

# ANÁLISE DE PROCESSOS FÍSICO QUÍMICOS I

1º MÓDULO – TÉCNICO EM QUÍMICA

SÃO PAULO – 1º Semestre 2011.

Prof. Claudio R. Passatore

## PLANO DE AULA

Etec Tiquatira

Técnico em Química - 1º Módulo

Componente Curricular: Análise de Processos Físico Químicos I

Prof. Claudio Roberto Passatore / [cpassatore@uol.com.br](mailto:cpassatore@uol.com.br)

Data: 01/01/2011

### SUMÁRIO

1. FUNDAMENTOS.....	4
1.1 INTRODUÇÃO .....	4
1.2 CONCEITOS BÁSICOS .....	4
2. ESTUDO DAS MASSAS .....	8
2.1 INTRODUÇÃO .....	8
2.2 DESENVOLVIMENTO DO TEMA .....	8
2.2.1 Massas Atômicas.....	8
2.2.2 Massa Molar ( <i>MM</i> ).....	9
2.2.3 Volume Molar .....	11
3. LEIS DAS COMBINAÇÕES QUÍMICAS.....	12
3.1 INTRODUÇÃO .....	12
3.2 DESENVOLVIMENTO DO TEMA .....	12
3.2.1 Leis Ponderais .....	12
3.2.2 Leis Volumétricas .....	14
4. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS .....	16
4.1 INTRODUÇÃO .....	16
4.2 DESENVOLVIMENTO DO TEMA .....	16
4.2.1 Tipos de Cálculos Estequiométricos .....	16

4.2.2 Pureza .....	18
4.2.3 Rendimento .....	18
5. SOLUÇÕES .....	21
5.1 INTRODUÇÃO .....	21
5.2 DESENVOLVIMENTO DO TEMA .....	22
5.2.1 Solubilidade.....	22
5.2.2 Coeficiente de Solubilidade (CS).....	22
5.2.3 Concentração de Soluções.....	25
5.2.4 Molaridade ou Concentração Molar (M).....	27
6. TÍTULO .....	29
6.1 DESENVOLVIMENTO DO TEMA .....	29
6.1.1 Título e Porcentagem em Massa .....	29
6.1.2 Título em Volume .....	30
7. DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES.....	32
7.1 INTRODUÇÃO .....	32
7.2 DESENVOLVIMENTO DO TEMA .....	32
7.2.1 Fração Molar .....	32
7.2.2 Normalidade ou Concentração Normal .....	33
7.2.3 Diluição das Soluções .....	33
8. ANÁLISE VOLUMÉTRICA.....	35
8.1 DESENVOLVIMENTO DO TEMA .....	35
9. EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES.....	38
10. BIBLIOGRAFIA.....	42
11. ANEXO.....	43

## 1. FUNDAMENTOS

### 1.1 INTRODUÇÃO

A Química é a Ciência que estuda a estrutura e composição dos diferentes materiais que compõem o Universo, bem como as suas transformações e fenômenos que nelas ocorrem.

A Química permite compreender e explicar as alterações que ocorrem tanto no nosso corpo como à nossa volta. Todos os seres são constituídos por compostos químicos, que permanentemente sofrem alterações químicas. No nosso dia-a-dia, desde torrar pão ou cozer uma batata até andar de automóvel, implicam em transformações químicas em que um conjunto de compostos se transforma noutros envolvendo trocas de energia nas suas mais variadas formas.

Dominando a Química podemos criar mudanças radicais nos materiais que nos rodeiam. É a Química que permite a criação da generalidade dos materiais que utilizamos. Tome-se, por exemplo, um automóvel; é a química que permite a combustão do motor, a criação das peças plásticas que o compõem, etc..

A química funciona em dois níveis; Em um nível a química trata da matéria e suas transformações. Neste nível, podemos realmente ver as mudanças, como quando o combustível queima, uma folha muda de cor no outono ou o magnésio queima brilhantemente no ar; Este é o nível macroscópico, que trata das propriedades de objetos grandes e visíveis. Entretanto, existe um submundo de mudanças, um mundo que não podemos ver diretamente. Neste nível mais profundo e microscópico, a química interpreta estes fenômenos em função do rearranjo dos átomos.

A linguagem simbólica da química, a descrição dos fenômenos químicos utilizando símbolos químicos e equações matemáticas, faz a ponte entre estes dois níveis. As equações químicas descrevem eventos em níveis macroscópicos de uma maneira que é possível interpretá-los a nível microscópico.

A química subdivide-se em vários campos de pesquisa:

Química Geral: Estuda os princípios da química, suas leis fundamentais e teorias gerais;

Química Analítica: Identifica e determina as substâncias presentes nos materiais. A evolução dessa área está intimamente ligada ao desenvolvimento tecnológico e ao surgimento de novos instrumentos de análise. Atualmente, emprega sofisticados equipamentos eletrônicos, técnicas eletroanalíticas de ressonância magnética, espectroscopia de massa e cromatografia. Pode ser qualitativa (quando detecta e identifica os constituintes do material) ou quantitativa (quando determina a quantidade de cada substância em uma amostra). A química analítica tem várias aplicações. Na indústria, por exemplo, é usada para controle de qualidade: analisa a composição das matérias primas e produtos intermediários empregados na produção de variadas substâncias;

Química Orgânica: Pesquisa os compostos do carbono. Reconhece, extrai, prepara e utiliza as substâncias existentes nos seres vivos, além de estudar e produzir substâncias sintéticas. A petroquímica, por exemplo, um dos ramos da química orgânica, cuida da separação das substâncias que se encontram no petróleo e sua utilização e transformação em novos compostos. Responsável também pelo estudo e desenvolvimento dos materiais polímeros.

A Bioquímica reúne conhecimentos da biologia e da química e estuda os processos químicos que ocorrem nos organismos vivos. Junto com a química orgânica participam de outras áreas de conhecimento de caráter interdisciplinar, como engenharia genética, biologia molecular e biotecnologia;

Química Inorgânica: Estuda os compostos não orgânicos, sua extração, purificação e métodos de preparação. É usada em inúmeros campos, como na obtenção de polímeros inorgânicos e de supercondutores - cerâmicas especiais que possam conduzir eletricidade sem perdas em temperaturas variadas;

Físico-Química: Reúne os conhecimentos da física e da química no estudo dos efeitos físicos associados às reações químicas. Pode ser subdividida em várias áreas: termoquímica (relação entre calor e fenômenos químicos), eletroquímica (fenômenos elétricos e sua relação com as reações químicas), eletroscopia (as interações entre a matéria e as radiações eletromagnéticas), cinética química (relação entre a velocidade de uma reação e as condições físicas em que ela ocorre), química nuclear (a radiatividade, os núcleos atômicos, as reações nucleares e a aplicação dos isótopos na medicina e na indústria) e química quântica (aplicação dos métodos da mecânica quântica ao estudo da estrutura das moléculas);

Química Industrial: Este ramo da química, também chamada de química tecnológica ou aplicada, dedica-se à produção de substâncias de interesse econômico, como novas matérias-primas ou processos de produção;

Engenharia química: O estudo de processos químicos industriais.

### 1.2 CONCEITOS BÁSICOS

Matéria: Em física, matéria (vem do latim *materia*, substância física) é qualquer coisa que possui massa, ocupa lugar no espaço (física) e está sujeita a inércia. A matéria é aquilo que existe, aquilo que forma as

coisas e que pode ser observado como tal; é sempre constituída de partículas elementares com massa não-nula (como os átomos, e em escala menor, os prótons, nêutrons e elétrons).

Substância: Uma substância é formada por átomos de elementos específicos em proporções específicas. Cada substância possui um conjunto definido de propriedades e uma composição química. Elas também podem ser inorgânicas (como a água e os sais minerais) ou orgânicas (como a proteína, carboidratos, lipídeos, ácido nucleico e vitaminas).

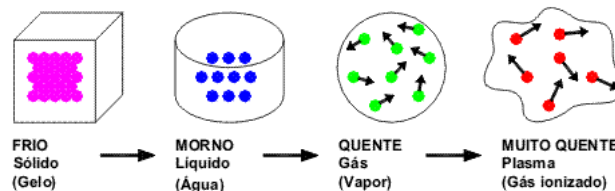
A substância que é formada por átomos de um único elemento químico (denomina-se elemento químico todos os átomos que possuem o mesmo número atômico ( $Z$ ), ou seja, o mesmo número de prótons) é denominada *substância simples*. Exemplos: Ferro: Fe, Cobre: Cu, Gás Hidrogênio:  $H_2$ .

Uma substância composta por mais de um elemento químico, numa proporção determinada de átomos, é denominada *substância composta*. Exemplos: Cloreto de Sódio: NaCl, Água:  $H_2O$ .

Duas ou mais substâncias agrupadas constituem uma mistura. O leite e o soro caseiro são exemplos de misturas.

- Podem existir três estados de agregação da matéria, que variam conforme a temperatura e a pressão as quais se submete um corpo:
  - Estado *sólido*: que é quando as partículas elementares se encontram fortemente ligadas, e o corpo possui tanto forma quanto volume definidos;
  - Estado *líquido*, no qual as partículas elementares estão unidas mais fracamente do que no estado sólido, e no qual o corpo possui apenas volume definido;
  - Estado *gasoso*, no qual as partículas elementares encontram-se fracamente ligadas, não tendo o corpo nem forma nem volume definidos;
  - O Plasma, também é chamado de "quarto estado da matéria". O plasma possui todas as **propriedades dinâmicas dos** fluidos, como turbulência, por exemplo. Como são formados de partículas carregadas livres, plasmas **conduzem eletricidade**. Eles tanto geram como sofrem a ação de campos eletromagnéticos, levando ao que se chama de **efeito coletivo**. Isto significa que o movimento de cada uma das partículas carregadas é influenciado pelo movimento de todas as demais. O comportamento coletivo é um conceito fundamental para a definição de plasmas. Quando a matéria está sob a forma de plasma, temos que a temperatura em que ela se encontra é tão elevada que a agitação térmica de seus átomos é enorme, de forma que chega a sobrepor a força que mantém unidos ao núcleo os prótons, nêutron e elétrons. Apesar de dificilmente ser conseguido o estado de plasma na Terra, os cientistas estimam que cerca de 99% de toda a matéria existente no universo esteja sob a forma de plasma. Uma vez que o plasma possui elétrons capazes de mover-se livremente, ele possui propriedades fantásticas, como a de um ótimo condutor de eletricidade e calor. Ele possui também formas extremamente particulares de interação com campos magnéticos e com ele mesmo. Como seus elétrons se movem livremente em seu interior, existe uma corrente elétrica dentro do plasma que gera, pela Lei de Ampère, um campo magnético. Estes elétrons também se movem em círculos de acordo com um campo magnético próprio do plasma, e para o caso da temperatura do plasma ser muito elevada, este movimento circular dos elétrons pode causar a emissão de ondas eletromagnéticas. Os campos magnéticos associados ao plasma podem ser extremamente intensos, como se pode notar no caso do Sol, onde os campos magnéticos do plasma são responsáveis pelas colunas de convecção de calor, dando origem a manchas solares, ventos solares etc.

A ilustração abaixo mostra como a matéria muda de um estado para outro à medida que se fornece energia térmica à mesma.



- Mudanças de estado:
  - Fusão: mudança do estado sólido para o líquido. Existem dois tipos de fusão:
    - Gelatinosa: derrete todo por igual; por exemplo o plástico;
    - Cristalina: derrete de fora para dentro; por exemplo o gelo.
  - Vaporização: mudança do estado líquido para o gasoso. Existem três tipos de vaporização:
    - Evaporação: as moléculas da superfície do líquido tornam-se gás em qualquer temperatura;
    - Ebulição: o líquido está na temperatura de ebulição e fica borbulhando, recebendo calor e tornando-se gás;

Calefação: o líquido recebe uma grande quantidade de calor em período curto e se torna gás rapidamente.

- Condensação: mudança de estado gasoso para líquido (inverso da Vaporização).
- Solidificação: mudança de estado líquido para o estado sólido (inverso da Fusão).
- Sublimação: um corpo pode ainda passar diretamente do estado sólido para o gasoso.
- Re-sublimação: mudança direta do estado gasoso para o sólido (inverso da Sublimação).
- Ionização: mudança de estado gasoso para o estado plasma.
- Desionização: mudança de estado plasma para estado gasoso (inverso de Ionização).

➤ Propriedades da matéria:

- Propriedades físicas: propriedade de uma substância que define uma característica que podemos observar ou medir sem mudar a identidade da substância.
- Propriedades químicas: propriedade qualificada das substâncias, ou seja, varia de substância para substância, seja ela simples (elemento) ou não (composto). Seria por assim dizer uma propriedade acidental e não essencial.

Dentro dessa compreensão, as propriedades puramente químicas seriam ligadas à substância, e ligados à aspectos particulares, ao passo que as propriedades físicas seriam, por assim dizer, ligadas aos corpos. Ou seja: a extensões bem definidas de matéria, e relacionadas à aspectos gerais, abrangentes.

Limitando-se a essa interpretação, teríamos a massa, o volume, a carga elétrica ( propriedades extensivas), a densidade e a constante dielétrica ( propriedades intensivas) como propriedades físicas. Já as propriedades químicas seriam a eletronegatividade, eletropositividade, raio atômico, raio iônico, raio covalente e eletroafinidade.

- Propriedade intensiva: é independente do tamanho da amostra.
- Propriedade extensiva: é uma propriedade que depende do tamanho (extensão) da amostra.

➤ Átomo:

Um átomo é a menor porção em que pode ser dividido um elemento químico, mantendo ainda as suas propriedades. Os átomos são os componentes básicos das moléculas e da matéria comum. São compostos por partículas subatômicas. As mais conhecidas são os prótons, os nêutrons e os elétrons. Assim podemos concluir que os átomos são partículas elementares constituintes da matéria e, que, tudo é composto por átomos.

➤ Compostos:

Um composto químico é uma substância química constituída por moléculas ou cristais de 2 ou mais átomos ou íons ligados entre si. As proporções entre elementos de uma substância não podem ser alterados por processos físicos.

Em química, um composto é uma substancia formada por dois ou mais elementos, ligados numa proporção fixa e definida. Por exemplo, a água é um composto formado por hidrogênio e oxigênio na proporção de dois para um.

Tipos de compostos, dependendo se apresentam ou não o carbono como elemento químico principal:

Compostos inorgânicos ou minerais;

Compostos orgânicos.

Tipos de compostos, dependendo das ligações que os átomos efetuam:

Compostos iônicos;

Compostos moleculares.

➤ Reações Químicas:

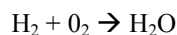
A queima de uma vela, a obtenção de álcool etílico a partir de açúcar e o enferrujamento de um pedaço de ferro são exemplos de transformações onde são formadas substâncias com propriedades diferentes das substâncias que interagem. Tais transformações são chamadas reações químicas. As substâncias que interagem são chamadas reagentes e as formadas produtos.

Os químicos utilizam expressões, chamadas equações químicas, para representar as reações químicas. Para se escrever uma equação química é necessária: saber quais substâncias são consumidas (reagentes) e quais são formadas (produtos); Conhecer as fórmulas dos reagentes e dos produtos; Escrever a equação sempre da seguinte forma:

**Reagentes → Produtos**

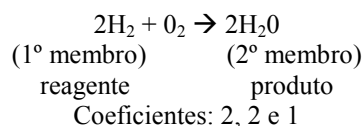
Quando mais de um reagente, ou mais de um produto, participar da reação, as fórmulas das substâncias serão separadas pelo sinal "+".

Exemplo de equação química:



Se for preciso, colocar números, chamados coeficientes estequiométricos, antes das fórmulas das substâncias de forma que a equação indique a proporção de moléculas que participam das reações. Esse procedimento é chamado balanceamento ou acerto de coeficientes de uma equação.

Exemplo da equação da água já balanceada:



○ Fórmulas Químicas:

As fórmulas químicas são formas abreviadas de representar a composição química das substâncias através de símbolos químicos. Existem diversos tipos de fórmulas químicas:

○ Fórmula Molecular:

É a fórmula que apresenta a composição qualitativa e quantitativa da molécula e sua extensão. Por exemplo a água oxigenada, que apresenta fórmula  $\text{H}_2\text{O}_2$ : esta é constituída de hidrogênio e oxigênio, a proporção dos elementos é de 1:1 e cada molécula é formada por dois átomos de hidrogênio e dois átomos de oxigênio.

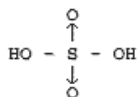
Temos, portanto, na fórmula molecular, além da composição qualitativa e quantitativa, o número de átomos de cada elemento que compõem a substância. De maneira semelhante, a molécula do gás etileno é formada por dois átomos de carbono e quatro de hidrogênio ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ). Temos, assim, além da composição qualitativa e quantitativa, o número de átomos de carbono e hidrogênio que formam a molécula.

○ Fórmula Estrutural:

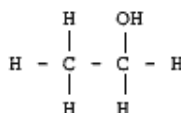
É a fórmula que apresenta a composição quantitativa, o número de átomos de cada elemento presente na molécula e a disposição dos átomos através de uma representação plana ou espacial de seus átomos e as ligações entre os mesmos. A fórmula estrutural mostra como os átomos estão ligados entre si.

Exemplos:

Ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;



Álcool etílico,  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ .



## 2. ESTUDO DAS MASSAS

### 2.1 INTRODUÇÃO

As massas pequenas geralmente são expressas na unidade gramas (massa absoluta), mas quando se trata de massas extremamente pequenas, como no caso dos átomos, isto é impossível. Para ilustrar a afirmação acima, basta citar a massa do átomo de hidrogênio, que é  $1,66 \times 10^{-24}$ g.

Logo, ao se tratar da massa de átomos (massas atômicas) e da massa das moléculas (massas moleculares), devemos abandonar a unidade gramas e utilizar outra que é mais própria.

"Pesar", uma massa qualquer, significa comparar essa massa com um padrão. Exemplo: uma barra de giz pesa três gramas, ou seja, a barra de giz é três vezes mais pesada que a unidade padrão, que é o grama. No caso da massa de moléculas e átomos, é impossível a compararmos com a massa padrão gramas, então comparamos com outra que é denominada de unidade de massa atômica (u).

Unidade de Massa Atômica (u):

Na convenção da IUPAC, em 1961, foi adotado como unidade de massa atômica o isótopo 12 do átomo de Carbono. Atribui-se para o C-12 a massa atômica igual a 12 unidades.

C-12: Massa atômica (MA) = 12u

1u =  $1,67 \times 10^{-27}$ g

### 2.2 DESENVOLVIMENTO DO TEMA

#### 2.2.1 Massas Atômicas

➤ Massa Atômica de um Átomo:

Uma vez determinada à unidade padrão, pesar um átomo é compará-lo com a mesma, isto é, determinar quantas vezes o átomo é mais pesado que o padrão.

A massa atômica é o número que indica quantas vezes um determinado átomo é mais pesado que 1/12 do isótopo 12 do átomo de carbono.

➤ Massa atômica de um elemento:

Os elementos apresentam o fenômeno da isotopia. Os isótopos são átomos de um mesmo elemento químico que apresentam diferentes números de massa. Logo, a massa atômica de um elemento será uma média das massas desses isótopos.

Os Isótopos têm o mesmo número atômico, mas diferentes números de massa. Seus núcleos têm o mesmo número de prótons, mas diferente número de nêutrons.

✓ Exercício:

1. Dê 3 exemplos de isótopos e seus respectivos números de massa.

Portanto, "Massa Atômica de um elemento é a média ponderal das massas dos isótopos que constituem o elemento químico".

Por exemplo: Qual será a massa atômica do cloro?

O cloro aparece na natureza sob a forma de dois isótopos, o  $\text{Cl}^{35}$  e o  $\text{Cl}^{37}$ ; o  $\text{Cl}^{35}$  ocorre na natureza na proporção de aproximadamente 75% e o  $\text{Cl}^{37}$ , na proporção de aproximadamente 25%. Para saber a massa atômica do cloro faz-se, então, uma média ponderal das massas dos dois isótopos existentes. Assim:

$$\text{Massa Atômica do Cloro} = \frac{(35 \times 75) + (37 \times 25)}{100} = 35,5 \text{ u}$$

Obs: o motivo pelo qual as massas atômicas dos elementos são fracionárias é justamente porque os isótopos não apresentam massas iguais e não aparecem na mesma proporção na natureza.

✓ Exercício:

1. Dê os números de massa atômica para os elementos exemplificados no exercício 1? Demonstre os cálculos.

## 2.2.2 Massa Molar (MM)

➤ Conceito de Mol:

A palavra "mol" pode ser comparada com outros sistemas de contagem de objetos ou partículas.

Assim, uma dúzia expressa uma quantidade igual a doze de qualquer produto ou material (laranja, ovos, cadeiras, mesas, etc.). Numa quantidade mesmo pequena de átomos ou moléculas, o número de partículas é muito grande, tornando inviável sua contagem em dezenas ou outros sistemas. Os átomos, moléculas ou íons são contados em "mol".

Saiba que 1mol é o número de átomos em exatamente 12g de carbono 12. Então, para dizer a alguém o que significa 1mol, poderíamos dar-lhes 12g de carbono (carbono 12) e convidá-lo a contar os átomos nele. Entretanto, contar os átomos diretamente é impraticável, então usamos o caminho indireto baseado na massa de um átomo. A massa de um átomo de carbono 12 é  $1,99265 \times 10^{-23}$ g. Portanto podemos fazer a seguinte conta:

Nº de átomos de carbono 12 =  $12\text{g} / 1,99265 \times 10^{-23}$  que é igual a  $6,0221 \times 10^{23}$

- A constante de Avogadro:

No laboratório, em aulas práticas, utiliza-se uma balança que determina a massa em gramas. Necessita-se, portanto, determinar a massa de um átomo ou o número de átomos contidos numa determinada massa de um elemento químico.

Fazendo um estudo comparativo com a massa atômica de alguns elementos diferentes, temos:

- MA - Carbono = 12u
- MA - Nitrogênio = 14u
- MA - Oxigênio = 16u

As massas atômicas indicam quantas vezes um átomo é mais pesado do que 1/12 do C12. Com isso:

- 1 átomo de Nitrogênio é 14/12 vezes mais pesado que 1 átomo de Carbono;
- 1 átomo de Oxigênio é 16/12 vezes mais pesado que 1 átomo de Carbono.

Passando as massas atômicas para a unidade gramas e comparando com o carbono, temos que: se  $x$  átomos de carbono pesam 12 gramas então o mesmo  $x$  átomos de nitrogênio devem pesar 14 gramas e  $x$  átomos de oxigênio devem pesar 16 gramas.

Logo, 12 gramas de carbono, 14 gramas de nitrogênio e 16 gramas de oxigênio apresentam o mesmo número de átomos.

O número de átomos existentes quando a massa atômica de um elemento é expressa em gramas foi determinada por Avogadro como sendo igual a  $6,02 \times 10^{23}$  potência de átomos.

Esse número foi denominado de **Número de Avogadro** ou **Constante de Avogadro** ( $N_A$ ).

12 u de Carbono = a massa de 1 átomo de Carbono
12 g de Carbono = a massa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Carbono
14 u de Nitrogênio = a massa de 1 átomo de Nitrogênio
14 g de Nitrogênio = a massa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Nitrogênio
16 u de Oxigênio = a massa de 1 átomo de Oxigênio
16 g de Oxigênio = a massa de $6,02 \times 10^{23}$ átomos de Oxigênio

Exemplos:

- 1mol de íons =  $6,02 \times 10^{23}$  íons;
- 1mol de átomos =  $6,02 \times 10^{23}$  átomos;
- 1mol de moléculas =  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas;
- 1mol de elétrons =  $6,02 \times 10^{23}$  elétrons;
- 1mol de alfinetes =  $6,02 \times 10^{23}$  alfinetes.

<b>1 mol = <math>6,02 \times 10^{23}</math> partículas (átomos, moléculas, íons, elétrons, prótons, etc)</b>
--

➤ Convertendo o número de átomos em mols:

O mol é uma unidade do Sistema Internacional (SI); a quantidade física a qual se refere é chamada “quantidade de substância”, simbolizado pela letra  $n$ . Entretanto, os químicos preferem falar em “número de mols”.

Nota: Como qualquer unidade do SI, o mol pode ser usado com prefixos, por exemplo:  $1\text{mmol} = 10^{-3}\text{mol}$ . Pequenas quantidades como esta são comumente encontradas quando tratamos com produtos raros.

Há um ponto importante a lembrar quando tratamos de mols, exatamente como quando tratamos com dúzias; Para não sermos ambíguos quando usamos mols, é importante especificar de qual espécie (isto é, quais átomos, moléculas, fórmulas unitárias ou íons) estamos tratando. Por exemplo, hidrogênio ocorre naturalmente como um gás, com cada molécula sendo constituída de 2 átomos, e por isso é representado como  $\text{H}_2$ ; escrevemos 1 mol de H se tratamos de átomos de H ou 1 mol de  $\text{H}_2$  se tratamos de moléculas de H.

Portanto podemos deduzir:

“As quantidades de átomos, íons ou moléculas em uma amostra são expressas em mols, e a constante de Avogadro  $N_A$  é usada para conversão entre o número destas partículas e o número de mols”

$$n = N / N_A, \text{ que significa:}$$

**Número de mols de átomo de = número de átomos de / número de Avogadro**

Exemplo:

Sabe-se que uma amostra de vitamina C contém  $1,29 \times 10^{24}$  átomos de hidrogênio. Quantos mols de hidrogênio a amostra contém?

Número de mols de átomo de H = número de átomos de H / número de Avogadro

$$\begin{aligned} n &= N / N_A \\ n &= 1,29 \times 10^{24} / 6,0221 \times 10^{23} \\ n &= 2,14\text{mol} \end{aligned}$$

✓ Exercício:

1. Uma amostra de uma substância extraída de uma fruta usada pela tribo peruana Achur Jívaro para tratar de infecções fúngicas, contém  $2,58 \times 10^{24}$  átomos de oxigênio. Quantos mols de átomos de oxigênio estão presentes na amostra?
2. Uma pequena xícara de café contém 3,14mol de moléculas de água. Quantas moléculas de água estão presentes no café?

Com o raciocínio acima explanado, podemos determinar a massa molar  $M$  ou massa por mol de partículas. Com a seguinte relação:

$$n = m / M, \text{ que significa:}$$

**Número de mols = massa da amostra / massa por mol**

Exemplo:

Para encontrar o número de mols de átomos de F em 22,5g de flúor, precisamos saber que a massa de flúor (isto é, a massa por mol de átomos de flúor é  $19\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ ). Então:

$$\begin{aligned} \text{Número de mols} &= \text{massa da amostra} / \text{massa por mol} \\ n &= m / M \\ n &= 22,5\text{g} / 19\text{g}\cdot\text{mol}^{-1} \\ n &= 1,18\text{mol} \end{aligned}$$

A massa molar de um elemento é a massa por mol de seus átomos; a massa molar de um composto molecular é a massa por mol de suas moléculas; a massa molar de um composto iônico é a massa por mol de suas fórmulas unitárias. A unidade da massa molar em todos os casos é gramas por mol ( $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ )

As massas molares de compostos iônicos e moléculas são calculadas a partir das massas molares dos elementos presentes: a massa molar de um composto é a soma das massas molares dos elementos que constituem a molécula ou fórmula unitária. Precisamos somente observar quantas vezes cada átomo ou íon aparece na fórmula molecular ou na fórmula unitária do composto iônico.

Exemplo:

$$\begin{aligned} & \text{A massa molar do composto iônico Na}_2\text{SO}_4 \text{ é:} \\ & = 2 \times (\text{massa molar de Na}) + (\text{massa molar de S}) + 4 \times (\text{massa molar de O}) \\ & = 2 \times 22,99 \text{ g.mol}^{-1} + 32,06 \text{ g.mol}^{-1} + 4 \times 16,00 \text{ g.mol}^{-1} \\ & = 142,04 \text{ g.mol}^{-1} \end{aligned}$$

A massa molar de um composto, a massa por mol de suas moléculas ou fórmulas unitárias, é usada para conversão entre a massa de uma amostra e os mols que ela contém.

$$1 \text{ mol} = \text{MM (g)} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

✓ Exercício:

1. A massa de uma moeda de cobre é 3,20g. Suponha que é de cobre puro. Quantos mols de átomos de Cu deveria conter a moeda, dada a massa molar de Cu de 63,54g.mol<sup>-1</sup>?
2. Em um dia, 5,4kg de alumínio foram coletados de um lixo reciclável. Quantos mols de átomos de Al o lixo continha, dado a massa de Al de 26,98g.mol<sup>-1</sup>?
3. Calcule a massa molar de etanol C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH?
4. Calcule a massa molar de fenol C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>OH
5. Calcule o número de mols de moléculas de OC(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub> em 2,3x10<sup>5</sup>kg de uréia, que é usado em cremes faciais em uma escala maior, como fertilizante agrícola?
6. Em uma amostra típica de magnésio, 78,99% é magnésio-24. 10,00% é magnésio-25 e 11,01% é magnésio-26. Calcule a massa molar de uma amostra típica de magnésio?
7. Calcule o número de mols de Ca(OH)<sub>2</sub> em 1,00kg de cal hidratada (hidróxido de cálcio), que é usada para ajustar a acidez dos solos.
8. Qual a massa de sulfato de hidrogênio sódico anidro v/c deveria pesar para obter cerca de 0,20mol de NaHSO<sub>4</sub>?
9. Qual a massa de ácido acético deveria se pesar para obter 1,5mol de CH<sub>3</sub>COOH?

### 2.2.3 Volume Molar

Observou-se, experimentalmente, que um mol de moléculas de qualquer substância gasosa, nas condições normais de temperatura e pressão, ocupam um volume fixo. Esse volume fixo é denominado de Volume Molar.

Portanto: “Volumes iguais de gases diferentes possuem o mesmo número de moléculas, desde que mantidos nas mesmas condições de temperatura e pressão”. Explicando por que a relação dos volumes é dada por números inteiros. Dessa forma foi estabelecido o enunciado do volume molar.

Experimentalmente, foi determinado o volume molar nas condições normais de temperatura e pressão – CNTP (condições normais de temperatura e pressão 0° e 1 atm), sendo constante e igual a **22,4L** para qualquer gás.

Portanto:

$$1 \text{ mol de moléculas de qualquer gás ocupa } 22,4\text{L}$$

ou

$$1 \text{ mol} = \text{MM (g)} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} = 22,4 \text{ L (gás)}$$

✓ Exercício:

1. Um recipiente fechado contém 140g de ozônio (O<sub>3</sub>). Determine o volume ocupado nas CNTP por esse gás.
2. Descobrir a massa, em gramas, de 5,6L de CO<sub>2</sub> nas CNTP.
3. Calcular a massa de moléculas do gás C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> que nas CNTP ocupam 28L.

### 3. LEIS DAS COMBINAÇÕES QUÍMICAS

#### 3.1 INTRODUÇÃO

A Química, até meados do século XVIII, era apenas uma arte. As reações químicas eram praticadas sem que o homem conseguisse estabelecer uma relação entre massas de reagentes e produtos. Com a utilização da balança por Lavoisier, a Química passou do empirismo para o rigor dos métodos científicos. A partir daí, estabeleceram-se as Leis que regem as Combinações Químicas.

As leis das Combinações Químicas classificam-se em:

- Leis ponderais: tratam das relações entre as massas de reagentes e produtos que participam de uma reação;
- Leis volumétricas: tratam das relações entre volumes de gases que reagem e são formados numa reação.

#### 3.2 DESENVOLVIMENTO DO TEMA

##### 3.2.1 Leis Ponderais

São aquelas que estabelecem relações entre as massas das substâncias que participam de uma reação química.

➤ Lei de Lavoisier ou Lei da Conservação da Massa:

"Nas reações químicas realizadas em recipientes fechados, a soma das massas dos reagentes ou reagentes é igual à soma das massas dos produtos".

"A matéria não pode ser criada nem destruída, pode apenas ser transformada". Ou ainda, "na natureza, nada se cria, nada se perde, tudo se transforma".

- Comprovação da Lei:

Considerando a reação que ocorre numa "lâmpada flash" (é um sistema fechado que contém em seu interior o metal magnésio e o gás oxigênio). Pela passagem de corrente elétrica através do magnésio e oxigênio, ocorre uma reação química e o magnésio se incendeia. O magnésio e o oxigênio desaparecem e há formação de um novo composto branco, o óxido de magnésio. Comparando-se a massa inicial e a final, constata-se que a mesma permanece constante.



É interessante notar que durante séculos a humanidade não despertou para a idéia da conservação da massa numa reação química. Os sistemas montados eram sempre abertos e, com isso, os resultados obtidos apresentavam sempre uma variação de massa, uma vez que os gases podiam sair e entrar do sistema. Os antigos acreditavam que, quando se queimava uma substância, a matéria desaparecia. Mas na verdade esqueciam de considerar nos cálculos da massa final os gases que se desprendiam da reação, ou seja, eram computadas apenas as cinzas.

➤ Lei de Proust ou Lei das Proporções Constantes:

"A proporção com que um ou mais elementos se combinam para formar uma substância é constante".

"Numa reação química, seja qual for, as massas das substâncias participantes guardam entre si uma relação fixa e constante".

"Um determinado composto químico, qualquer que seja a sua procedência, ou método de preparação, é sempre formado pelos mesmos elementos químicos combinados na mesma proporção em massa".

- o Comprovação da Lei:

Retornemos à reação entre magnésio e o oxigênio, que se verifica na "lâmpada flash". Se a quantidade de magnésio que reage é 2,4g verifica-se, experimentalmente, que a quantidade de oxigênio que reagiu é 1,6g, mesmo que a reação seja repetida várias vezes.

Magnésio + Oxigênio	----->	Óxido de Magnésio
2,4 g	1,6 g	4,0 g
1,2 g	0,8 g	2,0 g
3,0 g	2,0 g	5,0 g

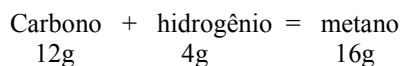
Se utilizarmos 1,2g de magnésio, a quantidade necessária de oxigênio será 0,8g, ou seja, a proporção entre oxigênio e magnésio deve ser a mesma: 3:2.

$$\frac{\text{Magnésio}}{\text{Oxigênio}} = \frac{2,4}{1,6} = \frac{1,2}{0,8} = \frac{3}{2}$$

A lei de Proust permitiu o cálculo da composição centesimal e as fórmulas dos compostos.

Composição centesimal: São as porcentagens, em massa, dos elementos formadores de uma substância.

Exemplos:



A composição centesimal será as porcentagens, em massa, com que hidrogênio e carbono reagem para a formação de 100g de metano.

Exemplo:



Se : 12g reage com 4g formando 16g

Então x gramas reage com y gramas formando 100g.

Criando a proporção, temos que:

$$\begin{array}{ccc} 12 & 4 & 16 \\ x & y & 100 \end{array}$$

Resolvendo a proporção encontraremos:

$$\begin{array}{l} x = 75\text{g ou } 75\% \\ e \\ y = 25\text{g ou } 25\%. \end{array}$$

- Lei de Dalton ou Lei das Proporções Múltiplas:

"As diferentes massas de um elemento, que reagem com a massa fixa de outro elemento para formar compostos distintos, em cada caso, estão, numa relação de números inteiros e geralmente simples, entre si".

"Quando dois elementos se combinam para formar compostos mantendo-se constante a massa de um deles, as massas do outro variam segundo números inteiros e pequenos".

- o Comprovação da Lei:

O nitrogênio se combina com o oxigênio, formando diferentes óxidos:

Óxidos	Nitrogênio	Oxigênio
<b>N<sub>2</sub>O</b>	28 g	16 g
<b>N<sub>2</sub>O<sub>2</sub></b>	28 g	32 g
<b>N<sub>2</sub>O<sub>3</sub></b>	28 g	48 g
<b>N<sub>2</sub>O<sub>4</sub></b>	28 g	64 g
<b>N<sub>2</sub>O<sub>5</sub></b>	28 g	80 g

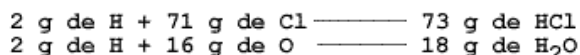
Verifica-se que, permanecendo constante a massa do nitrogênio, as massas do oxigênio, entre si, mantem-se numa relação simples de números inteiros e pequenos, ou seja, 1:2:3:4:5.

➤ Lei de Richter-Wenzel ou Lei das Proporções Recíprocas:

"A massa de dois elementos que se combinam separadamente com a mesma massa de um elemento, são as mesmas com que eles se combinam entre si, caso isso seja possível".

"Quando a massa fixa de um elemento se combina com massas variáveis de outros elementos para formar diferentes compostos, se estes elementos se combinam entre si, combinar-se-ão segundo estas mesmas massas, ou múltiplas, ou sub-múltiplas".

○ Comprovação da Lei:



Combinando-se agora, o cloro e o oxigênio na mesma proporção com que foram combinados com o hidrogênio, teremos:



### 3.2.2 Leis Volumétricas

São aquelas que estabelecem relações entre os volumes das substâncias que participam de uma reação química. As leis volumétricas podem ser englobadas em uma única lei, que é a **Lei de Gay-Lussac**.

➤ Lei de Gay-Lussac:

"Os volumes dos gases que reagem e os volumes dos gases formados numa reação química guardam, entre si, uma relação simples, expressas por números inteiros e pequenos, quando medidos nas mesmas condições de temperaturas e pressão".

○ Comprovação da Lei:

Assim, por exemplo, na preparação de dois litros de vapor d'água devem ser utilizados dois litros de hidrogênio e um litro de oxigênio, desde que os gases estejam submetidos as mesmas condições de pressão e temperatura. A relação entre os volumes dos gases que participam do processo será sempre:

2 volumes de hidrogênio; 1 volume de oxigênio; 2 volumes de vapor d'água

A tabela a seguir mostra diferentes volumes dos gases que podem participar desta reação:

hidrogênio	+	oxigênio	=>	Vapor d'água
20 cm <sup>3</sup>		10 cm <sup>3</sup>		20 cm <sup>3</sup>
180 dm <sup>3</sup>		90 dm <sup>3</sup>		180 dm <sup>3</sup>
82 ml		41 ml		82 ml
126 l		63 l		126 l

Observe que nesta reação o volume do produto (vapor d'água) é menor do que a soma dos volumes dos reagentes (hidrogênio e oxigênio). Esta é uma reação que ocorre com contração de volume, isto é o volume dos produtos é menor que o volume dos reagentes. Existem reações entre gases que ocorrem com expansão de volume, isto é, o volume dos produtos é maior que o volume dos reagentes, como por exemplo, na decomposição do gás amônia:

amônia	=>	hidrogênio	+	nitrogênio
2 vol.		3 vol.		1 vol.

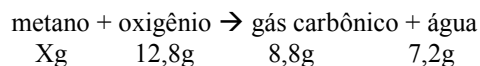
Em outras reações gasosas o volume se conserva, isto é, os volumes dos reagentes e produtos são iguais. E é o que acontece, por exemplo, na síntese de cloreto de hidrogênio:

hidrogênio	+	cloro	=>	cloreto de hidrogênio
1 vol.		1 vol.		2 vol.

✓ Exercícios:

1. Calcule a composição centesimal do hidróxido de sódio sabendo-se que 23g de sódio reagem com 16g de oxigênio e 1g de hidrogênio na formação do NaOH.
2. A proporção com que hidrogênio e oxigênio reagem na formação da água é de **1:8**. Podemos afirmar que composição centesimal de hidrogênio e oxigênio no referido composto é, respectivamente, de:
  - a) 1% e 8%.
  - b) 10% e 80%.
  - c) 20% e 80%.
  - d) 11,11% e 88,89%.
  - e) 10% e 90%.

3. Sabendo que:



Pede-se para calcular a massa de metano que reagiu com o oxigênio (adote sistema fechado e CNTP)?

4. Quando 40g de mercúrio são aquecidos com oxigênio, o mercúrio combina-se com 3g de oxigênio para formar 43g de óxido de mercúrio II. Esta reação ilustra:
  - a) O fato de que os elementos sempre se combinam.
  - b) Uma reação nuclear.
  - c) A lei da conservação da matéria.
  - d) A formação de misturas.
  - e) A lei das proporções múltiplas.
5. Uma massa de 6g de carbono reage totalmente com 2g de hidrogênio para a formação de metano. Qual a massa de hidrogênio necessária para reagir totalmente com 18g de carbono, na formação do metano?
6. A porcentagem em massa de nitrogênio presente no nitrato de amônio ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ) é igual a:
 

Dados: H = 1 u; O = 16 u; N = 14 u.

  - a) 14%.
  - b) 17,5%.
  - c) 28%.
  - d) 35%.
  - e) 70%.
7. Quando aquecemos 1,63g de zinco, este se combina com 0,4g de oxigênio para formar um óxido de zinco. A fórmula centesimal do composto é:
  - a)  $\text{Zn}_{83\%}\text{O}_{17\%}$ .
  - b)  $\text{Zn}_{80,3\%}\text{O}_{19,7\%}$ .
  - c)  $\text{Zn}_{20\%}\text{O}_{80\%}$ .
  - d)  $\text{Zn}_{40\%}\text{O}_{60\%}$ .
  - e)  $\text{Zn}_{65\%}\text{O}_{16\%}$ .

## 4. CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

### 4.1 INTRODUÇÃO

Nas reações químicas, é importante se prever a quantidade de produtos que podem ser obtidos a partir de uma certa quantidade de reagentes consumidos.

Os cálculos que possibilitam prever essa quantidade são chamados de cálculos estequiométricos (a palavra estequiometria vem do grego *stoicheia* (partes mais simples) e *metreim* (medida)).

Essas quantidades podem ser expressas de diversas maneiras: massa, volume, quantidade de matéria (mol), número de moléculas.

Os cálculos estequiométricos baseiam-se nos coeficientes da equação. É importante saber que, numa equação balanceada, os coeficientes nos dão a proporção em mols dos participantes da reação.

Nos meados do século XVIII, cientistas conseguiram expressar matematicamente certas regularidades que ocorrem nas reações químicas, baseando-se em leis de combinações químicas que foram divididas em ponderais (que se relacionam às massas dos participantes da reação) e volumétricas (explicam a relação entre os volumes das substâncias gasosas que participam de um processo químico).

### 4.2 DESENVOLVIMENTO DO TEMA

#### 4.2.1 Tipos de Cálculos Estequiométricos

Os dados do problema podem vir expressos das mais diversas maneiras: quantidade de matéria (mol), massa, número de moléculas, volume, etc..

Em todos esses tipos de cálculo estequiométrico vamos nos basear nos coeficientes da equação que, como vimos, dão a proporção em mols dos componentes da reação.

Regras:

- 1ª regra: Escreva corretamente a equação química mencionada no problema (caso ela não tenha sido fornecida);
- 2ª regra: As reações devem ser balanceadas corretamente, lembrando que, os coeficientes indicam as proporções em mols dos reagentes e produtos;
- 3ª regra: Caso o problema envolva pureza de reagentes, fazer a correção dos valores, trabalhando somente com a parte pura que efetivamente irá reagir;
- 4ª regra: Caso o problema envolva reagentes em excesso – e isso percebemos quando são citados dados relativos a mais de um reagente – devemos verificar qual deles está correto. O outro, que está em excesso, deve ser descartado para efeito de cálculos;
- 5ª regra: Relacione, por meio de uma regra de três, os dados e a pergunta do problema, escrevendo corretamente as informações em massa, volume, mols, moléculas, átomos, etc. Lembre-se que não podemos esquecer a relação:  

$$1 \text{ mol} = \text{MM g} = 22,4\text{L (CNTP)} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$
- 6ª regra: Se o problema citar o rendimento da reação, devemos proceder à correção dos valores obtidos.

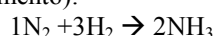
Seguindo as regras expostas acima, vejamos como faremos os cálculos em diferentes relações:

➤ Relação massa x massa:

Na reação gasosa  $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ , qual a massa, em g, de  $\text{NH}_3$  obtida, quando se reagem totalmente 18g de  $\text{H}_2$ ?

Resolução:

Acerte os coeficientes da equação (balanceamento):

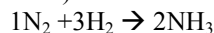


Veja os dados informados (18g de  $\text{H}_2$ ) e o que está sendo solicitado (massa de  $\text{NH}_3$ ) e estabeleça uma regra de três:

$$\begin{array}{r} 3\text{H}_2 \text{ -----} 2\text{NH}_3 \\ 3 \times 2\text{g} \text{ -----} 2 \times 17\text{g} \\ 18\text{g} \text{ -----} x \\ X = 102\text{g} \end{array}$$

Na reação gasosa  $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$ , qual a massa, em kg, de  $NH_3$  obtida, quando se reagem totalmente 280g de  $N_2$ ?

Acerte os coeficientes da equação (balanceamento):



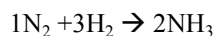
Veja os dados informados (280g de  $N_2$ ) e o que está sendo solicitado (massa de  $NH_3$  em kg) e estabeleça uma regra de três:

$$\begin{array}{r} 1N_2 \text{ ----- } 2NH_3 \\ 1 \times 28g \text{ ----- } 2 \times 17g \\ 280g \text{ ----- } x \\ X = 340g \text{ ou } X = 0,34kg \end{array}$$

➤ Relação massa x volume:

Na reação gasosa  $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$ , qual o volume de  $NH_3$  obtido nas CNTP, quando se reagem totalmente 18g de  $H_2$ ?

Acerte os coeficientes da equação:

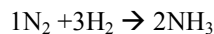


Veja os dados informados (18g de  $H_2$ ) e o que está sendo solicitado (volume de  $NH_3$  nas CNTP) e estabeleça uma regra de três:

$$\begin{array}{r} 3H_2 \text{ ----- } 2NH_3 \\ 3 \times 2g \text{ ----- } 2 \times 22,4L \\ 18g \text{ ----- } X \\ X = 134,4L \end{array}$$

Na reação gasosa  $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$ , qual o volume de  $H_2$  consumido nas CNTP, quando é produzido 340g de  $NH_3$ ?

Acerte os coeficientes da equação:



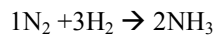
Veja os dados informados (340g de  $NH_3$ ) e o que está sendo solicitado (volume de  $H_2$  em L nas CNTP) e estabeleça uma regra de três:

$$\begin{array}{r} 3H_2 \text{ ----- } 2NH_3 \\ 3 \times 22,4L \text{ ----- } 2 \times 17g \\ X \text{ ----- } 340g \\ X = 672L \end{array}$$

➤ Relação Massa x N° Moléculas:

Na reação gasosa  $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$ , qual o número de moléculas de  $NH_3$  obtido, quando se reagem totalmente 18g de  $H_2$ ?

Acerte os coeficientes da equação:

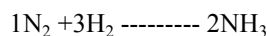


Veja os dados informados (18g de  $H_2$ ) e o que está sendo solicitado (número de moléculas de  $NH_3$ ) e estabeleça uma regra de três:

$$\begin{array}{r} 3H_2 \text{ ----- } 2NH_3 \\ 3 \times 2g \text{ ----- } 2 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 18g \text{ ----- } X \\ X = 36,12 \times 10^{23} \text{ moléculas ou } X = 3,612 \times 10^{24} \text{ moléculas de } NH_3 \end{array}$$

Na reação gasosa  $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$ , qual o número de moléculas de  $H_2$  consumido, quando é produzido 340g de  $NH_3$ ?

Acerte os coeficientes da equação:



Veja os dados informados (340g de NH<sub>3</sub>) e o que está sendo solicitado (número de moléculas de H<sub>2</sub>) e estabeleça uma regra de três.

$$\begin{array}{r} 3\text{H}_2 \text{ ----- } 2\text{NH}_3 \\ 3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ ----- } 2 \times 17\text{g} \\ X \text{ ----- } 340\text{g} \\ X = 180,6 \times 10^{23} \text{ moléculas ou } X = 1,806 \times 10^{25} \text{ moléculas de H}_2 \end{array}$$

#### 4.2.2 Pureza

É comum o uso de reagentes impuros, principalmente em reações industriais, ou porque são mais baratos ou porque já são encontrados na natureza acompanhados de impurezas (o que ocorre, por exemplo, com os minérios).

Grau de pureza: é o quociente entre a massa da substância principal e a massa total da amostra (ou massa do material bruto).

Exemplos:

Em 200g de calcário encontramos 180g de CaCO<sub>3</sub> e 20g de impurezas. Qual o grau de pureza do calcário?

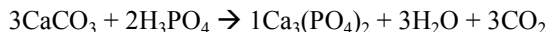
$$\begin{array}{r} 200\text{g} \text{ ----- } 100\% \\ 180\text{g} \text{ ----- } X \\ X = 90\% \end{array}$$

Uma amostra de 200kg de calcário (com teor de 80% de CaCO<sub>3</sub>) foi tratada com ácido fosfórico - H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> - conforme a equação química balanceada:



Calcule a massa de Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub> formada.

Os coeficientes já estão acertados:



Veja os dados informados (200 kg de Calcário com 80% de pureza, ou seja, temos apenas 160kg de CaCO<sub>3</sub>) e o que está sendo solicitado (massa do sal formado - Ca<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>) e estabeleça uma regra de três:

$$\begin{array}{r} 3\text{CaCO}_3 \text{ ----- } 1\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \\ 3 \times 100\text{g} \text{ ----- } 1 \times 310\text{g} \\ 160\text{kg} \text{ ----- } X \\ X = 165,33\text{kg} \end{array}$$

Considere a reação FeS + HCl → FeCl<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>S. Qual a massa de cloreto ferroso - FeCl<sub>2</sub> - obtida quando 1100g de sulfeto ferroso - FeS de 80% de pureza reagem com excesso de ácido clorídrico - HCl?

Acerte os coeficientes da equação:



Veja os dados informados (1100g de sulfeto ferroso com 80% de pureza, ou seja, 880g de sulfeto ferroso puro) e o que está sendo solicitado (massa de cloreto ferroso) e estabeleça uma regra de três:

$$\begin{array}{r} 1\text{FeS} \text{ ----- } 1\text{FeCl}_2 \\ 1 \times 88\text{g} \text{ ----- } 1 \times 127\text{g} \\ 880\text{g} \text{ ----- } X \\ X = 1270\text{g} \end{array}$$

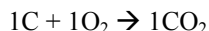
#### 4.2.3 Rendimento

Rendimento de uma reação é o quociente entre a quantidade de produto realmente obtida e a quantidade de produto que seria teoricamente obtida pela equação química correspondente.

Exemplo:

Queimando-se 30g de carbono puro, com rendimento de 90%, qual a massa de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) obtida, conforme a equação: C + O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub>.

Os coeficientes já estão acertados:



Veja os dados informados (30g de Carbono puro com 90% de rendimento) e o que está sendo solicitado (massa de dióxido de carbono obtida) e estabeleça uma regra de três:

$$\begin{array}{r} 1C \text{ -----} 1CO_2 \\ 1 \times 12g \text{ -----} 1 \times 44g \\ 30g \text{ -----} X \\ X = 110g \end{array}$$

Considerando que o rendimento seria de 100%, estabeleça outra regra de três para calcular o rendimento (90%):

$$\begin{array}{r} 110g \text{ -----} 100\% \text{ (rendimento teórico)} \\ y \text{ -----} 90\% \\ y = 99g \end{array}$$

Quando são dadas as quantidades de dois ou mais participantes, é importante lembrar que as substâncias não reagem na proporção que queremos (ou que as misturamos), mas na proporção que a equação (ou seja, a Lei de Proust) as obriga. Quando o problema dá as quantidades de dois participantes, provavelmente um deles está em excesso, pois, em caso contrário, bastaria dar a quantidade de um deles e a quantidade do outro seria calculada. Para fazer o cálculo estequiométrico, baseamo-nos no reagente que não está em excesso (denominado reagente limitante).

Nesse caso devemos seguir as etapas:

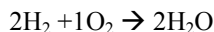
- o 1ª etapa- Considere um dos reagentes o limitante e determine quanto de produto seria formado;
- o 2ª etapa- Repita o procedimento com o outro reagente;
- o 3ª etapa- A menor quantidade de produto encontrada corresponde ao reagente limitante e indica a quantidade de produto formada.

Exemplo:

Foram misturados 40g de gás hidrogênio (H<sub>2</sub>) com 40g de gás oxigênio, com a finalidade de produzir água, conforme a equação: H<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> → H<sub>2</sub>O. Determine:

- a) o reagente limitante.
- b) a massa de água formada.
- c) a massa de reagente em excesso.

Acerte os coeficientes da equação:



Vamos considerar que o H<sub>2</sub> seja o reagente limitante:

$$\begin{array}{r} 2H_2 \text{ -----} 2H_2O \\ 2 \times 2g \text{ -----} 2 \times 18g \\ 40g \text{ -----} X \\ X = 360g \end{array}$$

Em seguida, vamos considerar que o O<sub>2</sub> seja o reagente limitante:

$$\begin{array}{r} 1O_2 \text{ -----} 2H_2O \\ 1 \times 32g \text{ -----} 2 \times 18g \\ 40g \text{ -----} Y \\ Y = 45g \end{array}$$

Observe que a menor quantidade de água formada esta relacionada com o consumo total de O<sub>2</sub>, e que realmente o reagente limitante é o O<sub>2</sub>. A massa de água produzida será de 45g.

Agora vamos calcular a massa de H<sub>2</sub> que será consumida e o que restou em excesso, aplicando uma nova regra de três:

$$\begin{array}{r} 2H_2 \text{ -----} 1O_2 \\ 2 \times 2g \text{ -----} 1 \times 32g \end{array}$$

$$Z \text{ ----- } 40\text{g}$$
$$Z = 5\text{g (massa de H}_2 \text{ que irá reagir)}$$

Como a massa total de H<sub>2</sub> era de 40g e só 5g irá reagir, teremos um excesso de 35g (40-5). Dessa forma, passaremos a responder os quesitos solicitados:

- a) reagente limitante: O<sub>2</sub>
- b) massa de água formada: 45g.
- c) massa de H<sub>2</sub> em excesso: 35g.

✓ Exercícios:

1. Qual a massa de água que se forma na combustão de 1g de gás hidrogênio (H<sub>2</sub>), conforme a reação  $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ ?
2. Sabendo que 10,8g de alumínio reagiram completamente com ácido sulfúrico, conforme a reação:  $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$ , calcule:
  - a) massa de ácido sulfúrico consumida;
  - b) massa de sulfato de alumínio produzida;
3. Qual a massa de gás oxigênio necessária para reagir com 560g de monóxido de carbono, conforme a equação:  $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$  ?
4. Efetuando-se a reação entre 18g de alumínio e 462g de gás cloro, segundo a equação química:  $\text{Al} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3$ , obtém-se qual quantidade máxima de cloreto de alumínio?
5. Quantos mols de O<sub>2</sub> são obtidos a partir de 2,0mols de pentóxido de dinitrogênio (N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>), de acordo com a reação:  $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{K}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{O}_2$
6. Quantas moléculas de gás oxigênio reagem com 6 mols de monóxido de carbono, conforme a equação:  $\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$  ?
7. O ácido sulfúrico de larga utilização e fator determinante do índice de desenvolvimento de um país, é obtido pela reação:  $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ .  
Reagimos 80g de trióxido de enxofre (SO<sub>3</sub>) com água em excesso e condições necessárias. Qual a massa de ácido sulfúrico obtida nessa reação que tem rendimento igual a 75%?
8. 400g de hidróxido de sódio (NaOH) são adicionados a 504g de ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>), produzindo nitrato de sódio (NaNO<sub>3</sub>) e água. Calcule:
  - a) massa de nitrato de sódio obtida;
  - b) massa do reagente em excesso, se houver.
9. 32,70g de zinco metálico (Zn) reagem com uma solução concentrada de hidróxido de sódio (NaOH), produzindo 64,53g de zincato de sódio (Na<sub>2</sub>ZnO<sub>2</sub>). Qual o rendimento dessa reação?
10. Misturam-se 147g de ácido sulfúrico e 100g de hidróxido de sódio que se reajam segundo a reação:  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \text{ ----- } \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ . Qual a massa de sulfato de sódio formada? Qual a massa do reagente que sobra em excesso após a reação?

## 5. SOLUÇÕES

### 5.1 INTRODUÇÃO

#### ➤ Soluções e Dispersões:

Quando misturamos duas substâncias, pode resultar em uma mistura homogênea (solução) ou em uma mistura heterogênea. Exemplos de mistura homogêneas é a água e o sal, enquanto que exemplo de mistura heterogênea pode ser água e areia. Dizemos que a água se dissolveu, enquanto que a areia não se dissolveu na água.

#### ➤ Soluções:

Chamamos simplesmente de Soluções ou Soluções Verdadeiras. Soluções são misturas homogêneas de duas ou mais substâncias. Nas soluções o disperso recebe o nome de **soluto** e o dispersante o nome de **solvente**. As soluções são muito importantes, exemplo: o ar que respiramos (mistura de gases), água do mar (vários sais), bebidas, remédios, sangue, urina.

##### ○ Classificação Geral das Soluções:

Quanto ao estado físico: Sólidas, Líquidas, Gasosas.

Quanto à condutividade elétrica: Eletrolíticas ou iônicas, Não-eletrolíticas ou moleculares.

Quanto à proporção soluto/solvente: Diluída, Concentrada, Não-saturada (insaturada), Saturada, Supersaturada.

De acordo com o tamanho das partículas dispersas: Solução verdadeira, Solução coloidal, Solução grosseira (suspensão).

#### ➤ Dispersões:

Dispersões são sistemas nos quais uma substância está disseminada, sob forma de pequenas partículas, numa segunda substância. A primeira substância chama-se disperso ou fase dispersa e a segunda substância chama-se dispersante ou fase de dispersão.

Classificação Geral das Dispersões:

É feita de acordo com o tamanho médio das partículas dispersas. Veja tabela abaixo:

Nome da Dispersão	Tamanho Médio das Partículas Dispersas
Soluções Verdadeiras (comum)	entre 0 e 1nm (nanômetro)
Soluções Coloidais	entre 1 e 100 nm (nanômetro)
Suspensões	acima de 100 nm (nanômetro)

Na tabela acima observa-se que as partículas dispersas de soluções coloidais são maiores que as da solução, mas menores que as de suspensão. Exemplos de soluções coloidais são o leite (pois consiste em glóbulos de gordura dispersos em água), a neblina (líquido em um gás) e a espuma (gás em um líquido).

Concentração das Soluções:

Um sistema homogêneo (solução) em equilíbrio fica bem definido após o conhecimento das suas substâncias químicas que o constituem (análise química qualitativa), da pressão e temperatura (variáveis físicas quantitativas) e da quantidade de cada um de seus componentes (análise química quantitativa). Estas quantidades em geral são expressas em relação à quantidade de solução; outras vezes utiliza-se como referência a quantidade de um de seus constituintes que poderá então ser chamado solvente e em geral é o disperso predominante. Tais frações quantitativas são chamadas concentração.

Concentração é um termo genérico. Por si só não é uma entidade físico-química bem definida, faltando para tanto caracterizá-la dimensionalmente através da escolha das grandezas representativas das quantidades das substâncias químicas em questão. Por vezes é adimensional, representando, por exemplo, a relação entre a massa de soluto e a massa da solução; outras vezes é expressa em massa por volume; ou através de inúmeras outras maneiras. A escolha dimensional obedece a critérios baseados puramente na conveniência particular

ao estudo que se pretenda efetuar. E esta conveniência particular em geral apóia-se no estabelecimento de equações simplificadas para expressar os princípios e leis do estudo em questão; ou então na maleabilidade operacional destas equações. Convém-nos adotar grandezas intimamente relacionadas ao número de moléculas das substâncias em estudo.

Tipos de concentração: % em massa, % em volume, Concentração em g/L, Concentração em mol/L, Concentração molar, Concentração em fração molar de soluto.

## 5.2 DESENVOLVIMENTO DO TEMA

### 5.2.1 Solubilidade

Quando fazemos uma mistura de duas espécies químicas diferentes, pode ocorrer a disseminação, sob forma de pequenas partículas, de uma espécie na outra. Havendo disseminação, obteremos um sistema que recebe o nome de dispersão.

Na dispersão, a espécie química disseminada na forma de pequenas partículas é chamada de disperso, enquanto a outra espécie é chamada de dispersante ou dispersante.

De acordo com o diâmetro médio das partículas do disperso, a dispersão se classifica em:

- o Solução: dispersão em que as partículas do disperso apresentam um diâmetro médio de até 10 Å (angstrom). Nas soluções, o disperso recebe o nome de soluto e o dispersante, solvente. Exemplo: mistura de açúcar e água;
- o Dispersão coloidal : dispersão em que o diâmetro médio das partículas do disperso fica compreendido entre 10 Å e 1000 Å. Exemplo: fumaça, neblina e geléia;
- o Suspensão: dispersão em que o diâmetro médio das partículas do disperso é superior a 1000 Å. Na suspensão, o disperso é sólido e o dispersante, líquido. Exemplo: leite de magnésia;
- o Emulsão: dispersão em que o diâmetro médio das partículas do disperso é superior a 1000 Å. Na emulsão, tanto o disperso quanto o dispersante são líquidos. Exemplo: leite e maionese.

Nas soluções, o processo de dissolução ocorre porque as moléculas do solvente bombardeiam as partículas periféricas do sólido, arrancando-as e mantendo-as dispersas, devido principalmente ao fenômeno da solvatação, ou seja, a partícula arrancada fica rodeada por moléculas do solvente.

O processo de dissolução depende dos seguintes fatores: concentração, estado de subdivisão do sólido e temperatura.

### 5.2.2 Coeficiente de Solubilidade (CS)

Entende-se por coeficiente de solubilidade (CS), a quantidade geralmente em gramas, necessária do soluto para formar, com uma quantidade-padrão (geralmente em litros) do solvente, uma solução saturada, em determinadas condições de temperatura e pressão.

Em outras palavras, o CS é a quantidade máxima de soluto que se pode dissolver em uma quantidade padrão de solvente.

O coeficiente de solubilidade geralmente é expresso em gramas por 100 gramas ou 1000 gramas de solvente e classificam-se em:

- o Quando o coeficiente de solubilidade é muito pequeno, como do AgCl, diz-se que a substância é insolúvel.
- o Quando o soluto e o solvente são líquidos e não se dissolvem entre si, dizem que os mesmos são imiscíveis.

Substância	Coeficiente de solubilidade g por 100g de água a 20° C
NaCl	36
Br	64
KNO <sub>3</sub>	31,6
CaSO <sub>4</sub>	0,2
AgCl	0,0014

A fórmula usada para se calcular o Cs (Coeficiente de Solubilidade), com uma quantidade padrão de massa (100 g) é a seguinte:

$$Cs = 100 \cdot m1 / m2 (g)$$

➤ Regra de solubilidade:

As substâncias inorgânicas (sais, ácidos e bases) se dissolvem em água. As substâncias orgânicas não se dissolvem em água, com excessão dos sais, ácidos e álcoois. As substâncias orgânicas, porém, se dissolvem em solventes orgânicos, tais como gasolina, tetracloreto de carbono, benzeno, etc. Considerando a polaridade das substâncias, pode-se notar que as substâncias com polaridades semelhantes se dissolvem entre si e as substâncias com polaridades diferentes não se dissolvem entre si. Com base nesse fato, pode-se concluir que: Uma substância tende a se dissolver em solventes quimicamente semelhantes a ela.

Levando em consideração o aspecto da polaridade das substâncias, pode-se dizer:

Uma substância polar se dissolve num solvente polar; uma substância apolar se dissolve num solvente apolar.

Um dado importante na Química, principalmente para aulas de laboratório, é conhecer quais as substâncias que se dissolvem em água (polar) e quais as que não se dissolvem.

**DICA:** Sempre são solúveis os compostos de metais alcalinos, amônio, nitratos e acetatos.

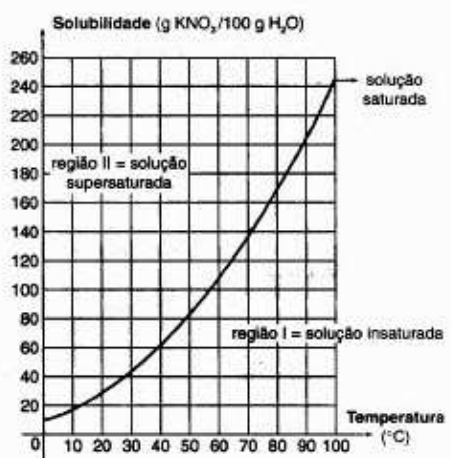
Tabela de solubilidade de compostos inorgânicos em água:

Compostos	Solubilidade	Observações
Oxidos de metais alcalinos e alcalino-terrosos	a	Reagem com água e formam bases
Oxidos de não-metais	a	Reagem com água e formam ácidos
Oxidos de outros elementos	Insolúveis	a
Ácidos	Solúveis	a
Bases de metais alcalinos	Solúveis	É também solúvel o NH <sub>4</sub> OH
Bases de metais alcalinos-terrosos	Parcialmente Solúveis	a
Bases de outros metais	Insolúveis	a
Sais: Nitratos, Cloratos, Acetatos	Solúveis	a
Sais: Cloretos, Brometos, Iodetos	Solúveis	São insolúveis: Ag, Cu, Hg (2+), Pb(2+), HgI <sub>2</sub> e BiI <sub>3</sub>
Sais: Sulfatos	Solúveis	São insolúveis: Ca(2+), Sr(2+), Ba(2+) e Pb(2+)
Sais: Sulfetos	Insolúveis	São solúveis os sulfetos de metais alcalinos e NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
Outros ânions	Insolúveis	São solúveis os sais de metais alcalinos e NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>

A variação do coeficiente de solubilidade da substância em função da temperatura pode ser avaliada graficamente, através das **curvas de solubilidade**.

As curvas de solubilidade são gráficos que indicam o coeficiente de solubilidade de uma substância em função da temperatura.

Veja abaixo a curva de solubilidade do nitrato de potássio (KNO<sub>3</sub>):

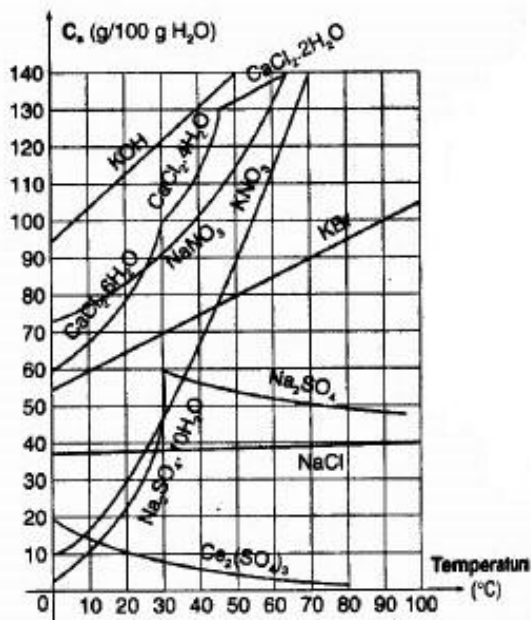


Analisando o gráfico, podemos dizer:

- A região I corresponde às soluções insaturadas, ou seja, qualquer ponto dessa região indica que a massa de KNO<sub>3</sub> dissolvido é menor que o coeficiente de solubilidade. Trata-se de soluções diluídas e concentradas;

- A região II corresponde às soluções supersaturadas, ou seja, qualquer ponto dessa região indica que a massa de  $\text{KNO}_3$  dissolvido é maior que o coeficiente de solubilidade. Trata-se de soluções instáveis.
- A curva de solubilidade é a fronteira entre as regiões I e II e qualquer ponto dessa curva indica que a massa de  $\text{KNO}_3$  dissolvido é igual ao coeficiente de solubilidade. Trata-se das soluções saturadas.

Observe o gráfico abaixo:



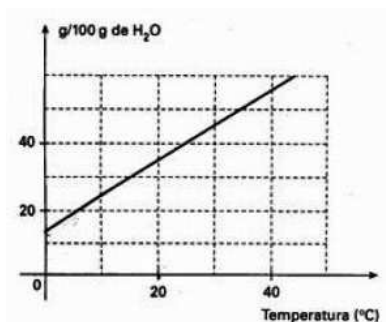
Podemos perceber que, geralmente, a solubilidade aumenta com a temperatura. Há substâncias em que esse aumento é bastante acentuado, como o  $\text{KNO}_3$ , em outras é quase imperceptível, como o  $\text{NaCl}$ . No entanto, existem substâncias em que a solubilidade diminui com o aumento da temperatura.

Existem três tipos de curvas:

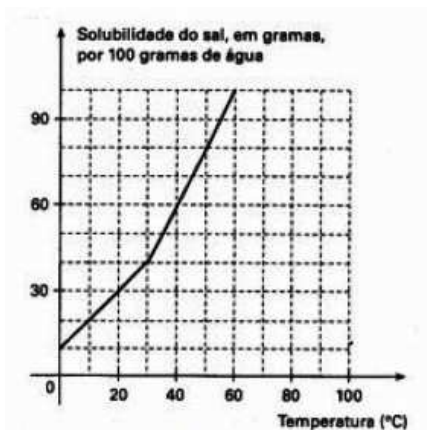
- Curvas Ascendentes: representam as substâncias cujo coeficiente de solubilidade aumenta com a temperatura. São substâncias que se dissolvem com a absorção de calor, isto é, a dissolução é endotérmica;
- Curvas Descendentes: representam as substâncias cujo coeficiente de solubilidade diminui com o aumento de temperatura. São substâncias que se dissolvem com liberação de calor, isto é, a dissolução é exotérmica;
- Curvas com Inflexões: representam as substâncias que sofrem modificações em sua estrutura com a variação da temperatura. O sulfato de sódio, por exemplo, até a temperatura de  $32,4^\circ\text{C}$ , apresenta em sua estrutura dez moléculas de água, em temperatura acima de  $32,4^\circ\text{C}$  o sulfato de sódio perde suas moléculas de "água de cristalização" e a curva de solubilidade sofre uma inflexão.

✓ Exercícios:

1. A curva de solubilidade do  $\text{KNO}_3$  em função da temperatura é dada a seguir. Indique a denominação das diferentes áreas do gráfico?
2. Se, a  $20^\circ\text{C}$ , misturarmos 50g de  $\text{KNO}_3$  com 100g de água, quando for atingido o equilíbrio teremos:



3. Segue abaixo a curva de solubilidade de um sal hipotético. A quantidade de água necessária para dissolver 30 gramas de sal, a 35°C, será, em gramas?



4. A determinada temperatura, o CS do NaI é de 180 g/100g de água. Calcule a massa de água necessária para preparar uma solução que contenha 12,6g desse sal na temperatura considerada?

### 5.2.3 Concentração de Soluções

Existem diferentes relações que podem ser estabelecidas entre as quantidades de soluto, solvente e solução. Tais relações são denominadas concentrações.

Chama-se concentração de uma solução toda e qualquer maneira de expressar a proporção existente entre as quantidades de soluto e solvente ou, então, as quantidades de soluto e de solução.

Importante: Usaremos a seguinte convenção durante os cálculos:

- Índice 1, para as quantidades relativas ao soluto;
- Índice 2, para as quantidades relativas ao solvente;
- Sem índice, ao que se referir à própria solução.

A substância em maior quantidade na solução recebe o nome de **solvente** (dispersante) e aqueles em menor quantidades são chamados **soluto** (disperso). Essa classificação depende apenas da quantidade da substância na solução. Assim, no caso do aço, solução constituída por substâncias sólidas, o solvente é o ferro e o principal soluto é o carbono (entre 0,008% e 2,000% da mistura).

As soluções mais importantes para os seres vivos são aqueles em o solvente é a **água**, ditas aquosas. As plantas retiram seu alimento do solo através de soluções aquosas (por esse motivo, os fertilizantes possuem, sua composição, minerais solúveis em água). A digestão transforma alimentos em substâncias solúveis em água, que dessa forma, são mais facilmente absorvidas pelo organismo. Os fluídos dos tecidos, o plasma sanguíneo e a água que bebemos são exemplos de soluções aquosas.

- Critérios usados para exprimir concentrações:

Ao preparar uma solução aquosa de  $H_2SO_4$ , podemos obter soluções em infinitas proporções, porque o  $H_2SO_4$  e a água são miscíveis em todas as proporções. Uma vez preparada a solução, é importante indicar no rótulo do frasco a proporção utilizada no seu preparo. Essa proporção vai chamar-se concentração. Em linhas gerais, concentração é o critério usado para indicar a quantidade de soluto dissolvido em um determinado volume ou

em uma determinada massa de solução. Dessa maneira, as quantidades relativas de  $H_2SO_4$  e  $H_2O$  utilizadas no preparo da solução ficam acessíveis a qualquer pessoa. Por isso é importante que as concentrações, ou melhor, os critérios usados para exprimir as concentrações, sejam adotadas por todos os químicos, através de uma linhagem universal. Vejamos abaixo os tipos de concentração:

Lembre-se: A fim de facilitar a notação, utilizaremos índice **1** para tudo o que se referir ao **soluto** (massa, quantidade de substância, etc.) e índice **2** para tudo o que se referir ao **solvente**. Para a **solução** não usaremos índice algum.

- o Concentração em massa (C) ou comum:

Tomemos uma solução de V litros, onde exista uma massa de  $m_1$  gramas de soluto. Qual seria a massa de soluto contida em 1 Litro dessa solução?

$$V(L) \text{ de solução} \rightarrow m_1 (g) \text{ de soluto}$$

$$1 (L) \text{ de solução} \rightarrow C(g) \text{ de soluto}$$

“A concentração ( C ) indica a massa de soluto contida em um litro de solução e é expressa em g/L.”

$$C = \frac{m_1}{V}$$

Onde:

C = concentração comum

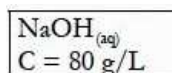
$m_1$  = massa do soluto (g)

V = volume (L)

A unidade da concentração será composta por uma unidade de massa qualquer (mg, g,kg, t, etc) dividida por uma unidade de volume qualquer ( $cm^3$ , mL,  $dm^3$ , L,  $m^3$ , etc.).

Segundo, o volume que se leva em conta nessa definição não é o volume de solvente usado para fazer a solução, mas sim o volume da solução.

Vejamos agora a leitura do rótulo identificador de uma solução aquosa contida em um frasco. No rótulo do frasco vão as seguintes informações:



$NaOH_{(aq)}$  indica que a substância dissolvida (soluto) é o NaOH e que o solvente é a água.  $C = 80\text{g/L}$  indica uma solução aquosa de NaOH de concentração igual a 80g/L. Interpretação da informação: Existem 80g de soluto em cada litro de solução.

Exemplo:

Qual a concentração ( C ) de uma solução de brometo de potássio contendo 11,9g em 1,5L de solução?

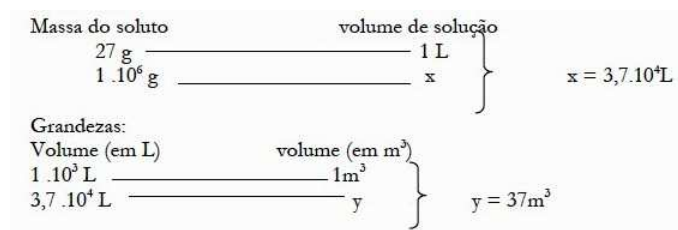
Resolução:

$$\begin{array}{l} C = ? \quad m_1 \\ m_1 = 11,9 \text{ g} \\ V = 1,5 \text{ L} \\ C = \frac{m_1}{V} \rightarrow C = \frac{11,9}{1,5} \rightarrow C = 7,93\text{g/L} \end{array}$$

Portanto em 1,5L de solução de brometo de potássio há 7,93g.

Por evaporação e purificação, um litro de água do mar fornece 27g de cloreto de sódio, comercializado como sal de cozinha. Que volume de água do mar, em  $m^3$ , precisa ser empregado para que uma salina produza 1 tonelada de cloreto de sódio?

Resolução:



Nota: Atenção com as relações de unidades: 1 m<sup>3</sup> = 1000L e 1 m<sup>3</sup> = 1000000cm<sup>3</sup>

✓ Exercícios:

1. Em um balão volumétrico de 400mL são colocados 18g de cloreto de amônio NH<sub>4</sub>Cl e água suficiente para atingir a marca do gargalo. Determine a concentração da solução em gramas por litro?
2. Admitindo que 240mL de suco de laranja contenham 480mg de íons de potássio, determine a massa de potássio, em gramas, que há em 10 litros desse suco?
3. O leite bovino contém, em média, 33 g de proteínas por litro. Qual a massa de proteínas em um copo contendo 200cm<sup>3</sup> de leite?
4. Em média, a concentração de sais na água do mar é igual a 35g/L. Em uma salina, determine a quantidade máxima de sais que poderá ser obtida em um tanque de dimensões 10m x 5m x 1m.. (Dado: 1 m<sup>3</sup> = 1000L)?
5. A secreção média de lágrimas de um ser humano é de 1mL por dia. Admitindo que as lágrimas tenham concentração de sais igual a 6g/L, indique a massa de sais perdida na secreção diária?

### 5.2.4 Molaridade ou Concentração Molar (M)

Molaridade é a razão da quantidade de matéria (mol) por volume de solução (em Litros), expressa na unidade mol/L.

$$M = \frac{n}{V}$$

Onde:

M = molaridade;

n<sub>1</sub> = número de mols do soluto;

V = volume, em litros, da solução.

Sabendo que a quantidade de mols (n) é a relação entre a massa do soluto (m) (em gramas) e a massa molar da substância (MM, em g/mol), temos:

$$N = m / MM$$

Juntando as duas equações, temos a forma expandida:

$$M = m / MM \times V$$

- o Densidade de uma solução:

A densidade de uma solução é o resultado da divisão da sua massa pelo volume da solução.

$$d = \frac{m_{\text{solução}}}{V_{\text{solução}}}$$

ou Unidades: g/mL ou g/cm<sup>3</sup>

$$d = \frac{m_1 + m_2}{V_{\text{solução}}}$$

m<sub>1</sub> = massa do soluto

m<sub>2</sub> = massa do solvente

Esteja atento para não confundir a concentração comum com a densidade da solução. A concentração comum expressa a massa de soluto presente num certo volume de solução. Já a densidade de uma solução expressa a massa total (soluto + solvente) de um certo volume de solução.

Obs.: A densidade não é propriamente, portanto, uma maneira de expressar a concentração de uma solução, mas está relacionada a ela, pois, quando variamos a concentração de soluto, varia também a densidade.

Exemplo:

Calcular a densidade absoluta de uma solução que representa massa de 50g e volume de 200cm<sup>3</sup>.

Resolução:

$$m = 50\text{g}$$

$$V = 200\text{cm}^3$$

$$d = \frac{m_{\text{solução}}}{V_{\text{solução}}} \rightarrow d = \frac{50}{200} \rightarrow d = 0,25 \text{ g/cm}^3$$

✓ Exercícios:

1. A concentração de ouro na água do mar é igual a  $2,0 \times 10^{-11}$  mol/L. Qual volume de água do mar deve ser colhido para se obter 1,0g de ouro? (Dado: massa atômica do ouro = 200 u)?
2. Em média, cada litro de vinagre contém 50g de ácido acético. Determine a concentração do ácido em mol/L?
3. Sabendo que a água do mar apresenta, em média, íons sódio na concentração de 0,46mol/L, determine a massa de NaCl existente em um copo com 200mL de água do mar?

## 6. TÍTULO

### 6.1 DESENVOLVIMENTO DO TEMA

#### 6.1.1 Título em Massa e Porcentagem em Massa

Chamamos de título de uma solução a razão estabelecida entre a massa do soluto ( $m_1$ ) e a massa dessa solução ( $m$ ), ambas medidas na mesma unidade.

$$\tau = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \quad \text{ou} \quad \tau = \frac{m_1}{m}$$

Onde:

$m_1$  = massa de soluto

$m_2$  = massa de solvente

$m$  = massa da solução (soluto + solvente).

$t$  (tao) = título em massa da solução (número puro, isto é, sem unidade).

Assim, se o título de uma solução é 0,2, isso significa que  $\tau\% = 100 \cdot 0,2 = 20\%$ . Isso quer dizer que a solução apresenta 20% em massa de soluto e, evidentemente, 80% em massa de solvente.

**Importante:**  $0 < \tau < 1$ ; Ou  $0\% < \tau\% < 100\%$

Uma relação bastante útil entre o título e a concentração comum é dada por:

$$C = 1000 \cdot d \cdot \tau$$

Onde:

$C$  = concentração em g/L

$d$  = densidade em g/mL

$t$  (tao) = título em massa da solução (número puro, isto é, sem unidade).

Obs.:

Para cálculo de porcentagem:

Porcentagem (%) =  $100 \times t$

Outra relação importante é dada abaixo:

$$C = M \times MM_1$$

Onde:

$C$  = concentração em g/L

$M$  = Molaridade em mol/L

$MM_1$  = Massa molecular do soluto em g/mol

Exemplo:

Uma solução é preparada dissolvendo 50g de açúcar em 450g de água. Qual o título dessa solução e qual a porcentagem em massa do soluto?

Resolução:

O açúcar é o soluto:  $m_1 = 50\text{g}$ .

A água é o solvente:  $m_2 = 450\text{g}$

$$\tau = \frac{m_1}{m_1 + m_2} \rightarrow \tau = \frac{50}{50 + 450} = \frac{50}{500} \rightarrow \tau = 0,1$$

Logo:

$$P = 100 \cdot \tau \rightarrow P = 100 \cdot 0,1 \rightarrow P = 10\%$$

### 6.1.2 Título em Volume

Da mesma maneira que o título em massa corresponde à fração da massa de uma amostra de solução que corresponde ao soluto, o título em volume (que simbolizaremos por  $\tau_v$ ) é uma grandeza que nos informa a fração do volume de uma solução que corresponde ao soluto.

O título em volume de uma solução expressa a relação entre o volume de soluto presente numa amostra dessa solução e o volume total dessa amostra de solução.

$$\tau_v = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}}$$

Exemplo:

Em 50L de ar seco e isento de poluente há 39L de gás nitrogênio. Qual é o título em volume do nitrogênio no ar?

Resolução:

Empregando a definição de título em volume, temos:

$$\tau_v = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{solução}}} = \frac{39 \text{ L}}{50 \text{ L}} \rightarrow \tau_v = 0,78$$

Quando o título em volume  $\tau_v$  é expresso em porcentagem, tem-se a porcentagem em volume do soluto na solução.

Atenção: O álcool hidratado apresenta duas especificações: O °INPM corresponde a uma porcentagem em massa e °GL corresponde a uma porcentagem em volume. Apesar de apresentarem valores numéricos diferentes, ambos se referem à mesma solução. Por isso deve-se ter cuidado com as unidades a serem trabalhadas, mantendo todas em massa ou em volume.

Exemplo:

A nova legislação de trânsito prevê um limite máximo de 6 decigramas de álcool,  $C_2H_5OH$ , por litro de sangue do motorista (0,6g/L). Considerando que a porcentagem média de álcool ingerida que fica no sangue é de 15% em massa, identifique, para um adulto com peso médio de 70kg cujo volume de sangue é de 5 litros, o número máximo de latas de cerveja (volume = 350mL) ingerida sem que o limite estabelecido seja ultrapassado. Dados complementares: a cerveja tem 5% de álcool em volume, e a densidade do álcool é 0,80g/mL.

Resolução:

$$\begin{array}{l} 350 \text{ mL} \text{ ————— } 100\% \\ x \text{ ————— } 5\% \\ x = 17,5 \text{ mL de etanol por lata de cerveja} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 1,0 \text{ L de sangue} \text{ ————— } 0,6 \text{ g de etanol no máximo} \\ 5,0 \text{ l de sangue} \text{ ————— } y \end{array}$$

$$y = 3,0 \text{ g de etanol, no máximo, por 5,0 L de sangue}$$

$$\begin{array}{l} 3,0 \text{ g de etanol} \text{ ————— } 15\% \\ z \text{ ————— } 100\% \\ z = 20 \text{ g de etanol ingerido, no máximo.} \end{array}$$

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow 0,8 = \frac{20}{V} \rightarrow V = 25 \text{ mL de etanol}$$

25mL é o volume correspondente a 20g de etanol. Assim, o máximo permitido é 1 lata de cerveja.

- Partes por milhão (ppm):

Para um soluto em concentração muito pequena, o título ou a porcentagem são números muito pequenos. É comum, nessas situações, o uso da unidade **partes por milhão**, representada por **ppm**, que pode se referir ao título em massa ou ao título em volume.

A unidade **ppm** é útil para expressar a concentração de soluções com baixa concentração. Para concentrações ainda menores, os químicos empregam as unidades **ppb** (partes por bilhão) e **ppt** (partes por trilhão).

É útil lembrar que um milhão é  $10^6$ , um bilhão é  $10^9$  e um trilhão é  $10^{12}$ .

✓ Exercícios:

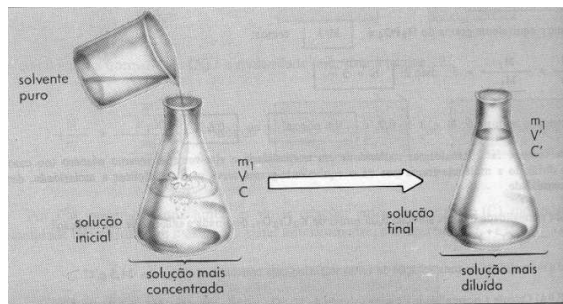
1. Um tipo de salmoura contém 10% em massa de NaCl. Qual a massa de sal haverá em 1,5kg dessa salmoura?
2. soro glicosado é uma solução aquosa de glicose a 5% em massa. Que volume de soro ( $d=1,0\text{g/mL}$ ) deve ser administrado a um paciente de um hospital para que o organismo dele receba 100g de glicose?
3. O vinagre contém, em média, 5% em massa de ácido acético. Qual a massa desse ácido há em uma colher das de sopa contendo 10 mL de vinagre? ( $d=1,0\text{g/mL}$ ).
4. Uma bisnaga de xilocaína a 2%, de massa total 250g, apresenta quantos gramas de solvente?
5. Tem-se um frasco de soro glicosado a 5% (solução aquosa em massa de glicose). Para preparar 1 Kg desse soro, quantos gramas de glicose devem ser dissolvidos em água?

## 7. DILUIÇÃO DE SOLUÇÕES

### 7.1 INTRODUÇÃO

Diluir uma solução consiste em adicionar a ela uma porção do solvente puro.

Essa operação é denominada diluição da solução. Evidentemente a massa de soluto ( $m_1$ ) será a mesma na solução inicial e na final; no entanto, a concentração  $C$  irá diminuir para  $C'$ , pois o volume aumentou de  $V$  para  $V'$ .



### 7.2 DESENVOLVIMENTO DO TEMA

#### 7.2.1 Fração Molar

Para uma solução, são consideradas duas frações molares: a fração molar do soluto e a fração molar do solvente.

Fração molar do soluto ( $X_1$ ) é a razão estabelecida entre o número de mols do soluto e o número de mols total da solução.

Fração molar do solvente ( $X_2$ ) é a razão estabelecida entre o número de mols do solvente e o número total de mols da solução.

Assim:

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$$

$$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1}$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2}$$

Onde:

$n_1$  = número de mols do soluto (=  $m/M$ )

$n_2$  = número de mols do solvente (=  $m/M$ )

$X_1$  = fração molar do soluto

$X_2$  = fração molar do solvente

Pode-se provar que para qualquer solução, a soma das frações molares do soluto e do solvente é sempre igual a 1.

$$X_1 + X_2 = 1$$

Equivalente grama (E):

Numa reação química há movimentação de cargas elétricas: há, por exemplo, numa reação de oxi-redução, transferência de elétrons; numa reação de dupla troca, movimentação de íons e, numa reação ácido-base de Lowry-Brønsted, transferência de prótons. As cargas movimentadas numa reação química podem ser elétrons, íons ou prótons.

Equivalente-grama de uma substância é a sua massa, em gramas, que, numa reação química, movimentam 1 mol de cargas elementares.

Equivalente-grama de um elemento químico é a massa desse elemento que se combina com 8 gramas de oxigênio.

Equivalente-grama de um ácido é a massa do ácido que libera 1 mol de  $H^+$  durante a sua ionização.

Equivalente-grama de uma base é a massa da base que contém 1 mol de  $OH^-$ .

Uma consequência importante das definições de equivalentes-grama de ácidos e bases é que um equivalente-grama de um ácido sempre reagirá com um equivalente-grama de uma base, pois o primeiro contém 1 mol de  $H^+$  e o segundo contém 1 mol de  $OH^-$ .

Equivalente-grama de um oxidante (ou redutor) é a massa da substância que é capaz de ganhar (ou perder) um mol de elétrons.

### 7.2.2 Normalidade ou Concentração Normal

Normalidade (N) de uma solução é a relação entre o número de equivalentes-gramas do soluto ( $e_1$ ) e o volume da solução (V), em litros.

$$N = e_1 / V$$

O número de equivalentes-grama (e) de uma substância é calculado dividindo-se a massa (m) da substância pelo equivalente (E).

$$E_1 = m_1 / E_1$$

Substituindo na fórmula acima, vem:

$$N = m_1 / E_1 \cdot V$$

Unidade: N ou Normal.

- o Relações entre a normalidade e outras expressões de concentração de soluções:

Podemos estabelecer uma relação entre a concentração comum (C) e a normalidade (N):

$$C = N \cdot E_1$$

Bem como entre a normalidade (N) e a molaridade (M):

$$M_1 = N \cdot E_1$$

Por fim, podemos ainda juntar as várias relações entre concentração comum (C), a molaridade (M), a normalidade (N) e o título em massa ( $\tau$ ), vistas anteriormente, e chegaremos a:

$$C = M_1 = N \cdot E_1 = 1000 \cdot d \cdot \tau$$

Mistura de soluções cujos solutos reagem entre si:

Os casos mais comuns ocorrem quando juntamos solução de um ácido e solução de uma base, ou solução de um oxidante e solução de um redutor, ou soluções de dois sais que reagem entre si.

Nesses casos podem ocorrer duas hipóteses:

- o Se o número de equivalentes-grama de um dos reagentes é igual ao do outro, eles reagirão integralmente;
- o Se o número de equivalentes-grama de um dos reagentes for maior que o outro, haverá reação, após o que teremos um excesso do primeiro reagente igual à diferença entre seu número de equivalente-grama e o número de equivalentes-grama do segundo reagente.

### 7.2.3 Diluição das Soluções

Diluir uma solução consiste em adicionar a ela uma porção do solvente puro. Essa operação é denominada *diluição da solução*.

Evidentemente a massa de soluto ( $m_1$ ) será a mesma na solução inicial e na final; no entanto, a concentração  $C$  irá diminuir para  $C'$ , pois o volume aumentou de  $V$  para  $V'$ . Podemos então calcular:

Para a solução inicial:  $C = m_1/V \rightarrow m_1 = C \cdot V$

Para a solução final:  $C' = m_1/V' \rightarrow m_1 = C' \cdot V'$

Uma vez que  $m_1$  é constante, temos:

$$C \cdot V = V' \cdot C'$$

O volume e a concentração de uma solução são inversamente proporcionais. Demonstrações idênticas podem ser feitas para a molaridade e a normalidade.

$$V \cdot = V' \cdot \text{ e } V \cdot N = V' \cdot N'$$

A operação inversa a diluir chama-se concentrar a solução; ela consiste num aquecimento cuidadoso da solução, de modo que apenas o solvente venha a evaporar (evidentemente supondo que o soluto não seja volátil). Nesse caso, continuam valendo as fórmulas matemáticas acima apresentadas.

✓ Exercícios:

1. Qual o volume de água, em mL, que deve ser adicionado a 80mL de solução 0,1M de uréia, para que a solução resultante seja 0,08M?
2. Pipetam-se 10mL de uma solução aquosa de NaOH de concentração 0,1mol/L. Em seguida foi adicionada água, até que o volume final de 500mL fosse atingido. Qual a concentração da solução resultante?
3. Submetendo-se 3L de solução 1M de cloreto de cálcio à evaporação, até um volume final de 400mL, qual será sua concentração final?
4. Se adicionarmos 80mL de água a 20mL de uma solução 0,20M de Hidróxido de potássio, iremos obter uma solução, com qual concentração molar?

## 8. ANÁLISE VOLUMÉTRICA

### 8.1 DESENVOLVIMENTO DO TEMA

Análise Volumétrica é aquela que permite determinar a concentração de uma solução, este processo se baseia na medida dos volumes das soluções reagentes.

A Análise Volumétrica tem seu princípio na relação entre a solução padrão e a problema, é possível dosar uma solução através de outra com concentração conhecida, onde a solução padrão é aquela de concentração conhecida e solução problema é a que possui concentração desconhecida, e a qual precisamos descobrir.

Em seguida, determina-se com o maior rigor possível o volume da solução padrão, o qual deve ser exatamente necessário para reagir com o volume conhecido da solução problema.

Então:

- Solução problema:

$V_1$  = Volume escolhido (e portanto, conhecido) para reagir com a solução padrão.

$N_1$  = Concentração desconhecida.

- Solução padrão:

$V_2$  = Volume gasto na reação com o volume escolhido da solução problema.

$N_2$  = Concentração conhecida.

Como se trata de uma reação completa, vale o princípio da equivalência, ou seja:

$$e_1 = e_2$$

$$\text{como } e = V \cdot N$$

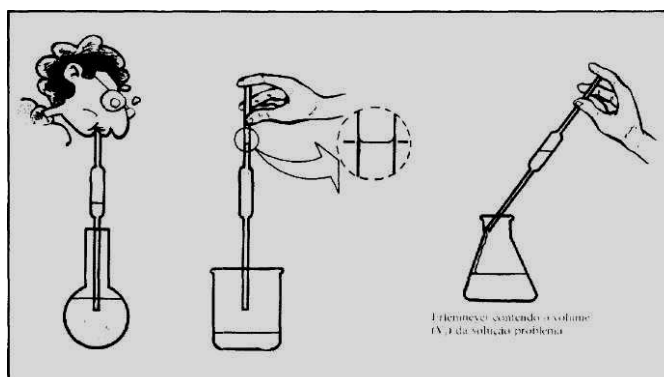
$$V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2$$

Como você vê, determina-se a concentração normal ( $N_1$ ) da solução problema e, a seguir, a partir dessa concentração, pode-se calcular qualquer outro tipo de concentração.

- Como proceder na prática:

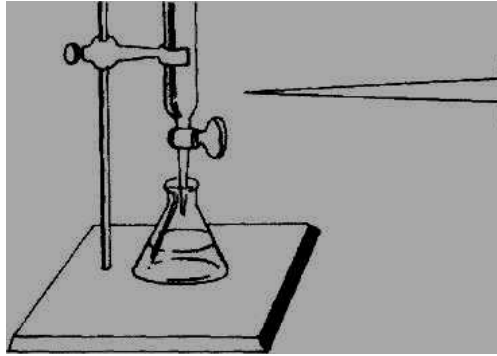
Em laboratório, para se determinar o volume da solução problema e o volume gasto da solução padrão, utilizam-se frascos especiais.

- 1º. Passo: Colocamos a solução problema num balão volumétrico aferido (balão com traço no gargalo), o qual indica o volume para uma determinada temperatura. Os balões mais comuns são de 250, 500 e 1000mL. Uma vez colocada a solução problema no balão, adicionamos água destilada até que o volume atinja o traço
- 2º. Passo: Retiramos do balão um volume bem definido ( $V_1$ ) da solução problema. Esta operação é efetuada por meio de uma pipeta. Enchemos a pipeta com a solução problema por meio de sucção (ou com auxílio de uma pêra), até que a solução ultrapasse o traço de referência.

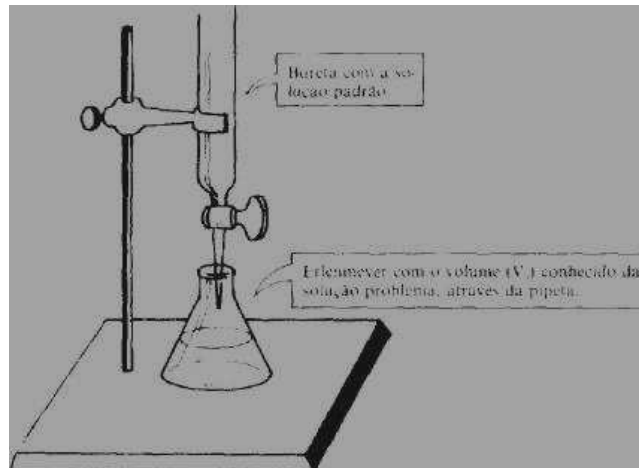


Tapamos a extremidade superior com o dedo indicador e, levantando levemente o dedo, permitimos a entrada lenta de ar, até que a parte inferior da superfície curva do líquido (menisco inferior) coincida com o traço de referência. Finalmente, escoamos a solução da pipeta em um frasco coletor (erlenmeyer):

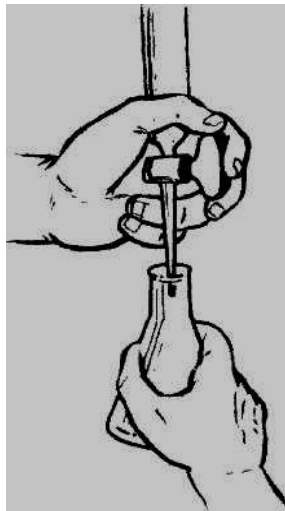
- 3º. Passo: Colocamos a solução padrão numa bureta graduada ( $\text{cm}^3$  ou mL) com torneira na parte inferior (sempre teste o funcionamento da torneira antes de iniciar o experimento):



- Operação final:



Com a mão esquerda abrimos a torneira, deixando a solução padrão gotejar no erlenmeyer que contém a solução problema e, com a mão direita, ficamos agitando o erlenmeyer.



Com auxílio de indicadores, podemos visualizar o momento que está completada a reação entre as soluções, fechamos a torneira e lemos na bureta o volume ( $V_2$ ) gasto na solução padrão.

Exemplo:

Calcule a normalidade da solução problema, conforme os dados:

Solução problema

$V_1 = 25\text{mL}$  (este é o volume medido pela pipeta)

$N_1 = ?$

Solução padrão

$V_2 = 30\text{mL}$  (volume gasto na reação e lido na bureta)

$N_2 = 0,1\text{N}$  (previamente estabelecido)

Resolução:

$$e_1 = e_2$$

$$\text{como } e = V \cdot N$$

$$V_1 \cdot N_1 = V_2 \cdot N_2$$

$$25 \cdot N_1 = 30 \cdot 0,1$$

$$N_1 = (30 \cdot 0,1) / 25$$

$$N_1 = 0,12\text{ N}$$

A exatidão do processo está na dependência da interrupção do contato entre as soluções, no exato momento em que a reação termina. Para isso, usamos substâncias chamadas indicadores.

Os indicadores são classificados em dois grupos:

- a) Auto-indicadores
- b) Indicadores de contato

Imagine que uma das soluções seja formada por uma substância colorida. Pois bem, à medida que ela vai reagindo com a outra solução, essa cor vai se alterando.

Então, quando a cor se alterar totalmente, isto significa que a reação terminou. Certo? Portanto, uma substância, nestas condições, é auto-indicador, pois ela constitui uma solução e, concomitantemente, funciona como indicador no término da reação.

Um exemplo típico de auto-indicador é o permanganato de potássio ( $\text{KMnO}_4$ ) em solução, reagindo com uma solução redutora. Isto porque o  $\text{KMnO}_4$  em solução apresenta cor violeta característica e, uma vez reduzindo, a coloração violeta desaparece, ficando a solução incolor.

Os indicadores de contato são os mais empregados. Usam-se em pequena quantidade e geralmente são adicionados na solução problema.

Tais indicadores são substâncias que, colocadas na solução problema, apresentam uma coloração e quando a reação termina, essa coloração acha-se alterada.

Esta mudança de cor é conhecida por viragem.

A viragem é causada por:

- a) Influência do pH no meio.
- b) Formação de um composto colorido resultante da reação entre o indicador e um dos reagentes.

**Tabela de indicadores e suas faixas de viragem**

Indicador	Viragem do Indicador (intervalo de pH)	Cor abaixo do intervalo de pH de viragem	Cor acima do intervalo de pH de viragem
Azul de Timol	1,2-2,8	Vermelha	Amarela
Azul de Bromofenol	3,0-4,6	Amarela	Violeta-Avermelhada
Vermelho Congo	3,0-5,2	Violeta-Azulada	Alaranjado-Avermelhada
Alaranjado de Metila	3,1-4,4	Vermelha	Alaranjado-Amarelada
Verde de Bromocresol	3,8-5,4	Amarela	Azul
Vermelho de Metila	4,4-6,2	Vermelha	Alaranjado-Amarelada
Vermelho de Tornassol	5,0-8,0	Vermelha	Azul
Vermelho de Bromofenol	5,2-6,8	Amarelo-Alaranjada	Púrpura
Azul de Bromotimol	6,0-7,6	Amarela	Azul
Vermelho de Fenol	6,8-8,2	Amarela	Vermelha
Vermelho Neutro	6,8-8,0	Vermelho-Azulada	Alaranjado-Amarelada
Vermelho de Cresol	7,0-8,8	Amarela	Púrpura
Azul de Timol	8,0-9,3	Amarela	Azul
Fenolftaleína	8,2-9,8	Incolor	Violeta-Avermelhada
Timolftaleína	9,3-10,5	Incolor	Azul
Amarelo de Alizarina	10,0-12,1	Amarelo-Clara	Amarelo-Acastanhada
Azul de Epsilon	11,6-13,0	Alaranjada	Violeta

## 9. EXERCÍCIOS COMPLEMENTARES

- Considerando o peróxido de hidrogênio ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) puro, calcule:
  - O número de moléculas presentes em 10,2g desse composto;
  - O número de mol em 53g;
  - A massa de peróxido contida em 0,2mol desse composto;
  - O número de moléculas presentes em 2,5mol desse peróxido.
- O cloreto de cobre I ( $\text{CuCl}$ ) é um sal esverdeado e pouco usado, pois ele se decompõe facilmente. Calcule a massa de cobre e de cloro presente em 19,8g desse sal.
- Em 100g de alumínio, quantos átomos desse elemento estão presentes?
- Um balão de oxigênio contendo  $3 \times 10^{26}$  moléculas foi completamente utilizado por uma equipe médica durante uma cirurgia. Admitindo-se que havia apenas gás oxigênio nesse balão, calcule a massa, em kg, utilizada do referido gás.
- Sabendo-se que a combustão de 60g de carvão requer 128g de gás oxigênio e produz 12g de cinzas, que massa de cinzas é formada quando se queimam 90g de carvão? Que massa de oxigênio será consumida na combustão dessa massa de carvão?
- O chocolate ao leite contém alta quantidade de energia e atua como estimulante do sistema nervoso central. Isso se deve à presença de teobromina ( $\text{C}_7\text{H}_8\text{N}_4\text{O}_2$ ), um precursor da cafeína. Um químico analítico, considerando 10g de chocolate, determinou a presença de  $5,2 \times 10^{-4}$  mol de teobromina. Qual a porcentagem em massa dessa substância presente na amostra analisada?
- Quantas moléculas existem:
  - Em 0,8g de gás hélio ( $\text{He}$ )?
  - Em 0,15mol de ferro metálico ( $\text{Fe}$ )?
  - Em um extintor de incêndio com 5060g de  $\text{CO}_2$ ?
  - Em 22,8g de octano ( $\text{C}_8\text{H}_{18}$ )?
- Para preparar uma solução de sulfato de níquel ( $\text{NiSO}_4$ ) foram necessários 33,5g desse sal. Que quantidade de matéria, em mol, foi usada para preparar a solução?
- O diamante é composto exclusivamente de carbono ( $\text{C}$ -12) em sua forma cristalina. É comercializado por meio de uma unidade de medida chamada quilate, que corresponde a 0,2g. Determinado diamante possui 6 quilates. Qual o número de átomos encontrado nesse diamante?
- Sabemos que 0,50g de magnésio metálico ( $\text{Mg}$ ) e 0,33g de oxigênio ( $\text{O}_2$ ) reagem completamente formando exclusivamente óxido de magnésio ( $\text{MgO}$ ). Que massa de óxido de magnésio espera-se nesta experiência? Que massa de oxigênio é necessária para reagir totalmente com 1,0g de magnésio? Que massa de óxido de magnésio espera-se obter com a reação de 2,0g de magnésio e correspondente massa de oxigênio?
- Um químico possui uma amostra de cobre metálico. Calcule a massa, em gramas, dessa amostra sabendo que ela é constituída por  $3,01 \cdot 10^{23}$  átomos.
- De um cilindro contendo 640g de gás metano ( $\text{CH}_4$ ) foram retirados  $12,04 \times 10^{23}$  moléculas. Quantos mols do gás restaram no cilindro?
- Determine quantos mols de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  estão presentes em 159g desse sal.
- 0,35mol de uma substância pesa 43g. Qual a massa molar dessa substância em g/mol.
- Sabe-se que 0,5mol de um elemento X pesa 48g. Qual a sua massa molar em g/mol e o seu número de átomos.
- Se um dentista usou em seu trabalho 30g de amálgama de prata, cujo teor de prata é de 72% em massa, qual o número de átomos de prata seu cliente recebeu em sua arcada dentária.

17. Qual a massa em gramas de  $\text{CO}_2$  contido num recipiente com 11,2L nas CNTP.
18. Qual o volume do gás  $\text{C}_3\text{H}_8$  contido num recipiente com uma amostra de 7,3kg. Considere este gás nas CNTP.
19. A relação entre a quantidade de átomos e uma determinada massa de substância é um dos marcos na história da Química, pois é um dos exemplos que envolvem grandes números. Considere os sistemas abaixo:
- A. 100 átomos de chumbo (Pb)  
 B. 100 mol de hélio (He)  
 C. 100g de chumbo (Pb)  
 D. 100g de hélio (He)
- Organize-os em ordem crescente de número de átomos. Justifique através de cálculos.
20. O ácido acetilsalicílico, mais conhecido com o nome de aspirina, é um dos medicamentos mais utilizados em todo o mundo. Sua fórmula molecular é:  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ .
- a) Qual é a massa molar dessa substância?  
 b) Quantas moléculas de ácido acetilsalicílico existem em um comprimido com 540mg desse produto?
21. Por lei, a quantidade máxima do corante urucum ( $\text{C}_{25}\text{H}_{30}\text{O}_4$ ) permitida em 100g de alimento é de 0,002g. Assim, a quantidade de moléculas desse corante, presente em 500g de salsicha será correspondente a X moléculas. Qual o valor de X?

22. A tabela abaixo apresenta amostras de várias substâncias:

Substância	HCl	$\text{CO}_2$ (CNTP)	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	Ag	$\text{H}_2\text{O}$
Amostra	71g	224L	132g	$5,03 \cdot 10^{22}$ átomos	1 Kg

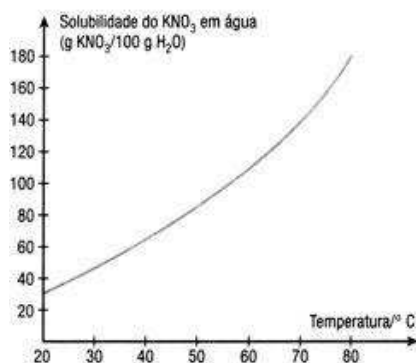
Comparando as amostras, quais apresentam maior e menor número de mol? Justifique através de cálculos.

23. O elemento químico neônio apresenta-se na natureza com a seguinte composição isotópica:  
 90,00% de  $\text{Ne}^{20}$       0,27% de  $\text{Ne}^{21}$       9,73% de  $\text{Ne}^{22}$   
 Calcule a massa atômica do elemento químico neônio.
24. “Estudos apontam que a amônia ( $\text{NH}_3$ ) adicionada ao tabaco aumenta os níveis de absorção de nicotina pelo organismo. Os cigarros canadenses têm, em média, 8,5mg de amônia por cigarro, valor bem mais baixo do que a média nacional.” (Veja, 29 maio 1996.). Qual a quantidade de mols de moléculas existentes em 8,5mg de amônia?
25.  $1,8 \cdot 10^{23}$  moléculas de uma substância A têm massa igual a 18,0 g. Calcule a massa molar de A em g/mol.
26. Nas CNTP, um mol de dióxido de nitrogênio ( $\text{NO}_2$ ) ocupa 22,4L. Qual o volume ocupado por 322g desse mesmo gás, também nas condições normais de temperatura e pressão?
27. O carbonato de sódio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , é um produto industrial muito importante e usado na manufatura do vidro. Quantos mols de moléculas existem em 132g de carbonato de sódio?
28. Quando é adicionado ao vidro, o selênio (Se) proporciona uma coloração avermelhada a esse material. Sendo o número de avogadro  $6,0 \times 10^{23}$ . Calcule o número de átomos de selênio em uma amostra de 1,0g desse elemento.
29. O carbonato de cálcio está presente na casca de ovos de algumas aves. Determine o número de mol desse sal numa amostra de 14g.
30. Uma pessoa utilizou 6,84g de sacarose ( $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ ) para adoçar seu café. Depois de beber o café, essa pessoa terá ingerido quantas moléculas de sacarose?
31. Qual o número de moléculas contidas em 112L de  $\text{H}_{2(g)}$  nas CNTP?
32. Três frascos, I, II, III, contêm oxigênio molecular nas condições normais. A quantidade de substância contida em cada um está representada nos rótulos transcritos a seguir:

I.  $3 \cdot 10^{23}$  moléculas      II. 1 mol      III. 16g

Demonstre através de cálculos em qual dos frascos contém maior número de átomos de oxigênio.

33. Considerando o peróxido de hidrogênio ( $H_2O_2$ ) puro, calcule:
- O número de moléculas presentes em 10,2g desse composto;
  - O número de mol em 53g;
  - A massa de peróxido contida em 0,2mol desse composto;
  - O número de moléculas presentes em 2,5mol desse peróxido.
34. O cloreto de cobre I ( $CuCl$ ) é um sal esverdeado e pouco usado, pois ele se decompõe facilmente. Calcule a massa de cobre e de cloro presente em 19,8g desse sal.
35. Em 100g de alumínio, quantos átomos desse elemento estão presentes?
36. Uma solução saturada de nitrato de potássio constituída, além do sal por 100g de água, está à temperatura de  $70^\circ C$ . Essa solução é resfriada a  $40^\circ C$ , ocorrendo precipitação de parte do sal dissolvido. Calcule:
- A massa do sal que precipitou
  - A massa do sal que permaneceu em solução



37. Após preparar um suco de fruta, verificou-se que 500mL da solução obtida continha 58mg de aspartame. Qual a concentração em g/L de aspartame no suco preparado?
38. Uma solução contém 16g de cloreto de sódio e 82g de água. Qual é o título em massa da solução? E o seu título percentual?
39. Calcule a massa de hidróxido de sódio ( $NaOH$ ) necessária para preparar meio litro de solução 0,8mol/L. Dados:  $Na=23u$ ;  $O=16u$ ;  $H=1u$
40. Os frascos utilizados no acondicionamento de soluções de ácido clorídrico ou ácido muriático ( $HCl$ ) apresentam as seguintes informações em seus rótulos: solução 20%; densidade 1,10g/mL; massa molar 36,5g/mol. Com base nessas informações, calcule a concentração molar em mol/L dessa solução.
41. Uma solução encerra 33g de carbonato de sódio ( $NaCO_3$ ) em 155g de água e tem densidade igual a 1,1g/mL. Calcule:
- O título em massa da solução.
  - A concentração da solução em g/L.
  - A molaridade da solução.
42. Uma solução foi preparada pesando-se 150g de hidróxido de potássio ( $KOH$ ) e dissolvendo-o de modo a se obter 2,0L de solução. Qual a concentração da solução em g/L? E em mol/L?
43. 17,1g de sulfato de alumínio ( $Al_2(SO_4)_3$ ) são dissolvidos em água suficiente para obtenção de 80,0mL de solução. Calcule a concentração da solução em mol/L.
44. Calcule a concentração em mol/L das soluções abaixo:
- 25,0 g de hidróxido de sódio em 75,0 mL de solução
  - 100 g de carbonato de sódio em 1,50 L de solução

- c) 2,45 g de ácido clorídrico em 50,0mL de solução  
 d) 1,00 g de cloreto de sódio em 20,0 mL de solução

45. Uma solução aquosa de dicromato de potássio ( $K_2Cr_2O_7$ ) tem concentração igual a 2,0mol/L. Calcule a concentração dessa solução em g/L e em mol/L.

46. Calcule a massa de permanganato de potássio ( $KMnO_4$ ) necessária para se preparar 200mL de solução 0,02mol/L.

47. 100g de NaOH dissolvidos em 400mL de água forneceram 420mL de solução.

Calcule:

- a) A concentração em g/L  
 b) A concentração em mol/L

48. Como monitor do laboratório de Química Geral você deverá cumprir as seguintes tarefas:

- a) preparar 750mL de uma solução 30g/L de hidróxido de sódio (NaOH).  
 b) preparar 3,5L de uma solução 0,01mol/L de carbonato de sódio ( $Na_2CO_3$ ).

Descreva como proceder em cada um dos casos.

Obs.: Todas as substâncias são sólidas a temperatura ambiente

49. Um aluno deseja preparar 1500mL de solução 1,4mol/L de ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ), diluindo uma solução 2,8mol/L do mesmo ácido. Como ele deve proceder?

50. Calcule a massa, em gramas, de NaOH necessária para preparar 250mL de uma solução de concentração 2,8M (mol).

51. Na água do mar encontramos sais de sódio, cálcio, magnésio e potássio, entre outros, dissolvidos. A tabela a seguir apresenta a concentração dessas espécies em g/L. Sua tarefa é expressar, para cada um dos elementos, a concentração em mol/L demonstrando os cálculos.

Elemento	Símbolo do elemento	Concentração em g/L	Concentração em mol/L
Sódio	Na	10,5	
Magnésio	Mg	1,26	
Cálcio	Ca	0,41	
Potássio	K	0,39	

52. Uma solução de cloreto de sódio (NaCl) tem concentração igual a 6g/L e volume de 200mL.

Que massa de soluto há nessa solução?

Se adicionarmos água até o volume da solução atingir 400mL, a concentração será alterada? Por quê?

53. Determine a concentração molar da solução formada por 130g de glicose  $C_6H_{12}O_6$  em 700mL de solução.

Dados: C = 12u; H = 1u; O = 16u.

54. Uma solução contém 16g de cloreto de sódio (NaCl) e 82g de água. Qual é o título em massa da solução? E o seu título percentual?

55. Classifique uma solução que contém, a 10°C, 300g de  $AgNO_3$  em 200g de  $H_2O$ , sabendo que o grau de solubilidade desse sal é 170g / 100g de  $H_2O$ , nessa temperatura.

56. O ácido fosfórico ( $H_3PO_4$ ), usado em refrigerantes do tipo “cola” e possível causador da osteoporose, pode ser formado a partir da equação não-balanceada:



Partindo-se 62g de  $Ca_3(PO_4)_2$  e usando-se quantidade suficiente de  $H_2SO_4$ , qual a massa de ácido fosfórico ( $H_3PO_4$ ) obtida?

57. O  $H_2S$  reage com o  $SO_2$  segundo a reação não-balanceada:



Calcule o número máximo de mols de S que pode ser obtido quando se faz reagirem 5mol de  $H_2S$  com 2mol de  $SO_2$ .

## **10. BIBLIOGRAFIA**

ATKINS, Peter. Princípios da Química: Questionando a Vida Moderna e o Meio Ambiente. Ed. Bookman, 2001.

TITO; CANTO. Química na Abordagem do Cotidiano. Volume 2 Físico Química. Ed. Moderna, 4º Edição.

FELTRE, Ricardo. Química: Físico Química. Ed. Moderna, 7º Edição.

SKOOG, WEST, HOLLER, CROUCH. Fundamentos de química analítica. Ed. Pioneira, 8º Edição, 2005.

