



Universidade de São Paulo

Universidade de São Paulo
Centro de Energia Nuclear na Agricultura



CEN5806

**Fundamentos de Química
Aplicados à Agricultura e
ao Ambiente**

Prof. Alex Virgilio

alexvirgilio@cena.usp.br

2º Sem
2020

Tópico 2

Relações entre grandezas



Relações entre massa e volume: Densidade

- **Matéria** – “aquilo que, no universo, tem **massa** e ocupa **lugar no espaço**”

$$m \propto V$$

São diretamente proporcionais { Quanto > massa, > volume
Quanto < massa, < volume

É possível saber a massa de uma amostra medindo-se apenas seu volume??

**Constante de
proporcionalidade**

$$m = \rho \times V$$

ρ = densidade ou massa específica

Relações entre massa e volume: Densidade

- É uma propriedade intrínseca da matéria

Material	Densidade (g/cm³), 25 °C
Ouro	19,3
Areia	2,5
Diamante	3,5
Água	1,0
Álcool	0,8

1 cm³ de Au pesa
19,3 vezes mais que
1 cm³ de H₂O

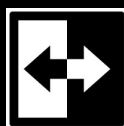
- Depende diretamente da temperatura

Temperatura	Densidade H₂O (g/cm³)
25 °C	0,9971
30 °C	0,9957
35 °C	0,9941
40 °C	0,9922

A água é mais
densa em
temperaturas
menores

Relações entre massa e volume: Volume específico

$$m \propto V$$



$$V \propto m$$

É possível saber o volume de uma amostra medindo-se apenas sua massa??

Constante de
proporcionalidade

$$V = v \times m$$

v = volume específico



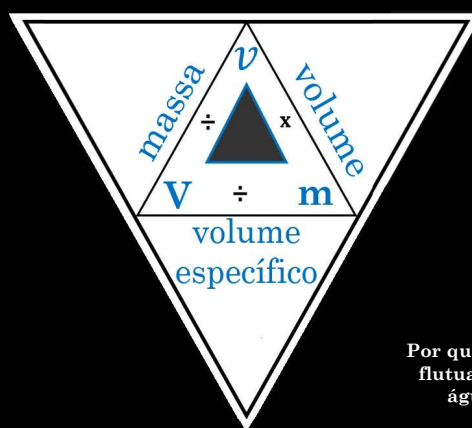
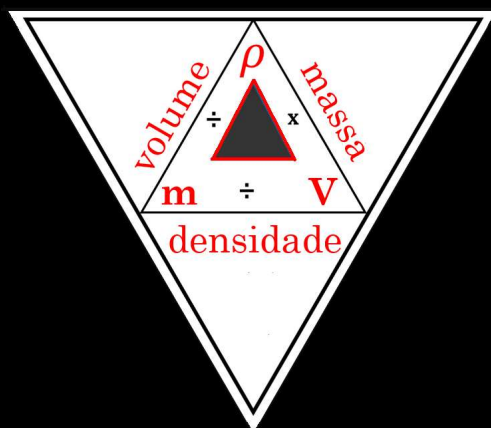
v e ρ
se relacionam

$$\rho = \frac{1}{v} \text{ ou } v = \frac{1}{\rho}$$

Relações entre massa e volume: Volume específico

Material	Vol. Específico (cm ³ /g) a 25 °C
Ouro	0,051
Areia	0,4
Diamante	0,29

1 g de ouro ocupa
um volume de
0,051 cm³



Por que o gelo
flutua sob a
água?



Exercício em aula

O etanol hidratado comercializado em postos de combustível tem como especificação de qualidade que a densidade (20 °C), não pode ser superior a 0,812 g/mL. Um fiscal coletou 250,00 mL de amostra nos postos A, B e C, sendo as massas obtidas (a 20°C) de 201,8 g, 203,0 g e 205,8g, respectivamente.

Qual dos postos deveria ser autuado por vender etanol fora da especificação?



$$R: d_A = 0,807 \text{ g/mL}$$

$$d_B = 0,812 \text{ g/mL}$$

$$d_C = 0,823 \text{ g/mL}$$

O posto C está vendendo
etanol com densidade maior
que a especificação.
Possível adulteração!



Quantidade de matéria (n)

Uma determinada massa ou volume de materiais diferentes possui um número distinto de **entidades** (moléculas, átomos, elétrons, partículas, etc) de um determinado constituinte.



1 g de sal
x entidades
(Ex: átomos de Na)



5 g de açúcar
y entidades
(Ex: moléculas de sacarose)



1 L de água
x entidades
(Ex: moléculas de H₂O)



1 L de vinagre
y entidades
(Ex: moléculas de HA₃)

A grandeza que relaciona a quantidade de matéria é o **mol**

$n = 1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ entidades}$
(número de Avogadro)

Quão grande é o mol?



Quantidade de matéria (n): Relação com a massa

$$m \propto n$$



Quanto > massa, > nº de mols
Quanto < massa, < nº de mols

Constante de
proporcionalidade

$$m = MM \times n$$

MM = Massa molar

1 mol de água ($6,02 \times 10^{23}$ moléculas de H₂O) pesa 18,02 g

Material	Massa molar
Água	18,02 g mol ⁻¹
Sódio	22,99 g mol ⁻¹

1 mol de sódio ($6,02 \times 10^{23}$ átomos de Na) pesa 22,99 g

$$n \propto m$$



$$n = \frac{m}{MM}$$

Quantidade de matéria (n): Relação com o volume

$$v \propto n$$

Quanto > volume, > n° de mols
Quanto < volume, < n° de mols

Constante de
proporcionalidade

$$v = V_m \times n$$

V_m = Volume molar

Assim como v , o V_m é dependente da temperatura!!

Temperatura	Volume molar
20 °C	18,06 cm ³ mol ⁻¹
25 °C	18,15 cm ³ mol ⁻¹

1 mol de água ocupa um
volume de 18,06 cm³ a 20 °C

$$n \propto v$$

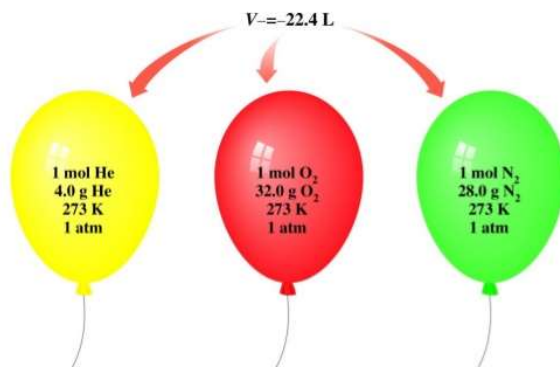


$$n = \frac{v}{V_m}$$

Aplicação do volume molar: Gases nas CNTP

Molar Volume (V_m)

At STP ($T = 273.15$ K, $P = 1$ atm), 1 mole of a gas occupies a volume of 22.41 L (**molar volume**).



$$v = V_m \times n$$

$$22,4 = V_m \times 1$$

$$V_m = 22,4 \text{ L/mol}$$

Exercício em aula

Calcule a massa e o volume de uma quantidade de matéria de 3,5 mols de:

a-) Diamante ($MM_C = 12 \text{ g/mol}$ e $V_M = 3,42 \text{ cm}^3/\text{mol}$)

b-) Água ($MM_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$ e $V_M = 18,06 \text{ cm}^3/\text{mol}$)

c-) Etanol ($MM_{EtOH} = 46 \text{ g/mol}$ e $V_M = 58,4 \text{ cm}^3/\text{mol}$)

	1 mol ----- 12 g	1 mol ----- 3,42 cm ³	
a)	3,5 mol ----- x	3,5 mol ----- x	OU
	x = 42 g	x = 12 cm ³	
			m = n x MM
	1 mol ----- 18 g	1 mol ----- 18,06 cm ³	
b)	3,5 mol ----- y	3,5 mol ----- y	e
	y = 63 g	y = 63,2 cm ³	
			V _m = V / n
	1 mol ----- 46 g	1 mol ----- 58,4 cm ³	
c)	3,5 mol ----- z	3,5 mol ----- z	
	z = 161 g	z = 204,4 cm ³	

Nº de Entidades (N): Relação com o número de mols (n)

$$N \propto n$$

Quanto > número de entidades, > nº de mols
Quanto < número de entidades, < nº de mols

Constante de
proporcionalidade

$$N = N_A \times n$$

N_A = Número de Avogadro

Diferente das outras constantes de proporcionalidade, o número de Avogadro possui valor fixo!!

$$N_A = 6,02 \times 10^{23} \text{ / mol}$$

6,02 x 10²³ entidades correspondem a 1 mol de matéria

Exercício em aula

Calcule o número de entidades em amostras contendo as seguintes quantidades de matéria:

- a-) 0,5 mol
- b-) 1,25 mol
- c-) 14,0 mol

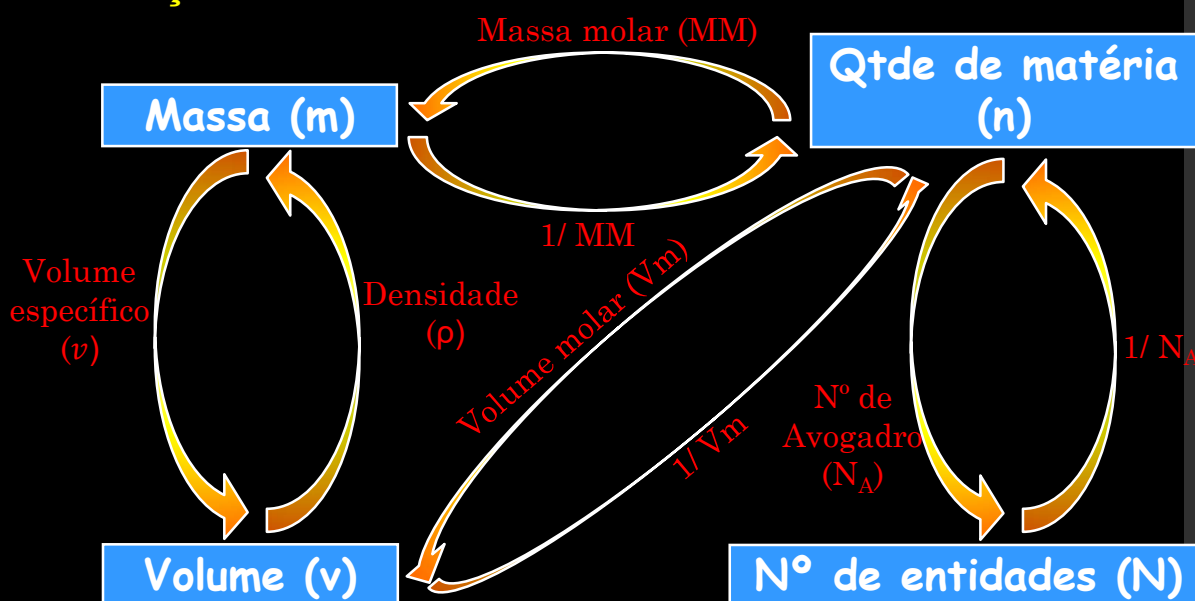
$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol} & \text{-----} & 6,02 \times 10^{23} \text{ entidades} \\ 0,5 \text{ mol} & \text{-----} & x \end{array} \quad x = 3,0 \times 10^{23} \text{ entidades}$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol} & \text{-----} & 6,02 \times 10^{23} \text{ entidades} \\ 1,25 \text{ mol} & \text{-----} & y \end{array} \quad y = 7,53 \times 10^{23} \text{ entidades}$$

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol} & \text{-----} & 6,02 \times 10^{23} \text{ entidades} \\ 14,0 \text{ mol} & \text{-----} & z \end{array} \quad z = 8,43 \times 10^{24} \text{ entidades}$$

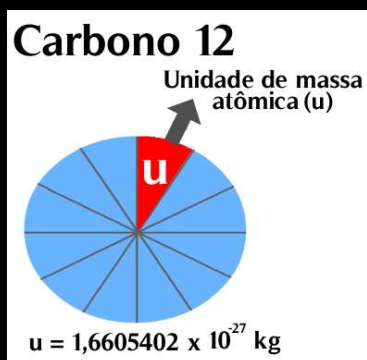
$$\text{ou } N = N_A \times n$$

RELAÇÕES MULTIPLICATIVAS



Massa atômica, molecular e molar

- Conhecer a massa atômica é fundamental para os cálculos químicos
- Átomos diferentes apresentam diferentes valores de massa



Criou-se uma unidade de medida adequada: a unidade de massa atômica (u)

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} \text{ do átomo de } ^{12}\text{C}$$

Como medir a massa atômica



Massa atômica (m_a)

m_a é o número que indica quantas vezes a massa de um determinado átomo é maior 1 u (ou seja, 1/12 da massa de ^{12}C)

VIII					
					2 He Helium 4.00260
5 B Boron 10.811	6 C Carbon 12.0107	7 N Nitrogen 14.00674	8 O Oxygen 15.9994	9 F Fluorine 18.99840	10 Ne Neon 20.1797
13 Al Aluminum 26.98154	14 Si Silicon 28.0855	15 P Phosphorus 30.97376	16 S Sulfur 32.066	17 Cl Chlorine 35.4527	18 Ar Argon 39.948
31 Ga Gallium 69.723	32 Ge Germanium 72.61	33 As Arsenic 74.92160	34 Se Selenium 76.95	35 Br Bromine 79.904	36 Kr Krypton 83.80

Qual a relação entre a massa do C e a massa do Ge?

$$m_C = x \cdot m_{\text{Ge}}$$

$$x \sim 1/6$$

Qual a relação entre a massa do C e a massa do He?

$$m_C = x \cdot m_{\text{He}}$$

$$x \sim 3$$

Massa molecular ($m_{\text{molec.}}$) e massa molar (MM)

É a massa da entidade molécula. É composta pela soma das massas atômicas (m_a) dos constituintes

Qual a massa molecular da água?

$$m = MM \times n$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2 m_a \text{ H} + 1 m_a \text{ O}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \times (1,008) + 1 \times (15,999)$$

Para 1 mol

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 18,015 \text{ u}$$

$$m = MM$$

$$\text{Portanto: } m_{\text{molec. (H}_2\text{O)}} \propto MM_{\text{(H}_2\text{O)}}$$

$$MM_{\text{H}_2\text{O}} = 18,015 \text{ g/mol}$$

Em Química, utiliza-se usualmente as massas molares de elementos e compostos

Exercício em aula

Calcule a quantidade de matéria (em mol,) e o número de moléculas presentes em 30 g de água. Dados: H = 1 g/mol e O = 16 g/mol.

$$n = \frac{m}{MM}$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

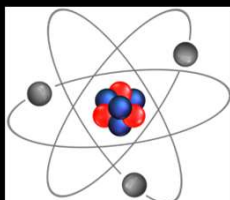
$$\text{R: } MM_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 1,66 \text{ mol}$$

$$N_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \times 10^{24} \text{ moléculas}$$

Átomos, elementos, moléculas e substâncias

Átomo



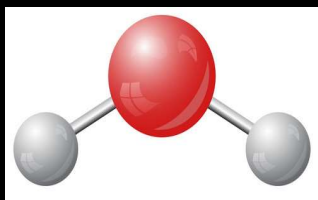
Unidade fundamental de matéria

Elemento



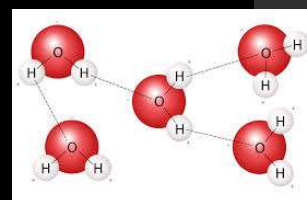
Conjunto de átomos iguais

Molécula



Formada pela combinação de elementos (iguais ou diferentes)

Substância



Formada por um conjunto de elementos e/ou moléculas (iguais ou diferentes)

Analogia...

Letras



Sílabas



Palavras



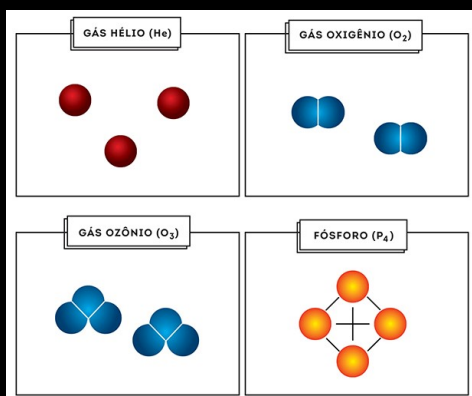
Frases

Tipos de substâncias

Substância pura: formada por unidades químicas iguais (átomos ou moléculas)

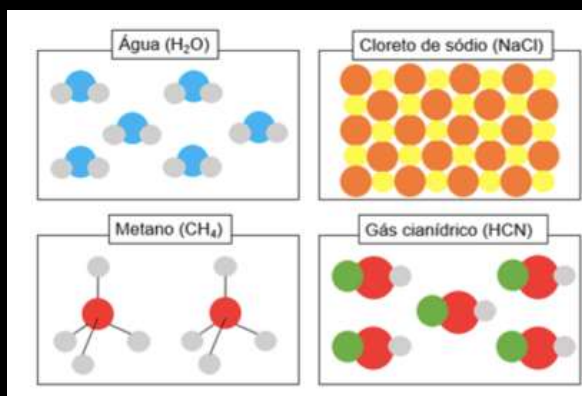
Simple

(mesmo elemento químico)



Composta

(diferentes elementos químicos)



Mistura: é composta por duas ou mais substâncias

Homogênea
(apresenta uma única fase)



Ar atmosférico
(78% N₂, 21% O₂
1% outros)

Água mineral

Qualidade: Água Mineral Alcalina-Bicarbonato, Fluoretada e Gaseificada	
Composição Química (mg/L)	
Bicarbonato	71,56
Calcio	0,308
Fluoreto	1,47
Magnésio	0,045
Potássio	0,205
Sódio	103,650
Vanádio	0,005
Características Físico-Químicas na Fonte	
pH a 25 °C	9,58
Temperatura da água na fonte	20,1 °C



Ouro 18k
75% Au, 16% Ag
9% Cu

Heterogênea
(apresenta duas ou mais fases)



Óleo + água

Fertilizante NPK

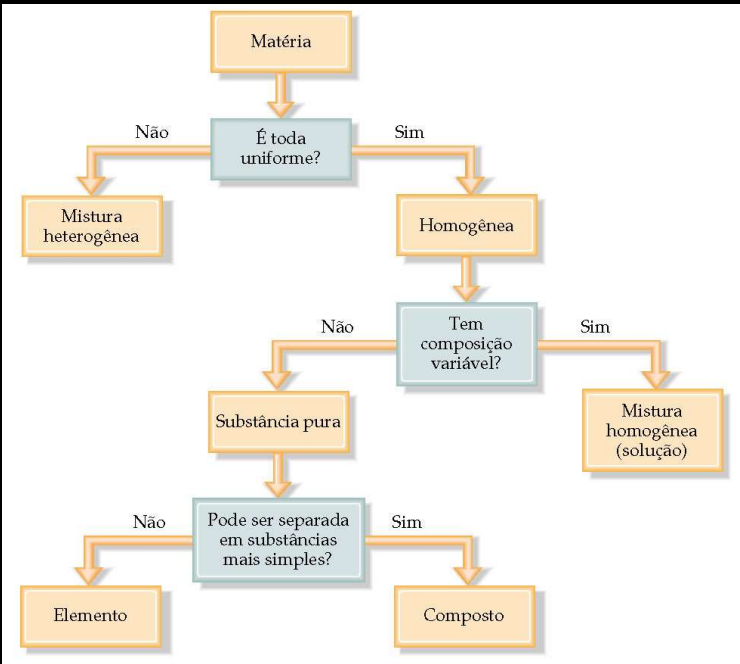


Granito
quartzo,
feldspato e
mica

Substâncias
puras e
misturas



Fluxograma da matéria



Relações massa X massa em misturas

- A massa total de um material é dado pela soma das massas de seus i componentes

$$m_{\text{total}} = m_a + m_b + m_c + \dots + m_i$$

- A massa de cada componente também se relaciona com a massa total

$$m_i = w_i \times m_{\text{total}}$$

$$Z_m$$

$$w_i = \frac{m_i}{m_{\text{total}}}$$

Onde w_i é a chamada **fração ou título em massa (T ou τ)**

$$0 < w_i < 1, \text{ ou seja, entre } 0 \text{ e } 100\%$$

O ácido clorídrico é comercializado na fração de massa (título) de 37%.

$$37 \text{ g HCl} = w_{\text{HCl}} \times 100 \text{ g de solução}$$

$$w_{\text{HCl}} = 37 \text{ g HCl} / 100 \text{ g de solução}$$

$$w_{\text{HCl}} = 0,37 \text{ ou } 37 \text{ cg/g}$$

Exemplos de fração em massa

Uma solução de ácido fosfórico contém 123 g de H_3PO_4 e 22 g de H_2O . Qual o título (fração em massa) desse ácido?

$$\text{Massa total} = 123 \text{ g H}_3\text{PO}_4 + 22 \text{ g H}_2\text{O} = 145 \text{ g}$$

$$\text{Título} = \text{massa H}_3\text{PO}_4 / \text{massa total}$$

$$\text{Título} = 0,848 \text{ ou } 84,8 \%$$

$$\text{Título} = 123 \text{ g H}_3\text{PO}_4 / 145 \text{ g solução}$$

Sabendo que H_2SO_4 concentrado apresenta título de 98% e densidade de 1,84 g/mL, calcule a massa de H_2SO_4 presente em 500 mL desse ácido.

$$d_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{v_{\text{sol}}} \Rightarrow m_{\text{sol}} = d_{\text{sol}} \times v_{\text{sol}}$$

$$m_{\text{sol}} = 1,84 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 500 \text{ mL} \Rightarrow m_{\text{total}} = 920 \text{ g}$$

$$m_i = w_i \times m_{\text{total}}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,98 \times 920$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 901,6 \text{ g}$$

Exercício em aula

Qual a massa de HNO_3 contida em 2 L de ácido nítrico com título de 65% e densidade de 1,4 g/mL?

$$d_{\text{sol}} = \frac{m_{\text{sol}}}{v_{\text{sol}}} \Rightarrow m_{\text{sol}} = d_{\text{sol}} \times v_{\text{sol}}$$

$$m_{\text{sol}} = 1,4 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \times 2000 \text{ mL} \Rightarrow m_{\text{total}} = 2.800 \text{ g solução}$$

$$w_{\text{HNO}_3} = \frac{65 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g sol}} \Rightarrow w_{\text{HNO}_3} = 0,65$$

$$m_{\text{HNO}_3} = w_{\text{HNO}_3} \times m_{\text{total}}$$

$$m_{\text{HNO}_3} = 0,65 \times 2800 \Rightarrow m_{\text{HNO}_3} = 1820 \text{ g}$$

$$m_{\text{HNO}_3} = \frac{65 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g solução}} \times \frac{1,4 \text{ g solução}}{1 \text{ mL solução}} \times 2000 \text{ mL solução} = 1820 \text{ g}$$

$$m_{\text{HNO}_3} = T \times d \times v$$

Relações volume X volume em misturas

- Assim como nas relações de massa, o volume de um determinado componente é proporcional ao volume total

$$V_i = \phi_i \times V_{\text{total}}$$

Onde ϕ_i é a chamada fração em volume

$$\phi_i = \frac{V_i}{V_{\text{total}}}$$

Ex: O etanol para uso doméstico é comercializado na fração de 46% em volume

$$460 \text{ mL etanol} = \phi_{\text{etanol}} \times 1000 \text{ mL de solução}$$

$$\phi_{\text{etanol}} = 460 \text{ mL etanol} / 1000 \text{ mL de solução}$$

$$\phi_{\text{etanol}} = 0,46 \text{ ou } 460 \text{ mL/L ou } 46 \text{ cL/L}$$

Exemplo de fração em volume

A separação de uma amostra de etanol e água contidos em uma amostra de etanol hidratado resultou em 1,0 mL de água e 6,5 mL de etanol. Qual o teor alcoólico do material?

$$V_{\text{total}} = V_{\text{etanol}} + V_{\text{água}}$$

$$V_{\text{total}} = 6,5 + 1,0$$

$$V_{\text{total}} = 7,5 \text{ mL solução}$$

$$V_{\text{etanol}} = \phi_{\text{etanol}} \times V_{\text{total}}$$

$$\phi_{\text{etanol}} = V_{\text{etanol}} / V_{\text{total}}$$

$$\phi_{\text{etanol}} = 6,5 \text{ mL} / 7,5 \text{ mL}$$

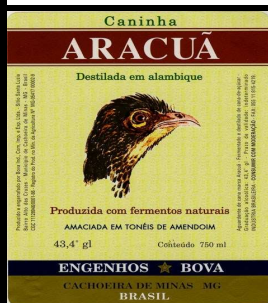
$$\phi_{\text{etanol}} = 0,87 = 87 \%$$

Cotidiano: O que é a escala de °INPM?? E a escala °GL ??



A unidade °INPM é uma fração em massa

Ex: Álcool 70 °INPM (Instituto Nacional de Pesos e Medidas) significa que a mistura hidro-alcoólica contém **70 g de álcool absoluto (puro)** e **30 g de água**, em **100 g da solução**



A unidade °GL é uma fração em volume

Ex: A cachaça 43,4 °GL (Graus Gay-Lussac) significa que a mistura hidro-alcoólica contém **43,3 mL de álcool absoluto (puro)** e **56,7 mL de água**, em **100 mL da solução**

Qual a vantagem de utilizar °INPM para o álcool em gel?

Exercício em aula

O etilenoglicol é uma substância utilizada como agente anti-congelante. Uma mistura foi preparada utilizando 1000 L de água e 1100 L de etilenoglicol. Calcule a fração em volume de cada substância.

$$V_{\text{total}} = V_{\text{etilenoglicol}} + V_{\text{água}}$$

$$V_{\text{total}} = 1100 + 1000$$

$$V_{\text{total}} = 2100 \text{ L de solução}$$

$$V_{\text{etilenoglicol}} = \phi_{\text{etilenoglicol}} \times V_{\text{total}}$$

$$\phi_{\text{etilenoglicol}} = V_{\text{etilenoglicol}} / V_{\text{total}}$$

$$\phi_{\text{etilenoglicol}} = 1100 / 2100$$

$$\phi_{\text{etilenoglicol}} = 0,524 = 52,4 \%$$

$$V_{\text{água}} = \phi_{\text{água}} \times V_{\text{total}}$$

$$\phi_{\text{água}} = V_{\text{água}} / V_{\text{total}}$$

$$\phi_{\text{água}} = 1000 / 2100$$

$$\phi_{\text{água}} = 0,476 = 47,6 \%$$

ou

$$\phi_{\text{etilenoglicol}} + \phi_{\text{água}} = 100\%$$

$$\phi_{\text{água}} = 100 - 52,4$$

$$\phi_{\text{água}} = 47,6 \%$$

Relações mol X mol em misturas

- Quando variamos a massa ou o volume de um material, a quantidade de matéria também é variada. Nesse caso:

$$v \propto n$$

$$m \propto n$$

$$n_i = x_i \times n_{\text{total}}$$

$$x_i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}}$$

Onde x_i é a chamada **fração em qtde de matéria (mol)** ou **fração molar**

Exemplo de fração em mol

Uma solução contém 4,57g de glicose dissolvidos em 25,2 g de água. Sabendo que a massa molar (MM) da água é 18 g/mol e da glicose é 180,2 g/mol, calcule as frações em mol para cada uma das substâncias

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}} / \text{MM}_{\text{H}_2\text{O}} = 25,2 / 18 = 1,40 \text{ mol}$$

$$n_{\text{glicose}} = m_{\text{glicose}} / \text{MM}_{\text{glicose}} = 4,57 / 180,2 = 0,025 \text{ mol}$$

$$n_{\text{total}} = n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{glicose}} = 1,40 + 0,025 = 1,43 \text{ mol}$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} / n_{\text{total}} = 1,40 / 1,43 = 0,98 \text{ ou } 98 \text{ cmol/mol ou } 980 \text{ mmol/mol}$$

$$x_{\text{glic}} = n_{\text{glic}} / n_{\text{total}} = 0,025 / 1,43 = 0,02 \text{ ou } 2 \text{ cmol/mol ou } 20 \text{ mmol/mol}$$

Obs: A soma das frações em mol é igual a 1 (100% do n° de mols)

Exercício em aula

A cafeína ($\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$) é um estimulante encontrado no café. Uma solução em clorofórmio (CHCl_3) contém 33,4% em massa de cafeína. Calcule as frações molares de cada substância nessa solução. Dados: C= 12 g/mol, H= 1 g/mol, N= 14g/mol, O= 16 g/mol, Cl= 35 g/mol.

33,4 % cafeína e 66,6 % de clorofórmio

100 g solução ---- 33,4 g cafeína ---- 66,6 g de clorofórmio

$$\text{MM}_{\text{caf}} = 8 \times 12 + 10 \times 1 + 4 \times 14 + 2 \times 16 = 194 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM}_{\text{clorof}} = 1 \times 12 + 1 \times 1 + 3 \times 35 = 118 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{caf}} = m_{\text{caf}} / \text{MM}_{\text{caf}} = 33,4 / 194 = 0,17 \text{ mol}$$

$$n_{\text{clorof}} = m_{\text{clorof}} / \text{MM}_{\text{clorof}} = 66,6 / 118 = 0,56 \text{ mol}$$

$$n_{\text{total}} = n_{\text{caf}} + n_{\text{clorof}} = 0,17 + 0,56 = 0,73 \text{ mol}$$

$$x_{\text{caf}} = n_{\text{caf}} / n_{\text{total}} = 0,17 / 0,73 = 0,23 \text{ ou } 23 \text{ cmol/mol}$$

$$x_{\text{clorof}} = n_{\text{clorof}} / n_{\text{total}} = 0,56 / 0,73 = 0,77 \text{ ou } 77 \text{ cmol/mol}$$

Frações em ppm, ppb e ppt



Lingote de Ouro 18K
75% Au em massa
75 cg/g Au

- Muitas vezes, a fração de um elemento em uma amostra é muito pequena



Ouro - Crosta terrestre
 $4 \mu\text{g/kg} = 4 \times 10^{-7} \text{ cg/g}$



Ouro - Oceano
 $1 \text{ ng/kg} = 1 \times 10^{-10} \text{ cg/g}$

A exploração é considerada economicamente viável quando obtém-se no mínimo 1g de ouro por tonelada de minério.

$1 \text{ g ouro} / 10^6 \text{ g de material}$

"1 g a cada 1 milhão de gramas"

1 parte por milhão = 1 ppm

Ouro - Crosta terrestre

$4 \mu\text{g/kg} = 4 \text{ g ouro} / 10^9 \text{ g de material}$

"4 g a cada 1 bilhão de gramas"

4 partes por bilhão = 4 ppb

Ouro - Oceano

$1 \text{ ng/kg} = 1 \text{ g ouro} / 10^{12} \text{ g de material}$

"1 g a cada 1 trilhão de gramas"

1 parte por trilhão = 1 ppt

Como visualizar
uma parte por
milhão



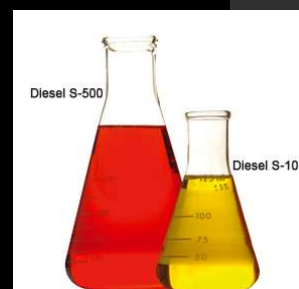
ppm e o óleo diesel

2009

S -500 → 500 partes por milhão de S
(500 mg S por kg de diesel – 500 mg/kg S)

2013

S -10 → 10 partes por milhão de S
(10 mg S por kg de diesel – 10 mg/kg S)



Em 2000 – o teor era 1800 mg/kg = 1800 ppm!!!

Grandeza	Unidades equivalentes		
	partes por milhão (ppm)	partes por bilhão (ppb)	partes por trilhão (ppt)
Massa	mg/kg g/ton	µg/kg mg/ton	ng/kg µg/ton
Volume	µL/L mL/m ³	nL/L µL/m ³	pL/L nL/m ³
Mol	µmol/mol	nmol/mol	pmol/mol

Relações soluto X solvente em misturas

Soluto: É a substância em menor quantidade na solução (disperso)

Solvente: É a substância em maior quantidade na solução (dispersante)

Solução: Mistura de uma determinada proporção do soluto em um solvente



Concentração: é a quantidade de uma substância (soluto sólido ou líquido) presente em um determinado volume de solução

Concentração em massa

É a massa de um soluto (m_i) pelo volume da solução

$$m_i = \gamma_i \times V_{\text{solução}}$$

$$C_i = \frac{V_i}{V_{\text{solução}}}$$

Onde γ_i é a chamada **concentração em massa** ou **concentração comum (C)**

A concentração de cloreto de sódio na água do mar é de 40 g/L.

40 g NaCl ----- 1000 mL de solução

$$m_{\text{NaCl}} = \gamma_{\text{NaCl}} \times V_{\text{solução}}$$

$$40\text{g} = \gamma_{\text{NaCl}} \times 1 \text{ L}$$

$$\gamma_{\text{NaCl}} = 40 \text{ g/L}$$

$$C_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{V_{\text{solução}}}$$

$$C_{\text{NaCl}} = \frac{40}{1} = 40 \text{ g/L}$$

Exercício em aula

O soro caseiro, preparado com água, açúcar e sal, é um ótimo aliado contra a desidratação. Para preparar 500 mL desse soro, uma pessoa adicionou 2 g de sal e 10 g de açúcar. Qual a concentração em massa de sal e de açúcar nessa solução?

Modo 1

$$m_{\text{sal}} = \gamma_{\text{sal}} \times V_{\text{solução}}$$

$$2 \text{ g} = \gamma_{\text{sal}} \times 500 \text{ mL}$$

$$\gamma_{\text{sal}} = 0,004 \text{ g/mL} = 4 \text{ g/L}$$

$$m_{\text{açúcar}} = \gamma_{\text{açúcar}} \times V_{\text{solução}}$$

$$10 \text{ g} = \gamma_{\text{açúcar}} \times 500 \text{ mL}$$

$$\gamma_{\text{açúcar}} = 0,02 \text{ g/mL} = 20 \text{ g/L}$$

Modo 2

$$2 \text{ g sal} \text{ ----- } 500 \text{ mL}$$

$$X \text{ ----- } 1000 \text{ mL}$$

$$X = 4 \text{ g de sal em } 1000 \text{ mL ou } 4\text{g/L}$$

$$10 \text{ g açúcar} \text{ ----- } 500 \text{ mL}$$

$$Y \text{ ----- } 1000 \text{ mL}$$

$$Y = 20 \text{ g de sal em } 1000 \text{ mL ou } 20\text{g/L}$$

Concentração em volume

É o volume de um soluto (V_i) pelo volume da solução

$$V_i = \sigma_i \times V_{\text{solução}}$$

$$\sigma_i = \frac{V_i}{V_{\text{solução}}}$$

Onde σ_i é a chamada **concentração em volume**

Ex: Uma mistura hidroetanólica obtida a partir de 50,0 mL de água e 50,0 mL de etanol ocupa um volume de 96,4 mL a 20°C. Qual a concentração em volume?

$$V_{\text{etanol}} = \sigma_{\text{etanol}} \times V_{\text{sol}}$$

$$50,0 \text{ mL} = \sigma_{\text{etanol}} \times 0,0964 \text{ L}$$

$$\sigma_{\text{etanol}} = 519 \text{ mL/L}$$

IMPORTANTE:

A **concentração em volume** (σ_{etanol}) leva em consideração o volume ocupado pela amostra (96,4 mL no caso) – **Volume da solução**

$$V_i = \sigma_i \times V_{\text{solução}}$$

Já a **fração em volume** (ϕ_{etanol}), leva em consideração a soma dos volumes individuais (50 mL + 50 mL, no caso) – **Volume total**

$$V_i = \phi_i \times V_{\text{total}}$$

Por que a mistura água + etanol diminui de volume?

- Rompimento das ligações de H da água e formação de novas ligações com o etanol
- A distância entre as moléculas diminui, diminuindo assim o volume ocupado

Mudança de volume
em misturas alcoólicas



Exercício em aula

A acetona comercial utilizada na remoção de esmalte é, na realidade, uma mistura com de acetona com água cuja concentração em volume é de 970 mL/L. Qual volume dessa mistura contém 100L de acetona?

$$V_{\text{acetona}} = \sigma_{\text{acetona}} \times V_{\text{solução}}$$

$$100 \text{ L} = 0,970 \text{ L/L} \times V_{\text{solução}}$$

$$V_{\text{total}} = 103 \text{ L}$$

ou

$$\begin{array}{ccc} 970 \text{ ml (0,97 L) de acetona} & \text{-----} & 1000 \text{ mL (1L) de solução} \\ 100 \text{ L de acetona} & \text{-----} & X \text{ L de solução} \\ X = 103 \text{ L} \end{array}$$

Concentração em qtde de matéria (mol)

É o número de mols de um soluto (n_i) pelo volume da solução

$$n_i = M_i \times V_{\text{solução}}$$

m

$$M_i = \frac{n_i}{V_{\text{solução}}}$$

Onde M_i é a chamada **concentração em matéria ou molar (molaridade)**

A concentração de ácido acético (CH_3COOH) no vinagre deve ser de no mínimo 0,70 mol/L.

$$0,70 \text{ mol CH}_3\text{COOH} \text{ ----- } 1000 \text{ mL de solução}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \times V_{\text{total}}$$

$$0,70 \text{ mol} = M_{\text{CH}_3\text{COOH}} \times 1000 \text{ mL}$$

$$M_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 0,70 \text{ mol/L}$$

Exercício em aula

O permanganato de potássio (KMnO_4) é um sólido violeta-escuro que pode ser utilizado como antisséptico de uso tópico. Uma solução de 500 mL foi preparada dissolvendo-se 1,0 g desse sal em água. Qual a concentração molar dessa solução. Dados: K = 39 g/mol, Mn = 55 g/mol e O = 16 g/mol.

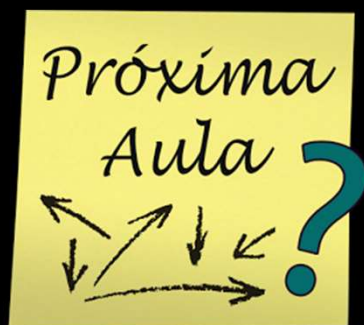
$$n_{\text{KMnO}_4} = 39 + 55 + 4 \times 16 = 158 \text{ g/mol} \quad n_{\text{KMnO}_4} = c_{\text{KMnO}_4} \times V_{\text{solução}}$$

$$n_{\text{KMnO}_4} = m_{\text{KMnO}_4} / MM_{\text{KMnO}_4} \quad 0,006 = c_{\text{KMnO}_4} \times 0,5 \text{ L}$$

$$n_{\text{KMnO}_4} = 1,0 / 158 = 0,006 \text{ mol} \quad c_{\text{KMnO}_4} = 0,012 \text{ mol/L ou } 12 \text{ mmol/L}$$

ou

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol KMnO}_4 & \text{-----} & 158 \text{ g} \\ x \text{ mol} & \text{-----} & 1,0 \text{ g} \\ & & x = 0,006 \text{ mol} \end{array} \quad \begin{array}{rcl} 0,006 \text{ mol KMnO}_4 & \text{-----} & 500 \text{ mL} \\ y \text{ mol} & \text{-----} & 1000 \text{ mL} \\ & & x = 0,012 \text{ mol em } 1000 \text{ mL ou } 0,012 \text{ mol/L} \end{array}$$



Preparo de soluções e misturas