

REACCIONES QUÍMICAS

SATURNINO VALLE
Licenciado en Ciencias Químicas
Prof. de Ciencias Experimentales

1- REACCIÓN EXOTÉRMICA

Son muy numerosas las reacciones que, al verificarse, desprenden calor. Veamos una de ellas: Toma un tubo de ensayo grande. Cógelo con las pinzas de madera. Pon en él un poco de ácido clorhídrico concentrado. Introduce durante unos segundos un termómetro y anota la temperatura. Saca el termómetro.

Toma un trocito del papel aluminio que se utiliza para envolver los alimentos. Haz con él una bola, no muy apretada, e introdúcelo dentro del tubo para que reaccione con el clorhídrico.

La reacción comienza lentamente, pero su velocidad va en aumento a medida que desprende calor (este calor ayuda a aumentar la velocidad de la reacción). Finalizada la reacción, mete el termómetro y anota la nueva temperatura. Observa cómo tus dedos apenas pueden soportar **el calor producido**. Si en lugar de Al utilizaras Zn, la reacción es muy rápida.

En ambos casos hay desprendimiento de hidrógeno.

REACCIÓN: $6\text{HCl} + 2\text{Al} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (Desprende calor)

2- REACCIÓN ENDOTÉRMICA:

Estas reacciones absorben calor.

En una hoja de papel prepara una mezcla de cloruro amónico y de nitrito sódico. Echa la mezcla en un tubo de ensayo. La mezcla total ha de alcanzar la altura de un par de dedos del tubo de ensayo. Pon agua en un vaso y mide su temperatura. Añade ahora el agua al tubo de ensayo. Agita fuertemente e introduce el termómetro. Observa cómo ha bajado la temperatura.

Reacción: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaNO}_2 = \text{NH}_4\text{NO}_2 + \text{NaCl}$ (Absorbe calor)

Si ahora calientas suavemente, se produce la descomposición del nitrito amónico, con desprendimiento de nitrógeno:

Reacción: $\text{NH}_4\text{NO}_2 + \text{calor} = 2\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$

3- REACCIÓN DE COMBINACIÓN

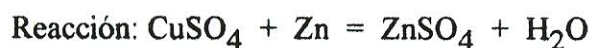
Se dice que una reacción es de combinación, cuando dos sustancias se unen para dar otra más compleja.

En un tubo de ensayo echa con cuidado 5 gotas de ácido clorhídrico concentrado. Añade a continuación 5 gotas de hidróxido amónico (Amoniaco). Observarás pronto la aparición de unos humos blancos de cloruro amónico.

Reacción: $\text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl} = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$

4- REACCIÓN DE SUBSTITUCIÓN

En un tubo de ensayo vas a observar cómo el Zn substituye al cobre. Llena hasta la mitad un tubo de ensayo con disolución de sulfato de cobre. Sumerge en él una lámina de Zn bien limpia. Observa cómo poco a poco la lámina de Zn se va recubriendo de un polvillo oscuro de cobre. Al cabo de unos minutos da unos golpecitos con el dedo al tubo de ensayo y verás cómo el polvo de cobre se desprende. Si lo dejas más tiempo notarás incluso cómo la disolución pierde su color azul para transformarse en sulfato de cinc.



Nota: Esta reacción es además exotérmica y de oxidación-reducción.

5-REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN

Estas reacciones tienen lugar entre un ácido y una base.

Echa agua del grifo en un baso de precipitados de 250 ml. hasta la mitad de su volumen. Añade 6 gotas de disolución de NaOH y 5 gotas de fenolftaleína. La disolución tomará un color morado intenso ya que el NaOH es una base. Vete añadiendo gota a gota y agitando con una varilla, una disolución de HCl. La práctica desaparición del color señala que ha tenido lugar la neutralización.



6- REACCIÓN DE PRECIPITACIÓN

Estas reacciones se caracterizan porque, al combinarse dos sustancias, aparece una muy insoluble que precipita.

En un tubo de ensayo echa agua del grifo hasta la mitad. Disuelve en ella una pequeña cantidad de cloruro de sodio. Añade ahora unas gotas de disolución de nitrato de plata. Aparece un preipitado blanco de cloruro de plata, el cual es muy insoluble en agua. Solamente se disuelve en amoníaco.



A esta reacción se le llama también completa porque se realiza completamente en un solo sentido y finaliza cuando se acaba uno de los reactivos.

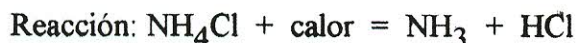
7- REACCIÓN INCOMPLETA

Este tipo de reacciones tienen la peculiaridad de que, al llegar a cierto equilibrio, su actividad se desplaza en el sentido contrario. Veamos un ejemplo sencillo:

Pon en un tubo de ensayo una pequeña cantidad de cloruro amónico. sujeta el tubo con unas pinzas de madera y calienta a la llama. El cloruro amónico se descompondrá formando amoníaco y ácido clorhídrico. Si en ese momento aplicas un trocito de papel indicador de pH mojado con agua,

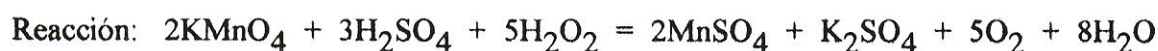
notarás que, en un principio azulea (NH_4OH). Pero al cabo de unos segundos, el mismo papel pierde el color azul. El HCl formado neutraliza el hidróxido amónico.

Ambos gases, amoníaco y ácido clorhídrico, formados en la descomposición del cloruro amónico, no tardarán en reaccionar entre sí formando nuevamente cloruro amónico.



8-REACCIÓN DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

Toma un vaso de precipitados de 250 ml. y echa en él unos 100 ml. de agua del grifo. Disuelve en dicha agua unos cristallitos, (Puntita de espátula), de permanganato potásico. La disolución tomará un color morado. Añade seis gotas de ácido sulfúrico concentrado y remueve con una varilla. Ahora, poco a poco y agitando, vete añadiendo agua oxigenada hasta completa decoloración: has conseguido que se reduzca el manganeso, por lo que el permanganato pierde su color morado. El agente reductor ha sido el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) del agua oxigenada; el cual, a su vez, ha sido oxidado por el permanganato, provocando el desprendimiento de oxígeno.



FACTORES QUE INTERVIENEN EN LA VELOCIDAD DE LA REACCIÓN

1- LA TEMPERATURA

Al calentar se aumenta la energía, al conseguir un mayor roce entre las moléculas.

Pon en un tubo de ensayo una pequeña cantidad de ácido oxálico y un poco más de medio tubo de agua. Agita fuertemente para que se disuelva. Una vez disuelto reparte el contenido entre dos tubos de ensayo y añade a cada uno tres gotas de ácido sulfúrico concentrado. Agita. Haz hervir uno de los tubos, el otro no. Añade enseguida a cada tubo diez gotas de disolución muy diluida de permanganato potásico. Nota cómo reacciona más rápidamente el contenido del tubo que has calentado.

2-LA CONCENTRACIÓN DE LAS SUBSTANCIAS

Prepara dos tubos de ensayo. En uno pon 30 gotas de ácido clorhídrico concentrado y en el otro una mezcla de 15 gotas de ácido clorhídrico concentrado y 15 gotas de agua. Echa en cada tubo, y al mismo tiempo, una laminita de cinc (ambas laminitas han de ser iguales). Nota cómo reacciona con mayor velocidad el contenido del tubo que contiene una mayor concentración de HCl .

3-LA SUPERFICIE DE CONTACTO

Toma dos laminitas iguales del papel-aluminio utilizado para envolver los alimentos. (Cada una ha de tener unos dos centímetros cuadrados). Prepara dos tubos de ensayo y pon en cada uno de ellos 30 gotas de HCl concentrado. Con una de las láminas haz una bolita y la otra dóblala lo menos posible. Échalas al mismo tiempo en ambos tubos de ensayo. Reaccionará con mayor velocidad la lámina que tiene mayor superficie.

4- LA PRESENCIA DE CATALIZADORES

Los catalizadores son sustancias que modifican la velocidad de la reacción: Unos la aumentan y otros la disminuyen. Hay que hacer notar que, químicamente, los catalizadores no intervienen en la reacción.

Toma dos vasos de precipitados de 100 ml. y pon en cada uno la misma cantidad (una pequeña espátula) de dióxido de manganeso (Manganeso IV óxido). En uno de los vasos añade además unos cristallitos de sulfato de cobre, que actuará de catalizador positivo. Vierte en cada vaso 10 ml. de agua oxigenada. Observa cómo la velocidad es mucho mayor en el vaso que contiene el catalizador sulfato de cobre. El gas que se desprende es oxígeno obtenido en la descomposición catalítica del peróxido de hidrógeno. Puedes comprobar el desprendimiento de oxígeno, aplicandol al borde del vaso una astillita de madera con un punto de ignición (sin llama). Enseguida se avivará la llama.

Como has podido comprobar, en esta operación hemos utilizado al mismo tiempo dos catalizadores: el Mn y el Cu.