

PVQdescriptiva7S.* Cobre y ácido nítrico

En el tubo de ensayo A, se dispone de 10mL de ácido nítrico diluido (densidad 1,1g/mL) y 5g. de cobre. Formula la reacción que tiene lugar. ¿Cuánto cobre queda sin reaccionar?

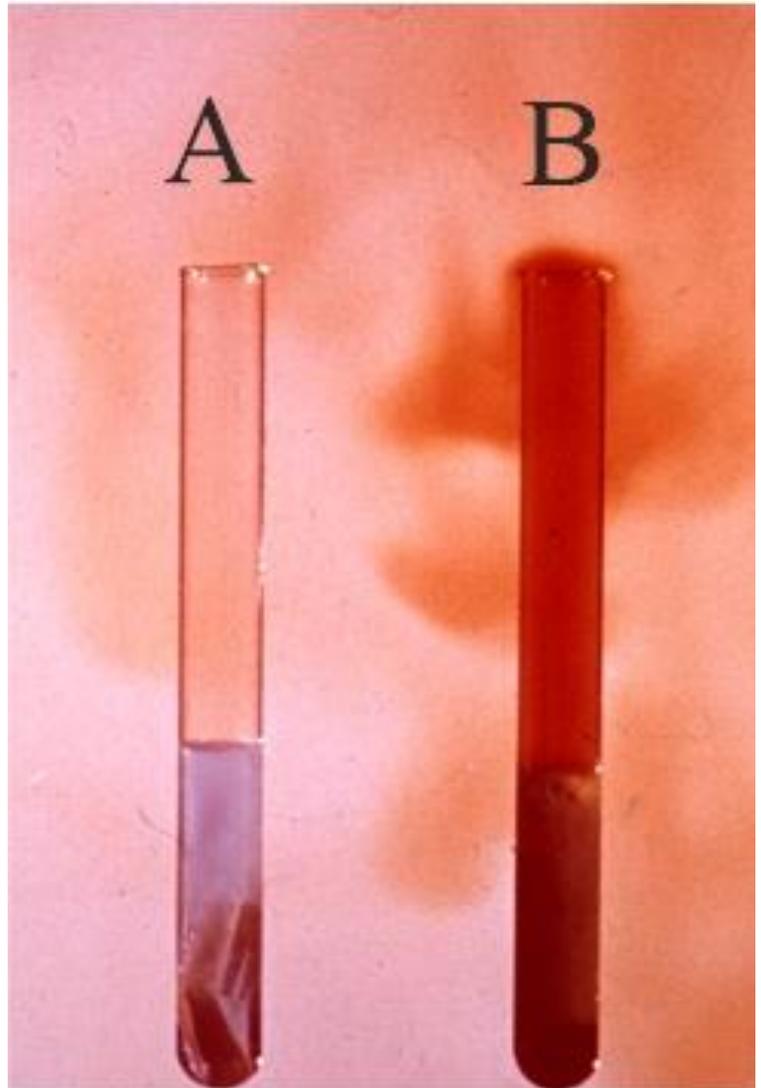
En B, se dispone de 10mL de ácido nítrico concentrado (densidad 1,5g/mL) y 5g. de cobre. Formula la reacción que tiene lugar. ¿Cuánto cobre queda sin reaccionar?

Al cabo de cierto tiempo se observa el fenómeno que revela la foto. Con el menos concentrado existe una reacción visible, lo que no ocurre con el mas concentrado. Justificar los procesos químicos ocurridos.

DATOS:

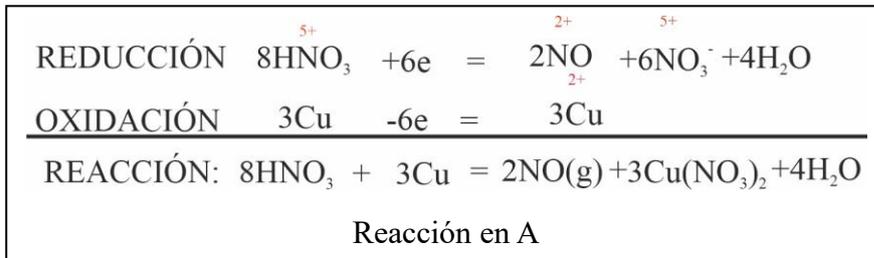
Masa molecular $\text{HNO}_3 = 63\text{g/mol}$.

$\text{Cu} = 63,56\text{g/mol}$



SOLUCIÓN

En A, se produce una reacción normal. Se aprecia la aparición de nitrato de cobre (II), que colorea de azul la disolución.

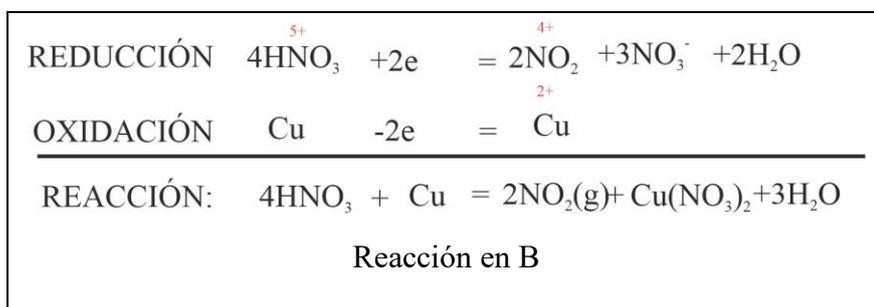


$n.\text{HNO}_3 \text{ gastados} = 10\text{mL} \cdot 1,1\text{g/mL} / 63\text{g/mol} = 0,175$. $n\text{Cu gastados} = 0,175 \cdot 3 / 8 = 0,0655$

$n\text{Cu que había} = 5\text{g} / 63,56\text{g/mol} = 0,0787$.

Quedan en el fondo del tubo A, $(0,0787 - 0,0655)\text{mol}$. $63,56\text{g/mol} = 0,84\text{g}$ de Cu

Mientras que en B, con el ácido nítrico mas concentrado que lleva en disolución NO_2 , se produce :



Se aprecia en B, la aparición de NO_2 gas marrón.

$n.\text{HNO}_3 \text{ iniciales} = 10\text{mL} \cdot 1,5\text{g/mL} / 63\text{g/mol} = 0,238$.

$n\text{Cu que había} = 5\text{g} / 63,56\text{g/mol} = 0,0787$. Moles de HNO_3 necesarios según reacción $= 4 \cdot 0,0787 = 0,3147$

Reactivo limitante el ácido nítrico. Moles de Cu que reaccionan $0,238 / 4 = 0,0595$

Moles de Cu que quedan sin reaccionar $0,0787 - 0,0595 = 0,0191$. $\text{gCu en el fondo de B} = 0,0191 \cdot 63,56 = 1,2\text{g}$