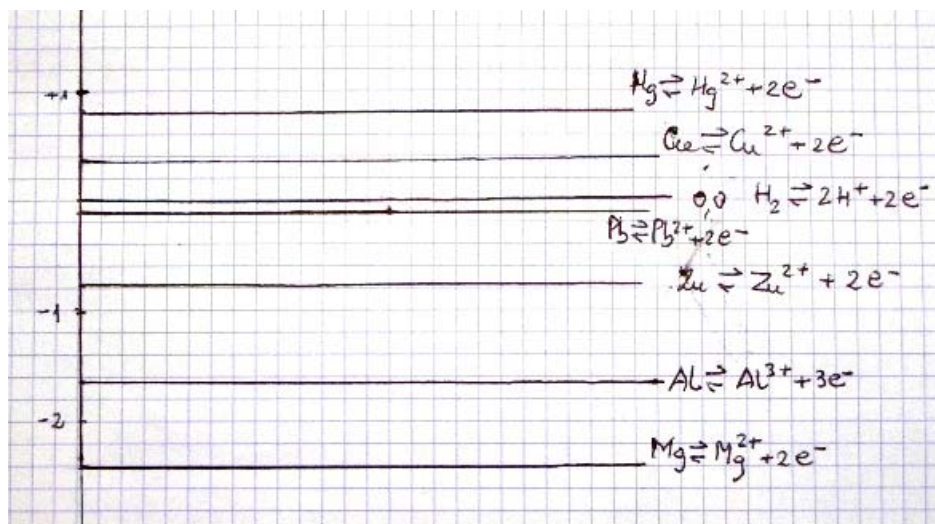


INTRODUCCIÓN A LOS POTENCIALES REDOX

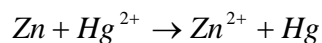
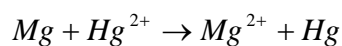
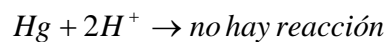
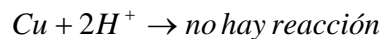
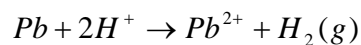
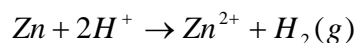
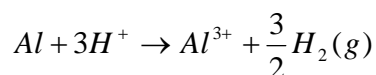
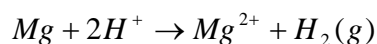
Introducción

En los libros de Química aparecen las tablas de potenciales de reducción de los elementos y de los compuestos. En este artículo solamente, y en forma gráfica, representamos los correspondientes a unos metales de uso corriente en los Centros.



Una vez que los alumnos tienen esa gráfica se les da una regla muy sencilla "Un metal es capaz de reducir al que tiene por encima de él". De modo general cuanto más separada esté la raya de un metal de la del hidrógeno más probable y rápida será la reacción que dé lugar a la producción de hidrógeno gaseoso.

Así, según esa tabla, el más reductor es el magnesio y el menos reductor el mercurio. De acuerdo con esa tabla son posibles las reacciones



Como fuente de los iones H^{+} utilizamos HCl de concentración entre 1 y 2 M.

Experimentalmente se trata de comprobar si esas predicciones son ciertas. Para ello empleamos el retroproyector con lo que logramos gastar muy poco producto y además los hechos pueden observarlos un grupo numeroso de alumnos.

Material

Vaso de precipitados
Pinzas
Mg
Al,
Zn
Pb
Cu
Cloruro de mercurio (II)
Cápsulas Petri
Retroproyector

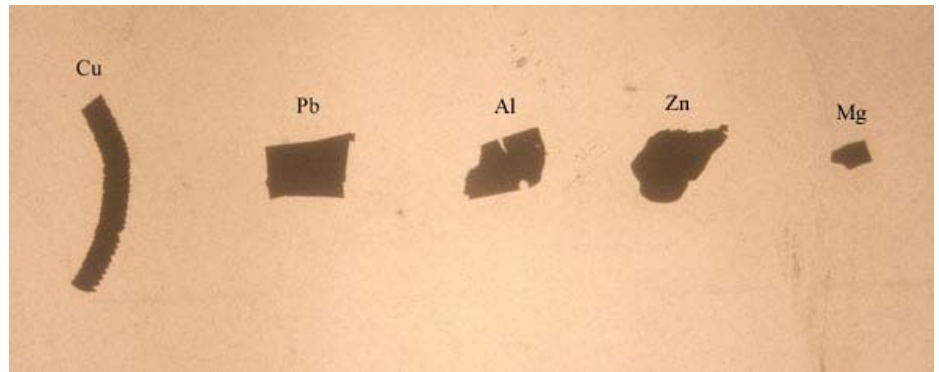


Foto 1

En la fotografía 1 se observan los metales empleados y por su tamaño se deduce que se necesitan cantidades muy pequeñas, por lo que la práctica es muy económica.

Procedimiento

1) El Profesor coloca una cápsula Petri sobre el retroproyector y añade en ella la disolución de ácido clorhídrico. A continuación explica que allí están presentes los iones H^+ .

2) Toma un trocito de cinta de magnesio y la coloca sobre el ácido de la capsula (foto 2). Inmediatamente comienza una reacción muy rápida por lo que muy pronto el magnesio desaparece (foto 3). Los alumnos observan en pantalla la formación de burbujas que aparecen de color negro.

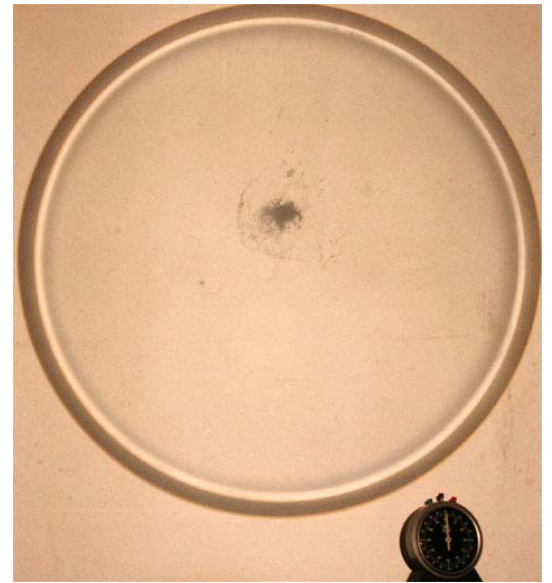


Foto 2.

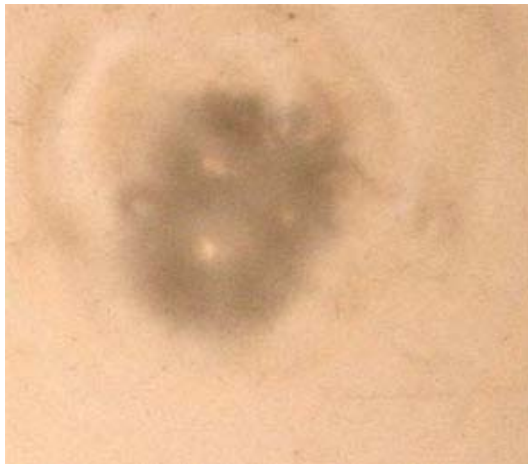


Foto 3

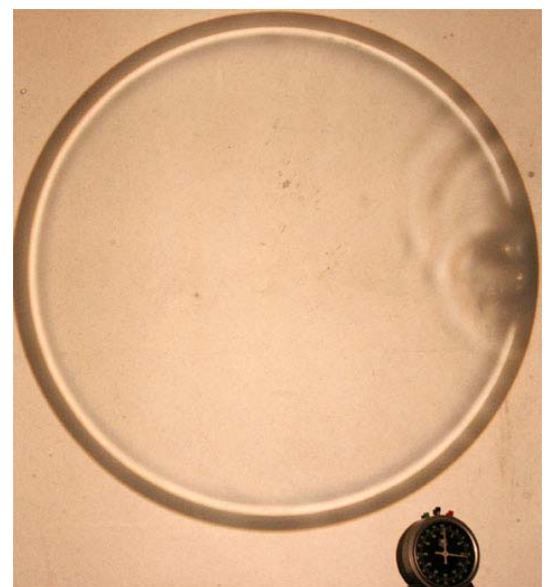


Foto 4

En la reacción empleamos un poquito de cinta de magnesio la cual doblamos sobre sí misma para que su superficie fuese mínima, aún así, la reacción es tan rápida que la cámara no puede captar la formación de burbujas

3) El Profesor coloca otra cápsula Petrí con ácido y añade el cinc. Los alumnos observan que al principio hay un periodo en que apenas se observan burbujas, pero pasado este tiempo, pueden observarse con claridad. No hay duda que esta reacción transcurre más lentamente que con el magnesio

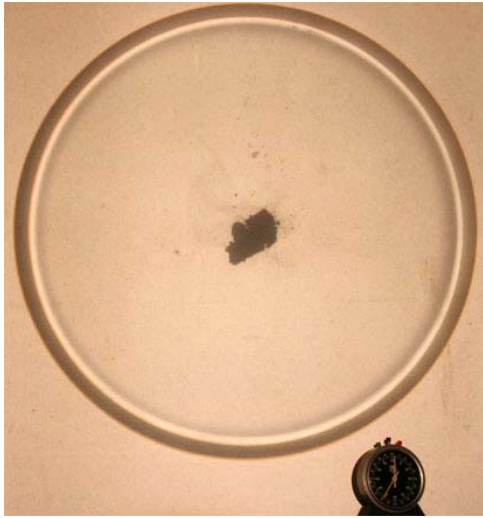


Foto 5

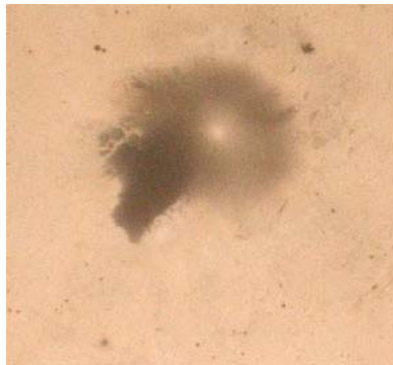


Foto 6(detalle)

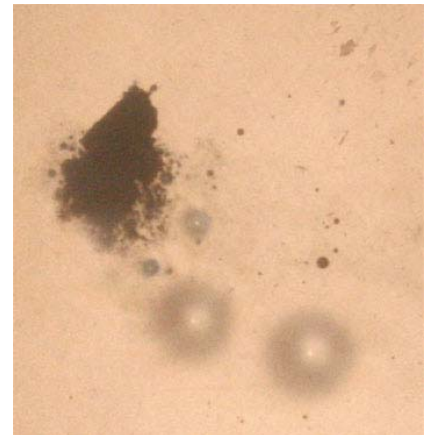


Foto 7(detalle)

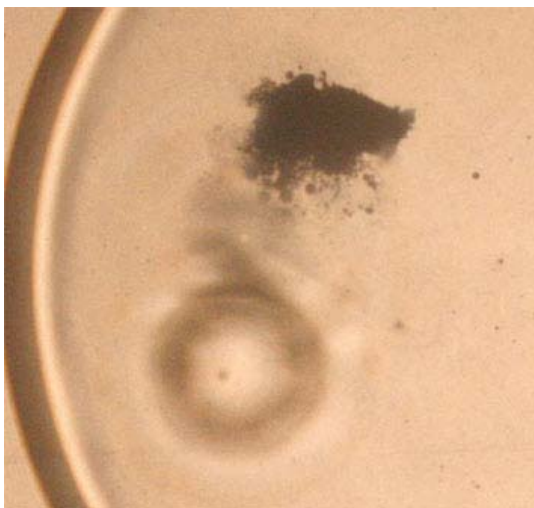


Foto 8(detalle)

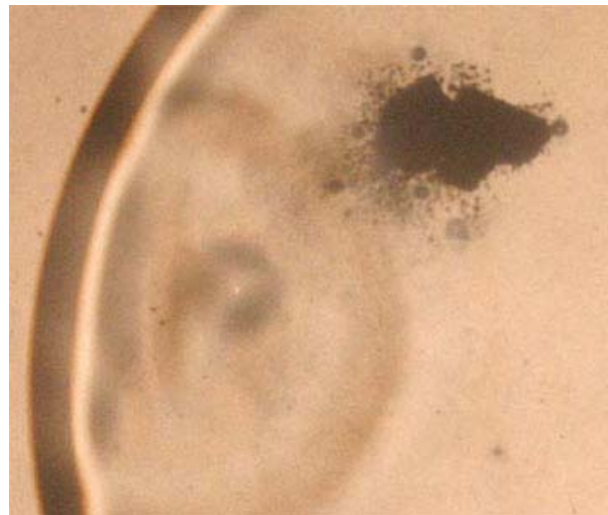


Foto 9 (detalle)

El cinc reacciona con el ácido y provoca la formación de burbujas, unas parecen como negras si son de pequeño tamaño, pero si se forma alguna burbuja grande aparece en pantalla como una mancha oscura con un punto brillante en el centro. Al final aparecen motitas negras que son burbujas pequeñísimas de gas que no han estallado.

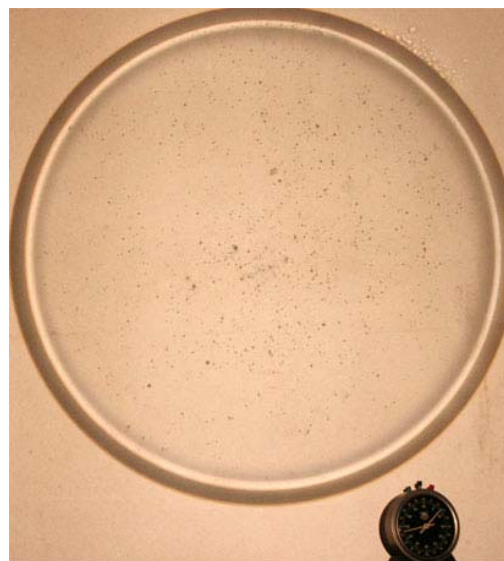


Foto 10

4) El Profesor prepara otra cápsula con ácido y anuncia que va a añadir aluminio. Los alumnos esperan que la reacción transcurra con una rapidez intermedia entre la del magnesio y la del cinc. Cuando el profesor añade el aluminio aparentemente no sucede nada. Es el momento de explicar que este metal forma una capa de óxido impermeable que impide el contacto entre el aluminio y el ácido (esta es la razón de que las ventanas fabricadas con aluminio se utilicen en la construcción, pues su corrosión es casi nula, mientras que las de hierro necesitan recubrirse de pintura). Tal capa se elimina en parte, raspando con una lima la pieza de aluminio. Luego se añade una pieza limada al ácido. La reacción comienza y aun cuando al principio es muy lenta a medida que transcurre el tiempo se hace tan rápida o más que la del cinc. (Fotos 11-15)

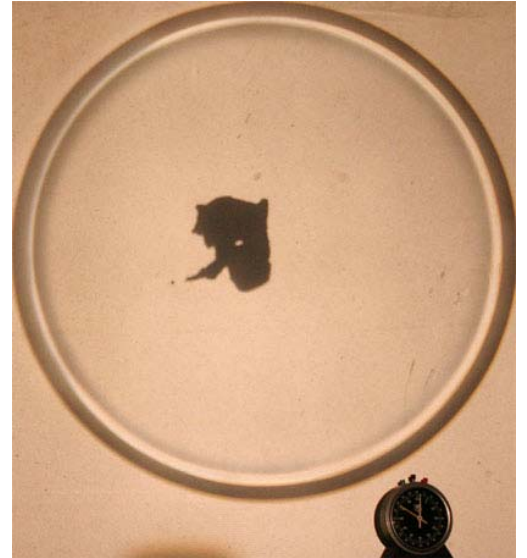


Foto 11

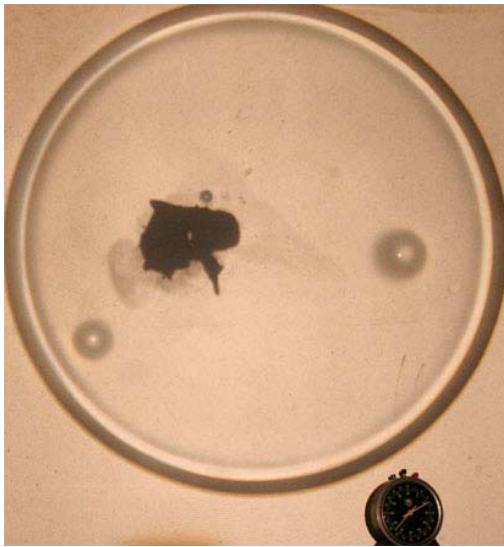


Foto 12



Foto 13(detalle)

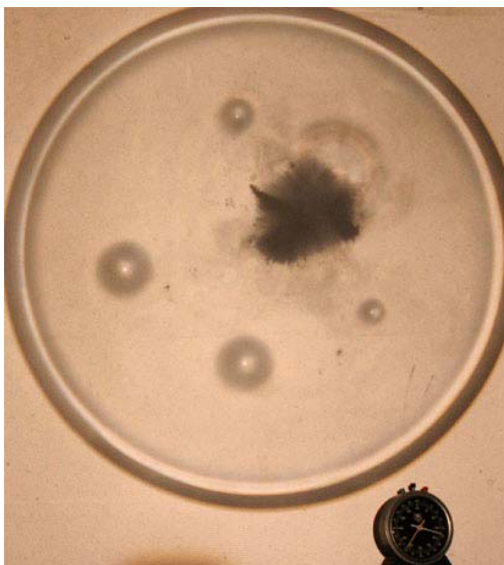


Foto 14

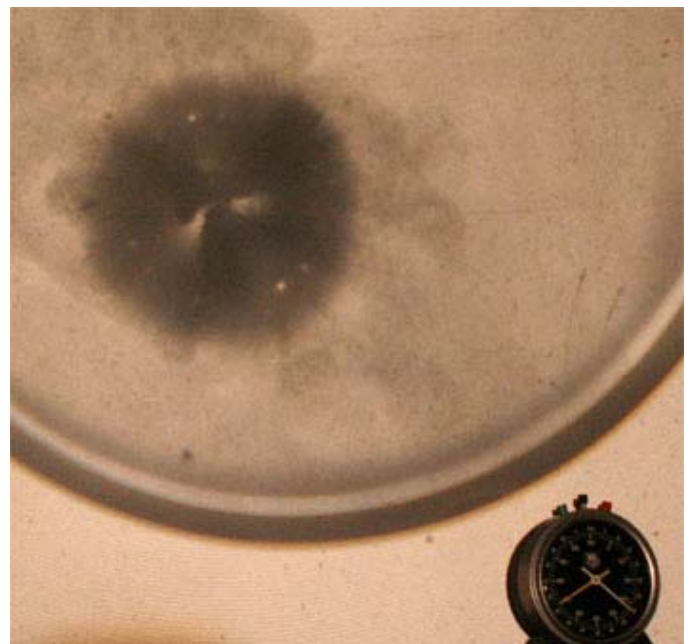


Foto 15

El aluminio tarda en incidir la reacción como puede observarse por el reloj, pero una vez iniciada transcurre con rapidez.

5) El Profesor prepara otra cápsula con ácido y anuncia que va a añadir plomo. No se observa reacción ni aun limando la pieza. La posible explicación (incompleta) es que el metal tiene su "línea" tan cerca de la del hidrógeno que de haber reacción es tan lenta que no se percibe. Se recuerda a los alumnos que el plomo se ha empleado durante muchos años en las conducciones de agua y los recipientes de este metal prácticamente no son atacados por el ácido sulfúrico.

Foto 16

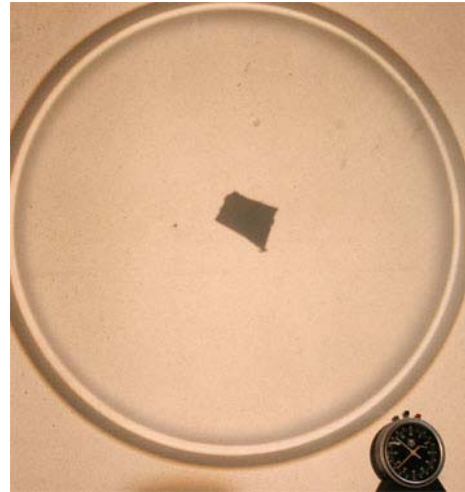
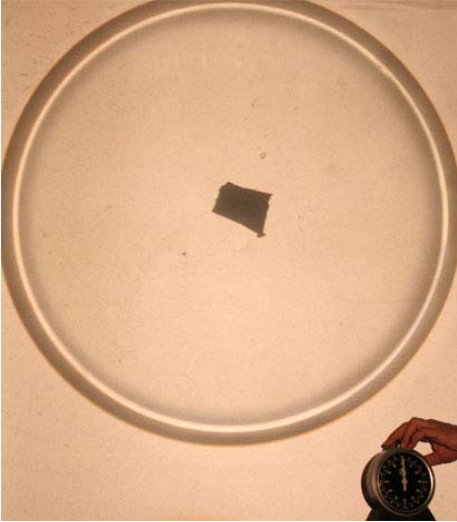


Foto 17

En las fotografías el plomo ha estado en contacto con el ácido aproximadamente una hora sin que se observase cambio alguno

6) Se repite el proceso con el cobre y como era de esperar no hay reacción (fotos 18 y 19), transcurridos 50 minutos

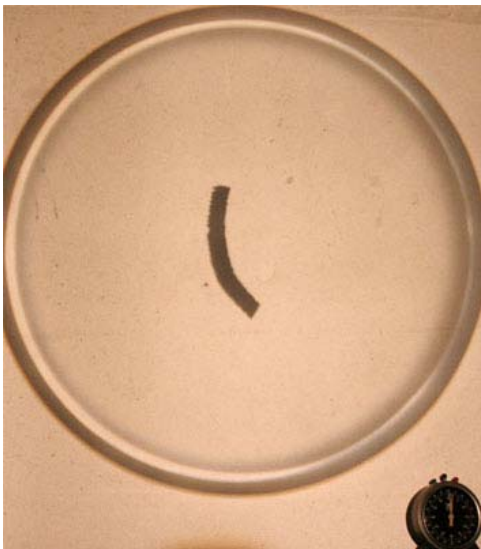


Foto 18

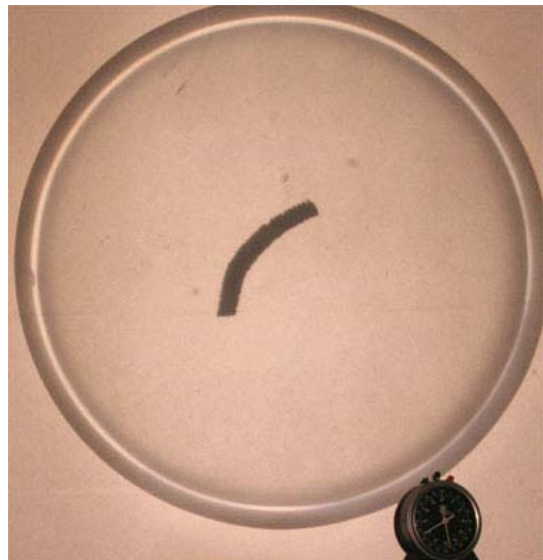


Foto 19

7) El Profesor toma una muestra del metal cinc y la divide en dos partes. Añade una de ellas a una disolución de cloruro de mercurio y espera un tiempo. Luego toma las dos piezas y de forma simultánea las añade al ácido que está en la cápsula. La no tratada reacciona y la que ha estado en contacto con el cloruro de mercurio no. La explicación es que la pieza de cinc se ha recubierto de mercurio (forma una amalgama) y según la tabla el mercurio no reacciona con el ácido.

Una variante de esta presentación es hacer reaccionar un trozo de cinc con ácido, luego retirarlo de la cápsula, sumergirlo en la disolución de cloruro de mercurio y volverlo a añadir al ácido. El cinc que se retira después de la reacción con el ácido es casi negro pero al amalgamarlo se vuelve brillante.

El cinc amalgamado con mercurio no reacciona con el ácido

8) Se repite el proceso anterior con el magnesio.