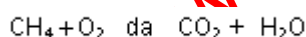


REACCIONES QUIMICAS

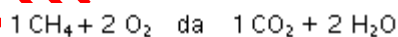


Reacción química es el proceso en el que una o más sustancias —los **reactivos**— se transforman en otras sustancias diferentes —los **productos** de la reacción. Un ejemplo de reacción química es la formación de óxido de hierro producida al reaccionar el oxígeno del aire con el hierro.

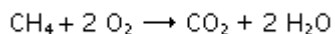
Los productos obtenidos a partir de ciertos tipos de reactivos dependen de las condiciones bajo las que se da la reacción química. No obstante, tras un estudio cuidadoso se comprueba que, aunque los productos pueden variar según cambien las condiciones, determinadas cantidades permanecen constantes en cualquier reacción química. Estas cantidades constantes, las magnitudes conservadas, incluyen el número de cada tipo de átomo presente, la carga eléctrica y la masa total. Los símbolos y fórmulas químicas sirven para describir las reacciones químicas, al identificar las sustancias que intervienen en ellas. Tomemos como ejemplo la reacción química en la que el metano (CH₄) o el gas natural arde con oxígeno (O₂) formando dióxido de carbono (CO₂) y agua (H₂O). Si consideramos que sólo intervienen estas cuatro sustancias, la fórmula (en general, formas abreviadas de sus nombres) sería:



Como los átomos se conservan en las reacciones químicas, a cada lado de la ecuación debe aparecer el mismo número de ellos. Por lo tanto, la reacción puede expresarse del siguiente modo:



Los químicos sustituyen ‘da’ por una flecha y borran todos los ‘1’, para obtener la ecuación química ajustada:



Las cargas eléctricas y el número de cada clase de átomos se conservan.

Materiales:

Tubos de ensayos, portaobjeto, pinza de madera, pipeta, vidrio de reloj, Baño-María, varillas de vidrio, vaso de precipitado, pipetas varias.

Drogas:

Nitrato de plata amoniacal, amoníaco, formol, ácido clorhídrico, ioduro de potasio, nitrato de plomo, permanganato de potasio, agua oxigenada, sulfato de cobre, nitrato de cobalto, tiocianato de potasio, butanol, dicromato de amonio, ferrocianuro de potasio, cloruro férrico, cobre, ácido nítrico.

Procedimiento:

PARA CADA UNA DE LAS SIGUIENTES REACCIONES OBSERVAR LOS CAMBIOS OCURRIDOS Y REGISTRARLOS

Considerar:

1 ml ≈ 20 gotas

- (s) : sustancia sólida
- (l) : sustancia líquida
- (g) : sustancia gaseosa
- (ac) : sustancia en solución acuosa

REACCION 1

Los espejos de segunda superficie se obtienen depositando una delgada capa de un metal o una aleación sobre vidrio u otro material transparente. En su momento se empleó amalgama de estaño (azogado) pero su toxicidad la hace desaconsejable. También se han empleado recubrimientos de aluminio u óxidos metálicos obtenidos a partir de sus vapores.

En esta práctica se hará la deposición de plata metálica en un tubo de ensayo por reducción de la disolución amoniacal de plata empleando como reductor formol. (La misma reducción la dan otros alcoholes o aldehídos: glucosa, tartratos, lactosa, etc).

Colocar solución de nitrato de plata amoniacal ($\text{Ag}(\text{NH}_3)_2\text{NO}_3$) en un tubo de ensayo **LIMPIO** hasta la mitad de la capacidad del mismo. Completar el tubo con solución de formol y colocar a Baño María.

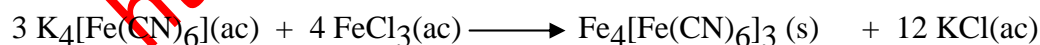


Anotar los cambios ocurridos

REACCION 2

El Azul de Prusia es un pigmento utilizado en acuarela que se obtiene a partir del cianuro de hierro. Entre sus inconvenientes es que tiende a decolorarse con la luz, aunque se recupera en la oscuridad.

Colocar 1ml de solución de ferrocianuro de potasio ($\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$) en un tubo de ensayo y agregar 2 gotas de solución de cloruro férrico (FeCl_3)



Anotar los cambios ocurridos

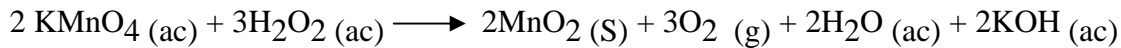
REACCION 3

El agua oxigenada se emplea en ocasiones como desinfectante. Su mecanismo de acción se debe a la efervescencia que produce, ya que la liberación de oxígeno destruye los microorganismos anaerobios estrictos (aquellos que no pueden vivir en presencia de oxígeno y que resultan patógenos), y el burbujeo de la solución

Laboratorio De Química

cuando entra en contacto con los tejidos y ciertas sustancias químicas, expulsa restos tisulares fuera del conducto. Además aprovechando la actividad de la peroxidasa presente en la sangre también se usa junto a la fenolftaleína para detectar la presencia de ésta (test de Kastle-Meyer, empleado en medicina forense para reconocer manchas de sangre). En la industria, el peróxido de hidrógeno se usa en concentraciones más altas para blanquear telas y pasta de papel, como componente de combustibles para cohetes y para fabricar espuma de caucho y sustancias químicas orgánicas.

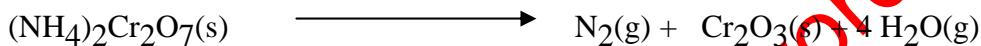
Colocar 1ml de solución de permanganato de potasio (KMnO_4) en un tubo de ensayo, y agregar 10 gotas de agua oxigenada (H_2O_2).



Anotar los cambios ocurridos

REACCION 4

Colocar en un tubo de ensayo **SECO**, una punta de espátula de dicromato de amonio ($(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) y flamear el tubo con cuidado sobre la llama de un mechero.



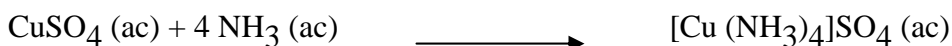
Anotar los cambios ocurridos

REACCION 5

Colocar 2 ml de solución de sulfato de cobre (CuSO_4) en un tubo de ensayo. Agregar mientras se agita, 2 gotas de solución de amoníaco (NH_3)

Anotar los cambios ocurridos

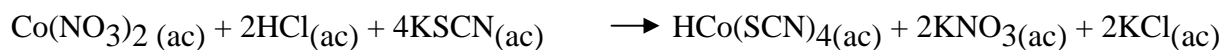
Luego seguir agregando solución de amoníaco hasta ver la disolución completa del precipitado



Anotar los cambios ocurridos

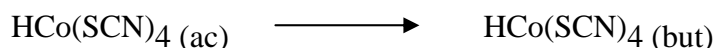
REACCION 6

Colocar 1ml de solución de nitrato de cobalto $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ en un tubo de ensayo, agregar 4 gotas de tiocianato de potasio KSCN y dos gotas de ácido clorhídrico (HCl).



Anotar los cambios ocurridos

Luego, agregar 1ml de butanol y agitar.



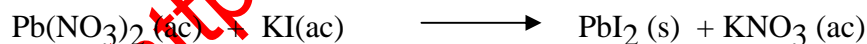
Anotar los cambios ocurridos

REACCION 7

La solubilidad de una sustancia varía con la temperatura. Generalmente, la solubilidad se hace mayor cuando la temperatura aumenta y es esta propiedad la que se aprovecha para la *recristalización*, ya que al preparar una solución en caliente y luego enfriar se precipita el exceso de soluto. En ocasiones cambia incluso la forma y el aspecto de los cristales.

Colocar 1 ml de solución de nitrato de plomo $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ en un tubo de ensayo, agregar 2 gotas de ioduro de potasio KI y calentar suavemente en baño María. ¿Qué ocurre?

Retirar del baño María y dejar enfriar en reposo. ¿Observa algún cambio? ¿Existen diferencias entre el sólido formado y el que se formó antes de calentar?



Anotar los cambios ocurridos

REACCION 8

Una forma rápida de identificar alcoholes en el laboratorio es empleando una solución de dicromato de potasio $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ adicionada de unas gotas de ácido sulfúrico, al agregar un alcohol (alcohol metílico, alcohol etílico, etc.) se va a producir un cambio de color característico. La intensidad del color va a depender de la cantidad de alcohol presente.

Laboratorio De Química

El alcoholímetro es un dispositivo utilizado para la detección de alcohol etílico en el aliento de una persona con cierto grado de esta sustancia en su cuerpo. Los primeros dispositivos que se utilizaron están básicamente asociados con reacciones de oxido - reducción, pues gracias a estas reacciones se presentan cambios en las sustancias que participan y de esta forma se ve claramente si la persona tiene alcohol en su cuerpo o no. Al pasar el tiempo y para una mayor eficacia y por lo tanto rapidez en las investigaciones a personas ebrias los métodos han cambiado un poco y ahora la mayoría de los instrumentos que se utilizan para medir la cantidad de alcohol son digitales, aunque su sistema es muy similar.

Colocar 1.5 ml de solución de $K_2Cr_2O_7$ en un tubo de ensayo, agregar 15 gotas de H_2SO_4 (cuidado! El ácido es concentrado!). Luego agregar 10 gotas del alcohol a ensayar (etanol, butanol, isobutanol, o cualquier alcohol disponible).

En el caso de haber empleado etanol para realizar la experiencia, la reacción es:

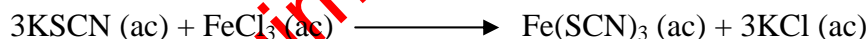


Anotar los cambios ocurridos:

REACCION 9

En ciertas ocasiones el hierro resulta un indicador de contaminación en aguas. Una forma de detectar hierro es realizando la reacción de una solución de hierro con sulfocianuro de potasio o de amonio, generándose una solución de color característico intenso aún a bajas concentraciones de hierro.

Agregar en un tubo de ensayo 10 ml de agua, adicionar dos gotas de $FeCl_3$ y agitar hasta homogeneizar. Agregar una gota de $KSCN$ (o en su defecto una gota de NH_4SCN). Observar.



¿Qué cambios se produjeron?

REACCION 10

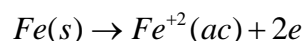
Una reacción de oxidación-reducción o abreviadamente una reacción redox, es aquella en la cual ocurre una transferencia de electrones. La sustancia que gana electrones se denomina oxidante y la que los cede reductor. Por lo tanto, el oxidante se reduce (le sucede una reducción) y el reductor se oxida (le acontece una oxidación). Se asevera entonces que una reacción redox se conforma de dos semi-reacciones: oxidación y reducción. Ambas se producen simultáneamente.

También se da el hecho de que una misma sustancia se reduce y oxida a la vez. Esto se llama dismutación.

Colocar un clavo de hierro en un tubo de ensayos y cubrirlo con una solución de sulfato de cúprico $CuSO_4$. Esperar por varias horas, de ser necesario realizar las observaciones días después.

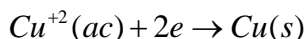
Las reacciones involucradas son:

El hierro sólido se oxida en presencia del cobre, cediendo dos electrones y asando luego a la solución acuosa.



Laboratorio De Química

El cobre que se encuentra en solución acuosa, acepta el electrón proveniente del hierro. Así pasa a formar el cobre sólido.



Anotar los cambios ocurridos:

VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUIMICAS

En la naturaleza ocurren a diario innumerables transformaciones químicas.

Hay reacciones que son instantáneas, como la detonación de un explosivo o la formación de un cuajo de leche, cuando se le agrega jugo de limón. Otros cambios ocurren lentamente, como la degradación de los alimentos en nuestro organismo que siguen un proceso de digestión, o la oxidación del Hierro, en presencia del aire húmedo (corrosión), que puede durar varios años. Hay reacciones que, a pesar de que los reactivos tienen afinidad, la combinación no ocurre a la temperatura ambiente, como sucede con la combustión del gas licuado.

Toda Reacción Química, sea natural o provocada por el hombre, transcurre dentro de ciertas condiciones de temperatura, presión, luz, etc. Así como del medio en que los reactivos se combina. Alterando alguno de estos factores es posible conseguir que la reacción se detenga, por ejemplo, o que por el contrario, se desarrolle con una mayor rapidez.

La velocidad de reacción puede definirse como la cantidad de reactivos que se consume o la cantidad de productos que se forma, en una unidad de tiempo determinada.

Entre las reacciones que ocurren en nuestro alrededor, podemos advertir fácilmente que hay determinadas condiciones que favorecen el desarrollo de las transformaciones.

La Velocidad de Reacción depende de varios factores. Los más importantes son: La presencia de un catalizador, la temperatura y la concentración.

Influencia de la concentración sobre la velocidad de reacción

Al reaccionar el iodato de potasio con una solución de bisulfito de sodio se produce la liberación de yodo, el cual al entrar en contacto con el almidón adquiere un color azul-violeta característico.

Procedimiento:

1. Preparar tres tubos de ensayo numerados
2. En el **TUBO 1** colocar 1 ml de la solución B, 1 ml de engrudo de almidón y 1 ml de agua destilada.
3. Agregar 9 ml de la solución A y comenzar a registrar el tiempo con un cronómetro.
4. Agitar con una varilla y, cuando aparezca el color azul, anotar nuevamente el tiempo y deducir el lapso transcurrido.
5. En el **TUBO 2** colocar 1 ml de la solución B, 1 ml de engrudo de almidón y 3 ml de agua destilada.
6. Agregar 7 ml de la solución A y comenzar a registrar el tiempo con un cronómetro.
7. Agitar con una varilla y, cuando aparezca el color azul, anotar nuevamente el tiempo y deducir el lapso transcurrido.
8. En el **TUBO 3** colocar 1 ml de la solución B, 1 ml de engrudo de almidón y 5 ml de agua destilada.
9. Agregar 5 ml de la solución A y comenzar a registrar el tiempo con un cronómetro.
10. Agitar con una varilla y, cuando aparezca el color azul, anotar nuevamente el tiempo y deducir el lapso transcurrido.

Completar el siguiente cuadro

Laboratorio De Química

Tubo N°	Sol B (ml)	Sol A (ml)	Vol agua (ml)	Concentración del iodato de potasio (%p/V)*	Tiempo (seg)
1					
2					
3					

* para calcular la concentración del iodato de potasio debe tenerse en cuenta que se realizó una dilución de la solución original. Entonces la concentración se puede calcular según:

$$[\text{Concentración final}] = [\text{Concentración inicial}] \times \frac{\text{Volumen Sol A}}{\text{Volumen total}}$$

Siendo el volumen total igual a la suma de todos los volúmenes agregados.

Como ejemplo se va a proceder a calcular la concentración del iodato de potasio del tubo 1

Concentración inicial del iodato = 0.46% p/V

$$[\text{Concentración tubo 1}] = [0.46\% \text{ p/V}] \times \frac{9\text{ml}}{1\text{ml} + 1\text{ml} + 1\text{ml} + 9\text{ml}} = 0.35\% \text{ p/V}$$

Graficar los datos obtenidos poniendo en el eje de las "X" la concentración y en el eje "Y" el tiempo.

<http://labquimica.wordpress.com>