	COLEGIO MILITAR GENERAL GUSTAVO MATAMOROS D'CO "Formamos Hombres Nuevos Para Una Colombia Mejor"		FECHA: ACTIVIDAD # 1, # 2
	AREA : CIENCIAS NATURALES Y MEDIO AMBIENTE	HORAS DE CLASE	GRADO 9:º
	ASIGNATURA: QUIMICA	PERIODO 4	
	ESTUDIANTE:		DOCENTE: DALFY YARIMA LÒPEZ ROJAS

## SOLUBILIDAD

En química, la solubilidad mide la capacidad de una determinada sustancia para disolverse en un líquido. Algunos líquidos, tales como agua y alcohol, pueden ser disueltos en cualquier proporción en otro solvente. Sin embargo, el azúcar tiene un límite de solubilidad ya que al agregar cierta cantidad adicional en una solución está dejará de solubilizarse, llamándose a esta solución saturada. También es definida como la proporción en que una cantidad determinada de una sustancia se disolverá en una cantidad determinada de un líquido, a una temperatura dada. En términos generales, es la facilidad con que un sólido puede mezclarse homogéneamente con el agua para proporcionar una solución química.

### Concepto

**La solubilidad es la mayor cantidad de soluto (gramos de sustancia) que se puede disolver en 100 gramos (g). de disolvente a una temperatura fija, para formar una disolución saturada en cierta cantidad de disolvente.**

Las sustancias no se disuelven en igual medida en un mismo disolvente. Con el fin de poder comparar la capacidad que tiene un disolvente para disolver un producto dado, se utiliza una magnitud que recibe el nombre de solubilidad.

La capacidad de una determinada cantidad de líquido para disolver una sustancia sólida no es ilimitada. **Añadiendo soluto a un volumen dado de disolvente se llega a un punto a partir del cual la disolución no admite más soluto (un exceso de soluto se depositaría en el fondo del recipiente). Se dice entonces que está saturada.**

Las solubilidades de sólidos en líquidos varían mucho de unos sistemas a otros. Así a 20º C la solubilidad del cloruro de sodio (NaCl) en agua es 6 M (molar) y en alcohol etílico (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>O), a esa misma temperatura, es 0,009 M (molar). **Cuando la solubilidad es superior a 0,1 M (molar) se suele considerar la sustancia como soluble en el disolvente considerado; por debajo de 0,1 M (molar) se considera como poco soluble o incluso como insoluble si se aleja bastante de este valor de referencia.**

**La solubilidad depende de la temperatura;** de ahí que su valor vaya siempre acompañado del de la temperatura de trabajo. **En la mayor parte de los casos, la solubilidad aumenta al aumentar la temperatura.**

### FACTORES QUE DETERMINAN LA SOLUBILIDAD

**Solubilidad en líquidos:** al elevar la temperatura aumenta la solubilidad del soluto gas en el líquido debido al aumento de choques entre moléculas contra la superficie del líquido. También ocurre lo mismo con la presión.

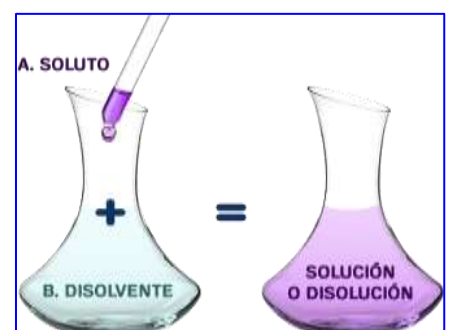
**Solubilidad de líquidos en líquidos:** Al aumentar la temperatura aumenta la solubilidad de líquidos en líquidos. En este caso la solubilidad no se ve afectada por la presión.

**Solubilidad de sólidos en líquidos:** la variación de solubilidad está relacionada con el calor absorbido o desprendido durante el proceso de disolución. Si durante el proceso de disolución se absorbe calor la solubilidad crece con el aumento de la temperatura, **y por el contrario, si se desprende calor durante el Proceso de disolución, la solubilidad disminuye con la elevación de temperatura. La presión no afecta a la solubilidad en este caso.**

**UNIDADES DE MEDIDA:** Puesto que la solubilidad es la máxima concentración que puede alcanzar un soluto, se medirá en las mismas

**Unidades que la concentración.** Es habitual medirla en gramos de soluto por litro de disolución (g/l) o en gramos de soluto por cada 100 cc de disolución (%). **Aunque la unidad de medida se parezca a la de la densidad, no es una medida de densidad.** En la densidad, masa y volumen se refieren al mismo cuerpo. En la solubilidad, la masa es de soluto y el volumen es de la disolución, de la mezcla de soluto y disolvente

**SOLUCIONES (O DISOLUCIONES) QUÍMICAS:** Una solución (o disolución) es una mezcla de dos o más componentes, perfectamente homogénea ya que cada componente se mezcla íntimamente con el otro, de modo tal que pierden sus características individuales. Esto último significa que los constituyentes son indistinguibles y el conjunto se presenta en una sola fase (sólida, líquida o gas) bien definida. **Una solución que contiene agua como solvente se llama solución acuosa.** Si se analiza una muestra de alguna solución puede apreciarse que en cualquier parte de ella su composición es constante., llamaremos **solución o disolución a las mezclas homogéneas que se encuentran en fase líquida. Es decir, las mezclas homogéneas que se presentan en fase sólida, como las aleaciones (acero, bronce, latón) o las que se**



hallan en fase gaseosa (aire, humo, etc.) no se les conoce como disoluciones. Las mezclas de gases, tales como la atmósfera, a veces también se consideran como soluciones. Las soluciones son distintas de los **coloides** y de las **suspensiones en que las partículas del soluto son de tamaño molecular y están dispersas uniformemente entre las moléculas del solvente.** Las sales, los ácidos, y las bases se ionizan cuando se disuelven en el agua.

### CARACTERÍSTICAS DE LAS SOLUCIONES (O DISOLUCIONES):

Sus componentes no pueden separarse por métodos físicos **simples como decantación, filtración, centrifugación, etc.**  
Sus componentes sólo pueden separarse por destilación, cristalización, cromatografía.

### LOS COMPONENTES DE UNA SOLUCIÓN SON

**SON Soluto y solvente.**

**SOLUTO** es *aquel componente que se encuentra en menor cantidad y es el que se disuelve.* El soluto puede ser sólido, líquido o gas, como ocurre en las bebidas gaseosas, donde el dióxido de carbono se utiliza como gasificante de las bebidas. El azúcar se puede utilizar como un soluto disuelto en líquidos (agua).

**SOLVENTE** es *aquel componente que se encuentra en mayor cantidad y es el medio que disuelve al soluto.* El solvente es aquella fase en que se encuentra la solución. Aunque un solvente puede ser un gas, líquido o sólido, el solvente más común es el agua.

*En una disolución, tanto el soluto como el solvente interactúan a nivel de sus componentes más pequeños (moléculas, iones). Esto explica el carácter homogéneo de las soluciones y la imposibilidad de separar sus componentes por métodos mecánicos.*



### MAYOR O MENOR CONCENTRACIÓN

Ya dijimos que las disoluciones son mezclas de dos o más sustancias, por lo tanto se pueden mezclar agregando distintas cantidades: Para saber exactamente la cantidad de soluto y de solvente de una disolución se utiliza una magnitud denominada **concentración.**

### DEPENDIENDO DE SU CONCENTRACIÓN, LAS DISOLUCIONES SE CLASIFICAN EN

**DILUIDAS, CONCENTRADAS, SATURADAS, SOBRESATURADAS.**

**DILUIDAS:** si la cantidad de soluto respecto del solvente es pequeña. Ejemplo: una solución de 1 gramo de sal de mesa en 100 gramos de agua.

**CONCENTRADAS:** si la proporción de soluto con respecto del solvente es grande. Ejemplo: una disolución de 25 gramos de sal de mesa en 100 gramos de agua.

**SATURADAS:** se dice que una disolución **está saturada a una**

**determinada temperatura cuando no admite más cantidad de soluto disuelto.** Ejemplo: 36 gramos de sal de mesa en 100 gramos de agua a 20° C. Si intentamos disolver 38 gramos de sal en 100 gramos de agua, sólo se disolvería 36 gramos y los 2 gramos restantes permanecerán en el fondo del vaso sin disolverse.

**SOBRESATURADAS:** disolución que contiene mayor cantidad de soluto que la permitida a una temperatura determinada. La sobresaturación se produce por enfriamientos rápidos o por descompresiones bruscas. Ejemplo: al sacar el corcho a una botella de refresco gaseoso.

### MODO DE EXPRESAR LAS CONCENTRACIONES

Ya sabemos que la concentración de las soluciones es la cantidad de soluto contenido en una cantidad determinada de solvente o solución. **También debemos aclarar que los términos diluidos o concentrados expresan concentraciones relativas.** Las **unidades de concentración** en que se expresa una solución o disolución **pueden clasificarse en unidades físicas y en unidades químicas.**

### UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN

Las unidades físicas de concentración están expresadas en función del **peso** y del **volumen**, en forma porcentual, y son las siguientes:

a) Tanto por ciento peso/peso %P/P = (cantidad de gramos de soluto) / (100 gramos de solución)

b) Tanto por ciento volumen/volumen %V/V = (cantidad de cc de soluto) / (100 cc de solución)

c) Tanto por ciento peso/volumen % P/V = (cantidad de gr de soluto) / (100 cc de solución)

a) **Porcentaje peso a peso (% P/P):** indica el peso de soluto por cada 100 unidades de peso de la solución.

$$\% \frac{P}{P} = \frac{\text{peso del soluto}}{\text{peso de la solución}} \cdot 100$$

b) **Porcentaje volumen a volumen (% V/V):** se refiere al volumen de soluto por cada 100 unidades de volumen de la solución.

$$\% \frac{V}{V} = \frac{\text{volumen de soluto}}{\text{volumen de la solución}} \cdot 100$$

c) **Porcentaje peso a volumen (% P/V):** indica el número de gramos de soluto que hay en cada 100 ml de solución.



$$\% \frac{P}{V} = \frac{\text{gramos de soluto}}{\text{ml de la solución}} \cdot 100$$

Ejercicio:

Se tiene un litro de solución al 37%. ¿Cuántos litros de agua se tienen que agregar para que quede al 4%?

**Resolvamos:** El problema **noS** indica las unidades físicas de concentración. Se supondrá que están expresadas en % P/V.

Datos que conocemos: V = volumen, C = concentración

$V_1 = 1$  litro

$C_1 = 37\%$

**37% P/V** = significa que hay 37 **gramos de soluto en 100 ml de solución** (solución = soluto + solvente).

$C_2 = 4\%$

$V_2 = ?$

**Regla para calcular disoluciones o concentraciones**

$$V_1 \cdot C_1 = V_2 \cdot C_2$$

Puede expresarse en: % P/V

Reemplazando los datos que se tienen del problema, se obtiene:

$$V_1 \cdot C_1 = V_2 \cdot C_2$$

$$1 \text{ litro} \cdot 37\% = V_2 \cdot 4\%$$

$$\frac{1 \text{ litro} \cdot 37\%}{4\%} = V_2$$

$$V_2 = 9,25 \text{ litros}$$

Entonces, si tenemos un litro de solución al 37%; para obtener una solución al 4% es necesario tener un volumen de 9,25 litros; **por lo tanto, para saber cuantos litros de agua hay que agregar al litro inicial, hacemos:**

$V_2 - V_1 = \text{Volumen de agua agregado}$

$$9,25 - 1 = 8,25 \text{ litros}$$

**Respuesta:** Se deben agregar 8,25 litros de agua

### UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN

Para expresar la concentración de las soluciones se usan también sistemas con unidades químicas, como son:

- Fracción molar
- Molaridad  $M = (\text{número de moles de soluto}) / (\text{1 litro de solución})$
- Molalidad  $m = (\text{número de moles de soluto}) / (\text{1 kilo de solvente})$

**a) Fracción molar ( $X_i$ ):** se define como la relación entre los moles de un componente (ya sea solvente o soluto) de la solución y los moles totales presentes en la solución.

$$X_{\text{solvente}} = \frac{\text{moles de solvente}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$X_{\text{solute}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$X_{\text{solute}} + X_{\text{solvente}} = 1$$

EJERCICIO:

Se agregan 3 gramos de sal en una cacerola con 4 litros de agua ¿cuál es la concentración de sal?, o dicho de otra forma ¿cuál es la concentración de la solución?

**Calcular la fracción molar de solvente y de soluto:** Recordemos que la fracción molar expresa la concentración de una solución en Moles de Solute o de Solvente por Moles Totales de la Solución.

**Solvente:** agua ( $H_2O$ )

**Solute:** sal ( $NaCl$ )

**Datos que conocemos:** 3 gramos de soluto y  $4.000 \text{ cm}^3$  (4 litros) de solvente.

Con estos datos debemos resolver el problema, calculando 4 valores significativos:

- Moles de solvente,
- Moles de soluto,
- Fracción molar de solvente
- Y fracción molar de soluto.

Para el agua, se conoce su masa molar =  $M(H_2O) = 18 \text{ g/mol}$  (1 mol de  $H_2O$  contiene 18 g, formados por 2 g de H y 16 g de O).

Averiguar cuántos moles de solvente  $H_2O$ ) tenemos:

$$\text{Moles}_{\text{solvente}} = \frac{\text{masa total}_{\text{solvente}}}{\text{masa molar}_{\text{solvente}}}$$

$$\text{Moles}_{\text{solvente}} = \frac{4.000 \text{ g } H_2O}{18 \text{ g/mol}} = 222,22 \text{ moles}$$

Para la sal ( $NaCl$ ) su masa molar =  $M(NaCl) = 58,5 \text{ g/mol}$  (1 mol de sal equivale a 58,5 g, formados por 23 g de Na y 35,5 g



de Cl)

Averiguar cuántos moles de soluto tenemos:

$$\text{Moles}_{\text{soluto}} = \frac{\text{masa total}_{\text{soluto}}}{\text{masa molar}_{\text{soluto}}}$$

$$\text{Moles}_{\text{soluto}} = \frac{3 \text{ g NaCl}}{58,5 \text{ g/mol}} = 0,05128 \text{ moles}$$

Ahora que conocemos la cantidad de moles de solvente y la cantidad de moles de soluto, podemos calcular las fracciones molares de solvente y de soluto:

Fracción molar del solvente =  $X_{\text{solvente}}$

$$X_{\text{solvente}} = \frac{\text{moles de solvente}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{222,2 \text{ moles de H}_2\text{O}}{0,05128 \text{ moles de NaCl} + 222,2 \text{ moles de H}_2\text{O}} = 0,99977$$

Fracción molar del solvente (agua) = 0,99977

Fracción molar del soluto =  $X_{\text{soluto}}$

$$X_{\text{soluto}} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{moles de soluto} + \text{moles de solvente}}$$

$$X_{\text{NaCl}} = \frac{0,05128 \text{ moles de NaCl}}{0,05128 \text{ moles de NaCl} + 222,2 \text{ moles de H}_2\text{O}} = 0,00023$$

Fracción molar del soluto = 0,00023

Pero sabemos que:

$$X_{\text{soluto}} + X_{\text{solvente}} = 1$$

Entonces:  $0,99977 + 0,00023 = 1$

**b) Molaridad (M):** Es el número de moles de soluto contenido en un litro de solución. Una solución 4 molar (4 M) es aquella que contiene cuatro moles de soluto por litro de solución.

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

#### EJEMPLOS

¿Cuál será la **molaridad** de una solución que contiene 64 g de Metanol (masa molar del metanol 32 g/mol) en 500 ml de solución?

**Datos conocidos:** metanol 64 g

**Masa molar del metanol:** 32 g/mol

Masa de la solución: 500 ml (0,5 litro)

Primero calculamos la cantidad de moles que hay en 64 g de metanol.

Si un mol de metanol equivale a 32 g, 64 g equivalen a 2 moles ( $64/32=2$ )

Aplicamos la fórmula:

$$M = \frac{2 \text{ moles}}{0,5 \text{ litros}} = 4 \text{ molar}$$

Respuesta: 4 molar

#### c) Molalidad

En primer lugar debemos advertir que **molalidad** no es lo **Mismo que molaridad** por lo cual debemos evitar confundirlas puesto que el nombre es muy parecido pero en realidad cambian mucho los cálculos, y es un grave error pero muy frecuente. En la **molalidad** relacionamos

la **molaridad del soluto** con el que estamos trabajando con la **masa del disolvente** (en kg) que utilizamos. **La definición de molalidad es la siguiente:**

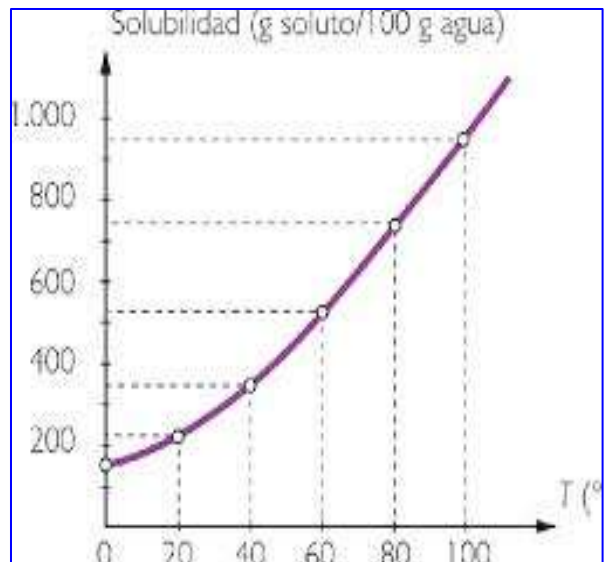
Relación entre el número de moles de soluto por kilogramos de disolvente (m).

$$\text{Molalidad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{masa del solvente (kg)}}$$

#### LOS FACTORES IMPORTANTES QUE AFECTAN LA SOLUBILIDAD DE LOS SÓLIDOS CRISTALINOS:

Son la temperatura, la naturaleza del solvente y la presencia de otros iones en la solución.

#### CURVAS DE SOLUBILIDAD:



El coeficiente de solubilidad **representado depende de la temperatura, de la naturaleza del soluto, de la naturaleza del disolvente y de la presión.** Para el caso de un sólido disuelto, la influencia de la presión es muy pequeña. Al elevar la temperatura, el coeficiente de solubilidad aumenta si el fenómeno de disolución a temperatura constante es endotérmico (es el caso más frecuente), y disminuye en caso contrario.

### COEFICIENTE DE SOLUBILIDAD:

Los resultados se traducen en las llamadas curvas de solubilidad, **que son representaciones gráficas de la solubilidad de un soluto en función de la temperatura.** Cada sustancia que entra en disolución.

### ACTIVIDAD COMPLEMENTARIA # 1

1. Lee tu guía de trabajo. **Realiza un mapa Conceptual** con la información general de la guía.
  2. **Realiza un cuadro comparativo entre solubilidad, soluto, solvente, y disolución o solución**
  3. A que se denomina concentración,
  4. Como se representa simbólicamente en química
  5. Explica cómo se clasifican las soluciones según la concentración de sus componentes.
  6. Las unidades de concentración en que se expresa una solución o disolución pueden clasificarse de qué forma.
  7. Argumenta una solución y una disolución son iguales porque
  8. Qué factores afectan la solubilidad explica dada una forma de tallada de ser necesario amplía la información
  9. da una definición con tus propias palabras de solubilidad
  10. Cuáles son las dos formas de expresar una concentración
  11. Cuáles son sus unidades
  12. Numero de moles de una solución y concentración son lo mismo argumenta tu respuesta
- ✓ **Problema 3** Averigua la molaridad de una disolución que contiene 58,8 gramos de yoduro de calcio  $\text{CaI}_2$ , por litro.  
Datos: Masas atómicas  $I=127$ ;  $\text{Ca}=40$
- ✓ **Problema 4** determina cuántos gramos de hidróxido de calcio,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ , hay en 500 ml de disolución 0,6 M.  
Datos: Masas atómicas  $\text{H}=1$ ;  $\text{O}=16$ ;  $\text{Ca}=40$
- ✓ **Problema 5** Calcula la molaridad de una disolución de cloruro de sodio  $\text{NaCl}$ , cuya composición es 30 g/L  
Datos: Masas atómicas  $\text{Cl}=35,5$ ;  $\text{Na}=23$
- ✓ **Problema 6** Se prepara una disolución de cloruro de potasio,  $\text{KCl}$ , con 3g de  $\text{KCl}$  y 25  $\text{cm}^3$  de agua. la solución resultante tiene una densidad de 1,05  $\text{g}/\text{cm}^3$ . Calcula:  
a) Molaridad  
b) Porcentaje en masa  
c) Composición en gramos por litro  
Datos: Masas atómicas  $\text{Cl}=35,5$ ;  $\text{K}=39$
- ✓ **Problema 7** Calcula la molaridad de un ácido sulfúrico comercial del 95% en masa y densidad de 1,83  $\text{g}/\text{cm}^3$   
Datos: Masas atómicas  $\text{H}=1$ ;  $\text{O}=16$ ;  $\text{S}=32$
- ✓ **Problema 8** La etiqueta de una botella de ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , indica 15,5 M y densidad 1,41  $\text{g}/\text{cm}^3$ . Calcular su porcentaje en masa  
Datos: Masas atómicas  $\text{H}=1$ ;  $\text{O}=16$ ;  $\text{N}=14$
- ✓ **Problema 9** Calcula la molaridad de una disolución que se obtiene disolviendo 25 g de  $\text{KCl}$  en 225 g de agua, sabiendo que la densidad de la disolución es de 2,1  $\text{g}/\text{mL}$ .  
Datos:  $\text{A}(\text{K})=39$ ;  $\text{A}(\text{Cl})=35,5$   
✓ **Sol: 2,86 M**  
✓ 6mL

En resumen el coeficiente de solubilidad depende principalmente de:

**En la solubilidad influyen la naturaleza del soluto, la del disolvente y la temperatura.** La solubilidad depende de

- 13.Cuál es la finalidad de las graficas curvas de solubilidad
14. Establece diferencias entre curvas de solubilidad y coeficiente de solubilidad
15. Realiza los gráficos.
16. Define las siguientes conceptos en tu glosario :superficie de contacto, coeficiente , moles , metanol , masa molecular , masa molar , latón , coloide , suspensión , sales, los ácidos, , las bases , ionizar y concentración química.

### ACTIVIDAD PROPUESTA #2

**EJERCICIOS CONSEJO.** Si en un problema de disoluciones no me dan ni me preguntan una cantidad, puedo suponer la cantidad que yo quiera, **lo más utilizado es suponer 100gr de disolución o 1 litro de disolución**

- ✓ **Problema 1** Disolvemos 45 gramos de amoníaco  $\text{NH}_3$  en 500 gramos de agua. Calcula el porcentaje en masa de la disolución
- ✓ **Problema 2** Calcular los gramos de una sustancia que hay que pasar para preparar una disolución de 100 ml y composición 20g/L
- ✓ **Problema 10** ¿Cuántos gramos de  $\text{HNO}_3$  se encuentran en 200 mL de una disolución 2,5 M? Datos:  $\text{A}(\text{H})=1$ ;  $\text{A}(\text{N})=14$ ;  $\text{A}(\text{O})=16$ ;  
✓ **Sol: 31,5 gramos**
- ✓ **Problema 11** El  $\text{HCl}$  comercial contiene un 35% en masa de ácido y su densidad es 1,18  $\text{g}/\text{mL}$ . ¿Cuál es su molaridad?  
✓ Datos:  $\text{A}(\text{Cl})=35,5$ ;  $\text{A}(\text{H})=1$   
✓ **Sol: 11,32M**
- ✓ **Problema 12** El  $\text{Se}$  disuelven 5 g de  $\text{HCl}$  en 35 g de agua. La densidad de la disolución es 1,06  $\text{g}/\text{mL}$ . Hallar la concentración de la disolución en : a) % en masa ;b) en  $\text{g}/\text{l}$  ; c) Molaridad Datos:  $\text{A}(\text{Cl})=35,5$ ;  $\text{A}(\text{H})=1$   
✓ **Sol: 12,5% ; 132,49  $\text{g}/\text{l}$  ; 3,71M**
- ✓ **Problema 13** Determina la masa de hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ) comercial, de pureza 90%, necesaria para preparar 100 mL de disolución 1,25 molar. Datos:  $\text{A}(\text{Na})=23$ ;  $\text{A}(\text{O})=16$ ;  $\text{A}(\text{H})=1$   
✓ **Sol: 5,56 g**
- ✓ **Problema 14** ¿qué volumen debes de tomar de una disolución 2 M de ácido nítrico  $\text{HNO}_3$  para preparar 200  $\text{cm}^3$  de otra que sea 0,5 M del mismo ácido?  
✓ Datos:  $\text{A}(\text{H})=1$ ;  $\text{A}(\text{N})=14$ ;  $\text{A}(\text{O})=16$ ;  
✓ **Sol: 0,05 litros**
- ✓ **Problema 15** Determina el volumen de ácido clorhídrico comercial, de densidad 1,2  $\text{g}/\text{mL}$  y pureza el 30%, que hay que tomar para preparar 250 mL de disolución 0,3 M. Datos:  $\text{A}(\text{Cl})=35,5$ ;  $\text{A}(\text{H})=1$   
✓ **Sol: 7,**