

Trabajo Práctico N°3:

Electrólitos

Y

Reacciones Netas

Fecha: 06/05/2003

Introducción

Las reacciones químicas y casi todos los procesos biológicos se llevan a cabo en medio acuoso, es importante considerar las propiedades de las disoluciones acuosas, ya que muchas reacciones importantes involucran sustancias que son electrolitos.

La forma mas simple de estudiar el movimiento de los iones en solución, es a través de la medición de la conductancia, es decir, la capacidad de conducir una corriente eléctrica. Es por eso que uno de nuestros objetivos será medir sustancias y distinguirlas entre las que son electrolitos fuertes, débiles o no electrolitos.

Nos interesa conocer mas a fondo sobre la conductancia electrolítica de soluciones acuosas, la cual resulta de la movilidad de los iones. Este tipo de conducción se encuentra en soluciones de electrolitos fuertes y débiles, sales fundidas y algunas sales sólidas.

Las sustancias que permiten el paso de la corriente eléctrica reciben el nombre de conductores, algunos ejemplos de éstas son: los metales, el grafito, el suelo, los cuerpos húmedos, el cuerpo humano y los electrolitos, estos últimos son sustancias que en solución acuosa conducen la corriente eléctrica.

Las sustancias que no permiten el paso de la corriente eléctrica reciben el nombre de aislantes o dieléctricos, algunos ejemplos son: vidrio, madera, cristal, porcelana, seda, parafina, etcétera.

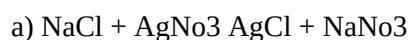
Resultados

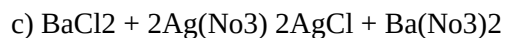
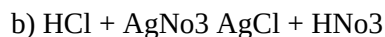
Según lo observado en el experimento N°1

Solución 0,1 M	Clasificación
HCl	Electrólito fuerte
C ₂ H ₅ OH	Electrólito débil
NaCl	Electrólito fuerte
H ₂ O (potable)	Electrólito fuerte
H ₂ O (destilada)	Electrólito débil
NH ₃	Electrólito fuerte
C ₆ H ₁₂ O ₆	Electrólito débil

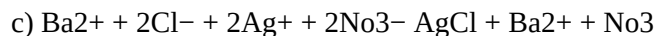
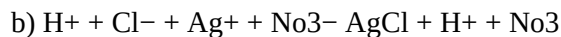
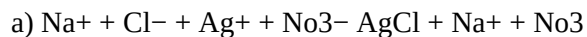
Ejercicio N°1

Ecuaciones moleculares:

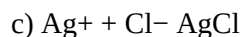
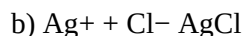
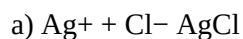




Ecuaciones Iónicas:



Ecuaciones Netas:

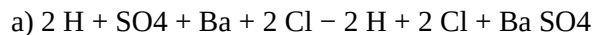


Ejercicio N°2

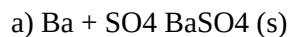
Ecuaciones Moleculares:



Ecuaciones Iónicas:



Ecuaciones Netas:



En este experimento la formula del precipitado es BaSO_4 (Sulfato de Bario)

Preguntas:

1.- ¿Cuáles son las sustancias principales presentes en cada una de las soluciones?

Las principales sustancias en el primer experimento son: plata y cloro, formando cloruro de plata (AgCl), mientras en el segundo experimento son: bario y sulfato, formando sulfato de bario (BaSO_4).

2.- ¿Qué cantidad de cada una de las sustancias principales está presente (en moles)?

1) **0.1 M de Na Cl :**

$$\underline{0.1 \text{ mol Na Cl}} = \underline{X \text{ mol de Na Cl}}$$

1000 ml 5 ml

$$X = 0.0005 \text{ mol de Na Cl}$$

2) 0.1 M de H Cl :

$$\underline{0.1 \text{ mol H Cl}} = \underline{X \text{ mol de H Cl}}$$

1000 ml 5 ml

$$X = 0.0005 \text{ mol de H Cl}$$

3) 0.1 M de Ba Cl :

$$\underline{0.1 \text{ mol Ba Cl}_2} = \underline{X \text{ mol de Ba Cl}_2}$$

1000 ml 5 ml

$$X = 0.0005 \text{ mol de Ba Cl}_2$$

1) 0.1 M de H SO :

$$\underline{0.1 \text{ mol H}_2 \text{ SO}_4} = \underline{X \text{ mol de H}_2 \text{ SO}_4}$$

1000 ml 5 ml

$$X = 0.0005 \text{ mol de H}_2 \text{ SO}_4$$

2) 0.1 M de Na SO :

$$\underline{0.1 \text{ mol Na}_2 \text{ SO}_4} = \underline{X \text{ mol de Na}_2 \text{ SO}_4}$$

1000 ml 5 ml

$$X = 0.0005 \text{ mol de Na}_2 \text{ SO}_4$$

3.- ¿Cuál es la concentración molar de las sustancias principales?

NaCl: 0,10 molar H₂SO₄: 0,10 molar

HCl: 0,10 molar NaSO₄: 0.10 molar

BaCl₂: 0,10 molar BaCl₂: 0,1 molar

AgNO₃: 0,1 molar

Discusión

Pudimos diferenciar electrolitos fuertes, electrolitos débiles ya no sólo en forma teórica sino mas bien práctica con un sencillo aparato, constituido por un par de electrodos conectados a un foco, una pila y un vaso de

precipitados. instrumento especialmente diseñado para ello llamado conductímetro. Así pudimos percatarnos que a diferencia de lo que podríamos haber imaginado, el agua potable y el agua destilada tienen una clasificación diferente, el agua potable es un electrolito fuerte y el agua destilada es un electrolito débil, esta diferencia se debe a que el agua potable posee muchos minerales y muchos iones en solución, lo que hace que sea mejor conductora de la electricidad.

Observamos claramente, al mezclar las soluciones con nitrato de plata (AgNO_3), el cambio, o mejor dicho la formación de una sustancia espesa y blanquecina sólida cuyo nombre es cloruro de plata (AgCl), sustancia que por cierto, es insoluble en agua, en algunos casos como al mezclar cloruro de bario con nitrato de plata, la solución es mas espesa, y precipita muy poco. Cabe destacar que el bario no es muy soluble pero la cantidad de la sustancia que si se disuelve se disocia casi totalmente. Por lo tanto, el bario es un electrolito fuerte.

Luego, al mezclar las soluciones de ácido sulfúrico y sulfato de sodio con cloruro de bario (indistintamente), resulta sulfuro de bario, sustancia blanquecina y pesada que se disuelve en una mínima cantidad.

Conclusión

Existen conductores de primera clase que conducen directamente el flujo de electrones y conductores de segunda clase, como los electrolitos, que conducen la corriente eléctrica a través del movimiento de los iones entre los polos.

Existen sustancias que no conducen la electricidad al disolverse en agua, éstas reciben el nombre de no electrolitos.

Esa es la diferencia entre un electrolito y un no electrolito, que al disolverse en agua, el primero produce iones en solución y el segundo no.

Cuando en una solución se ha formado un número suficiente de iones, ésta es capaz de conducir la corriente eléctrica.

Para determinar si una sustancia en solución es un electrolito o no electrolito, se utiliza un sencillo aparato, constituido por un par de electrodos conectados a un foco, una pila y un vaso de precipitados, aparato usado en este laboratorio.

Existen electrolitos fuertes y débiles, esto se debe al grado de ionización o disociación que alcanza una sustancia en solución.

La mayoría de las sales solubles, los ácidos sulfúrico, nítrico, clorhídrico, bromhídrico, perclórico y los hidróxidos de sodio, potasio, calcio y bario son ejemplos de electrolitos fuertes.

Los ácidos acético, carbónico, nitroso, sulfuroso, sulfhídrico, oxálico, fluorhídrico y el hidróxido de amonio, son ejemplos de electrolitos débiles.

De lo anterior podemos concluir que aquellas disoluciones acuosas que presentan la conductividad eléctrica baja, se debe a que tienen un bajo porcentaje de iones por presentar reacción reversible, disoluciones que como ya vimos se denominan electrolitos débiles, y por el contrario a las disoluciones acuosas que presentan la conductividad eléctrica alta, se les llama electrolitos fuertes, los cuales presentan un elevado porcentaje de iones en disolución y no presentan reacción reversible.

Bibliografía

Nombre Libro	Autor	Editorial	Año	Páginas
--------------	-------	-----------	-----	---------

Química	R. Chang	Mc Graw-Hill	1992, 4ªEdición	100-102
Química:La ciencia central	T.L. Brown	Prentice Hall Hispanoamericana S.A.	1998 7ªEdición	115-116

Paginas web