

Ca pesa = 40 gr.

Cl pesa = 35.5×2 (2 átomos) = 71. gr.

Peso molecular = $40 + 71 = 111$

Equivalente igual $\frac{111}{2}$ (capacidad de combinación) 55.5gr.

Sustituyendo: $\frac{300 \text{ ml.} \times 55.5 \text{ gr.} \times 0.1}{1000} = 1,665 \text{ gr.}$

RESULTADO: Se necesitan 1.665 gr. de CaCl_2 para preparar 300ml de una solución 0.1 N.

SOLUCIONES MOLALES:

Una solución molar es en el que un mol y una sustancia se disuelve en 1000 gr. de solvente es decir, la cantidad de solvente se fija y a ella se añade la sustancia por disolver. Por ejemplo, una solución molar de sacarosa que tiene un peso molecular de 342 se prepara agregando a 1000 gr. de agua, 342 gr. de sacarosa; en cambio la solución molar de sacarosa, se obtiene disolviendo 342 gr. de sacarosa en suficiente agua para que al final de la mezcla de agua y sacarosa se tenga un volumen total y final de 1000ml.

SOLUCIONES PORCENTUALES:

En las soluciones, el soluto (lo que se disuelve) se puede encontrar a diferentes disoluciones en relación con el solvente (líquido donde se disuelve), de aquí que recurramos a una terminología especial que nos indique la cantidad de soluto que se encuentra en relación al volumen total de la solución. Esta relación se puede expresar en varias formas de las cuales aquí usaremos las soluciones porcentuales.

Este porcentaje puede ser:

- De volumen en volumen (V/V)
- De peso en peso (P/P)
- De peso en volumen (P/V)

En general, se emplea para soluciones de líquidos en líquidos; su uso más frecuente es para el caso de soluciones de alcohol.

Para preparar una solución porcentual consideramos que las sustancias "Químicamente puras" están formadas solo por soluto, es decir: están al-

100%. Para fines prácticos utilizaremos 100ml como volumen total de solución y la cantidad de mililitros de soluto empleados en dicha solución (V/V), la expresamos en forma porcentual. Es decir, si tenemos una solución de alcohol al 96%, queremos decir que por cada 100ml. de solución, -- 96ml. corresponden al soluto (al alcohol químicamente puro) y el resto -- hasta completar 100ml al agua destilada o al solvente empleado.

Por ejemplo: Si nos piden preparar una solución fenolftaleína al 0.5% en alcohol al 96% nuestro soluto será la fenolftaleína y el solvente el alcohol al 96%. Si solo contamos con alcohol químicamente puro, necesitamos primero preparar una solución de alcohol al 96%. en éste caso el soluto es el alcohol y utilizaremos como solvente agua destilada. El método a seguir es el siguiente: Tomamos una probeta de 100ml. y añadimos primero 96ml. de soluto o alcohol y posteriormente agregamos el agua destilada hasta completar un volumen de 100ml. es necesario que el procedimiento se siga en el orden destinado para que sea exacto; aparentemente sería lo mismo añadir primero 4ml. de agua y a continuación 96ml. de alcohol y tener así $4 + 96 = 100$ ml. de solución sin embargo, hay que considerar que puede haber un margen de error ya que estamos tratando con dos soluciones de densidad diferente: Las moléculas de alcohol no mantienen la misma distancia entre ellos cuando se encuentra el alcohol químicamente puro que cuando se encuentra mezclado con agua, por lo tanto, ésta pequeña diferencia nos puede alterar el volumen total de solución de 100ml.

Una vez preparada la solución de alcohol al 96% pasaremos a preparar nuestra solución de fenolftaleína al 0.5% colocaremos 0.5ml de fenolftaleína y la cantidad necesaria de alcohol previamente preparado para completar 100ml. , de ésta manera habremos preparado una solución de fenolftaleína al 0.5% usando como solvente alcohol al 96%.

Es importante insistir que los términos porcentuales nos expresan -- siempre una relación, es decir, podemos variar los volúmenes, siempre y -- cuando no perdamos dicha relación.

Por ejemplo, si nos pidieran preparar 20ml. de la misma solución anterior de fenolftaleína al 0.5% seguiremos el siguiente planteamiento:

100ml. de solución tienen 0.5ml. de fenolftaleína

20ml. de solución tienen x ml. de fenolftaleína

$$x = 20 \times 0.5/100 = 0.1$$

RESULTADO:

Necesitamos 0.1ml. de fenolftaleína y alcohol al 96% (o solvente) - hasta completar un volumen de 20ml.

El alcohol etílico, es de 96% de pureza (V/V). por lo tanto, si no contamos con alcohol puro y queremos preparar una solución de alcohol al 20% seguiremos el siguiente planteamiento:

100ml. de solución tienen 96ml. de alcohol puro

x ml. de solución tienen 20ml. de alcohol puro

$$x = 20 \times 100/96 = 20.83\text{ml. de solución}$$

RESULTADO:

Necesitamos 20.83 ml. de solución de alcohol al 96% y completar un volumen de 100ml.

Si tan solo queremos 50ml. de ésta solución nueva, entonces:

100ml. de solución de alcohol al 20% tienen 20.83ml.

de alcohol al 96%

50 ml. de solución de alcohol al 20% tienen por ml. de alcohol al 96%

$$x = 50 \times 10.83/100 = 10.415 \text{ ml.}$$

RESULTADO:

Necesitamos 10.415 ml. de alcohol al 96% y completar con agua destilada o solvente un volumen final de 50ml.

De peso en peso (P/P)

Esto expresa el numero de gramos de soluto en 100gr. de la solución final. En general estas soluciones no se preparan en los laboratorios, pero conviene conocerlos porque muchos reactivos comerciales son empaquetados de P/P: por ejemplo: Los ácidos clorhídricos (HCl), sulfúrico (H_2SO_4), etc. Son envasados de ésta manera; el H_2SO_4 de 96% quiere decir que de cada

100gr. que existen del líquido en la botella, 96gr. son ácido sulfúrico y el resto agua, etc.

De peso en volumen (P/V)

Espresa el numero de gramos de soluto en 100ml de la solución final, independientemente del solvente que se use en química, si no se especifica otra situación las soluciones de tanto por ciento deben entenderse como P/V.

PARTES POR MILLON (ppm)

En algunos casos es necesario expresar concentraciones físicas extremadamente pequeñas. Ejemplo: de ello las determinaciones de trazas de pesticidas como contaminantes en agua y alimentos, en microbiología es indispensable expresar micronutrientes en PARTES POR MILLON.

LAS PARTES POR MILLON (ppm), son concentraciones de peso en volumen expresada en ml. por litro (mg/l) (P/V)

Por ejemplo: Se requiere preparar imitación de agua de mar a partir de agua destilada con una concentración de 34 ppm de cloruro de sodio. se necesitan 40 litros.

1 mg. de NaCl en 1 litro es 1ppm.

34 mg de NaCl en 1 litro es 34 ppm.

34 ppm x 40 lts. = 1,360 mg. de NaCl.

RESUMEN: Se necesitan 1,360 mg. de NaCl y agregar agua hasta 40lts. Resumiendo todo lo dicho exponemos a continuación las definiciones concretas de cada uno de los conceptos ya expresados.

ATOMO GRAMO: Es el peso atómico expresado en gramos.

MOLECULA GRAMO: O mol símbolo M. Unidad de peso: es el P.M. expresado engr.

MILIMOL: Unidad mil veces menor que el mol. Símbolo mM corresponde al peso molecular expresado en miligramos.

EQUIVALENTE: Unidad de actividad química resultado de dividir el peso atómico entre la valencia Símbolo Eq.

MILIEQUIVALENTE: Unidad mil veces menor que el equivalente. Símbolo mEq.

SOLUCION MOLAR: Solución formada por un mol de una sustancia disuelta en

agua hasta completar un litro de la solución final.

SOLUCION NORMAL: Solución formada por el peso equivalente de una substancia en agua hasta completar el volumen de un litro de solución final.

SOLUCION PORCENTUAL: Expresa el porcentaje de soluto en 100ml. de solución final.

SOLUCION MOLAL: Solución que contiene el peso molecular de una substancia de 1000gr de solvente; la cantidad de solvente es fija y a ella se añade la substancia por disolver.

MATERIAL Y REACTIVOS:

El alumno elaborará la lista de material de acuerdo a las soluciones y concentraciones que indique el maestro.

PARTE EXPERIMENTAL:

El maestro indicará qué solución o soluciones, así las cantidades y - concentraciones deberá preparar cada equipo. Realizando operaciones y - revisadas por el maestro antes de la preparación.

RESULTADOS:

1.- indique las operaciones para la elaboración de su o sus soluciones:

- Sustancia
- Peso Molecular
- Concentración
- Volúmen...

- Sustancia
- Peso Molecular
- Concentración
- Volúmen....

OPERACIONES:

Realice las operaciones adecuadas para la preparación de las soluciones. Utilice los equipos de su laboratorio.

1.- Indique las operaciones para la elaboración de su o sus soluciones:

- Sustancia
- Peso Molecular
- Concentración
- Volúmen...

CONCLUSIONES:

Las soluciones preparadas en el laboratorio son de diferentes tipos y concentraciones. Se debe tener cuidado al prepararlas para obtener resultados precisos.

2.- Indique las operaciones para la elaboración de su o sus soluciones:

- Sustancia
- Peso Molecular
- Concentración
- Volúmen....

PREGUNTAS:

- 1.- Realice las operaciones adecuadas para la preparación de las soluciones que prepararon los demás equipos de su laboratorio.

BIBLIOGRAFIA:

PREPARACION DE SOLUCIONES ESTANDAR

INTRODUCCION:

Las soluciones de una normalidad definida pueden prepararse muy simplemente cuando la sustancia que va disolverse está disponible en estado puro. Se pasa entonces una cantidad equivalente de ella y luego se diluye a un volumen conocido. De esta forma, pueden prepararse soluciones estandar de: dirromato de potasio, oxalato de sodio, biftalato de potasio, carbonato de sodio, etc. Sustancias de este tipo se llaman estandares primarios.

Esta preparación directa no es siempre posible; en el caso de sustancias que no pueden obtenerse en forma pura, como la mayor parte de los hidróxidos alcalinos y varios ácidos inorgánicos, se preparan soluciones de concentración aproximada conocida y luego se estandariza con un estandar primario.

La estandarización de una solución requiere de un mayor grado de exactitud que una determinación volumétrica ordinaria ya que un error en ella repercutirá en todas las determinaciones que hagamos con esa solución.

En una estandarización deben llenarse los siguientes requisitos:

- 1.- Debe estar disponible un estandar primario adecuado; es decir, una sustancia que se encuentre en alto grado de pureza, no higroscópica (no absorber agua), que tenga un alto peso equivalente para el error en la pesada sea insignificante y que reaccione con la solución que se va estandarizar, de una manera estequiométrica dando un error de apreciable en la determinación del punto final.
- 2.- En peso de la sustancia estandar no debe ser demasiado pequeño. Si el error de una balanza analítica ordinaria se toma como 0.1 mg., entonces para cada estandarización deben pesarse al menos 200 mg, de la sustancia estandar para que el error no exceda de 0.1%, Por eso se prefieren estandar de un alto peso equivalente.