



# LABORATORIOS DE QUÍMICA

Y PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES



UNIVERSIDAD DE TARAPACÁ  
FRANCISCA MARÍN

# CONTENIDOS DE ESTA CLASE

01

*Normas de seguridad en el laboratorio*

---

02

*Reconocimiento material de laboratorio*

---

03

*Disoluciones químicas*

---

04

*¿Cómo preparar una disolución?*

---





# OBJETIVOS DE APRENDIZAJE

CONOCER LOS  
INSTRUMENTOS  
MÁS COMUNES  
UTILIZADOS EN  
UN LABORATORIO  
DE QUÍMICA

ESTUDIAR LAS  
DISTINTAS  
DISOLUCIONES  
QUÍMICAS

APRENDER LA  
PREPARACIÓN  
DE ALGUNAS  
DISOLUCIONES  
QUÍMICAS.

# NORMAS BÁSICAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO



## VESTIMENTA:

*Siempre es muy importante entrar con la vestimenta adecuada al laboratorio*

- ❑ *utilizar bata de laboratorio*
- ❑ *calzado cerrado (sandalias no)*
- ❑ *utilizar guantes y gafas de seguridad cuando se indique*
- ❑ *En caso de tener cabello largo, este debe ir amarrado.*



**ES OBLIGATORIO  
EL USO DE BATA**



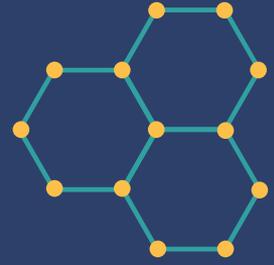
# NORMAS BÁSICAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO



## COMPORTAMIENTO:

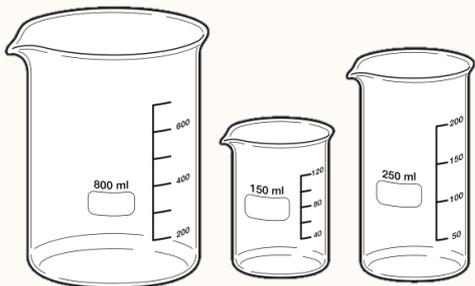
- Siempre seguir las indicaciones del profesor
- Está prohibido beber, comer o fumar dentro del laboratorio
- Preparar anticipadamente la guía de laboratorio
- Mantener orden y limpieza
- No tocar los reactivos con la mano
- Los descartes no van al lavaplatos
- Trabajar bajo campana al manipular ácidos concentrados, sustancias volátiles e irritantes.



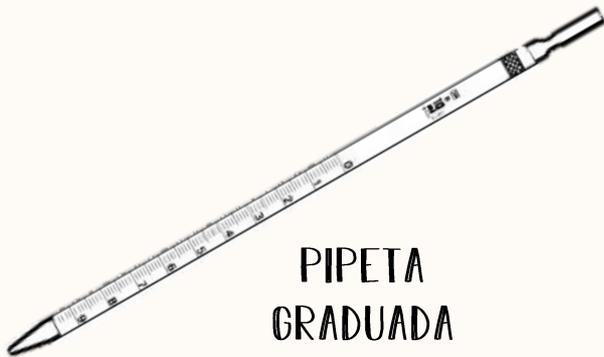


# RECONOCIMIENTO DEL MATERIAL DE LABORATORIO





VASO PRECIPITADO



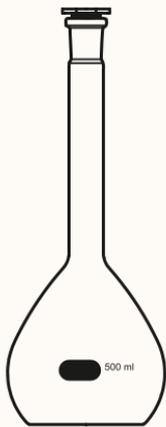
PIPETA  
GRADUADA



PIPETA DE  
AFORO



PISETA



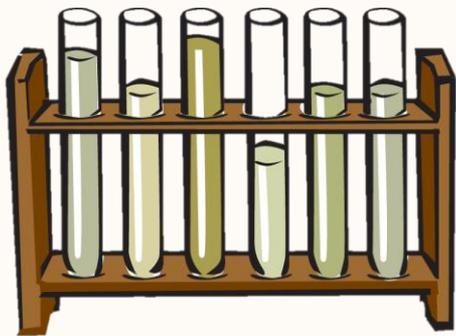
MATRAZ DE  
AFORO



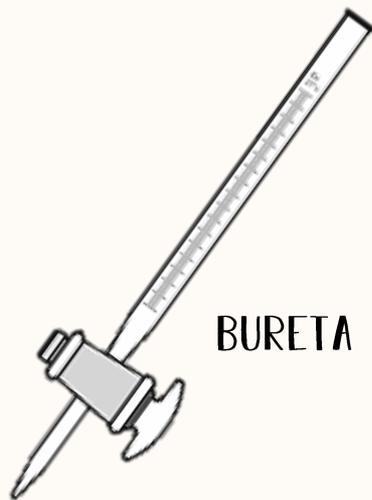
VARILLA DE  
AGITACIÓN



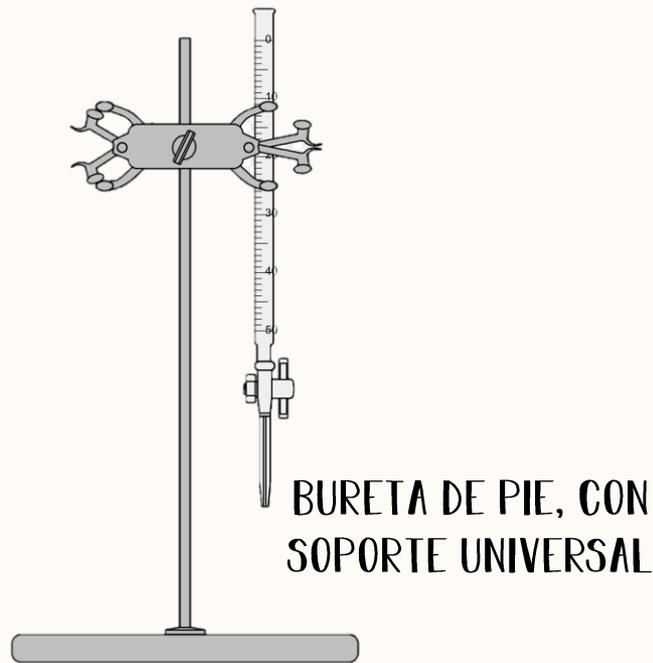
PROBETA



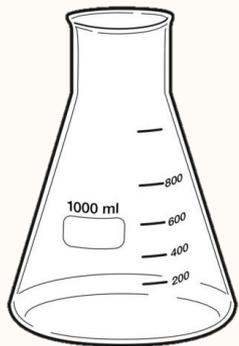
TUBOS DE ENSAYO CON GRADILLA



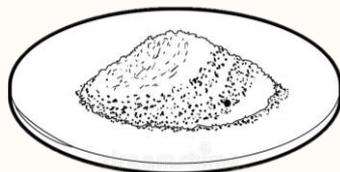
BURETA



BURETA DE PIE, CON SOPORTE UNIVERSAL



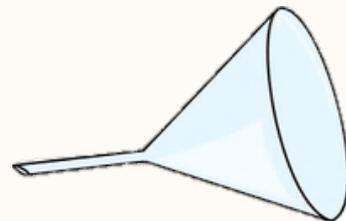
MATRAZ  
ERLENMEYER



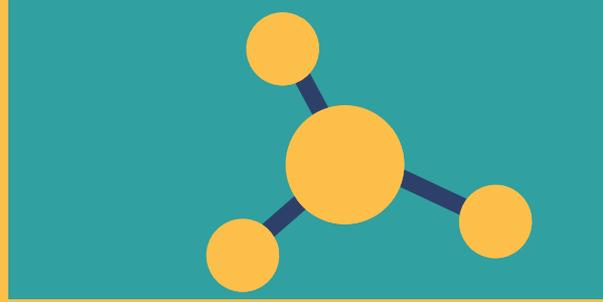
VIDIRO RELOJ



EMBUDO DE DECANTACIÓN



EMBUDO ANALÍTICO



# DISOLUCIONES Y SU PREPARACIÓN



# ¿QUÉ ES UNA DISOLUCIÓN?

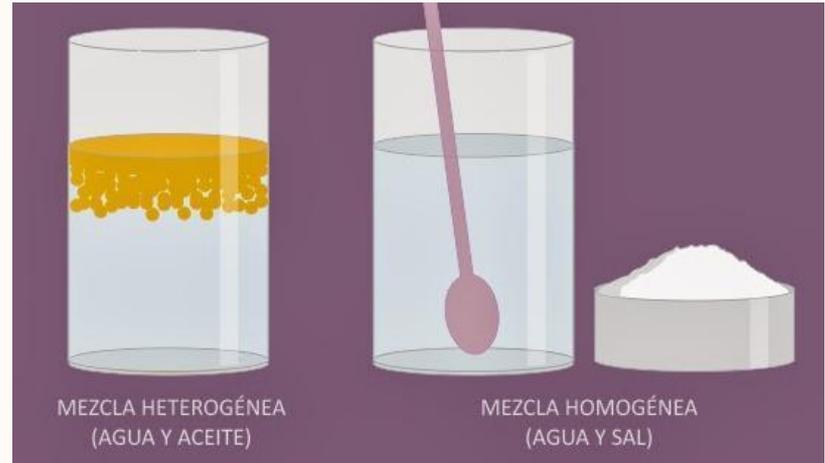
UNA DISOLUCIÓN O SOLUCIÓN ES UNA MEZCLA HOMOGÉNEA.  
ESTÁ COMPUESTA POR DOS ELEMENTOS, EL SOLUTO Y EL SOLVENTE.

SOLVENTE (O DISOLVENTE):

SERÁ EL QUE ESTÉ EN MAYOR  
PROPORCIÓN Y DISUELVA AL SOLUTO.

SOLUTO:

ES AQUEL QUE SE ENCUENTRA EN  
MENOR CANTIDAD.



# CONCENTRACIÓN

ES LA CANTIDAD DE SOLUTO DISUELTO EN UNA CANTIDAD DE DISOLVENTE O DE DISOLUCIÓN.

SE PUEDE CLASIFICAR EN 2 CONCEPTOS:



CUALITATIVO



CUANTITATIVO



FÍSICAS



QUÍMICAS

# CUALITATIVO

## SOLUCIÓN SOBRESATURADA:

MÁS CANTIDAD DE SOLUTO DE LA QUE SE PUEDE DISOLVER.

## SOLUCIÓN SATURADA:

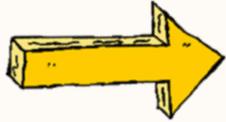
MÁXIMA CANTIDAD DE SOLUTO QUE SE PUEDE DISOLVER.

## SOLUCIÓN INSATURADA:

MENOS CANTIDAD DE SOLUTO DE LA QUE SE PUEDE DISOLVER.

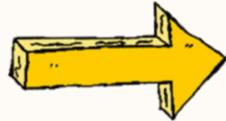


# CUANTITATIVO



## UNIDADES DE CONCENTRACIÓN QUÍMICAS

- MOLARIDAD
- MOLALIDAD
- NORMALIDAD

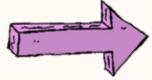


## UNIDADES DE CONCENTRACIÓN FÍSICAS

- PORCENTAJE EN MASA (%P/P)
- PORCENTAJE MASA/VOLUMEN (%M/V)
- PORCENTAJE VOLUMEN/VOLUMEN (%V/V)

# CONCENTRACIONES

## FÍSICAS



### PORCENTAJE EN MASA

GRAMOS DE SOLUTO POR CADA 100 GRAMOS DE SOLUCIÓN.

$$\%m/m = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa solución}} \times 100$$

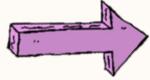
### EJEMPLO

SE TIENEN 20 G DE SOLUTO EN 500 G DE SOLUCIÓN. CALCULAR EL PORCENTAJE MASA-MASA.



# CONCENTRACIONES

## FÍSICAS



### PORCENTAJE PESO/VOLUMEN

GRAMOS DE SOLUTO POR CADA 100 MILILITROS DE SOLUCIÓN

$$\%m/v = \frac{\text{masa soluto}}{\text{volumen solución}} \times 100$$

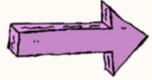
### EJEMPLO

SE TIENEN 15 G DE SOLUTO EN 250 ML DE SOLUCIÓN. CALCULAR EL PORCENTAJE MASA-VOLUMEN.



# CONCENTRACIONES

## FÍSICAS



### PORCENTAJE VOLUMEN/VOLUMEN

MILILITROS DE SOLUTO POR CADA 100 MILILITROS DE SOLUCIÓN

$$\%v/v = \frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen solución}} \times 100$$

### EJEMPLO

¿CUÁL ES EL % V/V DE UNA SOLUCIÓN FORMADA POR 7 ML DE ÁCIDO CIANHÍDRICO (HCN) EN 335 ML DE SOLUCIÓN?



# CONCENTRACIONES QUÍMICAS



## MOLARIDAD:

NÚMERO DE MOLES DE SOLUTO PRESENTES EN 1 LITRO DE SOLUCIÓN.

UNIDAD DE MEDIDA: (MOL/L), MOLAR O (M).

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

## EJEMPLO

SE TIENEN 10 G DE NaOH EN 250 ML DE SOLUCIÓN. CALCULAR LA MOLARIDAD. (DATO: MASA MOLAR NaOH = 40 G/MOL).



# CONCENTRACIONES QUÍMICAS



## MOLALIDAD:

NÚMERO DE MOLES DE SOLUTO PRESENTES EN 1 KILOGRAMO DE SOLVENTE.

UNIDAD DE MEDIDA: (MOL/KG), MOLAL O (m).

$$m = \frac{\text{moles soluto}}{\text{kg de solvente}}$$

## EJEMPLO

CALCULAR LA MOLALIDAD DE UNA DISOLUCIÓN DE ÁCIDO SULFÚRICO  $\text{H}_2\text{SO}_4$  SIENDO LA MASA DEL DISOLVENTE 600 GRAMOS Y LA CANTIDAD DE ÁCIDO 60 GRAMOS. (MM  $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ G/MOL}$ )



# CONCENTRACIONES

## QUÍMICAS



### NORMALIDAD:

INDICA LA CANTIDAD DE EQUIVALENTES GRAMO DE SOLUTO QUE ESTÁN PRESENTES EN 1 LITRO DE DISOLUCIÓN.

UNIDAD DE MEDIDA: NORMAL O (N).

$$N = \frac{n^{\circ}eq - \text{gramo soluto}}{1L \text{ de solución}}$$

### EJEMPLO

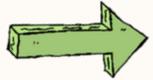
CALCULAR LA NORMALIDAD DE 0,908 GRAMOS DE ÁCIDO SULFÚRICO  $H_2SO_4$  EN 150 ML.

(MM  $H_2SO_4$  = 98 G/MOL)



# DILUCIONES

CONSISTE EN DISMINUIR LA CONCENTRACIÓN DE UNA SOLUCIÓN MEDIANTE LA ADICIÓN DE SOLVENTE.



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

$C_1$ : CONCENTRACIÓN INICIAL

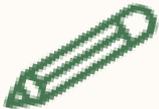
$V_1$ : VOLUMEN INICIAL

$C_2$ : CONCENTRACIÓN FINAL

$V_2$ : VOLUMEN FINAL

## EJEMPLO

¿CUÁL ES LA CONCENTRACIÓN FINAL DE UNA DISOLUCIÓN QUE TIENE UNA CONCENTRACIÓN INICIAL DE 0,5 M EN UN VOLUMEN DE 200 ML A LA QUE SE LE AGREGAN AGUA HASTA COMPLETAR UN VOLUMEN DE 500 ML?





**IMPORTANT**

AL PREPARAR UNA SOLUCIÓN QUE CONTENGA ALGÚN ÁCIDO CONCENTRADO, SIEMPRE DEBES AÑADIR EL ÁCIDO SOBRE EL AGUA Y NUNCA AL CONTRARIO.

# ¡GRACIAS POR TU ASISTENCIA!

- ❑ NO OLVIDES REPASAR LOS  
CONTENIDOS VISTOS EN CLASE.
- ❑ SI TIENES DUDAS SÓLO DEBES  
CONSULTAR.

