

UNIVERSIDAD CATOLICA DEL NORTE

ANTOFAGASTA

INFORME

LABORATORIO N° 7 Redox y Termoquímica

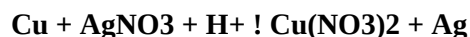
PARTE I (REDOX)

PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS :

1.-

- A un trozo de lámina de cobre en un tubo de ensayo se le añadieron 5 ml de AgNO_3 , produciéndose la siguiente reacción :

(se supone la solución en un medio ácido)



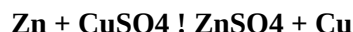
Una vez realizada la reacción se puede observar que la solución a cambiado

A un color celeste claro ($\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$) y se ha adherido la plata precipitada a la

Lámina de cobre.

- En un tubo de ensayo se colocó un trozo pequeño de Zinc y se añadió CuSO_4 ,

Produciéndose la siguiente reacción (medio ácido) :



Se pudo observar que precipitó el cobre, notándose que el Zinc se disolvía en la solución.

2.- En un tubo de ensayo se añadieron 5 ml de FeSO_4 y gotas de H_2SO_4 diluido (medio ácido), se agregó luego 10 gotas de KSCN y gotas de H_2O_2

Al añadir KSCN a la solución de FeSO_4 se forma $\text{Fe}(\text{SCN})_2$ y luego al agregar

H_2O_2 este oxida al Fe^{2+} convirtiéndolo en Fe^{3+} formando con el ión SCN^- el compuesto de color rojo $\text{Fe}(\text{SCN})_6^{3-}$.

3.- En un tubo de ensayo se vertieron 5 ml de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (color anaranjado) y gotas de H_2SO_4 diluido (medio ácido), posteriormente se añadieron pequeñas cantidades de FeSO_4

En esta reacción se obtiene la oxidación del Fe^{2+} y la reducción del $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, quedando la solución de color café intenso.

4.- Se vertieron 5 ml de KMnO_4 mas 1 ml de solución diluida de NaOH en este caso no hay reacción de

oxido-reducción por la falta de un compuesto que se oxide

o se reduzca.

5.- En un tubo de ensayo se añadieron 5 ml de KMnO_4 , junto con 2 gotas de H_2SO_4 , luego se agrego H_2O_2 .

En esta reacción se pudo observar el precipitado de Mn^{2+}

(solución turbia) quedando la solución un color púrpura fuerte, además se pudo apreciar burbujas debido al oxígeno liberado.

6.- Se agregó en un tubo de ensayo 5 ml de KMnO_4 con una pequeña cantidad de

KOH (medio básico) y luego se añadieron gotas de KI .

Se pudo notar un cambio de color a violeta intenso cuando se agrego el KOH

Y luego a verde cuando se añadió KI en este caso precipita y se oxida el I_2 y se reduce el MnO_4^- .

CUESTIONARIO

1.- En cada experiencia, ajustar la ecuación en forma iónica

2.- En cada una de las ecuaciones ajustadas indique cuál es el agente oxidante y cual es el agente reductor

3.- En cada caso, anotar el color inicial de los reaccionantes e identifique cada uno de los productos formados (ya sea como precipitado, gases, etc.)

DESARROLLO

1

1.-

a) E.I.N. : $2\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

b) E.I.N. : $\text{CuSO}_4 + \text{Zn} \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$

2.- E.I.N. (al agregar H_2O_2) : $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Fe}^{3+}$

3.- E.I.N. : $14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} + 6\text{Fe}^{3+}$

4.- No hay reacción óxido-reducción

5.- E.I.N. : $16\text{H}^+ + 2\text{MnO}_4^- + 5\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 10\text{H}^+ + 5\text{O}_2$

6.- E.I.N. : $8\text{H}_2\text{O} + 2\text{MnO}_4^- + 10\text{I}^- \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 16\text{OH}^- + 5\text{I}_2$

2

1 a) A.R. = Cu

A.O. = AgNO₃

1 b) A.R. = Zn

A.O. = CuSO₄

2.- A.R. = Fe²⁺

A.O. = H₂O₂

3.- A.R. = Fe²⁺

A.O. = Cr₂O₇²⁻

4.- No existen agentes reductores ni de oxidación.

5.- A.R. = H₂O₂

A.O. = MnO₄⁻

6.- A.R. = I⁻

A.O. = MnO₄⁻

3

1 a) precipita la plata, quedando la solución color celeste

1 b) precipita cobre, quedando la solución incolora

2.- queda la solución color rojo, por la formación de Fe(SCN)₆³⁻

3.- solución de color café (oscuro)

4.- No hay cambios visibles

5.- color fucsia fuerte, precipita el Mn²⁺ y se libera oxígeno

6.- al añadir el KOH cambia a color lila y posteriormente al agregar el KI cambia a color verde, precipita el I₂

PARTE II (TERMOQUIMICA)

PROCEDIMIENTO Y RESULTADOS :

En un tubo de ensayo se depositan cristales de óxido cálcico, se le añade agua esperando un cambio de temperatura el cual no existe.

Colocar en un tubo de ensayo una disolución saturada de sacarosa (azúcar común). Añadir lentamente y agitando tras cada adición ácido sulfúrico concentrado. El calor desprendido acelera la descomposición del azúcar, obteniéndose una masa negra y porosa de carbono. Al desprender calor aumenta la temperatura.

Se vierten gotas de agua en un tubo de ensayo añadiendo lentamente ácido nítrico concentrado obteniendo un aumento de temperatura.

Se introducen en el tubo de ensayo cristales de bromuro sódico sólido, a continuación se añade agua suficiente para completar la disolución, se observa que no existe cambio en la temperatura y se compara claramente a la primera de todas las experiencias, no así sucede en las otras dos anteriores, debido a que las reacciones logran aumentar la temperatura del sistema.

Se colocan en el tubo de ensayo cristales de nitrato potásico sólido más agua suficiente para diluir el contenido, se nota una disminución de la temperatura.

Nuevamente en un tubo de ensayo se vierte cristales de cloruro amonico solido y agua, se obtiene una disminución de temperatura.

Por ultimo en un tubo de ensayo se insertan cristales de cloruro sódico y se le agrega agua mostrando así que este tipo de reacción no sufre ningún tipo de variación de temperatura.

2.- Calor de disolución del NaOH(s)

Se vierten 50ml de agua destilada en el calorímetro (vaso de plumavit) se mide la temperatura, se añaden 2 gramos de NaOH y se agita hasta una disolución completa se anota la temperatura final máxima alcanzada.

3.- Calor de disolución y neutralización simultaneas

Se colocan 50ml de HCl de concentración 1M en un calorímetro muy limpio (en este caso un vaso de plumavit) y se anota la temperatura. Se añaden 2g de NaOH sólido, se agita y se anota la temperatura más alta observada.

4.- Calor de neutralización

Se ponen en un calorímetro 25 ml de HCl de concentración 1M. Asimismo, en una probeta limpia se ponen 25 ml de NaOH de concentración 1M.

Se mide la temperatura de ambas disoluciones. Conviene que sea aproximadamente la misma t_1 (temperatura ambiente)

Se vierte la disolución de NaOH desde la probeta al calorímetro. Se agita suavemente la mezcla y se anota la temperatura, hasta que alcanza un valor máximo, t_2 .

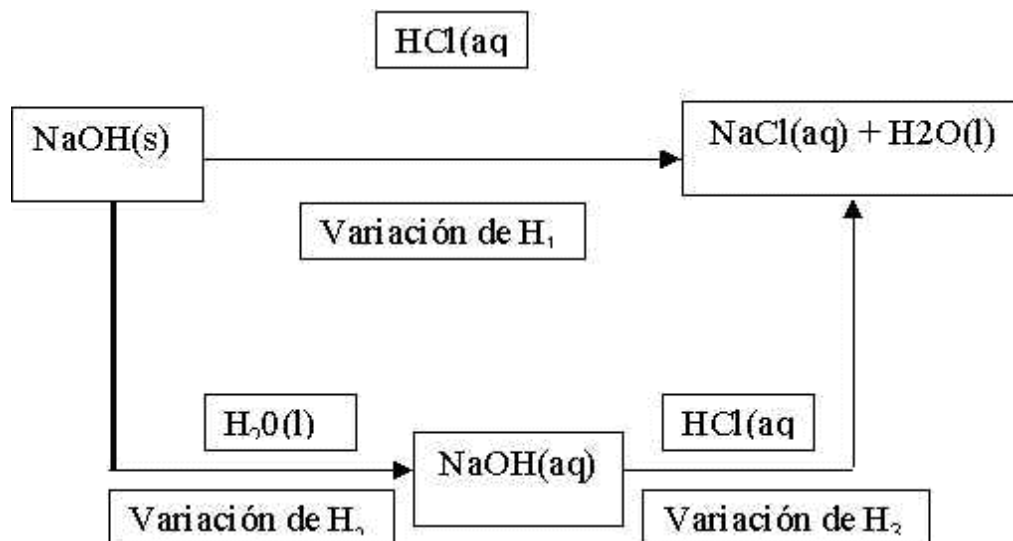
Utilizando la ecuación de la calorimetría:

$$Q = m.c.(t_2 - t_1)$$

Y sabiendo la masa de la mezcla, el calor específico del agua $c = 1 \text{ cal/g.}^\circ\text{C}$ y la variación de temperatura, se halla Q. A continuación para averiguar variación de H hay que tener en cuenta los moles de reactivos, que la reacción es exotérmica y que $1 \text{ cal} = 4.18 \text{ J}$.

Donde :

El NaCl(aq) puede ser obtenido a partir de NaOH (s) por dos caminos. Midiendo variación H de cada etapa podrá comprobarse la ley de Hess:



Con las indicaciones hechas en la práctica anterior se averiguan variación de H_1 , variación de H_2 y variación de H_3 , comprobando así la ley de Hess

Donde: **H1** corresponde a la parte 2, **H2** a la parte 3 y **H3** a la parte 4 de la experiencia de termoquímica.

CUESTIONARIO

- 1.- En cada experimento anotar todos los cambios observados.
- 2.- Repasar conceptos calor, capacidad calorífica molar, variación de entalpía y variación de entalpía estandar.
- 3.- El enunciado de la ley de Hess ¿en que principio de la termodinámica se basa? La variación de la temperatura detectada al producirse una reacción química en un calorímetro ¿será la misma independiente del calorímetro utilizado? Y ¿la variación d entalpía molar?

SOLUCIONES

1

Todos los cambios observados se manifiestan en la parte de procedimiento y resultados

2

Calor: Es la suma de la energía cinética de todas las moléculas que constituyen un cuerpo.

Capacidad calorífica molar o calor específico molar de una sustancia a volumen constante: Es la cantidad de calor que se requiere para elevar la temperatura de un mol de sustancia en un grado centígrado, a volumen constante y a una temperatura dada.

Entalpía estándar de formación de un compuesto: Es el cambio de calor que resulta de la formación de un mol de compuesto a partir de sus elementos en sus estados estándar (presión de 1 atm y 25 0C).

Entalpía o calor de formación de un compuesto: es la entalpía de reacción medida cuando el compuesto se forma a partir de sus elementos. Ejemplo: las entalpías de reacción medidas cuando reaccionan hidrógeno y oxígeno, y cuando reaccionan hidrógeno y yodo, se consideran como si fueran las entalpías de formación del vapor de agua y el yoduro de hidrógeno.

CONCLUSIONES

En esta experiencia se estudiaron dos aspectos relevantes de la química, reacciones Redox y termoquímica.

Del primero se analizó para distintas reacciones la formación de los productos (precipitados, gases, etc) y distinguiendo claramente los diferentes colores de los productos formados en las reacciones.

Como segunda parte se estudió el calor absorbido o liberado en una reacción, pudiéndose observar la diferencia de temperatura acompañadas en distintas reacciones, en esta experiencia se obtuvieron resultados esperados en concordancia con los cálculos previstos, anteriormente lo que indica y reafirma la veracidad de los resultados.

Finalmente se puede demostrar y reafirmar el fundamento teórico realizando las experiencias en el laboratorio observando el comportamiento de las reacciones y obteniendo los resultados previstos anteriormente en base a la teoría.