



Colégio Santa Bartolomea Capitania

56 anos Educando para a vida

TEXTO DE APOIO DE QUÍMICA 8º ANO/ANO 2017

PROFESSOR: WELLINGTON OLIVEIRA DE SOUZA

INTRODUÇÃO À QUÍMICA / CONSTITUIÇÃO DA MATÉRIA

Química é a ciência que estuda a estrutura das substâncias, a composição e as propriedades das diferentes matérias, suas transformações e variações de energia.

Ela conquistou um lugar central e essencial em todos os assuntos do conhecimento humano. Relaciona-se com outras ciências como a Biologia, Ciências Ambientais, Física, Medicina.

A Química é útil em inúmeras atividades, como, por exemplo, na agricultura, onde os

agricultores a utilizam para melhorar a acidez do solo. Os médicos também precisam do conhecimento químico para reconhecer a composição das substâncias utilizadas como medicamento.

A Química é a ciência experimental que teve seu processo de descoberta ligado à preocupação que as culturas antigas tinham em compreender a relação entre o ser humano, a natureza e seus fenômenos: a chamada Alquimia.

- **Metodologia Científica:** É um conjunto de abordagens, técnicas e processos utilizados pela ciência para formular e resolver problemas de aquisição objetiva do conhecimento, de uma maneira sistemática.

✓ **Etapas da Metodologia Científica:**

1. Escolha do tema
2. Revisão de literatura
3. Justificativa
4. Formulação do problema
5. Determinação de objetivos
6. Metodologia
7. Coleta de dados
8. Tabulação dos dados
9. Análise e discussão dos resultados
10. Conclusão da análise dos resultados

1. Escolha do tema

- O que vou pesquisar?
- Um aspecto ou uma área de interesse de um assunto que se deseja provar ou desenvolver.
- Assunto interessante para o pesquisador
- Originalidade não é pré-requisito.
- Fontes de assuntos: vivência diária, questões polêmicas, reflexão, leituras, conversações, debates, discussões.

2. Revisão de literatura

- Quem já pesquisou algo semelhante?
- Busca de trabalhos semelhantes ou idênticos.
- Pesquisas e publicações na área.

3. Justificativa

- Por que estudar esse tema?
- Vantagens e benefícios que a pesquisa irá proporcionar.
- Importância pessoal ou cultural.
- Deve ser convincente.

4. Formulação do problema

- Que respostas estão dispostas a responder?

- Definir claramente o problema.
- Delimitá-lo em termos de tempo e espaço

5. Determinação de objetivos

- O que pretendo alcançar com a pesquisa?
- Objetivo geral – qual o propósito da pesquisa?
- Objetivos específicos – abertura do objetivo geral em outros menores (possíveis capítulos).

6. Metodologia

- Como se procederá a pesquisa?
- Caminho para se chegar aos objetivos propostos
- Qual o tipo de pesquisa?
- Qual o universo da pesquisa?
- Será utilizada a amostragem?
- Quais os instrumentos de coleta de dados?
- Como foram construídos os instrumentos de pesquisa?
- Qual a forma que será usada para a tabulação de dados?
- Como interpretará e analisará os dados e informações?
- Explicitar a metodologia de pesquisas de campo ou de laboratório é bastante importante.
- Pesquisa bibliográfica – leitura como material primordial
- Indicar como pretende acessar suas fontes de consulta, fichá-las, lê-las e resumi-las, construir seu texto, etc.

7. Coleta de dados

- Como será o processo de coleta de dados?
- Como? Através de que meios? Por quem? Quando? Onde?

8. Tabulação dos dados

- Como organizar os dados obtidos?
- Recursos: índices, cálculos estatísticos, tabelas, quadros e gráficos.

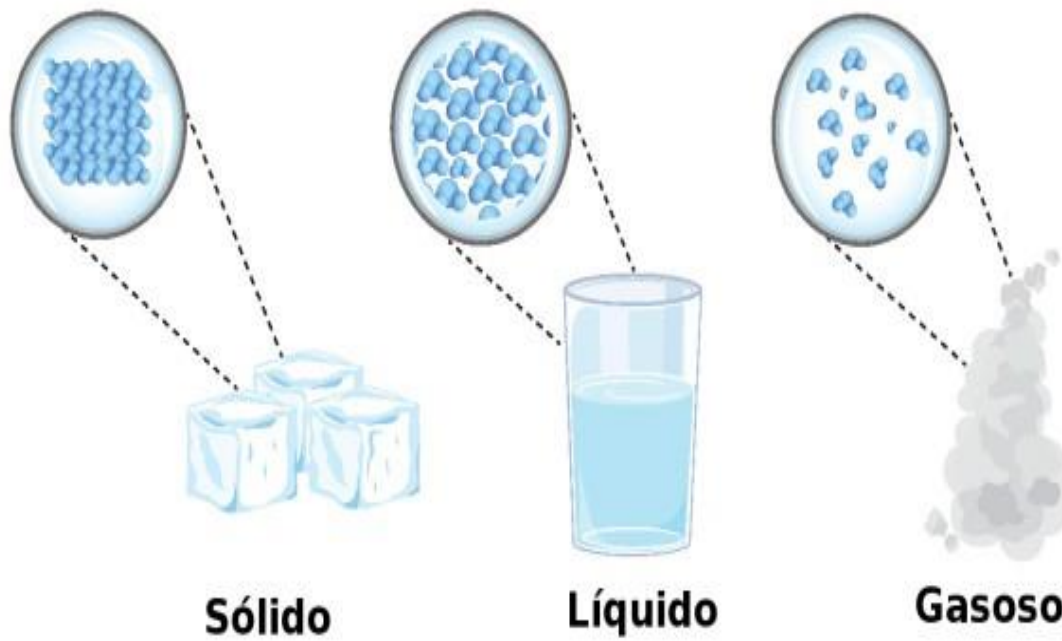
9. Análise e discussão dos resultados

- Como os dados coletados serão analisados?
- Confirmar ou refutar hipótese anunciada.

10. Conclusão da análise dos resultados

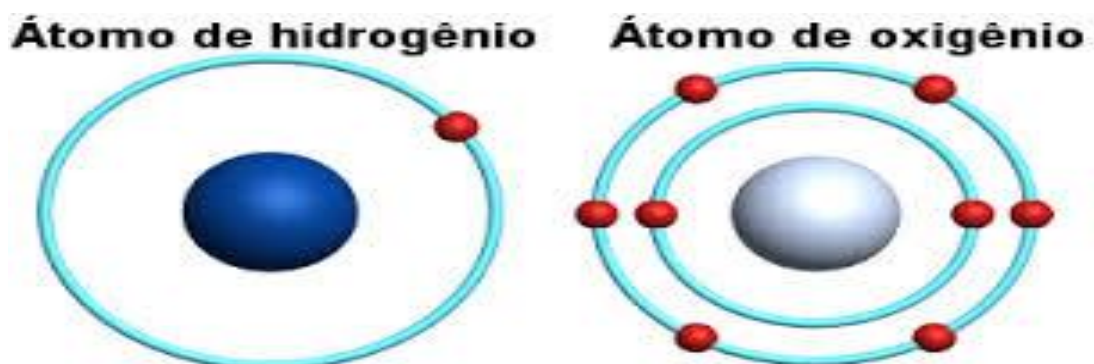
- Evidenciar as conquistas alcançadas com o estudo.
- Indicar as limitações e as reconsiderações

MATÉRIA: É tudo aquilo que ocupa um lugar no espaço, logicamente, é tudo que possui massa e volume. Qualquer coisa que tenha existência física ou real é matéria. Tudo o que existe no universo conhecido manifesta-se como matéria ou energia. A matéria pode ser sólida, líquida ou gasosa. São exemplos de matéria: papel, madeira, ar, água, pedra.



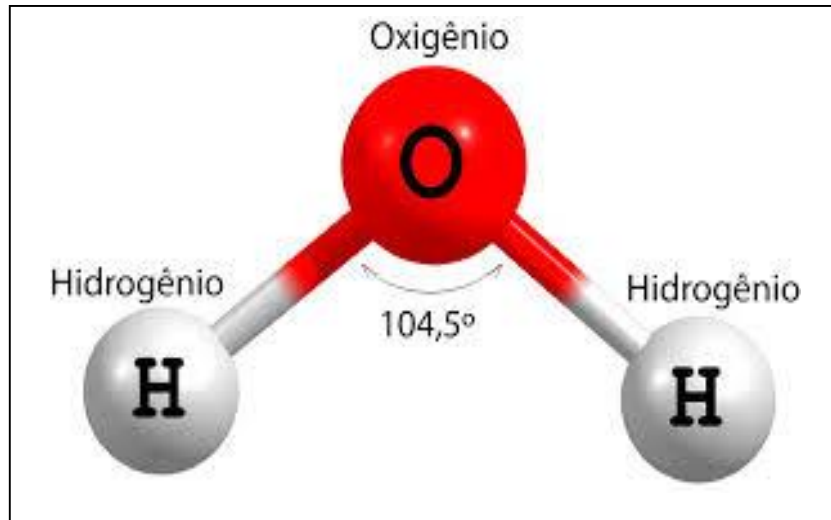
- A matéria é constituída por átomos (elementos químicos) e pelas moléculas que os mesmos formam (união entre os átomos).

ÁTOMOS: É a menor porção livre da matéria, no espaço. (junto com as moléculas eles formam substâncias).



MOLÉCULA: É a menor parte de uma substância que continua sendo ainda a mesma substância.

Molécula da água



✓ Percebemos a matéria, também, em misturas e substâncias. SUBSTÂNCIAS PURAS (possuem moléculas iguais) podem apresentar-se de duas formas:

- **Substância pura simples**, nas quais os elementos químicos são iguais!



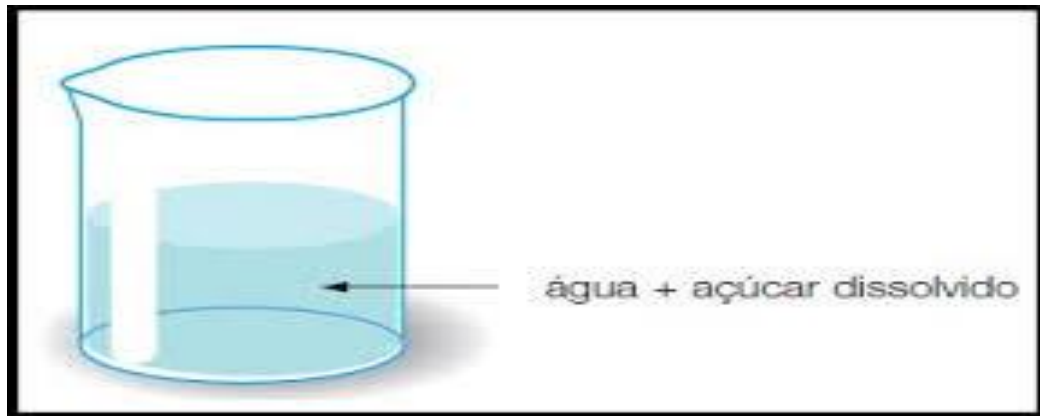
- **Substância Pura composta**, nas quais os elementos químicos são diferentes, porém suas moléculas são iguais.



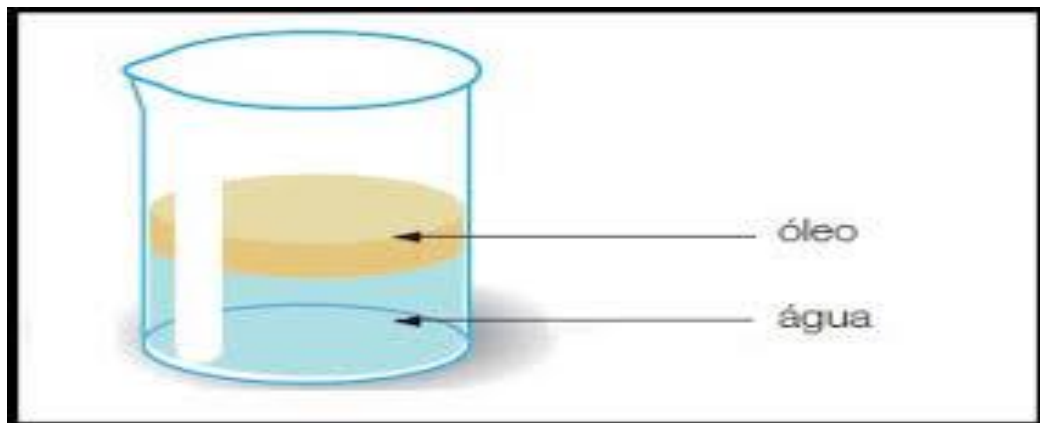
MISTURAS: são duas ou mais substâncias agrupadas, onde a composição é variável e suas propriedades também.

✓ Exemplo de misturas: sangue, leite, ar, madeira, granito, água com açúcar. (possuem moléculas diferentes) podem ser:

- **Homogênea**- apresenta uma fase (Na mistura homogênea não temos a percepção visual das substâncias).



- **Heterogênea**- apresenta mais de uma fase (Na mistura heterogênea temos a percepção visual das substâncias).



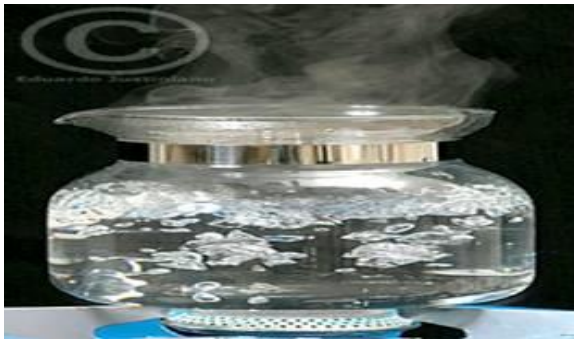
Fenômenos Físicos e Químicos

- **FENÔMENO:** É qualquer mudança que a matéria sofra, podem ser:

- **Químicos:** alteram a natureza da matéria, portanto são irreversíveis! Ex: Azedamento do leite; Queima do papel; apodrecimento de uma fruta.



- **Físicos:** NÃO alteram a natureza da matéria, portanto são reversíveis! Ex: mudança de estado físico (da água).



ESTADOS FÍSICOS DA ÁGUA

Quando nos referimos à água, a ideia que nos vem de imediato à mente é a de um líquido fresco e incolor. Quando nos referimos ao ferro, imaginamos um sólido duro. Já o ar nos remete à ideia de matéria no estado gasoso.

Toda matéria que existe na natureza se apresenta em uma dessas formas- sólida, líquida ou gasosa. É o que chamamos de estados físicos da matéria.

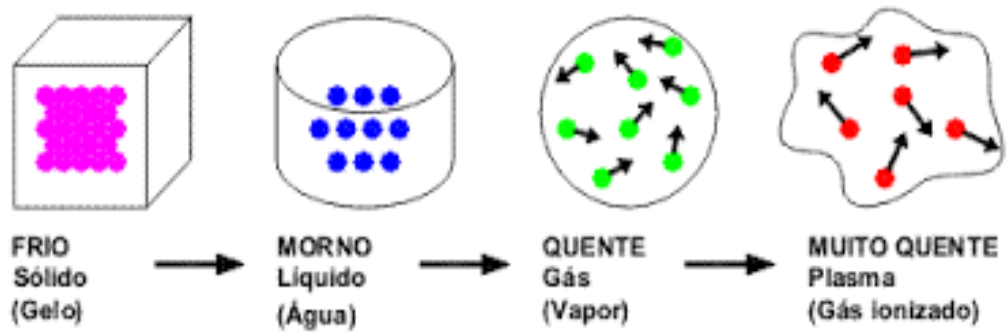
No estado **Sólido**, as moléculas de água estão bem “presas” umas às outras e se movem muito pouco: elas ficam “balançando”, vibrando, mas sem se afastarem umas das outras. Não é fácil variar a forma e o volume de um objeto sólido, como a madeira de uma porta ou um plástico que é feito a caneta, por exemplo.

O estado **Líquido** é intermediário entre o sólido e o gasoso. Nele, as moléculas estão mais soltas e se movimentam mais que no estado sólido. Os corpos no estado líquido não mantêm uma forma definida, mas adotam a forma do recipiente que os contém, pois as moléculas deslizam umas sobre as outras. Na superfície plana e horizontal, a matéria, quando em estado líquido, também se mantém na forma plana e horizontal.

No estado **Gasoso** a matéria está muito expandida e, muitas vezes, não podemos percebê-la visualmente. Os corpos no estado gasoso não possuem volume nem forma próprios e também adotam a forma do recipiente que os contém. No estado gasoso, as moléculas se movem mais livremente que no estado líquido, estão muito mais distantes umas das outras que no estado sólido ou líquido, e se movimentam em todas as direções. Frequentemente há colisões entre elas, que se chocam também com a parede do recipiente em que estão. É como se fossem abelhas presas em uma caixa, e voando em todas as direções.

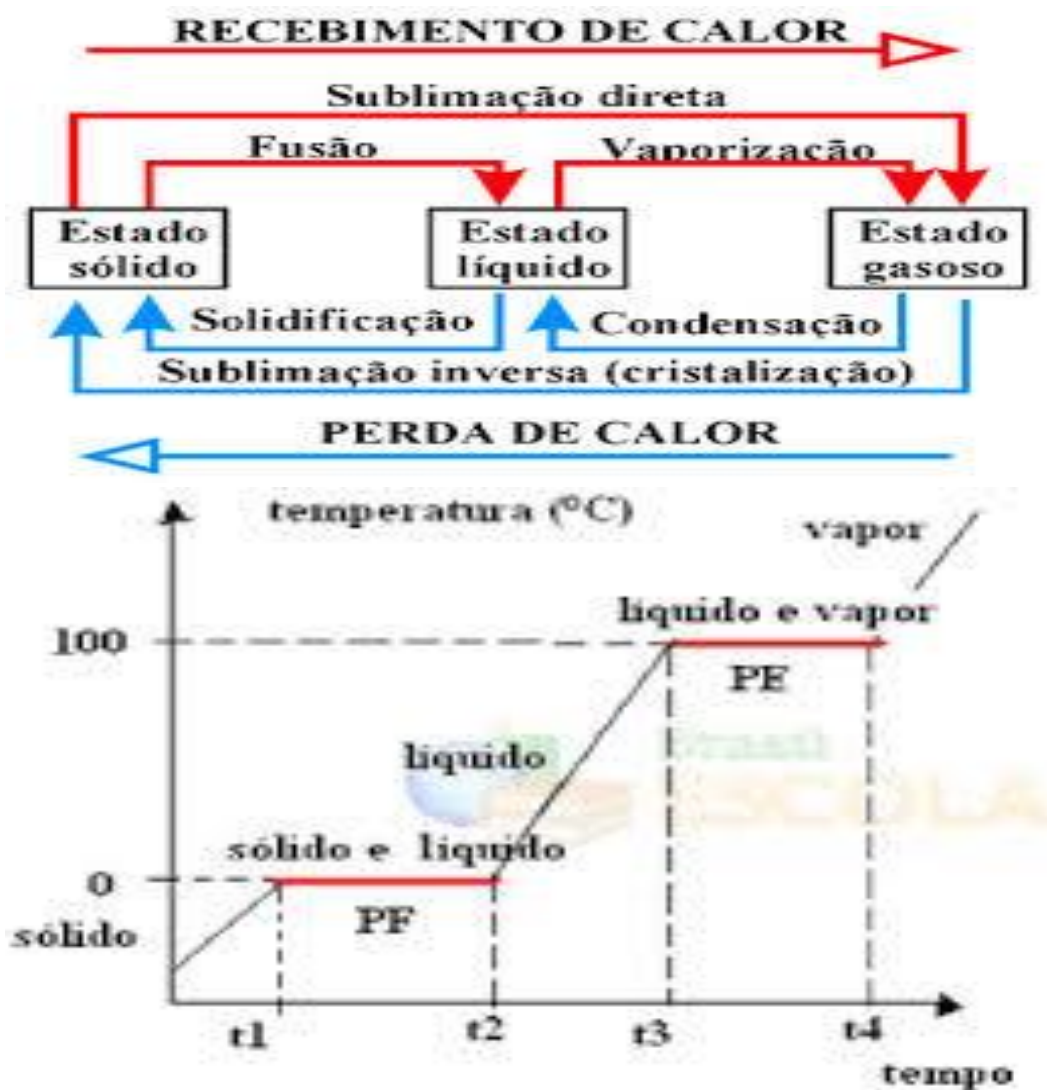


Em resumo: no estado sólido as moléculas de água vibram em posições fixas. No estado líquido, as moléculas vibram mais do que no estado sólido, mas dependente da temperatura do líquido (quanto mais quente, maior a vibração, até se desprenderem, passando para o estado gasoso, em um fenômeno conhecido como ebulição). Conseqüentemente, no estado gasoso (vapor) as moléculas vibram fortemente e de forma desordenada.



MUDANÇAS DE ESTADO FÍSICO

As passagens entre os três estados físicos (sólido, líquido e gasoso) têm o nome de mudanças de estado físico.

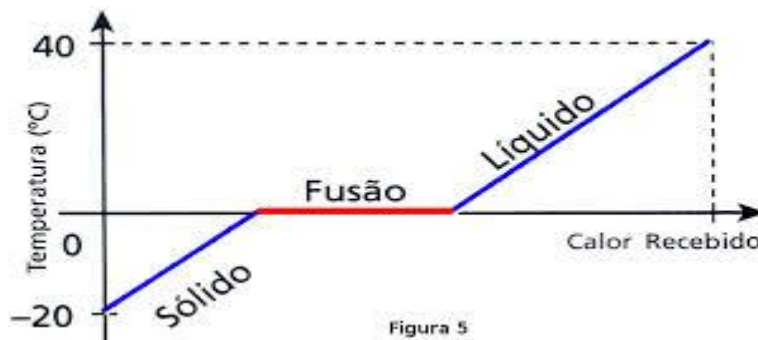


Você já viu como num dia quente, um pedaço de gelo logo derrete depois de tirado do congelador?

Nesse caso, a água em estado sólido passa rapidamente para o estado líquido, essa mudança é conhecida como fusão.

- **Fusão**

Passagem, provocada por um aquecimento, do estado sólido para o estado líquido. O aquecimento provoca a elevação da temperatura da substância até o seu ponto de fusão. A temperatura não aumenta enquanto está acontecendo a fusão, isto é, somente depois que toda a substância passar para o estado líquido é que a temperatura volta a aumentar.



O ponto de fusão de uma substância é a temperatura a que essa substância passa do estado sólido para o estado líquido.

No caso da água o ponto de é de 0°C. Assim, o bloco de gelo permanecerá a 0°C até todo ele derreter para só depois sua temperatura começar a se elevar para 1°C, 2°C e etc.

Mas o contrário também acontece. Se quisermos passar a água do estado líquido para o sólido, é só colocarmos a água no congelador. Essa mudança de estado é chamada solidificação.

- **Solidificação**

Passagem do estado líquido para o estado sólido, através de arrefecimento (resfriamento).

Quando a substância líquida inicia a solidificação, a temperatura fica inalterada até que a totalidade esteja no estado sólido, e só depois a temperatura continua a baixar.



No caso da água o ponto de solidificação é de 0°C . Assim, a água permanecerá a 0°C até que toda ela se congele para só depois sua temperatura começar a diminuir para 1°C , -2°C etc.

Você já percebeu que, quando uma pessoa está cozinhando, ela tem que tomar cuidado para que a água não suma da panela e a comida queime e grude no fundo?

A água passa para o estado gasoso: transforma-se em vapor, que não pode ser visto. A passagem do estado gasoso é chamada vaporização.

- **Vaporização**

Passagem do estado líquido para o estado gasoso, por aquecimento. Se for realizada lentamente chama-se **evaporação**, se for realizada com aquecimento rápido chama-se **ebulição**.

Durante a ebulição a temperatura da substância que está a passar do estado líquido para o estado gasoso permanece inalterada, só voltando a aumentar quando toda a substância estiver no estado gasoso.



O ponto de ebulição de uma substância é a temperatura a que essa substância passa do estado líquido para o estado gasoso.

No caso da água o ponto de ebulição é de 100°C. Assim toda a água permanecerá a 100°C até toda ela tenha evaporado para somente depois sua temperatura começar a aumentar para 101°C, 102°C etc.

A água pode passar do estado de vapor para o estado líquido. É fácil observar essa passagem. Quantas vezes você já não colocou água gelada dentro de um copo de vidro fora da geladeira? Depois de um tempo, a superfície do lado de fora fica molhada, não é mesmo?

As pequenas gotas de água se formam porque o vapor de água que existe no ar entra em contato com a superfície fria do copo e se condensa, isto é, passa para o estado líquido. Essa mudança de estado é chamada de **condensação**, ou **liquefação**.

- **Condensação**

Passagem do estado gasoso para o estado líquido, devido ao um arrefecimento (resfriamento).

Quando a substância gasosa inicia a condensação, a temperatura fica inalterada até que a totalidade esteja no estado líquido, e só depois a temperatura continua a baixar.



Um exemplo de condensação é o orvalho e a geada!

Às vezes, quando está frio, logo de manhã vemos que muitas folhas, flores, carros, vidraças e outros objetos que estão no ar livre ficam cobertos de gotas de água, sem que tenha chovido: é o orvalho.



O orvalho se forma quando o vapor de água apresenta no ar se condensa ao entrar em contato com superfícies que estão mais frias que o ar. Se a temperatura estiver muito baixa, a água pode congelar sobre as superfícies frias, formando uma camada de gelo: é a geada, que pode causar prejuízos às plantações, já que o frio pode destruir folhas e frutos.



Você já observou que certos produtos para perfumar o ambiente instalados no banheiro, por exemplo, vão diminuindo de tamanho com o

tempo? Isso acontece porque eles passam diretamente do estado sólido para o estado gasoso. Essa passagem do estado sólido para o gasoso e vice-versa é chamada Sublimação.

- **Sublimação**

Passagem direta de uma substância do estado sólido para o estado gasoso, por aquecimento, ou do estado gasoso para o estado sólido, por arrefecimento. Ex: Gelo seco, naftalina.

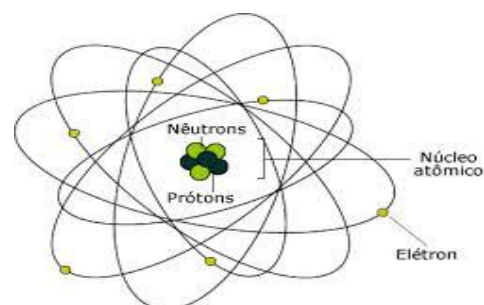


MODELOS ATÔMICOS

Durante muito tempo, a constituição da matéria gerava curiosidade no homem. Desde a antiguidade, filósofos tentavam descobrir como a matéria é formada. Dois filósofos gregos, Demócrito e Leucipo, sugeriram que toda matéria era formada por pequenos corpos indivisíveis. Chamaram estes corpos de **Átomo**, que em grego **A** significa não e, **tomos** significa divisível.



Demócrito, pai da atomística.



Modelo Atômico.

Então, átomo era a última partícula que podia ser dividida. Nos anos 500 e 1500 da era cristã, surgiram entre os árabes e europeus, os *alquimistas*. Seus trabalhos eram obter o elixir da longa vida, para que o ser humano se tornasse imortal. Era a pedra filosofal, capaz de tornar qualquer metal em ouro.

No século XVI, surge a iatroquímica, que era uma doutrina médica que atribuía a causa química para tudo o que se passava no organismo. Mais tarde no século XVIII, nasce a ideia de química com os cientistas que estudaram as Leis Ponderais, Lavoisier e Proust.



Joseph Proust.

Antoine Lavoisier.

O que é modelo atômico?

Os modelos atômicos são teorias baseadas na experimentação feita por cientistas para explicar como é o átomo. Os modelos não existem na natureza. São apenas explicações para mostrar o porquê de um fenômeno. Muitos cientistas desenvolveram suas teorias. Com o passar dos tempos, os modelos foram evoluindo até chegar ao modelo atual.

Há cerca de 2,5 mil anos, o filósofo grego Demócrito disse que se dividirmos a matéria em pedacinhos cada vez menores, chegaremos a grãosinhos indivisíveis, que são os átomos. Em 1897, o físico inglês Joseph Thompson (1856-1940) descobriu que os átomos eram

divisíveis: lá dentro havia o elétron, partícula com carga elétrica negativa.



Joseph
Thomson
1856 – 1940

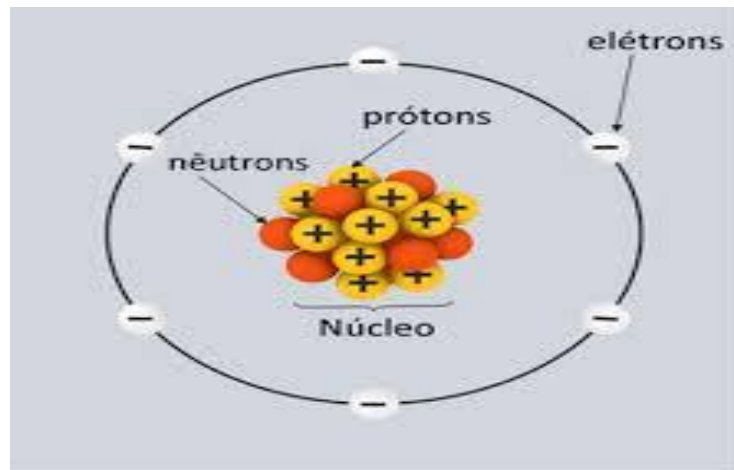
Cálculo da
massa do
elétron

Em 1911, o neozelandês Ernest Rutherford (1871-1937) mostrou que os átomos tinham uma região central compacta chamada núcleo e que lá dentro encontravam-se os prótons, partículas com carga positiva.

Em 1932, o físico inglês James Chadwick (1891-1974) descobriu o **Nêutron**, partícula neutra, companheira do próton no núcleo atômico.

No início dos anos 60, os cientistas já achavam que prótons e nêutrons eram formados por partículas ainda menores. Murray Gell-Mann, nascido em 1929 sugere a existência dos quarks, que seriam partículas menores. Os quarks são mantidos juntos por outras partículas denominadas Gluons.

Acreditava-se na antiguidade, que os átomos eram indivisíveis e maciços. No século XX ficou provado que os átomos são formados por outras partículas. São três partículas fundamentais: Elétrons, Prótons e Nêutrons. O átomo se divide em duas partes: o Núcleo e a Eletrosfera. Os prótons e nêutrons ficam no núcleo do átomo e os elétrons ficam na eletrosfera.



Essas partículas são caracterizadas pelas suas cargas elétricas. O elétron tem carga 1 e massa desprezível (sendo aproximadamente 1/1836 a massa do próton). A massa do próton seria então igual a 1 e a carga +1. O nêutron não possui carga elétrica e sua massa é igual a do próton.

Observe a tabela entre as relações de massa das partículas fundamentais do átomo. Adota-se como padrão o próton com massa igual a 1.

PARTÍCULA	MASSA	CARGA ELÉTRICA
P	1	+1
N	1	0
E	1/1836	-1

Note que a massa do elétron é 1.836 vezes menor que a do próton, por isso desconsidera-se a sua massa.

Tamanho do Átomo

O tamanho do átomo é medido em angstroms (**Å**).

1 angstrom = 10^{-10} metros

O diâmetro do núcleo de um átomo fica entre 10^{-4} Å e 10^{-5} Å e o da eletrosfera é de 1Å.

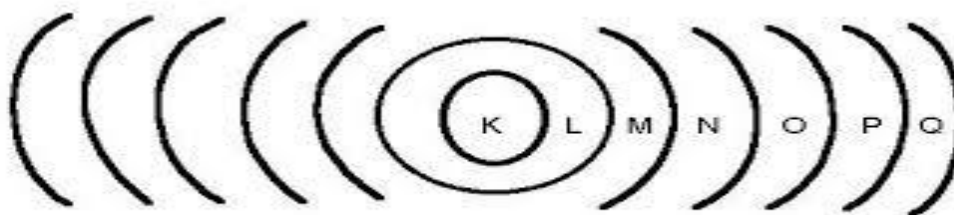
A eletrosfera de um átomo é entre 10000 e 100000 vezes maior que o seu núcleo. Essa diferença de tamanho nos leva a admitir que o átomo é quase feito de espaço vazio.

Em termos práticos, se o núcleo tivesse o tamanho de uma bola de tênis, o primeiro elétron estaria a uma distância de 1 km.

Camadas Eletrônicas / Níveis de Energia

Na eletrosfera, os elétrons giram em torno do núcleo ocupando o que chamamos de NÍVEIS DE ENERGIA ou CAMADAS ELETRÔNICAS. Cada nível possui um número inteiro de 1 a 7 ou pelas letras maiúsculas K, L, M, N, O, P, Q. Nas camadas, os elétrons se movem e quando passam de uma camada para outra absorvem ou liberam energia.

Quando um elétron salta para uma camada mais interna ele libera energia. Quando um elétron salta para uma camada mais externa ele absorve energia. A energia emitida é em forma de luz. Chamamos essa energia de “quantum” de energia. O “quantum” também é chamado de fóton.



Cada camada eletrônica pode conter certo número máximo de elétrons.

Observe a tabela:

CAMADA	NÚMERO MÁXIMO DE ELÉTRONS	NÍVEL	SUBNÍVEL	PREENCHIMENTO ELETRÔNICO
K	2	1	s	$1s^2$
L	8	2	s, p	$2s^2, 2p^6$
M	18	3	s, p, d	$3s^2, 3p^6, 3d^{10}$
N	32	4	s, p, d, f	$4s^2, 4p^6, 4d^{10}, 4f^{14}$
O	32	5	s, p, d, f	$5s^2, 5p^6, 5d^{10}, 5f^{14}$
P	18	6	s, p, d	$6s^2, 6p^6, 6d^{10}$
Q	8	7	s, p	$7s^2, 7p^6$

O número de camadas ou níveis de energia varia de acordo com o número de elétrons de cada átomo.

Em todo átomo (exceto o paládio- Pd) o número máximo de elétrons em cada camada K só suporta 2 elétrons.

A penúltima camada deve ter no máximo 18 elétrons. Para os átomos com mais de 3 camadas, enquanto a penúltima não tiver com 18 elétrons, a última terá no máximo 2 elétrons.

Observe algumas distribuições:

H (hidrogênio) nº de e = 1 K = 1

K (potássio) nº de e = 19 K = 2 L = 8 M = 8 N = 1

Be (berílio) nº de e = 4 K = 2 L = 2

Zr (zircônio) nº de e = 40 K = 2 L = 8 M = 18 N = 10 O = 2

Número Atômico (Z)

Cada átomo possui o seu número atômico. Ele indica o número de **elétrons e prótons** do átomo. Se ele estiver com sua carga elétrica zero ele está neutro, ou seja, é um átomo neutro.

O número atômico é indicado pela letra (**Z**).

Exemplos:

Na (sódio) Z = 11

He (hélio) Z = 2

V (vanádio) Z = 23

Br (bromo) Z = 84

Po (potônio) Z = 84

Pode-se dizer que o número atômico é igual ao número de prótons do núcleo. Se o átomo for neutro, é igual ao número de elétrons também.

$Z = p = e \rightarrow$ Número atômico é igual ao número de prótons e, também igual ao número de elétrons.

Leitura química

Número de Massa (A)

Número de massa é o peso do átomo. É a soma do número de prótons (Z) e de nêutrons (n) que existem num átomo.

$$\mathbf{A = p + n} \quad \text{ou} \quad \mathbf{A = Z + n}$$

É este número que informa se o átomo é mais “leve” ou mais “pesado”. São os prótons e nêutrons quem dão a massa do átomo, já que os elétrons são muito pequenos, com massa desprezível em relação a estas partículas.

Exemplos:

Na (sódio) $A = 23$

Se o Na tem $A = 23$ e $Z = 11$, qual o número de n (nêutrons)?

$$A = 23$$

$$Z = p = e$$

$$A = p + n$$

$$23 = 11 + n$$

$$n = 12$$

A partir do **Z**, temos o número de prótons e de elétrons do átomo. A partir da fórmula **$A = p + n$** , isolamos o n para achá-lo, substituindo o A e o p na fórmula. Então podemos utilizar também a fórmula.

$$n = A - p$$

Observe o modelo:

a) K (potássio)

$$A = 39$$

$$Z = 19$$

$$P = 19$$

$$e = 19$$

$$n = 20$$

Encontramos estes valores na Tabela Periódica dos Elementos. Toda tabela possui a sua legenda informando o número atômico e o número de massa. Aplicando a fórmula correta, conseguimos encontrar o valor de nêutrons.

ÍON

O átomo que possui $p = e$, ou seja, o número de prótons igual ao número de elétrons é eletricamente neutro.

$$\text{Átomo neutro} = p = e$$

Se o átomo tiver elétrons a mais ou a menos, então não será mais um átomo neutro. Este átomo passará a ser chamado de íon.

$$\text{Íon} = p \neq e$$

Íon é um átomo que perde ou ganha elétrons. Ele pode ficar negativo ou positivo.

Então:

Íon positivo (+) doa elétrons – íon cátion. Ex: Na^+

Íon negativo (-) recebe elétrons – íon ânion. Ex: Cl^-

Quando um cátion doa elétrons, ele fica positivo.

Quando um ânion ganha elétrons, ele fica negativo.

ISÓTOPO, ISÓBARO E ISÓTONO

Se observarmos o número atômico, números de massa e de nêutrons de diferentes átomos podem encontrar conjuntos de átomos com outro número igual.

Os **isótopos** são átomos que possuem o mesmo número de prótons (p) e diferente número de massa (A).

Exemplo: o hidrogênio (H).

${}^1\text{H}_1$	${}^2\text{H}_1$	${}^3\text{H}_1$
hidrogênio	deutério	trítio
Z = 1	Z = 1	Z = 1
A = 1	Z = 2	A = 3

Este fenômeno é muito comum na natureza. Quase todos os elementos químicos naturais são formados por mistura de isótopos.

Os **isóbaros** são átomos que possuem o mesmo número de massa (A) e diferente número de prótons.

Exemplos:

${}^{40}\text{K}_{19}$	${}^{40}\text{Ca}_{20}$
A = 40	A = 40
Z = 19	Z = 20

São átomos de elementos químicos diferentes, mas que tem o mesmo número de massa.

Os **isótonos** são átomos que possuem o mesmo número de nêutrons e com diferentes números de prótons e de massa. São átomos de diferentes números químicos.

Exemplo:

A = ${}^{37}\text{Cl}$	A = ${}^{40}\text{Ca}$
Z = 17	Z = 20
n = 20	n = 20

Os **isótonos** têm propriedades químicas e físicas diferentes.

ELEMENTOS QUÍMICOS E SÍMBLOS

Elemento Químico é o conjunto de todos os átomos com o mesmo número atômico (Z).

O número atômico (Z) identifica o elemento. Esta proposta foi feita por Moseley, em 1914.

Cada elemento químico é representado por um símbolo. Em geral, o símbolo do elemento deve ser a letra inicial do seu nome, em letra de imprensa maiúscula.

H – hidrogênio

F – flúor

O – oxigênio

I – iodo

C – carbono

N – nitrogênio

B – boro

Outros são seguidos pela segunda letra do elemento.

Co – cobalto

Cr – crômio

Cu – cobre

Cs – céσιο

Ca – cálcio

Cl – cloro

Cd – cádmio

Outros têm o seu símbolo derivado de seu nome em latim.

Na (natrium) – sódio

K (kalium) – potássio

S (sulfur) – enxofre

P (phosphoros) – fósforo

Ag (argentum) – prata
Au (aurum) – ouro
Cu (cuprum) – cobre
Sn (stannum) – estanho
Pb (plumbum) – chumbo
Hg (hydrargyrium) – mercúrio

O símbolo representa o átomo de elemento químico. A representação (notação) é feita colocando o símbolo do elemento, o número atômico Z à esquerda e abaixo do símbolo e o número de massa (A) à esquerda ou direita acima do símbolo.

Veja o modelo:



Observe os exemplos:



MASSA ATÔMICA

A massa atômica do átomo em u. indica quantas vezes a massa do átomo é maior que $\frac{1}{12}$ da massa do átomo de carbono ($A = 12$).

Quando medimos uma grandeza, comparamos com outra como referência. Para medir a massa do nosso corpo utilizamos o quilograma (kg) como unidade padrão. Se a pessoa tem massa igual a 80kg significa que sua massa é 80 vezes maior que a massa de 1kg.

A química, na prática, não se interessa em saber a massa de um átomo isolado, mas para a ciência, é importante saber a massa dos átomos comparados com a massa de outro átomo tomado com padrão. O carbono então foi elemento que tem sua massa padronizada ($A = 12$).

A massa de um átomo é expressa empregando uma unidade muito pequena chamada de massa atômica (u). Antigamente, usava-se a sigla u.m.a para esta unidade.

Uma unidade de massa atômica (u) é 1/12 da massa de um átomo de carbono ($A = 12$). Isso equivale estabelecer o valor 12u como sendo a massa de um átomo de carbono ($A = 12$).

Massa Atômica é a massa do átomo expressa em u. indica quantas vezes a massa do átomo maior que 1/12 da massa do átomo de carbono ($A = 12$).

Quando se afirma que a massa de um elemento X é igual a 24u, significa que a sua massa é 24 vezes maior que a massa de 1/12 do átomo do carbono ($A = 12$). Em outras palavras, a massa atômica do elemento X é duas vezes a massa atômica do carbono.

Tabela com alguns elementos químicos e seus números atômicos e massas atômicas:

ELEMENTO	SÍMBOLO	NÚMERO ATÔMICO	MASSA ATÔMICA
ENXOFRE	S	16	32,06
OXIGÊNIO	O	8	16,00
SÓDIO	Na	11	23,00
ALUMÍNIO	Al	13	26,98154
CÁLCIO	Ca	20	40,08
HÉLIO	He	2	4,00260
IODO	I	53	126,9045
COBRE	Cu	29	63,35

MASSA ATÔMICA E SEUS ISÓTOPOS

O número atômico e o número de massa sempre são números inteiros, mas com a massa atômica isso não acontece.

A massa atômica de um elemento químico é baseada na média ponderada das massas de seus isótopos em unidades de massa

atômica (u). Isto quer dizer que há vários isótopos na natureza e é feito um cálculo, uma média ponderada, que leva em consideração as abundâncias relativas desses isótopos, para ser usado como a massa atômica.

Então, a massa atômica é uma média dos diversos isótopos que existem na natureza sendo levada em consideração a sua quantidade existente.

Exemplo:

Na natureza há dois tipos de cobre (com massas diferentes). 69,09% de cobre (A = 63), com massa atômica = 62,93u; 30,91% de cobre (A = 65), com massa atômica = 64,93u.

Qual a massa destes cobres é tida como referência e colocada na tabela periódica? Devemos fazer a média ponderada destes isótopos:

$$\frac{(69,09 \times 62,93) + (30,91 \times 64,93)}{100} = 63,55u$$

TABELA PERÓDICA

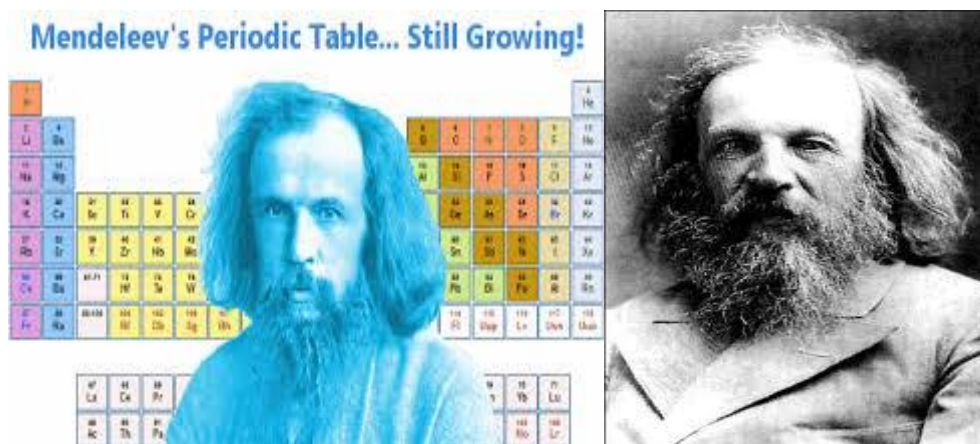
A partir do século XIX, cientistas começaram a perceber que os elementos químicos poderiam ser agrupados em colunas, formadas pela união de elementos com propriedades semelhantes.

O número de elementos químicos conhecidos pelo homem aumentou com o passar dos séculos, principalmente no século XIX.

Observe a tabela:

ATÉ O FINAL DO SÉCULO:	Nº DE ELEMENTOS QUÍMICOS
XVI	14
XVII	33
XIX	83
XX	112

Alguns elementos que já eram conhecidos antes de 1650, como Ag, C, As, Au, Hg, Pb, Sn, Sb, Cu, S. Depois de tantos químicos tentarem classificar os elementos químicos, DIMITRI IVANOVITCH MENDELEYEV foi o que mais se destacou. Seu trabalho em classificar os elementos é usado até hoje. Ele criou uma tabela periódica dos elementos, que serviu de base para organizar a que temos hoje. Mendeleev observou que há uma periodicidade das propriedades quando os elementos químicos eram colocados em ordem crescente de suas massas atômicas.



Lei da Periodicidade – muitas propriedades físicas e químicas dos elementos variam periodicamente na sequência de seus números atômicos.

Como utilizar a tabela periódica?

Cada quadro da tabela fornece os dados referentes ao elemento químico: Símbolo, Massa atômica, Número atômico, Nome do elemento, Elétrons nas camadas e se o elemento é radioativo.

As filas horizontais são denominadas PERÍODOS. Neles os elementos químicos estão dispostos na ordem crescente de seus números atômicos. O número da ordem do período indica o número de níveis energéticos ou camadas eletrônicas do elemento.



A tabela periódica apresenta sete períodos:

- 1º período – 2 elementos
- 2º período – 8 elementos
- 3º período – 8 elementos
- 4º período – 18 elementos
- 5º período – 18 elementos
- 6º período – 32 elementos
- 7º período – até agora 30 elementos

As colunas verticais constituem as FAMÍLIAS ou GRUPOS, nas quais os elementos estão reunidos segundo suas propriedades químicas.

As famílias ou grupos vão de 1 a 18. Algumas famílias possuem nome, como por exemplo:

Família 1 (1A)	Alcalinos
Família 2 (2A)- alcalino terrosos	Alcalino-terrosos
3B, 4B(4), 5B(5), 6b(6), 7B(7), 8B(8, 9 e 10), 1B(11), 2B(12)	Elementos de transição
Família 13 (3A)	Família do boro
Família 14 (4A)	Família do Carbono
Família 15 (5A)	Família do nitrogênio
Família 16 (6A)	Calcogênios
Família 17 (7A)	Halogênios
Família 18	Gases nobres

Da família 1 e 2 e 13 até 18 chamamos de elementos representativos. Da família do 3 até 12 chamamos de elementos de transição. Os elementos que ficam na série dos Lantanídeos e Actinídeos são elementos de transição. Como eles estão no grupo 3, como se estivessem numa “caixinha” para dentro da tabela, são chamados de elementos de transição interna. E os demais são chamados de elementos de transição externa.

SEPARAÇÃO DE MISTURAS

Os componentes das misturas podem ser separados. Há algumas técnicas para realizar a separação de misturas. O tipo de separação depende do tipo de mistura. Alguns dos métodos de separação de mistura são: CATAÇÃO, LEVIGAÇÃO, DISSOLUÇÃO OU FLOTAÇÃO, PENEIRAÇÃO, SEPARAÇÃO MAGNÉTICA, DISSOLUÇÃO FRACIONADA, DECANTAÇÃO E SEDIMENTAÇÃO, CENTRIFUGAÇÃO, FILTRAÇÃO, EVAPORAÇÃO, DESTILAÇÃO SIMPLES E FRACIONADA E FUSÃO FRACIONADA.

SEPARAÇÃO DE SÓLIDOS

Para separar sólidos podemos utilizar o método de CATAÇÃO, LEVIGAÇÃO, FLOTAÇÃO OU DISSOLUÇÃO, PENEIRAÇÃO, SEPARAÇÃO MAGNÉTICA, VENTILAÇÃO E DISSOLUÇÃO FRACIONADA.

CATAÇÃO – consiste basicamente em recolher com as mãos ou uma pinça um dos componentes da mistura.

LEVIGAÇÃO – separa substâncias mais densas, das menos densas usando água corrente.

Ex: processo usado por garimpeiros para separar o ouro (mais denso) da areia (menos densa).

DISSOLUÇÃO OU FLOTAÇÃO – consiste em dissolver a mistura em solvente com densidade intermediária entre as densidades dos componentes das misturas.

Ex: serragem + areia

Adiciona-se água na mistura. A areia fica no fundo e a serragem flutua na água.

PENEIRAÇÃO – separa sólidos maiores de sólidos menores ou ainda sólidos em suspensão em líquidos.

Ex: os pedreiros usam esta técnica para separar a areia mais fina das pedrinhas; para separar a polpa de uma fruta das suas sementes, como o maracujá.

Esse processo também é chamado de tamização.



SEPARAÇÃO MAGNÉTICA – usado quando um dos componentes da mistura é um material magnético. Com um ímã ou eletroímã, o material é retirado.

Ex: limalha de ferro + enxofre; areia + ferro



VENTILAÇÃO – Usado para separar dois componentes sólidos com densidades diferentes. É aplicado um jato de ar sobre a mistura.

Ex: separar amendoim torrado da sua casca já solta; arroz + palha.

DISSOLUÇÃO FRACIONADA – Consiste em separar dois componentes sólidos utilizando um líquido que dissolva apenas um deles.

Ex: sal + areia;

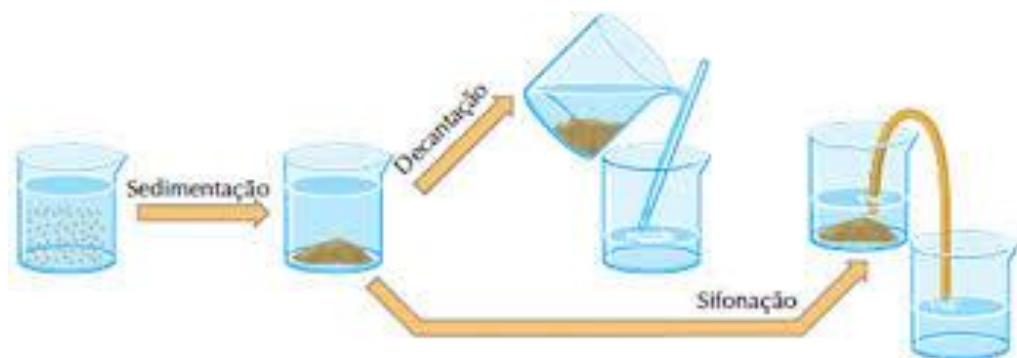
Dissolve-se o sal em água. A areia não se dissolve na água. Pode-se filtrar a mistura separando a areia, que fica retida no filtro da água salgada. Pode-se evaporar a água, separando a água do sal.

SEPARAÇÃO DE SÓLIDOS E LÍQUIDOS

Para separar misturas de sólidos e líquidos podemos utilizar o método de Decantação e Sedimentação, Centrifugação, Filtração e Evaporação.

SEDIMENTAÇÃO – Consiste em deixar a mistura em repouso até o sólido se depositar no fundo do recipiente.

Ex: água + areia



DECANTAÇÃO – É a remoção da parte líquida, virando cuidadosamente o recipiente. Pode-se utilizar um funil de decantação para remover um dos componentes da mistura.

Ex: água + óleo; água + areia



CENTRIFUGAÇÃO – É o processo de aceleração da sedimentação. Utiliza-se um aparelho chamado CENTRIFUGADOR, que pode ser elétrico ou manual.

Ex: Para separar a água do barro.



FILTRAÇÃO – Processo mecânico que serve para separar mistura sólida dispersa com um líquido ou gás. Utiliza-se uma superfície porosa (filtro) para reter o sólido e deixar passar o líquido. O filtro usado é um papel filtro.



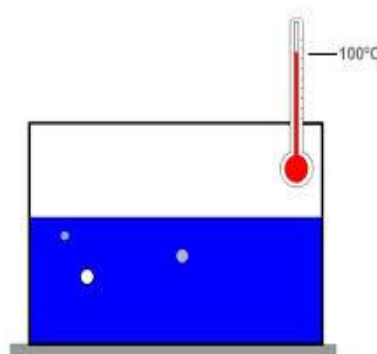
O papel filtro dobrado é usado quando o produto que mais interessa é o líquido. A filtração lenta. O papel-filtro pregueado produz uma filtração mais rápida e é utilizada quando a parte que mais interessa é a sólida.

Ex: água + areia

EVAPORAÇÃO – Consiste em evaporar o líquido que está misturado com um sólido.

Ex: água + sal de cozinha (cloreto de sódio).

Nas salinas, obtém-se o sal de cozinha por este processo. Na realidade, as evaporações resultam em sal grosso, que se for purificado torna-se refinado (sal de cozinha), que é uma mistura de cloreto de sódio e outras substâncias que são adicionadas pela indústria.



SEPARAÇÃO DE MISTURAS HOMOGÊNEAS

Para separar os componentes das substâncias de misturas homogêneas usamos os métodos chamados de FRACIONAMENTO, que se baseiam na constância da temperatura nas mudanças de estados físicos. São eles: Destilação e Fusão.

DESTILAÇÃO – Consiste em separar líquidos e sólidos com ponto de ebulição diferentes. Os líquidos devem ser miscíveis entre si.

Ex: água + álcool, água + sal de cozinha

O ponto de ebulição da água é de 100°C e ponto de ebulição do álcool etílico é de 78°C.

Se aquecermos esta mistura, o álcool ferve primeiro. No condensador, o vapor do álcool é resfriado e transformado em álcool líquido, passando para outro recipiente, que pode ser um frasco coletor, um erlenmeyer ou um copo de béquer. E a água permanece no recipiente anterior, separando-se assim do álcool.

Para essa técnica, usa-se o aparelho chamado destilador, que é um conjunto de vidrarias do laboratório químico. Utiliza-se: termômetro, balão de destilação, haste metálica ou suporte, bico de Bunsen, condensador, mangueiras, agarradores e frasco coletor.

Este método é chamado Destilação Simples.

Nas indústrias, principalmente de petróleo, usa-se a destilação fracionada para separar misturas de dois ou mais líquidos. As torres de separação de petróleo fazem a sua divisão produzindo gasolina, óleo diesel, gás natural, querosene, piche.

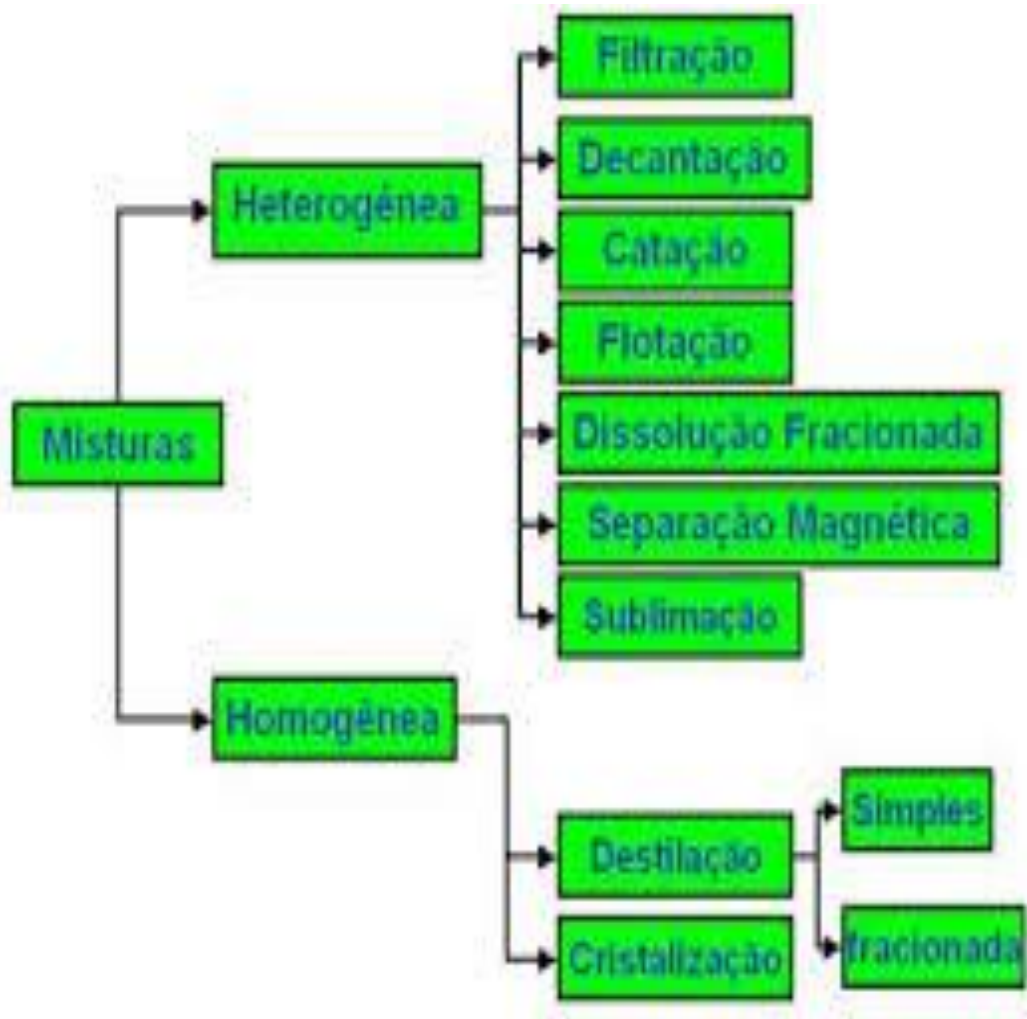
As substâncias devem conter pontos de ebulição diferentes, mas com valores próximos uns aos outros.



FUSÃO FRACIONADA – Separa componentes de misturas homogêneas de vários sólidos. Derrete-se a substância sólida até o seu ponto de fusão, separando-se das demais substâncias.

Ex: mistura sólida entre estanho e chumbo.

O estanho funde-se a 231°C e o chumbo, a 327°C. Então funde-se primeiramente o estanho.



TRANSFORMAÇÕES DE ENERGIA

A energia química contida em nutrientes como carboidratos (ex: glicose e sacarose) e lipídios (ex: óleos e gorduras) é obtida pelo nosso organismo por meio da respiração celular. Essa energia então “cedida” para o trabalho das células.

Nesse caso, a energia química pode se transformar em outros tipos de energia, como demonstram os exemplos que veremos a seguir.

Transformação de energia química em energia mecânica: é o que acontece, por exemplo, em qualquer tipo de contração muscular, desde os batimentos do coração até um simples piscar de olhos.



Transformação de energia química em energia elétrica: ocorre, por exemplo, em certos músculos de alguns animais, como o peixe-elétrico, ou poraquê (*Eleutheronotus electricus*). Esse peixe é capaz de gerar descargas elétricas superiores a 220 voltz, empregando-as tanto na própria defesa quanto na paralização de animais dos quais se alimenta.



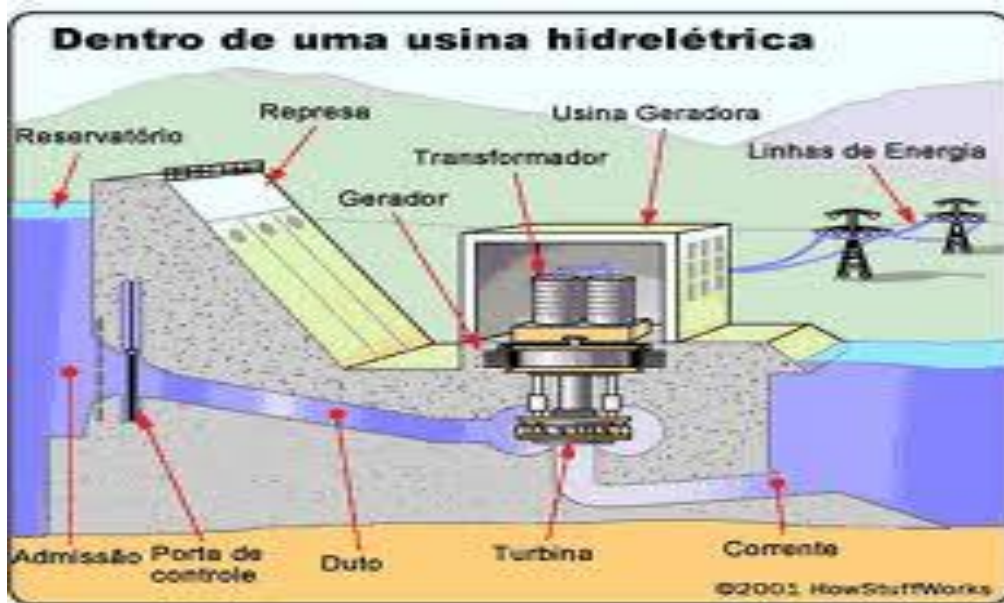
Transformação de energia química em energia luminosa: ocorre em animais diversos como certos peixes, crustáceos e esponjas, bem como as bactérias, algas e fungos.

Nos peixes abissais, das regiões profundas e escuras dos oceanos, admite-se que a capacidade de alguns deles em emitir luz favoreça o reconhecimento de indivíduos do sexo oposto, além de facilitar a captura de presas e a fuga diante do ataque de predadores.



Transformação de energia cinética ou de movimento em energia elétrica: é o que acontece nas usinas hidrelétricas: a energia cinética (de movimento) da água em queda faz girar uma turbina que fica acoplada a um gerador. Então o gerador transforma a energia cinética em eletricidade.





FONTES DE ENERGIA RENOVÁVEIS E NÃO RENOVÁVEIS

Inúmeras são as fontes de energia disponíveis no nosso planeta, sendo que essas fontes se dividem em dois tipos, as **fontes de energia renováveis** e o **não renováveis**.

As fontes de energia renováveis são aquelas em que a sua utilização e uso é renovável e pode-se manter e ser aproveitado ao longo do tempo sem possibilidade de esgotamento dessa mesma fonte, exemplos deste tipo de fonte são a [energia eólica](#) e solar.



Por outro lado **as fontes de energias não renováveis** têm recursos teoricamente limitados, sendo que esse limite depende dos recursos existentes no nosso planeta, como é o exemplo dos combustíveis fósseis.



Existem vários tipos de energias renováveis, e cada vez mais, com o constante desenvolvimento das tecnologias e inovações, se descobrem novas formas de produção de energia eléctrica utilizando como fonte os **fenómenos e recursos naturais**, como é exemplo da recente inovação na criação de um hidrogerador cujo princípio é semelhante ao de um aerogerador, diferindo no facto de o movimento das pás ser provocado pelas correntes marítimas.

Dos vários tipos de energias renováveis existentes iremos tratar apenas de alguns.

A principal fonte de energia existente hoje é o petróleo, mas além de não ser renovável, e ser um dos principais responsáveis pelo efeito estufa o petróleo ainda será motivo de muitas guerras e conflitos entre os países, principalmente aqueles países que dependem muito dessa fonte energética como os Estados Unidos.

Diversas nações do mundo inteiro estão investindo muito dinheiro em projectos que utilizam as fontes de energia alternativa como a energia solar, a energia eólica, a energia geotérmica, o biodiesel, a energia obtida através do [hidrogénio](#), a energia das marés, o etanol e a biomassa.

Essas fontes de energia alternativas citadas são as mais abordadas em projecto para uma menor contribuição para o aquecimento da Terra e também

para tentar alcançar cada vez mais uma independência com relação ao petróleo.

Algumas das energias renováveis onde atualmente existe um maior desenvolvimento

- **Biomassa:** utiliza matéria de origem vegetal para produzir energia (bagaço de cana-de-açúcar, álcool, madeira, palha de arroz, óleos vegetais etc).
- **Energia solar:** utiliza os raios solares para gerar energia oferece vantagens como: não polui, é renovável e existe em abundância. A desvantagem é que ainda não é viável economicamente, os custos para a sua obtenção superam os benefícios.
- **Energia eólica:** é a energia gerada através da força do vento captado por aerogeradores. Suas vantagens são: é abundante na natureza intenso e regular e produz energias a preços relativamente competitivos.
- **Etanol:** é produzido principalmente a partir da cana-de-açúcar, do eucalipto e da beterraba. Como energia pode ser utilizado para fazer funcionar motores de veículos ou para produzir energia elétrica. Suas vantagens são: é uma fonte renovável e menos poluidora que a gasolina.
- **Biodiesel:** o biodiesel substitui total ou parcialmente o óleo diesel de petróleo em motores ciclo diesel. Vantagens: é renovável, não é poluente. Desvantagem: existe o esgotamento do solo.