

# Ejercicios de preparación de soluciones en laboratorio de química

Biblioteca Clásica Digital Ofec



Conoce los equipos para orientar futuros científicos en tu colegio

Encuétralos haciendo clic aquí



J.URIZAR-  
E.ORELLANA

**MANUAL BASICO DE  
QUIMICA UNIVERSITARIA**

*Más Ejercicios  
Nuevos Temas*

**2011**



**MANUAL BASICO  
DE QUIMICA UNIVERSITARIA**

---

**Julio Urizar- Edilfredo Orellana**

**TARIJA 2011**

**Autores**

Msc. Julio Urizar R.  
Bioquímico

Dr. Edilfredo Orellana  
Bioquímico

**Colaborador**

Marvin Guillén  
Egresado Bioquímica

## **AGRADECIMIENTOS**

Queremos agradecer a unos grandes amigos, Raúl y al señor Sergio Barrios. Así también debemos hacer un reconocimiento especial a la Dra. Corina Paniagua por darnos una nueva concepción de lo que significa ser estudiante y de lo que espera la sociedad de nosotros como profesionales.

Agradecemos infinitamente a todos los estudiantes universitarios que consultaron a este material desde su transcripción en 1997 hasta el día de hoy y son ustedes la razón que nos llevó a realizar una mejora de este material y que se ve representada en esta segunda edición.

## PROLOGO A LA SEGUNDA EDICION

Luego de 14 años desde la presentación del texto titulado TODO ES POSIBLE título que hace referencia al hecho de que con decisión, compromiso y perseverancia “todo es posible”. En ese entonces un par de universitarios decidieron elaborar este material con la finalidad de poder brindar a todos los estudiantes que cursan las materias de Química Inorgánica y Química Analítica un instrumento más de consulta para la resolución de diferentes ejercicios inherentes a las materias mencionadas para lo que sólo contábamos con una máquina de escribir prestada. Hoy presentamos la segunda edición de este material titulado ahora MANUAL BASICO DE QUIMICA UNIVERSITARIA.

En esta segunda edición impresa y con la finalidad de presentar un material completo se ha incluido un capítulo sobre *Diluciones* que resulta muy útil en la preparación de reactivos o realización de técnicas inmunoserológicas además de presentar ejercicios sobre diluciones empleadas en el área de Bacteriología.

Sinceramente tenemos la esperanza de que este manual colme las expectativas del estudiante y le ayuden a seguir paso a paso la carrera de su formación como profesionales íntegros con visión de futuro, compromiso social, ética laboral y sobre todo humildad y humanidad.

Julio Urizar

# DISOLUCIONES

### Conceptos Básicos

Para la solución de problemas relacionados a la preparación de mezclas de sustancias o el cálculo de la concentración de diferentes compuestos creemos que es necesario manejar una serie de conceptos de manera precisa y clara.

Una disolución es una mezcla homogénea de dos o más componentes sólidos, líquidos o gaseosos.

El componente que determina el estado de la disolución y que está en mayor proporción es el *disolvente*. La sustancia dispersada en el disolvente y que se encuentra en menor proporción se llama *soluto*.

### Mol-Milimol

1 mol ( 1 mol) = al peso molecular de una sustancia expresada en gramos.

1 milimol (1 mmol) = al peso molecular de una sustancia expresada en miligramos.

## Relación entre Mol-Milimol

“ En un mol de una sustancia se hallan contenidos mil milimoles de la misma”.

$$1 \text{ mol} = 1000 \text{ mmol}$$

A continuación se indican algunos ejemplos sencillos de aplicación de estos conceptos para la transformación de una unidad a otra para los cuales se puede utilizar reglas de 3 simple o las siguientes fórmulas:

$$n = \frac{g}{\text{P.M.}}$$

gramos

donde:

n = número de moles

g = masa de la sustancia en

P.M. = peso molecular de la sustancia  
en mol/g

$$n = \frac{mg}{\text{P.M.}}$$

en

donde:

n = número de milimoles

g = masa de la sustancia en mg

P.M. = peso molecular de la sustancia

mmol/mg

### Ejemplo 1

Calcular el número de moles en un sachet que contiene 500 ml de suero fisiológico al 0,9% P/V (**P**eso en **V**olúmen) de NaCl.

Solución

Como recordarás; 0,9% P/V de NaCl significa que 0,9 gramos de la sal de NaCl se encuentran diluidos en 100 ml de agua destilada.

Aplicando una regla de 3

$$\begin{array}{r} 0,9 \text{ g NaCl} \text{ ----- } 100 \text{ ml de sol.} \\ x \text{ ----- } 500 \text{ ml de sol.} \\ x = \frac{500 \text{ ml} \times 0,9 \text{ g NaCl}}{100 \text{ ml}} = \mathbf{4,5 \text{ g NaCl}} \end{array}$$

Conociendo la masa total del soluto que es el NaCl contenidos en los 500 ml de solución y aplicando el concepto de mol:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol NaCl} \text{ ----- } 58,5 \text{ g NaCl} \\ x \text{ ----- } 4,5 \text{ g NaCl} \\ \mathbf{x = 0,076 \text{ mol NaCl}} \end{array}$$

Ejemplo 2

Se disolvió un sobre de sales de rehidratación oral hasta un litro de agua. La composición del sobre indica que contiene entre otras sales, 1,5 g de KCl. Calcular cuántos milimoles de KCl están contenidos en ese litro de solución.

Solución

Para realizar el cálculo en milimoles, la cantidad de soluto (KCl) debe estar expresada en miligramos.

$$\begin{array}{r} 1,5 \text{ g KCl} = 1500 \text{ mg KCl} \\ 1 \text{ mmol KCl} \text{ ----- } 74,5 \text{ mg KCl} \\ x \text{ ----- } 1500 \text{ mg KCl} \\ \mathbf{x = 20,15 \text{ mmol de KCl}} \end{array}$$

Otra forma en la que puedes resolver este problema es transformando los 1,5g de KCl en moles y luego en milimoles aplicando la relación existente entre estas dos unidades.

### **Equivalente-Miliequivalente**

El peso Equivalente se lo puedo definir como la cantidad real (en g o mg) de una sustancia que puede o no participar en una reacción química y cuyo cálculo depende de la naturaleza de dicha sustancia.

### **Equivalente de un Elemento**

Resulta de dividir el peso atómico del elemento expresado en gramos entre el número de oxidación (valencia).

$$\text{Eq Ca}^{(+2)} = \frac{40\text{g}}{2} = 20\text{g}$$

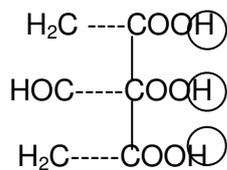
$$\text{Eq Cl}^{(-1)} = \frac{35,5\text{g}}{1} = 35,5\text{g}$$

### **Equivalente de un Acido**

Resulta de dividir el peso molecular del ácido expresado en gramos entre el número de hidrógenos ácidos sustituibles.

$$\text{Eq}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{98\text{g}}{2} = 49\text{g}$$

En el caso de los ácidos orgánicos se dividirá el peso molecular del ácido entre el número de hidrógenos ácidos sustituibles del grupo carboxilo.



$$\text{Eq \u00e1c. c\u00edtrico} = \frac{192\text{g}}{3} = 64\text{g}$$

### Equivalente de un Hidr\u00f3xido

Resulta de dividir el peso molecular del hidr\u00f3xido expresado en gramos entre el n\u00famero de radicales oxidrilos.

$$\text{Eq Ca(OH)}_2 = \frac{74\text{g}}{2} = 37\text{g}$$

### Equivalente de una Sal

Resulta de dividir el peso molecular de la sal expresado en gramos entre el n\u00famero de carga total del radical.

$$\text{Eq Na}_2^+\text{HPO}_4^- = \frac{142\text{g}}{2} = 71\text{g}$$

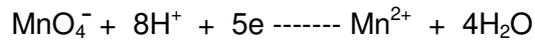
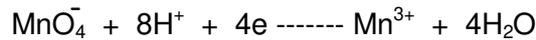
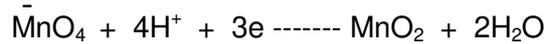
$$\text{Eq Al}^{+3}(\text{NO}_3)_3^- = \frac{213\text{g}}{3} = 71\text{g}$$

### Equivalente de una sustancia que interviene en una reacci\u00f3n REDOX

Resulta de dividir el peso molecular de la sustancia expresado en gramos entre el n\u00famero de electrones ganados o perdidos por dicha sustancia en una determinada reacci\u00f3n de \u00f3xido-reducci\u00f3n.

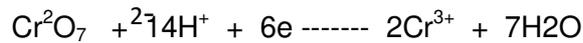
Por ejemplo, el i\u00f3n Permanganato puede pasar por las siguientes reacciones:

-



El peso equivalente del ión Permanganato es su peso molecular dividido entre el número de electrones ganados, es decir, entre 1, 3, 4, 5 según la reacción que ocurra.

El siguiente ejemplo es muy particular, observemos esta semireacción del ión dicromato.



En esta semireacción en la cual el cromo pasa de su estado de oxidación de +6 a +3, a simple vista el equivalente del ión dicromato pareciese ser el resultado de dividir su peso molecular entre los 3 electrones ganados pero como la sal contiene 2 átomos de cromo ganará en realidad 6 electrones como se muestra en la semireacción.

Por tanto,

$$\text{Eq Cr}_2\text{O}_7^{2-} = \frac{246\text{g}}{6} = 41\text{g}$$

### **Miliequivalente de una sustancia**

El cálculo del miliequivalente (mEq) de cualquier sustancia es aplicable a todos los casos anteriormente estudiados con la única diferencia de que el peso molecular de la sustancia se expresará en miligramos.

$$\text{Eq Ca}^{+2} = \frac{40\text{g}}{2} = 20\text{g}$$

$$\text{mEq Ca}^{+2} = \frac{40\text{mg}}{2} = 20\text{mg}$$

### Partes por millón

Es una unidad que se emplea frecuentemente para expresar concentraciones muy bajas de algunos elementos o compuestos como por ejemplo cuando se estudia o determina la contaminación del agua por elementos tóxicos como el plomo o mercurio.

Se define como los miligramos de soluto contenidos en un litro de solución.

$1\text{ppm} = 1\text{mg de soluto/ Litro de solución}$
---

### Molaridad (M)

La molaridad es una unidad útil de concentración porque permite dosificar cantidades de soluto, distribuyendo simplemente volúmenes de solución.

La molaridad se define como el número de moles de soluto en un litro de solución.

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

En caso de que se disuelva una determinada cantidad de soluto y se diluya hasta un volumen conocido, se puede calcular la molaridad de la solución utilizando la siguiente fórmula:

$$M = \frac{g}{P.M \times V}$$

donde

g = gramos de soluto  
P.M. = peso molecular del soluto  
V = volumen de la sol. en litro

Cuando se prepara soluciones diluyendo ácidos inorgánicos concentrados se puede calcular su molaridad utilizando la siguiente fórmula:

$$M = \frac{v \% \square}{P.M.}$$

donde

v = volumen de la solución  
% = concentración del ácido  
□ = densidad el ácido  
P.M = peso molecular del ácido

Cuando se desee preparar cualquier solución de la cual se conozca su molaridad y su volumen se puede utilizar la siguiente fórmula:

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

Donde:

$M_1$  = molaridad inicial     $V_1$  = volumen inicial  
 $M_2$  = molaridad final     $V_2$  = volumen final

### **Normalidad (N)**

Se define como el número de equivalentes de soluto por litro de disolución. También como el número de miliequivalentes de soluto por mililitro de disolución.

$$N = \frac{\text{Eq de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

Para esta unidad de concentración son aplicables las mismas fórmulas descritas en el caso de la molaridad. Aclarando que el peso molecular del soluto ya no se expresa en gramos sino en equivalentes.

$$N = \frac{v \% \square}{P.M.}$$

$$N_1V_1 = N_2V_2$$

### **Relación Normalidad/Molaridad**

#### **Primera relación**

Para todas aquellas sustancias cuyo equivalente es igual a su peso molecular, una solución 1N de esa sustancia es exactamente igual a una concentración 1M de la misma.

#### **Segunda relación**

Se pueden utilizar las siguientes fórmulas para establecer la relación entre Normalidad y Molaridad.

$$N = \frac{P.M. \times M}{Eq} \qquad N = \frac{Eq \times N}{P.M.}$$

## PROBLEMAS RESUELTOS

1.- Los valores de referencia de glucosa en Líquido Céfalo Raquídeo (LCR) oscilan entre 50-75 mg por 100 ml en el adulto. En una persona con meningitis bacteriana hay un descenso en este valor pudiendo llegar hasta 30mg de glucosa. Expresar este valor en ppm.

Solución

Para resolver este sencillo problema simplemente recordamos el concepto de ppm que relaciona la cantidad de soluto (glucosa) en un litro de solución (LCR)

Por tanto,

$$\begin{array}{r} 35 \text{ mg gluc.} \text{ ----- } 100 \text{ ml LCR} \\ x \text{ ----- } 1000 \text{ ml LCR} \\ x = 300 \text{ mg gluc.} \\ \mathbf{x = 300 \text{ ppm gluc.}} \end{array}$$

2.- Una ampolla con 10ml de Natrium contiene 2g de NaCl.  
¿Cuántos milimoles de NaCl existen por cada ml de la ampolla?.

Solución

Como las equivalencias de los milimoles están relacionadas con los miligramos debemos trabajar con esa unidad, es decir,

$$\begin{array}{r} 2000 \text{ mg NaCl} \text{ ----- } 10 \text{ ml ampolla} \\ x \text{ ----- } 1 \text{ ml ampolla} \\ x = 200 \text{ mg NaCl} \end{array}$$

Aplicando el concepto de milimol

$$\begin{array}{l} 1\text{mmol} \text{ ----- } 58,5\text{mg NaCl} \\ x \text{ ----- } 200\text{mg NaCl} \\ \mathbf{x = 3,4\text{mmol NaCl}} \end{array}$$

3.- Un análisis de laboratorio indica una concentración del 0,87% de glucosa sanguínea. Sabiendo que la concentración mínima de referencia es de 0,70%. ¿En cuántos mEq de glucosa excede el análisis efectuado al del valor de referencia?.

Solución

$$\begin{array}{l} 0,87\text{g} - 0,70\text{g} = 0,17\text{g} \\ 180\text{mggluc} \text{ ----- } 1\text{mEq} \\ 170\text{mg gluc} \text{ ----- } x \\ \mathbf{x = 0.94 \text{ mEq}} \end{array}$$

180 mg es el peso de la molécula de glucosa y esta expresada en miligramos porque está relacionada a 1 miliequivalente, cuando se realaciona con 1 equivalente su peso molecular se expresará en gramos (180g). Los 170mg corresponde a los 0,17g de glucosa en exceso transformados a miligramos.

4.- Una sal de ANDREWS (antiácido y digestivo efervescente) le debe su carácter digestivo al contenido de  $\text{MgSO}_4$  (sulfato de magnesio) en una cantidad de 17,65g. ¿Cómo debería venir indicada ésta cantidad si las unidades estuviesen expresadas en Equivalentes?.

Solución

Primero se calcula el Equivalente gramo de la sal cuy P.M.= 120g

$$\text{Eq MgSO}_4 = \frac{120\text{g}}{2} = 60\text{g}$$

Luego,

$$60\text{g MgSO}_4 \text{ ----- } 1\text{Eq}$$

$$17,65\text{g MgSO}_4 \text{ ----- } x$$

$$\mathbf{x = 0,29 \text{ Eq}}$$

5.- Se añaden 3 g de BaCl<sub>2</sub> (cloruro de bario) a 50 g de una disolución de BaCl<sub>2</sub> al 16%P/P. Encontrar el porcentaje en peso de esta sal en la disolución final.

Solución 1 (tomada del libro que plantea el problema)

grs de disolvente = 3g BaCl<sub>2</sub> + 50g de BaCl<sub>2</sub> (al 16%) = 53g totales

$$\text{grs puros BaCl}_2 = 3\text{g de BaCl}_2 + \left[ \frac{50 \times 16}{100} \right] = 11\text{g de BaCl}_2 \text{ puros}$$

$$\%P/P = \frac{\text{g de BaCl}_2 \text{ puros}}{\text{g totales de disol}} \times 100 = \frac{11\text{g de BaCl}_2}{53\text{g totales}} \times 100 = \mathbf{20,75\%}$$

Ponemos a consideración una solución con pasos más detallados. Siempre recomendamos que el estudiante resuelva los problemas de la forma que él mismo la comprenda mejor, sea esta sencilla o compleja.

Solución 2

Como se agrega  $\text{BaCl}_2$  puro lo primero que podemos hacer es determinar cuánto de esta sal esta pura en los 50g de disolución al 16%

$$\begin{array}{r} 16\text{g BaCl}_2 \text{ ----- } 100\text{ g sol} \\ x \text{ ----- } 50\text{g sol} \end{array}$$

$$x = 8\text{g BaCl}_2 \text{ puros}$$

Para saber la concentración final también debemos tener la concentración total de la sal.

Por tanto

$$8\text{g BaCl}_2 + 3\text{g BaCl}_2 = 11\text{g BaCl}_2 \text{ puros}$$

Aplicando el concepto de concentraciones P/P

$$\begin{array}{r} 11\text{g BaCl}_2 \text{ ----- } 53\text{g disol} \\ x \text{ ----- } 100\text{g disol} \end{array}$$

$$x = 20,75\%$$

6.- A partir de una solución 1M de  $\text{KMnO}_4$  preparar 100ml de una solución 1N donde el permanganato interviene como oxidante y su número de oxidación pasa de +7 a +2.

Solución

Este ejercicio se puede resolver por dos formas, la primera aplicando la fórmula

$$N = \frac{\text{P.M.} \times M}{\text{Eq}}$$

Para expresar la concentración molar de la solución de  $\text{KMnO}_4$  a concentración normal.

$$N = \frac{158\text{g/mol} \times 1\text{mol/l}}{31,6\text{g/Eq}}$$

$$N = 5 \text{ Eq/l}$$

Luego aplicamos la fórmula

$$N_1V_1 = N_2V_2$$

El producto  $N_2V_2$  expresan la concentración y el volumen de la nueva solución que se debe preparar. Por tanto  $N_1V_1$  corresponden a la solución ya preparada de la cual dispones y cuya concentración siempre será mayor.

Como necesitamos saber el volumen que debemos tomar para preparar la nueva solución debemos despejar  $V_1$

$$V_1 = \frac{1N \times 100 \text{ ml}}{5 N}$$

$$V_1 = 20 \text{ ml}$$

La segunda forma de resolver el problema es aplicando regla de 3 y un poco de razonamiento.

1000ml de sol 1N de  $\text{KMnO}_4$  ----- 31,6g  $\text{KMnO}_4$

100ml de sol 1N de  $\text{KMnO}_4$  ----- x

$$x = 3.16\text{g } \text{KMnO}_4$$

Como no se dispone de  $\text{KMnO}_4$  sólido sino de una solución de  $\text{KMnO}_4$  1M, se considerará que se tiene 1 litro de dicha solución.

1000ml de sol  $\text{KMnO}_4$  ----- 158g  $\text{KMnO}_4$

x ----- 3,16g  $\text{KMnO}_4$

$$x = 20 \text{ ml}$$

Los 31,6 gramos de  $\text{KMnO}_4$  son el equivalente de esta sal y es igual a la quinta parte de su peso molecular puesto que al participar en una reacción redox, esta sal está perdiendo 5 electrones razón por la cual para calcular su peso equivalente, su peso molecular (158g) se divide entre 5 (31,6g).

7.- Preparar dos soluciones estándar de cobre de tal forma que la segunda tenga  $5\mu\text{g/ml}$ .

#### Solución

La solución estándar No1 de cobre se prepara a partir de cobre metálico. Para el efecto se debe pesar 0,250g de cobre metálico puro, luego se lo disuelve en 10ml de ácido nítrico al 65% añadiendo luego 4ml de ácido sulfúrico concentrado. Esta solución se vacía a un matraz aforado de 500ml enrazando hasta el aforo con agua destilada.

La solución estándar No2 se preparará en un volumen de 500ml con la concentración indicada en el problema.

Sabiendo que cada ml contiene  $5\mu\text{g}$  de cobre:

$$\begin{array}{l} 5\mu\text{g Cu} \text{ ----- } 1\text{ml de sol.} \\ x \text{ ----- } 500\text{ml de sol.} \end{array}$$

$$x = 2500\mu\text{g de Cu}$$

Convirtiendo este valor en gramos para facilitar los cálculos:

$$\begin{array}{l} 1\text{g Cu} \text{ ----- } 106\mu\text{g de Cu} \\ x \text{ ----- } 2500\mu\text{g de Cu} \end{array}$$

$$x = 0,0025\text{g de Cu}$$

Este resultado obtenido es la cantidad de cobre que contendrá la solución estándar No2, por tanto ahora se debe calcular en qué

volumen de la solución estandar No1 están contenidos estos 0,0025g de Cu.

$$\begin{array}{l} 0,250\text{g Cu} \text{ ----- } 500\text{ml de sol.} \\ 0,0025\text{g Cu} \text{ ----- } x \end{array}$$

$$x = 5\text{ml}$$

Los 5ml obtenidos es el volumen que se debe medir de la solución estandar No1 para llevar a un matraz de 500ml para luego enrazar con agua destilada hasta el aforo del matraz.

8.- ¿Qué volumen de HCl comercial que tiene una concentración al 36% P/P y una densidad de 1,16g/ml se necesita para preparar 150ml de solución 3N de HCl?

Solución

Como primer paso se calcula la concentración normal (N) del HCl comercial considerando un volumen de 1000ml.

$$N = \frac{1000\text{ml} \times 0,36 \times 1,16\text{g/ml}}{36,5\text{g/Eq}}$$

$$N = 11,44 \text{ Eq}$$

Para saber el volumen del HCl que se debe medir se puede aplicar la fórmula para diluciones:

$$V_1N_1 = V_2N_2$$

Despejamos  $V_1$

$$V_1 = \frac{150\text{ml} \times 3\text{N}}{11,44\text{N}}$$

$$V_1 = 39,3\text{ml}$$

Otra forma de resolver el ejercicio incluye hacer la siguiente relación tomando en cuenta la densidad de ácido.

$$\begin{array}{l} 1,16\text{g de HCl} \text{ ----- } 1\text{ml} \\ x \text{ ----- } 1000\text{ml} \\ x = 1160\text{g de sol} \end{array}$$

El resultado obtenido se relacionará con la concentración porcentual del ácido.

$$\begin{array}{l} 36\text{g de HCl} \text{ ----- } 100\text{g de sol.} \\ x \text{ ----- } 1160\text{g de sol.} \\ x = 417,6\text{g de HCl} \end{array}$$

Ahora calculamos el número de Eq. en los 150ml de solución 3N de HCl.

$$\begin{array}{l} N = \frac{\text{Eq}}{\text{Litro de sol}} \\ \text{Eq} = 3N \times 0,15 \text{ lt} \\ \text{Eq} = 0,45 \end{array}$$

Este valor lo expresamos en gramos

$$\begin{array}{l} 1\text{Eq de HCl} \text{ ----- } 36,5\text{g de HCl} \\ 0,45 \text{ Eq de HCl} \text{ ----- } x \\ x = 16,425\text{g de HCl} \\ 1000\text{ml de HCl comercial} \text{ ----- } 417,6\text{g de HCl} \\ x \text{ ----- } 16,425\text{g de HCl} \\ \mathbf{x = 39,3\text{ml de HCl comercial}} \end{array}$$

9.- A partir de una solución al 30% de ácido tricloro acético preparar 250ml de una solución del mismo ácido para emplear como desproteinizante. Para emplearse como desproteinizante el ácido tricloro acético ( $\text{Cl}_3\text{C-COOH}$ ) debe estar a una concentración del 10%.

Solución

Primero calculamos la cantidad de soluto en los 250ml al 10%.

$$\begin{array}{l} 10\text{g de Cl}_3\text{C-COOH} \text{ ----- } 100\text{ml de sol.} \\ x \text{ ----- } 250\text{ml de sol} \end{array}$$

$$\mathbf{x = 25\text{g de Cl}_3\text{C-COOH}}$$

Esta cantidad de soluto que necesitamos debemos determinar en qué volumen de la solución del ácido al 30% se encuentra.

$$\begin{array}{l} 30\text{g de Cl}_3\text{C-COOH} \text{ ----- } 100\text{ml de sol.} \\ 25\text{g de Cl}_3\text{C-COOH} \text{ ----- } x \end{array}$$

$$\mathbf{x = 83,33\text{ml de sol.}}$$

10.- Se desea una solución que contenga 10mg de ión  $\text{Cu}^{+2}$  por ml. ¿Cuántos gramos de  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  se deberán disolver por litro de solución para obtener la solución deseada?

Solución

Primero se calcula la cantidad de ión cúprico que requiere la solución a prepararse

$$\begin{array}{l} 10\text{mg Cu}^{+2} \text{ ----- } 1\text{ml de sol.} \\ x \text{ ----- } 1000\text{ml de sol.} \end{array}$$

$$x = 10000\text{mg Cu}^{+2}$$

$$x = 10\text{g Cu}^{+2}$$

Para finalizar calculamos en que cantidad de la sal de cobre hidratada está contenido los 10g de  $\text{Cu}^{+2}$ .

$$\begin{array}{r} 250\text{g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \text{ ----- } 64\text{g Cu}^{+2} \\ x \text{ ----- } 10\text{g Cu}^{+2} \end{array}$$

$$\mathbf{x = 39,06\text{g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}$$

11.- Una reacción requiere 12g de ácido sulfúrico. ¿Cuántos ml de una disolución 3M deberán utilizarse?.

Solución

Como primer paso se calcula a cuántos moles corresponden los 12g de ácido sulfúrico.

$$\begin{array}{r} 98\text{g H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } 1\text{mol} \\ 12\text{g H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } x \\ x = 0,12245\text{mol H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

Sabiendo que la concentración de la disolución de ácido sulfúrico es 3M, podemos establecer la siguiente relación.

$$\begin{array}{r} 3\text{moles H}_2\text{SO}_4 \text{ ----- } 1000\text{ml} \\ 0,12245\text{moles} \text{ ----- } x \\ \mathbf{x = 40,8\text{ml de H}_2\text{SO}_4} \end{array}$$

12.- ¿Cómo prepararías 1.5L de disolución 0,2M de NaCl a partir de otra disolución 0,5M de NaCl?.

Solución

Una forma de resolver el ejercicio es empleando una fórmula. No recomendamos el uso de fórmulas puesto que puedes olvidar como se la plantea o podrías despejar mal la variable que deseas saber.

$$V_1 \times M_1 = V_2 \times M_2$$

Lo que necesitamos saber es el volumen ( $V_1$ ) que debemos tomar de la solución 0,5M ( $M_1$ ) para preparar 1,5L ( $V_2$ ) pero que tenga una concentración 0,2M ( $M_2$ ).

$$V_1 = \frac{1,5L \times 0,2M}{0,5M}$$

$$V_1 = 0,6L$$

Es decir que debemos tomar 600 ml de la solución 0,5M y completar a un volumen de 1500ml con agua destilada.

Otra forma de resolver es aplicando conceptos

Primero trabajaremos con la solución que debemos preparar. Cuando se dice que debe tener una concentración 0,2M quiere decir que tiene 0,2 moles en 1litro pero la solución a preparar será de 1,5 litros.

Entonces

$$\begin{array}{l} 0,2 \text{ moles NaCl} \text{ ----- } 1L \\ x \text{ ----- } 1,5L \end{array}$$

$$x = 0,3 \text{ moles NaCl}$$

Ahora sólo debemos calcular en que volumen de la solución 0,5M están contenidos esos 0,3 moles que necesitamos

$$\begin{array}{l} 0,5 \text{ moles} \text{ ----- } 1L \\ 0,3 \text{ moles} \text{ ----- } x \end{array}$$

$$x = 0,6L$$

13.- Se mezclan volúmenes iguales de 2 disoluciones: una 0,5N de NaCl y otra 0,2N de  $\text{NaNO}_3$ .

a) Calcular la concentración en g/L de cada sustancia en la disolución final.

b) ¿Cuántos miliequivalentes de  $\text{Na}^+$  hay en 5ml de la disolución final?

Solución

Se presenta la solución propuesta por el libro que plantea el ejercicio

Sea  $x$  el volumen igual de las 2 sustancias. Entonces en la primera solución hay un volumen de 0,5N de NaCl, mientras que en la segunda hay un volumen  $x$  de  $\text{NaNO}_3$  y 0N de NaCl. Por tanto, aplicando la fórmula de las concentraciones:

$$(V_1 \times C_1) + (V_2 \times C_2) = (V_1 + V_2) \times C_f$$

$$(x \times 0,5) + (x \times 0) = (2x) \times C_f$$

$$0,5x = 2x \times C_f$$

$$\mathbf{C_f = 0,25N}$$

Planteamiento similar se realiza para el  $\text{NaNO}_3$ .

Ahora plantearemos otra forma de resolver que ponemos a tu consideración.

Primero calculamos la concentración de NaCl en la disolución final, para ello sencillamente 0,5 dividimos entre 2

$$0,5N \div 2 = 0,25N$$

Se divide entre 2 porque se parte del supuesto de que tenemos 1litro de NaCl 0,5N y como se mezcla con un volumen igual, el volumen total será de 2litros por lo que la concentración de NaCl estará reducida a la mitad.

Aplicando el concepto de Normalidad podemos calcular la cantidad de NaCl en g/l.

$$\begin{array}{r}
 58,5\text{g NaCl} \text{ ----- } 1\text{N} \\
 x \text{ ----- } 0,25\text{N} \\
 \mathbf{x = 14,6\text{g/l}}
 \end{array}$$

Para el  $\text{NaNO}_3$  el procedimiento es similar

$$0,2\text{NNaNO}_3 \div 2 = 0,1\text{N}$$

Luego,

$$\begin{array}{r}
 85\text{g NaNO}_3 \text{ ----- } 1\text{N} \\
 x \text{ ----- } 0,1\text{N} \\
 \mathbf{x = 8,5\text{g/l}}
 \end{array}$$

Para resolver el inciso "b" aplicamos el concepto de miliequivalente. Para ello calculamos los mEq de  $\text{Na}^+$  en la cantidad total de cada una de las sales que ya resolvimos. Primero con el NaCl.

Como nos piden mEq es mejor convertir los resultados de g a mg.

$$\begin{array}{r}
 58,5\text{mg NaCl} \text{ ----- } 1\text{mEq Na}^+ \\
 14640\text{mg NaCl} \text{ ----- } x \\
 \mathbf{x = 250,25 \text{ mEqNa}^+}
 \end{array}$$

Este valor está contenido en 1000ml y debemos calcular para un volumen de 5ml

$$\begin{array}{r}
 250,25\text{mg Na}^+ \text{ ----- } 1000\text{ml} \\
 x \text{ ----- } 5\text{ml} \\
 \mathbf{x = 1,25\text{mEqNa}^+}
 \end{array}$$

Ahora con el  $\text{NaNO}_3$

$$\begin{array}{r}
 85\text{mg NaNO}_3 \text{ ----- } 1\text{mEqNa}^+ \\
 8500\text{mg NaNO}_3 \text{ ----- } x \\
 \mathbf{x = 100\text{mEqNa}^+}
 \end{array}$$

Luego:

$$100\text{mEqNa}^+ \text{ ----- } 1000\text{ml}$$

$$x \text{ ----- } 5\text{ml}$$

$$\mathbf{x = 0,5\text{mEqNa}^+}$$

Para sacar el total de mEq de  $\text{Na}^+$  simplemente sumamos ambas concentraciones

$$\mathbf{\text{mEqNa}^+ = 1,75}$$

14.- ¿Cuántos ml de solución de NaOH 3N se deben agregar a 2L de solución 0,19N para obtener una solución 0,2N?

Solución

Para resolver este ejercicio de mezclas de dos soluciones de diferente concentración para obtener una nueva podemos utilizar la siguiente fórmula.

$$V_1 = V_2 \times \frac{N - N_2}{N_1 - N}$$

Donde:

V1 = volumen de la solución 1 que se adicionará a la solución 2.

V2 = volumen de la solución 2.

N1 = concentración Normal de V1.

N2 = concentración Normal de V2.

N = concentración Normal de la nueva solución.

Reemplazando los valores:

$$V_1 = 2000\text{ml} \times \frac{0,2\text{N} - 0,19\text{N}}{3\text{N} - 0,2\text{N}}$$

$$\mathbf{V_1 = 7,14\text{ml de sol NaOH 3N}}$$

## PROBLEMAS PROPUESTOS

1.- Si el agua potable contiene 1,5 ppm de NaF (fluoruro de sodio).  
¿Cuántos litros de agua se pueden fluorinar con 9,35g de NaF?.

R.- 6233,3 litros

2.- El LCR es el líquido biológico que tiene mayor concentración de cloruros en una concentración de 700 a 750mg en cada 100ml de LCR, expresados en NaCl. Calcular el número de miliequivalentes de cloruros presentes en un litro de LCR.

R.- 120-130mEq/L

3.- Un paciente está siendo rehabilitado con un suero salino isotónico que contiene 153,85mEq/L de NaCl. Al cabo de una hora la enfermera advierte que faltan 650ml de suero para poder desconectar el sistema. a) ¿Cuántos gramos de NaCl se han consumido hasta ese momento?; b) ¿Cuántos milimoles de NaCl hay por cada ml de suero consumido?.

R.- a) 3,25g NaCl    b) 0,153 mmol NaCl/ml

4.- Para preparar 250ml de solución de  $\text{KMnO}_4$  se han utilizado 1,5g de la sal, calcular:

a) ¿Cuántos mEq de K hay en toda la solución y en un ml de ésta?

b) ¿Cuántos mEq de  $\text{MnO}_4$  hay en toda la solución y en un ml?

c) ¿Cuántos mEq de  $\text{KMnO}_4$  tiene cada ml de la solución?

R.- a) 949 mEq y 0,038 mEq

b) 949 mEq y 0,038 mEq

c) 0,038 mEq/ml

5.- La cantidad de calcio excretada en el volumen de orina de 24 hrs debe ser inferior a 7,5 mmol. Si el volumen de la orina de 24 hrs de un paciente fue de 1.765 Lt y su concentración de ión calcio

(Ca<sup>2+</sup>) fue de 0,025% (P/V). ¿Consideraría usted este resultado normal o patológico?

R.- 11,03mmol el resultado es patológico

6.- Un fotómetro de llama obtiene los resultados en mEq por litro, si se analiza un suero fisiológico por fotometría de llama. ¿Cuántos mEq por litro de iones Na<sup>+</sup> y Cl<sup>-</sup> se obtendrían?

R.- 153,9mEq/L de Na<sup>+</sup> y 153,9mEq/L de Cl<sup>-</sup>

7.- Si un fotómetro de llama trabaja con un patrón interno de litio de 15mEq/l. ¿Cómo se prepararían 4 litros de patrón interno de litio a partir de LiCl p.a.?

R.- Se pesaría 2,54g de LiCl

8.- ¿Qué volumen de disolución contiene mayor número de moles de NaOH?

a) 10ml de NaOH al 4% P/V.

b) 25ml de NaOH 0,2M.

R.- El inciso a porque contiene 0,01mol, el b sólo tiene 0,005mol.

9.- El examen del ionograma de un paciente reporta Na<sup>+</sup>= 135mmol, K<sup>+</sup>= 4,0mmol y Ca<sup>2+</sup>= 1.3mmol pero como el médico generalmente maneja los valores de estos electrolitos en mEq, ¿Cómo sería el reporte en mEq?

R.- Na<sup>+</sup>= 135mEq, K<sup>+</sup>= 4,0mEq y Ca<sup>2+</sup>= 2,6mEq

10.- ¿Cuántos µl de anticoagulante al 10% P/V de EDTA se deben utilizar para poder extraer 2,5ml de sangre de tal forma que la concentración de EDTA por ml de sangre sea de 1,2mg?

R.- 30µl.

11.- La fenilalanina es un aminoácido esencial que en condiciones normales se encuentra en el plasma a una concentración inferior a

121 $\mu$ mol/l. Una muestra de plasma tiene una concentración del 0,002%P/V de fenilalanina. ¿La considerarías normal?.

R.- 121,2 $\mu$ mol

12.- ¿Cuántos Eq de  $\text{Al}_2(\text{CrO}_4)_3$  hay en 60ml de una disolución que tiene una concentración de 20mg de dicha sal por ml?. ¿Cuántos milimoles?. ¿Cuántos gramos?.

R.- 1,2g ; 0.0179Eq ; 3,0mmol

13.- ¿Cómo prepararías 15cc de una disolución 0,4N de  $\text{CuSO}_4$  a partir de una disolución 2,4M?.

R.- Midiendo 1,4 ml de la disolución 2,4M más 13,6 ml de agua destilada.

14.- ¿Cuántos ml de agua hay que agregar a 300ml de solución de NaOH 5N para obtener soluciones 2N y al 10%?.

R.- 450ml y 300ml de agua respectivamente.

15.- ¿Cuántos ml de agua se deben agregar a 700ml de una disolución 0,246N para obtener una concentración al 0,200N?.

R.- 161ml de agua

16.- Se analizó una muestra de 25g de atún y se encontró que el contenido de mercurio era de  $2,1 \times 10^{-5}$  moles. Por ley los alimentos que tienen un contenido de mercurio superior a 0,5ppm no son aptos para el consumo humano. Determinar si este producto se puede consumir.

17.- ¿Cuántos gramos de una sal de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  y de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  se necesitarán para preparar 250ml de soluciones 0,10N de cada sal?.

R.- 0,82g y 0,93g respectivamente

18.- Calcular en términos de Normalidad y Molaridad la concentración de una solución que contiene 275g de KOH en 800ml de disolución.

R.- 6,13N y 6,13M

19.- ¿Cuántos Eq de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> hay en 250ml de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,15M?.

R.- 0,075Eq

20.- ¿Cuántos mEq de Na<sup>+</sup> hay en 1ml de una disolución que contiene 50g de NaCl por litro?.

R.- 855mEq

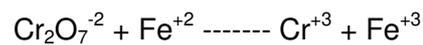
21.- ¿Cuántos gramos de CaCl<sub>2</sub> se necesitarán para preparar 750ml de una disolución que contenga 1mmol de la sal por mililitro?

R.- 83,3g

22.- ¿Cuál es la Normalidad de una disolución de AgNO<sub>3</sub> que contiene 10mg de ión plata por mililitro?.

R.- 0,092N

23.- Una disolución de K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> se prepara disolviendo 10g de ésta sal en cantidad de agua suficiente para hacer un litro de disolución. ¿Cuál será la Normalidad de la disolución basándose en la siguiente semireacción.



R.- 0,20N

24.- Calcular la Molaridad de una muestra de agua que contiene 30ppm de MgCO<sub>3</sub>.

R.- 0,00036M

25.- Una alícuota de 25ml de una disolución 0,8M se diluye en un matraz volumétrico hasta 500ml (sol.A). Una alícuota de la sol A de 10ml se diluye a 250ml. Calcular la Molaridad de esta disolución final.

R.- 0,0016M

26.- ¿Cuántos ml de una disolución de HCl 0,5M se deben agregar a 50ml de otra disolución de HCl 0,10M para obtener una Molaridad de 0,3M?. Suponga que los volúmenes sean aditivos.  
R.- 50ml

27.- Si 25ml de una disolución de  $\text{CuSO}_4$  2,5M se diluyen con agua hasta un volumen final de 450ml. ¿cuál es la Molaridad del soluto en la disolución final?.  
R.- 0,14M

28.- El vinagre comercial es una disolución acuosa de ácido acético. El análisis volumétrico de una muestra indicó que la disolución es de 0,64M de ácido acético. ¿Cuántos gramos de ácido acético estarían presentes en un volumen de 473ml de vinagre?.  
R.- 18,2g

29.- ¿Qué peso de una sal de dicromato de potasio debe pesarse para preparar 500ml de una disolución acuosa que contenga 10ppm de cromo?.  
R.- 14mg

30.- ¿Cuál de las siguientes disoluciones de permanganato de potasio es la más concentrada?  
a) 0,1M  
b) 1g por litro  
c) 100mg por ml

R.- inciso "c".

# DILUCIONES

Presentamos este nuevo capítulo viendo las dificultades de los estudiantes para poder realizar una serie de diluciones que son muy empleadas en los ensayos del laboratorio, sobre todo en diferentes ensayos inmunoserológicos como la Inmuno Fluorescencia, reacciones de precipitación, aglutinación, etc.

Realizar diluciones significa disminuir la concentración del soluto de una disolución agregando más disolvente o diluyente.

Existen diferentes formas de expresar las diluciones pero dos son las más empleadas en los laboratorios.

**1) En fracciones** donde el numerador corresponde al número de partes iniciales a diluir y el denominador representa las partes totales de la dilución final.

Por ejemplo, hablar de una dilución **1/3** (uno en 3) significa que a una parte o volumen inicial se le agregan dos partes o volúmenes iguales para así obtener un volumen final de 3.

**2) En cifras**, separadas por 2 puntos que representan las partes de muestra a diluir y las partes de diluyente. Del ejemplo anterior una dilución  $1/3$  se expresaría como **1:2**, es decir una parte a diluir a la cual se le agregaron 2 partes de diluyente.

## Diluciones sin volumen final

Este tipo de diluciones son las más sencillas de realizar ya que sólo consisten en la mezcla de partes de soluto con diferentes partes de diluyente o en la preparación de nuevas diluciones a partir de una dilución previa.

### Ejemplos

1.- A 3ml de plasma se agregan 6ml de solución fisiológica. ¿Cuál es la dilución realizada?

Solución

Si tomamos los 3ml de plasma como 1parte, vemos que los 6ml que se agregan son 2 veces el volumen del plasma, es decir, que equivalen a 2partes.

Por tanto:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ parte} + 2 \text{ partes} = 3 \text{ partes} \\ (3\text{ml}) \quad (6\text{ml}) \end{array}$$

La dilución realizada es de **1/3** (uno en tres).

2.- Realizar una dilución 1/20 con 1ml de una muestra antigénica

Solución

Una dilución 1/20 significa que se ha mezclado 1parte del soluto (muestra antigénica en este caso) con 19partes.

Entonces,

$$1\text{ml} + 19\text{ml diluyente} = 20\text{ml}$$

3.- Se realizó una dilución 1/2 de una muestra de suero la cual dio positiva para una reacción de aglutinación de proteína C reactiva y como se debe realizar una cuantificación de la proteína, ¿cómo realizaría una dilución 1/16 a partir de la dilución 1/2?

Solución

Para poder llegar de una dilución a otra dilución de la misma muestra sólo hay que recordar un poco de multiplicación de fracciones.

Es decir, que a la dilución 1/2 hay que multiplicar otra fracción para llegar a la dilución o fracción 1/16.

$$\frac{1}{2} \times \text{¿ ?} = \frac{1}{16}$$

$$\frac{1}{2} \times \frac{1}{8} = \frac{1}{16}$$

Como apreciamos si a la fracción 1/2 le multiplicamos la fracción 1/8 obtenemos la fracción 1/16 lo que significa que a cualquier volumen de la muestra de dilución 1/2 le debemos realizar una dilución 1/8.

Por tanto una dilución 1/8 significa que a 1 parte de la dilución 1/2 se le agregarán 7 partes de diluyente (sol. fisiológica).

$$\begin{array}{r} 100\mu\text{l} + 700\mu\text{l} = 800\mu\text{l} \\ 1\text{p} + 7\text{p} = 8\text{p} \\ \text{(Dil 1/2)} + \text{dil} \end{array}$$

### **Limitaciones del volumen final**

En este apartado veremos que en muchas situaciones las diluciones requeridas deben prepararse en un volumen determinado lo que implica calcular las cantidades mínimas y

necesarias de la muestra como del diluyente para no preparar diluciones en exceso que significarían gasto de tiempo y de materiales, reactivos, etc.

### Ejemplos

1.- El laboratorio consta con 100ml de plasma y se quiere preparar 2ml de una dilución 1/4. ¿Qué volumen de plasma y de solución fisiológica utilizarías?

### Solución

Si tomaríamos los 100ml de plasma como 1parte, bastaría con agregar 3partes de solución fisiológica (300ml) para obtener la dilución 1/4 pero obtendríamos 400ml y sólo requerimos 2ml, por tanto tendríamos que desechar 398ml de la dilución lo que es inadmisibile en un laboratorio.

Para no desperdiciar ni plasma ni diluyente debemos calcular las cantidades exactas para obtener sólo 2ml de dilución 1/4. Para ello se pueden establecer la siguiente relación:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ ml de plasma} \text{ ----- } 4 \text{ ml totales} \\ x \text{ ----- } 2 \text{ ml totales} \end{array}$$

$$\mathbf{x = 0,5 \text{ ml de plasma}}$$

Similar procedimiento se puede realizar para calcular el volumen de solución fisiológica pero otra forma sencilla de calcularlo sería: Como es una dilución 1/4 significa que a 1parte de plasma se le agrega 3partes de solución fisiológica. Como ya sabemos que la parte de plasma es igual a 0,5ml sólo le agregamos 3partes de diluyente, o sea

$$\begin{array}{l} 0,5 \times 3 = 1,5 \text{ ml diluyente} \\ 0,5 \text{ ml} + 1,5 \text{ ml} = 2 \text{ ml finales} \\ \mathbf{1p + 3p = 4partes} \end{array}$$

2.- Preparar una dilución 1/4 a partir de 2ml de muestra limitando el volumen final a 5ml.

Solución

$$\begin{array}{l} 1\text{ml} \text{ ----- } 4\text{ml totales} \\ x \text{ ----- } 5\text{ml totales} \end{array}$$

$$x = 1,25\text{ml de muestra}$$

Ahora, los 1,25 ml de muestra equivalen a 1parte a la que hay que agregar 3partes de diluyente para obtener la dilución 1/4.

Entonces:

$$1,25 \times 3 = 3,75\text{ml diluyente}$$

$$1,25\text{ml} + 3,75\text{ml} = 5\text{ml finales}$$

$$1\text{p} + 3\text{p} = 4\text{partes}$$

### Preparación de diluciones a partir de otras diluciones

Para resolver este tipo de situaciones que suelen presentarse en el laboratorio se puede emplear la fórmula de las concentraciones.

$$(V_1 \times C_1) + (V_2 \times C_2) = (V_1 + V_2) \times C_f$$

Diferentes volúmenes iniciales ( $V_1$  y  $V_2$ ) de la misma sustancia diluida a diferentes concentraciones ( $C_1$  y  $C_2$ ) es igual a la suma de los volúmenes ( $V_1 + V_2$ ) por la concentración de dilución final ( $C_f$ ).

Ejemplos

1.- Se mezclan 20ml de HCl diluidos al 1/4 con 180ml de HCl diluidos al 1/12. ¿Cuál es la dilución resultante?

Solución

Aplicando la fórmula de las concentraciones tendremos:

$$\left(20\text{ml} \times 1\right) + \left(\frac{180\text{ml} \times 1}{4}\right) = \frac{(20 + 180)}{12} \times C_f$$

Realizando las operaciones tenemos:

$$\begin{aligned}5 + 15 &= 200 \times C_f \\20 &= 200 \times C_f \\C_f = 0,1 &= 10\% = \frac{1}{10}\end{aligned}$$

Es decir, que se obtendrán 200 ml de dilución 1/10 de HCl.

2.- Si se mezclan 150ml de plasma diluido al 1/4 con 310ml de plasma al 1/2 y finalmente se agregan 460 ml de agua purificada. ¿Cuál será la dilución final?

Solución

Se puede emplear la fórmula de las concentraciones pero tomando en cuenta que existen 3 componentes, el tercero lo comprende la adición de 460 de agua pura la cual no tiene dilución por lo que su valor es "0"

$$\left(150\text{ml} \times \frac{1}{4}\right) + \left(310\text{ml} \times \frac{1}{2}\right) + (460\text{ml} \times 0) = (150 + 310 + 460) \times C_f$$

Realizando las operaciones tenemos:

$$37,5 + 155 + 0 = 458 \times C_f$$

$$192,5 = 920 \times C_f$$

$$C_f = 0,2 = 20\% = \frac{1}{5}$$

Es decir, que la dilución final del plasma es de uno en cinco

Otra forma es empleando la misma fórmula pero para dos componentes

$$\left(150\text{ml} \times \frac{1}{4}\right) + \left(310\text{ml} \times \frac{1}{2}\right) + = (150 + 310) \times C_f$$

Realizando las operaciones tenemos:

$$37,5 + 155 = 460 \times C_f$$

$$192,5 = 460 \times C_f$$

$$C_f = 0,4 = 40\% = \frac{1}{2,5}$$

Como se observa la dilución obtenida es de 1/2,5 pero no hay que olvidar que al final se le agregan 460ml de agua purificada por lo que se le está diluyendo más y se debe calcular la dilución final.

Recordemos que ahora tenemos 460ml de una disolución de plasma con una dilución 1/2,5 pero a la que se agrega un volumen igual de agua, por tanto se le realiza una nueva dilución y como se están mezclando 2 partes iguales tendríamos una dilución 1/2 .

Es decir,

$$\frac{1}{2,5} \times \frac{1}{2} = \frac{1}{5}$$

Así obtendremos de igual manera que la dilución final de la disolución de plasma es de 1 en 5.

3.- A partir de una disolución de hierro en 1/20, preparar 500 ml de una disolución al 1/40.

Solución

Como no existe una mezcla de diluciones ya que sólo se parte de una única dilución, la de hierro, se puede emplear la fórmula de concentraciones para un solo componente.

$$V_1 \times C_1 = V_f \times C_f$$

Lo que nos falta conocer en este ejercicio es el volumen inicial ( $V_1$ ) que debemos tomar de la dilución 1/20. Por lo tanto:

$$V_1 \times \frac{1}{20} = 500 \times \frac{1}{40}$$

$$\mathbf{V_1 = 250 \text{ ml}}$$

Este resultado quiere decir que debemos tomar 250ml de la dilución 1/20 de hierro y completar con agua destilada a 500ml para obtener la dilución 1/40.

Otra forma de resolver este ejercicio es saber que dilución hay que realizar a la que ya está en 1/20 para llegar a la 1/40.

Es decir,  $\frac{1}{20} \times \text{¿ ?} = \frac{1}{40}$

Ahora,  $\frac{1}{20} \times \frac{\mathbf{1}}{\mathbf{2}} = \frac{1}{40}$

Como vemos sólo debemos realizar una dilución 1 en 2 a un determinado volumen de la dilución 1/20 de plasma. En este caso a 250ml de dilución 1/20 le agregamos otros 250ml de agua destilada para así realizar una dilución 1/2 y obtener los 500ml requeridos a una dilución 1/40.

## Banco de Diluciones

Consiste en una serie de diluciones mediante una batería de tubos de ensayo o microceldas que contienen previamente una misma cantidad de diluyente. Posteriormente se traspasa un mismo volumen de cada tubo o microcelda al siguiente, de forma que las diluciones son progresivamente mayores y la solución inicial, llamada también *solución madre* se encuentra cada vez a concentraciones más pequeñas.

Cada tubo o microcelda está relacionado con el anterior y esta relación es la **razón geométrica** del banco de diluciones, que multiplica la dilución de cada tubo o microcelda.

El empleo de este banco de diluciones es muy utilizado en el laboratorio clínico cuando se busca cuantificar o semicuantificar diferentes compuestos como anticuerpos, antígenos y antibióticos mediante el empleo de pruebas inmunoserológicas o de microdilución.

## Ejemplos

1.- A partir de 3 litros de muestra, preparar un banco de 4 diluciones de razón geométrica 1/3, limitando el volumen final de todos los tubos a 5 ml.

Solución

Podemos emplear la siguiente fórmula

$$\frac{x}{x + V_f} = \frac{a}{b}$$

donde

x = volumen a tomar de la sol. madre

V<sub>f</sub> = volumen final requerido

a/b = razón geométrica de la dilución

En el ejercicio presentado,

$$\begin{aligned}x &= ? \\V_f &= 5\text{ml} \\a/b &= 1/3\end{aligned}$$

Sustituyendo los valores en la fórmula:

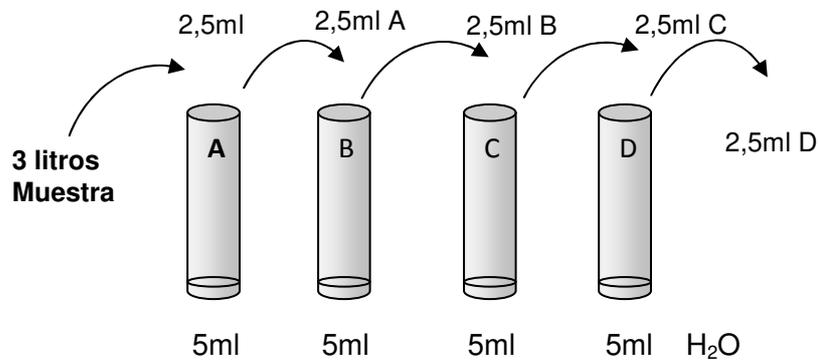
$$\begin{aligned}x &= 1 \\x + 5 &= 3\end{aligned}$$

de donde:

$$\begin{aligned}3x &= x + 5 \\2x &= 5\end{aligned}$$

$$x = 2,5 \text{ ml}$$

Es decir, que debemos colocar primero 5 ml de diluyente a los 4 tubos y después tomaremos de la muestra 2,5 ml y será este volumen el que se traspase de tubo en tubo como se muestra en el siguiente esquema.



Ahora debemos ver si se cumplen las condiciones del ejercicio. En primer lugar en cada tubo que ya contienen 5ml de diluyente se les agrega 2,5 de la muestra tendríamos 7,5ml pero como volvemos a

sacar 2,5ml para traspasarlos al siguiente tubo, volvemos a tener los 5ml que nos piden en cada tubo.

En cuanto a la razón geométrica requerida  $1/3$ , la misma significa que se mezcla 1 parte de disolución más 2 partes de diluyente. En la resolución del ejercicio vemos que debemos medir 2,5ml (1p) y la mezclamos con 5ml (2p) y lo mismo repetimos en todos los tubos por lo que también se cumple esta condición.

2.- ¿Cómo prepararía un banco de 4 diluciones de una muestra de plasma  $1/20$ ,  $1/40$ ,  $1/80$  y  $1/160$  limitando el volumen final a 5 ml?

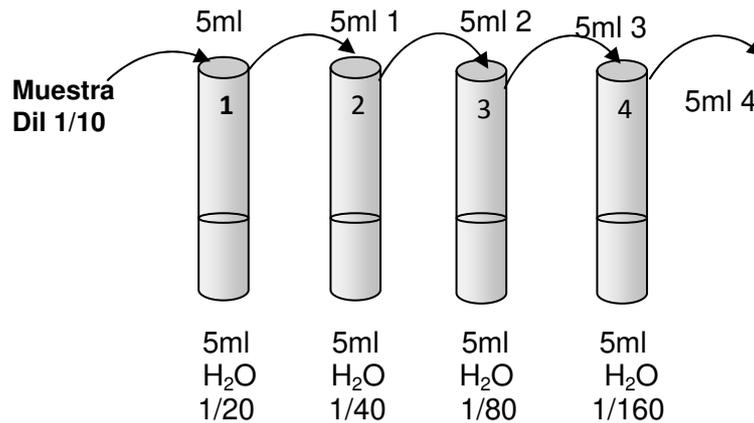
Solución

Según las diluciones requeridas todas son un múltiplo de 2 por lo que la razón geométrica por la que se multiplica cada dilución es de  $1/2$ , siendo que el volumen final debe ser de 5 ml, entonces el volumen que debe traspasarse debe ser también de 5 ml.

Como el primer tubo debe estar a una dilución  $1/20$  y siendo la razón geométrica  $1/2$  debemos agregar 5ml de una solución  $1/10$  para así poder obtener la primera dilución y las demás ya serán más sencillas de obtener.

Entonces para obtener la dilución  $1/10$  mezclamos:

$$\begin{array}{rcl} 0,5\text{ml de plasma} & + & 4,5\text{ml de agua} = 5\text{ml} \\ 1\text{parte} & + & 9\text{partes} = \text{dil } 1/10 \end{array}$$



4.- ¿Qué volumen de agua desionizada se necesita agregar a 50 ml de alcohol de 95° para convertirlos en alcohol de 70°?

Solución

Emplearemos la fórmula de concentraciones

$$(V_1 \times C_1) + (V_2 \times C_2) = (V_1 + V_2) \times C_f$$

En este caso lo que nos falta saber es el valor de  $V_2$

$$(50 \times 95^\circ) + (V_2 \times 0) = (50 + V_2) \times 70^\circ$$

$$\mathbf{V_2 = 17,9ml \text{ de agua destilada}}$$

5.- El formol suele utilizarse para la preparación del líquido parasitológico cuando se recolectarán muestras seriadas de heces fecales pero se emplea a una concentración del 10%. Comercialmente el formol llega a una concentración del 40%. ¿Cómo prepararía 1 litro de formol al 10% a partir de uno de 40%?

Solución

Existen 2 formas de resolver este ejercicio. Una utilizando la fórmula de concentraciones para un componente:

$$V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$$

En este caso debemos calcular el volumen inicial ( $V_1$ )

$$V_1 = \frac{1\text{lt} \times 10\%}{40\%}$$

$$V_1 = \mathbf{0,25 \text{ litros}}$$

La otra manera es tomando en cuenta que si de una concentración del 40% estamos bajando a una de 10%, estamos diluyendo 3 veces la solución concentrada por lo que a cualquier volumen que se tome de la solución al 40% bastará con agregarle un volumen de diluyente 3 veces superior.

Como mezclamos,

$$1\text{parte} + 3\text{partes} = 1/4$$

Como el volumen final es de 1 litro para saber el volumen que se debe tomar simplemente dividimos entre 4.

$$1 \text{ litro} \div 4 = \mathbf{0,25 \text{ litros}}$$

Esto quiere decir que se deben medir 250 ml de formol al 40% y completar a 1 litro (750 ml) con agua destilada.

## **DILUCIONES Y DISOLUCIONES EN HEMATOLOGIA**

En el laboratorio de Hematología tres son los procedimientos que son necesarios saber realizarlos: el primero relacionado con la

dilución requerida para efectuar el conteo de células sanguíneas y el segundo implica la preparación de una suspensión de glóbulos rojos para la realización de diferentes exámenes como la determinación de grupo sanguíneo en tubo, prueba de Coombs y búsqueda de anticuerpos irregulares en pruebas de compatibilidad sanguínea para la transfusión de componentes sanguíneos y el tercero involucra la preparación de diferentes reactivos como ser anticoagulantes o diluyentes para recuentos celulares, etc.

1.- ¿Cómo prepararía una dilución de una muestra de sangre para realizar el recuento de glóbulos blancos?

Solución

Generalmente los recuentos celulares se realizan a una dilución 1/20 empleando pipetas de Thoma mediante la aspiración con la boca por lo que por razones de bioseguridad se recomienda preparar esta dilución en tubos y empleando pipetas automáticas.

Una dilución 1/20 significa que se tiene 1 parte del soluto (sangre anticoagulada) más 19 partes de diluyente (líquido de Turk).

$$\frac{1}{20} = \frac{1 \text{ul sangre}}{1 \text{parte}} + \frac{19 \text{ul Turk}}{19 \text{partes}} = \mathbf{20 \text{ul}}$$

Generalmente para el recuento se suele emplear 20ul de sangre anticoagulada con EDTA. Empleando este volumen los 20ul serían 1 parte por lo que las 19 partes de líquido de Turk serían 19 veces el volumen de 20ul, es decir:

$$20 \text{ul} \times 19 = 380 \text{ul Turk}$$

$$20 \text{ul sangre} + 380 \text{ul Turk} = 400 \text{ul}$$
$$\mathbf{1 \text{parte} + 19 \text{partes} = \text{dil } 1/20}$$

Técnicamente primero se miden los 380 ul de líquido de Turk y luego se miden 20ul de sangre, se mezclan, se deja en reposo por 5 minutos, se vuelve a mezclar homogéneamente y se realiza el cargado de la cámara de Neubauer para el recuento.

2.- Se sospecha de un caso de EHRN (Enfermedad Hemolítica del Recién Nacido) por lo que se tomo una muestra de sangre de un recién nacido, se realizó los lavados respectivos con solución fisiológica y se requiere preparar 4 ml de una suspensión de glóbulos rojos al 5% para la realización de una prueba de Coombs Directa.

Solución

Para resolver este o cualquier problema se debe partir siempre de lo que se es conocido, lo que puede ser conceptos o definiciones. En este ejercicio lo que se conoce es el concepto de una solución al 5% que se interpreta de que 5ml de un soluto se mezclan con 95ml de diluyente dando un volumen final de 100ml.

De ahí que podemos resolver el problema de 3 formas diferentes

Empleando una regla de tres simple:

$$\begin{array}{l} 5\text{ml} \text{ ----- } 100\text{ml} \\ x \text{ ----- } 4\text{ml} \\ \mathbf{x = 0.2\text{ml o } 200\text{ul}} \end{array}$$

Empleando la fórmula :  $V_1C_1 = V_2C_2$

$$V_1 = \frac{V_2C_2}{C_1}$$
$$V_1 = \frac{4\text{ml} \times 5}{100\text{ml}}$$

$$V_1 = 0.2\text{ml o } 200\text{ul}$$

La tercera manera de resolver y la que personalmente recomiendo es estableciendo relaciones para poder obtener factores o constantes que facilitaran la resolución de cualquier ejercicio.

Como se habla de una solución al 5%, implica que se tienen 100ml de esta solución en la cual se encuentran 5ml de un soluto, por tanto:

$$\frac{100\text{ml}}{5\text{ml}} = 20$$

De ahí que 20 es el factor constante con el que se puede calcular tanto el volumen de soluto que se debe medir para preparar determinado volumen al 5% o cuanto de volumen total se puede preparar a partir de un volumen determinado de soluto. En el ejercicio planteado el volumen total que se debe preparar al 5% es de 4ml por lo que basta dividir este volumen por el factor:

$$4\text{ml} \div 20 = 0.2\text{ml o } 200\text{ul}$$

Es decir que se deben medir 200 microlitros de sangre lavada y mezclarla con 3.8ml de solución fisiológica para tener un volumen final de 4ml al 5%.

En caso de tener cualquier volumen de sangre lavada y se desea saber para cuantos ml de solución al 5% alcanzan para preparar simplemente se multiplica por 20.

3.- Una preparación comercial de 50 ml de anticoagulante para muestras sanguíneas tiene una concentración de 15g/dl de EDTA. Una gota de este anticoagulante se utiliza para anticoagular 5ml de sangre. Siendo que la concentración recomendable del anticoagulante EDTA es de 1 a 2mg por cada ml de sangre.

Calcular si las indicaciones de esta solución cumple lo recomendado.

Solución

Siempre es recomendable anotar toda información que contiene el planteamiento del problema, esto permite visualizar mejor qué es lo que **no** conocemos.

Como utilizamos una gota (0,05ml) del anticoagulante para 5ml de sangre, nos interesa saber si en esa gota la cantidad de EDTA está dentro del rango recomendado de 1 a 2 mg/ml de sangre.

Los 15g/dl quiere decir que,

$$\begin{array}{r} 15\text{g EDTA} \text{ ----- } 100 \text{ ml sol} \\ x \text{ ----- } 0,05 \text{ ml (gota)} \end{array}$$

$$x = 0,0075\text{g EDTA}$$

Transformando a mg sería igual a 7,5 mg EDTA pero para 5ml de sangre, como la relación es por 1ml solo debemos dividir este valor entre 5.

$$7,5\text{mg EDTA} \div 5 = \mathbf{1,5 \text{ mg EDTA}}$$

Es decir que en una gota de anticoagulante están contenidos 1,5mg EDTA por ml de sangre por lo que cumple con lo recomendado.

## **DILUCIONES EN MICROBIOLOGIA**

Una de las aplicaciones del conocimiento de los conceptos, fórmulas y razonamiento de las diluciones esta en la realización de microdiluciones en el área de Microbiología concretamente en Bacteriología en lo que se refiere a la CIM (Concentración

Inhibitoria Mínima) que es la concentración mínima en la que un antibiótico inhibe el desarrollo de las bacterias.

Actualmente estos métodos de microdilución sólo se emplean en centros de investigación de referencia y están siendo desplazados por una técnica innovadora que fusiona la técnica de CIM y el método de Kirby Bauer de difusión y que se le conoce como E-TEST o Epsilon Test.

El E-Test es en términos sencillos una cinta cubierta por concentraciones decrecientes y conocidas de un determinado antibiótico que se coloca sobre el Agar Mueller Hinton sembrado con la bacteria y en 24 hrs se realiza la lectura de una elipse formada por la inhibición del crecimiento bacteriano. El punto en donde empieza la elipse es la CIM del antibiótico.

Aún cuando las microdiluciones son utilizadas sólo en laboratorios de Referencia o Especializados no es justificativo para desconocer cómo se las realiza y si a esto sumamos la dificultad de los estudiantes en la comprensión de estos ejercicios es que hemos tratado de resolver estos ejercicios poniéndonos del lado del estudiante y esperamos sinceramente que pueda ser de gran ayuda.

### ***Ejercicio 1*** (Caso Clínico)

#### ***Antecedentes***

Niño de 9 años, internado de emergencia en el área de Pediatría del HUSJDD, presenta los siguiente síntomas: cefalea, nauseas, rigidez de nuca, fiebre (más de 39°C) y vómitos.

***Orden de laboratorio:*** Cultivo de LCR

***Diagnostico presuntivo:*** Meningitis?

***Germen aislado:*** Streptococo pneumoniae

### Antibiograma

El antibiograma reveló que la bacteria presenta sensibilidad intermedia a Cefotaxima y Ceftriaxona.

Dado que la meningitis bacteriana constituye una urgencia médica, ya que las defensas del huésped son poco o nada eficaces para controlar la infección, la eliminación de los microorganismos dependerá exclusivamente del tratamiento antibiótico, por lo que es necesario alcanzar en el LCR una concentración del antibiótico superior a la concentración inhibitoria mínima (CIM) del microorganismo causal.

Para ello se procedió a determinar la CIM para el *Streptococo pneumoniae*, mediante un antibiograma por dilución para una cefalosporina de tercera generación (Cefotaxima) en 10 tubos de los cuales los tubos N° 9 y N° 10 tienen que ser testigos de desarrollo (D) y no desarrollo (ND) bacteriano respectivamente.

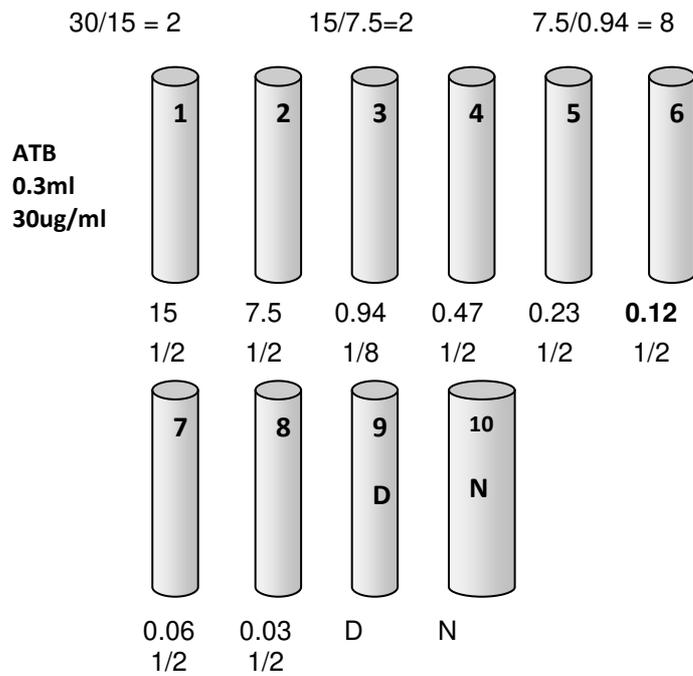
Además se tiene 10 ml del inóculo bacteriano (IB) en caldo nutritivo, que tiene aproximadamente 100.000 UFC/ml; 0.3 ml de una solución de Cefotaxima (ATB) que contiene 30 ug/ml; y 10 ml de caldo nutritivo (CN).

Realice las diluciones del antibiótico necesarias para obtener:

- 15 ug/ml en el tubo N°1
- 7.5 ug/ml en el tubo N°2
- 0.94 ug/ml en el tubo N°3
- 0.47 ug/ml en el tubo N°4
- 0.23 ug/ml en el tubo N°5
- 0.12 ug/ml en el tubo N°6
- 0.06 ug/ml en el tubo N°7
- 0.03 ug/ml en el tubo N°8

Procedimiento

1.- Se debe conocer la dilución de cada tubo respecto del otro, para determinar cuántas partes de CN y cuantas partes de ATB se tiene que agregar a cada tubo para obtener las concentraciones del antibiótico especificadas en cada uno de ellos. Para obtener la dilución del tubo N°2 se divide la concentración del tubo N°1 sobre la concentración del tubo N°2 y así sucesivamente. En este caso también se divide la concentración inicial de la solución de Cefotaxima entre la concentración del tubo N°1, para obtener la dilución del tubo N°1.



Al referirse a una parte de CN o ATB, se asume que se puede trabajar con cualquier volumen deseado, en este ejercicio

emplearemos 100ul, ya que contamos con volúmenes suficientes de IB, CN y ATB.

2.- Se agrega una parte (100 ul) de CN a los tubos N°1, 2, 4, 5, 6, 7, 8, 9 y 10; siete partes (700 ul) al tubo n°3.

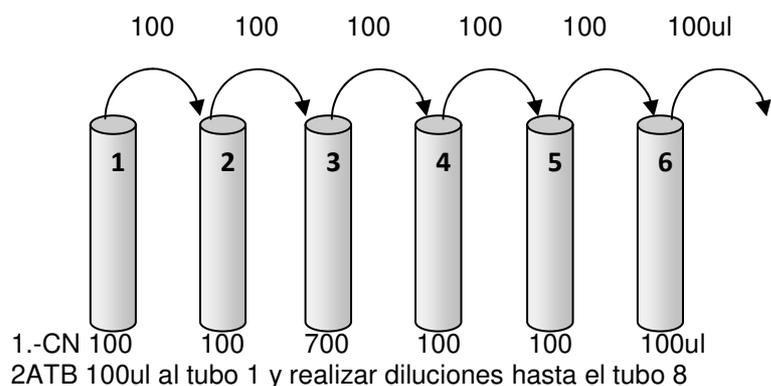
3.- Se agrega una parte (100ul) de la solución de cefotaxima (ATB) al tubo N°1, se mezcla y transfiere 100ul de esta dilución al tubo N°2 y así sucesivamente hasta el tubo N°8 al que se le quita 100ul que se descartan.

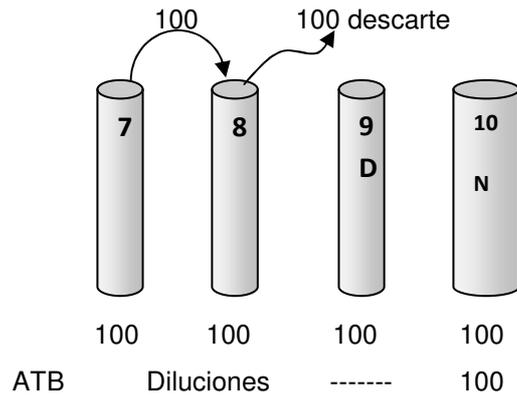
El control negativo (CN) también debe tener ATB, por lo que agregamos 100ul de la solución inicial de cefotaxima al tubo N°10.

En estos procedimientos deben enfrentarse los mismos volúmenes de IB y de ATB, por lo que se descarta 600ul del tubo N°3 para igualar los volúmenes de los tubos a 100ul.

4.- Posteriormente se agrega 100ul de IB a los tubos N°1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8 y 9 (D), para luego incubar a 35°C entre 16 y 24 horas.

5.- Finalmente luego de las 24 horas de incubación, se observó presencia de turbidez hasta el tubo N°5, indicando que la CIM para esta cepa de *Streptococo pneumoniae* es de 0.12 ug/ml.





3.- Igualar el volumen de todos los tubos a 100 ul

4.- IB en la misma cantidad que el CN a todos los tubos menos al 10

**CN**= Caldo Nutritivo

**ATB**= Suspensión del Antiótico

**IB**= Inóculo Bacteriano

## Ejercicio 2 (Caso Clínico)

### Antecedentes

Paciente de 64 años de sexo masculino, internado en el área de medicina interna, presenta fiebre, cefalea, astenia moderada, anorexia progresiva, diarrea severa, en los últimos meses ha perdido 7-8 kilos.

El hemograma muestra un recuento de leucocitos de 1.500/ul, recuento de eritrocitos 2.200.000/ul, hematocrito de 26% y hemoglobina 8.8 g/dl.

### Orden de laboratorio

Coprocultivo

Diagnostico presuntivo

Infección intestinal

Germen aislado

*Pseudomona aeruginosa*

Antibiograma

El antibiograma reveló que la bacteria presenta sensibilidad intermedia a Amikacina.

Los pacientes granulocitopénicos presentan fundamentalmente infecciones por gérmenes oportunistas que forman parte de la flora endógena y que colonizan en situación normal la mucosa del tubo digestivo.

Los antibióticos de elección con capacidad antipseudomónica son, aminoglicósidos y dado que *P. aeruginosa* es una causa frecuente de bacteriemia primaria o secundaria, siendo en la actualidad responsable del 10-20% del total de sepsis por gramnegativos con una mortalidad del 40-70%, que es la más elevada de todas las bacteriemias por gramnegativos se procede a determinar la concentración inhibitoria mínima (CIM) del microorganismo.

Se ha preparado 1.0 ml de un inóculo del microorganismo (IB) aislado en caldo nutritivo que tiene aproximadamente 100.000 UFC/ml, se cuenta con 10 tubos de los cuales los tubos N°9 y N°10 tienen que ser testigos de desarrollo (D) y no desarrollo (ND) bacteriano respectivamente.

Además se tiene 0.25ml de una solución de Anikacina (ATB) que contiene 46.080 ul/ml que fueron diluidos con solución fisiológica al 0.9% hasta obtener 0.75 ml de solución; 1.5 ml de caldo nutritivo (CN).

Realice las diluciones del antibiótico necesarias para obtener:

7.680 ug/ml en el tubo N°1

3.840 ug/ml en el tubo N°2

768	ug/ml en el tubo N°3
384	ug/ml en el tubo N°4
192	ug/ml en el tubo N°5
96	ug/ml en el tubo N°6
32	ug/ml en el tubo N°7
16	ug/ml en el tubo N°8

Indique que dilución tiene que hacer en cada tubo, y que dilución total se encuentra en cada tubo,

Material: Pipetas de 10, 20, 50, 100, 500 y 1000 microlitros.

Procedimiento

1.- Realizamos la dilución de la solución de amikacina como indica el ejercicio.

$$V_1 = 0.25 \text{ ml} \qquad V_2 = 0.75 \text{ ml}$$

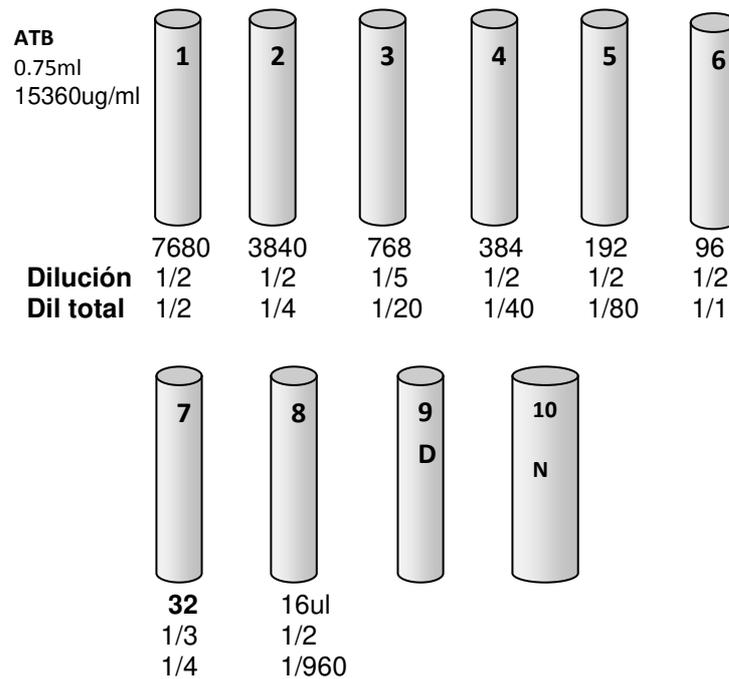
$$C_1 = 46.080 \text{ ug/ml} \qquad C_2 = ?$$

$$C_2 = \frac{C_1 \times V_1}{V_2}$$

$$C_2 = \frac{46.080 \text{ ug/ml} \times 0.25 \text{ ml}}{0.75 \text{ ml}} = 15360 \text{ ug/ml Amikacina}$$

2.- Para determinar la dilución del tubo N°1, se divide la concentración del tubo N°1 sobre la concentración del tubo n°2 y así sucesivamente (igual que en el ejercicio anterior); para obtener la dilución total del tubo N°2, se multiplica el denominador de la dilución del tubo N°1 por el denominador de la dilución del tubo N°2, para obtener la dilución total del tubo N°3, se multiplica el

resultado anterior por el denominador de la dilución del tubo N°3, así hasta llegar al tubo N°8.



3.- Dado que en este ejercicio los volúmenes de IB, ATB y CN son limitados tenemos que determinar cuántas partes usaremos de cada una de ellas, así establecer cuál es nuestro factor limitante.

Del CN se necesita 14 partes, 1 parte para los tubos N°1, 2, 4, 5, 6, 8, 9 y 10 cuatro partes para el tubo N°3, y dos partes para el tubo N°7, entonces dividimos.

$$1.5 \text{ ml CN}/14 \text{ partes} = 0.107 \text{ ml (107ul)}$$

Del ATB se necesita dos partes, 1 parte para el tubo N°1 y una parte para el tubo N°10 (ND), entonces dividimos.

$$0.75 \text{ ml ATB}/2 \text{ partes} = 0.375 \text{ ml (375ul)}$$

Del IB se necesita nueve partes, para todos tubos excepto al tubo N°9 (D), entonces dividimos.

$$1.0 \text{ ml IB}/9 \text{ partes} = 0.111 \text{ ml (111ul)}$$

Entonces vemos que el mayor volumen con el que podemos trabajar es 111ul, en este ejercicio trabajaremos con 50ul (50ul = 1 parte)

3.- Se agrega una parte (50 ul) de CN a los tubos N°1, 2, 4, 5, 6, 8, 9 y 10; cuatro partes (200ul) al tubo n°3 y dos partes al tubo N°7

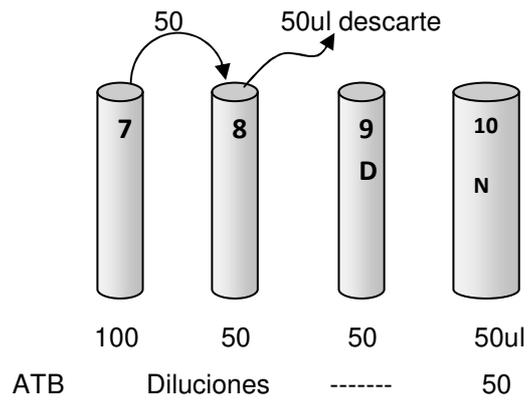
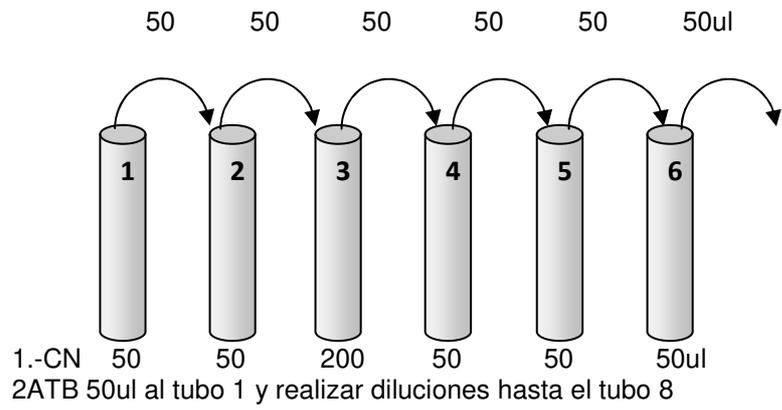
4.- Se agrega una parte (50 ul) de la solución de Amikacina (ATB) al tubo N°1, se mezcla y transfiere 50ul de esta dilución al tubo N°2 y así sucesivamente hasta el tubo N°8 al que se le quita 50ul que se descarta.

El control negativo (ND) también debe tener ATB, por lo que agregamos 50ul de la solución inicial de amikacina al tubo N°10.

5.- Se descarta 150ul de solución del tubo N°3 y 50ul del tubo N°7 para igualar el volumen de todos los tubos a 50ul.

4.- Seguidamente se agrega 50ul de IB a los tubos N°1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8 y 9 (D), para luego incubar a 35°C entre 16 y 20 horas.

5.- Por ultimo luego de 24 horas de incubación, se observó presencia de turbidez hasta el tubo N°6, indicando que la CIM para esta cepa de Pseudomona aeruginosa es de 32 ug/ml.



- 3.- Igualar el volumen de todos los tubos a 50 ul
- 4.- IB en la misma cantidad que el CN a todos los tubos menos al 10
- CN** = Caldo Nutritivo
- ATB**= Suspensión del Antiótico
- IB** = Inóculo Bacteriano

## PROBLEMAS PROPUESTOS

1.- A partir de 27 ml de una muestra antigénica debe realizarse una dilución  $1/20$  limitando el volumen final a 5 ml. ¿Qué volúmenes de muestra y de diluyente se necesitarán?

R.- 0,25 ml de muestra y 4,75 ml de diluyente.

2.- Si se preparan 5 tubos de ensayo con 1 ml de agua destilada y se traspasan 1 ml de cada tubo al siguiente a partir de una solución de violeta de genciana al 10%, ¿cuál sería la dilución final de cada tubo?

R.-  $1/20$ ;  $1/40$ ;  $1/80$ ;  $1/160$  y  $1/320$

3.- Si se dispone de 24 ml de una muestra. ¿Qué volúmenes de agua y de muestra se necesitarán para obtener 5 ml de dilución al  $1/6$ ?

R.- 0,833 ml de muestra y 4,167 ml de agua.

4.- Preparar un banco de 5 diluciones de razón geométrica a  $1/4$  limitando el volumen final a 3 ml.

R.- Preparar 5 tubos con 3 ml de agua e ir traspasando 1 ml de un tubo al siguiente.

5.- Si tiene 5 ml de una sustancia diluida a  $1/2$  y a continuación añade 5 ml de agua.

a) ¿A qué dilución está la sustancia?

b) ¿Y añadiéndole 10 ml?

R.- a)  $1/4$ ; b)  $1/6$

6.- Si se mezclan 170 ml de fucsina al 25% con 318 ml al 50%. Seguidamente se añaden 520 ml de agua destilada. ¿Cuál es la dilución final?

R.-  $1/5$

7.- Si se dispone de un patrón de colesterol de concentración 50g/l. Para realizar una curva patrón realizamos tres diluciones: 1/5, 1/25 y 1/50. Para poder leer las muestras en el espectrofotómetro cada tubo debe contener exactamente 5 ml.

a) ¿Qué volúmenes de colesterol patrón y de diluyente contiene cada dilución?

b) ¿Cuál es la concentración de cada dilución en porcentaje de colesterol?

R.- a)  $1/5 = 1 \text{ ml col} + 4 \text{ ml dil}$  ;  $1/25 = 0,2 \text{ ml col} + 4,8 \text{ ml dil}$  ;  $1/50 = 0,1 \text{ ml col} + 4,9 \text{ ml dil}$

b) 1, 0,2 y 0,1% respectivamente.

8.- Si mezclamos 1 litro de alcohol de 70° con otro litro de 90° y después añadimos 500 ml de agua, ¿de qué graduación resultará la mezcla alcohólica diluida?

R.- De 64°.

9.- Si se desea preparar 1 litro de alcohol de 70° a partir de alcohol de 100° y se añaden 250 ml de agua a 750 ml del alcohol de 100°, ¿se habrá preparado bien la dilución de alcohol deseada?

R.- No, ya que se preparó una de 75° , se deberá agregar 71,43 ml de agua.

10.- Un auxiliar de farmacia debe preparar una tintura alcohólica de 25°, por lo cual toma 250 ml de alcohol de 90° y añade 500 ml de agua. Más tarde, viendo que la mezcla resultante tiene mucha graduación o concentración, quiere añadir más agua.

a) ¿Qué volumen de agua deberá añadir?

b) ¿Qué grado alcohólico tenía la primera solución de tintura preparada?

R.- a) 150 ml de agua b) 30°

### ANÁLISIS GRAVIMÉTRICO

El análisis gravimétrico es aún un procedimiento de gran importancia en el campo de la Química Analítica. En muchas ocasiones representa la mejor opción para resolver un problema analítico en particular.

En general, cuando sólo se requieren unas pocas determinaciones, un procedimiento gravimétrico puede ser en realidad más rápido que uno instrumental que requiere una extensa calibración o estandarización.

En lo que respecta a nuestra carrera, el análisis gravimétrico actualmente está en desuso por emplear éstas técnicas de macroanálisis, es decir, que se utilizan cantidades grandes de muestras y de reactivos lo que supone una inversión económica significativa.

#### Fundamento

Un análisis gravimétrico se basa en la medida del peso de una sustancia de composición conocida y químicamente relacionada con el analito. Para ello, el analito se separa físicamente de todos los demás componentes de la mezcla así como del solvente.

La precipitación es una técnica muy utilizada para separar el analito de las posibles interferencias.

## Requisitos

Para que un análisis gravimétrico sea satisfactorio debe cumplir ciertos requisitos como ser:

1.- El proceso de separación debe ser completo para que la cantidad de analito que no precipite no sea detectable analíticamente.

2.- La sustancia que se pesa debe tener una composición definida (denominada forma ponderable) y debe ser pura o casi pura. Si esto no se cumple se pueden obtener resultados erróneos.

## El Factor Gravimétrico

Este factor no es más que “los gramos de analito contenidos en 1 gramo de precipitado”.

La multiplicación del peso del precipitado por el valor del factor gravimétrico (FG) nos dará la cantidad real en gramos del analito en la muestra.

$$FC = \frac{\text{peso de la sustancia buscada}}{\text{PM de la sustancia pesada}}$$

Cuando nos referimos al peso de la sustancia buscada hablamos de aquellos precipitados que al calcinarse sufren una transformación química a un nuevo compuesto.

En general para establecer un FG se debe señalar:

*Primero*, el peso molecular o el peso atómico del analito se coloca en el numerador y el de la sustancia pesada en el denominador.

*Segundo*, el número de átomos o moléculas del analito a determinar que aparecen en el numerador y en el denominador deben ser equivalentes químicamente.

### **Expresión de Resultados**

Los resultados en el análisis gravimétrico al igual que la mayoría de los análisis cuantitativos se expresan en porcentaje. Para realizar este cálculo como primer paso se relaciona el peso del analito obtenido con el peso de la muestra que se toma para realizar el análisis. Luego el resultado obtenido se lo relaciona con 100 gramos de muestra y el valor de esta relación es el porcentaje del analito en la muestra pesada, **¡no en 100 gramos de muestra!**

$$\begin{array}{l} \text{peso de la muestra} \text{ ----- } \text{peso del analito} \\ 100\text{g de muestra} \text{ ----- } \% \text{ del analito} \\ \% \text{ de analito} = \frac{\text{peso del analito}}{\text{Peso de la muestra}} \times 100 \end{array}$$

Otra forma más directa en la cual no necesitamos saber la cantidad de analito en la muestra es utilizando la siguiente relación:

$$\% \text{ de analito} = \frac{\text{peso del precipitado} \times \text{FG}}{\text{Peso de la muestra}} \times 100$$

Cabe señalar que la cantidad del analito por determinar no siempre forma parte del precipitado que se pesa. A veces la sustancia que se pesa es completamente diferente. Así determinando  $\text{K}^+$  en la solución de KCl, se puede precipitar el ión cloruro en forma de AgCl y por el peso de éste último se puede calcular el contenido de  $\text{K}^+$  puesto que el mismo es equivalente al contenido del Cl<sup>-</sup>.

## **Calcinación de los precipitados**

En cualquier procedimiento gravimétrico en donde se utilice la precipitación, al final se debe cambiar la sustancia separada a una forma adecuada para su pesaje. Para que los resultados del análisis sean exactos, la sustancia que se pesa debe ser pura, estable y de composición definida.

Algunos precipitados se pesan cuando se encuentran en la misma forma química en la cual precipitaron, otros sufren cambios químicos durante la calcinación.

La calcinación a temperaturas elevadas se requiere para eliminar por completo el agua que esta adsorbida con mucha fuerza y para completar el cambio de algunos precipitados al compuesto deseado.

Los precipitados gelatinosos como los de los óxidos hidratados adsorben el agua con mucha fuerza y deben ser sometidos a temperaturas muy elevadas para eliminar toda el agua contenida.

Un hecho a tomar muy en cuenta es que los precipitados calcinados reabsorben agua o dióxido de carbono al enfriarse, razón por la cual los crisoles que los contienen se deben cubrir en forma adecuada y se deben mantener dentro de un desecante mientras se enfrían.

Analito buscado	Reactivo precipitante	Precipitado	Sustancia pesada	Factor Gravimétrico
Cl <sup>-</sup>	AgNO <sub>3</sub>	AgCl	AgCl	$\frac{\text{Cl}}{\text{AgCl}}$
K <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> /Pt(Cl) <sub>6</sub> /	K <sub>2</sub> PtCl <sub>6</sub>	K <sub>2</sub> PtCl <sub>6</sub>	$\frac{2\text{K}}{\text{K}_2\text{PtCl}_6}$
K <sup>+</sup>	HClO <sub>4</sub>	KClO <sub>4</sub>	KClO <sub>4</sub>	$\frac{\text{K}}{\text{KClO}_4}$
K <sup>+</sup>	Na <sub>3</sub> /Co(NO <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> /	K <sub>3</sub> /Co(NO <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> /	K <sub>3</sub> /Co(NO <sub>2</sub> ) <sub>6</sub> /	$\frac{3\text{K}}{\text{K}_3/\text{Co}(\text{NO}_2)_6/}$
Zn <sup>++</sup>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Zn <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	ZnO	$\frac{2\text{ZnO}}{\text{Zn}_2\text{P}_2\text{O}_7}$
Ca <sup>++</sup>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	CaC <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	CaO	$\frac{\text{CaO}}{\text{CaC}_2\text{O}_4}$
Ba <sup>++</sup>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	BaSO <sub>4</sub>	BaSO <sub>4</sub>	$\frac{\text{Ba}}{\text{BaSO}_4}$
Mg <sup>++</sup>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Mg <sub>2</sub> P <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	MgO	$\frac{2\text{MgO}}{\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7}$
SO <sub>4</sub> <sup>=</sup>	BaCl <sub>2</sub>	BaSO <sub>4</sub>	BaSO <sub>4</sub>	$\frac{\text{SO}_4^=}{\text{BaSO}_4}$



## EJERCICIOS

1.- Una muestra de 0,6025 de una sal de cloro se disolvió en agua y el cloro se precipito adicionando un exceso de nitrato de plata. El precipitado de AgCl se filtró, se lavo, se seco y se peso obteniéndose 0,7134g. Calcular el porcentaje de cloro en la muestra.

Solución

Como primer paso determinaremos el Factor Gravimétrico

$$F.G. = \frac{Cl}{AgCl}$$

$$F.G. = \frac{35,5g}{143,5g}$$

$$F.G. = 0,247$$

Luego multiplicamos el peso del precipitado por su F.G. para así obtener los gramos de analito en la muestra.

$$gCl = 0,247 \times 0,7134$$

$$gCl = 0,176$$

Ahora este resultado lo relacionamos con 100 gramos de muestra para expresar el resultado en porcentaje.

$$0,176gCl \text{ ----- } 0,6025g \text{ de muestra}$$

$$x \text{ ----- } 100g \text{ de muestra}$$

$$Cl = 29,21\%$$

Otra forma de realizar los cálculos obviando la determinación del factor gravimétrico se aplica para todos aquellos precipitados que no sufren cambio alguno durante la calcinación y consiste en relacionar el peso molecular del precipitado con el peso atómico del analito a determinar para luego relacionarlo con la cantidad pesada del precipitado.

2.- Se realizó un análisis cuantitativo de calcio en una muestra de 100 ml de agua de vertiente. Se precipito el catión calcio con un exceso de oxalato de amonio bajo la forma de oxalato de calcio. Luego se realizó el filtrado el filtrado y el lavado para posteriormente llevarlo a calcinación en una mufla obteniendo finalmente óxido de calcio el cual se llevó a un desecador pesándose hasta peso constante igual a 0,933 gramos de CaO. ¿Cuántos miliequivalentes de calcio existen en un litro de agua de vertiente?

Solución



Determinando el factor gravimétrico:

$$\text{F.G.} = \frac{\text{CaO}}{\text{CaC}_2\text{O}_4} = \frac{56\text{g}}{128\text{g}}$$

$$\text{F.G.} = 0,438$$

Ahora se multiplica el F.G. por el peso del precipitado de óxido de calcio para obtener los gramos de analito (Ca++) en la muestra.

$$\text{gCa} = 0,438 \times 0,933\text{gCaO}$$

$$\text{gCa} = 0,4086$$

Esta cantidad de calcio está contenida en 100 ml de agua de vertiente. El problema nos pide calcular cuánto de calcio estará contenido en un litro de agua de vertiente.

$$\begin{array}{l} 100 \text{ ml H}_2\text{O} \text{ ----- } 0,4086\text{g Ca} \\ 1000 \text{ ml H}_2\text{O} \text{ ----- } x \end{array}$$

$$x = 4,086\text{g Ca/l}$$

Sabiendo que:

$$\text{F.G.} = \frac{40\text{g}}{2} = 20\text{g}$$

$$1000\text{mEq Ca} = 1\text{Eq Ca} = 20\text{g}$$

Entonces:

$$\begin{array}{l} 20\text{g Ca} \text{ ----- } 1000\text{mEq Ca} \\ 4,086\text{g Ca} \text{ ----- } x \end{array}$$

$$\mathbf{x = 204,3\text{mEqCa/l}}$$

### **ANÁLISIS VOLUMÉTRICO**

Un aspecto importante de la química es la investigación de nuevas y mejores formas de realizar análisis químicos, en especial de los compuestos presentes en las mezclas donde las dificultades para separar los componentes constituyen uno de los principales obstáculos para alcanzar el éxito.

El análisis volumétrico es una técnica muy utilizada en la química analítica por la facilidad de obtener el instrumental y por la utilización de reactivos de uso común y bajo costo. Estas razones junto a la sencillez de la técnica que sólo exige meticulosidad en cada uno de sus procedimientos hacen del análisis volumétrico un método muy confiable.

#### **Principios Generales**

El análisis volumétrico es una de las principales divisiones de la Química Analítica y los cálculos que aquí se realizan son simples relaciones estequiométricas de las reacciones químicas.

De la infinidad de reacciones químicas que se conocen, relativamente pocos pueden utilizarse como base para las titulaciones. Una reacción química debe satisfacer ciertos requisitos antes de que pueda ser utilizada.

1.- La reacción debe ocurrir de acuerdo a una ecuación definida. No deben existir reacciones colaterales.

2.- La reacción debe terminar por completo en el punto de equivalencia.

3.- Debe contarse con un método para determinar cuándo se alcanza el punto de equivalencia. Debe estar disponible un indicador o algún método instrumental que permita al estudiante saber cuándo detener la adición de titulante.

4.- Es conveniente que la reacción sea rápida para que la titulación pueda realizarse en unos cuantos minutos.

### **Soluciones patrón**

Son aquellas soluciones de concentración conocida, pudiendo ser ésta de una sal, de un ácido o de una base.

Estas soluciones pueden prepararse de dos maneras; *directamente* disolviendo una determinada cantidad de una sustancia de alta pureza hasta un volumen conocido o *indirectamente* valorando la solución que contiene una cantidad pesada de sustancia pura con una solución patrón.

### **Titulación o Valoración de una sustancia**

Es el proceso de análisis cuantitativo que consiste en la valoración de un analito que se encuentra en la *solución problema* con una solución patrón llamada también solución valorante o titulante.

En una titulación típica se disuelve la solución problema y se agrega un indicador adecuado. A continuación se deja caer gota a gota la

solución patrón o valorante contenida en una bureta hasta llegar al punto final de la titulación.

### **Punto de equivalencia y Punto final de una Titulación**

El punto de equivalencia en una titulación no se puede visualizar mientras que el punto final de la titulación se manifiesta por un viraje en el color de la solución titulada.

El punto de equivalencia se da en el momento en que terminan de reaccionar estequiométricamente los analitos de ambas soluciones, tanto de la solución patrón (solución valorante) como de la solución problema (solución valorada).

El punto final de una titulación ocurre inmediatamente después del punto de equivalencia y se manifiesta como se dijo mediante un cambio de color en la solución valorada que es debido a la reacción del indicador con el exceso de solución valorante.

### **CLASIFICACIÓN DEL ANÁLISIS VOLUMÉTRICO**

De acuerdo al tipo de reacción que se verifica entre la solución patrón y la solución problema en el proceso de titulación, el análisis volumétrico se clasifica en:

- a) Por neutralización o ácido-base
- b) Por complejación
- c) Por formación de precipitados
- d) Por oxido-reducción

## **1.- Análisis Volumétrico por Neutralización**

En el laboratorio se acostumbra preparar y estandarizar la solución de un ácido o de una base. Estas dos soluciones se pueden utilizar para el análisis de muestras desconocidas de ácidos y bases.

Antes de elegir a un ácido para utilizarlo como una solución estandar o patrón, debe cumplir los siguientes requisitos; 1) el ácido debe ser fuerte, es decir, altamente disociable, 2) no debe ser volátil, 3) las sales del ácido deben ser solubles y 4) el ácido debe ser un agente oxidante fuerte para que no destruya los compuestos orgánicos que se utilizan como indicadores.

El ácido clorhídrico y el sulfúrico son los más utilizados para preparar soluciones estandar aunque ninguno de los dos satisface todos los requisitos mencionados.

Entre las bases, el hidróxido de sodio es el más usado. También está el carbonato de sodio que se utiliza mucho como estandar primario para soluciones de ácidos fuertes y está disponible en un estado puro excepto por pequeñas cantidades de bicarbonato de sodio. El carbonato de sodio es algo higroscópico, es decir, que retiene el agua o la humedad pero puede pesarse sin dificultad.

## **2.- Análisis Volumétrico por Complejación**

Uno de los tipos de reacciones químicas que pueden servir de base para la determinación volumétrica es aquella que implica la formación de un complejo soluble pero ligeramente disociado.

Un complejo puede formarse gracias a la acción de un reactivo complejante o de uno quelante. Un reactivo complejante es toda sustancia, generalmente de naturaleza inorgánica, capaz de formar

un complejo con el analito. Por ejemplo en la determinación de cloruros o de bromuros con solución de nitrato de mercurio formando un complejo de tetrabromo mercuriano.

Los reactivos quelantes son compuestos orgánicos que poseen varios grupos funcionales iguales o distintos y que al unirse con iones metálicos forman un complejo llamado *quelato*.

De todos los agentes quelantes el de mayor aplicación es el ACIDO ETILEN DIAMINOTETRACETICO, también llamado EDTA en su forma abreviada y más conocida.

### **Indicadores en las titulaciones quelométricas**

A estos indicadores se los llama también “indicadores metalocrómicos”. Básicamente estos indicadores son compuestos orgánicos coloridos que forman quelatos con los iones metálicos.

El viraje de color que nos indica el punto final en las titulaciones volumétricas, se debe a la liberación del ión metálico por parte del quelato formado entre el indicador y el ión metálico. Estos iones metálicos irán a formar un nuevo quelato más estable con la solución valorante..

Entre los indicadores que se utilizan en estos procedimientos, los más empleados son el NEGRO DE ERIO CROMO y la MUREXIDA.

### **Aplicaciones de las titulaciones quelométricas**

Las titulaciones quelométricas han reemplazado en gran manera a muchos de los análisis gravimétricos por la amplitud del método para analizar la mayoría de los cationes (aproximadamente 25) en el menor tiempo posible. Así por sólo dar un simple ejemplo, se

puede determinar cuantitativamente la presencia de los iones calcio y magnesio en aguas duras utilizando como indicador el negro de eriocromo.

El EDTA no sólo tiene aplicaciones en la química analítica cuantitativa ya que la aplicación de este compuesto es muy amplia abarcando diversos campos en la investigación.

### **3.- Análisis Volumétrico por Formación de Precipitados**

Las titulaciones en donde ocurren reacciones de precipitación no son tan numerosas en los análisis volumétricos como aquellas en donde se presentan reacciones redox o ácido base. Una de las razones del uso limitado de estas reacciones es que faltan indicadores adecuados.

En algunos casos, en particular la titulación de soluciones diluidas, la velocidad de reacción es demasiado lenta y esto no es conveniente para una titulación. Cuando la reacción se aproxima al punto de equivalencia y el titulante se adiciona lentamente, no existe una sobresaturación elevada y la precipitación puede ser muy lenta.

#### **Método de Mohr**

Con éste método podemos determinar cloruros y bromuros utilizando como reactivo valorante una solución de nitrato de plata y como indicador gotas de cromato de potasio.

En la realización de éste método se puede observar que primero precipitan los iones de plata y luego los de cromato. Esto es debido a que la constante de solubilidad del cromato de plata es mucho mayor que la del cloruro de plata, además existe otro factor

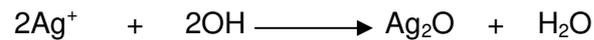
importante que es la concentración de los iones del agente precipitante, esta concentración tiene que sobrepasar la constante de solubilidad del precipitado que irá a formar. Al ser la constante de solubilidad del cloruro de plata más baja que la del cromato de plata precipitará primero el cloruro de plata (pues será la primera constante de solubilidad en ser superada por la concentración de iones de plata) y al terminar de precipitar los iones cloruro, bastara un pequeño exceso de iones plata para precipitar el cromato de plata.

La titulación por el método de Mohr se limita a las soluciones cuyo pH va de 7 a 10. En soluciones más alcalinas se precipitarán óxidos de plata. En soluciones ácidas la concentración de cromato disminuye mucho ya que pasa a dicromato y esta disminución provoca que se necesite adicionar un gran exceso de iones plata para que ocurra la precipitación del cromato de plata y esto lleva a errores de gran magnitud.

Cuando el pH de la solución es ácido:



Cuando el pH de la solución es alcalino:



#### 4.- Análisis Volumétrico por Oxido/Reducción

Una de las condiciones más importantes para realizar el análisis de un determinado ión por éste método es que el ión debe encontrarse en un estado único de oxidación, pudiendo ser este su mayor o menor estado de de oxidación dependiendo del ión. Para ello se

utilizará un “reactivo auxiliar” que puede ser un agente reductor u oxidante.

Como reactivo auxiliar reductor puede emplearse generalmente un metal granulado o en barra como el zinc, cadmio, etc. Como agente auxiliar oxidante el más usado es el peróxido de hidrógeno (agua oxigenada). También puede emplearse el persulfato de amonio.

### **Indicadores redox**

- a) una sustancia coloreada puede actuar como su propio indicador. Por ejemplo las soluciones de permanganato de potasio son muy coloreadas y un ligero exceso de este reactivo en una titulación se detecta con facilidad.
- b) Un indicador específico es una sustancia que reacciona en forma específica con uno de los reactivos de una titulación para producir un color. Algunos ejemplos son el almidón que produce un color azul intenso con el yodo y el ión tiocianato que forma un color rojo con el ión férrico.

### **Permanganato de Potasio**

Es un reactivo muy utilizado como oxidante y no requiere de un indicador a menos que se utilice en solución diluida. Una gota de permanganato 0,1N imparte un color rosa perceptible al volumen de solución que por lo general se emplea en una titulación.

Un inconveniente del uso de soluciones de permanganato tiene que ver con su tendencia a oxidar al ión cloruro lo que puede excluir su uso con soluciones de HCl.

Este reactivo nos permite determinar por ejemplo iones como el calcio, hierro y magnesio. En la determinación de cualquiera de estos cationes el punto final se determina por la persistencia de un

color rosa en la solución problema por el exceso de iones permanganato.

Las determinaciones con permanganato se llevan a cabo en medio ácido ( $\text{pH} < 4$ ), este medio es el adecuado para que ocurra una reacción redox donde el  $\text{Mn}^{+7}$  ( $\text{MnO}_4^-$ ) pasa a  $\text{Mn}^{+2}$  ( $\text{MnO}$ ) el cual es incoloro.

Al terminar de reaccionar estequiométricamente la solución de  $\text{KMnO}_4$  con el analito de la solución problema, un ligero exceso imparte un color rosa a la solución indicando así el punto final de la titulación.

La concentración a la que debe estar la solución valorante ( $\text{KMnO}_4$ ), generalmente es de 0,1N. Al preparar esta solución se debe:

- a) Eliminar el  $\text{MnO}_2$  contaminante e inevitable del  $\text{KMnO}_4$  tanto en estado sólido como el formado en la solución.
- b) Disolver los cristales y calentar hasta ebullición para destruir las sustancias que puedan actuar como agentes reductores.
- c) Estandarizar la solución y mantener en oscuridad sin acidificar para que su concentración no cambie en forma apreciable durante varios meses.

### **Dicromato de Potasio**

Es muy estable en solución y se encuentra disponible en forma suficientemente pura como para preparar soluciones estándar pesándolo directamente.

Las soluciones de dicromato no se han utilizado tanto como las de permanganato en los procedimientos analíticos porque no es un oxidante tan fuerte y por la lentitud de algunas de sus reacciones. Su principal aplicación ha sido la titulación de hierro en solución de

HCl ya que no hay dificultad con la oxidación del ión cloruro si la concentración del HCl es menor a 2M.

### **Yodo**

El yodo es un agente oxidante más débil que el  $\text{KMnO}_4$ . Por otro lado el ión yoduro es un agente reductor un poco fuerte. En los procesos analíticos, el yodo se emplea como un agente oxidante (yodimetría) y el ión yoduro se utiliza como agente reductor (yodometría).

Relativamente pocas sustancias actúan como agentes reductores lo bastante fuertes como para titularlas con yodo directamente. Por ello, la cantidad de determinaciones yodimétricas es pequeña. No obstante muchos agentes oxidantes tiene la fuerza necesaria para reaccionar por completo con el ión yoduro y con esto existen muchas aplicaciones de los procesos yodométricos en los cuales se adiciona un exceso de yoduro al agente oxidante que se va a determinar, así se libera yodo y éste se titula con solución de  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

El yodo se disuelve muy lentamente en soluciones de yoduro de potasio (KI) sobre todo cuando la concentración de yodo es baja. Por esta razón siempre se disuelve el yodo en un pequeño volumen de soluciones concentradas de yoduros y después se diluye hasta un volumen deseado. Todo el yodo debe estar completamente disuelto antes de proceder a su dilución, de lo contrario la normalidad aumentará continuamente a medida que el residuo sólido se vaya disolviendo.

Las soluciones de yodo son poco estables por ser muy volátil. En un recipiente abierto se producen pérdidas de yodo en un espacio de

tiempo relativamente corto, incluso en presencia de un exceso de yoduro.

El yodo ataca lentamente muchos materiales orgánicos. No debe emplearse por tanto tapones de corcho o de goma en los frascos que lo contenga.

### **Indicador de almidón**

El color de una solución 0,1N de yodo tiene la suficiente intensidad para que el yodo actúe como su propio indicador. El yodo imparte un intenso color púrpura a ciertos solventes como el tetracloruro de carbono y el cloroformo y algunas veces estos se utilizan para detectar el punto final de las titulaciones. Sin embargo es más común emplear una solución de almidón ya que el color azul intenso del complejo yodo-almidón funciona como una prueba muy sensible para el yodo. Esta sensibilidad es mayor en soluciones ligeramente ácidas y en presencia de iones yoduro que sus soluciones neutras.

Si la concentración de yodo en la solución problema es elevada se debe titular sin agregarle la solución de almidón hasta que disminuye la concentración de yodo, esto se verá cuando la solución vire de un color pardo rojizo a amarillento. Se da esta recomendación porque el almidón se descompone fácilmente en presencia de una concentración elevada de yodo.

### **Cálculos en el análisis volumétrico**

El fundamento para realizar los cálculos se basa en una de sus condiciones fundamentales la cual es "la existencia de una reacción estequiométrica" entre la solución titulante y el analito a determinar en la solución problema.

Para obtener los resultados, bastará con multiplicar el volumen gastado de solución valorante por su concentración (expresada en Normalidad), el resultado de esta multiplicación nos indicará los miliequivalentes gastados de solución valorante que reaccionaron exactamente con la misma cantidad de miliequivalentes del ión a determinar. Por ello hablar de los miliequivalentes gastados de solución valorante es lo mismo que hablar de los miliequivalentes del ión contenidos en la solución problema.

### Ejemplo

Se titulan 3 ml de vinagre diluyéndolos hasta 10 ml con agua destilada, luego se agregan unas gotas de fenolftaleína y como titulante se utiliza una solución 0,1N de NaOH.

Cuando se llega al punto final de la titulación; esto es cuando la solución de vinagre vira de incolora a rojo violáceo. SE observa en la bureta que se gastaron 26 ml de NaOH.

### Solución

Primero se calcula los mEq gastados de la solución de NaOH 0,1N

$$\begin{aligned} \text{mEq NaOH} &= V \times N \\ \text{mEq NaOH} &= 26 \text{ ml} \times 0,1\text{N} \\ \text{meq NaOH} &= 2,6 \end{aligned}$$

Sabiendo que la reacción de neutralización que se produce es estequiométrica, tendremos la misma cantidad de ácido acético en los 3ml de vinagre, es decir, 26mEq.

Ahora debemos expresar este porcentaje para saber si este vinagre se encuentra a una concentración del 5% y por tanto es apto para el consumo.

Entonces:

$$\begin{array}{r} 2,6\text{mEq \acute{a}c. ac\acute{e}tico} \text{ ----- } 3\text{ml} \\ x \text{ ----- } 100\text{ml} \end{array}$$

$$x = 86,7 \text{ mEq}$$

Luego,

$$\begin{array}{r} 1000\text{mEq} \text{ ----- } 60\text{g \acute{a}c. ac\acute{e}tico} \\ 86,7 \text{ mEq} \text{ ----- } x \end{array}$$

$$x = 5,2\text{g}$$

Como en el primer paso lo relacionamos con 100 ml de vinagre, este valor podemos expresarlo en porcentaje

$$x = 5,2\%$$

Por lo que se concluye que está ligeramente aumentado.

## EJERCICIO PROPUESTO

1.- Te piden realizar un análisis cuantitativo de calcio en sangre. Para ello dispones de 2 ml de suero sanguíneo al que se le agrega solución de oxalato de amonio hasta precipitar completamente bajo la forma de oxalato de calcio, luego de centrifugar y separar el precipitado, lo disuelves el precipitado con ácido sulfúrico y se diluye con agua destilada hasta 10 ml. Luego se titula con una solución 0,01N de permanganato de potasio para óxido reducción ( $Mn^{+7}$  a  $Mn^{+2}$ ). Hasta llegar al punto final de titulación se gastaron 1 ml de la solución titulante. Sabiendo que la concentración normal de calcio en sangre (calcemia) es de 8,5 a 10,5mg por 100 ml de suero. El diagnóstico del paciente sería de ¿hipocalcemia o hipercalcemia?

R.- 20mg de Ca. Paciente con hipercalcemia

## **BIBLIOGRAFIA**

- Química. Mortimer, Charles E. 5ta Edición. México D.F. 1983.
- Química, La Ciencia Central. Theodore L. Brow, Eugene Le May. Bruce. E, Bursten. 5ta Edición. México 1991.
- Problemas de Laboratorio Químico y Farmacéutico. Técnicas Analíticas con Formulación Magistral. Juan Ruiz Soriano. Segunda Edición. España 2009.