

INDICE

	Página
Carátula	1
Índice	3
Introducción	4
Objetivos	5
Principios Teóricos	6
Reacción Redox	6
Normalidad	8
Titulación o Valoración Redox	9
Detalles Experimentales	10
Materiales y Reactivos	10
Procedimiento	11
Conclusiones	43
Bibliografía	44
Apéndice	45

INTRODUCCION

Una reacción REDOX, implica transferencia eléctrica, es decir, que para una reacción de este tipo suceda necesariamente una especie química debe ceder electrones y otra debe captar o aceptar esos electrones.

Cada átomo de los que forman parte de un compuesto, ya sea este iónico o covalente, se caracteriza por presentar un cierto estado de oxidación, expresado normalmente mediante el llamado número de oxidación y determinado por el número de electrones ganados o perdidos con relación a la estructura electrónica del átomo aislado.

El estado de oxidación es un concepto teórico para el desarrollo del cual se considera que un compuesto covalente es equivalente iónico, aceptando que en la unión de dos átomos más electronegativo acepta el par de electrones que determina la unión.

La formulación de una ecuación redox encuentra condicionada por diversos factores: en primer lugar es necesario conocer las especies química, reactivos y productos que intervienen en el proceso.

Para adecuar la formulación y la estequiometría de las sustancias reaccionantes se utilizan diversos procedimientos, el más utilizado de los cuales es el método del ion electrón que se basa en el hecho de que el número de electrones que cede el agente reductor es equivalente al que acepta el agente oxidante.

Las titulaciones de oxido-reducción tienen gran importancia en química analítica, pues permite medir con precisión una gran cantidad de iones en una solución.

OBJETIVOS

- Preparar soluciones normales de sustancias reductoras y oxidantes.
- Determinar por titulación la Normalidad de un agente reductor, para ello el cambio de coloración de las sustancias reaccionantes se emplea como indicador.
- Determinar experimentalmente el punto de equivalencia en una Titulación Redox.
- Evaluar las propiedades de una reacción en medio ácido.

PRINCIPIOS TEORICOS

Las reacciones de **reducción-oxidación** (también conocido como reacción **Redox**) son las reacciones de transferencia de electrones. Esta transferencia se produce entre un conjunto de elementos químicos, uno oxidante y uno reductor (una forma reducida y una forma oxidada respectivamente).

Para que exista una reacción Redox, en el sistema debe haber un elemento que ceda electrones y otra que los acepte:

- El reductor es aquel elemento químico que tiende a ceder electrones de su estructura química al medio, quedando con una carga positiva mayor a la que tenía.
- El oxidante es el elemento químico que tiende a captar esos electrones, quedando con carga positiva menor a la que tenía.

Cuando un elemento químico reductor cede electrones al medio se convierte en un elemento oxidado, y la relación que guarda con su precursor queda establecida mediante lo que se llama un par Redox. Análogamente, se dice que cuando un elemento químico capta electrones del medio se convierte en un elemento reducido, e igualmente forma un par Redox con su precursor reducido.

La **oxidación** es una reacción química donde un compuesto cede electrones, y por lo tanto aumenta su estado de oxidación. La reacción química opuesta a la oxidación se conoce como **reducción**, es decir cuando una especie química acepta electrones. Estas dos reacciones siempre se dan juntas, es decir, cuando una sustancia se oxida, siempre es por la acción de otra que se reduce. Una cede electrones y la otra los acepta. Por esta razón, se prefiere el término general de reacciones Redox.

La cuantificación de un elemento químico puede efectuarse mediante su número de oxidación. Durante el proceso de oxidación el número de oxidación del elemento químico que se oxida, aumenta. En cambio, durante la reducción, el número de oxidación de la especie que se reduce, disminuye. El número de oxidación es un número entero que representa el número de electrones que un átomo pone en juego cuando forma un enlace determinado.

El número de oxidación:

- Aumenta si el átomo pierde electrones (el elemento químico que se oxida), o los comparte con un átomo que tenga tendencia a captarlos.
- Disminuye cuando el átomo gana electrones (el elemento químico que se reduce), o los comparte con un átomo que tenga tendencia a cederlos.
- Es nulo si el elemento es neutro o está sin combinarse.

ACIDO OXÁLICO

Se obtiene hoy en día por calentamiento de formiato sódico (NaO_2CH) a 360°C bajo liberación de hidrógeno, precipitación del ácido en forma de oxalato cálcico con leche de cal y finalmente liberación del ácido con ácido sulfúrico.

Propiedades:

- Es el diácido orgánico más simple. Fórmula: $\text{HO}_2\text{CCO}_2\text{H}$
- Masa molecular: 90,03
- Punto de fusión: $189,5^\circ\text{C}$; $101,5$ (hidratado)
- Punto de ebullición: 157°C (sublimación)
- Soluble en alcohol y agua (102 g ácido / l de agua a 20°C ; cristaliza del agua en forma dihidratada.
- Ácido fuerte en su primera etapa de disociación debido a la proximidad del segundo grupo carboxílico.
- Calentándolo se descompone liberando principalmente dióxido de carbono (CO_2), monóxido de carbono (CO) y agua.

SULFATO DE HIERRO

Es un compuesto químico iónico de fórmula (FeSO_4). También llamado **sulfato ferroso**, o **caparrosa verde**, el sulfato de Hierro(II) se encuentra casi siempre en forma de sal heptahidratada, de color azul-verdoso. A 90°C , el heptahidrato pierde agua para formar el monohidrato incoloro, también llamado vitriolo verde o caparrosa.

El sulfato de hierro(II) puede encontrarse en varios estados de hidratación, y varias formas de estas existen en la Naturaleza.

- $\text{FeSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (mineral: szomnokita)
- $\text{FeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
- $\text{FeSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (mineral: siderotilo)
- $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (mineral: melanterita)

Propiedades:

- Estable en condiciones normales de uso y almacenamiento.
- En cualquiera de sus formas hidratadas, pierde agua en contacto con aire seco.
- Bajo exposición a la humedad, se oxida formando un recubrimiento marrón de sulfato de hierro (III), muy corrosivo.
- Al quemarse puede producir óxidos de azufre.
- Incompatible con álcalis, carbonatos solubles o sustancias oxidantes.

PERMANGANATO DE POTASIO

El permanganato de potasio (KMnO_4) es un compuesto químico formado por iones potasio (K^+) y permanganato (MnO_4^-). Es un fuerte agente oxidante. Tanto sólido como en solución acuosa presenta un color violeta intenso.

Es utilizado como agente oxidante en muchas reacciones químicas en el laboratorio y la industria. También se utiliza como desinfectante y en desodorantes. Se utiliza para tratar algunas enfermedades parasitarias de los peces, así como en el tratamiento del agua potable, y como antídoto en los casos de envenenamiento por fósforo.

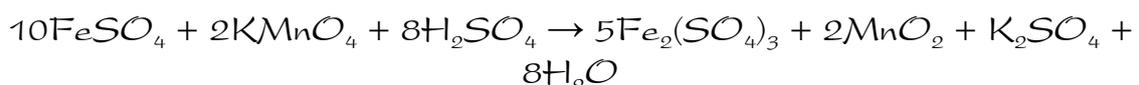
NORMALIDAD (N)

Una solución normal de un agente reductor (u oxidante) se prepara disolviendo un equivalente-gramo por litro.

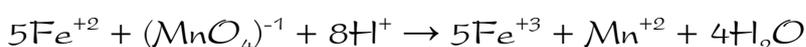
El equivalente – gramo se determina dividiendo el peso molecular de la sustancia entre el cambio de estado de oxidación (número de electrones que gana o pierde). Para ello se tiene en cuenta la reacción de óxido – reducción.

Ejemplo:

Reacción en forma molecular:



Reacción en forma iónica:



Agente reductor: FeSO_4 (donde el Fe^{+2} pasa a Fe^{+3} perdiendo un electrón)

$$\text{Peso equiv-g} = \frac{\text{peso molecular}}{1} = \frac{151,92}{1} = 151,92\text{g}$$

Agente oxidante: KMnO_4 (donde el Mn^{+7} pasa a Mn^{+2} ganando cinco electrones)

$$\text{Peso equiv-g} = \frac{\text{peso molecular}}{5} = \frac{158,00}{5} = 31,50\text{g}$$

TITULACIÓN O VALORACIÓN REDOX

Una **valoración** es una reacción llevada a cabo mediante la adición cuidadosamente controlada de una disolución a otra. El truco consiste en detener la valoración en el punto en que ambos reactivos han reaccionado complementemente, condición que se conoce como **punto de equivalencia** de la valoración. En una valoración necesitamos algún medio de señalar cuándo se alcanza el punto de equivalencia. En los laboratorios de química modernos esto se hace habitualmente mediante un instrumento de medida adecuado. Sin embargo, todavía se utiliza mucho una técnica consistente en añadir una cantidad muy pequeña de una sustancia a la mezcla de la reacción, sustancia que cambia de color en el punto de equivalencia o en sus proximidades.

Como en cualquier reacción se cumplirá:

equiv-g del agente reductor = # equiv-g del agente oxidante

$$N_{\text{red}} \times V_{\text{red}} = N_{\text{ox}} \times V_{\text{ox}}$$



DETALLES EXPERIMENTALES

Materiales:

- 1 cocina eléctrica
- 1 bureta de 50 mL
- 1 balanza de triple brazo
- 1 pisceta
- 1 termómetro
- 3 fioles de 100 mL
- 1 fiola de 250 mL
- 1 matraz Erlenmeyer de 250 mL
- 1 soporte universal
- 1 probeta de 50 mL
- 2 vasos de 250 mL
- 1 embudo de vidrio
- 1 bagueta
- 1 luna de reloj
- 1 pipeta y propipeta

Reactivos:

- Ácido Sulfúrico H_2SO_4 (1:1)
- Oxalato de Sodio $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (s)
- Permanganato de Potasio KMnO_4 (s)
- Sulfato Ferroso heptahidratado $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (s)
- Ácido Oxálico dihidratado $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (s)
- 1L de Agua destilada (aproximadamente)

PROCEDIMIENTO

A) Preparación de 100 mL de una solución estándar de Oxalato de Sodio $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,1N

1. En una balanza de triple brazo se colocó luna de reloj, se determinó el peso de esta siendo unos 35g y luego se echó $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ con la ayuda de una espátula, se aseguró que pesara $0,67\text{g} \approx 0,70\text{g}$ El peso total es 35,7g.



Cálculos:



$$\frac{w_{\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}}{p\text{-eq}} = 0,01\text{eq-g}$$

$$V = 100 \text{ mL}$$

$$\frac{w_{\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}}{\frac{134}{2}} = 0,01\text{eq-g}$$

$$N = 0,1 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}}$$

$$w_{\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 0,67\text{g}$$

$$\# \text{ eq}_{\text{STO}} = N \times V$$

$$= 0,1 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}} \times 0,1\text{L}$$

$$= 0,01\text{eq-g}$$

2. En un vaso limpio de 250 mL se adiciona la sal con la bagueta y el chorro de agua de una pisceta. Enseguida se enjuaga la luna de reloj junto con la bagueta para que no quede rastro alguno de la sal y así poder realizar los cálculos con más precisión.



3. Se agrega unos 60 mL de agua destilada y con la bagueta se disuelve toda la sal.



4. Usando el embudo de vidrio se trasvasa la solución a una fiola de 100 mL. Se lava el vaso para el siguiente experimento.



5. Luego se tapa la fiola para agitar y homogeneizar la solución. Enseguida se rotula la fiola con el nombre de la solución y su concentración.



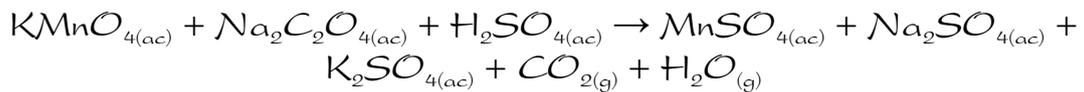
B) Preparación de 250 mL de una solución de Permanganato de Potasio KMnO_4 aproximadamente 0,1N

1. En una luna de reloj se pesó 0,790 \approx 0,800g de Permanganato de Potasio.



Cálculos:

La reacción es:



entonces, $(\text{Mn}^{+7}\text{O}_4)^{-1} \rightarrow \text{Mn}^{+2} \quad \theta = 5$

$$\text{KMnO}_4 \quad \frac{w\text{KMnO}_4}{p\text{-eq}} = 0,025\text{eq-g}$$

$$V = 250 \text{ mL} \quad \frac{w\text{KMnO}_4}{\frac{158}{5}} = 0,025\text{eq-g}$$

$$N = 0,1 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}} \quad w\text{KMnO}_4 = 0,79\text{g}$$

$$\begin{aligned} \# \text{ eq}_{\text{STO}} &= N \times V \\ &= 0,1 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}} \times 0,250 \text{ L} \\ &= 0,025\text{eq-g} \end{aligned}$$

2. Con precaución se adiciona la sal a un vaso de 250 mL empleando la bagueta y el chorro de agua de la pisceta. Inmediatamente después se enjuaga la luna de reloj junto con la bagueta para no dejar rastros de la sal.



3. Se agrega 100 mL de agua destilada y con la bagueta se disuelve toda la sal.



4. Usando el embudo de vidrio se trasvasa la solución a una fiola de 250 mL. Se lava el vaso procurando que no se pierda nada de sal, para así poderlo usar en el siguiente experimento.



5. Luego se tapa la fiola para agitar y homogeneizar la solución. Enseguida se rotula la fiola con el nombre de la solución y su concentración.



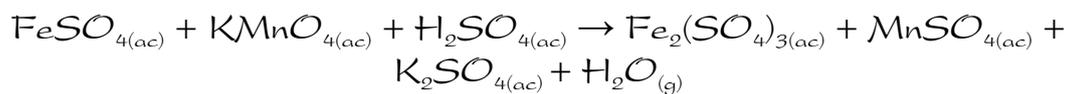
C) Preparación de 100 mL de una solución de Sulfato Ferroso heptahidratado $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ aproximadamente 0,1N

1. En una luna de reloj se pesó 2,780g de cristales de Sulfato Ferroso heptahidratado.



Cálculos:

La reacción es:



entonces, $\text{Fe}^{+2} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$ $\theta = 1$

$$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} \qquad \frac{w_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}}{p - eq} = 0,01 \text{eq-g}$$

$$V = 100 \text{ mL} \qquad \frac{w_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}}{\frac{278}{1}} = 0,01 \text{eq-g}$$

$$N = 0,1 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}} \qquad w_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = 2,78 \text{g}$$

$$\begin{aligned} \# \text{ eq}_{\text{STO}} &= N \times V \\ &= 0,1 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}} \times 0,1 \text{L} \\ &= 0,01 \text{eq-g} \end{aligned}$$

2. Se adicionan los cristales a un vaso de 250 mL empleando la bagueta y el chorro de agua de la pisceta. Se enjuaga la luna de reloj junto con la bagueta para no dejar rastros de los cristales.



3. Se agrega 100 mL de agua destilada y con la bagueta se disuelven todos los cristales.



4. Usando el embudo de vidrio se trasvasa la solución a una fiola de 100 mL. Se lava el vaso procurando que no se quede nada de los cristales.



5. Luego se tapa la fiola para agitar y homogeneizar la solución. Inmediatamente se rotula la fiola con el nombre de la solución y su concentración.



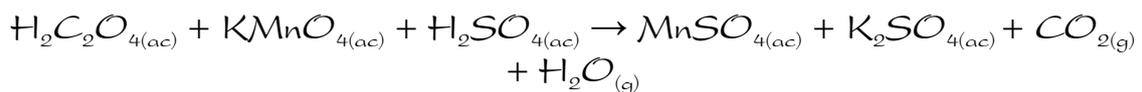
D) Preparación de 100 mL de una solución de Ácido Oxálico dihidratado $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ aproximadamente 0,1N

1. En una luna de reloj se pesó 0,630g \approx 0,70g de cristales de Ácido Oxálico dihidratado.



Cálculos:

La reacción es:



entonces, $2C^{+3} \rightarrow 2C^{+4}$ $\theta = 2$

$$H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O \qquad \frac{w_{H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O}}{p - eq} = 0,01 eq-g$$

$$V = 100 \text{ mL} \qquad \frac{w_{H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O}}{\frac{126}{2}} = 0,01 eq-g$$

$$N = 0,1 \frac{eq-g}{L} \qquad w_{H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O} = 0,63g$$

$$\begin{aligned} \# eq_{STO} &= N \times V \\ &= 0,1 \frac{eq-g}{L} \times 0,1L \\ &= 0,01 eq-g \end{aligned}$$

2. Se adicionan los cristales a un vaso de 250 mL empleando la bagueta y el chorro de agua de la pisceta. Se enjuaga la luna de reloj junto con la bagueta para no dejar rastros de los cristales.



3. Se agrega 100 mL de agua destilada y con la bagueta se disuelven todos los cristales.



4. Usando el embudo de vidrio se trasvasa la solución a una fiola de 100 mL. Se lava el vaso procurando que no se quede nada de los cristales.



5. Luego se tapa la fiola para agitar y homogeneizar la solución. Inmediatamente se rotula la fiola con el nombre de la solución y su concentración.



E) Estandarización de la solución de Permanganato de Potasio KMnO_4 aproximadamente 0,1N

1. Se adiciona unos 5 mL de la solución de Permanganato de Potasio KMnO_4 , por las paredes de una bureta limpia, manteniendo la llave de esta cerrada. El líquido mojará todo el interior de la bureta, luego se deshecha el mismo (abriendo la llave de la bureta).



2. Se fija la bureta en un soporte universal con una pinza y empleando un embudo se vierte la solución de Permanganato de Potasio por encima de la marca del 0, luego se abre la llave de la bureta para llenar el tubo terminal y evitar que se llene de burbujas de aire, dejándose en el nivel de 0.



3. Se vierte de la fiola aproximadamente 50 mL de una solución estándar de Oxalato de Sodio $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,1N a un vaso.



4. Se mide con una pipeta 20 mL de dicha solución contenida en el vaso. Se echa 100 mL de agua destilada a la probeta



5. Con la pipeta se vierte el $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ al matraz erlenmeyer. Luego con la pipeta enjuagada se extrae 5 mL de solución H_2SO_4 (1:1) de un vaso con H_2SO_4 y se vierte en el matraz con la solución de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ e inmediatamente se echan los 100 mL de agua de la probeta.



6. Se procede a calentar el matraz en la cocinilla eléctrica hasta que la solución alcance una temperatura de 60 °C.



7. Se coloca el matraz sobre un fondo blanco, debajo de la bureta y se procede a titular en caliente, agregándole solución de KMnO_4 y agitando continuamente.



8. El punto final o punto de equivalencia de la solución es cuando la solución adquiere un color rosado persistente. El volumen de KMnO_4 que se usó fue 28,3 mL.



Cálculo de la normalidad de la solución de KMnO_4 :

$$V_{\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} \times N_{\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} = V_{\text{gastado de KMnO}_4} \times N_{\text{KMnO}_4}$$

$$20 \text{ mL} \times 0,1 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}} = 28,3 \text{ mL} \times N_{\text{KMnO}_4}$$

$$N_{\text{KMnO}_4} = 0,0706 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}}$$

F) Estandarización de la solución de Sulfato Ferroso heptahidratado $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ aproximadamente 0,1N

1. Se llena la bureta con la solución de Permanganato de Potasio en la marca del 0 para poder determinar con exactitud el volumen a usarse en esta estandarización.



2. Se vierte de la fiola aproximadamente 50 mL de una solución de Sulfato de Sodio FeSO_4 0,1N a un vaso.



3. Se mide con una pipeta 20 mL de dicha solución contenida en el vaso. Se echa 100 mL de agua destilada a la probeta



4. Con la pipeta se vierte el FeSO_4 al matraz erlenmeyer. Luego con la pipeta enjuagada se extrae 3 mL de solución H_2SO_4 (1:1) de un vaso con H_2SO_4 y se vierte en el matraz con la solución de FeSO_4 e inmediatamente se echan los 100 mL de agua de la probeta.



5. Se procede a calentar el matraz en la cocinilla eléctrica hasta que la solución alcance una temperatura de 60 °C.



6. Se coloca el matraz sobre un fondo blanco, debajo de la bureta y se procede a titular en caliente, agregándole solución de KMnO_4 y agitando continuamente.



7. El punto final o punto de equivalencia de la solución es cuando la solución adquiere un color rosado persistente. El volumen de KMnO_4 que se usó fue 24,5 mL.



Cálculo de la normalidad de la solución de FeSO_4 :

$$V_{\text{FeSO}_4} \times N_{\text{FeSO}_4} = V_{\text{gastado de KMnO}_4} \times N_{\text{KMnO}_4}$$

$$20 \text{ mL} \times N_{\text{FeSO}_4} = 24,5 \text{ mL} \times 0,0706 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}}$$

$$N_{\text{FeSO}_4} = 0,0864 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}}$$

a) Estandarización de la solución de Ácido Oxálico dihidratado $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ aproximadamente 0,1N

1. Se llena la bureta con la solución de Permanganato de Potasio en la marca del 0 para poder determinar con exactitud el volumen a usarse en esta estandarización.



2. Se vierte de la fiola aproximadamente 50 mL de una solución de Ácido Oxálico $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,1N a un vaso.



3. Se mide con una pipeta 20 mL de dicha solución contenida en el vaso. Se echa 100 mL de agua destilada a la probeta



4. Con la pipeta se vierte el $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ al matraz erlenmeyer. Luego con la pipeta enjuagada se extrae 2 mL de solución H_2SO_4 (1:1) de un vaso con H_2SO_4 y se vierte en el matraz con la solución de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ e inmediatamente se echan los 100 mL de agua de la probeta.



5. Se procede a calentar el matraz en la cocinilla eléctrica hasta que la solución alcance una temperatura de 60 °C.



6. Se coloca el matraz sobre un fondo blanco, debajo de la bureta y se procede a titular en caliente, agregándole solución de KMnO_4 y agitando continuamente.



7. El punto final o punto de equivalencia de la solución es cuando la solución adquiere un color rosado persistente. El volumen de KMnO_4 que se usó fue 22,0 mL.



Cálculo de la normalidad de la solución de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$:

$$V_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} \times N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = V_{\text{gastado de KMnO}_4} \times N_{\text{KMnO}_4}$$

$$20 \text{ mL} \times N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 22,0 \text{ mL} \times 0,0706 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}}$$

$$N_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 0,0776 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}}$$

H) Preparación y Estandarización de una solución de Ácido Oxálico $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ usando una muestra sólida de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

1. En una luna de reloj se pesó 0,5g de cristales de Ácido Oxálico.



2. Se adicionan los cristales a un vaso de 250 mL empleando la bagueta y el chorro de agua de la pisceta. Se enjuaga la luna de reloj junto con la bagueta para no dejar rastros de los cristales.



3. Se agrega 100 mL de agua destilada y con la bagueta se disuelven todos los cristales.



4. Usando el embudo de vidrio se trasvasa la solución a una fiola de 100 mL. Se lava el vaso procurando que no se quede nada de los cristales.



5. Luego se tapa la fiola para agitar y homogeneizar la solución. Inmediatamente se rotula la fiola con el nombre de la solución.



6. Se llena la bureta con la solución de Permanganato de Potasio en la marca del 0 para poder determinar con exactitud el volumen a usarse en esta estandarización.



7. Se vierte de la fiola aproximadamente 50 mL de una solución de Ácido Oxálico $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ a un vaso.



8. Se mide con una pipeta 20 mL de dicha solución contenida en el vaso. Se echa 100 mL de agua destilada a la probeta



9. Con la pipeta se vierte el $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ al matraz erlenmeyer. Luego con la pipeta enjuagada se extrae 2 mL de solución H_2SO_4 (1:1) de un vaso con H_2SO_4 y se vierte en el matraz con la solución de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ e inmediatamente se echan los 100 mL de agua de la probeta.



10. Se procede a calentar el matraz en la cocinilla eléctrica hasta que la solución alcance una temperatura de $60\text{ }^{\circ}\text{C}$.



11. Se coloca el matraz sobre un fondo blanco, debajo de la bureta y se procede a titular en caliente, agregándole solución de KMnO_4 y agitando continuamente.



12. El punto final o punto de equivalencia de la solución es cuando la solución adquiere un color rosado persistente. El volumen de KMnO_4 que se usó fue 0,4 mL.



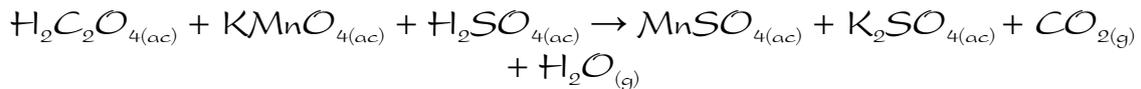
Cálculo de la normalidad de la solución de $H_2C_2O_4$:

$$V_{H_2C_2O_4} \times N_{H_2C_2O_4} = V_{\text{gastado de } KMnO_4} \times N_{KMnO_4}$$

$$20 \text{ mL} \times N_{H_2C_2O_4} = 0,4 \text{ mL} \times 0,0706 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}}$$

$$N_{H_2C_2O_4} = 0,0014 \frac{\text{eq-g}}{\text{L}}$$

La reacción es:



entonces, $2C^{+3} \rightarrow 2C^{+4}$ $\theta = 2$

$$\frac{w_{H_2C_2O_4}}{p - eq} = 0,028 \text{ eq-g} \qquad 1,26 \text{ g} \text{ ----- } 100 \text{ mL}$$

$$\frac{w_{H_2C_2O_4}}{\frac{90}{2}} = 0,028 \text{ eq-g} \qquad w_{H_2C_2O_4} \text{ ----- } 20 \text{ mL}$$

$$w_{H_2C_2O_4} = 0,252 \text{ g}$$

$$w_{H_2C_2O_4} = 1,26 \text{ g}$$

$$\% \text{ pureza: } \frac{0,252 \text{ g}}{0,5 \text{ g}} \times 100\% = 50,4\%$$

CONCLUSIONES

- En este tipo de titulación no se utiliza ningún indicador ya que los mismos reactivos utilizados actúan como indicadores.
- Es difícil de encontrar KMnO_4 puro (está mezclado con MnO_2). El agua destilada que usamos, probablemente contenga sustancias reductoras que forman MnO_2 con el KMnO_4 .
- Se usa $\text{H}_2\text{SO}_{4(cc)}$ ya que permite en la titulación le da el medio ácido y se trabaja con un $E^\circ_{\text{ox}}=1,5\text{V}$, lo cual en un medio ácido fuerte ocurre la siguiente reacción:
$$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{+2} + 4\text{H}_2\text{O}$$
, lo cual es favorable para una adecuada titulación.
- Si no se usara $\text{H}_2\text{SO}_{4(cc)}$, la titulación se daría en medio básico, neutro y en algunos casos ácido débil. Entonces ocurriría la siguiente reacción: $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$, lo cual sería desfavorable para la titulación ya que el MnO_2 cataliza la descomposición del KMnO_4 .
- Al usar $\text{H}_2\text{SO}_{4(cc)}$ permite que la velocidad de reacción sea más rápida en conjunto con el proceso de calentamiento de la reacción.



BIBLIOGRAFÍA

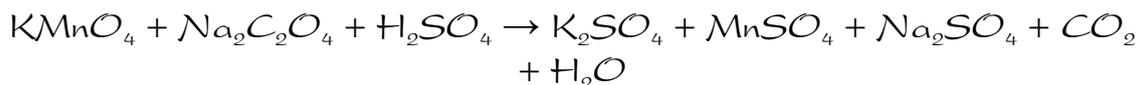
- ✓ <http://es.wikipedia.org/wiki/Redox>
- ✓ http://www.monografias.com/quimica/reacciones_redox
- ✓ *Química General*
8va edición (2003)
Ralph H. Petrucci, William S. Harwood, F. Geoffrey Herring
Ed. Prentice Hall
Páginas 159 - 161
- ✓ Informe N° 2 - Titulaciones Redox (Permanganimetría)
Prof. Angela Sifonte
Laboratorio de Química Analítica
Caracas, 23 de Noviembre de 2004

APENDICE

1. Escriba las ecuaciones moleculares e iónicas de las titulaciones de los ítem 4.5, 4.6 y 4.7:

A. ECUACIONES MOLECULARES:

4.5



4.6

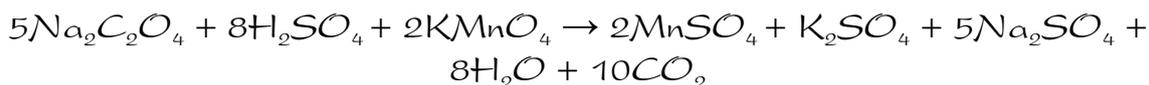


4.7

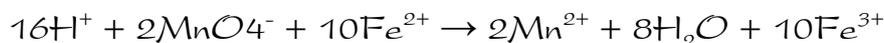


B. ECUACIONES IONICAS:

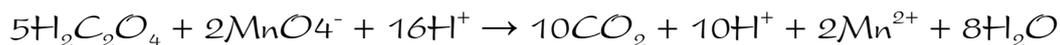
4.5



4.6

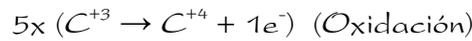


4.7

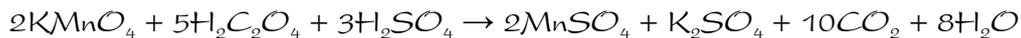


2. Balancear las ecuaciones de la pregunta anterior por el método ión electrón

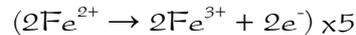
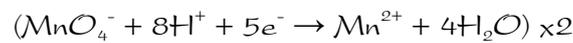
4.5



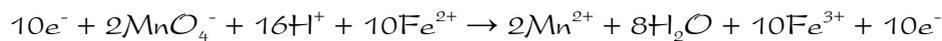
Balanceando:



4.6



Sumando Ambas semireacciones:



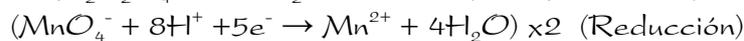
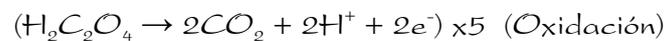
Reemplazando los resultados:



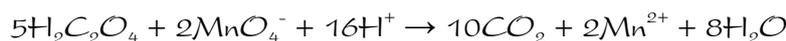
4.7



En principio parece ser una reacción redox entre el ácido oxálico y el permanganato de potasio. Si es así la reacción es la siguiente:



Simplificando:



3. ¿Por qué en las titulaciones con KMnO_4 se emplea el H_2SO_4 concentrado?

Se utiliza $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{CC})}$ porque esto permite que se disocien más rápidamente los compuestos como el permanganato y las demás sustancias que reaccionen. Además permite que la reacción se de en medio ácido lo cual permite la identificación del punto de equilibrio que es el indicador del permanganato cuando la solución se torna de color rosado persistente.

4. Explique a que se debe el color rosa persistente al final de la titulación redox en las que se emplee el KMnO_4 como agente oxidante en medio ácido

Se da porque al tener al KMnO_4 (permanganato de potasio) como agente oxidante en medio ácido este al no consumirse por completo deja el color rosado persistente ya que en el equilibrio tanto el permanganato como los demás sustancias producidas y reactantes en equilibrio se mantienen constantes y ese es el motivo del color rosado persistente. Además el ion permanganato decolora el color violeta del permanganato.