**AREA CIENCIAS NATURALES: QUIMICA**

**Docente: Rocío López M.**

**MODULO Nº: GRADO:**

**La estequiometría**

Estudia

Se basa en

Una reacción química

molares

Las relaciones

Mol-masa

Masa-masa

Factor molar

Que intervienen en

De las

Como

Mediante el

Para realizar

Sustancias

De masa

Mol-mol

Cálculos químicos

Ecuaciones balanceadas

**Clases de cálculos químicos**

Los cálculos químicos son de gran importancia debido a que se realizan casi de forma rutinaria en los análisis químicos y durante la producción de sustancias químicas que se utilizan como materias primas o como productos finales. Cuando tenemos en cuenta las cantidades necesarias de los ingredientes que vamos a utilizar para preparar ciertos alimentos, aunque parezca extraño, estamos realizando cálculos químicos.

En toda ecuación química, tenemos información de los reactivos y de los productos. Esta información nos permite predecir la cantidad de reactivo que se va a consumir en la reacción, o la cantidad de sustancia que se va a producir. Las cantidades de los productos siempre están relacionadas con la cantidad de reactivo que se emplea en la reacción.

Pueden realizarse cálculos estequiométricos a partir de una ecuación balanceada, teniendo en cuenta las relaciones **mol-mol, masa-masa, mol-masa** y los volúmenes. Estudiemos cada una de ellas y veamos cómo se resuelven los ejercicios en los diferentes casos.

Para realizar cálculos estequiométricos, lo más aconsejable es trabajar las cantidades se las sustancias, tanto en los reactivos como en los productos, en moles. Para calcular el número de moles de determinada sustancia, cuando su masa está expresada en gramos utilizamos el siguiente factor de conversión:

Masa de la sustancia (g) $\left(\frac{1 mol de sustancia}{Masa molecular de la sustancia}\right)=Número de moles de la sustancia$

Ejemplo: Calcula el número de moles presentes en 289,5 g de ácido sulfúrico $(H\_{2}SO\_{4})$

Masa molecular del $H\_{2}SO\_{4}$ = 98g/mol.

289,5 g de $H\_{2}SO\_{4} \left(\frac{1 mol de H\_{2}SO\_{4}}{98 g de H\_{2}SO\_{4}}\right)=2,95 moles de H\_{2}SO\_{4}$

**Cálculos mol-mol**

Pueden realizarse cálculos, teniendo en cuenta los moles de los reactivos y los de los productos; estos cálculos se conocen como con el nombre de **relación mol-mol.** Cuando se conocen los moles que participan en una reacción y se tienen la ecuación balanceada, se establece una relación molar entre reactivos y productos, teniendo en cuenta que los moles en una ecuación están dados por los coeficientes estequiométricos. Para resolver problemas en los que se utilice la relación mol-mol, deben seguirse estos pasos:

* Plantear y balancear la ecuación.
* Hallar los moles de cada una de las sustancias involucradas en el problema, en caso de que sus cantidades estén dadas en gramos.
* Establecer la relación molar entre los reactivos y los productos, de acuerdo con los datos del problema.

Veamos algunos ejemplos para realizar cálculos mol-mol.

1. La combustión del octano, uno de los componentes de la gasolina, produce gas carbónico, agua y cierta cantidad de calor (proceso exotérmico), de acuerdo con la siguiente ecuación:

$C\_{8}H\_{18(I)}+O\_{2\left(g\right) ∆ } 16CO\_{2(g)}+ H\_{2}O\_{(g)}$

$$Octano Oxígeno Gas carbónico Agua $$

Cuando se quema una muestra de gasolina que contiene 38,5 moles de octano, ¿Cuántos moles de gas carbónico se producen y cuántos moles de agua se forman en la combustión?

**Solución:** Planteamos y balanceamos la ecuación:

$2C\_{8}H\_{18(I)}+25O\_{2\left(g\right) ∆} 16CO\_{2(g)}+ 18H\_{2}O\_{(g)}$

Establescamos el factor molar, teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos:

$38,5 moles de C\_{8}H\_{18}\left(\frac{16 moles de CO\_{2}}{2 moles de C\_{8}H\_{18}}\right)= 308 moles de CO\_{2}=13552 g de CO\_{2} $

Se producen 308 moles de $CO\_{2}$ cuando se queman 38,5 moles de $C\_{8}H\_{18}$

$38,5 moles de C\_{8}H\_{18}\left(\frac{18 moles de H\_{2}O}{2 moles de C\_{8}H\_{18}}\right)=346,5 moles de H\_{2}O=6237g de H\_{2}O $

1. Calcula el número de moles del sulfuro plumboso (PbS), galena, que pueden oxidar 7,8 g de oxígeno, para producir óxido plumboso (PbO) y óxido sulfuroso (SO2)

**Solución:** Planteamos y balanceamos la ecuación:

$2PbS\_{\left(s\right)}+3O\_{\left(2\right) ∆} 2PbO\_{\left(s\right)}+2SO\_{2\left(g\right)}$

Calculamos el número de moles presentes en 7,8 g de oxígeno $\left(O\_{2}\right):$

$7,8 g O\_{2}\left(\frac{1 mol de O\_{2}}{32 g de O\_{2}}\right)=0,24 moles de O\_{2}$

Establecemos el factor molar:

$0,24 moles de O\_{2}\left(\frac{(2 moles de PbO)}{3 moles de O\_{2}}\right)=O,16 moles de PbO$

Se obtienen 0,16 moles de PbO cuando 7,8 g de O2 Oxidan el PbS.

ACTIVIDAD 1

**Ejercicio 1:**

Al experimentar con gases nobles, Neil Barlett, en 1962, obtuvo el tetrafloruro de xenón, destacándose por ser uno de los primeros compuestos sintetizados a partir de un gas noble.

Esta reacción se representa mediante la siguiente ecuación:

$Xe\_{(g)}+F\_{2(g)} XeF\_{4(g)}$

¿Cuántos moles de xenón fueron necesarios para sintetizar 134,56 moles de tetra-fluoruro de xenón $(XeF\_{4})$, suponiendo que hay el flúor suficiente?

**Cálculos masa-masa**

En este tipo de cálculos químicos, las cantidades de las sustancias se expresan en gramos; estos cálculos son conocidos como **relación masa-masa.** Para resolver este tipo de cálculos, se convierten a moles las cantidades de las sustancias; se establece la relación molar entre ellas y, por último, se convierten los moles a gramos para dar la respuesta.

Para resolver ejercicios que requieren cálculos masa-masa, aplicamos los siguientes pasos:

* Plantear y balancear la ecuación que representa la reacción.
* Determinar las masas molecualres de las sustancias que intervienen en el cálculo.
* Establecer la relación molar de acuerdo con los coeficientes estequiométricos.
* Convertir a gramos las cantidades de sustancias expresadas en moles.

A continuación, encuentras un ejemplo de cómo realizar los cálculos masa-masa.

El ácido nítrico $(HNO\_{3})$ se emplea para producir el explosivo trinitrotolueno (TNT).

La ecuación que nos representa esta reacción es:

$C\_{7}H\_{8}+HNO\_{3} \frac{ H\_{2}SO\_{4}}{ ∆}$ $C\_{7}H\_{5}(NO\_{2})\_{3}+3H\_{2}O$

Calcula los gramos de TNT que se producen al hacer reaccionar 500g de tolueno del 100% de pureza con la cantidad suficiente de ácido nítrico ($HNO\_{3}$), ácido sulfúrico y calor.

**Solución:** Plantemos y balanceamos la ecuación:

$C\_{7}H\_{8}+3HNO\_{3} \frac{ H\_{2}SO\_{4}}{ ∆}$ $C\_{7}H\_{5}(NO\_{2})\_{3}+3H\_{2}O$

Calculamos las masas moleculares del tolueno y del TNT:

Masa molecular del tolueno $\left(C\_{7}H\_{8}\right)=$ 92 g /mol.

Masa molecular del TNT $\left(C\_{7}H\_{5}N\_{3}O\_{6}\right)=$ 227 g/mol.

Determinamos el número de moles del tolueno $(C\_{7}H\_{8})$:

500 g de tolueno $(C\_{7}H\_{8})$ $\left(\frac{1 mol de C\_{7}H\_{8}}{92 g de C\_{7}H\_{8}}\right)$ = 5,43 moles de $C\_{7}H\_{8}$

Establescamos el factor molar entre el tolueno $(C\_{7}H\_{8})$ y el TNT $(C\_{7}H\_{5}N\_{3}O\_{6})$, teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos.

$5,43 moles de C\_{7}H\_{8}$ $\left(\frac{227 g de TNT}{1 mol de TNT}\right)=1232,6 g de TNT$

Se producen 1232,61 g de TNT al reaccionar 500 g de tolueno $(C\_{7}H\_{8})$.

ACTIVIDAD 2

**Ejercicio 2:**

La descomposición de la piedra caliza (mármol o calcita en su forma más prua) ($CaCO\_{3})$, en óxido de calcio (CaO), cal viva, y gas carbónico (CO2), se lleva a cabo cuando la piedra es sometida a un fuerte calentamiento.

Si se descomponen 450g de piedra caliza, ¿cuántos gramos de óxido de calcio (CaO) y de gas carbónico (CO2) se producen?

**Cálculos mol-masa**

Pueden efectuarse cálculos estequiométricos cuando unas cantidades de sustancia se expresan en moles y otras en masa; este tipo de relaciones se conocen como **mol-masa** o, también, **masa-mol.** Para realizar esta serie de conversaciones, se convierte, primero, la masa de la sustancia de moles, empezando la masa molecular y, luego, se siguen los pasos descritos en los casos anteriores.

Veamos algunos ejemplos para realizar los cálculos mol-masa.

1. El amoníaco se oxida a 850°C en presencia del platino, produciendo monóxido de nitrógeno (NO) y agua en el proceso Ostwald. Si se oxidan 5,8 moles de amoníaco, ¿cuántos gramos de NO se producen?

**Solución:** Planteamos y balanceamos la ecuación:

 $4NH\_{3(g)} 4NO\_{(g)}+6H\_{2}O\_{(g)}$

Hallamos las masas moleculares del NH3 y del NO:

Masa molecular del tolueno $NH\_{3}=$ 17 g/mol.

Masa molecular del TNT $NO=$ 30 g/mol.

Hallamos los moles del NO, estableciendo el factor molar:

$5,8 moles de NH\_{3} \left(\frac{4 moles de NO}{4 moles de NH\_{3}}\right)=5,8 moles de NO$

Convertimos los moles de NO a g para dar la respuesta:

$5,8 moles de NO \left(\frac{30 g de NO}{1 mol de NO}\right)=174g de NO$

Se producen 174 gramos de NO cuando se oxidan 5,8 moles de NH3.

1. La termita es una mezcalde aluminio y óxido de hierro, empleada para soldar las vías de los ferrocarrilles, debido a que se libera gran cantidad de calor cuando conmienza la reacción. En ella, se calienta el aluminio y el oxído de hierro (III) para producir óxido de aluminio y hierro fundido. ¿Cuántos moles de aluminio y de óxido férrico se necesitan para obtener 300 g de hierro fundido?

**Solución:** Planteamos y balanceamos la ecuación (observa que es un proceso redox):

$2Al\_{(s)}+ Fe\_{2}O\_{3\left(s\right) ∆} Al\_{2}O\_{3(s)}+2Fe\_{(s)}$

Calculamos la masa molecular del hierro:

Masa molecular del hierro = 55,85 g /mol-

Hallamos los moles de Fe:

$300 g de Fe \left(\frac{1 mol de Fe}{55,86 g de Fe}\right)=5,37 moles de Fe$

Aplicamos el factor molar para calcular los moles de aluminio requeridos, teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos de la ecuación:

$5,37 moles de Fe \left(\frac{2 moles de Al}{2 moles de Fe}\right)=5,37 moles de Al$

Calculamos ahora los moles de $Fe\_{2}O\_{3}$, aplicamos también el factor molar, de acuerdo con la ecuación balanceada:

$5,37 moles de Fe \left(\frac{1 mol de Fe\_{2}O\_{3}}{2 moles de Fe}\right)=$ 2,68 moles de $Fe\_{2}O\_{3}$

Se necesitan 5,37 moles de Al y 2,68 moles de $Fe\_{2}O\_{3}$ para obtener 300 g de hierro fundido.

1. El cloroformo (tricorometano) es un compuesto orgánico utilizando como anestésico de rápida acción; se vuelve peligroso cuando, en presencia de oxígeno, se descompone para formar ácido clorhñidrico y fosgeno (cloruro de carbonilo); este último resulta ser un gas mortífero.
2. ¿Cuántos gramos de fosgeno se forman cuando se descomponen 15 moles de cloroformo?
3. Sis e obtienen 30 g de ácido clorhídrico, ¿cuántos moles de cloroformo reaccionaron?

**Solución:** Planteamos y balanceamos la ecuación:

$2CHCL\_{3\left(I\right)}+ O\_{2\left(g\right)} 2COCl\_{2\left(g\right)}+2HCl\_{\left(g\right)}$

 Cloroformo Fosgeno

Calculamos las masas molecualres del cloroformo, del fosgeno y del ácido clorhídrico:

Masa molecular del CHCl3 = 119,5 g/mol.

Masa molecular del COCl2 = 99,0 g/mol.

Masa molecular del HCl = 36,5 g/mol.

1. Calculamos el número de moles de COCl2, de acuerdo con el factor molar:

$15 moles de CHCl\_{3} \left(\frac{2 moles de COCl\_{2}}{2 moles de CHCl\_{3}}\right)=15 moles de COCl\_{2}$

Calculamos los gramos de COCl2 presentes en los 15 moles de COCl2:

$15 moles de COCl\_{2}\left(\frac{99,0 g de COCl\_{2}}{1 mol de COCl\_{2}}\right)=1485,0 g de COCl\_{2}$

Se obtiene 1485,0 g de $COCl\_{2}$ a partir de la descomposición de 15 moles de $CHCl\_{3}$

1. Calculamos los moles de HCl presentes en 30 g de HCl:

$30 g de HCl \left(\frac{1 mol de HCl}{36,5 g de HCl}\right)=0,82 moles de HCl$

Calculamos los moles de CHCl3 mediante el fator molar y teniendo en cuenra los coeficientes estequiométricos.

$0,82 moles de HCl \left(\frac{2 moles de CHCl\_{3}}{2 moles de HCl}\right)=0,82 moles de CHCl\_{3}$

Reacionaron 0,82 moles de $CHCl\_{3}$ para producir 30 g de HCl.

ACTIVIDAD 3

**Ejercicio 3:**

1. Cuando reacciona el zinc con el ácido sulfúrico, se produce hidrógeno libre y sulfato de zinc, según la ecuación:

$Zn\_{(s)}+H\_{2}SO\_{4(I)} H\_{2(g)}+ZnSO\_{4(ac)}$

Si se quieren obtener 345,87 g de hidrógeno:

* ¿Cuántos moles de ácido son necesarios?
* ¿Cuántos gramos de zinc se requieren?
* ¿Cuántos moles de sulfato de zinc ($ZnSO\_{4}$) se producen?
1. El ácido fosfórico $\left(H\_{3}PO\_{4}\right)$reacciona con el hidróxido de litio $\left(LiOH\right)$, para producir fosfato de litio $\left(Li\_{3}PO\_{4}\right)$ y agua, según la reacciom sin balancear:

$H\_{3}PO\_{4\left(I\right)}+LiOH\_{\left(I\right)} Li\_{3}PO\_{4(ac)}+H\_{2}O\_{(I)}$

* Si se hacen reaccionar 43,89 g de $H\_{3}PO\_{4}$ con un exceso de $LiOH$, ¿Cuántos moles de $Li\_{3}PO\_{4}$ se obtienen?
* Suponiendo que los reactivos son puros, ¿Cuántos gramos de agua se eliminaron?

**Ejercicio 4:**

El nitrato de plata reacciona con cloruro de calcio para producir cloruro de plata y nitrato de calcio.

1. ¿Cuántos gramos de AgNO3 se requieren para producr 100 g de AgCl?
2. ¿Cuánto Ca(NO3)2 expresado en moles, se produce en la reacción?

ACTIVIDAD 4

**TALLER DE APLICACIÓN**

**Interpreta situaciones:**

1. El sulfuro de amonio, (NH4)2S, reacciona con el nitrato de plomo, (Pb(NO3)2, para producir nitrato de amonio (NH4NO3) y sulfuro de plomo (PbS), según la ecuación sin balancear:

$(NH\_{4})\_{2}S+Pb(NO\_{3})\_{2} NH\_{4}NO\_{3}+PbS$

De acuerdo con la ecuación, establece relaciones entre los moles de reactivos y los moles de productos, y contesta las siguientes preguntas:

1. ¿Cuántos moles de $(NH\_{4})\_{2}$ se necesitan para obtener un mol de PbS?
2. ¿Cuántos moles de $Pb(NO\_{3})\_{2}$ se requieren para obtener un mol de $NH\_{4}NO\_{3}$?

**Establece condiciones**

1. La combustión completa del etano produce gas carbónnico, agua y calor, como se muestra en la reacción si balancear:

$C\_{2}H\_{6}+O\_{2 ∆} CO\_{2}+H\_{2}O+Calor$

Si se queman 130 g de etano con suficiente oxígeno gaseoso, determina:

1. La cantidad en gramos de gas carbónico que podujo.
2. La cantidad de moles de agua que se producen en la reacción.
3. En in laboratorio farmaceútico, se requieren preparar 100 tabletas diarias de ácido acetil salicílico, conocido comunmente como aspirina. Para preparar cada tableta se utilizgan 0,125 f de ácido salicílico.

Cuántos gramos de este ácido son necesarios para la producción de las 100 tabletas de aspirona, si se sabe que el ácido acetil salicílico $(C\_{9}H\_{8}O\_{4})$ se prepara haciendo reaccionar el ácido salicilíco $(C\_{7}H\_{6}O\_{3})$ con el anhídrido acético $(C\_{4}H\_{6}O\_{3})$, según la ecuación:

$C\_{7}H\_{6}O\_{3(s)}+C\_{4}H\_{6}O\_{3(I)} C\_{9}H\_{8}O\_{4(s)}+HC\_{2}H\_{3}O\_{2(I)} $

 Ácido Anhídrido Aspirina Ácido

Salicílico acético acético

1. El sulfuro de zinc (ZnS) es un material fosforescente que se utiliza como pigmento y para recubrir pantallas luminiscentes. Se obtiene por la combinación directa entre el zinc y el azufre, según la reacción:

$Zn+S ZnS$

¿Cuántos gramos de sulfuro de zinc se obtienen cuando 326,49 g de zinc se hacen reaccionar con suficiente azufre?

1. Los objetos de plata cubiertos, copas, bandejas y otros utensilios, al dejarse en contacto con el aire, se ennegrecen debido a que el aire contiene oxígeno y ácido sulfuhídrico (H2S); aunque este último se encuentre en pequeñas cantidades, sin embargo, estas dos sustancias alcanzan a dañar la plata. Esta reacción se representa con la siguiente ecuación química (recuerda balancear la ecuación):

$Ag\_{\left(s\right)}+H\_{2}S\_{\left(g\right)}+O\_{2\left(g\right)} Ag\_{2}S\_{\left(s\right)}+H\_{2}O\_{(I)}$

Si un cubierto contiene 10,6 g de plata, ¿Cuántos gramos de ácido y cuántos gramos de oxígeno son necesarios para que éste pierda su brillo y se ennegrezca?

1. El sulfato de amonio ((NH4)2SO4) se produce por la acción del amoníaco sobre el ácido sulfúrico (H2SO4). Es la sal de amonio más importante por su amplio uso como fertilizandte; pero, cuando se le agrega a la tierra, tiene el inconveniente de dejar un residuo de ácido, haciendo que el terreno se acidifique. ¿Cuántos gramos de amoníaco son necesarios para obtener 543,80 g de sulfato de amonio? Recuerda plantear la ecuación y, luego, balancearla.

**Plantea y argumenta hipótesis**

1. El óxido férrico y el óxido sulfuroso se obtienen cuando se calienta el sulfuro ferroso con oxígeno gaseoso, como se muestra en la ecuación:

$$FeS+O\_{2} Fe\_{2}O\_{3}+SO\_{2}$$

1. ¿Cuántas moléculas de FeS deben calentarse para obtener 25,8 moléculas de Fe2O3?
2. Si se calienta 25 g de sulfuro ferroso con 25 g de oxígeno, ¿Cuántos moles de óxido férrico y cuántos gramos de SO2 se obtienen?
3. Si se obtienen 110 g de óxido férrico, ¿Cuántos gramos de sulfuro de hierro reaccionaron?

**Valora el trabajo en ciencias**

1. Explica por qué, en todos los procesos químicos, es indispensable calcular la cantidad de sustancias que deben obtenerse, para poder determinar la cantiad exacta de reactivos que deben hacerse reaccionar. Da tres ejemplos, de la vida diaria, en los que los cálculos son importantes y necesarios.
2. ¿Qué sucedería si, al preparar un producto, el químico encargado no tuviera en cuenta la cantidad de reactivos?

***GUIA DE LABORATORIO Nº----------- NOMBRE--------------------------------GRADO----FECHA…***

**PRÁCTICA DE LABORATORIO**

En esta práctica, prepararás sal de cocina (NaCl), mediante la reacción entre el carbonato de sodio (Na2CO3) y el ácido clorhídrio (HCl). Si conocemos la masa de carbonato que reacciona, pueden predecirse la cantidad de sal que se obtendrá mediante un cálculo sencillo a partir de la ecuación química balanceada.

**Recomendaciones**

* Usa guantes y nonogafas cuando calientes los reactivos
* Lava muy bien los implementos antes y después de terminada la práctica.
* Escribe todo lo observado en tu cuaderno.

**Lo que necesitamos**

**Materiales:**

* Un crisol con tapa, una pinza para crisol, un trípode, un triángulo de porcelana, un gotero, una balanza, un mechero, un desecador, un agitador de vidrio.

**Reactivos:**

* 0,5 g de carbonato de sodio (Na2CO3)
* 10 a 15 ml de ácido clorhídrico (HCl)1M

**¿Qué vamos a hacer?**

1. Mide la masa del crisol junti con su tapa.
2. Mide 0,5 g de carbonato de sodio, y viértelo en el crisol. Anota la masa del crisol más el carbonato; si quieres, vuelve a calcular la masa.
3. Agrega gota a gota, con ayuda de un gotero, la solución de ácido clorhídrico (HCl) 1 M sobre el carbonato de sodio (Na2CO3), hasta que dejen de salir borbujas, es decir hasta que cese la formación de gas carbónico (CO2).

Adiciona ocho gotas más. Agita la solución con ayuda del agitador de vidrio.

1. Coloca el crisol sobre el triángulo de porcelana y calienta suavemente hasta evaporar todo el líquido; cuando el residuo esté libre de humedad, calienta fuertemente.
2. Ahorla, coloca el crisol en el desecador, déjalo enfriar y determina su masa nuevamente junto con la tapa y el residuo que se formó. Anota en tu cuaderno los datos obtenidos.

**Analicemos los resultados**

1. Elabora una tabla de datos con la siguiente información:
* Masa del crisol.
* Masa del crisol+tapa.
* Masa de la muestra.
* Masa del crisol+tapa+muestra.
* Masa del crisol+tapa+residuo.
* Masa del residuo
* Masa del NaCl calcualda teóricamente.
* Masa del NaCl obtenido.
1. Plantea y balancea la ecuación que se llevo a cabo en esta práctica.
2. ¿Qué susntancia se formó? Escribe su fórmula.
3. A partir de los 0,5 g de carbonato de sodio (Na2CO3), ¿Cuántos gramos de NaCl esperamos que se formen? Realiza y escribe el cálculo aplicando el factor molar.
4. Compara la masa de sal (NaCl) que obtuviste con la que calculaste estequiométricamente.
5. Argumenta las causas de la diferencia entre los resultados obtenidos y los calculados.

**Prepara un desodorante en barra**

**Materiales:** Balanza, vaso de precipitados, agitador de vidrio, espátula, termómetro, vasos plásticos pequeños, mechero.

**Reactivos:** Ácido esteárico, hidróxido de sodio, etanol, propilenglicol y perfume, papel aluminio.

**Procedimiento:**

* Pesa 2 gramos de ácido esteárico y colócalo en un vaso de precipitados. Adiciona 18 mililitros de etanol; coloca esta mezcla al baño maría a 60º C hasta que se disuelva por completo.
* Disuelve en otro vaso de precipitados 0,4 gramos de hidróxido de sodio (NaOH) en 2 mililitros de agua; calienta esta solución al baño maría.
* Cuando las temperaturas del contenido de los vasos de precipitados sean iguales, adiciona 12 mililitros de propilenglicol al vaso de precipitados con la solución de hidróxido.
* Vierte la solución del vaso de precipitados con hidróxido de sodio sobre el vaso de precipitados que contiene el ácido esteárico, como indica en la fotografía. Agita cuidadosamente durante 2 minutos; calienta suavemente.
* Pasa la mezcla final a un vaso plástico, agrega rápidamente unas cuantas gotas de perfume.
* Al dejar el vaso plástico y con la mezcla preparada, a la temperatura ambiente, observas que se produce una gelificación.
* Saca la barra desodorante del vaso plástico, sécala y envuélvela en papel aluminio.

**Nota: el desodorante obtenido no se debe dejar destapado.**

Para mejorar la acción del desodorante, se deben adicionar sales de aluminio- por ejemplo el clorhidróxido de auminio.

* ¿Qué sucedería si se cambiaran las proporciones de los reactantes utlizados en la fabricación de la barra de desodorante?