

QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA

UNIDAD 17: AZUFRE

Haga la configuración electrónica del S

El azufre puede alcanzar la configuración electrónica del gas noble más próximo mediante la adición de 2 e⁻. Sin embargo, también se encuentran en estados de oxidación positivos.

Presencia en la naturaleza

Los grandes depósitos subterráneos son la fuente principal de azufre elemental. El S también está presente en sulfuros y sulfatos. Su presencia como componente menor del carbono y el petróleo representa un problema importante. La combustión de estos combustibles “sucios” genera gran contaminación por óxidos de azufre.

Propiedades y usos del azufre

El S es amarillo, insípido y casi inodoro. Es insoluble en agua y existe en diversas formas alotrópicas. La forma más estable a temperatura ambiente es el azufre rómbico que consiste en anillos plegados S₈. Cuando se calienta por arriba del punto de fusión (113 °C), el azufre experimenta una variedad de cambios. El azufre fundido primero contiene moléculas S₈ y es un fluido debido a que los anillos se deslizan con facilidad uno sobre otro. Al calentar más este líquido color paja, ocasiona que se rompan los anillos para formar moléculas muy largas que pueden enredarse. Como consecuencia el azufre se vuelve viscoso. Si se sigue calentando las cadenas se rompen y la viscosidad disminuye de nuevo.

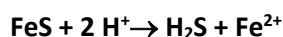
En Estados Unidos los 10 millones de toneladas de S producidos se emplean para la obtención de ácido sulfúrico. El S también se utiliza para vulcanizar el caucho, un proceso que lo hace más resistente introduciendo enlaces cruzados entre las cadenas de polímeros.

Sulfuros

El azufre forma compuestos mediante la combinación directa con muchos elementos. Cuando el elemento es menos electronegativo que el azufre, se forman sulfuros, los cuales contienen S²⁻. Por ejemplo, en el sulfuro ferroso, FeS, se forma mediante la combinación directa de Fe y S. Muchos elementos metálicos se encuentran como menas de sulfuros, como el PbS (galena) y HgS(cinabrio).

Una serie de menas que contienen el ión disulfuro S₂²⁻ se conocen como *piritas*. La pirita de hierro (II), FeS₂, se presenta en forma de cristales cúbicos de color amarillo dorado, debido a que la los mineros la han confundido con oro, la llaman el oro de los tontos.

Uno de los sulfuros más importantes es el H₂S. Por lo general se la prepara por la acción de un ácido diluido sobre FeS.



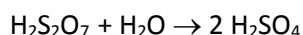
La propiedad más característica de este gas es su olor, es el responsable en gran medida responsable del olor del huevo podrido. Es un gas muy tóxico, por fortuna el olfato es capaz de detectarlo a concentraciones muy bajas que no son tóxicas. Una molécula orgánica que contiene azufre, como la del sulfuro de dimetilo (CH₃)₂S, tiene un olor muy similar al H₂S y puede detectarse mediante el olfato en concentraciones de una parte por millón, por ello se lo agrega al gas natural como una medida de seguridad para detectar pérdidas.

Óxidos, oxoácidos y oxoaniones del azufre

El SO_2 se forma cuando se quema azufre en aire; tiene un olor asfixiante y es tóxico. Este gas es particularmente tóxico para los microorganismos, como los hongos, por lo que se utiliza para desinfectar frutas y vinos. A 1 atm de presión y temperatura ambiente, el SO_2 se disuelve en agua produciendo una solución de concentración aproximada de 1,6 M, la misma es ácida y la describiremos como ácido sulfuroso.

Las sales de SO_3^{2-} y HSO_3^- son muy conocidas. Pequeñas cantidades de Na_2SO_3 o NaHSO_3 se utilizan como aditivos de alimentos para prevenir su descomposición por la acción de las bacterias.

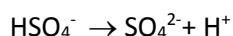
Aunque la combustión del azufre en aire produce principalmente SO_2 , también se forman pequeñas cantidades de SO_3 . El anhídrido sulfúrico tiene gran importancia comercial debido a que se trata del anhídrido del ácido sulfúrico. Durante la producción de ácido sulfúrico se obtiene primero SO_2 al quemar S. Después se oxida a SO_3 mediante un catalizador como V_2O_5 o platino. El SO_3 se disuelve en H_2SO_4 dado que se disuelve muy lento en agua, y después el $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ formado, llamado ácido piro sulfúrico se agrega al agua para formar H_2SO_4 .



El ácido sulfúrico comercial es una solución concentrada al 98 %. Es un líquido aceitoso, denso e incoloro que hierve a 340 °C. Es un ácido fuerte, buen agente deshidratante y un agente oxidante moderadamente bueno, todas propiedades útiles.

Este ácido se emplea en casi todos los procesos de manufactura, tanto es así que su consumo suele ser empleado como un indicador de la actividad industrial.

El H_2SO_4 es un ácido fuerte, pero solo el primer H se ioniza completamente en disolución acuosa



Por consiguiente este ácido forma sulfatos y sulfatos ácidos. Los sulfatos ácidos son componentes comunes de los llamados “ácidos secos” empleados para ajustar pH de piletas y jacuzzis.

El ión tiosulfato ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$) está relacionado con el ión sulfato y se forma hirviendo una solución alcalina de SO_3^{2-} con S elemental.

El término *tio* indica la sustitución de oxígeno por azufre.

- a) Haga las estructuras de Lewis de los iones sulfatos y tiosulfatos.