

DISOLUCIÓN



¿Que son? Las disoluciones son mezclas homogéneas (no se distinguen sus elementos) compuestas por **soluto** (lo que hay en menor cantidad) y el **disolvente** (el elemento de mayor cantidad). El resultante de la mezcla de soluto y disolvente se llama **disolución**

¿Qué es la concentración? La proporción entre soluto y disolvente. Para obtenerla hay diferentes métodos



Concentración por ciento en masa

$$\% \text{ masa} = \frac{M \text{ soluto (g)}}{M \text{ disolucion (g)}} \cdot 100$$

Calcula el **% en más de soluto** de una disolución obtenida a partir de **30g de sal y 120 g de agua**

$$\% \text{ masa} = \frac{M \text{ soluto (g)}}{M \text{ disolucion (g)}} \cdot 100 = \frac{30}{30+120} \cdot 100 = 20\%$$

El **% en masa** de yoduro de potasio en una disolución es del **2%** ¿qué **cantidad de esta sustancia** esta disuelta en **25 g** de esa disolución?

$$\% \text{ masa} = \frac{M \text{ soluto (g)}}{M \text{ disolucion (g)}} \cdot 100 \quad 2\% = \frac{M \text{ soluto (g)}}{25} \cdot 100 \quad M \text{ soluto} = 0.5 \text{ g}$$

Concentración por ciento en volumen

$$\% \text{ volumen} = \frac{v \text{ soluto (L)}}{v \text{ disolucion (L)}} \cdot 100$$

¿Qué **porcentaje en volumen** tendrá una disolución obtenida **disolviendo 80mL de metanol en 800mL de agua?**

$$\% \text{ volumen} = \frac{V \text{ soluto}}{V \text{ disolucion}} \cdot 100 \quad \% \text{ masa} = \frac{800}{80+800} \cdot 100 = 9.1\%$$

El alcohol comercial es del **96% en volumen**. ¿qué cantidad de alcohol puro necesitaremos para preparar **750 cm3** de esa disolución?

$$\% \text{ volumen} = \frac{V \text{ soluto}}{V \text{ disolucion}} \cdot 100 \quad \% 96 = \frac{V \text{ soluto}}{750} \cdot 100 \quad V \text{ soluto} = 720 \text{ cm}^3$$

Concentración gramo litro

$$\text{g/L} = \frac{M \text{ soluto (g)}}{v \text{ disolucion (L)}}$$

Se tienen **450mL** de disolución que contiene **30 g** de azúcar.

Calcula: a) concentración g / L

$$\text{g/L} = \frac{M \text{ soluto (g)}}{v \text{ disolucion (L)}} \quad \text{g/L} = \frac{30 \text{ g}}{0.45 \text{ L}} = 66.67 \text{ g/L}$$

B) cantidad de azúcar que hay en **750 cm3** de disolucion

$$\text{g/L} = \frac{M \text{ soluto (g)}}{v \text{ disolucion (L)}} \quad 66.7 = \frac{M \text{ soluto (g)}}{750 \text{ cm}^3 \cdot 1 \text{ L} / 1000 \text{ cm}^3} = 50 \text{ g de azucar}$$

$$1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ L}$$

Densidad g / cm³

$$D = \frac{M \text{ (masa)}}{V \text{ (volumen)}}$$

Un trozo de hierro ocupa un **volumen de 30 cm3** y tien una más de 200 g. a) que densidad tiene el hierro?

$$D = \frac{M}{V} \quad D = \frac{200 \text{ g}}{30 \text{ cm}^3} \quad D = 6.67 \text{ g/cm}^3$$

b) ¿qué masa tenían **500 ml** del mismo hierro?

$$D = \frac{M}{V} \quad M = D \cdot V \quad M = 6.67 \text{ g/cm}^3 \cdot 500 \text{ cm}^3 = 3335 \text{ g}$$

$$500 \text{ ml hay q pasar a cm}^3 = 500 \text{ cm}^3$$

c) ¿qué **volumen** ocupa un trozo de hierro de **un kilo**?

$$D = \frac{M}{V} \quad V = \frac{M}{D} \quad V = \frac{1000 \text{ g}}{6.67 \text{ g/cm}^3} = 150 \text{ cm}^3$$

Molaridad mol/L (M)

$$M = \frac{(mol\ solutu)(n)}{V\ (disolucion)(L)}$$

$$n = \frac{gramos}{peso\ molecular}$$

¿Cuál es la molaridad de una solución de volumen 1200mL que contiene 0.9 gramos de NaCl?

$$n = \frac{gramos}{peso\ molecular} = \frac{0.9g}{Na\ (23)+Cl(35.45)} = 0.0154mol$$

$$M = \frac{(mol\ solutu)(n)}{V\ (disolucion)(L)} = \frac{0.0154\ mol}{1.2L} = 0.013$$

Calcular la molaridad de 2.2 gramos de H3PO4 disueltos en un volumen de 1000mL

$$n = \frac{gramos}{peso\ molecular} = \frac{2.2}{h3(1,3)+P(31)+O4(16,4)} = 0.002$$

$$M = \frac{(mol\ solutu)(n)}{V\ (disolucion)(L)} = \frac{0.002}{1} = 0.002$$

Fracción molar

$$Xi = \frac{Moles\ de\ i\ (xi)}{moles\ totales\ de\ la\ disolucion(nr)}$$

Si sumamos todos los componentes de la disolución el resultado ha de ser 1 E= XA+ XB= 1

En una disolución de 34 g de amoníaco (NH3) y 396g de agua (H2O).

$$34g\ de\ NH_3 \cdot \frac{1mol}{17g} = 2\ mol \quad 396\ g\ de\ H_2O \cdot \frac{1mol}{18g} = 22\ mol$$

Los moles totales son 2 mol de NH3 + 22 mol de H2O = 24 mol

Calcula fracción molar de amoníaco

$$Xi = \frac{xi}{nr} = \frac{2\ mol}{24\ mol} = 1/12$$

Calcula la fracción molar del agua

$$Xi = \frac{xi}{nr} = \frac{22\ mol}{24\ mol} = 11/12$$

Suma de todos sus componentes

$$E = \frac{1}{12} + \frac{11}{12} = \frac{12}{12} = 1$$

Disoluzio bat prestatzen da 33g Ca (OH)2 eta 237 mL ur nahastuz, disoluzioaren bolumen finala 250mL delarik

a) Disoluzioaren ur masa gramotan

$$1dm^3\ de\ H_2O = 1kg \\ 237mL \cdot \frac{0.001\ dm^3}{1mL} \cdot \frac{1kg}{1dm^3} = 0.237kg$$

b) Disoluzioaren dentsitatea g/L tan adierazita

$$D = \frac{M\ (masa)}{V\ (volumen)} = \frac{237g\ de\ H_2O + 33g\ de\ Ca\ (OH)_2}{0.250L} = 1080g/L$$

c) Masa kontzentrazioa g/L tan adierazita

$$g/L = \frac{M\ soluto\ (g)}{v\ disolucion\ (L)} = \frac{33g}{0.250L} = 132g/L$$

d) Disoluzioaren molaritatea

$$n = \frac{gramos}{peso\ molecular} = \frac{33g}{Ca\ (40)+O\ (2.16)+H\ (2.1)} = 0.445mol$$

$$M = \frac{(mol\ solutu)(n)}{V\ (disolucion)(L)} = \frac{0.445mol}{0.250L} = 1.78\ mol/L$$

e) kontzentrazio masa ehunekoetan

$$\% masa = \frac{M\ soluto\ (g)}{M\ disolucion\ (g)} \cdot 100 = \frac{33g}{33g+237g} \cdot 100 = 12.2\%$$

f) solutuaren eta disolbatzailearen frakzio molarrak

$$33g\ de\ Ca\ (OH)_2 = \frac{1mol}{74g} = 0.44mol \quad 237g\ de\ H_2O = \frac{1mol}{18g} = 13.17mol \\ X\ de\ Ca\ (OH)_2 = \frac{Moles\ de\ i\ (xi)}{moles\ totales\ de\ la\ disolucion(nr)} = \frac{0.44mol}{0.44mol+13.17mol} = \frac{0.44}{13.61}$$

30 mL alkohol etiliko 170 mL uretan disolbatzen dira. Zein da alkoholaren % bolumena?

$$\% volumen = \frac{v\ soluto\ (L)}{v\ disolucion\ (L)} \cdot 100 = \frac{0.030L}{0.030+0.170} \cdot 100 = 15\%$$

Aurreko disoluzioa gehiago kontzentratzeko %50 koa bolumetan izateko, zenbat mL alkohol gehitu zaio

$$\% volumen = \frac{v\ soluto\ (L)}{v\ disolucion\ (L)} \cdot 100 = 50\% \quad 50 = \frac{30\ mL + x\ (no\ sabemos\ cuanto\ ha\ aumentado)}{30\ mL + x\ (lo\ q\ a\ ñadimos) + 170\ mL} \cdot 100 \\ 50(200+x) = 100(30+x) \\ 10000+50x=3000+100x \\ 10000-3000=50x \quad x=7000/50 \quad x=140mL$$

1.2L 75 g/ L Na OH disoluzio baten dentsitatea 1060 g/ Lkoa da Eman

$$a) \text{solutu masa} \quad g/L = \frac{M \text{ solutu (g)}}{V \text{ disolucio (L)}} \quad 75g/L = \frac{M \text{ solutu (g)}}{1.2L} \quad 75g/L \cdot 1.2L = M \text{ solutu (g)} \quad M \text{ solutu (g)} = 90g$$

de NaOH

$$b) \text{solutu mol kopurua} \quad n = \frac{\text{gramos}}{\text{peso molecular}} = \frac{90g}{Na(23)+O(16)+H(1)} = 2.25 \text{ mol Na OH}$$

$$c) \text{konzentrazio mol/l tan} \quad M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V \text{ (disolucio)(L)}} = \frac{2.25 \text{ mol}}{1.2(L)} = 1.88 \text{ mol / l}$$

$$d/ \text{konzentrazio \%tan} \quad \% \text{ masa} = \frac{75g}{1060g} \cdot 100 = \%7.07$$

Azido sulfuriko disoluzio kontzentratu (18,5)M baten dentsitatea 1.85g/mLkoa da .**a)Kontzentrazioa %tan**

$$n = \frac{\text{gramos}}{\text{peso molecular}} \quad 1.8 = \frac{\text{gramos}}{H(2(2.1))+S(32)+O(4.16)} \quad \text{gramos} = 1.8 \cdot 98g = 176.4g \quad \% \text{ masa} = \frac{M \text{ solutu (g)}}{M \text{ disolucio (g)}} \cdot 100 = \frac{176.4g}{1850g} \cdot 100 = \%9.8$$

b)Disoluzio honen 5mL tan egongo den azido sulfurikoaren mol -kopurua

$$M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V \text{ (disolucio)(L)}} \quad 18.5 \text{ mol} = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{0.005L} \quad (mol \text{ solutu})(n) = 18.5 \cdot 0.005L \quad (mol \text{ solutu})(n) = 0.0925 \text{ mol}$$

c)Hartu behar den disoluzioaren bolumen 120 g solutu lortzeko

$$n = \frac{120}{98} = 1.22 \text{ mol en 120}$$

$$M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V \text{ (disolucio)(L)}} \quad 1.85 = \frac{1.22}{V \text{ (disolucio)(L)}} \quad V = 1.22/18.5 = 0.065 L$$

2 g kaltzio hidroxido 200 mL uretan disolbatuz, 1,05 g/mL dentsitatea duen disoluzioa prestatu da. Atera lorturiko disoluzioaren molaritatea eta masa portzentajea. 0,14 mol/L; %1

$$g/L = \frac{M \text{ solutu (g)}}{V \text{ disolucio (mL)}} \quad 1.05 = \frac{2g}{V \text{ (mL)}} \quad V(L) = \frac{2g}{1.05 \frac{(g)}{(mL)}} = 1904.75 \text{ mL disoluzioa} = 1.90475 L$$

$$n = \frac{\text{gramos}}{\text{peso molecular}} = \frac{2g \text{ Ca(OH)}_2}{Ca(40)+O(2.16)+H(2.1)} = 0.027027 \text{ mol}$$

$$M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V \text{ (disolucio)(L)}} = \frac{0.027027 \text{ mol}}{1.90475L} = 0.14 \text{ mol/L}$$

$$200mL \cdot \frac{0.001 dm^3}{1mL} \cdot \frac{1kg}{1000} = 200g$$

$$\% \text{ masa} = \frac{M \text{ solutu (g)}}{M \text{ disolucio (g)}} \cdot 100 = \frac{2(g)}{200g+2g(g)} \cdot 100 = \%1$$

Zenbat gramo potasio fosfato behar dira 3 M den disoluzio baten 700 mL prestatzeko? 442,2 g

$$M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V \text{ (disolucio)(L)}} \quad 3M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{0.700(L)} \quad n = 3M \cdot 0.700 = 2.1 \text{ mol}$$

$$n = \frac{\text{gramos}}{\text{peso molecular}} \quad 2.1 \text{ mol} = \frac{\text{gramos}}{K(2.39)+H(1)+P(30)+O(4.16)} \quad 2.1 \cdot 173g =$$

40 g alkohol etiliko (C2H6O) uretan disolbatu dira 250 cm3 disoluzio bete arte. Zein da disoluzioaren molaritatea? 3.47 mol/L

$$250 \text{ cm}^3 = 0.00025 \text{ m}^3 = 0.00025L$$

$$n = \frac{\text{gramos}}{\text{peso molecular}} = \frac{40}{C(2.12)+H(6.1)+O(16)} = 0.8695 \text{ mol}$$

$$M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V \text{ (disolucio)(L)}} = \frac{0.8695 \text{ mol}}{0.00025L} = 3.47 \text{ mol/L}$$

8 g estrontzio bromuro uretan disolbatuz 0,6 L-ko bolumena duen disoluzioa prestatu dugu. Zein da bere molaritatea? 0.054 mol/L

$$n = \frac{\text{gramos}}{\text{peso molecular}} = \frac{8g}{Sr(87)+Br(2.79)} = 0.00326 \text{ mol}$$

$$M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V \text{ (disolucio)(L)}} = \frac{0.00326 \text{ mol}}{0.6L} = 0.054 \text{ mol/Lmol/}$$

Potasio perkloratoaren disolbagarritasuna uretan 0,75 g/100 mL-koa da 0°C-tan. Zein izango da tenperatura berean, gatz horren disoluzio asearen molaritatea? (disolbatzailearen eta disoluzioaren bolumena berdintzat hartu). 0.054 M

Masa molarra: 39,1+35,5+64=138,6 g

$$\text{Mol kopurua} = \frac{\text{disolbatutako masa (g)}}{\text{masa molarra (g/mol)}} = \frac{0.75}{138.6} = 0.00541 \text{ mol}$$

$$\text{Molaritatea (M)} = \frac{\text{mol kopurua (mol)}}{\text{bolumena (L)}} = \frac{0.00541}{0.1} = 0.0541 \text{ M}$$

50 mL eter etiliko ((C2H5)2O) (d=0,71 g/mL) etanoletan disolbatzen dira 100 mL-ko disoluzioa lortu arte. Zein da eterraren molaritatea? 4.8 mol/L

$$D = \frac{M \text{ (masa)}}{V \text{ (volumen)}} \quad 0.71g/mol = \frac{\text{masa}}{50mL} \quad \text{masa} = 0.71g/mol \cdot 50mL = 35.5g$$

$$n = \frac{\text{gramos}}{\text{peso molecular}} = \frac{35.5g}{C(4.12)+H(10.1)+O(16)} = 0.47977 \text{ mol}$$

$$M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V \text{ (disolucio)(L)}} = \frac{0.47977 \text{ mol}}{0.1L} = 4.7977 \text{ mol/L}$$

Azido nitriko komertziala %70-koa masan den ur-disoluzioa da. Bere dentsitatea 1,42 g/cm³ bada, zein da bere molaritatea? 15,8 mol/L

$$1,42 \text{ g/cm}^3 = \frac{1 \text{ cm}^3}{1000 \text{ dm}^3} = 0.000142 \text{ g/L}$$

$$g/L = \frac{M \text{ soluto (g)}}{V \text{ disolucio} (mL)} \quad 0.000142 \frac{(g)}{V(L)} = \frac{\text{masa solutu}}{1 L} \quad m \text{ solutu} = 0.000142 \text{ g} \quad \%70 = 994 \text{ g}$$

$$n = \frac{\text{peso molecular}}{\text{masa solutu}} = \frac{994 \text{ g}}{H(1) + N(14) + O(3 \cdot 16)} = 15.8 \text{ mol solutu}$$

$$M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V \text{ (disolucio)} (L)} = \frac{15.8 \text{ mol}}{1(L)} = 15.8 \text{ M}$$

3 M den azido azetikozko (C₂H₄O₂) disoluzioa dugu. Bere dentsitatea 1,1 g/mL-koa bada, zein da solutu masa portzentajea? %16,4; azetiko

$$1,1 \text{ g/mL} = \frac{1 \text{ mL}}{0.0001 L} = 1100 \text{ g/L}$$

$$M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V \text{ (disolucio)} (L)} \quad 3 = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{1(L)} \quad m = 3 \text{ mol}$$

$$n = \frac{\text{peso molecular}}{\text{masa solutu}} \quad 3 = \frac{\text{gramos}}{C(2 \cdot 12) + H(4 \cdot 1) + O(2 \cdot 16)} \quad \text{gramos} = 3 \cdot 60 = 180 \text{ g}$$

$$\% \text{ masa} = \frac{M \text{ soluto (g)}}{M \text{ disolucio} (g)} \cdot 100 = \frac{180}{1100} \cdot 100 = \%16.4$$

500 mL disoluzioan zenbat gramo azido puru egongo dira? 90 g azido

$$3M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V} \quad n = 3M \cdot 0.5L \quad n = 1.5 \text{ mol}$$

$$n = \frac{\text{gramos}}{\text{peso molecular}} \quad 1.5 \text{ mol} = \frac{\text{gramos}}{60} \quad g = 1.5 \cdot 60 = 90 \text{ g}$$

5 L HCl 2 M prestatu nahi dugu eta dugun HCl %40-koa da masan eta bere dentsitatea 1,2 g/mL-koa. Disoluzio honen zein bolumen hartu beharko dugu? 760 mL

$$1,2 \text{ g/mL} = \frac{1 \text{ mL}}{0.0001 L} = 1200 \text{ g/L}$$

$$M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V \text{ (disolucio)} (L)} \quad 2 = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{5(L)} \quad n = 2 \cdot 5 = 10 \text{ mol HCl}$$

$$n = \frac{\text{peso molecular}}{\text{masa solutu}} \quad 10 = \frac{\text{gramos}}{H(1) + Cl(35.5)} \quad g = 10 \cdot 36.5 = 365 \text{ g}$$

$$\% \text{ masa} = \frac{M \text{ soluto (g)}}{M \text{ disolucio} (g)} \cdot 100 \quad \%40 = \frac{365 \text{ g}}{M \text{ disolucio} (g)} \quad m \text{ disolucio} = \frac{365 \text{ g}}{0.40} = 912.5 \text{ g}$$

$$D = \frac{M \text{ (masa)}}{V \text{ (volumen)}} \quad 1.2 = \frac{912.5}{V \text{ (volumen)}} \quad v = \frac{912.5}{1.2} = 760.4 \text{ mL}$$

0,1 M den HCl-zko disoluzio baten 0,5 L prestatu nahi dira. Horretarako %36 masan eta dentsitatea 1,19 g/mL dituen HCl-zko disoluzioa dugu. Zein da hartu beharko dugun bolumena hasierako disoluzioa prestatzeko? Nola prestatuko zenuke?

$$M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V \text{ (disolucio)} (L)} \quad 0.1 = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{0.5(L)} \quad n = 0.5 \cdot 0.1 = 0.05 \text{ mol HCl}$$

$$n = \frac{\text{peso molecular}}{\text{masa solutu}} \quad 0.05 = \frac{\text{gramos}}{H(1) + Cl(35.5)} \quad g = 0.05 \cdot 36.5 = 1.83 \text{ g}$$

$$\% \text{ masa} = \frac{M \text{ soluto (g)}}{M \text{ disolucio} (g)} \cdot 100 \quad \%36 = \frac{1.83 \text{ g}}{M \text{ disolucio} (g)} \quad m \text{ disolucio} = \frac{1.83 \text{ g}}{0.36} = 5.08 \text{ g}$$

$$D = \frac{M \text{ (masa)}}{V \text{ (volumen)}} \quad 1.19 = \frac{5.08}{V \text{ (volumen)}} \quad v = \frac{5.08}{1.19} = 4.27 \text{ mL}$$

105 ml ur, amoniako gazez asetu dira. Lortutako disoluzioaren dentsitatea 0,9 g/mL-koa eta masa portzentajea % 30-ekoa dira. Kalkula itzazu:

a) Disolbatutako amoniako kantitatea. 45 g NH₃

$$m_{\text{disoluzio}} = \text{Dentsitatea} \times \text{Bolumena} \quad m_{\text{disoluzio}} = 0.9 \text{ g/mL} \times 105 \text{ mL} = 94.5 \text{ g}$$

$$m_{\text{NH}_3} = m_{\text{disoluzio}} \times \frac{m_{\text{NH}_3} \%}{100} = 94.5 \text{ g} \times \frac{30}{100} = 28.35 \text{ g}$$

b) Lortutako disoluzio bolumena. 166,7 mL disoluzio

$$m_{\text{disoluzio}} = \frac{m_{\text{NH}_3}}{m_{\text{NH}_3} \% / 100} = \frac{45 \text{ g}}{30 / 100} = 150 \text{ g}$$

$$V = \frac{m_{\text{disoluzio}}}{d} = \frac{150 \text{ g}}{0.9 \text{ g/mL}} = 166.7 \text{ mL}$$

35 g uretan 5 g hidrogeno kloruroa disolbatu dira. Prestatuko disoluzioaren dentsitatea 1,06 g/mL-koa da. Kalkula itzazu:

a) masa-portzentajea %12,5

$$\% \text{ masa} = \frac{5}{35 + 5} \cdot 100 = \%12.5$$

b) Molaritatea. 3,63 mol/L

$$D = \frac{M \text{ (masa)}}{V \text{ (volumen)}} \quad 1.06 = \frac{5}{V \text{ (volumen)}} = \frac{5}{1.06} = 4.7169 \text{ mL} = 0.0047169 \text{ L}$$

$$n = \frac{\text{peso molecular}}{\text{masa solutu}} \quad n = \frac{5}{H(1) + Cl(35.5)} = 0.13698 \text{ mol}$$

$$M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V \text{ (disolucio)} (L)} =$$

Nola prestatuko zenuke %20 masan eta dentsitatea 1,22 g/mL-koa duen sodio hidroxidozko disoluzioaren 2L. Zein da disoluzio horren molaritatea?; 6,1 mol/L; 244 g/L

$$1,22 \frac{(g)}{(mL)} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{0.001 L} = 1220 \frac{(g)}{(L)}$$

$$g/L = \frac{M \text{ soluto (g)}}{V \text{ disolucio} (mL)} \quad 1220 = \frac{M \text{ soluto (g)}}{2 L} \quad g = 1220 \cdot 2 = 2440 \text{ g}$$

$$\% \text{ masa} = \frac{M \text{ soluto (g)}}{M \text{ disolucio} (g)} \cdot 100 \quad \%20 = \frac{2440 \text{ g}}{M \text{ disolucio} (g)} \quad m \text{ disoluzio} = 2440 \cdot 0.20 = 488 \text{ g}$$

$$n = \frac{\text{gramos}}{\text{peso molecular}} \quad n = \frac{488}{Na(23) + O(16) + H(1)} = 12.2 \text{ mol}$$

$$M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V \text{ (disolucio)} (L)} = \frac{12.2}{2(L)} = 6.1 \text{ mol / l}$$

El ácido clorhídrico usado en un laboratorio tiene una concentración de masa de 37% y 1.18 g/ cm³ de densidad. Un alumno ha cogido 8.4 mL de HCl y los ha mezclado con agua hasta conseguir una disolución de 250 mL

a) molaridad

DATOS	Pasamos a m ³	$8,4 \text{ mL} = \frac{8,4}{1000} \text{ L} = \frac{8,4}{1000} \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$
	Pasamos presión a g/ m ³	$1.18 \text{ g/ cm}^3 = 1180 \text{ kg/ m}^3$
	El peso molecular de HCl	36,46084 gr/mol
	Formula de la densidad	$D = \frac{M}{V} \quad M = D \cdot V \quad M = \frac{8,4}{1000} \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \cdot 1180 \text{ kg/ m}^3 = 0.009912 \text{ kg}$
	Hacemos el porcentaje %37	$0.00366744 \text{ kg de HCl} - 0.00366744 \cdot 10^3 \text{ g} = 3.66744 \text{ g}$
	Sacar los moles	$n = \frac{\text{gramos}}{\text{peso molecular}} = \frac{0.00366744 \cdot 10^3 \text{ g}}{36,46084 \text{ gr/mol}} = 0,10058724 \text{ mol HCl}$
	Sacamos la molaridad	$M = \frac{n}{V (\text{disolucion})(L)} = \frac{0,10058724 \text{ mol HCl}}{0,25 \text{ L}} = 0.402342897 \text{ M}$

b) Si sumamos la disolución anterior la suma de 2M de HCl 25 mL molaridad

Sacamos la moles	$M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V (\text{disolucion})(L)} \quad 2 = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{0,025 \text{ L}} \quad n = 2 \cdot 0,025 = 0,050 \text{ mol}$
Sacamos gr de soluto	$n = \frac{\text{gramos}}{\text{peso molecular}} \quad 0,050 \text{ mol} = \frac{m}{36,46084 \text{ g}} \quad m = 0,050 \cdot 36,46084 \text{ g} = 1,823042 \text{ g}$
Total de HCl	$3.66744 \text{ g} + 1,823042 \text{ g} = 5,490482 \text{ g}$
Volumen total	$250 \text{ mL} + 25 \text{ mL} = 275 \text{ mL} = 0.275 \text{ L}$
Moles	$n = \frac{\text{gramos}}{\text{peso molecular}} = \frac{5,490482 \text{ g}}{36,46084 \text{ gr/mol}} = 0.150585724 \text{ mol}$
Molaridad	$M = \frac{(mol \text{ solutu})(n)}{V (\text{disolucion})(L)} = \frac{0.150585724 \text{ mol}}{0,275 \text{ L}} = 0.547584452 \text{ M}$

Azido sulfurikoaren %60-ko disoluzio baten 50g-tan, zenbat gramo azido sulfuriko puru dago?

$$\text{Masa azido sulfurikoa} = \frac{60}{100} \times 50 = 30 \text{ g}$$

Sodio kloratota 2M den disoluzio baten 50 mL-tan, zenbat gramo dago?

$$\text{Masa (g)} = M \times V \times \text{peso molarra} \quad \text{Masa} = 2 \text{ mol/L} \times 0.05 \text{ L} \times 106.44 \text{ g/mol} = 10.65 \text{ g}$$

Amoniakota 0,001M den disoluzio batean, zein bolumenetan dago 3×10^{18} molekula?

$$V (\text{L}) = \frac{\text{molekulak}}{N_A \times \text{Molaritatea}} \quad V = \frac{3 \times 10^{18}}{6.022 \times 10^{23} \times 0.001} = 5 \times 10^{-3} \text{ L} = 1.67 \text{ mL}$$

Amonio kloruroaren 2,5 g 125 cm³-tan disolbatzen dira. Kalkula ezazu disoluzioaren molartasuna.

$$M = \frac{\text{masa (g)}}{\text{peso molarra (g/mol)} \times \text{bolumena (L)}} \quad M = \frac{2.5}{53.49 \times 0.125} = 0.37 \text{ M}$$

Potasio kloruroaren 10 g uraren 51 g-tan disolbatzen dira. Kalkula ezazu disoluzioaren osagaien masa-portzentaia.

$$\% = \frac{\text{masa solutua (g)}}{\text{masa totala (g)}} \times 100 \quad \% = \frac{10}{61} \times 100 = 16.39\%$$

%19,7-ko kontzentrazioa duen sodio hidroxidoaren disoluzioaren 200 g prestatu nahi dira. Kalkula ezazu uraren eta hidroxidoaren zenbat gramo behar diren.

$$\text{Solutuaren masa (g)} = \% \times \text{masa totala (g)} \quad \text{Ura (g)} = \text{masa totala (g)} - \text{solutuaren masa (g)}$$

$$\text{Solutuaren masa} = \frac{19.7}{100} \times 200 = 39.4 \text{ g} \quad \text{Ura} = 200 - 39.4 = 160.6 \text{ g}$$

Alkohol etilikoaren 40 g disoluzioaren 250 mL-tan disolbatzen dira. Kalkula ezazu disoluzioaren molartasuna.

$$M = \frac{\text{masa (g)}}{\text{peso molarra (g/mol)} \times \text{bolumena (L)}} \quad (\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 46.07 \text{ g/mol} \quad M = \frac{40}{46.07 \times 0.25} = 3.5 \text{ M}$$

Estrontzio bromuroaren 8.07 g behar den uraren kantitatean disolbatu ondoren, disoluzioaren bolumena 0.6 L-koa da. Kalkula ezazu bere molartasuna.

$$M = \frac{\text{masa (g)}}{\text{peso molarra (g/mol)} \times \text{bolumena (L)}} \quad (\text{SrBr}_2) = 247.52 \text{ g/mol} \quad M = \frac{8.07}{247.52 \times 0.6} = 0.054 \text{ M}$$

0.71 g/mL-ko dentsitatea duen eter etilikoaren 50 mL alkohol etilikota disolbatu dira, disoluzioaren 100 mL-ko bolumenaraino. Zein da disoluzio honen molartasuna?

$$M = \frac{\text{masa solutua (g)}}{\text{peso molarra (g/mol)} \times \text{bolumena (L)}} \quad (\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}) = 74.12 \text{ g/mol}$$

$$\text{masa solutua} = \text{bolumena} \times \text{dentsitatea} = 50 \text{ mL} \times 0.71 \text{ g/mL} = 35.5 \text{ g} \quad M = \frac{35.5}{74.12 \times 0.1} = 4.8 \text{ M}$$

%30 eta 0.71 g/mL-ko dentsitatea duen azido azetikoaren disoluzioa dugu. Kalkula ezazu zein bolumen duen azidoaren 60 g-k.

$$\text{Bolumena (mL)} = \frac{\text{masa totala (g)}}{\% \text{ kontzentrazioa} \times \text{dentsitatea (g/mL)}} \quad \text{Bolumena} = \frac{60}{\frac{30}{100} \times 0.71} = 281.7 \text{ mL}$$

Potasio kloratoaren disoluzio baten 20 cm³-ko bolumenak 21 g-ko masa du. Kalkula ezazu bere konposizioa, masa-portzentaia eta g/L-tan adierazita, ur guztia lurrindu ondoren, 1.45 g-ko gatz hondakina lortzen dela jakinda.

$$\% = \frac{\text{solutuaren masa (g)}}{\text{disoluzioaren masa (g)}} \times 100 \quad \% = \frac{1.45}{21} \times 100 = 6.9\% \quad \text{g/L} = \frac{\text{solutuaren masa (g)}}{\text{bolumena (L)}} \quad \text{g/L} = \frac{1.45}{0.02} = 72.5 \text{ g/L}$$

Azido nitriko komertziala %70 eta 1.42 g/cm³-ko dentsitatea dituen ur-disoluzioa da. Kalkula ezazu bere kontzentrazio molarra.

$$M = \frac{\text{masa totala (g)}}{\text{peso molarra (g/mol)} \times \text{bolumena (L)}} \quad (\text{HNO}_3) = 63.01 \text{ g/mol.} \quad \% \times \text{dentsitatea} = 0.7 \times 1.42 \times 1000 = 994 \text{ g}$$

$$M = \frac{994}{63.01} = 15.8 \text{ M}$$

Determina ezazu azido azetikoaren %5 eta 1.005 g/mL-ko dentsitatea dituen ozpinaren molartasuna.

$$M = \frac{\text{masa totala (g)}}{\text{peso molarra (g/mol)} \times \text{bolumena (L)}} \quad \% \times \text{dentsitatea} = 0.05 \times 1.005 \times 1000 = 50.25 \text{ g} \quad M = \frac{50.25}{60.05} = 0.84 \text{ M}$$

Kalkula ezazu %30-ko hidroxido kuprikoaren zenbat gramo behar diren, 2M den disoluzio baten 250 mL prestatzeko.

$$n = M \times V \quad n = 2 \times 0.250 = 0.5 \text{ mol} \quad \text{Masa molarra} = 63.55 + (2 \times 16.00) + (2 \times 1.008) = 63.55 + 32.00 + 2.016 = 97.566 \text{ g/mol}$$

$$\text{Masa} = n \times \text{masa molarra} \quad \text{Masa} = 0.5 \times 97.566 = 48.783 \text{ g} \quad \text{Masa disoluzioa} = \frac{\text{Masa solutua}}{\%} = \frac{48.783}{0.30} = 162.61 \text{ g}$$

Determina ezazu azido perklorikoaren disoluzio baten molartasuna, %35-ko masa-portzentaia eta 1.252 g/mL-ko dentsitatea dituela kontuan izanik.

$$M = \frac{\text{masa totala (g)}}{\text{peso molarra (g/mol)} \times \text{bolumena (L)}} \quad \% \times \text{dentsitatea} = 0.35 \times 1.252 \times 1000 = 438.2 \text{ g} \quad M = \frac{438.2}{100.46} = 4.36 \text{ M}$$

Kalkula ezazu azido klorhidrikoaren disoluzio baten kontzentrazioa g/L-tan, %35,4-ko masa-portzentaia eta 1,18 g/cc-ko dentsitatea dituela jakinda.

$$\text{Kontzentrazioa (g/L)} = \% \times \text{dentsitatea} \times 1000 \quad \text{Kontzentrazioa (g/L)} = 0.354 \times 1.18 \times 1000 = 417.72 \text{ g/L}$$

Azido sulfurikotan 0.6M den disoluzio baten 500 mL prestatu nahi dira. Kalkula ezazu %96-ko eta 1.8 g/mL-ko azido sulfuriko komertzialaren zer bolumen hartu behar izango den, aipaturiko disoluzioa prestatzeko.

$$\text{Azido sulfuriko puruaren masa (g)} = M \times \text{peso molarra (g/mol)} \times \text{bolumena (L)} \quad (\text{H}_2\text{SO}_4) = 98.08 \text{ g/mol.} \quad \text{Masa (g)} = 0.6 \times 98.08 \times 0.5 = 29.424 \text{ g}$$

$$\text{Bolumena (mL)} = \frac{\text{solutuaren masa (g)}}{\% \times \text{dentsitatea}} \quad \text{Bolumena} = \frac{29.424}{0.96 \times 1.8} = 17.05 \text{ mL}$$

4 atm-tan eta 17 °C-tan neurturiko hidrogeno kloruroaren 1,75 L-ko bolumena uraren 35 g-tan disolbatzen da. Suertatutako disoluzioak 1,06 g/cc-ko dentsitatea du. Zein da bere molartasuna?

$$n = \frac{P \times V}{R \times T} \quad P=4\text{atm}, V=1.75\text{L}, R=0.082\text{LT}=17+273=290\text{K.} \quad n = \frac{4 \times 1.75}{0.082 \times 290} = 0.293 \text{ mol} \quad M = \frac{n}{\text{bolumena (L)}}$$

$$V = \frac{\text{masa totala}}{\text{dentsitatea}} = \frac{35 + (0.293 \times 36.46)}{1.06} = 0.0438 \text{ L.} \quad M = \frac{0.293}{0.0438} = 6.69 \text{ M}$$

Azido sulfurikotan 3M den disoluzioaren 10L prestatu nahi dira; laboratorioran dagoen azidoak %92,7-ko masa-portzentaia eta 1,827 g/cc-ko dentsitatea ditu. Aipa itzazu eman behar izango diren urratsak.

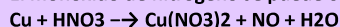
$$\text{Masa (g)} = M \times \text{peso molarra (g/mol)} \times \text{bolumena (L)} \quad \text{Masa (g)} = 3 \times 98.08 \times 10 = 2942.4 \text{ g} \quad \text{Bolumena (L)} = \frac{\text{masa (g)}}{\% \times \text{dentsitatea}}$$

$$\text{Bolumena} = \frac{2942.4}{0.927 \times 1.827} = 1.74 \text{ L}$$

1. Razone la certeza o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Todas las reacciones de combustión son procesos redox.
- El agente oxidante es la especie que dona electrones en un proceso redox.
- El ánodo, en una pila, es el electrodo en el que se lleva a cabo la oxidación.
 - Verdadero. En las reacciones de combustión se producen los óxidos correspondiente a los elemento que forman parte de la sustancia a quemar, esto provoca que cambien sus números de oxidación.
 - Falso. El agente oxidante es la especie que se reduce y por tanto, acepta los electrones de la especie que se oxida.
 - Verdadero. El ánodo, ya sea una pila o una célula, es siempre donde se produce la oxidación.

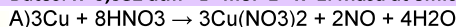
El monóxido de nitrógeno se puede obtener según la siguiente reacción:



a) Ajuste por el método del ion-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.

b) Calcule la masa de cobre que se necesita para obtener 5 litros de NO medidos a 750 mm de Hg y 40°C.

Datos: R=0,082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹. Masa atómica: Cu=63,5.

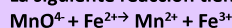


$$750 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,98 \text{ atm} \quad T(\text{K}) = 40^\circ\text{C} + 273 = 313 \text{ K}$$

$$n_{\text{NO}} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,98 \cdot 5}{0,082 \cdot 313} = 0,19 \text{ moles NO}$$

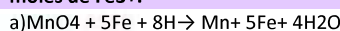
$$0,19 \text{ moles NO} \cdot \frac{3 \text{ moles Cu}}{2 \text{ moles NO}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ moles Cu}} = 18,31 \text{ gramos Cu}$$

La siguiente reacción tiene lugar en medio ácido:



a) Ajuste la reacción iónica por el método del ion-electrón.

b) Calcule la molaridad de una disolución de KMnO₄, sabiendo que a partir de 50 mL de la misma se pueden obtener 0,34 moles de Fe³⁺.



$$0,34 \text{ moles Fe}^{2+} \cdot \frac{1 \text{ mol MnO}_4^-}{5 \text{ moles Fe}^{3+}} = 0,068 \text{ moles MnO}_4^-$$

$$M = \frac{0,068 \text{ moles MnO}_4^-}{0,05 \text{ litros}} = 1,36 \text{ molar}$$

B)

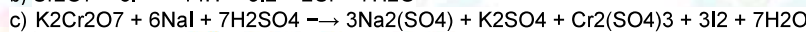
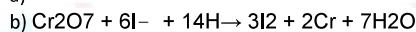
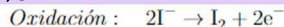
El dicromato de potasio oxida al yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico formándose, entre otros, sulfato de sodio, sulfato de potasio, sulfato de cromo (III) y yodo molecular.

a) Formule las semirreacciones de oxidación y reducción.

b) Formule la reacción iónica y diga cuáles son las especies oxidante y reductora.

c) Formule la reacción molecular.

d) Si tenemos 120 mL de disolución de yoduro de sodio y se necesitan para su oxidación 100 mL de disolución de dicromato de potasio 0,2 M, ¿cuál es la molaridad de la disolución de yoduro de sodio?



$$0,1 \text{ litros } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{0,2 \text{ moles } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ litro}} \cdot \frac{6 \text{ moles NaI}}{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,12 \text{ moles NaI}$$

$$M = \frac{0,12 \text{ moles NaI}}{0,12 \text{ litros}} = 1 \text{ molar}$$

d)

¿Cuántos gramos de oxígeno habra en 0,5 moles de fosfato cálcico, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$?

$$0,5 \text{ moles de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \frac{310 \text{ g } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ mol de } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \cdot \frac{128 \text{ g } \text{O}_2}{310 \text{ g } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 64 \text{ g de } \text{O}_2$$

El cloruro de hierro (II) reacciona con el bario para dar cloruro de bario y hierro, según la reacción:



Si se hacen reaccionar 50 gramos de FeCl con 25 gramos de bario, calcula:

a) ¿Cuál de los reactivos es el limitante?

b) ¿Cuántos gramos de hierro se obtienen?

c) ¿Cuántos moles de cloruro de bario se obtienen?

a) $50 \text{ g FeCl}_2 \cdot \frac{137,3 \text{ g Ba}}{127 \text{ g FeCl}_2} = 54,05 \text{ g Ba}$; $25 \text{ g de Ba} \cdot \frac{127 \text{ g FeCl}_2}{137,3 \text{ g Ba}} = 23,12 \text{ g Fe}$

El reactivo limitante es el Ba y sobran $50 - 23,12 = 26,87 \text{ g de Fe}$.

b) $25 \text{ g Ba} \cdot \frac{56 \text{ g Fe}}{137,3 \text{ g Ba}} = 10,2 \text{ g de Fe}$

c) $25 \text{ g Ba} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba}}{137,3 \text{ g Ba}} \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{1 \text{ mol Ba}} = 0,18 \text{ moles de BaCl}_2$

Se queman 20 L de sulfuro de hidrógeno en presencia de oxígeno para dar dióxido de azufre (II) y agua.

a) Escribe la reacción ajustada.

b) Determina el volumen de oxígeno medido a 0 °C Y 760 mmHg, necesario para quemar los 20 L de H₂S.

La ecuación ajustada es: $\text{H}_2\text{S} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Como estamos en c.n aplicamos directamente: $20 \text{ L} \cdot \frac{3}{2} \cdot \frac{22,4 \text{ L O}_2}{22,4 \text{ L H}_2\text{S}} = 30 \text{ L de O}_2$

El dióxido de manganeso reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de manganeso (II), agua y cloro molecular. Si queremos obtener 100 L de cloro, medidos a 24 °C Y 740 mmHg de Hg de presión, calcula:

a) Los gramos de dióxido de manganeso y el volumen de un ácido clorhídrico comercial del 30% de riqueza y 1,15 g/mL de densidad que se necesitan.

b) Las moléculas de agua formadas en el proceso.

a) Los gramos de Cl₂ que se quieren obtener son: $0,97 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L} = \frac{9}{71} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 297 \text{ K}$

de donde g Cl₂ = 283,5.

$283,8 \text{ g de Cl}_2 \cdot \frac{86,9 \text{ g MnO}_2}{71 \text{ gr de Cl}_2} = 347,5 \text{ g de MnO}_2$

$283,8 \text{ g de Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,15 \text{ g disolución}} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{30 \text{ g de Cl}_2} = 822,6 \text{ mL de disolución}$

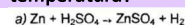
b) $283,8 \text{ g de Cl}_2 \cdot \frac{2 \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O}}{71 \text{ gr de Cl}_2} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} = 4,8 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2\text{O}$

El cinc reacciona con ácido sulfúrico para dar sulfato de cinc e hidrógeno. Calcula:

a) La reacción ajustada.

b) ¿Qué cantidad de ZnSO₄ se obtendrá al reaccionar 50 gramos de Zn con H₂SO₄ en exceso?

c) ¿Qué volumen de H₂ se obtendrá con los 50 g de Zn si la reacción tiene lugar a 710 mmHg de presión y 20 °C de temperatura?



b) $50 \text{ g de Zn} \cdot \frac{163,4 \text{ g ZnSO}_4}{65,4 \text{ g de Zn}} = 12,5 \text{ g ZnSO}_4$

c) $50 \text{ g de Zn} \cdot \frac{2 \text{ g H}_2}{65,4 \text{ g de Zn}} = 1,53 \text{ g H}_2$; $V = \frac{1,53}{710} \cdot \frac{0,082 \cdot 293}{760} = 19,7 \text{ L de H}_2$

Al descomponerse por la acción del calor el clorato potásico se obtiene cloruro potásico y oxígeno, según la reacción: $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$. Calcula:

a) El volumen de oxígeno que podemos obtener a partir de 100 gramos de clorato potásico, sabiendo que la presión es de 700 mmHg y la T = 23 °C.

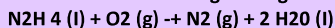
b) Los gramos de KCl obtenidos.

$$A \quad 100 \text{ g de } \text{KClO}_3 \cdot \frac{3 \cdot 32 \text{ g de } \text{O}_2}{2 \cdot 122,5 \text{ g } \text{KClO}_3} = 39,2 \text{ g de } \text{O}_2$$

$$\text{Aplicamos } p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad V = \frac{39,2 \text{ g } \text{O}_2 \cdot 0,082 \text{ atm } \cdot \text{L/mol } \cdot \text{K} \cdot 296 \text{ K}}{700 / 760 \text{ atm} \cdot 32 \text{ g/mol}} = 32,3 \text{ L de } \text{O}_2$$

$$b) \quad 100 \text{ g de } \text{KClO}_3 \cdot \frac{2 \cdot 74,5 \text{ g de } \text{KCl}}{2 \cdot 122,5 \text{ g } \text{KClO}_3} = 60,8 \text{ g de } \text{KCl}$$

La hidracina, N_2H_4 , se utiliza como combustible de muchos cohetes debido a la gran cantidad de energía que se desprende al reaccionar con el oxígeno según la reacción:



En el depósito de un cohete se ponen 20 kg de hidracina. ¿Qué cantidad de oxígeno se deberá transportar para garantizar que se consuma toda la hidracina?

$$20000 \text{ g de } \text{N}_2\text{H}_4 \cdot \frac{32 \text{ g de } \text{O}_2}{32 \text{ g de } \text{N}_2\text{H}_4} = 20000 \text{ g de } \text{O}_2 = 20 \text{ kg de } \text{O}_2$$

La gasolina es una mezcla de hidrocarburos, aunque se considera que su composición media es la del octano (C_8H_{18}) y su densidad es 0,76 g/mL. Calcula el volumen de aire, medido a 20°C y presión atmosférica 1 atm que se necesita para la combustión completa de un depósito de 40 litros de gasolina.

Dato: el aire tiene un 20% en volumen de oxígeno.

$$40 \text{ L } \text{C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{0,76 \text{ g de } \text{C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ mL de } \text{C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{1000 \text{ mL de } \text{C}_8\text{H}_{18}}{1 \text{ L de } \text{C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{5 \cdot 32 \text{ g de } \text{O}_2}{44 \text{ g de } \text{C}_8\text{H}_{18}} = 110554 \text{ g de } \text{O}_2$$

$$1 \text{ atm } \cdot V = \frac{110554 \text{ g de } \text{O}_2}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol de } \text{O}_2}} \cdot 0,082 \frac{\text{atm } \cdot \text{L}}{\text{mol } \cdot \text{K}} \cdot 293 \text{ K}$$

$$83000 \text{ L de } \text{O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L de aire}}{20 \text{ L de } \text{O}_2} = 415000 \text{ L de aire} = 415 \text{ m}^3 \text{ de aire}$$

Escribe el factor de conversión que utilizarías para calcular:

a) Los gramos de cloro que hay en 2,5 moles de dicho gas.

b) Los moles de cloro que existen en 5 L de dicho gas medidos a 20°C y 1 atm de presión

$$a) \quad 2,5 \text{ moles de } \text{Cl}_2 \cdot \frac{71 \text{ g de } \text{Cl}_2}{1 \text{ mol de } \text{Cl}_2} = 177,5 \text{ g de cloro}$$

b) Sabemos que 1 mol de Cl_2 en c.n. son 22,4 L. Calculamos el volumen de 1 mol de Cl_2 en las condiciones de trabajo aplicando:

$$\frac{1 \cdot 22,4}{273} = \frac{1 \cdot V}{293}, \text{ de donde } V = 24 \text{ L}$$

Así pues el factor de conversión que aplicaríamos será:

$$5 \text{ L de } \text{Cl}_2 (20^\circ\text{C}, 1 \text{ atm}) \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Cl}_2}{24 \text{ L de } \text{Cl}_2 (20^\circ\text{C}, 1 \text{ atm})} = 0,21 \text{ moles de } \text{Cl}_2$$

El amoníaco se puede obtener haciendo reaccionar NaOH con cloruro amónico, según la siguiente reacción: $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{s}) + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + \text{NaCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$. ¿Cuántos gramos de una muestra de cloruro amónico que tiene un 20% de impurezas serán necesarios para obtener 1 L de amoníaco medido a 20°C y 700 mmHg?

$$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}. \text{ El litro de } \text{NH}_3 \text{ medido en c.n. es: } \frac{700}{760} \cdot 1 = \frac{9}{17} \cdot 0,082 \cdot 293;$$

de donde g de $\text{NH}_3 = 0,65 \text{ g}$

$$0,65 \text{ g de } \text{NH}_3 \cdot \frac{53,5 \text{ g } \text{NH}_4\text{Cl}}{17 \text{ g } \text{NH}_3} \cdot \frac{100}{80} = 2,56 \text{ g de } \text{NH}_4\text{Cl}$$

a. Mezclamos 300 mL de una disolución 1,8 M con 200 mL de una disolución 2,7 M del mismo soluto. Calcular la molaridad de la mezcla.

$$a. \quad 0,3 \cdot 1,8 + 0,2 \cdot 2,7 = (0,3 + 0,2) \cdot x \rightarrow x = 2,16 \text{ M}$$

b. Mezclamos 400 mL de una disolución de molaridad desconocida con medio litro de una disolución 3 M del mismo soluto. Si la molaridad de la mezcla es 2,6 M. Calcular la molaridad de la primera disolución.

$$b. \quad 0,4 \cdot x + 0,5 \cdot 3 = (0,4 + 0,5) \cdot 2,6 \rightarrow x = 2,1 \text{ M}$$

c. Mezclamos una cantidad desconocida de disolución 2,5 M con 700 mL de disolución 1,5 M del mismo soluto. Si la disolución de la mezcla es 2,1 M. Calcular el volumen de la primera disolución.

$$c. \quad x \cdot 2,5 + 0,7 \cdot 1,5 = (x + 0,7) \cdot 2,1 \rightarrow x = 1,05 \text{ L}$$

En el laboratorio tenemos un frasco de ácido sulfúrico del 35% en masa y densidad 1,21 g/mL. a. ¿Qué cantidad de dicho ácido debemos tomar para preparar 300 mL de disolución 1,6 molar? b. ¿Qué volumen de agua debemos añadir a 100 mL de la disolución del frasco para obtener una disolución 2 M? c. Si a 100 mL de la disolución del frasco le añadimos 80 mL de agua ¿cuál será la molaridad de la disolución obtenida? d. Si a 100 mL de una disolución de molaridad desconocida le añadimos 75 mL de agua obtenemos una disolución 2,5 molar. Calcular la molaridad de la primera disolución.

$$\frac{35 \text{ g sol.}}{100 \text{ g dión}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{98 \text{ g sol.}} \cdot \frac{1,21 \text{ g dión}}{1 \text{ mL dión}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 4,32 \text{ M}$$

$$a. \quad x \cdot 4,32 = 0,3 \cdot 1,6 \rightarrow x = 0,111 \text{ L} = 111 \text{ mL}$$

$$b. \quad 0,1 \cdot 4,32 = (0,1 + x) \cdot 2 \rightarrow x = 0,116 \text{ L de agua}$$

$$c. \quad 0,1 \cdot 4,32 = (0,1 + 0,08) \cdot x \rightarrow x = 2,4 \text{ M}$$

$$d. \quad 0,1 \cdot x = (0,1 + 0,075) \cdot 2,5 \rightarrow x = 4,375 \text{ M}$$

Tenemos una disolución de HCl del 37% en masa y densidad 1,15 Kg./L. Calcular: a. Molaridad. b. Volumen de disolución necesarios para preparar 300 mL de disolución 2 M.

$$\text{Molaridad del ácido: } \frac{37 \text{ g sol.}}{100 \text{ g dión}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{36,5 \text{ g sol.}} \cdot \frac{1,15 \text{ g dión}}{1 \text{ mL dión}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 11,66 \text{ M}$$

$$V_{\text{dión A}} \cdot M_{\text{dión A}} = V_{\text{dión B}} \cdot M_{\text{dión B}} \rightarrow V_{\text{dión A}} \cdot 11,66 = 0,3 \cdot 2 \rightarrow V_{\text{dión A}} = 0,0515 \text{ L}$$

Disponemos de una disolución de ácido clorhídrico del 37'5% en masa y densidad 1'19 g/mL. Calcular la molaridad y la molaridad.

$$\text{Molaridad del ácido: } \frac{37'5 \text{ g-sol.}}{100 \text{ g-diñ.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{36'5 \text{ g-sol.}} \cdot \frac{1'19 \text{ g-diñ.}}{1 \text{ mL-diñ.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L.}} = 12'22 \text{ M.}$$

$$\text{Molalidad del ácido: } \frac{37'5 \text{ g-sol.}}{62'5 \text{ g-dte.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{36'5 \text{ g-sol.}} \cdot \frac{1000 \text{ g-dte.}}{1 \text{ Kg.}} = 16'44 \text{ m.}$$

El frasco de un producto químico dice HCl al 35% y densidad 1,09 g/mL. Calcular: a. Molaridad. b. Volumen de dicha disolución necesaria para preparar 1,2 L. de disolución 1,5 M. c. Volumen de agua que debemos añadir a 40 mL. de la disolución inicial para tener una disolución 2,3 M.

$$35\% \begin{cases} 35 \text{ g. de sol.} \\ 100 \text{ g. de diñ.} \\ 65 \text{ g. de dte.} \end{cases}$$

$$\text{a. } M = \frac{\text{moles sol.}}{\text{L. diñ.}} = \frac{35 \text{ g-sol.}}{100 \text{ g-diñ.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{36'5 \text{ g-sol.}} \cdot \frac{1'09 \text{ g-diñ.}}{1 \text{ mL-diñ.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L.}} = 10'45 \text{ M.}$$

$$\text{b. } V_{\text{diñ. A}} \cdot M_{\text{diñ. A}} = V_{\text{diñ. B}} \cdot M_{\text{diñ. B}} \rightarrow V_{\text{diñ. A}} \cdot 10'45 = 1'2 \cdot 1'5 \rightarrow V_{\text{diñ. A}} = 0'1722 \text{ L.} = 172'2 \text{ mL.}$$

$$\text{c. } V_{\text{diñ. A}} \cdot M_{\text{diñ. A}} = (V_{\text{diñ. A}} + V_{\text{agua}}) M_{\text{diñ. B}} \rightarrow 0'04 \cdot 10'45 = (0'04 + V_{\text{agua}}) \cdot 2'3 \rightarrow V_{\text{agua}} = 0'1417 \text{ L.} = 141'7 \text{ mL.}$$

a. Dada una disolución de HNO₃ del 30 % en masa y d = 1,19 g/mL. calcular la molaridad. b. Dada una disolución de HNO₃ 5,67 M y d = 1,19 g/mL. calcular la concentración en % en masa. a. Dada una disolución de HNO₃ del 30 % en masa y molaridad 5,67 calcular la densidad.

$$\text{M: } \frac{\text{mol sol.}}{\text{L. diñ.}} = \frac{30 \text{ g. sol.}}{100 \text{ g. diñ.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{63 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1'19 \text{ g. diñ.}}{1 \text{ mL. diñ.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L.}} = 5'67 \text{ M.}$$

$$\text{x g. sol.} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{63 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1'19 \text{ g. diñ.}}{1 \text{ mL. diñ.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L.}} = 5'67 \text{ M.} \rightarrow x = 30 \%$$

$$\frac{100 \text{ g. diñ.}}{30 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{63 \text{ g. sol.}}{1 \text{ mol sol.}} \cdot \frac{x \text{ g. diñ.}}{1 \text{ mL. diñ.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L.}} = 5'67 \text{ M.} \rightarrow x = 1'19 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

Disolvemos 0'7 g. de NaCl en agua hasta obtener 150 mL. de disolución de densidad 1'06 g/mL. Calcular la molaridad, molalidad y fracción molar de la disolución.

$$\text{Molaridad: } \frac{\text{moles sol.}}{\text{L. diñ.}} = \frac{0'7 \text{ g-sol.}}{0'150 \text{ L. diñ.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{58'5 \text{ g-sol.}} = 0'08 \text{ M.}$$

$$150 \text{ mL. diñ.} \cdot \frac{1'06 \text{ g. diñ.}}{1 \text{ mL. diñ.}} = 159 \text{ g. diñ.} \rightarrow 159 - 0'7 = 158'3 \text{ g. dte.}$$

$$\text{Molalidad: } \frac{\text{moles sol.}}{\text{Kg. dte.}} = \frac{0'7 \text{ g-sol.}}{0'1583 \text{ Kg. dte.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{58'5 \text{ g-sol.}} = 0'076 \text{ m.}$$

$$X_{\text{sol.}} = \frac{0'7}{0'7 + \frac{158'3}{1'06}} = 0'00136$$

¿Qué cantidad de agua hay que añadir a 40 mL. de una disolución de ácido nítrico del 53'41% y densidad 1'33 g/mL. para obtener una disolución 1'2 molar?

$$d = \frac{53'41\%}{1'33 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} \cdot M = 11'28 \text{ M}$$

$$V_{\text{diñ. A}} \cdot M_{\text{diñ. A}} = (V_{\text{diñ. A}} + V_{\text{agua}}) M_{\text{diñ. B}} \rightarrow 0'04 \cdot 11'28 = (0'04 + V_{\text{agua}}) \cdot 1'2 \rightarrow V_{\text{agua}} = 0'336 \text{ L. de agua.}$$

. Tenemos una disolución de ácido sulfúrico del 50,50% en masa y densidad 1,4 g/mL. Calcular: a. Molaridad. b. Moléculas de ácido en 100 mL. de disolución.

$$\text{Molaridad del ácido: } \frac{50'50 \text{ g-sol.}}{100 \text{ g-diñ.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{98 \text{ g-sol.}} \cdot \frac{1'4 \text{ g-diñ.}}{1 \text{ mL-diñ.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L.}} = 7'21 \text{ M.}$$

$$100 \text{ mL diñ.} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{7'21 \text{ moles}}{1 \text{ L.}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas.}}{1 \text{ mol}} = 4'34 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}$$

Tenemos una disolución de ácido sulfúrico del 96% en masa y 1,225 g/mL. de densidad. Calcular: a. Molaridad. b. Si a 40 mL. de la disolución le añadimos agua hasta los 750 mL., ¿Qué molaridad tiene la nueva disolución? c. Los mL. de disolución necesarios para preparar 2 L. 0,1 M.

$$96\% \begin{cases} 96 \text{ g. de sol.} \\ 100 \text{ g. de diñ.} \\ 4 \text{ g. de dte.} \end{cases}$$

$$\text{Molaridad: } \frac{96 \text{ g-sol.}}{100 \text{ g-diñ.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{98 \text{ g-sol.}} \cdot \frac{1'225 \text{ g-diñ.}}{1 \text{ mL-diñ.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L.}} = 12'25 \text{ M.}$$

$$V_{\text{diñ. A}} \cdot M_{\text{diñ. A}} = V_{\text{diñ. B}} \cdot M_{\text{diñ. B}} \rightarrow 0'04 \cdot 12'25 = 0'75 \cdot M_{\text{diñ. B}} \rightarrow M_{\text{diñ. B}} = 0'653 \text{ M}$$

$$V_{\text{diñ. A}} \cdot M_{\text{diñ. A}} = V_{\text{diñ. B}} \cdot M_{\text{diñ. B}} \rightarrow V_{\text{diñ. A}} \cdot 12'25 = 2 \cdot 0'1 \rightarrow V_{\text{diñ. A}} = 0'0163 \text{ L.}$$

En la etiqueta de un frasco de ácido sulfúrico comercial podemos leer 94,72% y 1,833 g./mL. Calcular la molaridad de la disolución.

$$37'5\% \begin{cases} 94'72 \text{ g. de sol.} \\ 100 \text{ g. de diñ.} \\ 5'28 \text{ g. de dte.} \end{cases} \text{ Molaridad del ácido: } \frac{94'72 \text{ g-sol.}}{100 \text{ g-diñ.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{98 \text{ g-sol.}} \cdot \frac{1'833 \text{ g-diñ.}}{1 \text{ mL-diñ.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L.}} = 17'72 \text{ M.}$$

Disolvemos 30 g. de sal hasta 270 g. de disolución. Calcular la composición centesimal en masa y la concentración en g./L. si la disolución resultante tiene una densidad de 1,05 g/mL.

$$\%(\text{masa}) = \frac{\text{gramos sol}}{\text{gramos totales}} \cdot 100 = \frac{30}{270} \cdot 100 = 11,11\%$$

$$270 \text{ g. de dión} \cdot \frac{1 \text{ mL de dión}}{1,05 \text{ g. de dión}} = 257,14 \text{ mL de dión.}$$

$$\frac{\text{Gramos sol.}}{\text{Litros dión}} = \frac{30}{0,25714} = 116,67 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

Para sazonar un caldo de pescado se deben añadir 16 g de sal a 2 litros de caldo. a. ¿Cuál es la concentración de sal (en g/l) en el caldo? b. Si cogemos 150 ml de caldo ¿cuál será su concentración? ¿Qué cantidad de sal contendrán esos 150 ml?

$$\text{a. } \frac{\text{Gramos sol.}}{\text{Litros dión}} = \frac{16}{2} = 8 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$\text{b. La misma } 8 \text{ g./L.}$$

$$150 \text{ mL de dión} \cdot \frac{1 \text{ L de dión}}{1000 \text{ mL de dión}} \cdot \frac{8 \text{ g. de dión}}{1 \text{ L de dión}} = 1,2 \text{ g. de dión.}$$

Preparamos 30 mL. de una disolución disolviendo 4 gramos de sal en agua si dicha disolución tiene una masa de 31 g.

Calcular: a. la densidad de la disolución b. la concentración en gramos por litro c. la concentración centesimal en masa

$$\text{Densidad} = \frac{\text{masa de dión}}{\text{volumen de dión}} = \frac{31}{30} = 1,033 \frac{\text{g}}{\text{mL}}$$

$$\text{b. } \frac{\text{Gramos sol.}}{\text{Litros dión}} = \frac{4}{0,03} = 133,33 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$\text{c. } \%(\text{masa}) = \frac{\text{gramos sol}}{\text{gramos totales}} \cdot 100 = \frac{4}{31} \cdot 100 = 12,9 \%$$

¿Qué cantidad de soluto contiene un litro de disolución del 12 % en masa si su densidad es 1,12 g/mL?

$$1 \text{ L de dión} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1,12 \text{ g.}}{1 \text{ mL}} = 1120 \text{ g.}$$

$$\%(\text{masa}) = \frac{\text{gramos sol}}{\text{gramos totales}} \cdot 100 \rightarrow 12 = \frac{x}{1120} \cdot 100 \rightarrow x = 134,4 \text{ g. de sol.}$$

Disolvemos 30 mL. de alcohol en agua, obteniendo una disolución del 12 %. Calcula la cantidad de agua.

$$\%(\text{volumen}) = \frac{\text{volumen sol}}{\text{volumen total}} \cdot 100 \rightarrow 12 = \frac{30}{x} \cdot 100 \rightarrow x = 250 \text{ mL de dión}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 30 \text{ mL de alcohol (sol.)} \\ 250 \text{ mL de dión.} \end{array} \right. \rightarrow 250 - 30 = 220 \text{ mL de agua.}$$

¿Cuántos gramos de soluto debemos de disolver en 200 g de agua para obtener una disolución del 15 % en masa?

$$\%(\text{masa}) = \frac{\text{gramos sol}}{\text{gramos totales}} \cdot 100 \rightarrow 15 = \frac{x}{x + 200} \cdot 100 \rightarrow 15 \cdot (x + 200) = 100x$$

$$x = 35,29 \text{ g. de sol.}$$

Una disolución de 40 g./L. tiene una densidad de 1,09 g/mL. Calcula su concentración centesimal en masa.

$$1 \text{ L de dión} \cdot \frac{1000 \text{ mL de dión}}{1 \text{ L de dión}} \cdot \frac{1,09 \text{ g. de dión}}{1 \text{ mL de dión}} = 1090 \text{ g. de dión.}$$

$$\%(\text{masa}) = \frac{\text{gramos sol}}{\text{gramos totales}} \cdot 100 = \frac{40}{1090} \cdot 100 = 3,67 \%$$

Tenemos una disolución de HCl del 35 % en masa. Calcular: a. Gramos de soluto que hay en 30 g. de disolución. b. Gramos de agua que hay en 30 gramos de disolución.

$$\%(\text{masa}) = \frac{\text{gramos sol}}{\text{gramos totales}} \cdot 100 \rightarrow 35 = \frac{x}{30} \cdot 100 \rightarrow x = 10,5 \text{ g de sol.}$$

$$\text{b. } \text{g. agua} = \text{g. disolución} - \text{g. soluto} = 30 - 10,5 = 19,5 \text{ g de agua.}$$

Del recipiente de ácido sulfúrico de un laboratorio, cuyo etiquetado pone 50,5% en peso y 1,4g/cm³ de densidad, cogemos 150ml. ¿Qué masa de soluto encontraremos? S=32; O=16; H=1

$$150 \text{ mL de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1,4 \text{ g. de dión}}{1 \text{ mL de dión}} \cdot \frac{50,5 \text{ g. de sulfúrico}}{100 \text{ g. de dión}} = 106,05 \text{ g de sulfúrico.}$$

El etiquetado de un frasco de ácido sulfúrico nos indica que se trata de una disolución al 50,50% en masa y 1,4g/cm³ de disolución. Calcular: a.- Molaridad. b.- Moléculas de ácido sulfúrico que hay en 100 cm³ de dión. S=31 ; O=16 ; H=1

$$50 \% \left\{ \begin{array}{l} 50'5 \text{ g. de soluto.} \\ 100 \text{ g. de dión.} \end{array} \right. ; 1'4 \text{ g./L} \rightarrow 1'4 \text{ g. de dión} = 1 \text{ mL de dión.}$$

$$\text{a) Molaridad:}$$

$$\frac{\text{moles de sol.}}{\text{l. de dión}} = \frac{50'5 \text{ g. de sol.}}{100 \text{ g. de dión}} \cdot \frac{1 \text{ mol de sol.}}{98 \text{ g. de sol.}} \cdot \frac{1'4 \text{ g. de dión}}{1 \text{ mL de dión}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 7'21 \text{ M.}$$

$$\text{b) } \frac{100 \text{ mL}}{1000 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1 \text{ L de dión}} \cdot \frac{7,21 \text{ moles sol.}}{1 \text{ L de dión}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas sol.}}{1 \text{ mol de sol.}} = 4'34 \cdot 10^{21} \text{ moléc.}$$

Calcular la molaridad de una disolución de ácido nítrico de concentración en peso 33 % y densidad 1'22 g / cm³. H = 1; N = 14; O = 16

$$\text{Molaridad:}$$

$$\frac{\text{moles de sol.}}{\text{l. de dión}} = \frac{33 \text{ g. de sol.}}{100 \text{ g. de dión}} \cdot \frac{1 \text{ mol de sol.}}{63 \text{ g. de sol.}} \cdot \frac{1'22 \text{ g. de dión}}{1 \text{ mL de dión}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 6'39 \text{ M.}$$

Preparamos una disolución mezclando 20 g de cloruro de sodio y 480 g de agua. Determinar: a) Concentración centesimal. b) Los gramos de soluto que hay en 850 g de disolución.

a)

$$\% \text{ masa} = \frac{\text{masa sol}}{\text{masa total}} \cdot 100 = \frac{20}{500} \cdot 100 = 4\%$$

b)

$$850 \text{ g. de disol.} \cdot \frac{20 \text{ g. sol.}}{500 \text{ g. de disol.}} = 34 \text{ g. sol.}$$

Preparamos una disolución mezclando 20 g de hidróxido de calcio con 400 g de agua. La densidad de la disolución es de 1'2 g/cm³. Calcular: a) Molaridad. b) Molalidad. O = 16 ; H = 1 Ca = 40

a)

Molaridad:

$$\frac{\text{moles de sol.}}{\text{l. de disol.}} = \frac{20 \text{ g. de sol.}}{420 \text{ g. de disol.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de sol.}}{74 \text{ g. de sol.}} \cdot \frac{1,2 \text{ g. de disol.}}{1 \text{ mL de disol.}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L.}} = 0'77 \text{ M.}$$

b)

Molalidad =

$$\frac{\text{moles sol.}}{\text{Kg. de disol.}} = \frac{20 \text{ g. de sol.}}{400 \text{ g. de disol.}} \cdot \frac{1 \text{ mol sol.}}{74 \text{ g. de sol.}} \cdot \frac{1000 \text{ g.}}{1 \text{ Kg.}} = 0'68 \text{ m.}$$

El recipiente de ácido sulfúrico de un laboratorio posee una concentración 1 molar. Calcular el volumen de disolución que necesitamos para conseguir 20 g de soluto.

$$20 \text{ g. de sol.} \cdot \frac{1 \text{ mol de sol.}}{98 \text{ g. sol.}} \cdot \frac{1 \text{ L. disol.}}{1 \text{ mol sol.}} = 0,204 \text{ L. de disol.}$$

En un recipiente hay 100 cm³ de disolución de ácido clorhídrico de densidad 1'17 g/cm³ y concentración 0'8 molar. Calcular: a) Número de gramos de soluto. b) Número de moléculas de soluto. Cl = 35'5 ; H = 1

$$100 \text{ mL. disol.} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{0,8 \text{ moles de sol.}}{1 \text{ L.}} \cdot \frac{36,5 \text{ g. de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} = 2,92 \text{ g. de sol.}$$

$$100 \text{ mL. disol.} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{1000 \text{ mL.}} \cdot \frac{0,8 \text{ moles de sol.}}{1 \text{ L.}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de HCl}} = 4,82 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de HCl.}$$

Del recipiente de ácido sulfúrico de un laboratorio, cuyo etiquetado pone 50,5% en peso y 1,4g/cm³ de densidad, cogemos 150ml. ¿Qué masa de soluto encontraremos? S=32; O=16; H=1

$$150 \text{ mL. de disol.} \cdot \frac{1,4 \text{ g. de disol.}}{1 \text{ mL. de disol.}} \cdot \frac{50,5 \text{ g. de sulfúrico}}{100 \text{ g. de disol.}} = 106,05 \text{ g de H}_2\text{SO}_4.$$

3. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal, 38'71% de C, 9'78% de H y 51'61% de O. Calcular: a.- Fórmula empírica. b.- Sabiendo que 31 g. de compuesto, en estado gaseoso medidos a 770 mm. de Hg y 90°C ocupan un volumen de 1 L. Calcular la fórmula molecular.

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 38'71\% \\ \text{H: } 9'78\% \\ \text{O: } 51'61\% \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{38'71}{12} = 3'23 \\ \frac{9'78}{1} = 9'78 \\ \frac{51'61}{16} = 3'23 \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \\ \text{H: } 3 \\ \text{O: } 1 \end{array} \right\} \rightarrow \text{H}_3\text{C}_3\text{O} \text{ (fórmula empírica)}$$

Fórmula molecular: (CH₃O)_n → n = $\frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}}$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{31,0'082 \cdot (273 + 90)}{\frac{770}{760} \cdot 14'68} = 62 \frac{\text{g.}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$n = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}} = \frac{62}{12 + 3 + 16} = 2 \rightarrow \text{Fórmula molecular: C}_2\text{H}_6\text{O}_2$$

1 L. de un compuesto gaseoso medido a 760 mm. de Hg y 110 °C pesa 3,15 g. Calcular la fórmula molecular del compuesto si se que contienen 24,55% de C, 4,05 de H y 71,8% de cloro.

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 24,55\% \\ \text{H: } 4,05\% \\ \text{Cl: } 71,8\% \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{24,55}{12} = 2,05 \\ \frac{4,05}{1} = 4,05 \\ \frac{71,8}{35,5} = 2,023 \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \\ \text{H: } 2 \\ \text{Cl: } 1 \end{array} \right\} \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl} \text{ (fórmula empírica)}$$

$$\text{Fórmula molecular: (CH}_2\text{Cl)}_n \rightarrow n = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}}$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{3,15 \cdot 0,082 \cdot (110 + 273)}{\frac{760}{760} \cdot 1} = 98,93 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}} = \frac{98,93}{12 + 2 + 35,5} = 2 \rightarrow \text{Fórmula molecular: C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$$

Un hidrocarburo tiene la siguiente composición centesimal: 81,82% de carbono y el resto de hidrógeno. Calcular la fórmula de compuesto sabiendo que 8,05g. de dicho compuesto gaseoso a la T=300K y P=1,5atm. ocupa un volumen de 3 litros. C:12, H:1

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 81'82\% \\ \text{H: } 18'18\% \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{81'82}{12} = 6'82 \\ \frac{18'18}{1} = 18'18 \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{6'82}{6'82} = 1 \\ \text{H: } \frac{18'18}{6'82} = \frac{2'67}{1} \end{array} \right\} \rightarrow$$

No es entero. Multiplicar por 3 todos los resultados

$$\rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 3 \\ \text{H: } 8 \end{array} \right\} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8 \text{ Fórmula empírica.}$$

Fórmula molecular: (C₃H₈)_k Debemos hallar k.

Para hallar la fórmula molecular necesito la masa molecular:

$$k = \frac{\text{Masa molecular}}{\text{Masa fórmula empírica}} = \frac{44}{3 \cdot 12 + 8} = 1 \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8 \text{ es la fórmula molecular.}$$

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V} = \frac{8'05 \cdot 0'082 \cdot 300}{1'5 \cdot 3} = 44 \frac{\text{g.}}{\text{mol}}$$

. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal, 38'71% de C, 9'7% de H y 51'61% de O. Sabiendo que si se disuelven 10 g del compuesto en 200 g. de agua, la disolución congela a $-1'5^{\circ}\text{C}$. Calcula la fórmula molecular. $K_c = 1'86$

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{38'71}{12} = 3'23 \\ \text{H: } \frac{9'7}{1} = 9'78 \\ \text{O: } \frac{51'61}{16} = 3'23 \end{array} \right. \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \\ \text{H: } 3 \rightarrow \text{CH}_3\text{O (fórmula empírica)} \\ \text{O: } 1 \end{array} \right. \quad \Delta T = m \cdot k_c \rightarrow \Delta T = \frac{M_{\text{molecular soluto}}}{K_g \cdot \text{dte.}} \cdot k_c \rightarrow M_{\text{molecular soluto}} = \frac{\text{masa}_{\text{soluto}} \cdot k_c}{\Delta T \cdot K_g \cdot \text{dte.}}$$

$$= 62 \text{ g/mol}$$

$$\text{Fórmula molecular } (\text{CH}_3\text{O})_k \quad k = \frac{\text{masa}_{\text{molecular}}}{\text{masa}_{\text{fórmula empírica}}} = \frac{62}{12+3+16} = 2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$$

Un compuesto orgánico está formado por C, H y O. Tiene una masa molecular de 108 g./mol. Sabiendo que la combustión de una muestra de 0,3643 g. del compuesto da 1,039 g. de CO_2 y 0,2426 g. de agua. ¿Cuál será su fórmula molecular?

$$\left\{ \begin{array}{l} 1,039 \text{ g. CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g. de C}}{44 \text{ g. CO}_2} = 0,283 \text{ g. de C} \\ 0,2426 \text{ g. H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ g. de H}}{18 \text{ g. H}_2\text{O}} = 0,027 \text{ g. de H} \end{array} \right. \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,283}{12} = 0,0236 \\ \text{H: } \frac{0,027}{1} = 0,027 \\ \text{O: } \frac{0,0543}{16} = 0,00339 \end{array} \right. \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } \frac{0,0236}{0,00339} = 7 \\ \text{H: } \frac{0,027}{0,00339} = 8 \\ \text{O: } 1 \end{array} \right. \rightarrow \text{Fórmula empírica: C}_7\text{H}_8\text{O}$$

$$\text{Fórmula molecular: } (\text{C}_7\text{H}_8\text{O})_n, \text{ siendo } n = \frac{M_{\text{molecular}}}{M_{\text{fórmula empírica}}} = \frac{108}{7 \cdot 12 + 8 + 16} = 1$$

$$\text{Fórmula molecular: C}_7\text{H}_8\text{O}$$