura 3) a moléculas de grasa (suciedad) de la ropa y arrastrarlas consigo, gracias a que la otra parte de la molécula de jabón, la “cabeza”, tiene afinidad por el agua, y entonces se disuelve en ésta. Los llamados *detergentes*, esencialmente son iguales a los jabones, salvo que son totalmente sintéticos y que cambia un poco la naturaleza química de la “cabeza”.

En otras palabras, un jabón permite que el aceite y el agua se mezclen. Hasta el día en que se descubrió el jabón dejó de ser categórica la frase: “el agua y el aceite no se mezclan”. Para la

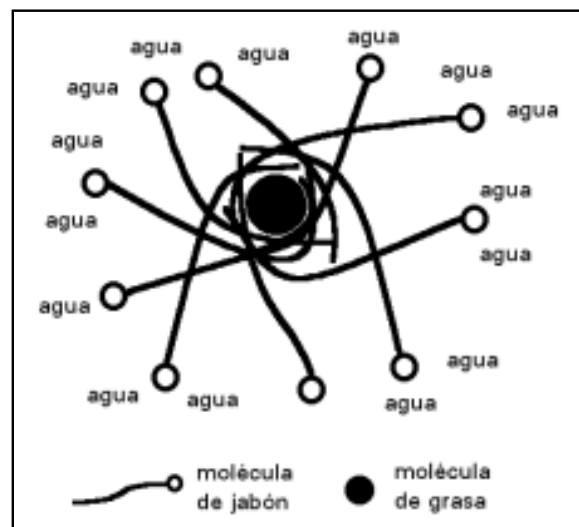


Figura 3. Las moléculas de jabón disuelven a las de grasa y a su vez todo queda disuelto en agua.

Química siempre caben algunas posibilidades que contravienen al “sentido común”.

Según se dijo antes, la transformación de las grasas animales en jabón (*saponificación*) ocurre por la reacción de éstas con álcalis o bases; un ejemplo de álcali es la bien conocida “sosa cáustica” o hidróxido de sodio [NaOH], sustancia que adquirimos en las ferreterías y utilizamos en el hogar para limpiar, destapar o desinfectar los baños. Igualmente, ya se había comentado antes que las cenizas vegetales son ricas en óxido de potasio y de sodio [K<sub>2</sub>O y Na<sub>2</sub>O]; estos óxidos al disolverse en agua se transforman precisamente en álcalis: potasa y sosa cáustica [KOH y NaOH]. Esta transformación se debe a que los óxidos de este tipo de elementos tienen la capacidad de “quitarle” un *hidrógeno positivo* [H<sup>+</sup>] al agua [H<sub>2</sub>O] formándose así los *iones hidróxido* [OH<sup>-</sup>], que son los que dan sus típicas propiedades químicas a las bases o álcalis. Los óxidos de calcio y de magnesio [CaO y MgO], presentes también en las cenizas, igualmente forman álcalis [Ca(OH)<sub>2</sub> y Mg(OH)<sub>2</sub>] por lo que, de la misma manera, participan en la *saponificación* de las grasas animales. Como sabemos, a la “sosa cáustica” debe manejársele con mucha precaución, preferentemente usando guantes de plástico y protegiendo nuestros ojos con anteojos, debido a que es muy corrosiva y “quemante”

por su fuerte carácter alcalino o básico. Aquí cabe señalar que el término *álcali* se deriva de *al-qili*, antigua palabra árabe utilizada ya en la Edad Media, que significa precisamente *cenizas de barrilla* (una planta); de este modo, el término *álcali* se convirtió en sinónimo de “base fuerte” dada la propia naturaleza de las cenizas vegetales cuando se mezclan con agua. Coincidentemente, con mucha frecuencia los óxidos sólidos son de naturaleza alcalina, y a mayor solubilidad de éstos en agua, mayor su alcalinidad.

## LOS ÓXIDOS GASEOSOS Y LA LLUVIA ÁCIDA

En el otro extremo tenemos a los óxidos gaseosos como los ya mencionados  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{NO}$  y  $\text{NO}_2$ ; estas sustancias al disolverse en agua generan disoluciones de naturaleza opuesta a la de los álcalis, esto es, son de carácter ácido. Los álcalis y los ácidos son entre sí los antagonistas químicos: son el equivalente de lo positivo frente a lo negativo, o lo negro frente a lo blanco. Ejemplos de diferentes tipos de ácidos que utilizamos en el hogar son el vinagre (ácido acético), el jugo de limones y naranjas (ácido cítrico), o el *ácido acetilsalicílico* que contienen algunos analgésicos como el Mevoral y la Aspirina; como posiblemente alguna vez lo hayamos experimentado, las aspirinas pueden irritarnos el estómago como consecuencia de su acidez, por lo que resulta más conveniente tomarlas junto con algún antiácido (el Alka Seltzer es una mezcla del ácido acetilsalicílico y un antiácido, y por ello es menos agresivo al estómago). Otro ácido de uso doméstico es el muriático, que podemos adquirir en las tlapalerías y lo utilizamos para limpiar el “sarro” de los baños. Este ácido es una forma impura del llamado ácido clorhídrico  $[\text{HCl}]$ ; aquí debemos recordar que el ácido muriático es muy corrosivo o cáustico: al igual que los álcalis también nos puede producir “quemaduras” si nos toca la piel. Los ácidos tienen todos en común que fácilmente se desprenden de hidrógeno positivo  $[\text{H}^+]$  que, dependiendo de su con-

centración en agua, ocasiona diferentes sensaciones en nuestros sentidos: al estar muy poco concentrado puede parecernos agrio al paladar (por ejemplo, un limón o un trozo de Aspirina en la lengua) o bien, puede provocarnos dolorosas quemaduras si su concentración es alta, como el caso mencionado del ácido muriático.

Regresando a los óxidos gaseosos: la razón por la cual éstos producen ácidos al disolverse en agua  $[\text{H}_2\text{O}]$  radica en que reaccionan con ésta de tal modo que le “sustraen” su oxígeno y lo fijan, permitiendo así que los hidrógenos que contiene “queden libres” precisamente como iones positivos  $[\text{H}^+]$  que, como ya se señaló, son los que dan sus propiedades a los ácidos. Los óxidos gaseosos son generalmente uno de los productos de la combustión de casi cualquier derivado del petróleo y el carbón mineral o de sustancias de origen orgánico (pasto, arbustos, madera o restos animales). De este modo, los óxidos gaseosos pasan directamente al ambiente y al entrar en contacto con la lluvia, o simplemente con la humedad que de manera normal existe en el aire, se transforman a los ácidos: sulfuroso  $[\text{H}_2\text{SO}_3]$ , sulfúrico  $[\text{H}_2\text{SO}_4]$ , y nítrico  $[\text{HNO}_3]$ , que al precipitarse forman lo que se conoce como *lluvia ácida*. El bióxido de carbono  $[\text{CO}_2]$  también produce ácido carbónico  $[\text{H}_2\text{CO}_3]$  pero este es un ácido tan débil e inestable que normalmente no provoca daños, lo cual es muy afortunado ya que este óxido es muy abundante en el aire. Como es de esperarse, la lluvia ácida afecta casi todas las cosas que toca: metales, construcciones, suelo, plantas y animales, y casi siempre será en el sentido de causar su deterioro o hasta su muerte, tratándose de seres vivos. Está bien documentada la desaparición de bosques completos por efecto de la lluvia ácida originada en la cercanía de plantas industriales que producen grandes cantidades de óxidos de azufre,  $\text{SO}_2$  y  $\text{SO}_3$ , que conducen a la formación de una lluvia de ácidos sulfuroso y sulfúrico. Dicha lluvia ataca directamente a la flora así como el suelo del cual ésta se alimenta con lo cual muere. Igualmente, la lluvia ácida puede atacar las edificaciones; de manera particular es bien conocida la corrosión de esta-

tuas de mármol expuestas a la intemperie las cuales pueden quedar totalmente desfiguradas.

De lo dicho en esta sección se hace evidente por qué Lavoisier puso al elemento *oxígeno* ese nombre: es, efectivamente, un *formador de ácidos*.

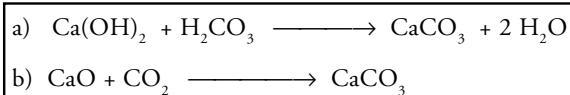
## ÓXIDOS ALCALINOS + ÓXIDOS ÁCIDOS = SALES

Tanto los álcalis como los ácidos se caracterizan por ser sustancias corrosivas pudiendo en ocasiones, además, ser agentes oxidantes por sí mismos o al menos ser coadyuvantes en la oxidación provocada por la humedad y el oxígeno ambientales. Pero, como ya se había señalado, ácidos y álcalis son de naturaleza antagónica; este antagonismo se hace evidente al mezclarlos en partes iguales: la solución resultante pierde el carácter corrosivo que las partes poseen en lo individual, es decir, ambas sustancias se *neutralizan*. De hecho, si mezclamos, por ejemplo, un equivalente de ácido clorhídrico [HCl] con un equivalente de sosa [NaOH] obtenemos como resultado una solución que no es ácida ni alcalina, tan solo es una solución de “sal común” o cloruro de sodio [NaCl] y por lo tanto no produce quemaduras y hasta podríamos ingerir algunas gotas de la solución (*no lo haga, pues, además de que el ácido clorhídrico y la sosa pueden contener algunas impurezas tóxicas, si la mezcla de éstas no es exacta, la solución mantendría su carácter cáustico, ya fuera ácido o alcalino*). Esto significa que ambas sustancias están neutralizando entre sí los principios que les confieren la acidez y la alcalinidad, esto es,  $H^+$  en el caso de los ácidos y  $OH^-$  para el caso de los álcalis. Pues precisamente lo que forman estas dos especies al mezclarse a partes iguales es ¡agua! [ $H_2O$ ] que, como bien sabemos, para nosotros no es ni ácida ni alcalina. Pero hay otro producto que aparece en la neutralización de ácidos y álcalis y es lo que los químicos denominan una sal (en el ejemplo citado arriba esta sal precisamente corresponde a la “sal común”, esa que usamos en nuestros alimentos).

Esto nos lleva a otra situación muy común en la naturaleza: los ácidos y las bases son tan reactivos que una vez que se encuentran, se neutralizan mutuamente. De este modo es poco usual encontrar a sustancias muy alcalinas o muy ácidas que perduren por mucho tiempo, y entonces generalmente sólo vamos a encontrar sus productos de neutralización, las *sales*, que, por otro lado, *son especies químicas extremadamente estables*. Esto último explica en parte por qué el cloruro de sodio es muy abundante en el agua de mar, y de hecho existen otras sales que son igualmente abundantes; a este respecto, uno de los ejemplos más importantes lo tenemos en el *carbonato de calcio* [ $CaCO_3$ ].

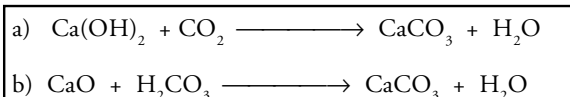
La forma mineral más conocida del carbonato de calcio la tenemos en aquellas cavernas subterráneas con abundantes y espectaculares formaciones de estalactitas y estalagmitas. En México hay dos ejemplos bien conocidos de este tipo de cavernas: las Grutas de Cacahuamilpa en Guerrero y las de García en Nuevo León. El carbonato de calcio, a diferencia del cloruro de sodio, es casi insoluble en agua por lo que resulta muy común encontrarla en enormes yacimientos en tierra firme, así como en el lecho marino. En realidad hay varias formas minerales del carbonato de calcio, siendo el más abundante el de la llamada “roca caliza” (como el de las cavernas), aunque hay otros minerales como el mármol y el Espato de Islandia que son, igualmente, carbonato de calcio. También los arrecifes de coral y en general las “conchas” de animales marinos (almejas, caracoles, ostiones, etc.) son casi carbonato de calcio puro. El carbonato de calcio lo podemos considerar como el producto de la neutralización del ácido carbónico [ $H_2CO_3$ ] proveniente del bióxido de carbono [ $CO_2$ ] y el hidróxido de calcio [ $Ca(OH)_2$ ] proveniente del óxido de calcio [ $CaO$ ], reacción que aún hoy ocurre naturalmente en los lechos marinos (esquema 2-a). En realidad ambos óxidos,  $CO_2$  y  $CaO$ , pueden reaccionar en forma directa sin necesidad de estar previamente hidratados ya que a fin de cuentas al final regeneran el agua que los hidrató (esquema 2-b).





Esquema 2

Incluso la reacción de neutralización también puede ocurrir en las siguientes formas alternativas:



Esquema 3

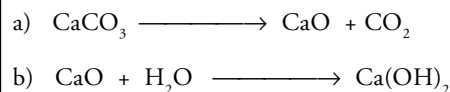
Las reacciones anteriores nos indican que la acidez y la alcalinidad de los óxidos tan sólo se transfieren al agua cuando éstos se hidratan, pero en ausencia de ésta, tales propiedades, acidez y alcalinidad, persisten, pues a fin de cuentas al reaccionar en sus formas no hidratadas también ocurre la formación de sal; el agua sólo se formará si alguno o los dos óxidos fueron previamente hidratados.

## LAS REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN EN LA VIDA DIARIA

El hombre ha sacado provecho de las reacciones de neutralización. Como un primer e importante ejemplo, se hace ahora necesario hablar más a fondo de un óxido de naturaleza alcalina: el óxido de calcio  $[\text{CaO}]$ . Esta sustancia es fundamental para la industria moderna y de hecho para nuestro modo de vida actual debido a la gran cantidad de aplicaciones que tiene; se trata de uno de los reactivos químicos que ocupa uno de los primeros lugares en el ámbito mundial en cuanto a la cantidad producida anualmente para la industria. Veremos enseguida que uno de los usos mejor conocidos de este óxido es el que tiene en la industria de la construcción, donde la base de su aplicación radica en una reacción de neutralización..... en efecto, los albañiles también hacen química.

Hagamos en este punto un pequeño paréntesis para hacer una remembranza: aquellos que tienen ahora 45 ó más años de edad podrán recordar que, cuando eran niños, los albañiles aún utilizaban cal con arena (sin cemento) para pegar los ladrillos de las construcciones. Al lugar de la “obra” se transportaba un material pedregoso de color blanco llamado “cal viva” (en Guanajuato, hará unos 40 años, era usual ver como ésta era transportada en burros y mulas). La “cal viva”, sin embargo, no podía usarse directamente siendo necesario en primer lugar “apagarla”, lo cual consistía en rociarla con agua, operación que generaba mucho calor al grado que se formaba vapor como en un baño sauna. Algunas horas después las piedras estaban totalmente disgregadas, y era entonces cuando se les agregaba la arena y más agua produciendo una “revoltura” que se denomina *mortero romano* debido a que se considera que fueron los romanos quienes la usaron por primera vez. Aún hoy existen muchas de las construcciones de su época de esplendor en pie y que fueron elaboradas utilizando el *mortero* como “pegamento”. Bueno, pues la “cal viva” es nada menos que el óxido de calcio  $[\text{CaO}]$ , mientras que la “cal apagada” es el hidróxido de calcio  $[\text{Ca(OH)}_2]$  también llamado *calhidra* (por contracción del término: cal hidratada). Como todo álcali que se precie de serlo, la calhidra de forma natural tiende a neutralizarse con cualquier ácido que haya en el ambiente, y justamente en el aire atmosférico hay una concentración importante de un ácido, el multicitado bióxido de carbono  $[\text{CO}_2]$ , lo que permite la reacción de neutralización descrita en el esquema 3-a. La sal producida en esta neutralización, el carbonato de calcio  $[\text{CaCO}_3]$ , se va produciendo lentamente en forma cristalina de un modo tal que va constituyendo un solo bloque con los gránulos de arena, quedando al final como un material duro que, además, se adhiere fuertemente a las piedras o ladrillos. De hecho, la cal se va haciendo más dura con el tiempo, particularmente si se le mantiene húmeda durante los primeros días pues ello favorece la carbonatación (reacción con el  $\text{CO}_2$ ).

Como sabemos, actualmente la calhidra se usa mezclada, además de con arena y agua, con cemento lo que le da mayor dureza. Igualmente, la calhidra se expende como un fino polvo blanco en bultos de 25 kilogramos y su obtención sigue el mismo procedimiento de antaño: inicialmente se calcina la “roca caliza” o bien restos de corales y conchas marinos que en cualquier caso corresponde a carbonato de calcio  $[\text{CaCO}_3]$ ; esto produce la cal viva  $[\text{CaO}]$  a la que se le adiciona una cantidad controlada de agua para producir la calhidra (esquema 4, a y b). Cabe señalar que en la calcinación se libera bióxido de carbono gaseoso que en muchas “caleras” se recupera y se envasa para comercializarlo; entre otros usos, el bióxido de carbono se emplea para las bebidas gaseosas.

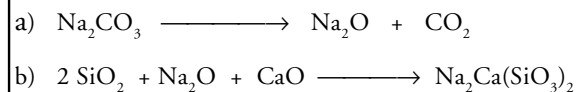


Esquema 4

Un aspecto muy interesante de la producción de la “cal viva” es que se trata del proceso inverso de la reacción de neutralización entre un ácido y una base. Esto nos indica que es posible revertir las reacciones de neutralización, pero ello implica utilizar energía, a veces en tan gran cantidad que no siempre resulta costearable utilizar sales como una fuente para producir tanto los ácidos como los álcalis de los que proviene. En el caso del carbonato de calcio, el proceso de “separación” de su ácido y su base si resulta muy económico.

El vidrio que utilizamos tan ampliamente en todo tipo de envases, en ventanas, y hasta utensilios, corresponde a otro producto de neutralización. En este caso se trata de la reacción de la sílice  $[\text{SiO}_2]$ , un óxido de naturaleza ácida que, sin embargo, no es gaseoso\*. La arena blanca generalmente corresponde a sílice de alta pureza

y en el mundo hay yacimientos muy grandes, lo que lo convierte en un material muy accesible y económico. En este caso la sílice se neutraliza con los óxidos de sodio y calcio que, como ya hemos visto, son de naturaleza alcalina. La “sal” que resulta de esta neutralización en realidad es una compleja mezcla de silicatos de sodio y calcio  $[\text{Na}_x\text{Ca}_y(\text{SiO}_3)_{x+y/2}]$ , X e Y representan números enteros como 1, 2, 3, etc.] que corresponde a lo que conocemos como vidrio común. Industrialmente el proceso se lleva a cabo mezclando “cal viva” (CaO), con carbonato de sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) y sílice (usualmente arena blanca). La mezcla se muele y enseguida se introduce a un horno a muy alta temperatura de tal modo que ésta se funde ocurriendo la reacción de neutralización con formación del vidrio que, antes de que solidifique, se pasa directamente al proceso de moldeado donde se le da forma de láminas, botellas, bloques, etc. Debido a la alta temperatura, en este proceso inicialmente el carbonato de sodio se descompone en su ácido y base constituyentes, eliminándose el bióxido de carbono como gas, quedando así disponible el óxido de sodio (esquema 5-a), y después ocurre la reacción de neutralización (esquema 5-b):



Esquema 5

Páginas atrás se comentó que los silicatos son el tipo de mineral más abundante de la corteza terrestre y la razón de esto puede ahora resultar obvia: los silicatos corresponderían a los diferentes productos de neutralización del óxido ácido más abundante en la corteza terrestre que sería la sílice  $[\text{SiO}_2]$  al reaccionar con diferentes óxidos alcalinos. Precisamente, después del oxígeno y el silicio entre los elementos más abundantes están el sodio, potasio, magnesio y cal-

\* Como regla general: todos los óxidos gaseosos son ácidos, pero existen algunos pocos que son sólidos, mientras que los óxidos sólidos son básicos, aunque hay algunos pocos que son ácidos o *anfotéricos* (ver adelante el significado de este último término).

cio, que forman óxidos alcalinos. El aluminio es el tercer elemento más abundante y es un caso especial ya que su óxido  $[Al_2O_3]$  tiene propiedades tanto de ácido como de base, característica que se conoce como *anfoterismo* y que se limita a unos cuantos óxidos (caso muy importante: el agua): los *anfóteros* pueden neutralizar tanto a ácidos como a bases. De este modo, los óxidos de sodio, potasio, magnesio, calcio y aluminio pueden reaccionar con la sílice dando lugar a silicatos. De manera particular, algunos silicatos que contienen aluminio constituyen la importante familia de los *silicoaluminatos*, un tipo de mineral también muy abundante. Precisamente la arcilla o “barro” que se utiliza para fabricar diferentes tipos de cerámica, tienen como componente fundamental a un silicoaluminato llamado *caolinita*. Cuando la arcilla tiene un alto contenido de *caolinita* el material se denomina *caolín*, que es precisamente el tipo de arcilla con el que se fabrica la porcelana china.

Podríamos continuar hablando de las reacciones de neutralización y sus productos tanto en la industria como en la naturaleza, pero el par de ejemplos arriba citados ilustran la trascendencia de este tipo de reacciones. Sin embargo, para finalizar esta parte podemos ahora simplemente mencionar que las reacciones de neutralización se presentan en la producción de casi cualquier tipo de sustancia de uso común (el acero, el aluminio, plásticos, etc.), y de hecho los ácidos y las bases constituyen dos tipos de reactivos químicos fundamentales para la producción de casi cualquier producto manufacturado: desde alimentos hasta vehículos espaciales.

## EPÍLOGO: LAS REACCIONES DE NEUTRALIZACIÓN QUÍMICA Y

## LA REFORESTACIÓN VEGETAL CONTRA LA LLUVIA ÁCIDA Y EL EFECTO INVERNADERO.

Decíamos al principio de este manuscrito que hay varios términos científicos con los cuales estamos familiarizados. Tal es el caso de *lluvia ácida* (de la cual hablamos líneas arriba) y *efecto invernadero*, fenómenos que se están convirtiendo en verdaderos flagelos del mundo moderno. Ambos tienen como común denominador el ser una consecuencia de la actividad humana, fundamentalmente la oxidación química (por ejemplo: la quema de combustibles y todo tipo de materiales orgánicos, “tostación” de minerales sulfurados\*, etc.) con la consiguiente emisión de óxidos gaseosos. El *efecto invernadero* se origina de un aumento en la concentración de bióxido de carbono en la atmósfera<sup>‡</sup>, y tiene como consecuencia una elevación de las temperaturas promedio en toda la Tierra. Este gas actúa como la película transparente de un invernadero permitiendo durante el día el paso de la luz solar con un consecuente calentamiento del interior, y al llegar la oscuridad, esa película impide que el calor acumulado se disipe rápidamente. Al día siguiente la luz solar recalienta el interior del invernadero, y en este sentido si no hay un sistema que regule la temperatura (por ejemplo, la simple circulación de aire hacia el interior), el invernadero se torna cada vez más caliente. En el caso del enorme invernadero que es la Tierra, durante varios miles de años el grosor promedio de la capa de bióxido de carbono ha sido de tal dimensión que las temperaturas promedio anuales han sido muy estables. Sin embargo, a partir de la Revolución Industrial en el siglo XVIII, la concentración de este gas ha ido en aumento (casi imperceptiblemente al principio, muy rápido en los últimos 50 años) provocando que el calor acumulado du-

\* En la naturaleza, varios metales aparecen en forma de sulfuros (por ejemplo los sulfuros de zinc  $[ZnS]$ , cobre  $[CuS]$ , plomo  $[PbS]$  o níquel  $[NiS]$ ). Para extraerlos es necesario inicialmente transformarlos a sus óxidos, lo cual se consigue calentándolos en presencia de aire, proceso que genera bióxido de azufre gaseoso  $[SO_2]$ .

‡ En realidad hay otros gases que también contribuyen a éste fenómeno, como es el propio vapor de agua o el metano, aunque a fin de cuentas, el bióxido de carbono resulta ser el agente más importante.

rante las horas de irradiación solar no se disipe lo suficiente durante las horas de oscuridad (las noches se están tornando menos frías) y como consecuencia poco a poco se van incrementando las temperaturas promedio en el planeta. Las repercusiones de este fenómeno son catastróficas para los sistemas naturales ya que los ciclos estacionales se ven alterados y ello, evidentemente afecta los ciclos biológicos naturales.

La famosa película de los años 70's titulada *Cuando el Destino nos Alcance* (*Soylent Green*, por su título en inglés) es una historia de la ciencia-ficción que nos alerta sobre los graves extremos a los que podría llegar la humanidad en un mundo totalmente degradado en su entorno ecológico. Desdichadamente, *Soylent Green* es una novela que parece estar en vías de no ser una mera fantasía, a menos que hagamos lo necesario para impedir que la degradación ecológica continúe avanzando. La contaminación ambiental es uno de los principales factores de esa degradación ecológica, y aquí la *lluvia ácida* y el *efecto invernadero* juegan un papel principal.

El problema de la contaminación ambiental es de una enorme complejidad ya que este abarca una gran variedad de facetas, además que en éste están involucrados intereses tanto políticos, como económicos y sociales. A la luz de los hechos, resulta evidente que aquellos países que ahora son los más poderosos en la Tierra no tienen la menor intención de ceder un ápice en cuanto a su posición en el concierto mundial puesto que, en aras de disminuir la contaminación ambiental sería necesario hacer cambios sustanciales en las formas y volúmenes de producción lo cual, al menos en el inicio, tendría efectos negativos en las economías. No obstante, mucho puede hacerse, más allá de suspender, disminuir o modificar la actividad industrial que, a fin de cuentas, lleva cierta riqueza material a las naciones.

¿Podríamos disminuir la concentración en la atmósfera de los gases que provocan la *lluvia ácida* y el *efecto invernadero*? Teóricamente la respuesta es sí: las sustancias que provocan am-

bos fenómenos son óxidos gaseosos y por lo tanto ácidos ( $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{NO}$  y  $\text{NO}_2$  que provocan la *lluvia ácida* y el  $\text{CO}_2$  principal causante del *efecto invernadero*, ver arriba) y entonces podríamos neutralizarlos con álcalis, formando así sales "inofensivas". Sin embargo, en el caso particular del bióxido de carbono no sería necesario neutralizarlo, pues las plantas verdes lo asimilan durante la fotosíntesis transformándolo así en *biomasa vegetal* (hojas, ramas, troncos, raíces), por lo que en este caso tendríamos que recurrir a la reforestación masiva de la Tierra, además de detener la tala inmoderada de bosques y selvas. Para eliminar los gases que provocan la *lluvia ácida*, las emisiones de fábricas, termoeléctricas, carboeléctricas, etc. con alto contenido de óxidos de azufre y nitrógeno, deberían de ser pasados por filtros con agentes alcalinos y poder así neutralizarlos (figura 4). Ya comentamos que la "cal viva"  $[\text{CaO}]$  y la "calhidra"  $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$  son álcalis cuya producción es muy económica y prácticamente inagotable, aunque ésta a su vez genera bióxido de carbono proveniente del carbonato de calcio, además de aquel originado de la quema de combustible para la calcinación. Aunque este bióxido de carbono tenga varios usos en la industria, al final termina en la atmósfera y entonces ello requeriría de la existencia de más vegetales para poder eliminarlo. A fin de cuentas es la vegetación el principal medio para eliminar ambos problemas de contaminación; las reacciones de neutralización equivalen a intercambiar los gases de la lluvia ácida por bióxido de carbono, que puede ser eliminado naturalmente mediante la fotosíntesis. En el futuro, los combustibles procesados (gasolinas, diesel, gas natural, etc.) deberán estar libres de nitrógeno y azufre para impedir la generación de estos óxidos, de tal modo que sólo arrojen  $\text{CO}_2$  a la atmósfera.

De lo anterior, la respuesta es clara: para evitar que *el destino nos alcance* debemos actuar más racionalmente teniendo siempre en mente el cuidado de la Naturaleza en todas sus manifestaciones. Ello implica evitar el despilfarro y uso irracional de todo tipo de bienes y servicios pues su producción conduce a una mayor gene-

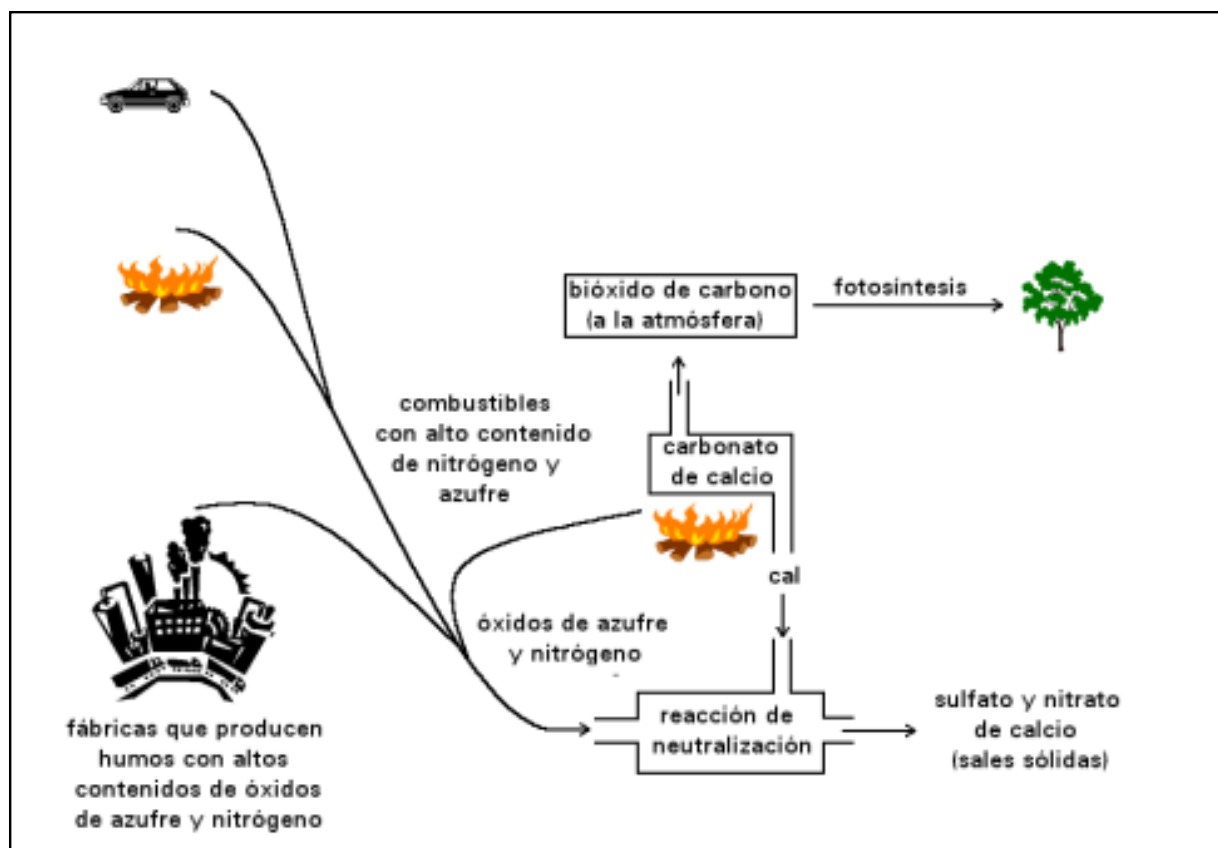


Figura 4. Eliminación de la contaminación por óxidos gaseosos mediante su neutralización con óxidos alcalinos.

ración de contaminantes. Este cuidado se refiere también al preservar todas las formas vivas del entorno natural, animales y plantas, y sobre todo plantar muchos, muchos árboles. Cada árbol representa un filtro que ayudará a eliminar el exceso de bióxido de carbono, que a su vez puede reemplazar a los otros óxidos gaseosos responsables de la *lluvia ácida*.

A fin de cuentas, el entender un poco de química resulta útil para saber las consecuencias de algunos de nuestros actos sobre este hermoso mundo en el cual vivimos y que, según hemos visto, sustenta a la vida en un ambiente oxidante que es perfecto si lo respetamos, pero puede resultar fatal si lo alteramos.

## AGRADECIMIENTO

Una buena parte de la información aquí mostrada forma parte del curso de Química Des-

criptiva que se imparte a los estudiantes de los primeros semestres de la Facultad de Química. El autor agradece a sus alumnos en esos cursos su paciencia, y el que le hayan permitido aprender con ellos.

## REFERENCIAS

Alguna bibliografía útil para incursionar mas a fondo en el tema de los *óxidos* y otros tópicos relacionados:

- McQuarrie, D. A. y Rock, P. A. (1985). *Descriptive Chemistry*. New York: H. Freeman and Co.
- Swaddle, T.W. (1997). *Inorganic Chemistry: An Industrial and Environmental Perspective*. San Diego: Academic Press.
- Westheimer, F. H. (1985). How to turn on an electric ligh. *Journal of Chemical Education*, 62 (9) 762 – 779.