

Valoración de un agua oxigenada:

(Práctica da ESO – curso 2016 – 2017)

Objetivos:

A).- Asimilar que existe un tipo de reacciones químicas muy importante en las que se realiza una transferencia de electrones desde una sustancia (reductora) a otra (oxidante).

B).- Reconocimiento de la capacidad de arrancar electrones como la propiedad de una sustancia de ser oxidante y la capacidad de ceder electrones como la propiedad de una sustancia de ser reductor.

C).- Repaso.- Esta práctica es la última y por lo tanto una de las mas completas de las realizadas este año. Hay que encadenar diversas correspondencias, y así REPASAR mucho del contenido dado en este curso.

Asimilar que existen distintos métodos para el ajuste de las reacciones químicas, entre los cuales esbozaremos el mas simple de todos ellos que es el de cambios en el número de oxidación entre distintas especies químicas.

Observaciones:

1.- Normalmente, se tiene que el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) se comporta como oxidante, pero en este caso se comporta como reductor.

2.- Se trata de comprobar la concentración de un agua oxigenada comercial que figura en el envase.

Materiales : Agua oxigenada (peróxido de hidrógeno), permanganato de potasio, ácido sulfúrico de concentración moderada(5M), sosa cáustica, bureta, vaso de precipitados de unos 50 mL, varilla de vidrio, soporte metálico junto con la pinza correspondiente.

Antes de iniciar la descripción del procedimiento, es necesario tener en cuenta las siguientes

observaciones fundamentales:

1.- 1 mol de cualquier gas ideal ocupa 22.4 L cuando la temperatura es de 0°C (273 K) y la presión es la atmosférica.

2.- 1 mol de cualquier sustancia pesa lo indicado por su peso molecular expresado este en gramos.

3.- Cuando se dice, por ejemplo, que un agua oxigenada es de 10 volúmenes, quiere decir que se pueden desprender un volumen de oxígeno 10 veces mayor que el del agua oxigenada que lo genera.

4.- La ecuación general de los gases es:

$$P_1.V_1/T_1 = P_2.V_2/T_2$$

(cuidado con esta ecuación: la temperatura debe expresarse en grados kelvin).

5.- Se parte de la reacción (ya ajustada) , según:



PROCEDIMIENTO:

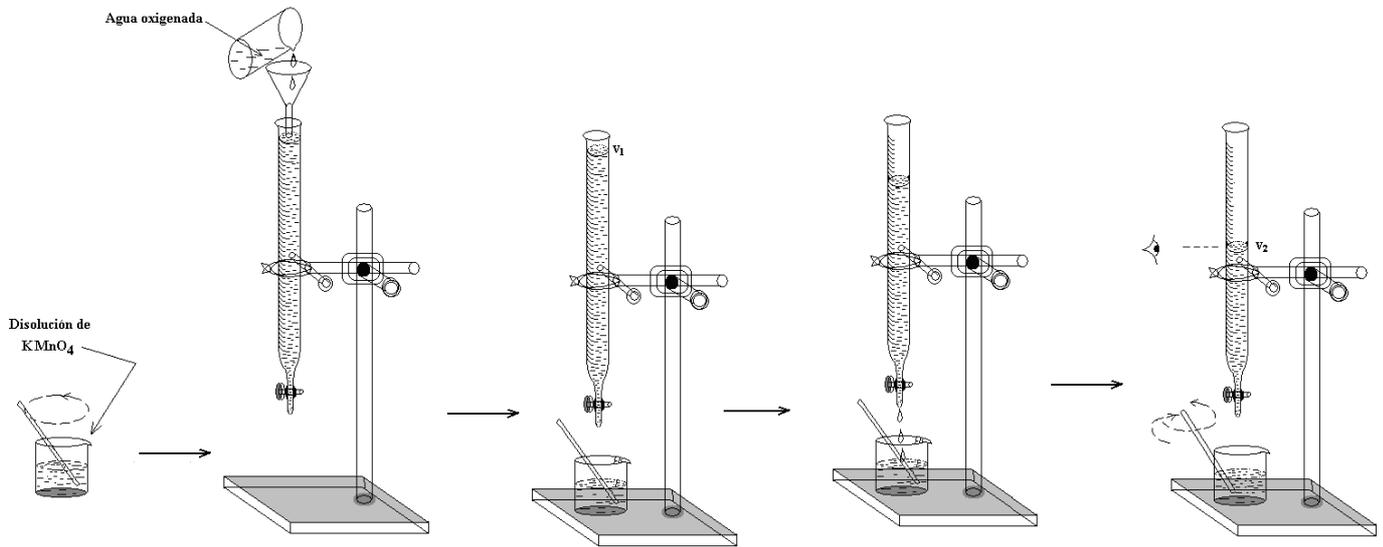
Se prepara una disolución de KMnO_4 , disolviendo 1gr de esta sal en 1 L de agua.

A continuación se toma unos 10 cm³ de esta disolución junto con otros 5 cm³ de ácido sulfúrico algo concentrado (vamos a trabajar con una concentración parecida a las baterías de coche); se añaden otros 10 mL de agua destilada y se introduce todo en un vaso de precipitados de unos 50 cm³, y se ajusta suavemente con una varilla de vidrio.

Cuando se prepara una disolución de ácido sulfúrico a partir de un ácido sulfúrico concentrado, este hay que verterlo siempre sobre el agua ya que al ser este es mas denso y se dirige al fondo; y NO al revés, en el que el agua, la que al ser esta menos densa flota sobre el ácido produciendo peligrosas salpicaduras..

Se introducen el peróxido de hidrógeno o agua oxigenada en la bureta (después de haber sido diluida con agua, hasta 0.1 de la concentración inicial: una parte de agua oxigenada añadida a 9 partes de agua) y con esta se deja el nivel sobre el cero de la bureta.

Se monta la bureta encima del vaso, se abre la llave de esta y se deja caer lentamente el agua oxigenada, agitando convenientemente con una varilla de vidrio, observando con atención el cambio de color que se ha de producir en un determinado instante, todo ello según la figura:



Cuando se produce el cambio de color se cierra la llave rápidamente, y se observa el volumen de agua oxigenada gastada.

Recordamos que el objetivo último es hallar el n° de volúmenes en oxígeno que tiene el agua oxigenada que nos dan.

Un vez realizado todo lo anterior, se invocan las valiosas observaciones indicadas anteriormente, y se anotan los resultados procedentes de los cálculos siguientes:

A).- Para el permanganato:

10 mL con una concentración de 1 g/L.;

aquí debe interesarnos saber los gramos de KMnO_4 a que corresponden; esto se ha de determinar por una simple “regla de tres”, según:

Si 1000 mL (1 L de KMnO_4) -----Contiene -----→ 1 gr (de KMnO_4 puro), entonces:

10 mL -----deben contener -----→ x;

$x = 10/1000 = 0.01$ gr de KMnO_4 (que van a reaccionar con cierto volumen de agua oxigenada).

B).- Para el agua oxigenada .-

A continuación perseguimos hallar el volumen de oxígeno generado en este proceso (a 20°C) y luego los volúmenes de agua oxigenada a que corresponde (y por último comparamos con que indica el envase).

Vamos a hallar a cuanto volumen de O₂ corresponde a la masa de permanganato decolorada; para ello invocamos la 5ª , 2ª y la 1ª observaciones:

La 5ª observación → 2 moles de (KMnO₄) ←--- corresponden a ---→ 5 moles de O₂ ;

entonces por la 2ª se tiene:

2 x 158 gr (KMnO₄) ←-----corresponden a -----→ 5 x 32 gr(O₂);

como tuvimos 0.01 gr (KMnO₄) en los 10 ml de disolución en el vaso de precipitados, luego:

Si [2 x 158 gr (KMnO₄)] ←-----corresponden a -----→ 5 x 32 gr(O₂), entonces:

0.1 -----→ x

$$x = (0.01 \times 5 \times 32) / (2 \times 158) \\ = 0.00506 \text{ gr de O}_2 \text{ generados.}$$

Ahora se siente la necesidad de conocer el volumen de oxígeno puro a que corresponde a esta masa de O₂.

Para ello invocamos la 1ª y 2ª observación:

1 mol => Pm (gr) ↔ 22.4 L => que se puede establecer la regla de tres siguiente:

32 gr(O₂) ←-----→ 22.4 L (medidos a 0°C y 1 atm), entonces.
(0.01 x 5 x 32)/(2x158) gr de O₂ -----→ x ;

$$x = 22.4 \times [(0.01 \times 5 \times 32) / (2 \times 158)] / 32 \text{ L} \\ = 0.00354 \text{ L de O}_2 \text{ a } 0^\circ\text{C que han generado los 0.01 gr de KMnO}_4 \text{ de la disolución violeta.}$$

Pero nosotros hacemos la práctica no a 0°C, sino a unos 20 °C, Para lo cual hay que invocar la 4ª observación:

(observar que 0°C = 273 K)

$$P_1 \times V_1 / T_1 = P_2 \times V_2 / T_2 \rightarrow 1_x [22.4 \times (0.01 \times 5) / (2 \times 158)] / 273 = 1_x V / (273 + 20) \Rightarrow$$

$$V = [(273 + 20) / 273] \times [22.4 \times (0.01 \times 5) / (2 \times 158)] \text{ L}$$

$$= 0.00379 \text{ L (de O}_2 \text{ que ocupan a 20°C).}$$

$$V = 3.79 \text{ mL (o } 3.79 \text{ cm}^3\text{)}$$

Este es el volumen de oxígeno generado que corresponde a la reacción de 0.01 gr de permanganato que hay en el interior del vaso de precipitados

A continuación, recordamos que. para facilitar el proceso de medida, se toma un cierto volumen de agua oxigenada y le añadimos 9 volúmenes de agua, con lo que la concentración es de 0.1 de la inicial.

Esta disolución se introduce en la bureta y se anota el volumen gastado.

Antes de la comparación con lo indicado en el frasco, se debe multiplicar el resultado anterior por 10 (porque antes se ha diluido por 10 y nos daría un agua oxigenada 10 veces menos calidad que la que hay en el frasco comercial).

Y por último se compara con el nº de volúmenes indicados en el envase y de aquí el error absoluto y relativo cometidos en la práctica.

Observaciones:

1.- En esta práctica se da la reacción ya ajustada (los coeficientes de las distintas especies químicas).

Para ajustar las reacciones químicas se tienen 4 maneras:

- Por tanteo (solo vale para las reacciones mas sencillas, como las ácido –base vistas antes).
- Método de los coeficientes indeterminados (es un método matemático puro, pero suele ser algo complicado).
- Método del ión-electrón (es también un método matemático, pero a diferencia del anterior ya se presenta algún significado químico).
- Método del cambio en el número de oxidación (es un método relativamente sencillo y con gran significado químico).

2.- Se llama número de oxidación de un elemento a un número asociado a este (parecido a al número atómico y al peso atómico), pero en este caso lo podemos suponer asociado al número de protones menos el número de electrones presentes en la corteza electrónica de dicho elemento; este es de gran utilidad para el ajuste de reacciones químicas; es decir: es como una valencia con signo.

Se tiene:

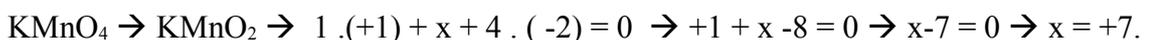
- El número de oxidación del oxígeno es siempre -2 , salvo es los peróxidos, que es -1.
- En el resto de no metales el no metal mas electronegativo (hacia arriba y hacia la izquierda en el tabla Periódica) es el que debe tener numero de oxidación negativo.
- Un elemento cuando se une consigo mismo tiene como número de oxidación nulo.
- Los metales siempre tienen un número de oxidación positivo.

3.- Existen números de oxidación positivos para el oxígeno y números de oxidación negativos para los metales; pero estos casos son muy raros y solo se estudian en cursos avanzados de Química.

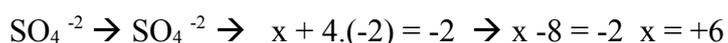
4.- Se puede determinar el números de oxidación de un elemento cuando se conoce el resto de números de oxidación del resto de elementos en la especie química .

Por ejemplo:

$$+1 \quad x \quad -2$$



$$x \quad -2$$



5.- Existen procesos (desproporcionamiento en la que un mismo elemento pasa a tener valencias distintas, como en el caso típico:



6.- Esbozo del método clásico del cambio en el número de oxidación.

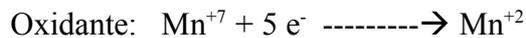
Para ajustar una reacción química se tiene:

- Dada la expresión que se asocia a la reacción química (o “ecuación química”), se reconoce que especie química (molécula o ión) es el oxidante (el que va a ganar electrones) y cual es el reductor (el que va a ceder electrones).

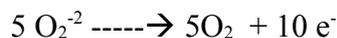


En nuestro ejemplo el oxidante es el permanganato, ya que el Mn pasa desde +7 hasta +2, quiere decir que ha ganado 5 electrones) y el reductor es el peróxido de hidrógeno (ya que el oxígeno pasa de -1 hasta 0, lo que implica que cada átomo de oxígeno ha perdido 1 electrón).

- Se escriben los procesos de reducción y de oxidación, por ejemplo:



- Se multiplica cada expresión por el número que esta asociado a los electrones perdidos o ganados de la otra. Por ejemplo: la primera expresión se multiplica por 2 y la segunda por 5.



- Se suma miembro a miembro las expresiones anteriores (como si de ecuación es matemáticas se tratara). En nuestro ejemplo se tiene:



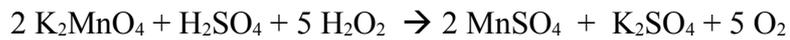
Como en las ecuaciones convencionales, los 10 e⁻ en los dos miembros con el mismo signo, se cancelan (pueden desaparecer) .



Ahora , en la primitiva expresión, tenemos:



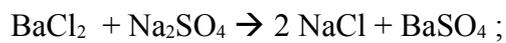
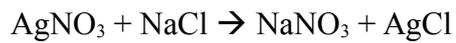
Colocamos coeficientes correspondientes proporcionados en la ecuación anterior, y tenemos:



Y ahora, ya es muy fácil de terminar de ajustar (por tanteo):



7.- Hasta ahora solo se han visto dos tipos de reacciones químicas: ácido-base y luego las de red-ox; Pero existen mas tipos, como las de doble desplazamiento (o de precipitación), siendo ejemplos típicos:



Existen otros tipos, como las de reordenamiento, desproporcionamiento, . . etc, pero estas se darán en cursos superiores.

La imagen real sobre la práctica es la siguiente:



