



Prueba B 3. Problemas de QUÍMICA

Problema 2

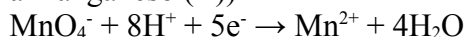
Se prepara una disolución aproximadamente 0,1 N de permanganato de potasio disolviendo 3,312 g de éste en agua y diluyendo a un litro. Para oxidar en medio ácido 0,1675 g de oxalato de sodio puro se consumen 23,90 cm³ de la disolución.

- Escriba la reacción iónica ajustada.
- Determine la normalidad exacta de la disolución de permanganato.
- Determine la pureza del permanganato de potasio utilizado.

DATOS: El nombre sistemático del ácido oxálico es “ácido etanodioico”. El ión permanganato se reduce a Manganeso (II), el ión oxalato a dióxido de carbono. Masas atómicas: C=12,00; Na=23,00; O=16,00; K=39,10; Mn=54,94.

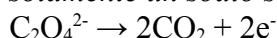
Nota: durante el examen se aclara oralmente “el ión oxalato pasa a dióxido de carbono”

a) La semirreacción de reducción ajustada (se indica como dato que el ión permanganato se reduce a manganeso (II))

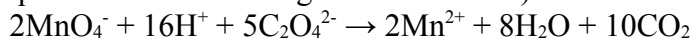


La semirreacción de oxidación (se indica como dato que el ión oxalato se oxida y pasa a dióxido de carbono). Oxalato COOH-COOH = C₂H₂O₄

Nota: Oxalato de sodio es el nombre habitual, pero realmente es sodio etanodiató (no es necesario el prefijo di- antes del sodio). Si tuviera un sodio sería sodio hidrógenooxalato. Si se hace con solamente un sodio sale un resultado sin sentido.



La reacción iónica global ajustada (multiplicamos por 2 la de reducción y por 5 la de oxidación para que en ambas intervengan 10 electrones)



b) Se trata de una valoración redox

n° equivalentes oxidante = n° equivalentes reductor

Oxidante es el que se reduce, el permanganato

Reductor es el que se oxida, el oxalato

$$\frac{m(\text{oxalato})}{M(\text{oxalato})} \cdot (n^\circ \text{ e}^- \text{ intercambiados}) = N(\text{permanganato}) \cdot V(\text{permanganato})$$

$$\frac{0,1675}{2 \cdot 23 + 2 \cdot 12 + 4 \cdot 16} \cdot 2 = N(\text{permanganato}) \cdot 0,02390 \Rightarrow N(\text{permanganato}) = 0,1046 \text{ N}$$

El valor es próximo a 0,1 como indica el enunciado.

Otro planteamiento cualitativamente distinto aunque numéricamente idéntico:

Primero calculamos la cantidad de moles de permanganato necesarios para reaccionar con el oxalato, utilizando la estequiometría de la reacción:

$$0,1675 \text{ g oxalato} \cdot \frac{1 \text{ mol oxalato}}{134 \text{ g oxalato}} \cdot \frac{2 \text{ mol permanganato}}{5 \text{ mol oxalato}} = 0,0005 \text{ mol permanganato}$$

Conocido el número de moles de permanganato que tenemos en cierto volumen, podemos calcular la normalidad. Como el número de electrones intercambiados en su reducción es 5, N=M·5

$$N = \frac{0,0005 \text{ mol permanganato}}{0,02390 \text{ L}} \cdot 5 = 0,1046 \text{ M}$$

c) Mm(KMnO₄)=39,10+54,94+4·16=158,04 g/mol

En la disolución de permanganato preparada inicialmente, para la molaridad



$$\frac{0,1046}{5} = \frac{\frac{n \text{ g puros}}{158,04 \text{ g/mol}}}{1 \text{ L}} \Rightarrow n \text{ g puros} = 3,306 \text{ g}$$

La pureza del permanganato es del $3,306/3,312=99,82\%$