

PREGUNTAS:

1.- ¿ Cómo podría hacer determinaciones semicuantitativas, utilizando las técnicas de éste experimento ? Explique.

2.- Escriba la reacción efectuada entre el níquel y la dimetilglioxima.

3.- Escriba la reacción que ocurre entre el Cu(II) y el amoníaco.

4.- Explique cómo se lleva a cabo la cromatografía de intercambio iónico.

5.- Si en lugar de utilizar acetona-agua-ácido, se empleara algún otro disolvente, habría cambio en los Rf (cociente de frentes) calculados? Explique su respuesta.

BIBLIOGRAFIA

PREPARACION DE SOLUCIONES

INTRODUCCION:

La química de las soluciones interviene en nuestra vida diaria. En casi todos los procesos del cuerpo humano, intervienen soluciones, La mayoría de los procesos químicos, biológicos y microbiológicos utilizamos soluciones. Es pues importante la comprensión de los diferentes términos de concentración de soluciones tales como: miliequivalentes, soluciones normales, soluciones molares, partes por millón, soluciones preparadas al por ciento, etc.

OBJETIVO:

Al finalizar esta práctica, el alumno comprenderá el significado de los diferentes términos de concentración y conocerá el uso de ellos en problemas prácticos relacionados con su campo profesional.

FUNDAMENTO:

El término "concentración", expresa la cantidad de soluto (lo que se disuelve) en una cantidad dada de disolvente (líquido donde se disuelve)

CONCENTRACIONES QUIMICAS: Entre los diferentes tipos de concentraciones químicas destacan:

Molaridad

Normalidad

Molalidad

MOLARIDAD.- Es la unidad de concentración que expresa numero de moles de soluto en un litro de solución.

Para comprender el concepto anterior es necesario entender el significado del termino mol. Para ésto es necesario saber que los átomos de diferentes elementos tienen pesos diferentes y que a estos se les llaman: "Pesos Atómicos" y se han asignado sus valores en relación al peso del hidrógeno que es de 1, por convención.

Así pues, encontramos que los valores de los pesos atómicos de algunos elementos son:

ELEMENTO	PESO ATOMICO
H	1
O	16 (16 veces el peso del hidrógeno)
Na	23 (23 veces el peso del hidrógeno)
S	32 (32 veces el peso del hidrógeno)
Cl	35.5 (35.5 veces el peso del hidrógeno)

Cuando los valores de los pesos atómicos se expresan en gramos, se les llama "Átomos-gramo"; así el átomo gramo de H = 1 gramo, de O = 16gr. de Na = 23 gramso.

En las moléculas que constituyen los compuestos, encontramos uniones de 2 o más átomos o diferentes y al sumar los átomos gramos de éstos, obtenemos el peso de la molécula expresado en gramos, es decir, la MOLECULA GRAMO también llamada MOL.

De aquí que un mol de una sustancia puede definirse como el peso molecular de la misma expresada en gramos.

EJEMPLO:.- Calcular el peso molecular del H_2SO_4 ; si sabemos que el peso atómico del H es 1, el del azufre (S) es 32 y el del oxígeno (O) es 16.

$$\begin{aligned} H &= 2 \times 1 = 2 \quad (\text{porque hay 2 átomos de H}) \\ S &= 1 \times 32 = 32 \\ O &= 4 \times 16 = 64 \quad (\text{porque hay 4 átomos de oxígeno}) \\ \text{Total:} & \dots\dots\dots \overline{98} \end{aligned}$$

RESPUESTA.- En un mol de H_2SO_4 , hay 98 gr. en otras palabras, el peso molecular del ácido sulfurico es de 98gr.

Todas las moléculas gramo tendrán el mismo numero de moléculas y habremos podido encontrar una unidad que nos exprese la proporción de moléculas en una sustancia. Por ejemplo: si tenemos dos soluciones, una con dos moles de NaCl y otra con dos de KCl (cloruro de potasio), ambas soluciones tendrán el mismo numero de moléculas, aunque el peso de las soluciones sea diferente a como se puede ver en el siguiente ejemplo:

Peso atómico del Na23
Peso atómico del Cl 35.5
Peso molecular del NaCl 58.5 gr.

Si tenemos 2 moles de NaCl:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol tiene} & \dots\dots\dots 58.5 \text{ gr.} \\ 2 \text{ moles tienen} & \dots\dots\dots x \\ x &= \frac{58.5 \times 2}{1} \dots\dots\dots x = 117 \text{ gr.} \end{aligned}$$

Peso atómico del K 38
Peso atómico del Cl 35.5
Peso molecular del KCl 73.5 gr.

Si tenemos 2 moles de KCl:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol tiene} & \dots\dots\dots 73.5 \text{ gr.} \\ 2 \text{ moles tienen} & \dots\dots\dots x \\ x &= \frac{73.5 \times 2}{1} \dots\dots\dots x = 147 \text{ gr.} \end{aligned}$$

2 moles de NaCl tienen 117 gr.

2 moles de KCl tienen 147 gr.

De aquí que:

Podemos establecer la siguiente fórmula:

$$\text{PESO EN GRAMOS} = \text{PESO MOLECULAR} \times \text{NUMERO DE MOLES}$$

o bien, despejando la fórmula:

$$\text{NUMERO DE MOLES} = \text{PESO EN GRAMOS} / \text{PESO MOLECULAR}$$

Ahora bien, como para usos biológicos la unidad mol es muy grande, se utiliza el milimol (mM), que es una unidad 1000 veces menor que el mol, por lo tanto una milimol es igual al peso molecular, expresado en miligramos.

Si un mol es igual a 1000mM, y un gramo es igual a 1000mg. tenemos la siguiente fórmula

$$\text{NUMERO DE MILIMOLES} = \text{PESO EN mg} / \text{PESO MOLECULAR}$$

Habiendo comprendido los conceptos anteriores, podemos pasar a preparar una solución molar.

Si una mol de una sustancia se disuelve en agua "hasta" un volumen de un litro, se obtiene una SOLUCION 1 MOLAR.

Por ejemplo: si queremos preparar una solución 1 molar de NaCl, tendríamos que considerar primero su peso molecular ($\text{Na}:23-\text{Cl}:35.5 = 58.5 \text{ gr}$) y éste valor disolverlo en un solvente o agua, hasta completar 1 litro. Por lo tanto, una solución 1M de NaCl es igual a 58.5gr. de NaCl en un litro de solución.

Ahora bien, si nos piden preparar 400ml. de una solución 0.5M de NaCl ¿Cuántos gramos de NaCl deben pesarse?

1.- Sabemos que el peso molecular del NaCl es 58.5 gr.

2.- Haremos el siguiente planteamiento:

Una solución 1 M tiene _____ 58.5 gr. de NaCl

Una solución 0.5 M tiene _____ x gr. de NaCl

$x = 0.5 \times 58.5 / 1 = 29.25 \text{ gr.}$

3.- De acuerdo con la definición de solución molar, los 29.95 lo consideramos en 1 litro de solución, pero nos piden preparar 400ml.

En 1000 de solución (1 litro) hay 29.25 gr. de NaCl

En 400 ml. de solución (0.4 litros) hay--x gr. de NaCl

$$\frac{(.4)}{1} \frac{(29.25)}{1} = 11.7$$

RESULTADO:

Necesitamos 11.7gr. de NaCl y disolverlo hasta aforar un volumen de 400ml. en éste ejemplo, como podemos ver hemos multiplicado la molaridad del problema (0.5) por el peso molecular del NaCl (58.5 gr) y por el volumen del problema (400ml) Posteriormente dividiremos entre 1 litro - (1000ml).

Para simplificar el procedimiento podemos aplicar la siguiente fórmula:

En donde:

V: volumen del problema

P.M. peso molecular

M. Molaridad del problema

$$\text{gr} = \frac{V \times \text{P.M.} \times M}{1000}$$

SOLUCIONES NORMALES:

Desde el punto de vista electroquímico existen dos clases de sustancias: Unas que al estar en solución, permiten el paso de la corriente eléctrica, y otras que no lo permiten. Las primeras reciben el nombre de ELECTROLITOS y las segundas de NO ELECTROLITOS.

Ejemplo de electrolitos: Cloruro de sodio, el fosfato de potasio, las proteínas, etc.

Ejemplo de NO ELECTROLITOS: Glucosa y urea.

Sabemos que una propiedad de los átomos es la de poderse combinar. Esta capacidad de combinación en términos químicos se denomina "VALENCIA" La valencia no está en relación con el peso atómico sino con el número de electrones combinables, es decir, podemos encontrar átomos con gran capacidad de combinación y pesar menos que otros átomos cuya valencia es menor.

Por ejemplo:

El sodio tiene un peso atómico: 23 y una valencia: 1

El oxígeno tiene un peso atómico: 16 y una valencia: 2

El carbono tiene un peso atómico: 12 y una valencia: 4

Necesitamos por lo tanto una unidad que nos salve de la dificultad de que los átomos no tengan el mismo peso y que nos permita comparar "Actividades" (cargas) por número y por peso, y ésta segunda razón de diferente valor, de diferente "Valencia" o "Actividad Química", lleva la introducción de una nueva unidad: EL EQUIVALENTE.

Se entiende por Equivalente Químico el peso atómico o molecular de una sustancia expresado en gramo y dividido entre su valencia:

$$\text{Eq} = \frac{\text{Masa}}{\text{Valencia}}$$

Por tratarse de una unidad demasiado grande para usos biológicos, se utiliza una unidad 1000 veces menor: El mili equivalente. Símbolo mEq.

Si consideramos que la actividad fisiológica y química es proporcional a: (1), la cantidad de partículas por unidad de volumen (moles o milimoles) (2), el total de CARGAS ELECTRICAS por unidad de volumen (equivalentes o miliequivalentes por litro), con ésta última podemos darnos mejor -

idea de la verdadera acción química que tienen los iones en nuestro organismo. Por ejemplo, En el suero existen 3.65 gr. de Cl por litro y 3.25 gr. de Na por litro. Aparentemente hay un menor número de iones de Cl que de Na, pero si tenemos en cuenta que los iones de Cl pesan mucho más que los de Na podemos sospechar que hay mucha menor acción química del primero que del segundo. Expresado en miliequivalentes ya se manifiesta esta diferencia, puesto que hay 103 mEq de Cl por 142 mEq de Na.

Para obtener la actividad química hemos de dividir la cantidad de sustancia necesaria en peso por la valencia, y así teniendo en cuenta ambas características de peso y valencia podemos generalizar el concepto de peso a todos los átomos diciendo que estas cantidades que representa el peso atómico expresando en gramos de cualquier cuerpo dividido por valencia son: "Equivalentes" químicamente.

Así:

$$\frac{1 \text{ gr. de H} = 1 \text{ gr.}}{1}$$

$$\frac{23 \text{ gr. de Na} = 23 \text{ gr.}}{1}$$

$$\frac{40 \text{ gr de Ca} = 20 \text{ gr.}}{2}$$

$$\frac{39 \text{ gr. de K} = 39 \text{ gr.}}{1}$$

$$\frac{16 \text{ gr. de O} = 8 \text{ gr.}}{2}$$

$$\frac{12 \text{ gr. de C} = 3 \text{ gr.}}{4}$$

: $\frac{\text{Peso atómico en gr.}}{\text{valencia}}$

Son equivalentes, es decir químicamente valen igual y son capaces de neutralizarse exactamente.

De lo expuesto se deduce que es fácil convertir grs. en miliequivalentes y viceversa:

Si queremos saber cuántos miliequivalentes son 69 gr. de Na diremos:

$$\text{Peso atómico del Na : } 23 \text{ gr.}$$

$$\text{Equivalente del Na: } \text{peso atómico/valencia} = 23 \text{ gr}/1 = 23 \text{ gr.}$$

Si un equivalente tiene 23 gr. de Na

x equivalentes tiene 69 gr. de Na

$$x = 69. \times 1/23 = 3 \text{ Eq. o sea } 3000 \text{ mEq.}$$

Si queremos saber cuántos mEq. son 69 gr. de Ca, diremos:

$$\text{Peso atómico del Ca. } 40 \text{ gr.}$$

$$\text{Equivalente del Ca: } \text{peso atómico/valencia} = 40/2 = 20$$

Si 1 Eq. tiene 20 gr.

x Eq. tiene 69 gr.

$$x = 69 \times 1/20 = 3.45 \text{ Eq. o sea } 3,450 \text{ mEq.}$$

Como vemos en el caso de átomos monovalentes moles y equivalentes tienen el mismo valor ya que equivalente es el mol dividido entre la valencia y la valencia es 1, así, 4 moles de Na (valencia 1) es lo mismo que 4 equivalentes de Na, pero en cambio 4 moles de carbono, tetravalente, constituyen en realidad un equivalente de carbono.

Pasemos al concepto de solución normal. Si se disuelve en agua destilada u otro solvente, a completar un litro, el peso equivalente de cualquier sustancia se habrá preparado un litro de Solución 1 Normal.

Recordemos la fórmula usada para calcular la cantidad de sustancia necesaria para preparar cualquier cantidad de una solución determinada.

$$\frac{V \times P.M. \times M}{1000} = \text{gramos de la sustancia}$$

Para calcular la cantidad de una sustancia que se necesita pesar para preparar un volumen determinado de una solución de cualquier normalidad se aplica una fórmula semejante:

$$\frac{V \times \text{Eq.} \times N}{1000} = \text{gramos de sustancia}$$

Ejemplo: Preparar una solución 0.1 N de cloruro de calcio (CaCl_2) para obtener un volumen de 300ml.

$$\text{Volumen} = 300 \text{ ml.}$$

$$\text{Normalidad del problema} = 0.1 \text{ N}$$

$$\text{Equivalente de } \text{CaCl}_2$$