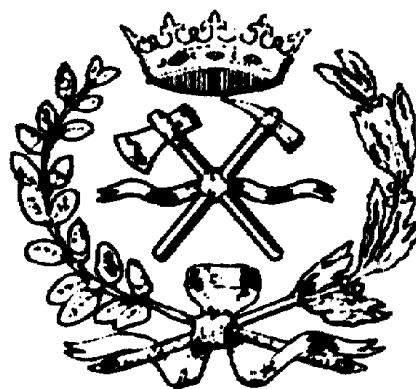


DEPARTAMENTO DE QUÍMICA AGRÍCOLA Y EDAFOLOGÍA

ESCUELA TÉCNICA SUPERIOR DE INGENIEROS AGRONOMOS Y DE MONTES

Universidad de Córdoba



GRADO EN INGENIERÍA AGRONÓMICA

ASIGNATURA: QUÍMICA GENERAL.

Prácticas de laboratorio.

Curso 2010-2011

PRÁCTICA 5. VOLUMETRÍAS DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN: PERMANGANIMETRÍA Y YODOMETRÍA.

Objetivos.

Recordar los conceptos de oxidante y reductor y el ajuste de reacciones redox por el método del ión-electrón y el concepto de equivalente electroquímico. Conocer las aplicaciones de las volumetrías redox.

Material

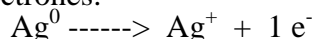
Granatario.
Bureta y soporte
Matraz erlenmeyer
Pipetas
Placa calefactora

Reactivos

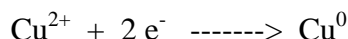
KMnO₄
Disolución problema de ác.oxálico
Acido sulfúrico 1:4.
Na₂S₂O₃
Disolución de engrudo de almidón de 2,5 g/L
Disolución problema de yodo.

Introducción.

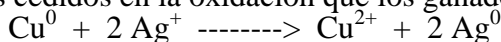
En una reacción de oxidación reducción se produce un intercambio de electrones. Una sustancia se oxida cuando pierde electrones:



y se reduce cuando los gana:

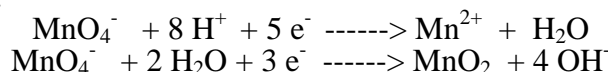


En una reacción redox se produce al mismo tiempo la oxidación y la reducción, siendo igual el número de electrones cedidos en la oxidación que los ganados en la reducción:



Una especie química (átomo, molécula o ión) puede encontrarse en forma oxidada o en forma reducida y se habla entonces de pares redox. Ej: Ag⁺/Ag⁰ ; Cu²⁺ / Cu⁰.

En muchas reacciones redox debe tenerse en cuenta el medio en que se produce la reacción. Así, por ejemplo la reducción del ión permanganato es diferente si se hace en medio ácido o en medio básico:



El carácter oxidante o reductor de las especies químicas, si son elementos, depende de su posición en el sistema periódico, y se mide mediante el potencial de oxidación-reducción (E), en voltios. El potencial de reducción nos compara la tendencia de la forma oxidada de una especie química a aceptar electrones, y por tanto a reducirse, frente al par H⁺/ 1/2 H₂, que se usa como referencia, y al que se asigna un potencial normal de 0 v.

Si el potencial de oxidación ó el de reducción se determina a concentraciones 1 M, y a la presión de 1 atmósfera y 25 °C de temperatura, se denomina potencial normal (E°), bien de oxidación (PNO) ó de reducción (PNR).

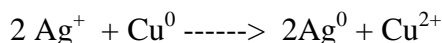
El potencial redox de una reacción es función por tanto de la concentración de las especies que intervienen, de su potencial normal, de la temperatura y de la presión, según la ley de Nernst:

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \times \ln Q$$

donde: n= número de electrones que se intercambian en la reacción considerada, F es 1 faraday (96500 culombios), y Q representa la ley de acción de masas.

Cuanto mayor es el PNR para un par, mayor es la tendencia de la forma oxidada a captar electrones, por tanto a reducirse, así por ejemplo: el par Cu²⁺/Cu⁰ tiene un PNR de +0,34 v., y el

par Ag^+/Ag^0 tiene un PNR de +0,80 v., por tanto en una reacción en la que intervengan estos pares, el ión Ag^+ se reducirá, y captará los electrones que cede el Cu, que a su vez se oxidará. El Cu es el agente reductor, puesto que reduce al ión Ag^+ , y el ión Ag^+ es el agente oxidante ya que oxida al Cu:



El potencial normal de una reacción está relacionado con la variación de la energía libre mediante la expresión:

$$G^\circ = -nFE^\circ$$

de esta forma, cuando el potencial es positivo, G es negativo, lo que implica que la reacción es termodinámicamente espontánea. Es importante tener en cuenta que muchas veces no se trabaja en "condiciones normales", sobre todo en cuanto a concentraciones, que no suelen ser 1 M, en estos casos debe calcularse el potencial de la reacción en las nuevas condiciones a partir de la ecuación de Nernst, y con este valor, el de la energía libre.

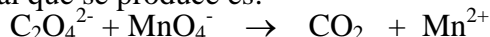
Las volumetrías redox son técnicas analíticas consistentes en un proceso de oxidación-reducción que tiene lugar entre dos disoluciones, una de las cuáles contiene una sustancia oxidante o reductora respecto al soluto de la segunda disolución.

La técnica de la valoración redox es la misma que la de una valoración ácido-base y se realiza añadiendo progresivamente una disolución valorante colocada en una bureta sobre un volumen exactamente medido de la disolución problema. El proceso de valoración termina cuando el indicador usado cambia de color y esto sucede en el momento en que existen cantidades equivalentes de oxidante y de reductor.

5.a. Permanganimetría

Valoración de ácido oxálico con permanganato potásico.

La reacción iónica total que se produce es:



Procedimiento experimental:

Es una valoración redox.

Como reactivo valorante se usa una disolución de KMnO_4 0,1N estandarizada previamente y como indicador actúa la propia solución de permanganato que cambia el color de la disolución problema de ácido oxálico.

En un erlenmeyer se vierten 10 mL de disolución problema de ácido oxálico. Se añaden unos 8 mL de ácido sulfúrico diluido (1:4).

Se carga la bureta con la disolución de KMnO_4 0,1N

Se calienta la disolución problema hasta unos 50-60 °C y a continuación se añade la disolución de permanganato, agitando continuamente y manteniendo la temperatura.

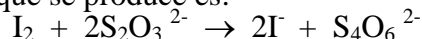
La técnica de valoración consiste en añadir al principio de forma continua el reactivo valorante desde la bureta, para terminar añadiéndolo gota a gota cuando nos encontramos cerca del punto final de la valoración indicado por los cambios de color del indicador. En el caso particular de la permanganimetría el punto final se encuentra próximo cuando la decoloración de la disolución de permanganato se hace lentamente. Se alcanza el punto final cuando aparece coloración violácea débil y persista unos segundos.

Anotar el volumen de permanganato consumido.

5.b. Iodometría

Valoración de yodo con tiosulfato sódico.

La reacción iónica total que se produce es:



Procedimiento experimental:

Es una valoración redox.

Como reactivo valorante se una disolución de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,1N estandarizada previamente y como indicador se emplea una disolución de engrudo de almidón de 2,5 g/L que cambia a color azul cuando se combina con el yodo.

En un erlenmeyer se vierten 10 mL de la disolución problema de iodo.

Se carga la bureta con tiosulfato sódico 0,1N.

Se añade un chorro de tiosulfato, agitando continuamente hasta que la disolución de color pardo oscuro de yodo tome un color anaranjado-amarillento.

Añadir 1 mL de la disolución indicadora de de almidón y el color se torna azul intenso.

Se continúa añadiendo el tiosulfato cada vez más lentamente en función de la velocidad con que cambia el color azul de la disolución.

El punto final se alcanza cuando el color azul de la disolución desaparece, tornandose incolora.

Anotar el volumen de tiosulfato consumido.

Cálculos.

La concentración de la disolución se calcula aplicando el principio de conservación de la materia:

$$V1 \times N1 = V2 \times N2$$

Cuestiones:

- 1) Ajustar las reacciones iónicas y moleculares del ácido oxálico con el permanganato potásico y del yodo con el tiosulfato sódico.
- 2) Calcular la normalidad, la molaridad de las soluciones problema.
- 3) Calcúlese el número de gramos que contiene un peso equivalente de permanganato potásico, oxalato sódico, tiosulfato sódico y yodo, en estas reacciones.
- 4) Calcular el número de gramos que contiene un litro de cada una de las soluciones empleadas.
- 5) Calcule el número de miligramos de la sustancia problema que contiene el volumen usado en la valoración.
- 6) Calcule el número de miligramos de reactivo valorante que se ha consumido en cada valoración.

-----oOo-----