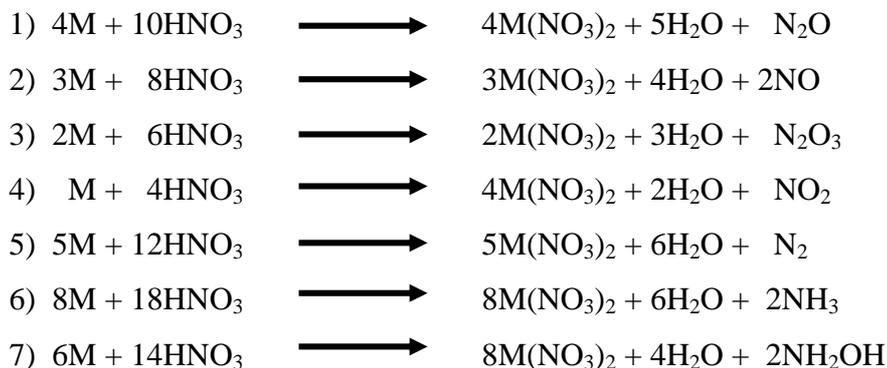


Ácido nítrico sobre metales en general (I)

Se ha dicho (Química a la Gota 34), que la mayoría de los metales son atacados por el ácido nítrico. Las ecuaciones finales de los procesos redox correspondientes para una reacción prototipo con un metal divalente serían:



En todas ellas se producirían productos nitrogenados, con desprendimiento de gases. El que se produzca uno u otro gas, depende del metal (potencial normal de reducción), de la concentración del ácido (como se ha visto en las dos últimas secciones de Química a la gota), de la temperatura y de la acumulación de sal en la disolución. Realmente los procesos de producción de óxidos de nitrógeno, son mucho más complejos de lo que se exponen (solo los productos finales), ya que se supone un mecanismo con liberación de hidrógeno naciente según el proceso



Este H naciente con gran poder reductor, reduciría el ácido nítrico, a otros compuestos de nitrógeno, por ejemplo a hidroxilamina según la reacción:



Todavía habría que añadir el desprendimiento de hidrógeno:



Esta reacción aunque la más común con los ácidos, es la menos frecuente dado que sólo la produce con magnesio y con manganeso.

La mayoría de los metales al oxidarse forman el nitrato del metal correspondiente, salvo en el caso del estaño, que produce su óxido.

Algunos metales como el hierro o el plomo, se pasivan o se recubren de una capa de nitrato que impide su ulterior oxidación.

1. REACCIÓN DEL ÁCIDO NÍTRICO CON CINC

Comenzaremos en nuestra parte experimental operando como de costumbre, con una gota de ácido nítrico 13M, y una viruta de cinc, de un cm. de longitud. El proceso se visualiza en las fig. 1-5. Como se ve se realiza violentamente (el ácido está muy concentrado), transcurriendo en 20 segundos y la reacción redox dominante, implica la producción de dióxido de nitrógeno de color marrón claro:

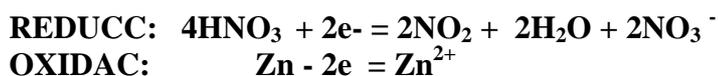




Fig.1



Fig.2

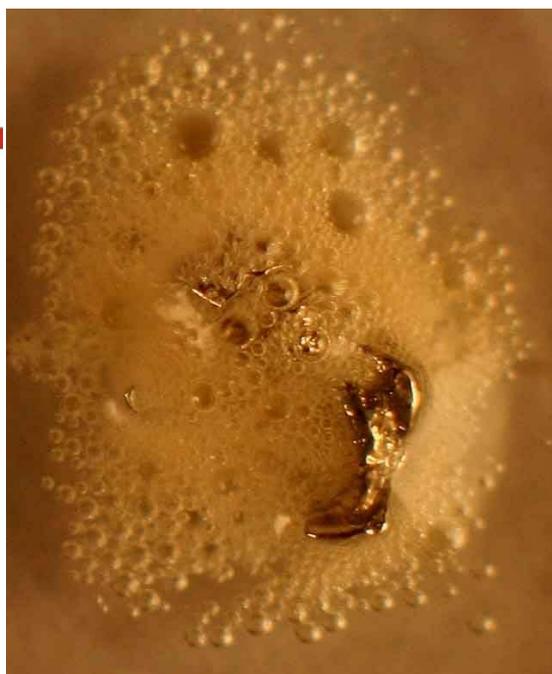


Fig.3

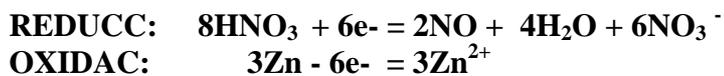


Fig.4



Fig.5

Cuando se emplea ácido nítrico menos concentrado, aunque se producen burbujas de gas, el gas dominante ya no es marrón, sino incoloro, porque el proceso redox ha variado. Se puede producir óxido de nitrógeno(II), poco soluble en el agua que queda pegado al metal (fig. 6-9). La primera aparición de burbujas se produce a los 15 minutos, y el proceso fotografiado dura otros 15 minutos .



Pero también se puede producir óxido de nitrógeno(I) según el proceso siguiente:

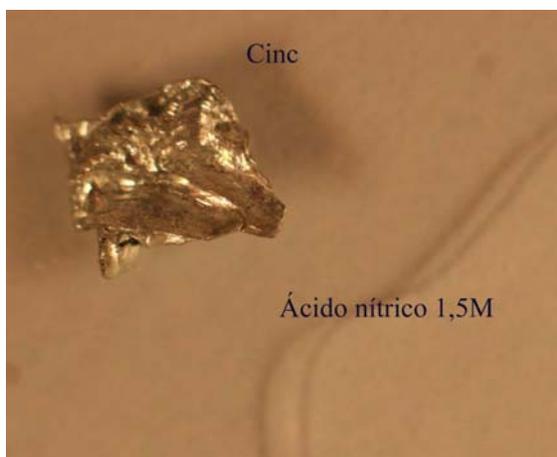
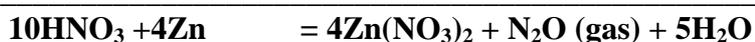
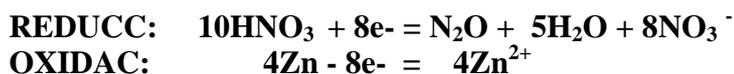


Fig.6

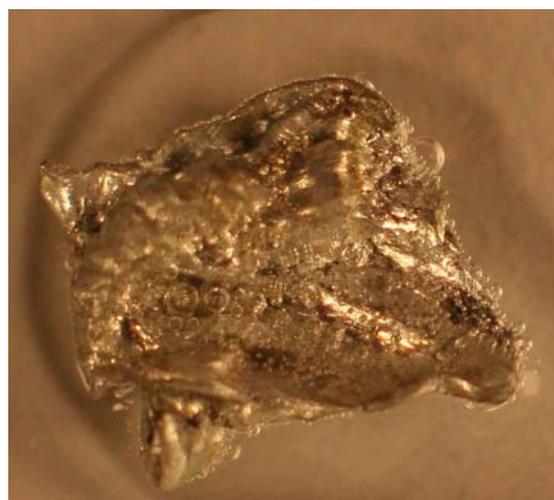


Fig.7

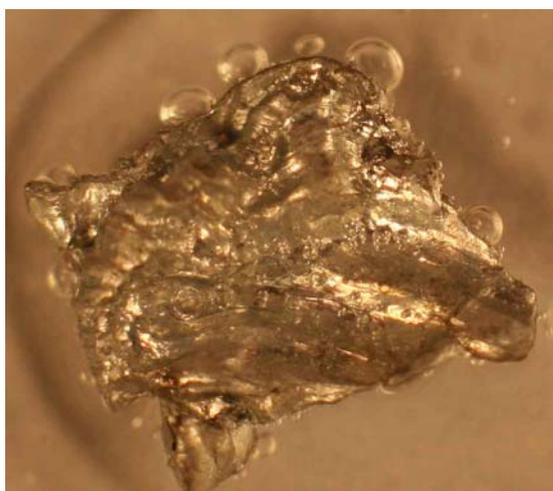


Fig.9

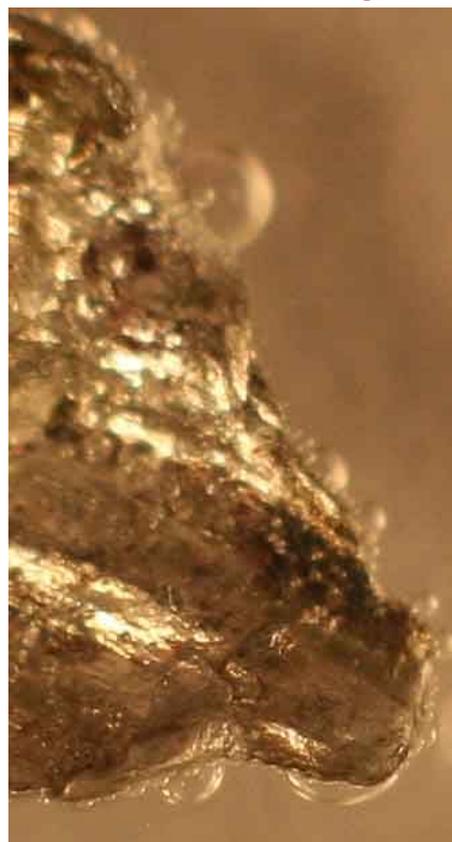


Fig.8 (ampliación)

2. REACCIÓN DEL ÁCIDO NÍTRICO CON MAGNESIO

Se dispone la gota de ácido nítrico 1,5M, frente a un trozo de cinta de magnesio de 1 cm. de longitud (fig. 10). Las primeras burbujas se producen en 2 minutos (fig.11), y en 15, se produce la sucesión de fotos que se muestran (fig12-13), con menos producción de burbujas a partir de los 15 minutos (fig.14). Aunque se producen óxidos de nitrógeno (II) y (I), lo mas llamativo es las pequeñas burbujitas de hidrógeno que se desprenden (fig.12 y 13), como una efervescencia que tapa el propio metal.

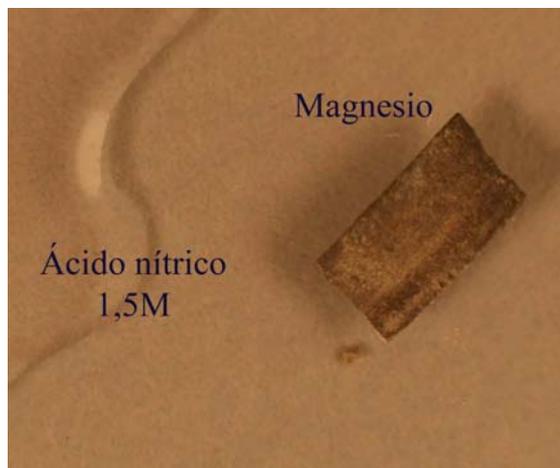


Fig.10

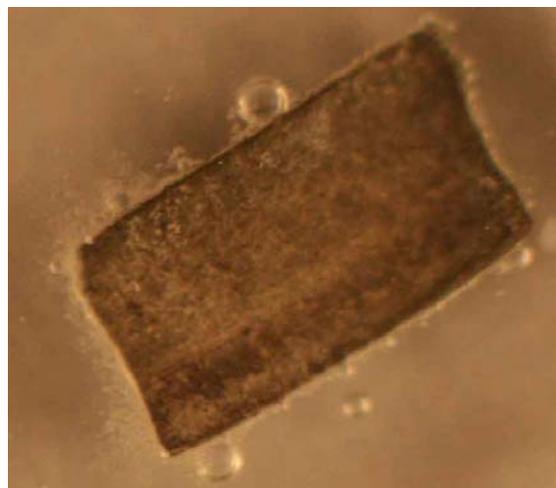


Fig.11



Fig.12

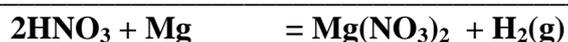
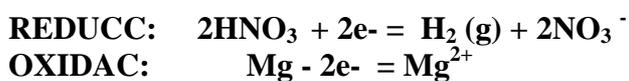


Fig.13



Fig.14

El proceso redox sería:



En cambio si se emplea ácido nítrico 13M, en los primeros 5 segundos no se produce reacción alguna pero después lo hace violentamente con producción prioritaria de dióxido de nitrógeno al principio aunque también burbujea el hidrógeno en abundancia (fig.15-19).

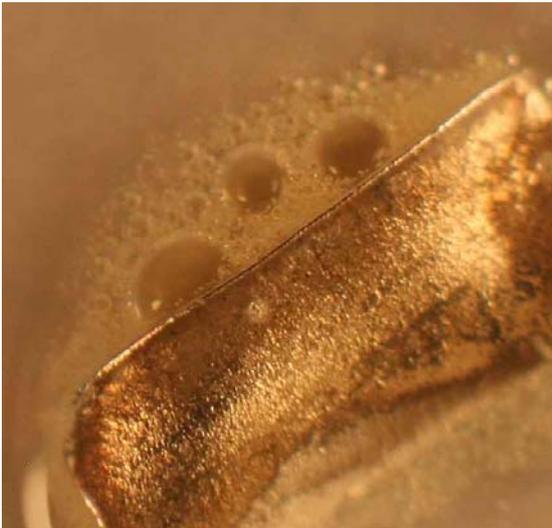


Fig.15

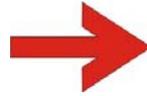


Fig.16

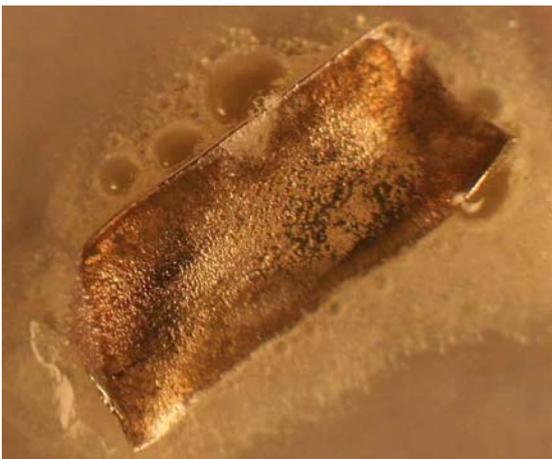


Fig.18



Fig.17

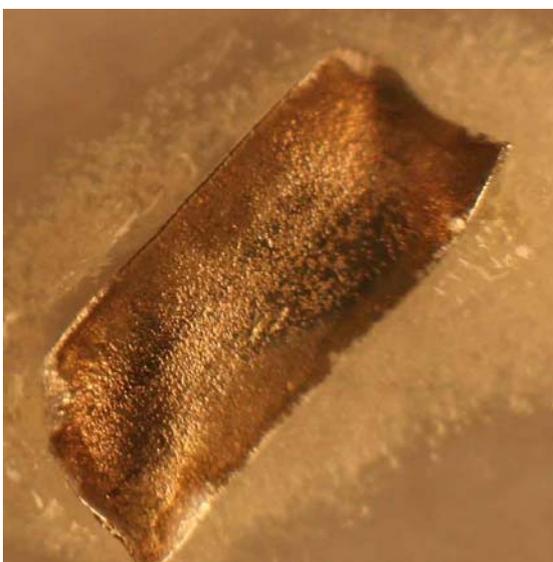


Fig.19