

# EL OXÍGENO

## I. OBJETIVO

## II. FUNDAMENTO TEÓRICO

El oxígeno forma un policación monovalente, el catión dioxigenilo. Los únicos compuestos iónicos donde el catión dioxigenilo se estabiliza son aquellos cuyos aniones son poco oxidables, como el hexafluorplatino (V), que da lugar a  $O_2^+PtF_6^-$ ; también el  $O_2^+BF_4^-$ , y el  $O_2^+GeF_5^-$ ; o el  $O_2^+RhF_6^-$ , muy volátil e hidrolizable en agua.

El número de enlaces covalentes máximo que puede formar el oxígeno es 2; el azufre y selenio hasta 6, y el telurio hasta 8. Esto está de acuerdo con el hecho de que el carácter metálico aumenta al descender en el grupo.

### **Solubilidad:**

Son poco solubles. La solubilidad del oxígeno es de unos 3 volúmenes de oxígeno en 100 de agua, disminuyendo bastante al aumentar la temperatura. Esta es la razón de que los peces, en verano, salten fuera del agua, para remover así la superficie de la misma y facilitar la disolución del oxígeno en ésta. Además, como ocurre con todos los gases, un cambio de la presión altera la solubilidad.

### **PROPIEDADES QUÍMICAS:**

El oxígeno forma compuestos prácticamente con todos los elementos (excepto He, Ne, y, quizá, Ar) combinándose directamente con ellos, excepto en el caso de los halógenos, algunos metales nobles y gases nobles.

Con el hidrógeno, el oxígeno reacciona exotérmicamente dando agua.

Quizá la reacción más importante, que ocurre entre dos elementos de este grupo sea, precisamente, la exotérmica que produce fácilmente  $SO_2$ ; que posteriormente con ayuda de catalizadores ( $V_2O_5$ ) y en presencia de oxígeno da lugar al  $SO_3$ , y que con agua en medio sulfúrico concentrado da sulfúrico.

Con el nitrógeno el oxígeno reacciona en presencia de catalizadores dando lugar a óxido nítrico, NO, que, como es sabido, reacciona instantáneamente con oxígeno para dar el dióxido,  $NO_2$ , que por posterior oxidación en presencia de agua da lugar al ácido nítrico, base de los fertilizantes nitrogenados.

### **ÓXIDOS:**

A pesar del balance negativo que supone la adición de 2 electrones y la descomposición del  $O_2$ , el oxígeno forma óxidos muy estables, tanto cristalinos ( $CaO$ , PF=2580°C;  $SiO_2$ , PF=1710°C;  $BeO$ , PF=2570°C;... etc.) como moleculares ( $CO$ ,  $SO_2$ ,  $Cl_2O_7$ , gaseosos). La gran estabilidad de los óxidos iónicos se debe a la elevada energía reticular que supone la doble carga negativa del  $O^-$  y su pequeño

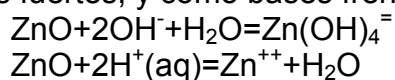
radio iónico; en el caso de los covalentes se debe a la robustez del enlace sigma, reforzado en muchos casos por un enlace  $\pi$  deslocalizado, además de por un determinado porcentaje de carácter iónico, tanto mayor cuanto mayor sea la diferencia de electronegatividades entre el oxígeno y el otro elemento.

Se estabilizan estados de oxidación singularmente altos:  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{AgO}$ ,  $\text{PrO}_2$  (iónicos);  $\text{OsO}_4$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{SO}_3$  (covalentes).

El  $\text{BeO}$ ,  $\text{B}_2\text{O}_3$  y otros son "parcialmente" covalentes, en el sentido en que la energía reticular no explica, por insuficiente, la estabilidad de los mismos.

El  $\text{NbO}$  y otros poseen propiedades metálicas, debiéndose la conducción a electrones d en bandas metálicas resultantes de la interacción entre los átomos metálicos.

Desde el punto de vista del comportamiento químico, según su reactividad ácido-base de Arrhenius en solución acuosa, los óxidos pueden ser básicos ( $\text{MgO}$ , iónico), ácidos ( $\text{N}_2\text{O}_5$ , covalente) o anfóteros ( $\text{ZnO}$ ). Los anfóteros se comportan como ácidos frente a bases fuertes, y como bases frente a ácidos fuertes:



A medida que aumenta el estado formal de oxidación lo hace el carácter ácido: Para el cromo se tiene que el  $\text{CrO}$  es básico, el  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  es anfótero y el  $\text{CrO}_3$  completamente ácido.

Existe otro tipo de óxidos que se caracterizan por ser relativamente inertes, no interaccionando ni con ácidos ni con bases; por ejemplo el  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$  y  $\text{MnO}_2$ , o  $\text{PbO}_2$ .

Otro grupo abundante de óxidos son los denominados no estequiométricos, consistentes generalmente en un ordenamiento tipo empaquetamiento compacto de iones  $\text{O}^{2-}$  donde los iones metálicos ocupan algunas posiciones intersticiales. Si el metal posee estados de oxidación variables se forman productos no estequiométricos:  $\text{FeO}_{1-x}$ ,  $\text{ZrO}_{2-x}$ , etc.

### **OBTENCIÓN:**

El oxígeno es el elemento más abundante de la corteza terrestre (46.6%), formando parte de los feldspatos y otros silicatos, cuarzo, carbonatos, óxidos metálicos, agua, etc.; constituye, asimismo, el 21% en volumen (23.1% en peso) del aire. Además de sus tres isótopos estables (16-99.759%, 17-0.037% y 18-0.204%) posee otros radiactivos preparados artificialmente: 14, 15, 19 y 20.

Las plantas terrestres, y más las algas marinas, a la vez que convierten el  $\text{CO}_2$  en carbohidratos durante el proceso de la fotosíntesis liberan gran cantidad de oxígeno

La proporción de oxígeno en la atmósfera terrestre, a pesar de los diversos delitos ecológicos, es bastante estable debido a los cultivos, al avance de la agricultura

en las últimas décadas. Las algas aportan el 90% del oxígeno actualmente necesario.

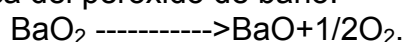
Con la altitud disminuye la presión parcial de oxígeno en la atmósfera. Muchos seres vivos, incluidos el hombre y la mujer desarrollan, a largo plazo, mecanismos para la aclimatación a las alturas.

Por otro lado, la cantidad de oxígeno "libre" en el agua depende mucho de la temperatura, siendo más abundante durante el invierno, debido a su menor presión parcial, y al menor consumo por diversos microorganismos acuáticos.

**El oxígeno** se obtiene por destilación fraccionada del aire líquido, cuya fase líquida

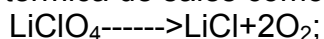
También por electrolisis del agua acidulada, quedando ésta enriquecida en el isótopo 18.

Por descomposición térmica del peróxido de bario:



En aire, y en frío, el óxido se vuelve a reoxidar. Después de varios ciclos las partículas de los sólidos son muy pequeñas y los procesos ocurren muy rápidamente.

También por descomposición térmica de sales como  $\text{LiClO}_4$  según:



O  $\text{NaClO}_3$  según:  $\text{NaClO}_3 \text{ ----} \rightarrow \text{NaCl} + 3/2\text{O}_2$ , etc.

Si se introduce un metal, como el Ni, muy puro, en una disolución de agua oxigenada la descompone dando oxígeno.

### **III PARTE EXPERIMENTAL.**

#### **III.1. MATERIALES**

- Tubo de ensayo
- Tubo de desprendimiento
- Cuchara de combustión
- Vaso precipitado
- Luna de reloj
- Mechero
- Pinza
- Piceta
- Pipetas
- Gradillas para tubos

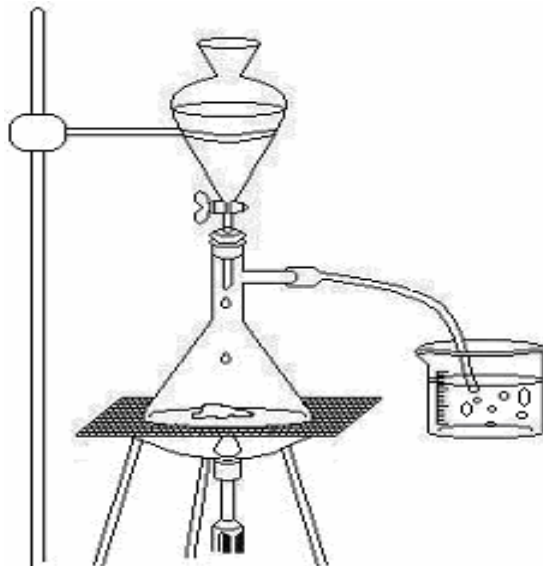
#### **III.2) REACTIVOS**

- $\text{KClO}_3(\text{s})$
- $\text{MnO}_2(\text{s})$
- Azufre
- $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{H}_2\text{O}_2$
- KI
- $\text{H}_2\text{SO}_4$
- $\text{KMnO}_4$
- $\text{HgO}(\text{s})$
- $\text{Na}_2\text{O}_2$
- $\text{BaO}_2$

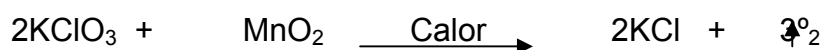
## Procedimiento experimental

### 1.1.- OBTENCIÓN DEL OXIGENO.

En una luna de reloj mezclar 2g de  $\text{KClO}_3$  y 0.5g de  $\text{MnO}_2$  luego colocar la mezcla en un kitazato en seguida tapar la parte superior del kitazato, para que a la hora de calentar la mezcla, el oxígeno desprendido por la descomposición de la sal, salga a través del tubo de desprendimiento el cual va conectado a un tubo de ensayo para recoger el oxígeno por desplazamiento del agua, luego se procede a tapar el tubo de ensayo lleno de oxígeno para usarlo en el próximo experimento.



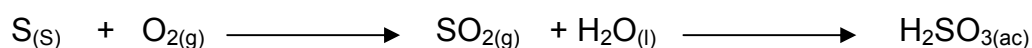
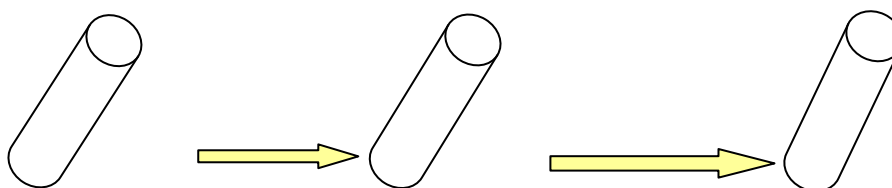
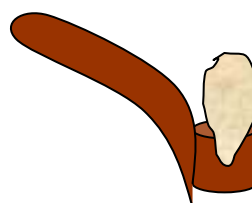
La reacción es:



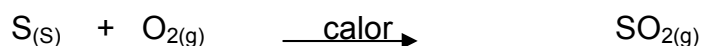
### 1.2.- propiedades del oxígeno.

En una cuchara de combustión calentar un poco de azufre sólido (que es de color amarillo) hasta que se encienda, luego se introduce en el tubo de ensayo que contiene oxígeno obtenido del experimento anterior. Se observa que el azufre arde con llama azulada desprendiendo un olor sofocante y cuando esta casi apagada se retira la cuchara del tubo de ensayo para adicionar un poco de agua, luego se agita el tubo de ensayo para que la reacción entre el dióxido de azufre y el agua se lleve con más facilidad formando ácido sulfuroso, luego se sumerge papel de tornasol en la solución observándose que cambia de color azul a rojo lo cual comprueba que el producto formado es un ácido.

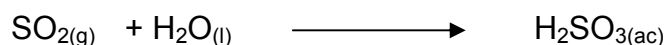
El azufre se introduce al tubo de ensayo



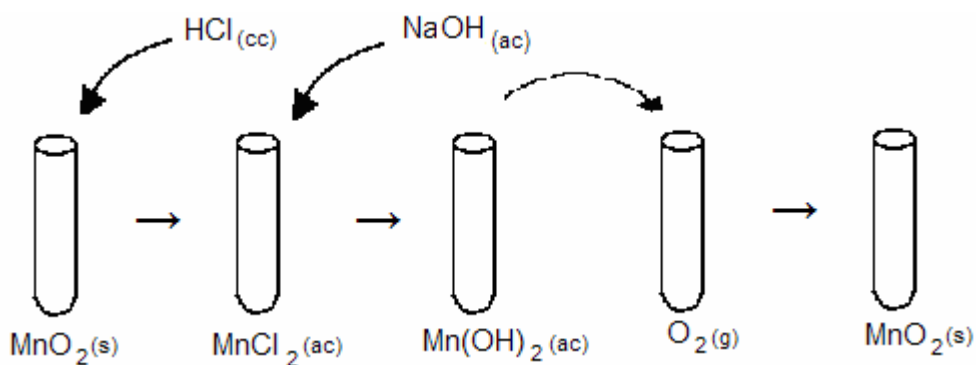
Las reacciones que se llevan a cabo son las siguientes:



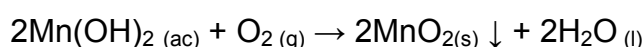
Luego



**2.2** En un tubo de ensayo mezclar una solución de  $MnCl_2$  (ac), la cual se obtiene al hacer reaccionar una muestra sólida de  $MnO_2$  (s) con una solución de  $HCl$  (cc), con una solución básica de  $Na(OH)$  (ac). Luego, agregar esta solución al tubo donde se ha obtenido el  $O_2$  (g).

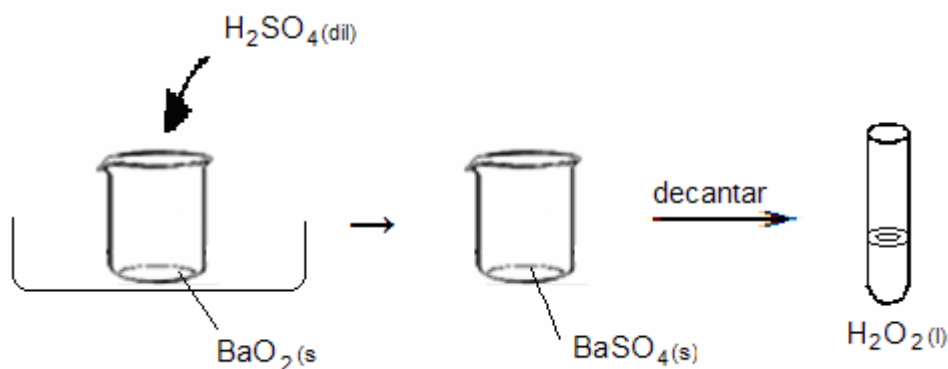


Al agregarle el hidróxido de sodio a la solución de  $\text{MnCl}_2(\text{ac})$ , se forma el hidróxido de manganeso, el cual, al reaccionar con el oxígeno se observará la formación de una suspensión de color marrón oscuro, que nos indica la presencia de  $\text{MnO}_2(\text{s})$ ; siendo la reacción:

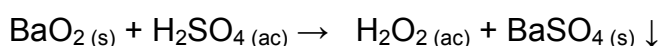


### 2.3 Obtención del peróxido de hidrógeno

Dentro de un recipiente que contenga agua con una temperatura muy baja, colocar un tubo de ensayo seco, el cual debe contener una muestra sólida de  $\text{BaO}_2(\text{s})$ . Luego, agregar una solución diluida de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Posteriormente decantar.



Observamos que se forma un precipitado de color blanco turbio, el cual nos indica la presencia del  $\text{BaSO}_4$  y se obtiene el  $\text{H}_2\text{O}_2$  luego de la decantación. Siendo la reacción:



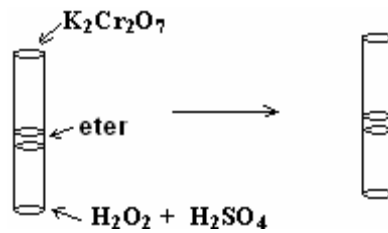
#### Recomendaciones:

- Al diluir un ácido, siempre agregar éste sobre el agua.
- Para bajar la temperatura del agua, podemos adicionar sales como  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , etc.

### REACCION DE IDENTIFICACION DEL $\text{H}_2\text{O}_2$

#### Experimento N ° 4

En un tubo colocar  $\text{H}_2\text{O}_2$  y  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , después agregar  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  que es un compuesto color naranja

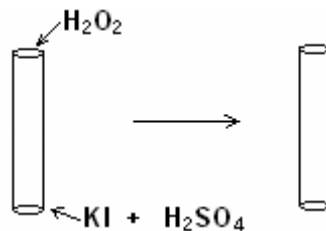


**Observaciones**, podemos ver que después de ocurrida la reacción se aprecia dos coloraciones una superior, de color azul marino que es por la presencia de peróxido de cromo, y en la parte inferior una coloración verdosa que es debido al ácido crómico presente.

### PROPIEDADES OXIDANTES DEL $\text{H}_2\text{O}_2$

#### Experimento N ° 5

En un tubo limpio se agrega KI acidulado con  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (diluido); después se agrega  $\text{H}_2\text{O}_2$ ; y después se observa:



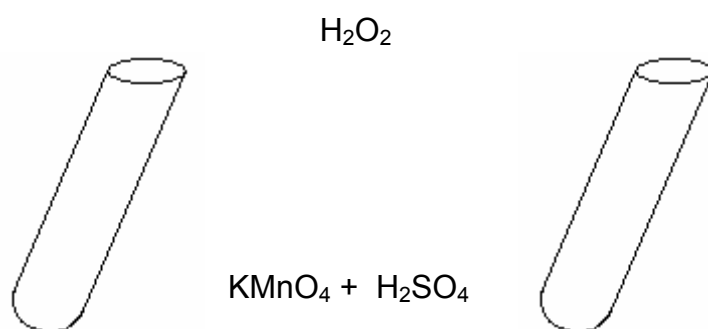
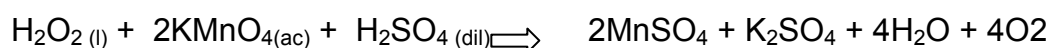
**Observación:** en esta reacción podemos apreciar que el yodo se oxida en presencia de peróxido de hidrogeno, pasa de  $\text{I}^{-1}$  a  $\text{I}^0$ , y podemos ver que la reacción termina de una coloración verdosa oscura y pasado un tiempo de reposo, la solución se torna color rosado claro y en la parte inferior del tubo se observa un precipitado oscuro que es el yodo formado.

## EXPERIMENTO N° 06

### Propiedades Reductoras del Peroxido de Hidrogeno (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>)

6.1.- Se vierte en un tubo de ensayo una solución acuosa de KMnO<sub>4</sub> y otra solución de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (Ac. diluido). Y finalmente agregamos H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>.

#### Reacción Química:



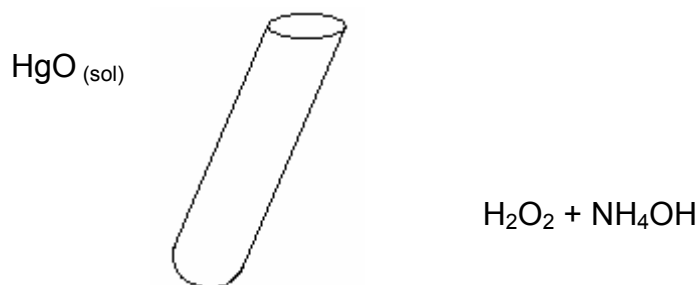
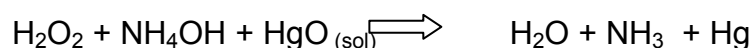
Inicialmente el permanganato de potasio se encontraba con una coloración violeta y al agregar el H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> se observa una decoloración (un color más claro). Ya que la solución H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> actúa solo como un medio para que la reacción ocurra con mayor facilidad.

El peroxido actúa como un agente reductor. El manganeso se reduce de (+7 a +2).

6.2.- Se vierte en un tubo de ensayo una solución acuosa de NH<sub>4</sub>OH y otra solución H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>. Y finalmente añadimos al tubo HgO<sub>(sol)</sub>.

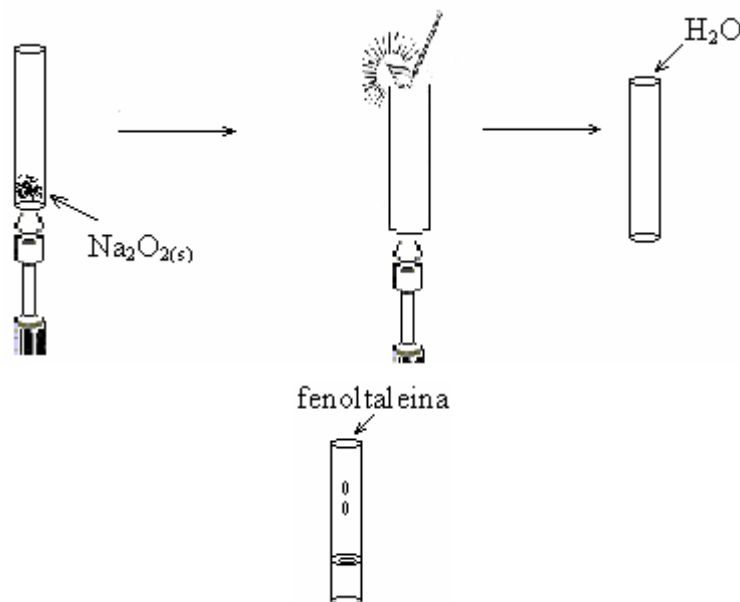
La solución de NH<sub>4</sub>OH actúa como medio para la reacción. Se observa que la solución final toma una coloración plomiza y que hay presencia de burbujas. El Hg se reduce de (+2 a 0) Ya que el peroxido se comporta como un agente reductor.

#### Reacción Química:

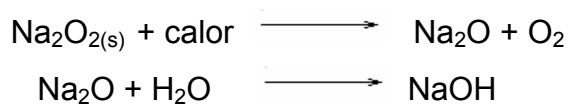


### 7) descomposición térmica del peroxido de sodio

En un tubo de ensayo colocar una pequeña muestra del peroxido de sodio  $\text{Na}_2\text{O}_{2(s)}$ , calentar en el mechero encender un palito de fósforo y acercar al tubo de ensayo observar de lo que sucede, dejar enfriar el tubo y añadir  $\text{H}_2\text{O}$ , luego agregar dos gotas de fenoltaleina



la reacción será .



Observamos que al calentar el  $\text{Na}_2\text{O}_{2(s)}$  desprende un gas, el  $\text{Na}_2\text{O}_{2(s)}$  paso a  $\text{Na}_2\text{O} + \text{O}_2$ , cuando acercamos el palito de fósforo encendido la llama creció esto

es porque el gas era oxígeno  $O_2$  había una mejor combustión, al agregarle el  $H_2O$  lo que se debe formar es  $NaOH$  de un color transparente, para estar seguros agregamos la fenoltaleína y observamos que se torna de un color rosado dando positivo para las bases como el  $NaOH$ .

### **Conclusiones:**

- El oxígeno trabaja con los metales con carga de  $-2$ , mientras que con los alcalinos trabaja con carga de  $-1$  formando así los peróxidos
- El hidróxido de sodio es una base fuerte por esa razón se le agrega la fenoltaleína para identificarlo como base
- El oxígeno puro contribuye a una buena combustión
- El peróxido de hidrógeno es inestable, cuando le da la luz solar se descompone por esa razón se guarda en frascos de vidrio oscuros

### **5. Bibliografía**

- Química Elemental, parte I. Dr. **Larrazabal Y Fernández**, Luis. Editorial Minerva Books.
- Química Experimental. **Carrasco Venegas**, Luis. Editorial América.
- Química Inorgánica Avanzada. **Cotton y Wilkinson**. Editorial LIMA

