

Por
Débora Ribs

VESTIBUMAPAS

RESUMAPAS PARA O ENEM
E VESTIBULAR



@missaoenem

IMPACTOS
E SUSTENTABILIDADE

A sustentabilidade é essencial para que esses impactos ambientais negativos não ocorram → eles são causados pela ação nociva do ser humano

SSÁRIOS
ITAÇÃO

COMO DEMONSTRAR
CORRETOR

O corretor irá perceber o padrão em seu texto ao ler a sua redação e sentir que ela é uma unidade e não vários blocos separados que foram parar em uma folha de papel.

SMOS LINGÜÍSTICOS:

os linguísticos que em sua redação são: **RAIS e OPERADORES**
Por exemplo:

4 CONCLUSIVOS: Expressam a consequência lógica para um fato.
Conjunção básica: "Logo".
Sinônimos: Portanto, Destarte, Pois (deslocado), Por isso, Por conseguinte, Consequentemente, Assim.

EXPLICATIVOS: Introduzem uma explicação que explica ou justifica uma afirmação ou opinião anterior.
Conjunção básica: "Porque".
Sinônimos: Já que, Visto que, Portanto, Pois.

COMO DEMONSTRAR AO CORRETOR O PADRÃO 9?

Fazendo uma proposta de intervenção detalhada.

1 - O QUE É O PROBLEMA?

2 - QUAL É AÇÃO QUE DEVE SER

4 - COMO/ DE QUE MANEIRA ESSA AÇÃO SERÁ FEITA?

IMPORTÂNCIA DA SUSTENTABILIDADE

A sustentabilidade que esses impactos negativos

SOCIOLOGIA

Comte é considerado o "pai da Sociologia".

a teorizar a ciência que a fim de trilhos certos

do método de experimentação da natureza na sociedade

o para Comte era o entendimento da base no trabalho

ciência e política, visando o desenvolvimento da sociedade.

de fato Respeitar os Direitos Humanos? Sustentar argumentos que possam ferir direitos básicos inerentes a todos os seres humanos, como: a vida, liberdade, liberdade de expressão, de trabalho, etc.

As rochas rígidas constituem a terra das placas tectônicas

constituída por água e/ou sólido, exemplo: oceanos, mares, não firmes,

PARTE

LEI DAS TRÊS ETAPAS

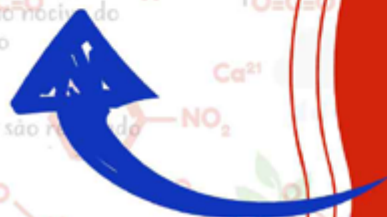
tec. mais Ásia é um país

Assim, Terra é constituída pelo meio dos abalos causados

do planeta

RESUMOS DE QUÍMICA PARA O ENEM

@missaoenem



ÍNDICE

Matéria e energia	4 a 6	Equilíbrio iônico	54
Estudo da matéria	7 e 8	Cinética Química	55 e 56
Análise imediata	9 a 12	Radioatividade	57 e 58
Leis ponderais	13	Estrutura molecular	59
Modelos atômicos	14 e 15	Geometria molecular	60 e 61
Números quânticos e atomística	16 a 18	Isomeria	62 e 63
Tabela periódica	19 e 20	Isomeria Cis-trans	64
Ligações Químicas	21 e 22	Funções orgânicas	65 a 67
Soluções Químicas	23	Hidrocarbonetos	68 e 69
Estudo das soluções	24 e 25	Funções oxigenadas	70 a 73
Solubilidade	26	Compostos oxigenados	74 e 75
Propriedades coligativas	27 e 28	Funções nitrogenadas	76 e 77
Unidades de concentração das soluções	29	Funções halogenadas	78
Diluição de soluções e mistura de soluções	30 e 31	Propriedades dos compostos orgânicos	79 e 80
Ácido-base	32 a 35	Acidez e basicidade de compostos orgânicos	81 e 82
Solução tampão	36	Reações orgânicas	83 a 86
Funções inorgânicas I	37 e 38	Polímeros	87 a 89
Funções inorgânicas II	39 e 40	Forças Intermoleculares	90 e 91
Reações inorgânicas	41	Interações intermoleculares	92 e 93
Hidrólise	42 e 43	Relações numéricas	94 e 95
NOX (n° de oxidação)	44 e 45	Gases	96 e 97
Oxirredução	46 e 47	Termoquímica	98
Eletrólise	48 e 49	Termodinâmica	99 e 100
Eletroquímica - Pilhas	50 e 51		
Equilíbrio químico	52 e 53		

MATÉRIA: MASSA E VOLUME.
EX: MADEIRA, FERRO, ÁGUA,
AREIA, AR, OURO.

A ausência de matéria é o vácuo

> **CORPO:** É qualquer porção limitada de matéria. Ex: Compensado de madeira, borracha de ferro e um cubo de gelo.

> **OBJETO:** É o corpo fabricado para ter aplicações úteis para o homem. Ex: Mesa, lápis e Martelo.

> **ENERGIA:** É a capacidade de realizar trabalho, é tudo o que pode modificar a matéria, por exemplo, fase de agregação, natureza química. Ela também é capaz de anular movimentos e causar deformações. (unidades: Cal e Joule).

MATÉRIA E ENERGIA

PARTE 1

FORMAS DE ENERGIA: ELÉTRICA, TÉRMICA, QUÍMICA, NUCLEAR, MAGNÉTICA E RADIANTE (SOLAR).

> **LEI DA CONSERVAÇÃO DE ENERGIA:** A energia não pode ser criada nem destruída. Sempre que desaparece uma quantidade de uma classe de energia, uma quantidade exatamente igual de outra é produzida.

> **CLASSIFICAÇÃO DE SISTEMAS:** A partir da noção de matéria e energia, é possível classificar os sistemas em função da sua capacidade de trocar matéria e energia com o meio ambiente.

> **SISTEMA ABERTO:** Tem a capacidade de trocar tanto matéria quanto energia com o meio ambiente: Ex: Água em recipiente aberto.

> **SISTEMA FECHADO:** Só troca energia com o meio. Ex: Um refrigerante lacrado.

> **SISTEMA ISOLADO:** Não troca matéria e nem energia com o meio. Não existe um sistema perfeitamente isolado

PROPRIEDADES DA MATÉRIA

> **MASSA:** É a medida da quantidade de matéria.

> **EXTENSÃO:** É o espaço que a matéria ocupa, o seu volume.

› **INÉRCIA:** É a propriedade que os corpos têm de manter o seu estado de movimento ou de repouso, a menos que alguma força interfira ou modifique o seu estado. Massa é uma medida da inércia.



› **IMPENETRABILIDADE:** Duas porções de matéria não ocupam o mesmo local no espaço.



› **DIVISIBILIDADE:** Toda matéria pode ser dividida, até certo limite.



› **COMPRESSIBILIDADE:** Sob ação de forças externas, o volume ocupado por uma porção de matéria pode diminuir. De maneira geral, gases são mais compressíveis que os líquidos e estes, por sua vez são mais compressíveis do que os sólidos.

MATÉRIA E ENERGIA

PARTE 2



› **ELASTICIDADE:** Dentro de um certo limite se a ação de uma força causar deformação em uma matéria, ela retornará ao seu formato original assim que essa força deixar de existir.



› **POROSIDADE:** É a matéria descontínua, espaços vazios (poros) entre as partículas, esses poros podem ser maiores ou menores, tornando assim a matéria menos densa ou mais densa. Inclusive, existem espaços vazios nas moléculas de água.

↓
› **DENSIDADE:** É a relação entre a massa e o volume ocupado pela matéria.



$$d = \frac{m}{V}$$

$$\text{Unidades: } \frac{g}{cm^3}, \frac{Kg}{L}, \frac{g}{mL}$$

› **COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE:** Quantidade máxima de soluto que se dissolve em uma quantidade fixa de solvente.



› **PONTO DE FUSÃO:** É a temperatura na qual a matéria passa da fase sólida para a fase líquida e da fase líquida para a fase sólida, respectivamente, sempre em relação a uma determinada pressão atmosférica.

MATÉRIA E ENERGIA

PARTE 3

> PONTO DE EBULIÇÃO E CONDENSAÇÃO:

São as temperaturas nas quais a matéria passa de líquido para gasoso ou da fase gasosa para líquida, a determinada pressão atmosférica. Ex: água (100°C).

> **DUREZA:** Resistência ao risco de uma matéria a outra. O diamante é mais duro que o calcário, o grafite é riscado pelo papel (seus pedaços são arrancados).



> **TENACIDADE:** Resistência a grandes impactos sem se quebrar. O diamante é duro, porém, pouco tenaz.

> **BRILHO:** Capacidade da matéria refletir a luz incidente sobre ela.

FASES DE AGREGAÇÃO DAS SUBSTÂNCIAS

> **FASE SÓLIDA:** As substâncias apresentam maior organização de suas partículas constituintes, devido a possuir menor energia. Formam estruturas geométricas chamadas de retículos cristalinos.

> **FASE LÍQUIDA:** Maior conteúdo energético e fluidez.

> **FASE GASOSA:** Existem grandes espaços entre as partículas, grande liberdade de movimento. É a fase que apresenta maior energia.

ESTADOS DA MATÉRIA

PARTE 1

DEFINIÇÕES

MATÉRIA: Tudo que tem massa e ocupa lugar no espaço.

CORPO: Parte limitada da matéria.

OBJETO: Corpo com aplicação prática.

EXEMPLO: árvore é matéria, o caule de uma árvore é um corpo e a cadeira feita da madeira da árvore é um objeto.

SISTEMA: corpo submetido à observação.

PROPRIEDADES GERAIS DA MATÉRIA:

Massa: é a medida da quantidade de matéria.

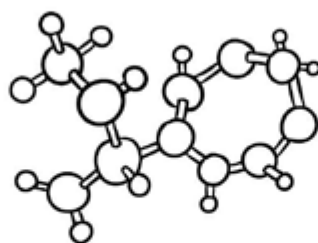
Extensão: é o volume da matéria.

Impenetrabilidade: dois corpos não podem ocupar o mesmo lugar no espaço.

Divisibilidade: um material pode ser dividido e não alterar sua constituição.

Compreensibilidade: sob pressão, ocorre a diminuição de volume.

Elasticidade: a matéria pode ser deformada e voltar ao seu estado inicial.



PROPRIEDADES ESPECÍFICAS DA MATÉRIA:

Propriedades organolépticas: as que impressionam os sentidos (cor, sabor, odor, textura).

Propriedades químicas: estabelecem as transformações possíveis para determinado material.

Propriedades físicas: valores definidos experimentalmente que podem caracterizar um determinado material (ponto de fusão, ebulição, densidade, etc).

ESTADOS DA MATÉRIA

PARTE 2

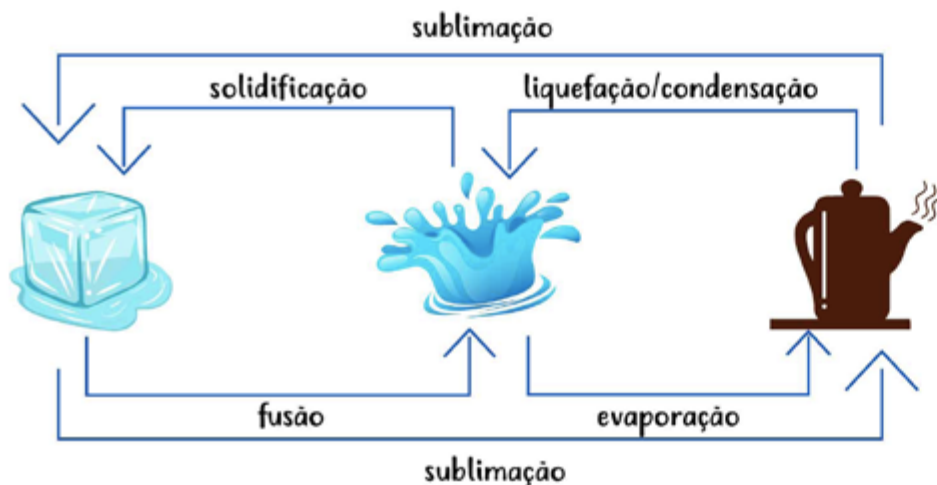
ESTADOS DA MATÉRIA

SÓLIDO: mais organizado, volume e forma constantes.

LÍQUIDO: volume constante e forma variável, moléculas equidistantes.

GASOSO: mais desorganizado, forma e volume variáveis.

MUDANÇAS DE ESTADO FÍSICO



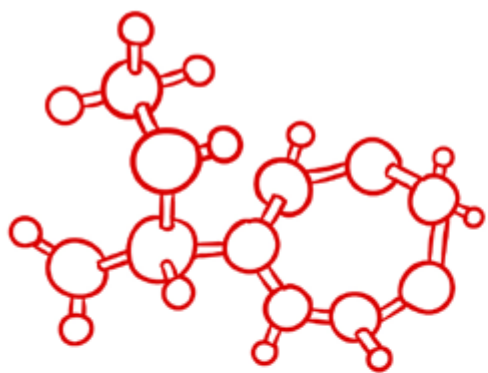
OBSERVAÇÃO

Vaporização

Evaporação → processo natural → chuva

Ebulição → processo provocado → água fervendo

Calefação → processo muito rápido → uma gota de água numa chapa quente



CATAÇÃO: Usando a mão ou uma **pinça**, separam-se os componentes sólidos de uma mistura heterogênea.

VENTILAÇÃO: O sólido menos denso será separado por uma **corrente de ar**, utilização de um objeto é uma forma de ventilação. Ex: Café e palhas do café e arroz com palhas.

LEVIGAÇÃO: O sólido menos denso é separado por uma **corrente de água**. Esse processo é utilizado na separação é usado para separar a areia do ouro.



ANÁLISE IMEDIATA

PARTE 1



SEPARAÇÃO DE MISTURAS HETEROGÊNEAS



SÓLIDO → **SÓLIDO**

SEPARAÇÃO MAGNÉTICA OU IMANTAÇÃO: Um dos sólidos é **atraído por um ímã**. Esse processo é utilizado em larga escala para separar alguns minérios de ferro de suas impurezas.



PENEIRAÇÃO OU TAMISAÇÃO: usado para separar sólidos constituintes de partículas de dimensões diferentes. Industrialmente, usam-se **peneiras superpostas** para serem separadas em diferentes granulações.

DISSOLUÇÃO FRACIONADA: Um dos componentes sólidos da mistura é **dissolvido em um líquido**. Ex: Sal, água e areia.

CRISTALIZAÇÃO FRACIONADA: Todos os componentes da mistura são dissolvidos em um **líquido** que, em seguida, sofre evaporação provocando a cristalização do sal menos solúvel no fundo.





DECANTAÇÃO: A fase sólida, por ser mais densa, sedimenta-se, ou seja, **deposita-se no fundo do recipiente.**

CENTRIFUGAÇÃO: Processo utilizado para acelerar a decantação, fazendo uso de um **aparelho chamado centrífuga**, o sólido mais denso será colocado mais para o fundo do recipiente, na centrífuga, devido ao movimento de rotação, as partículas de maior densidade, por inércia, são arremessadas ao fundo do tubo.



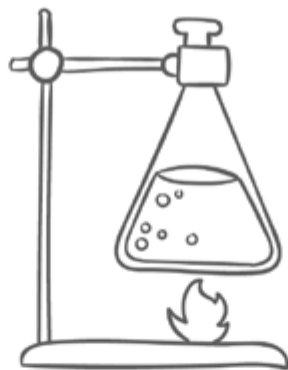
FILTRAÇÃO SIMPLES: A fase sólida é separada com o auxílio de **papéis de filtro**. A separação do café e o filtro de água são dois exemplos do uso da filtração no dia-a-dia.

ANÁLISE IMEDIATA

PARTE 2



SÓLIDO → **LÍQUIDO**

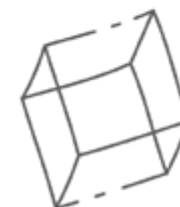


eee

FILTRAÇÃO À VÁCUO: O processo de filtração pode ser acelerado e melhorado pela filtração à vácuo. Onde uma trompa de vácuo “suga” o ar existente na parte interior, o que permite um mais rápido escoamento de líquido.

FUSÃO FRACIONADA: Serve para separar sólidos tomando como base aos seus diferentes pontos de fusão. Baseia-se, portanto, em um **aquecimento da mistura com controle de temperatura.**

SUBLIMAÇÃO: É usada quando um dos sólidos se sublima (**passa para estado de vapor**), e o outro permanece sólido.
Ex: Naftalina.





GÁS → SÓLIDO

CÂMARA DE POEIRA: A mistura passa através de **obstáculos em forma de zigue zague**, onde as partículas sólidas perdem velocidade e se depositam. É uma forma de decantação.

FILTRAÇÃO: A mistura passa através de um **filtro**, onde o sólido fica retido, só o sólido passa pelo filtro. Ex: Aspirador de pó e filtros de chaminés.

ANÁLISE IMEDIATA

PARTE 3



LÍQUIDO → LÍQUIDO

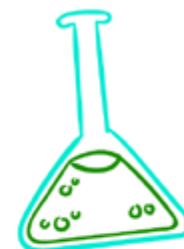
DECANTAÇÃO: Separam-se líquidos imiscíveis com densidades diferentes, o líquido mais denso se acumula na parte inferior do sistema.

SEPARAÇÃO DE MISTURAS HOMOGÊNEAS:



SÓLIDO → LÍQUIDO

EVAPORAÇÃO: A mistura é deixada em **repouso** ou é **aquecida até o líquido** (componente mais volátil) sofrer evaporação, esse processo apresenta o inconveniente de causar perda do sólido.



DESTILAÇÃO SIMPLES: A mistura é aquecida em uma **aparelhagem própria**. Com o uso de um **balão de destilação, termômetro e um condensador** (usado separação do líquido).

LÍQUIDO → LÍQUIDO

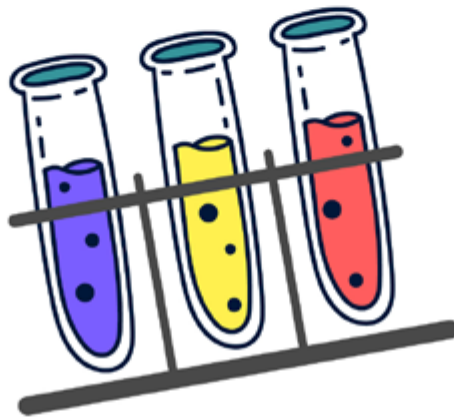
DESTILAÇÃO FRACIONADA: Consiste no aquecimento da mistura de líquidos miscíveis (solução), cujos pontos de ebulição (PE) não sejam muito próximos. Os líquidos são separados na medida em que cada um dos seus pontos de ebulição é atingido.

Inicialmente é separado o líquido com menor ponto de ebulição, depois com o PE intermediário e assim em diante. Ex: Separação do petróleo.



ANÁLISE IMEDIATA

PARTE 4



ADSORÇÃO: Consiste na **retenção superficial de gases**. Algumas substâncias, tais como o carvão ativado, têm a propriedade de reter, na sua superfície, substâncias em estado gasoso. Uma das principais aplicações da adsorção são as máscaras contra gases venenosos.

GÁS → GÁS

LIQUEFAÇÃO FRACIONADA: A mistura de gases passa por um processo de liquefação e posteriormente destilação fracionada.

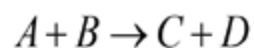
AS MISTURAS AZEOTRÓPICAS não podem ser separadas por processos físicos, como por exemplo a destilação. Isso porque tais misturas destilam em proporções fixas e constantes, como se fossem uma substância pura. **Para separar misturas azeotrópicas é necessário fazer uso de processos químicos.**



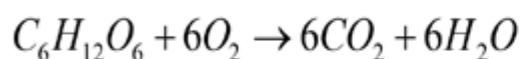
LEI DE LAVOISIER OU LEI DA CONSERVAÇÃO DA MATÉRIA: EM UMA REAÇÃO QUÍMICA, QUE SE PROCESSA EM UM SISTEMA FECHADO, A SOMA DAS MASSAS DOS REAGENTES É IGUAL À SOMA DAS MASSAS DOS PRODUTOS.

Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma.

Exemplo prático da lei de Lavoisier:



$$M_A + M_B = M_C + M_D$$



$$180g + 192g = 372g \rightarrow 264g + 108g = 372g$$

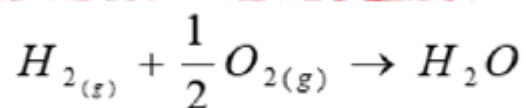
Reações nucleares não obedecem a lei de Lavoisier, basta que uma pequena massa se converta em energia para que uma quantidade de energia liberada seja absurda.

LEIS PONDERAIS

LEI DE PROUST OU LEI DAS PROPORÇÕES CONSTANTES: Uma mesma substância apresenta sempre a mesma composição, tanto qualitativa quanto quantitativa, independente do seu método de obtenção.

Em uma reação química, a proporção entre as massas das substâncias participantes é sempre constante.

Aplicação lei de Proust:



$$1g + 8g \rightarrow 9g$$

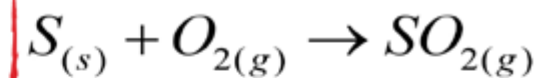
$$2g + 16g \rightarrow 18g$$

$$\frac{mH_2}{mH_2O} = \frac{1}{9} = \frac{2}{18} = \frac{1}{9}$$

$$\frac{mO_2}{mH_2O} = \frac{1}{9} = \frac{2}{18} = \frac{1}{9}$$

LEI DE DALTON OU LEI DAS PROPORÇÕES MÚLTIPLAS:

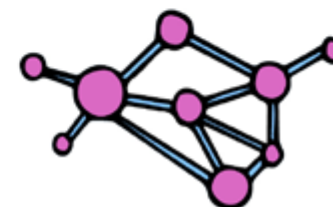
Quando uma massa fixa de uma substância A se combina com massas diferentes de outra substância B, originando compostos diferentes. As massas de B, formam entre si uma proporção de números inteiros e pequenos:



$$32g \rightarrow 32g \rightarrow 64g$$

$$32g \rightarrow 48g \rightarrow 80g$$

$$\frac{32}{48} = \frac{2}{3}$$



A PRIMEIRA IDEIA DE ÁTOMO FOI DADA POR LEUCIPO.

Demócrito (460 – 370 a.C) usou a palavra “átomo” para descrever uma partícula indivisível da matéria.



→ MODELO ATÔMICO DE DALTON

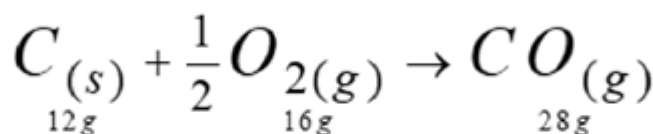
(1803): Toda matéria é constituída por átomos indivisíveis e indestrutíveis. O que identifica um átomo é o seu número atômico (Z).

Os compostos se formam pela combinação de duas ou mais espécies diferentes de átomos, esse rearranjo ocorre em razão de números inteiros e pequenos (Lei de Dalton). Os átomos são as unidades de transformações químicas, uma reação química envolve apenas combinação, separação e rearranjo desses átomos.

MODELOS ATÔMICOS

PARTE 1

→ **LEI DE DALTON:** Lei das proporções múltiplas. Quando massas diferentes de uma mesma substância simples B, formando compostos diferentes, as massas diferentes de B formam entre si uma proporção de números inteiros e pequenos. Massas iguais de uma substância simples reage com massas diferentes de outra substância simples, formando compostos distintos.



$$\frac{16g}{32g} = \boxed{\frac{1}{2}}$$

Apenas dois postulados de Dalton estavam corretos. Esse modelo também é conhecido como **Bola de bilhar** (átomo maciço e indivisível).

→ **MODELO ATÔMICO DE THOMPSON (1887):** Thompson fez uma série de experimentos usando as ampolas de Crookes. Crookes descobriu os raios catódicos. De acordo com Thompson, esses raios possuem massa. Ele chamou esses raios de elétrons.



Esse modelo também é conhecido como **pudim de passas**, pois o átomo seria uma esfera maciça, homogênea e positiva com elétrons incrustados nela.



Thompson calculou a razão entre a **carga e a massa da partícula do raio catódico**.



MODELOS ATÔMICOS

PARTE 2

→ **MODELO DE RUTHERFORD:** Sua experiência foi realizada com radiação, a partir do **bombardeamento de uma lâmina finíssima de ouro com uma substância radioativa (polônio)**, que é um alfa emissor.



Esse modelo é conhecido como planetário. Foi nele que a eletrosfera e o núcleo atômico foram descobertos. Pois as partículas “alfa” atravessariam a folha de ouro sem sofrer desvios, exceto no núcleo.



Concluiu-se que o átomo possui imensos espaços vazios



No centro do átomo existe um núcleo pequeno e denso.



Para equilibrar essas cargas positivas, existem elétrons, ao redor do núcleo em uma região denominada eletrosfera.



O raio do núcleo é 100.000 vezes maior que o raio do átomo.

Esse modelo não descobriu o Neutron (Chadwick que o fez), contudo, Rutherford deduziu a sua existência.



Esse modelo ainda não considera as camadas ou níveis de energia (salto quântico).



→ **MODELO ATÔMICO DE BOHR:** As deduções desse modelo foram realizadas com o átomo de hidrogênio. O modelo de Bohr resolve o “problema” do modelo de Rutherford do porquê o elétron não cai no núcleo, após o seu salto quântico.



→ **MODELO ATÔMICO DE SOMMERFELD (1915):** Utilizou um eletroscópio de melhor resolução e técnicas mais avançadas.

Uma única linha, era, na verdade, um conjunto de linhas distintas muito próximas umas das outras.



Conceito de órbita elíptica (camadas e subcamadas).



Estrutura fina dos espectros de emissão de luz.



Descoberta das subcamadas eletrônicas ou subníveis (s, p, d, f).



→ **PRINCÍPIO DA DUALIDADE:** A luz tem uma natureza de partículas e também é ondulatória. O elétron é de natureza corpuscular (tem massa) e também caracteriza uma onda.



PRINCÍPIO DA INCERTEZA DE HEISENBERG: Concluiu que era impossível conhecer simultaneamente e com exatidão a posição e o movimento de uma partícula tão pequena quanto o elétron. Com base nessa ideia, foi determinado o princípio da incerteza.



....> **ELEMENTO QUÍMICO:** É um conjunto de átomos que possuem o mesmo número de prótons no núcleo.

ESTRUTURA AO ÁTOMO:



....> **ISÓTOPOS:** São átomos que apresentam igual número de prótons e diferentes números de massa. São quimicamente e fisicamente distintos. Ex: Isótopos do hidrogênio (Deutério, Prótio e Trítio).



....> **ISÓBAROS:** Elementos que possuem o mesmo número de massa e diferentes números de prótons no núcleo. Somente fisicamente distintos.

NÚMEROS QUÂNTICOS

PARTE 1

....> **ISÓTONOS OU ISONEUTRÔNICOS:** São átomos que apresentam diferentes números de prótons e diferentes números de massa, contudo, possuem o mesmo número de nêutrons.



....> **ESPALHAMENTO ELÁSTICO:** Ocorre quando a energia de um fóton incidente é insuficiente para levar um átomo para um de seus estados excitados.



....> **ESPALHAMENTO INELÁSTICO:** A energia do fóton incidente é maior do que a suficiente para levar o átomo para um de seus estados mais excitados.

....> **FLUORESCÊNCIA:** A energia de um fóton incidente é suficientemente grande para excitar o átomo até um de seus estados excitados de energia mais elevada. O átomo naturalmente decai e perde o seu excesso de energia por emissão espontânea.



....> **FOSFORESCÊNCIA:** A emissão de luz perdura por algum tempo, mesmo após cessado o processo de excitação, de segundos até minutos.



....> **EFEITO FOTOELÉTRICO:** Quando fótons de energia suficientemente alta colidem com uma superfície metálica. Elétrons são emitidos do metal.



NÚMEROS QUÂNTICOS

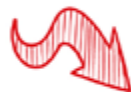
Número quântico principal (n):
Indica o nível ou camada eletrônica. $n = (1, 2, 3, 4, 5)$.



Número quântico secundário ou azimutal: $l = 0, 1, 2, 3, \dots (n-1)$.



Os elétrons de uma dada camada agrupam-se em subcamadas, ou subcamadas, ou subníveis cada qual caracterizada por um valor do número quântico l e por uma forma característica:



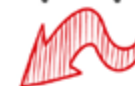
para $n=1$	$l=0$	s
para $n=2$	$l=0$ $l=1$	s ou p
para $n=3$	$l=0$ $l=2$ $l=1$	s, p ou d
para $n=4$	$l=0$ $l=2$ $l=1$ $l=3$	s, p, d ou f
para $n=5$	$l=0$ $l=2$ $l=1$ $l=3$ $l=4$	s, p, d, f ou g

NÚMEROS QUÂNTICOS

PARTE 2



....> **NÚMERO QUÂNTICO MAGNÉTICO:** Especifica a que orbital, dentro de uma subcamada, o elétron pertence. O valor de l delimita os valores inteiros atribuídos ao número quântico magnético, que pode ir de $-l$ a $+l$.



Tipo de subnível	Valores de l	Quantidade de orbitais	Valores para o número magnético	Representação gráfica os orbitais
s	0	1	0	
p	1	3	-1, 0, +1	
d	2	5	-2, -1, 0, +1, +2	
f	3	7	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	



NÚMEROS QUÂNTICOS

PARTE 3



Radicais livres possuem elétrons desemparelhados.



As moléculas são quase sempre diamagnéticas, porque em suas ligações covalentes ocorre emparelhamento de elétrons.



O oxigênio é paramagnético, mesmo com um número par de elétrons.



....> **PARAMAGNÉTICOS:** Todo átomo que tiver um número atômico ímpar é paramagnético. Tem pelo menos um elétron desemparelhado, ou seja, um orbital semipreenchido. São atraídos sobre a ação de um campo magnético forte.

....> **FERROMAGNÉTICO:** Ocorre quando o paramagnético é muito forte, e, por isso, os átomos se mantêm magnetizados mesmo na ausência do campo. Ex: Metais de transição externa (ferro, níquel e cobalto) e metais de transição interna (gadolínio).

....> **PRINCÍPIO DA EXCLUSÃO DE PAULING:** Dois elétrons não podem ter os quatro números quânticos iguais.



....> **NÚMERO QUÂNTICO SPIN:** Como um orbital consegue portar dois elétrons, há cargas iguais que se repelem. Os elétrons possuem a mesma carga, mas se atraem magneticamente. **Funciona como uma roda para o lado e para outro, gerando um campo magnético.**

PROPRIEDADES MAGNÉTICAS:

....> **DIAMAGNÉTICAS:** Átomos ou substâncias: **Todos os orbitais têm dois elétrons** (todos os elétrons estão emparelhados). São repelidos por ímãs.

TABELA PERIÓDICA

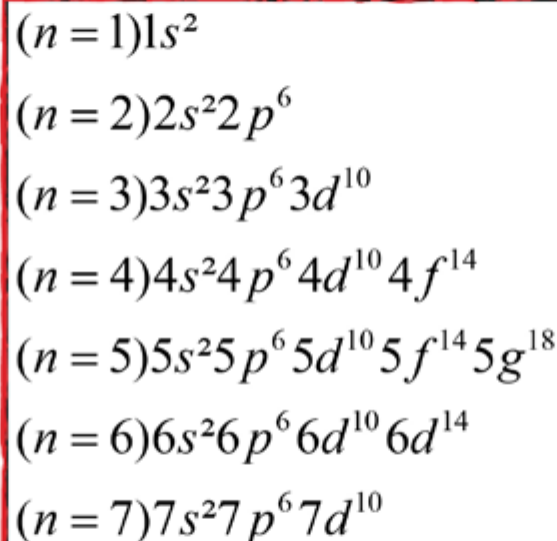
REGRA DE HUND: Os elétrons de um mesmo subnível, **tendem a permanecer desemparelhados (em orbitais distintos) e com rotação (spin) paralelos.** Em um mesmo subnível, um orbital só irá receber o segundo elétron, quando todos os orbitais desse subnível já disporem do primeiro elétron.



Para orbitais degenerados (mesma energia), **a menor energia será obtida quando o número de elétrons com o mesmo spin for maximizado.**



DIAGRAMA DE LINUS PAULING:



O diagrama de Linus Pauling distribui o subnível em ordem crescente de energia



A energia de um subnível pode ser calculada pela soma do número quântico principal (n) com o secundário (l).

NÍVEIS DE ENERGIA: INDICA O PERÍODO.



SUBNÍVEL: Ocupado pelo elétron mais eletronegativo do átomo em seu estado fundamental. Os elementos são classificados pelos seus períodos (número quântico principal) e famílias.

CLASSIFICAÇÃO DOS ELEMENTOS:

METAIS: Brilho, alta condutividade elétrica e térmica, ductibilidade e maleabilidade. Todos os metais, com exceção do mercúrio são sólidos à temperatura ambiente.



METALÓIDES OU SEMIMETAIS: Têm propriedades que estão entre os metais e os ametais: Ex: Boro, silício, telúrio, antimônio.



AMETAIS: Não possuem brilho e não conduzem a eletricidade, **são isolantes térmicos.**



O hidrogênio, apesar de estar do lado esquerdo da tabela periódica, é um não-metal.



CARGA NUCLEAR EFETIVA: É a carga sofrida por um elétron em um átomo polieletrônico. Quando aumente o número médio de elétrons protetores, a carga nuclear efetiva diminui.



PARTE 2

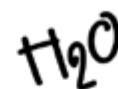
TABELA PERIÓDICA

PROPRIEDADES PERIÓDICAS:

ENERGIA DE IONIZAÇÃO: Energia necessária para se retirar um elétron no estado gasoso de um átomo isolado em seu estado fundamental. **Aumenta de baixo para cima e da esquerda para a direita na tabela periódica.**



RAIO ATÔMICO: Aumenta de acordo com o número de camadas eletrônicas e a diminuição da carga nuclear efetiva. Ou seja, **aumenta da direita para esquerda e de cima para baixo.**



ELETRONEGATIVIDADE: É a capacidade de atrair elétrons para o seu núcleo. Elementos muito eletronegativos possuem uma alta carga nuclear efetiva. **Essa propriedade aumenta da esquerda para a direita e de baixo para cima.** O Flúor é o elemento mais eletronegativo da tabela periódica.

ELETROPOSITIVIDADE: É a capacidade de liberar elétrons. **Os metais são elementos muito eletropositivos,** basta analisar a teoria do mar de elétrons.

UMA LIGAÇÃO QUÍMICA ENTRE DOIS ÁTOMOS SE FORMA QUANDO O ARRANJO RESULTANTE DE DOIS NÚCLEOS E SEUS ELÉTRONS TÊM MENOR ENERGIA DO QUE A ENERGIA TOTAL DOS ÁTOMOS SEPARADOS.

Ligação química é a força atrativa que mantém dois ou mais elétrons unidos.

A energia desses átomos ligados deve ser menor do que a energia desses átomos em sua forma isolada, para que a ligação seja formada.

Uma ligação química ocorre para formar compostos mais estáveis.

LIGAÇÃO IÔNICA: Transferência completa de um ou mais elétrons de um átomo para o outro.

Formam íons e o composto se mantém pela atração eletrostática entre os elementos.

LIGAÇÕES QUÍMICAS

PARTE 1

A ligação iônica aumenta essa força eletrostática entre os ligantes.

O **cátion** perde um ou mais elétrons para adquirir a configuração eletrônica do gás nobre anterior.

Ex: Na.

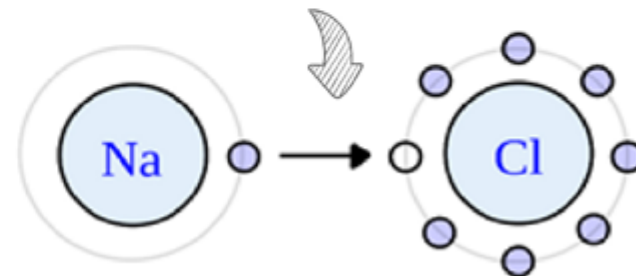
O sódio fica com uma configuração semelhante ao do neônio: **Na⁺**.

A ligação iônica é termodinamicamente favorável, pois ocorre com átomos isolados

Em geral, **compostos iônicos** são sólidos na temperatura ambiente.

Via de regra, essa ligação é feita entre um metal e um ametal.

Quando os íons de sódio e de cloro se juntam para formar um sólido cristalino, a **atração mútua libera uma grande quantidade de energia.**



LIGAÇÃO COVALENTE: Culminada pelo compartilhamento de elétrons, os átomos se unem na formação de moléculas.

Geralmente **ligações covalentes** ocorrem entre elementos **não metálicos**, contudo, há ligações covalentes envolvendo metais.

Essa ligação confirmou a teoria de que **um par de elétrons poderia pertencer a ambos os átomos de uma ligação.**

LIGAÇÕES QUÍMICAS

Na ligação covalente os dois átomos querem ganhar elétrons (dois ametais, por exemplo). Garantindo a configuração eletrônica de um gás nobre.



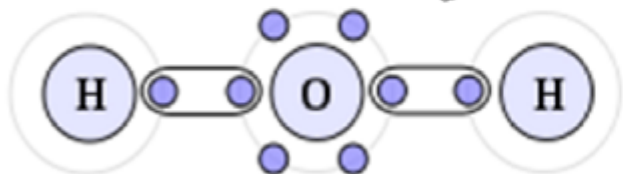
TEORIA DE LEWIS: A ligação covalente é exclusiva para compostos moleculares.



CONCEITO DE MOLÉCULA: Conjunto de átomos reunidos por meio de ligações covalentes.



Pode ser apresentada por meio de sua fórmula eletrônica ou em sua forma estrutural plana (fórmula de Lewis).



O par eletrônico da ligação covalente é formado por um elétron de cada átomo.

O compartilhamento igual de elétrons forma uma ligação covalente apolar, o compartilhamento desigual forma uma ligação covalente polar. Ex: HF e H₂O.



LIGAÇÃO METÁLICA: Os cátions em grande número são mantidos por uma nuvem de elétrons livres (teoria do mar de elétrons).



CARACTERÍSTICAS DOS METAIS: Brilho, alta condutividade térmica, fluxo ordenado de elétrons no metal, maleáveis e dúcteis.



O metal é visualizado como uma rede de cátions metálicos em um "mar" de elétrons de valência.

Esses elétrons estão distribuídos de forma uniforme na estrutura metálica.

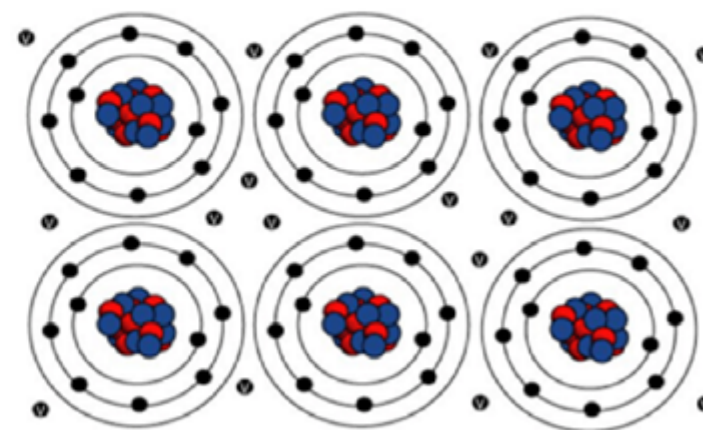


Metais possuem uma excelente condutividade térmica, maleabilidade e condutividade.



LIGAS METÁLICAS: Geralmente é formada por dois ou mais metais. Mas nem sempre, existem ligas formadas de ferro e carbono (ametal).

Modelo da Ligação Metálica



PASSOS DO CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO:

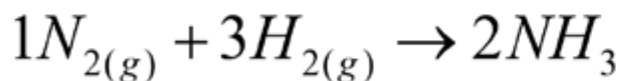
1 Escrever a equação química.

2 Balancear a equação química.

3 Grifar o que foi dado e o que foi pedido.

4 Regra de três.

Principais valores que incorporam a estequiometria:



CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO

Mols	1mol	3mols	2mols
nº de moléculas	$6,02 \times 10^{23}$	$18,06 \times 10^{23}$	$12,04 \times 10^{23}$
Massa(g)	28g	6g	34g
Volume(ntp)	22,4 L	67,2 L	44,8 L
Volume (Temperatura e pressão constante)	1L	3L	2L

PUREZA

Verificar se existe reagente em excesso

Nunca trabalhe com o reagente em excesso

Trabalhe com o **reagente limitante** (que não está em excesso).

Procedimento para verificar se existe reagente em excesso: Multiplicar o número de mols de reagente inicial e a do outro reagente dada na questão e vice-versa. Caso essa multiplicação for igual, não tem excesso.

EQUAÇÕES SUCESSIVAS:

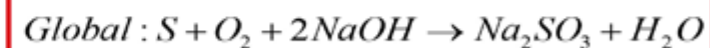
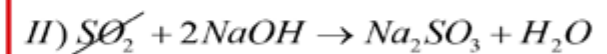
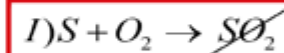
Balancear a equação química.

Igualar os coeficientes estequiométricos das substâncias em comum.

Somar as equações para se obter a equação global.

As substâncias comuns precisam ser canceladas (Produto da primeira em relação e reagente da segunda).

Após esses processos basta resolver normalmente a equação global balanceada.



ESTUDO DAS SOLUÇÕES

PARTE 1

Dispersão: É todo sistema no qual uma ou mais substâncias estão disseminadas sob forma de pequenas partículas, de maneira uniforme e em toda a sua extensão.

Ex: Água com açúcar, água barrenta, maionese.

CONSTITUINTES

Disperso: Substância disseminada.

Ex: Açúcar.

Dispersante: Substância que envolve o disperso. Ex: Água

Soluções sólidas: ligas metálicas.

Soluções líquidas: Sal dissolvido em água.

Soluções gasosas: Ar atmosférico (78% Nitrogênio, 21% Oxigênio e 1% outros gases).

Classificação das soluções dispersas:

Tipo de dispersão	Tamanho médio das partículas	
Solução verdadeira	<1nm	Ácidos, bases, sais e açúcar em água.
Dispersão coloidal	1nm a 100nm	Tintas, maionese, gelatina, manteiga
Suspensão	>1000nm	Água barrenta, pó de café em água e leite de magnésio.

Ligas metálicas: É uma solução que pode ser feita pela união de metais ou ametais. Mas nessa solução, pelo menos um dos componentes deve ser um metal.

Soluções moleculares ou não eletrolíticas: As partículas são somente moléculas, por isso, não conduzem corrente elétrica.

Soluções iônicas ou eletrolíticas: As partículas dispersas são íons e moléculas, ou somente íons. É capaz de conduzir corrente elétrica.

Eletrólitos: São substâncias, que quando colocadas na água são capazes de transformar essa solução em eletrolítica.

Os óxidos ácidos e básicos são capazes de conduzir corrente elétrica em solução aquosa.

Solução diluída: No máximo 0,1 mol de soluto por litro de solução.

Solução concentrada: Mais do que 0,1 mol de soluto para 1 litro de solução.

ESTUDO DAS SOLUÇÕES

PARTE 2



Coefficiente de solubilidade: Indica a quantidade máxima de uma substância que pode se dissolver em determinadas condições de temperatura e pressão em uma quantidade fixa de solvente.



CLASSIFICAÇÃO DAS SOLUÇÕES DE ACORDO COM O SEU COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE

Solução insaturada: É quando a massa de soluto absorvido é menor do que o coeficiente de solubilidade.



Solução saturada: O coeficiente de solubilidade do soluto é igual a quantidade de soluto dissolvido. Pode haver ou não precipitado.

Solução supersaturada: A solução é congelada em condições especiais até formar cristais de gelo, uma mínima perturbação irá modificar essa condição.



Dissolução endotérmica: O soluto se dissolve absorvendo o calor do solvente.



A solubilidade aumenta em concordância ao aumento da temperatura (curvas ascendentes).



A SOLUÇÃO ESFRIA EM UMA DISSOLUÇÃO ENDOTÉRMICA.

É a base de funcionamento das compressas frias.



Dissolução exotérmica: O soluto se dissolve liberando calor para o solvente.



A solubilidade diminui com o aumento da temperatura (curvas descendentes).

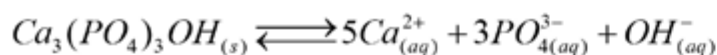


A SOLUÇÃO COMO UM TODO FICA QUENTE EM UMA DISSOLUÇÃO EXOTÉRMICA.



A SOLUBILIDADE DE UM ELEMENTO QUÍMICO PODE SER MEDIDA DE ACORDO COM O SEU **COEFICIENTE DE SOLUBILIDADE (KPS)**.

Os sais insolúveis **formam um equilíbrio**, como pode ser observado a seguir:

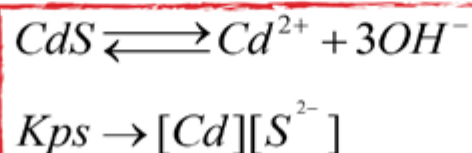


A desmineralização dentária ocorre através do deslocamento desse equilíbrio para à direita.

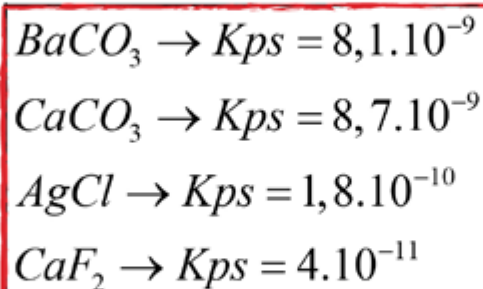
A maioria dos sólidos tem concentração praticamente constante de tão insolúveis.

SOLUBILIDADE

CÁLCULO DO KPS:



O Kps mede o quanto uma substância pouquíssimo solúvel pode se dissolver.



As soluções apresentadas são pouquíssimo solúveis.

Quanto maior for o Kps mais solúvel será um composto.

O Kps só pode ser comparado na produção de substâncias na mesma proporção.

Mesmo com menor Kps a solubilidade de um composto pode ser maior decorrente da liberação de íons.

Quanto menor a solubilidade, mais fácil é para uma substância precipitar.

$Qc < Kps \rightarrow$ substância insaturada
 $Qc = Kps \rightarrow$ Substância saturada
 $Qc > Kps \rightarrow$ Substância saturada com precipitado



CONCEITOS BÁSICOS

Todas essas propriedades se referem ao solvente, e não ao soluto e nem a solução como um todo.

VAPORIZAÇÃO:
DIVIDIDA EM TRÊS TIPOS

EVAPORAÇÃO: Passagem lenta e superficial do estado líquido para o estado gasoso.

EBULIÇÃO: Passagem mais rápida, que ocorre em toda a extensão do líquido (como a água a 100°C).

CALEFAÇÃO: Passagem instantânea do estado líquido para o de vapor.

PROPRIEDADES COLIGATIVAS DAS SOLUÇÕES

PROPRIEDADES COLIGATIVAS

TONOSCOPIA (TONOMETRIA): É a diminuição da pressão máxima de vapor do solvente, quando se é acrescentado um soluto não volátil na solução.

PRESSÃO MÁXIMA DE VAPOR: É a pressão que o vapor exerce quando está em equilíbrio dinâmico com o seu líquido, numa determinada temperatura. Ex: O éter é muito volátil por ter um ponto de ebulição relativamente baixo.

LEI DE ROOUD: O abaixamento relativo da pressão de vapor ($\frac{\Delta p}{P_0}$) é diretamente proporcional à molalidade.

PARTE 1

A constante tonoscópica é calculada pela razão da molaridade do solvente por 1000.

$$\left(\frac{\Delta p}{P_0} \right) = K_t \cdot w$$

$$K_t = \frac{M_2}{1000}$$

EBULIOSCOPIA: Aumento do ponto de ebulição do solvente, quando você acrescenta um soluto não volátil. Ex: acrescentar sacarose na água ela imediatamente para de ferver.

LEI DE ROOUT: O aumento da temperatura de ebulição é diretamente proporcional à molalidade:

$$K_w = \frac{M_2}{1000} \quad \Delta T_e = K_e \cdot w$$

$$w = \frac{n_1}{m_2}$$



K_e = Constante ebulioscópica/
 n_1 = número de mols do soluto/
 n_2 = número de mols do solvente/
 w = Molalidade



PROPRIEDADES COLIGATIVAS DAS SOLUÇÕES

CRIOSCOPIA: É a diminuição do ponto de congelamento do solvente, ao acrescentar um soluto não volátil. Ex: Ao adicionar açúcar o sal na água ela não irá congelar a 0°C e sim a -4°C e -5°C , dependendo da quantidade de soluto que for acrescentado.

A temperatura de congelamento quando se coloca um soluto é menor que a do solvente puro.



OSMOSCOPIA: É o aumento da pressão osmótica do solvente. A pressão osmótica aumenta porque quanto maior é a concentração do soluto, mais a água tende a passar para o meio hipertônico. Ou seja, mais Pressão deverá ser exercida para evitar que a osmose ocorra.

OSMOSE REVERSA: Quando a pressão exercida por um êmbolo é maior do que a pressão osmótica. Pode-se obter água potável através desse processo pela água do mar. EUA, Arábia Saudita utilizam a osmose reversa, com a ajuda de uma membrana polimérica.

UNIDADES DE CONCENTRAÇÃO

CONCENTRAÇÃO COMUM: É a razão entre a quantidade de soluto e o volume da solução

$$\text{Unidades} \longrightarrow \frac{\text{g}}{\text{mL}} / \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$C_1 = \frac{m_1}{V}$$



TÍTULO EM MASSA: Relação calculada geralmente em porcentagem que relaciona a massa do soluto com a massa da solução.

$$T = \frac{m_1}{m} = \frac{m_1}{m_1 + m_2}$$

$$\text{Título}(\%) = T \cdot 100$$

$$0 < T < 1$$

TÍTULO EM VOLUME: Relação entre o volume do soluto e o volume da solução, geralmente dado em porcentagem.

$$\text{Unidades} \longrightarrow \frac{\text{g}}{\text{L}} / \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Importante ressaltar que nesse caso, $V_1 + V_2$ é diferente de V . Pois pontes interações intermoleculares de hidrogênio, íons-dipolo e dipolo induzido, interferem no volume da solução



CONCENTRAÇÃO EM PARTES POR MILHÃO:

Corresponde a razão de Xg de soluto a cada 1l ou mg de solução.

$$\text{ppm} = T \cdot 10^6$$

DENSIDADE: Relação clássica entre a massa da solução e o volume da solução.

$$d = \frac{m}{V} = \frac{m_1 \cdot m_2}{V}$$

$$T_v = \frac{V_1}{V} = \frac{V_1}{V_1 + V_2}$$



MOLARIDADE: É a razão entre o número de mols do soluto e o volume da solução.

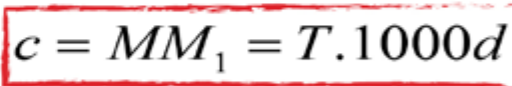
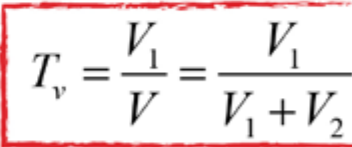
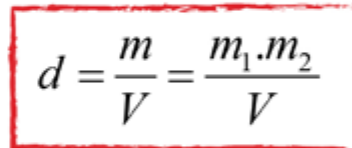
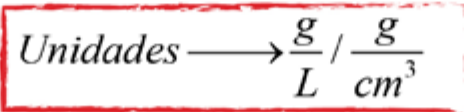
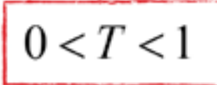
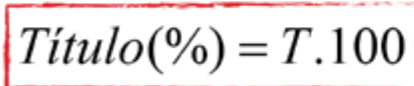
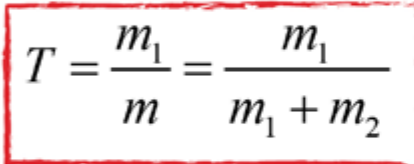
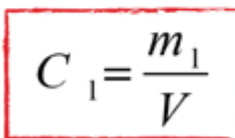
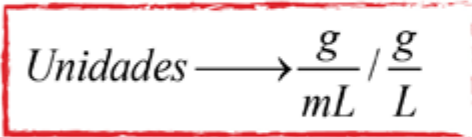
$$M = \frac{n_1}{V} \quad \text{Unidade} \longrightarrow \frac{\text{Mol}}{\text{L}}$$



RELAÇÃO GERAL

$$c = MM_1 = T \cdot 1000d$$

No qual M_1 é a massa molar do soluto em $\frac{\text{g}}{\text{Mol}}$



Diluir uma solução significa atenuar a sua concentração, o que pode ser realizado com a retirada de uma parte do soluto ou pelo acréscimo de um solvente.



De forma geral, a diluição ocorre com o aumento do solvente.



Ao acrescentar água em uma solução, a sua **concentração diminui**. O **volume da solução aumenta**. A quantidade de soluto (nº de mols, massa, volume) não se altera, ou seja, é constante.



DILUIÇÃO E MISTURAS DE SOLUÇÕES

PARTE 1

O volume e a concentração de uma solução são **inversamente proporcionais**.



O volume (V_2) ou massa (m_2) ou número de mols (n_2) do solvente adicionado em uma diluição pode ser calculado pelas seguintes expressões:

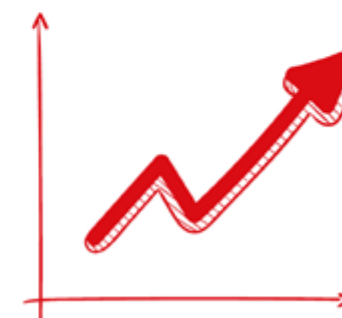
$V_2 = V_f - V_i$	f → Final
$m_2 = m_f - m_i$	i → Inicial
$n_2 = n_f - n_i$	



A operação inversa à diluição é a **concentração**. É possível concentrar uma solução ou aumentando a quantidade de soluto ou diminuindo a sua diluição (quantidade de solvente).



A concentração da solução (qualquer que seja aumenta).



O volume (V_2) ou massa (m_2) ou número de mols (n_2) do solvente evaporado pela concentração pode ser calculado pelas seguintes fórmulas:

$$V_2 = V_i - V_f$$

$i \rightarrow$ *iniciais*

$$n_2 = n_i - n_f$$
$$m_2 = m_i - m_f$$

$f \rightarrow$ *final*

Misturas de soluções de **mesmo soluto e mesmo solvente**

DILUIÇÃO E MISTURAS DE SOLUÇÕES

PARTE 2

Nesse caso, onde soluções de mesmo soluto são misturadas, com concentrações diferentes, é possível obter uma nova solução com concentração intermediária às anteriores.

Não apenas neste caso de misturas de soluções, mas também em outros, **existem soluções nas quais os solventes são sempre iguais e que as soluções são relativamente diluídas**, pois só nessas condições é que o volume final será igual à soma dos volumes iniciais das soluções que foram misturadas.



Como o soluto é igual, a quantidade de soluto na solução resultante é igual à soma das quantidades de soluto que havia em cada uma das soluções iniciais.



O volume da solução (V), **nem sempre é igual** à soma dos volumes das soluções misturadas, mas pode ser medido facilmente na prática. Em problemas, não sendo dado o volume final da solução, ele deve ser considerado igual à soma dos volumes das soluções misturadas.

PARTE 1 **ÁCIDO- BASE**

TEORIAS

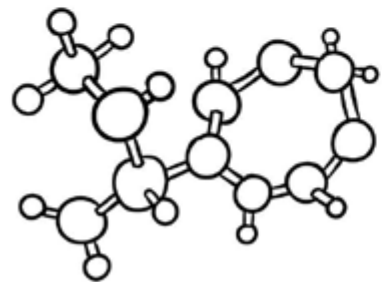
CONCEITO DE ARRHENIUS

ÁCIDO

Composto covalente. Em soluções aquosas, forma o cátion hidrônio (H_3O^+) ou próton (H^+).

BASE

Composto de caráter iônico. Em soluções aquosas, forma o ânion hidróxido ou hidroxila (OH^-).



CONCEITO DE BRÖNSTED-LOWRY

Observa a formação de pares conjugados.

ÁCIDO

toda espécie capaz de doar um próton (H^+).

BASE

toda espécie capaz de receber um próton (H^+).

ÁCIDO

- São carente de elétrons. Exemplos: H^+ , $AlCl_3$.
- Espécie capaz de receber um par de elétrons (recebem elétrons por ligação dativa).
- Todo cátion é um ácido de Lewis. Exemplo: (NH_4^+) .
- Toda molécula cujo átomo central não possui elétrons livres é um ácido de Lewis. Exemplo: BF_3 .

BASE

- Possuem elétrons livre na camada de valência. Exemplos: OH^- , PCl_3 .
- Espécie capaz de doar um par de elétrons (recebem elétrons por ligação dativa).
- Todo ânion é um ácido de Lewis. Exemplo: (Cl^-) .
- Toda molécula cujo átomo central possui elétrons livres é um ácido de Lewis. Exemplo: NH_3 .

ÁCIDO- BASE

EXEMPLOS DE NOMENCLATURA:

Base:

NaOH – hidróxido de sódio.

Hidrácido:

HBr – ácido bromídrico.

Oxiácidos:

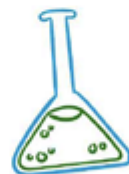
HClO₃ – ácido clórico.

HClO₄ (4 átomos de oxigênio – um oxigênio a mais que o ácido padrão) – ácido perclórico.

HClO₂ (2 átomos de oxigênio – um oxigênio a menos que o ácido padrão) – ácido cloroso.

HClO (1 átomo de oxigênio – dois oxigênios a menos que o ácido padrão) – ácido hipocloroso.

BASE



Uma das principais características é seu sabor adstringente ("amarra" a boca).



São eletrólitos, capazes de conduzir corrente elétrica.



Fórmula geral: $M+X(OH)X$



Nomenclatura: Hidróxido de nome do cátion

SOLUBILIDADE

- Solúvel → metais alcalinos e **NH₄OH**.
- Pouco solúvel → metais alcalinos terrosos.
- Insolúvel → demais bases.

FORÇA

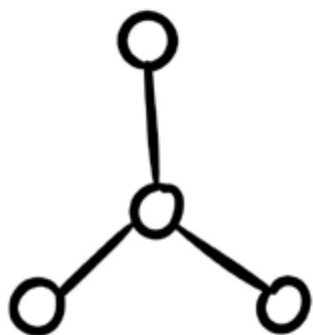
- Bases fortes → metais alcalinos e Ca, Sr e Ba.
- Bases fracas → as demais bases.

ÁCIDOS

PRINCIPAIS CARACTERÍSTICAS:

Alguns produtos com comportamento ácido: suco de laranja, limão, abacaxi, vinagre, suco gástrico, etc.

- Apresentam sabor azedo.
- Modificam a cor dos indicadores ácido-base.
- Conduzem eletricidade em solução aquosa, pois existem elétrons livres.
- Reagem com bases, formando sal e água (reação de neutralização).



CLASSIFICAÇÃO DOS ÁCIDOS:

- 1 - Quanto ao número de hidrogênio ionizáveis:
- Oxiácidos: ácidos oxigenados.
 - Hidrácidos: ácidos não oxigenados

2 - Quanto ao número de hidrogênio ionizáveis (H⁺):

- Monoácidos ou monopróticos
 - Diácidos ou dipróticos
 - Triácidos ou tripróticos

PARTE 3

ÁCIDO - BASE

3 - Quanto à força:

A força do ácido é avaliada pelo seu grau de ionização, isto é, quantidade de prótons que esse ácido libera na água.

HIDRÁCIDOS são classificados em:

- Fortes: HCl, HBr, HI.
- Moderado: HF
- Fracos: todos os outros.

OXIÁCIDOS: subtraímos o número de prótons do número de oxigênio, a partir do resultado determina sua força.

- 3, ácido muito forte
- 2, ácido forte
- 1, ácido moderado
- 0, ácido fraco

ÁCIDO- BASE

ÁCIDOS

FORMULAÇÃO

Hidrácidos: H_yE-y

Oxiácidos: Devido ao número enorme de oxiácidos, sua formulação depende do sufixo

Sufixo ico: HEO_3 , H_2EO_4 e H_3EO_4 .

Os demais sufixos podem ser estudados por meio do esquema:

-1oxigênio		-2 oxigênio
OSO	◀•ICO▶	HIPO _ OSO
	♥	+1oxigênio
	PER _ ICO	

NOMENCLATURA

- ▶ **Hidrácidos**:
ácido + nome do ânion + -ídrico
- ▶ **Oxiácidos formados com ânions das famílias 14, 15, 16 e 17**:
ácido + nome do ânion + -ico
- ▶ **Oxiácidos com 1 oxigênio a mais que o padrão**:
ácido + per- + nome do ânion + -ico
- ▶ **Oxiácidos com 1 oxigênio a menos que o padrão**:
ácido + nome do ânion + -oso
- ▶ **Oxiácidos dois oxigênio a menos que o padrão**:
ácido + hipo- + nome do ânion + -oso

EXEMPLOS DE NOMENCLATURA:

Base:

$NaOH$ – hidróxido de sódio.

Hidrácido:

HBr – ácido bromídrico.

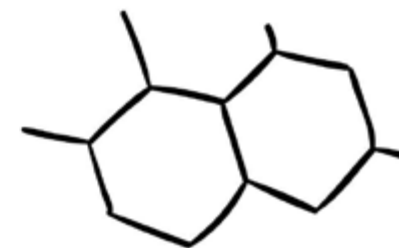
Oxiácidos:

$HClO_3$ – ácido clórico.

$HClO_4$ (4 átomos de oxigênio – um oxigênio a mais que o ácido padrão) – ácido perclórico.

$HClO_2$ (2 átomos de oxigênio – um oxigênio a menos que o ácido padrão) – ácido cloroso.

$HClO$ (1 átomo de oxigênio – dois oxigênios a menos que o ácido padrão) – ácido hipocloroso.



A SOLUÇÃO TAMPONADA NA QUÍMICA TAMBÉM É CHAMADA DE EFEITO ÍON-COMUM.

SOLUÇÃO TAMPÃO

COMO RESISTE?

Para preparar esse tipo de solução é necessário um **ácido fraco com uma base conjugada fraca(sal)** ou uma **base e um ácido conjugado(sal)**.

Esse tipo de solução não altera o seu potencial hidrogeniônico (PH), o sangue, por exemplo é predominantemente neutro e não pode ser alterado devido a ação de enzimas (esse é o exemplo mais clássico para o funcionamento de uma solução tampão.



CÁLCULO DE UMA SOLUÇÃO TAMPONADA ÁCIDA:

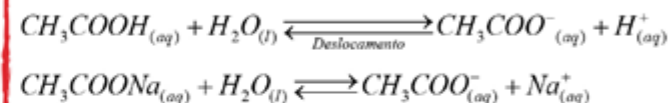
$$PH = P_{ka} + \log \frac{[Sal]}{[CH_3COOH]}$$

CÁLCULO DE UMA SOLUÇÃO TAMPONADA BÁSICA:

$$POH = P_{kb} + \log \frac{[Sal]}{[NH_4OH]}$$

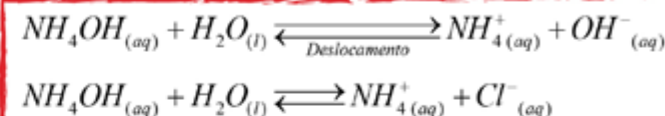
A solução não varia o PH em pequenas quantidades de ácido ou base adicionados

Como a solução resiste essa variação: Isso vem do **equilíbrio químico**, por intermédio do deslocamento de equilíbrio para esquerda, resultado do efeito do íon-comum.



Note que nesse caso o acréscimo de H^+ faz com que o equilíbrio desloque para esquerda, diminuindo a concentração do cátion.

Esse mecanismo funciona tanto para ácido quanto para base:

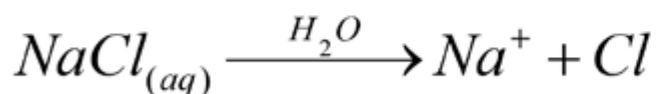


De maneira análoga, o deslocamento também seria para a esquerda com o aumento da concentração de OH^- .



TEORIA DA DISSOCIAÇÃO ELETROLÍTICA DE ARRHENIUS (1887).

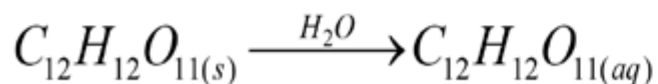
Uma solução eletrolítica libera íons em solução aquosa.



Um sal e uma base sofrem **dissociação iônica**, pois, via de regra são compostos iônicos.

Já os **ácidos sofrem ionização**, pois, geralmente são compostos covalentes.

Um composto não eletrolítico **origina uma solução iônica**, e não molecular.



PARTE 1

FUNÇÕES INORGÂNICAS I

Soluções eletrolíticas são capazes de conduzir corrente elétrica, em contrapartida, **soluções não eletrolíticas não conduzem**.

COMPOSTO IÔNICO

Metal + Ametal
Metal + Hidrogênio

COMPOSTO COVALENTE OU MOLECULAR

Hidrogênio + Metal
Ametal + Metal

CRITÉRIOS DE CLASSIFICAÇÃO DOS ÁCIDOS

Quanto à presença de **oxigênio na molécula**

→ **Hidrácidos:** Não possuem oxigênio Ex: HF, HI e HCN.

Oxiácidos: HNO₂, HNO₃ e H₂SO₃.

Quando ao número de hidrogênios ionizáveis

Monoácidos: Um hidrogênio ionizável. Ex: HCl, H₂S, HNO₃, HNO₂ e H₃PO₂.

Diácidos: Dois hidrogênios ionizáveis: H₂SO₄, H₂S e H₃PO₃.

Triácidos: três hidrogênios ionizáveis: H₃PO₄, H₃BO₃.

Tetrácidos: Quatro hidrogênios ionizáveis. H₄P₂O₇, H₄Si.

PARTE 2

FUNÇÕES INORGÂNICAS I

NOMENCLATURA DOS HIDRÁCIDOS:

ácido + elemento + ídrico

Ex: HF (Ácido fluorídrico), HBR (ácido bromídrico), HI (ácido Iodídrico), H₂S (ácido sulfídrico).

Ex: HClO (ácido hipocloroso), HSO₂ (ácido sulfuroso), HClO₃ (ácido clórico).

Importante lembrar dos NOX essenciais, o NOX do oxigênio é -2 e o do hidrogênio é +1.

NOMENCLATURA DOS OXIÁCIDOS:

Nox do elemento central	Prefixo	Sufixo
+1+2	HIPO	OSO
+3+4	-	OSO
+5+6	-	ICO
+7	PER	ICO

Uma exceção importante para essa nomenclatura é o ácido carbônico (H₂CO₃), o seu Nox é +4 o que indicaria "ácido carbonoso" contudo a nomenclatura correta é "ácido carbônico".



O H₂CO₃ é um ácido fraco e instável, se decompõe em CO₂ e H₂O.

Isso ocorre porque o NOX coincide com a família do elemento químico (carbono é da família 4A ou 14).

.....

FUNÇÕES INORGÂNICAS II

FORÇA ÁCIDA DOS HIDRÁCIDOS

Fortes (HCl, HBr, HI), moderado (HF), (H₂S, HNC) Fracos

FORÇA DOS OXIÁCIDOS:

Associada ao número de hidrogênios ionizáveis: 3 H⁺ (muito forte), 2 H⁺ (forte), 1 H⁺ (moderado) e nenhum hidrogênio ionizável caracteriza um Oxiácido fraco.

Exceções importantes: H₂CO₃ e H₂SO₃ são ácidos fracos, mesmo com dois hidrogênios ionizáveis.

Bases ou hidróxidos: São substâncias que em solução aquosa sofrem dissociação iônica.

PARTE 1



As bases formadas por elementos das famílias 1A 2 A são fortes. Com exceção do óxido de magnésio Mg (OH)₂ que é uma base fraca e o Berílio (Be) que não forma uma base.

Via de regra, as “bases” são compostos iônicos, contudo, há uma exceção muito importante, que é a amônia NH₃, que apesar de ser um composto covalente, é uma base, esse critério pode ser explicado com as teorias modernas ácido base. De modo que a base é capaz de receber um H⁺ ou doar elétrons.

NOMENCLATURA DAS BASES:

Hidróxido de + nome do cátion

Ex: NaOH (óxido de sódio), Cu (OH)₂ (hidróxido cúprico).

Bases solúveis: formadas com metais alcalinos como LiOH, KOH, NaOH, RbOH, FrOH e a amônia (que possui elétrons livres devido à sua geometria piramidal).

INDICADORES ÁCIDO-BASE

Indicadores	ácido	básico
Fenolftaleína	incolor	rosa(vermelho)
Tornassol	vermelho	azul
Alaranjado de metila	vermelho	amarelo/alaranjado

Os sais são formados por uma reação de neutralização entre um ácido e uma base.

↓
São compostos iônicos.
Ex: CaCl_2 , NaHCO_3 .

Nomenclatura dos sais: Nome do ânion +

Ácido ídrico	Sal ETO
ICO	ATO
OSO	ITO

+
DE
+

Nome do cátion



ânions

$\text{NO}_2^- \rightarrow$ Nitrito

$\text{NO}_3^- \rightarrow$ Nitrato

$\text{SO}_4^- \rightarrow$ Sulfato

$\text{CO}_3^{2-} \rightarrow$ Carbonato

$\text{HCO}_3^- \rightarrow$ Bicarbonato

FUNÇÕES INORGÂNICAS II

PARTE 2

ÓXIDOS: São compostos binários nos quais o oxigênio é o elemento mais eletronegativo. **Lembre-se que eletronegatividade é a tendência de um elemento de atrair elétrons.** Ex: CO_2 , SO_2 , SO_3 , NO_2 e CaO .



NOMENCLATURA: (Mono, Di ou Tri) + Óxido + Nome do elemento.



ÓXIDOS BÁSICOS: São **óxidos iônicos que reagem com a água** produzindo base, ou um ácido produzindo sal e água. Ex: K_2O , Na_2O , CaO , MgO , Ag_2O , FeO e CrO .

É através do CaO que o processo de calagem (diminuição do PH do solo é realizado).



ÓXIDOS ÁCIDOS: São óxidos moleculares que reagem com a água para produzir um ácido e reagem com uma base para produzir um sal: Ex: SO_2 , SO_3 , CO_2 , N_2O_5 e P_2O_5 .

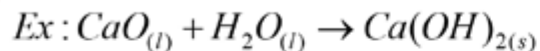
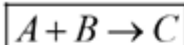


SÃO AS REAÇÕES QUE OCORREM COM OS ELEMENTOS INORGÂNICOS COM DE TRANSIÇÃO, COMO O DIÓXIDO DE CARBONO.

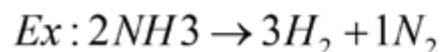
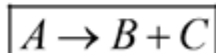


CLASSIFICAÇÃO DAS REAÇÕES INORGÂNICAS:

Reação de síntese ou adição.
Duas substâncias se unem formando uma única substância.



CRIAÇÃO DE ANÁLISE OU DECOMPOSIÇÃO: Um composto dá origem a outros mais simples do que ele.

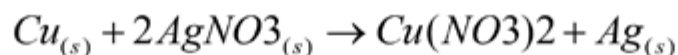
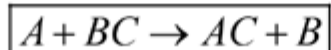


REAÇÕES INORGÂNICAS

REAÇÃO DE SIMPLES TROCA OU DESLOCAMENTO: Um metal deslocando um metal ou um metal deslocando um ametal.

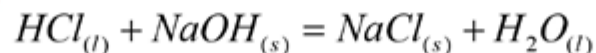
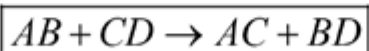
Essas reações nem sempre acontecem.

Ex:



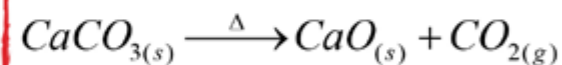
REAÇÃO DE DUPLA-TROCA: Ocorre para a formação de um produto mais volátil, de um produto insolúvel ou para formar um produto menos ionizável. A neutralização ácido-base é uma reação clássica de simples troca.

Ex:



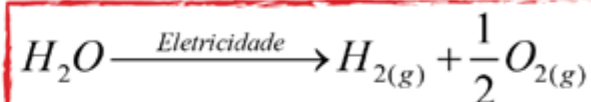
REAÇÃO DE ANÁLISE OU DECOMPOSIÇÃO (PIRÓLISE): Há a liberação de um gás. É quebrar moléculas através do aquecimento.

Ex:

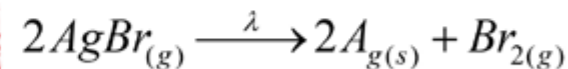


REAÇÃO DE ANÁLISE OU DECOMPOSIÇÃO (ELETRÓLISE): Processo forçado, a quebra é realizada pela eletricidade.

Ex:



FOTÓLISE: Quebra por ondas eletromagnéticas (luz):

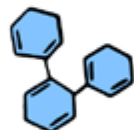


HIDRÓLISE DE SAIS

TRATA-SE DO ESTUDO DOS SAIS EM UMA SOLUÇÃO AQUOSA;

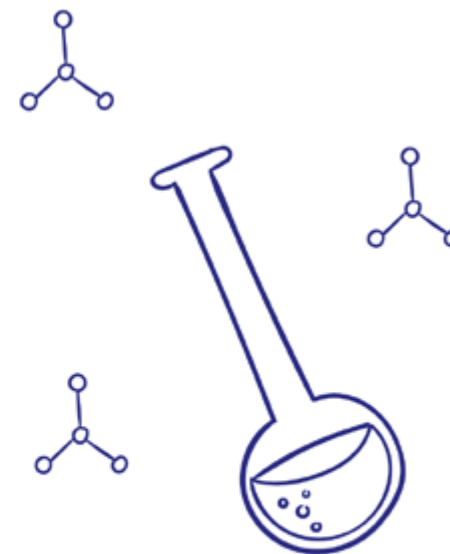
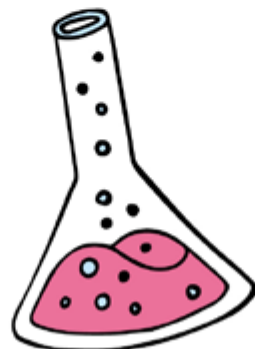
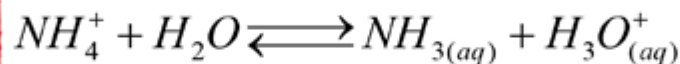
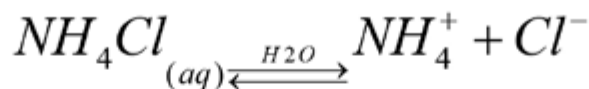


Pode ser **dividida em** **hidrólise de um ácido em solução aquosa** (soluções ácidas) **ou de uma base em solução aquosa** (solução básica ou alcalina).

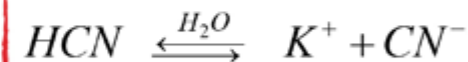


Sais com cátions e ânions provenientes de ácidos e bases, respectivamente, são **sofrem hidrólise**, apenas ficam solvatados em solução aquosa, acabam funcionando como íons espectadores. Pois não existe ácido forte e nem base forte na forma não ionizada em água.

1º CASO: Sal proveniente de um ácido forte e uma base fraca: **O ânion da base fraca sofrerá hidrólise, liberando um H⁺ pra H₂O, formando H₃O⁺ (hidrônio) em solução aquosa.** Com isso, a solução terá caráter ácido (PH < 7).



2º CASO: Sal proveniente de ácido fraco e base forte: **O ânion do ácido fraco reage com a água, liberando hidroxila em solução aquosa, tornando a solução básica (PH > 7).**

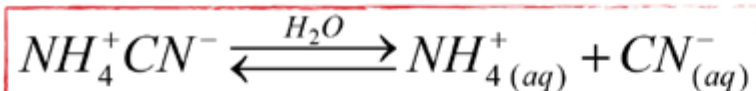




HIDRÓLISE DE SAIS

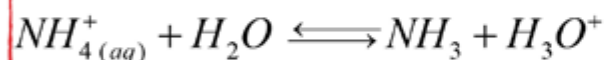


3º CASO: Sal proveniente de ácido fraco e base fraca. Ambos sofrem hidrólise (A solução é aproximadamente neutra). Para concluir qual se a solução é mais ácida ou alcalina, é necessário utilizar o equilíbrio iônico.

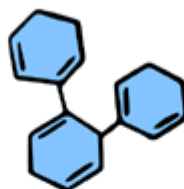


$$K_a \cdot K_b = K_w$$

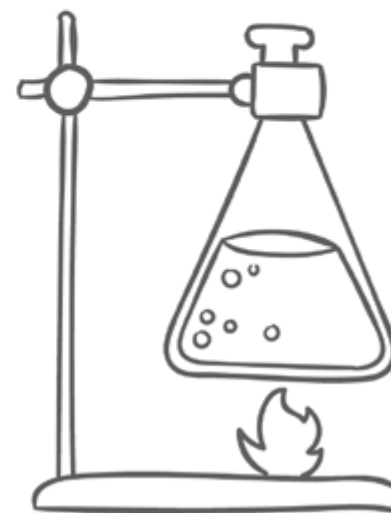
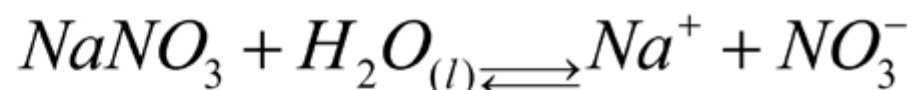
$$K_a \cdot K_b = 10^{-14}$$



$$PK_a + PK_b = 14$$



4º CASO: Sal proveniente de ácido e base forte. É o caso mais simples, pois nenhum sofre hidrólise, mas sim dissociação iônica. A solução permanece neutra, não há a produção de H^+ e OH^- (PH=7).



Nox é uma carga que um elemento recebe de acordo com sua eletronegatividade (tendência em atrair elétrons).



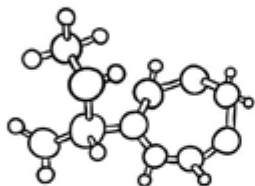
O cálculo do NOX é importante para compreender os fenômenos relacionados às reações de oxirredução.



NOX fixos: Alguns elementos químicos apresentam números de oxidação invariável, o que auxilia na determinação do NOX de outros elementos.



A sigla NOX refere-se ao número de oxidação.



NOX

PARTE 1

Família 1A, Ag, NH_4^+ , H: nox = +1
Família 2A, Zn: nox = +2
Al, Bi: nox = +3
O: nox = -2
Família 7A (ligado a metais): nox = -1

Regra 1: toda substância simples possui NOX igual a zero.

Exemplos: H_2 , Cl_2 , Fe.

Determinação do nox - A determinação do NOX dos elementos é feita por meio de algumas regras:

Regra 2: todo íon monoatômico possui NOX igual à carga do íon.

Exemplos: S^{-2} (NOX = -2), Cl^{-} (NOX = -1), Al^{+3} (NOX = +3).

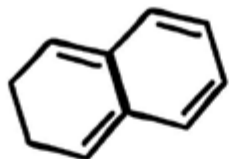
Regra 3: toda substância composta eletricamente neutra deve possuir somatório de NOX dos elementos formadores igual a zero.

Exemplo: H_2SO_4 , o NOX do enxofre (x) é $2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = +6$

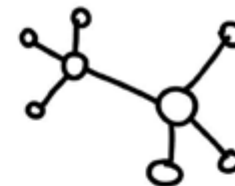
Regra 4: todo íon poliatômico possui p somatório dos NOX dos elementos formadores igual à carga do íon.

Exemplo: PO_4^{-3} o NOX do fósforo será: $x + 4 \cdot (-2) = -3 \Rightarrow x = +5$

O número de oxidação de um átomo que participa de uma ligação covalente está relacionado à eletronegatividade de todos os átomos envolvidos.



Substância simples: se tiver ligado a um átomo do mesmo elemento - NOX = 0.



Cada elétron de um átomo X envolvido numa ligação com um átomo Y mais eletronegativo contribui com o valor +1 para o NOX de X.



A soma dos NOX de todos os átomos que constituem a fórmula de um íon é igual à carga do íon.



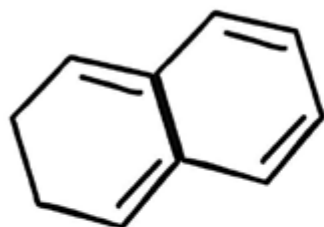
A soma dos NOX de todos os átomos que constitui uma substância é 0 (toda substância é neutra).



Cada elétron de um átomo X envolvido numa ligação com um átomo Y menos eletronegativo contribui com o valor -1 para o NOX de X.

NOX

PARTE 2



OXIREDUÇÃO

PARTE 1

TIPOS DE FUNÇÕES

Numa reação de oxirredução, ou redox, ocorre a variação no número de oxidação (NOX) dos elementos dos reagentes para os produtos.



Entre alguns exemplos de reações de oxirredução, muito versáteis e importantes, temos a combustão, a corrosão, a fotossíntese, a extração de minérios, entre outras.

Quando átomo ou íon sofre redução

- O elemento ganha elétrons.
- O NOX diminui.
- A substância que contém esse átomo ou íon atua como oxidante (provoca a oxidação de outro átomo ou íon).

TRATA-SE DA COMBINAÇÃO DE SEMIRREAÇÕES DE OXIDAÇÃO E REDUÇÃO.

Quando átomo ou íon sofre oxidação

- O elemento perde elétrons.
- O NOX aumenta.
- A substância que contém esse átomo ou íon atua como redutor (provoca a redução de outro átomo ou íon).



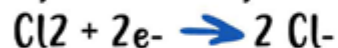
OXIREDUÇÃO

PARTE 2



EXEMPLO:

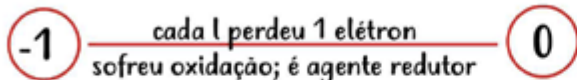
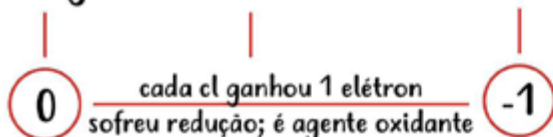
Semirreação de redução do cloro:



Semirreação de oxidação do iodeto de sódio:



Reação global:



Os fenômenos de oxidação e redução são simultâneos.

Os elétrons perdidos por um átomo, íon ou molécula são imediatamente recebidos por outros.

BALANCEAMENTO DE REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO:

- (1) Determinar o NOX de todos os átomos e íons da reação.
 - (2) Determinar a variação da oxidação e redução.
 - (3) Inverter os valores da variação.
 - (4) Determinar os demais coeficientes por meio de tentativas.
 - (5) Conferir se a reação está balanceada:
- Verificar se a quantidade de cada átomo nos reagentes é igual no produto.
 - Ver se o número total de elétrons perdidos é igual ao número total de elétrons recebidos



ELETRÓLISE

PARTE 1

ELETRÓLISE ÍGNEA: É a eletrólise que ocorre através de um composto iônico fundido. Sais ou óxidos metálicos.



A célula de eletrólise do processo de hall é usada para a produção do alumínio através da bauxita.



O processo de eletrólise é **não espontâneo**, ou seja, forçado. E comparado às pilhas o cátodo que agora é o **polo negativo** e o **ânodo o polo positivo**



O Al_2O_3 se funde à 2000°C e não é prático fazer eletrólise no óxido fundido.



Para isso, a bauxita é purificada em criolita fundida, **abaixando o ponto de fusão** da bauxita e tornando o processo mais barato.



Todo alumínio metálico do planeta é resultado do processo industrial de eletrólise ígnea.



ELETRÓLISE DO DA BAUXITA FUNDIDA:

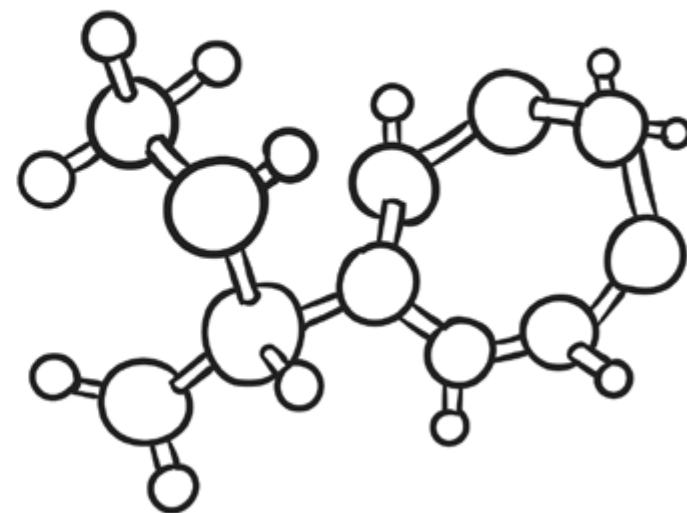
Forma como produtos o Alumínio metálico e o oxigênio gasoso.



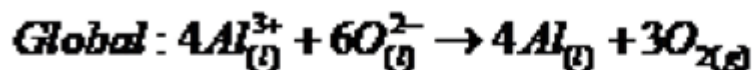
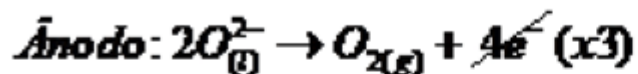
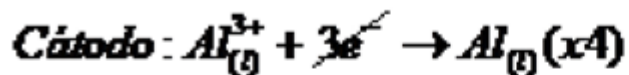
ELETRODOS INERTES: Devem ser de platina ou carbono grafite.



Al^{3+} : **Cátion/Ganha (e^-)/redução/Cátodo/Polo(-)/Al_(s)**



SEMIRREAÇÕES E REAÇÃO GLOBAL:



ELETRÓLISE AQUOSA: É a eletrólise que ocorre através de uma solução aquosa de um eletrólito.



ELETRODO: Serve como superfície de contato para que sua superfície de cátions possa sofrer redução e os ânodos sofrerem oxidação.



Regra de prioridade dos cátions para sofrer redução no cátodo



Regra de prioridade entre ânions para sofrer oxidação no ânodo.

ELETRÓLISE

PARTE 2

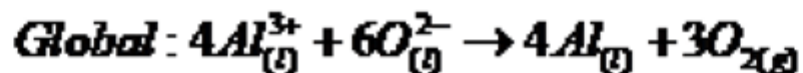
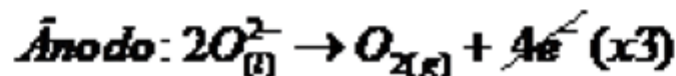
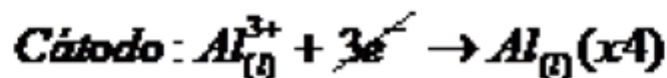
Em geral, qualquer cátion ganha do H^{+} . Com exceção da família 1A, 2A e Al^{3+} (daí a necessidade de fazer a eletrólise ígnea do alumínio).



Os metais alcalinos e metais alcalinos terrosos e alumínio jamais **podem ser produzidos por intermédio de uma eletrólise aquosa.**

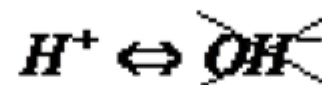


REGRA: Ânions não oxigenados ganham da \checkmark hidroxila:

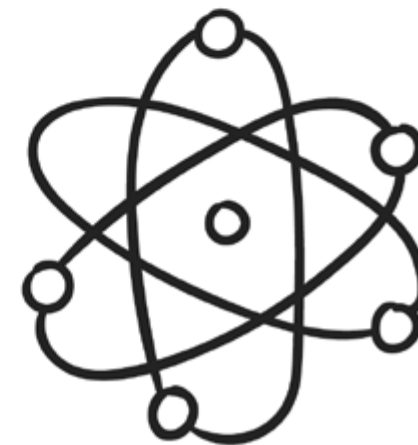


ELETRÓLISE AQUOSA DO NaCl:

Cátions(-) / Ânions(+)



Observando o processo de descarga, é fácil perceber que a eletrólise aquosa do sal de cozinha libera hidrogênio molecular no cátodo e gás cloro no ânodo. Pois foram os vencedores do processo de descarga.



ELETROQUÍMICA: PILHAS

REPRESENTAÇÃO DA PILHA:

Lado esquerdo	Lado direito
oxidação	redução
ânodo	cátodo
$Zn_{(s)} / Zn_{(aq)}^{2+}$	$Cu_{(aq)}^{2+} / Cu_{(s)}$

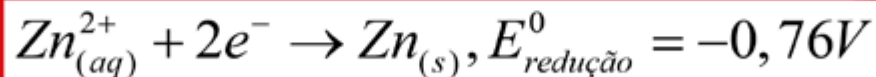


A força eletromotriz de uma pilha pode ser calculada a partir dos seus potenciais padrões de redução.

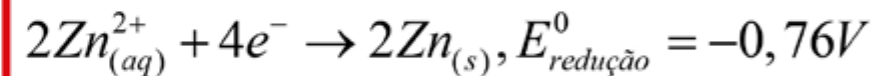
$$E^{\circ}_{\text{Célula}} = E^{\circ}_{\text{redução}}(\text{cátodo}) - E^{\circ}_{\text{redução}}(\text{Ânodo})$$



Os potenciais padrões de redução devem ser escritos como as reações de redução:



A variação do coeficiente estequiométrico **não varia** o potencial de redução da pilha.



As reações com potencial de **redução maior que zero** são reações espontâneas.



A diferença e potencial **não depende** da quantidade de matéria.



A pilha maior dura mais, porém comparada a uma pilha de menor tamanho, **a diferença de potencial é a mesma**.



Força eletromotriz das pilhas: A força eletromotriz é necessária para empurrar os elétrons através do circuito externo.



Os potenciais padrão de redução **E°red** são medidos em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio.

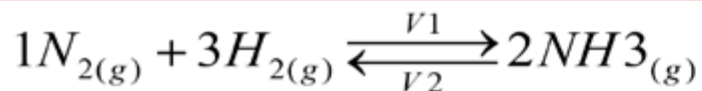
EQUILÍBRIO QUÍMICO

PARTE 1

Para uma reação em equilíbrio envolvendo gases: O sistema precisa estar fechado



Reação reversível: Somente reações reversíveis entram em equilíbrio



Reação irreversível: Não entra em equilíbrio



Em um sistema em equilíbrio químico, a **velocidade da reação direta é igual a velocidade de reação inversa**. E a concentração dos produtos e dos reagentes são constantes. A concentração molar dos produtos e reagentes só são constantes após o equilíbrio. Esses valores são constantes, mas não necessariamente iguais.



Essas concentrações constantes entre os produtos e reagentes é o que garante que uma reação está em equilíbrio.



A reação continua mesmo após o equilíbrio, só que agora de forma constante.

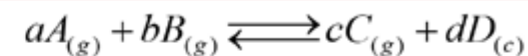
Quando o equilíbrio envolve gases, o sistema precisa ser fechado.



Constante de equilíbrio: É calculada em função das concentrações:



A temperatura é o único fator capaz de alterar a constante de equilíbrio.



$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$



PRINCÍPIO DE LE'CHATELLIER:

Aumentar a concentração de um reagente ou produto desloca a reação para o lado oposto.

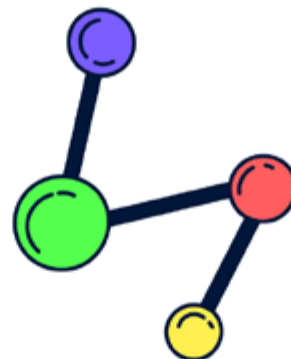
Diminuir a concentração de um reagente ou produto desloca a reação para o mesmo lado.

O aumento da temperatura desloca a reação para o lado endotérmico, que pode ser para a direita ou para a esquerda, dependendo da variação de entalpia da reação.

A diminuição da temperatura desloca o equilíbrio para o lado exotérmico.

EQUILÍBRIO QUÍMICO

PARTE 2



Catalizador no equilíbrio químico

Não altera o rendimento da reação.

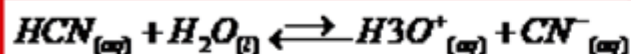
Diminui o tempo necessário para que a reação chegue em seu estado de equilíbrio.

O aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado de menor volume (número de mols).

A temperatura é o único fator que além de deslocar o equilíbrio altera o valor a constante de equilíbrio.



O equilíbrio iônico é composto por ácidos fracos



A água não é levada em consideração no cálculo da constante de ionização

A constante de ionização indica a força do ácido.

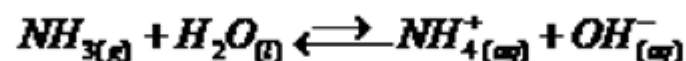
Quanto maior a constante de ionização, maior será a força ácida da reação química.

Para a equação acima, a constante de ionização ou de acidez seria:

$$K_i = K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

EQUILÍBRIO IÔNICO

Para a constante de basicidade, será tomado o equilíbrio de dissociação da amônia.



Constante de basicidade:

$$K_i = K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

Grau de ionização ou dissociação:

$$\alpha = \frac{\text{N}^\circ \text{ de mols ionizados ou dissociados}}{\text{n}^\circ \text{ de mols inicial}}$$

ácido forte: $\alpha \geq 50\%$

ácido moderado: $5\% < \alpha < 50\%$

ácido fraco: $\alpha \leq 5\%$

PKa e PKb:

$$PK_a = \log \frac{1}{K_a} = -\log K_a$$

$$PK_b = \log \frac{1}{K_b} = -\log K_b$$

Quanto maior for a constante de acidez de um ácido, menor será o seu PKa. Quanto menor for a constante maior será o PKa. Resumindo, quanto maior for o PKa, mais fraco é o ácido. E o mesmo vale para a base.

Efeito ion-comum: O acréscimo de íons similares aos que estão presentes na reação, serão capazes de deslocar o equilíbrio, através de uma perturbação nele.

Lei da diluição de Ostwald:
Relaciona a constante de ionização e o grau de dissociação.

$$K_i = \frac{m\alpha^2}{1-\alpha}$$

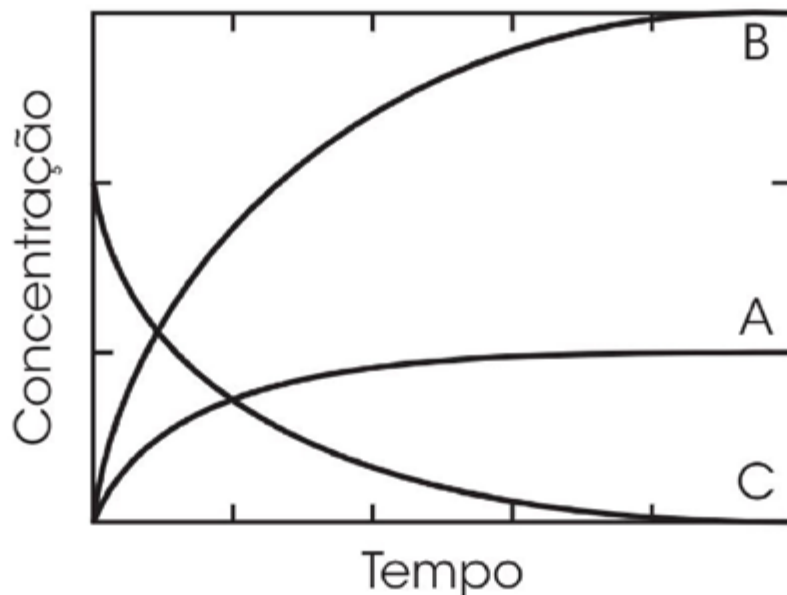
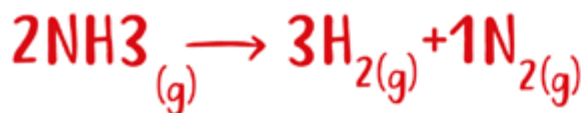
CINÉTICA QUÍMICA

ESTUDA A VELOCIDADE DAS REAÇÕES QUÍMICAS E TODOS OS FATORES QUE INFLUENCIAM ESSE PROCESSO

Velocidade média de uma reação: Pode ser relacionada com o nº de mols, massa, volume (reagentes gasosos) e concentração.



Interpretação gráfica de uma reação química:

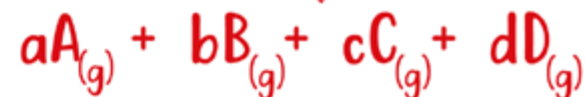


Note que a variação da concentração dos reagentes e produtos são proporcionais ao número de mols da reação, sendo assim, a

letra B corresponde ao N₂, o B ao hidrogênio e por último a curva de decomposição da amônia.

A proporção estequiométrica da reação **deve ser obedecida** no consumo dos reagentes e na formação dos produtos.

Cálculo da velocidade média de consumo ou formação dos produtos e reagentes em função do número de mols:



$$V_{mA} = \frac{|\Delta n_A|}{t}, V_{mB} = \frac{|\Delta n_B|}{t}, V_{mC} = \frac{\Delta n_C}{t}, V_{mD} = \frac{\Delta n_D}{t}$$

PARA CALCULAR A VELOCIDADE MÉDIA DA REAÇÃO BASTA DIVIDIR AS VELOCIDADES DE CONSUMO OU FORMAÇÃO PELOS SEUS RESPECTIVOS NÚMEROS DE MOLS:

$$V_{m_{\text{Reação}}} = \frac{V_{mA}}{a} = \frac{V_{mB}}{b} = \frac{V_{mC}}{c} = \frac{V_{mD}}{d}$$

Condições de ocorrência de uma reação química: Contato físico entre os reagentes, formação do complexo ativado, orientação favorável (geometria de colisão), energia suficiente para que o estado de transição seja formado (ocorra a quebra dos reagentes).

CINÉTICA QUÍMICA

FATORES QUE ALTERAM A VELOCIDADE DE UMA REAÇÃO: Temperatura, superfície de contato e a utilização de um catalisador.



O catalisador diminui a energia de ativação da reação química.



A energia de ativação não varia nem com a concentração, nem com a temperatura, **cada reação química possui a sua energia de ativação característica.**

REAÇÃO DIRETA: Vai dos **reagentes** até o complexo ativado.



REAÇÃO INVERSA: vai dos **produtos** até o complexo ativado.

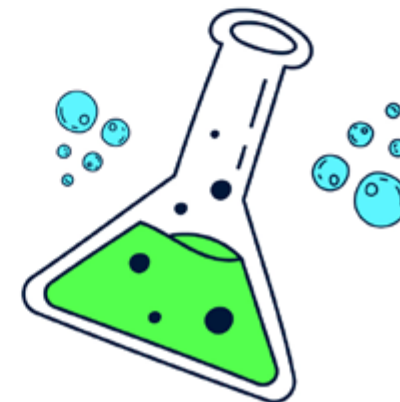


Quanto maior é a temperatura de uma reação, maior é a sua **velocidade**, aumenta a velocidade de qualquer reação química, seja ela exotérmica ou endotérmica. Todavia, a reação endotérmica é mais favorecida, por isso o equilíbrio sempre será deslocado para o lado endotérmico.

Quanto maior o número de partículas com energia cinética igual ou maior que a energia de ativação, maior será a velocidade da reação.



Uma maior superfície de contato entre os reagentes **aumenta o número de colisões** totais efetivas e a velocidade da reação.



MEIA-VIDA: É o tempo necessário para que metade de uma amostra se desintegre. Pode ser calculado através da seguinte fórmula:

$$t_{1/2} = \frac{M_0}{2^n}$$

M_0 = Massa inicial

n : Tempo de meia-vida

A radioatividade depende apenas do núcleo, ou seja, para uma mesma massa, nós temos a mesma intensidade radioativa.

A intensidade radioativa é proporcional à massa:

$$I = m.k$$

DATAÇÃO RADIOATIVA: Feita de acordo com as concentrações de carbono 12 e carbono 14.

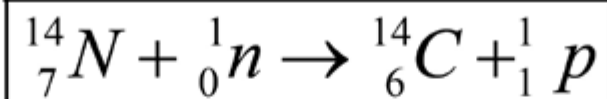
PARTE 1

RADIOATIVIDADE

O carbono 12 é o mais abundante na natureza.

O carbono 14 é o seu isótopo radioativo.

O carbono 14 é criado através do bombardeio de nitrogênio através de raios cósmicos.



Esse carbono radioativo será incorporado ao ciclo do carbono, posteriormente será consumido pelos seres vivos, o seu acúmulo em seu metabolismo, mesmo que em pequena quantidade, pode ser utilizado para medir o período de vida de um indivíduo.

Estima-se que a quantidade de carbono 14 no corpo humano é de 10 ppb (que é subtraída após a morte do indivíduo.)

A datação de carbono 14 é feita devido a presença de carbono 12 e seu isótopo (14).

Processo de emissão natural de energia de um núcleo instável, por conta de sua relação entre prótons e nêutrons

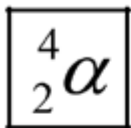
As reações radioativas ocorrem no núcleo.

A variação de temperatura e da pressão não influenciam na intensidade radioativa e nem no seu estado físico.

Rutherford fez uso de radiação em seus experimentos.

RADIOATIVIDADE

A radiação alfa é a que possui maior massa:



O poder de **penetração da partícula alfa é baixo**, justamente devido a sua maior massa.



Ela possui um **alto poder de ionização** (capacidade de ionizar outras moléculas).



A radiação beta é um **elétron acelerado**, com carga negativa e menor massa (praticamente nula). Sua velocidade corresponde a 95% da velocidade da luz.

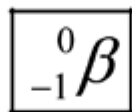


Seu poder de penetração é intermediário.



Possuo um **baixo poder de ionização**.

Não há variação de massa, apenas do número de prótons.



A emissão gama é uma onda, e não uma partícula como a alfa e a beta.



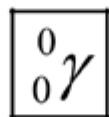
Não possui massa.



Alto poder de penetração.



É a mais energética.

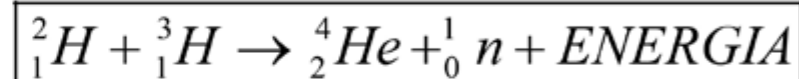


FISSÃO NUCLEAR: Bombardeio do urânio com neutrões. Utilizado para fabricação de bombas. Alta geração de energia.

O urânio enriquecido é utilizado para produzir a bomba nuclear e os reatores nucleares.



FUSÃO NUCLEAR:



BOMBA DE HIDROGÊNIO: Não é utilizada para produzir energia pois não há nenhum material que suporte o calor causado em uma fusão.



Reação em cadeia e neutrões liberados (torna exponencial a energia produzida pela fusão nuclear).



Fórmula mínima ou empírica: indica a proporção mínima, em números inteiros, dos átomos de cada elemento em uma molécula da substância.

Passo a passo para determinar a fórmula mínima:



(1) Saber a proporção desses elementos, obtida experimentalmente ou fornecida pela fórmula percentual ou centesimal do elemento na molécula.



(2) Transformar a proporção percentual em proporção de massa de cada elemento em 100g de uma amostra.



(3) Dividir cada um dos valores encontrados por suas respectivas massas molares para descobrir a quantidade de mols.





(4) Como esses valores não são inteiros, é necessário dividir pelo menor valor de quantidade de matéria.







Uma molécula é formada por um número limitado de átomos ligados entre si. Geralmente através de ligações covalentes. Mas em alguns casos é possível constatar a presença de ligações iônicas.

ESTRUTURA MOLECULAR

FÓRMULA ESTRUTURAL: representa as ligações entre os elementos, sendo que cada par de elétrons compartilhado entre dois átomos é simbolizado por um traço:

ligação simples:  = 

ligação dupla:  = 

ligação tripla:  = 

FÓRMULA MOLECULAR: indica o número de átomos de cada elemento em uma molécula da substância.

Para determinar a fórmula molecular, calcula-se:

⇒ (1) A fórmula mínima;

⇒ (2) A massa da fórmula mínima;

⇒ (3) Quantas vezes a massa da fórmula mínima "cabe" na massa molecular da substância:

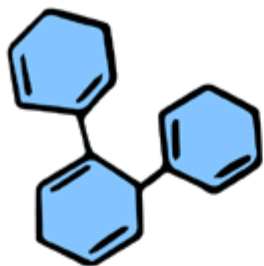
$$\frac{\text{massa molecular.}}{\text{massa da fórmula mínima}} = X$$



Por fim, a fórmula molecular = $X \cdot$ fórmula mínima.



Quando $X = 1$ --> a fórmula molecular é igual a fórmula mínima.



GEOMETRIA MOLECULAR

PARTE 1

VÁRIAS PROPRIEDADES FÍSICAS E QUÍMICAS DE UMA SUBSTÂNCIA PODEM SER EXPLICADAS PELA GEOMETRIA DE SUA MOLÉCULA, OU SEJA, PELA DISPOSIÇÃO ESPACIAL DOS SEUS ÁTOMOS.

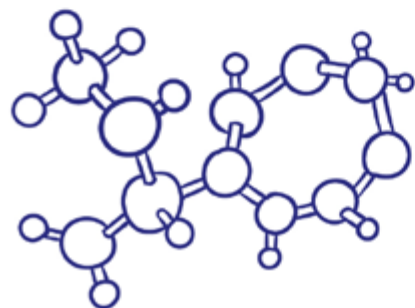
Nas moléculas de amônia (NH_3) e H_2O , os ângulos reais se diferem dos valores previstos. Entretanto, esse fato pode ser explicado pela repulsão que os pares isolados exercem sobre os pares compartilhados.



Uma molécula é formada por átomos unidos pelo compartilhamento de pares eletrônicos.

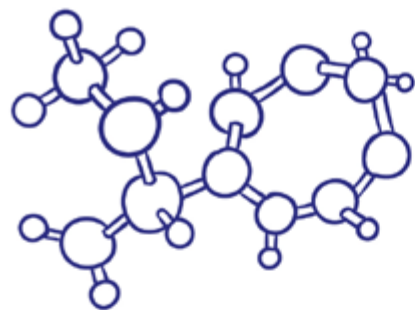
⇒ O EFEITO DOS ELÉTRONS NÃO-LIGANTES E LIGAÇÕES MÚLTIPLAS: A Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos **permite boas previsões sobre os ângulos de ligações**. Pois os valores experimentais quase sempre confirmam os teóricos.

⇒ TIPOS DE GEOMETRIA MOLECULAR: Diversas moléculas são conhecidas atualmente, as suas estruturas são divididas em cinco tipos: **Linear, Trigonal plana, Tetraédrica, Bipiramidal trigonal e octaédrica**



⇒ TEORIA DA REPULSÃO DOS PARES ELETRÔNICOS NO NÍVEL DE VALÊNCIA: **Os pares eletrônicos da camada de valência estão afastados ao máximo uns dos outros**. A geometria da molécula é dada pela posição dos núcleos dos átomos.





GEOMETRIA MOLECULAR

PARTE 2

PRINCIPAIS CARACTERÍSTICAS DAS GEOMETRIAS:

⇒ MOLÉCULAS LINEARES: Não possuem pares de elétrons em seu redor, sua geometria faz um ângulo de 180° e é apolar. Sua hibridização é sp . Ex: CO₂ e BeH₂.

⇒ GEOMETRIA ANGULAR: Possui elétrons ao seu redor, é polar, possui hibridização Sp^3 e sua forma angular é variável. Ex: H₂O e H₂S.

⇒ TRIGONAL PLANA: Forma um ângulo de 120° , é apolar, sua hibridização é sp^2 e não possui elétrons ao seu redor. Ex: BF₃, SO₃ e BCl₃.

⇒ TETRAÉTRICA: Forma um ângulo entre as moléculas de $109^\circ 28'$. Não possui elétrons em ao seu redor e é apolar. Sua hibridização é sp^3 . Ex: CH₄ e SiCl₄.

⇒ BIPIRÂMIDE TRIGONAL: Forma ângulos de 90° e 120° . É uma molécula apolar. Sua hibridização é sp^3d . Não possui elétrons em seu redor. Ex: PCl₅ e MoCl₃.

⇒ OCTAÉTRICA: Forma ângulos de 90° . Não possui elétrons ao seu redor. É apolar. Sua hibridização é sp^3d^2 . Ex: SF₆.

⇒ PIRAMIDAL: Assim como a geometria angular, o seu ângulo é variável, as moléculas são polares. Sua hibridização é sp^3 . Ex: NH₃ e PH₃.





ISOMERIA



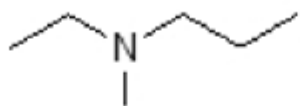
▶ METAMERIA OU ISOMERIA DE COMPENSAÇÃO:

Compostos com mesma função, cadeias distintas e mesma classificação.

Ex:



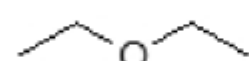
metilbutilamina



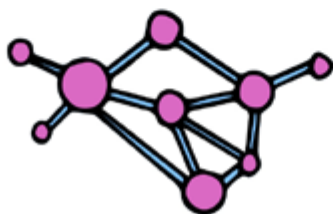
etilpropilamina



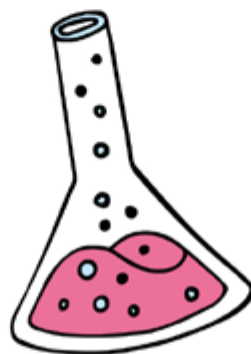
metóxiopropano



etóxietano

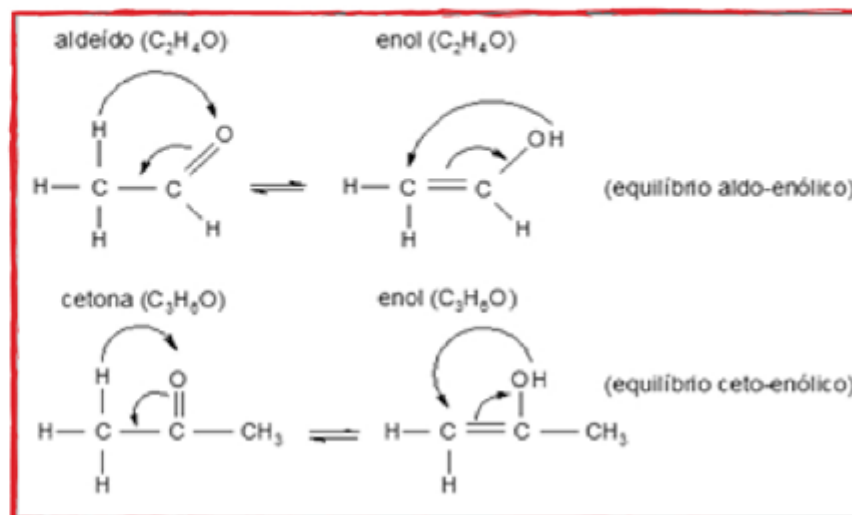


PARTE 2



▶ **TAUTOMERIA OU ISOMERIA DINÂMICA:** Compostos instáveis, geralmente enóis modificando sua estrutura e dando origem a outros compostos. Um enol pode originar um composto de transição de aldeído ou cetona.

Ex:

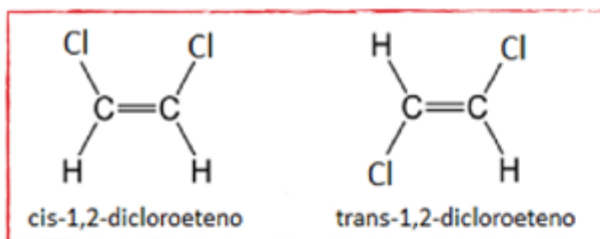


Ocorre em compostos com **ligação dupla ou cadeias fechadas**.

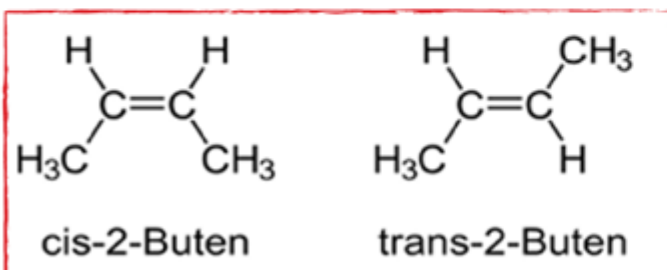
Uma cadeia com ligação dupla **não é capaz de rotacionar**.



→ **COMPOSTO CIS:** Com o hidrogênio do mesmo lado.

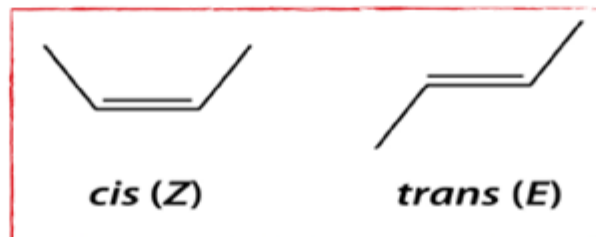


→ Já o composto com **ISOMERIA TRANS**, possui os seus hidrogênios em lados opostos.



ISOMERIA CIS-TRANS

ISOMERIA E/Z: São similares a geometria anterior, só que nesse caso, **ela acontece com qualquer composto e não apenas com o hidrogênio**.

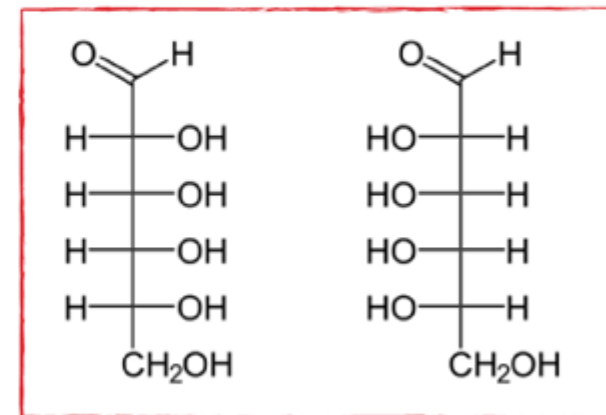


ISOMERIA ÓPTICA:

É uma isomeria em três dimensões. Quiral e assimétrica. Um carbono quiral possui quatro ligantes diferentes.

→ **DIASTERISÔMEROS:** Não tem simetria, possuem carbonos quirais. Não são a imagem espelhada um do outros.

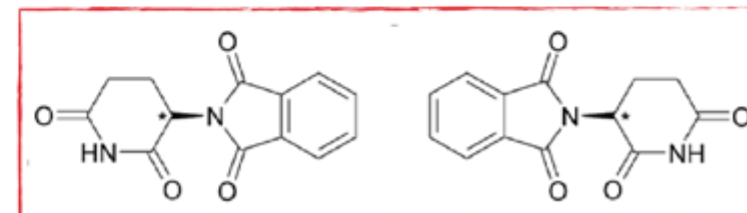
Possuem propriedades físicas diferentes.



→ **ENÂNTIOMEROS:** **Compostos quirais.** São a imagem um do outro no espelho.

Possuem propriedades físicas iguais, porém **agem quimicamente de forma diferente. Como a talidomida.**

Há a formação de uma mistura racêmica, que é um composto de transição entre os dois compostos.



FUNÇÕES ORGÂNICAS

PARTE 1

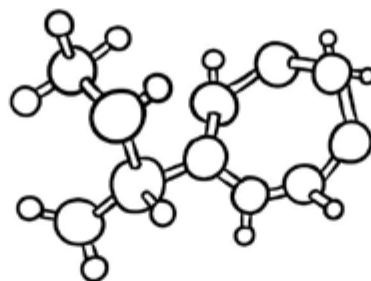
Compostos orgânicos são classificados em funções de acordo com sua estrutura.

Cada função é caracterizada por um grupo funcional.

GRUPO FUNCIONAL: padrões de átomos responsáveis por propriedades e reatividade, independentemente da molécula em que são encontrados.



Compostos pertencente a uma mesma função possuem algumas características semelhantes.



PRINCIPAIS FUNÇÕES ORGÂNICAS:

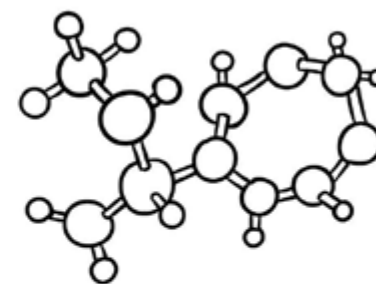
Hidrocarbonetos: compostos formados apenas por carbono e hidrogênio.

- Alcanos - formado por ligações simples.
Fórmula geral: C_nH_{2n+2}
- Alcenos - possui ligações duplas.
Fórmula geral: C_nH_{2n}
- Alcinos - possui ligações triplas.
Fórmula geral: C_nH_{2n-2}
- Aromáticos - Fórmula geral: variável.



FUNÇÕES ORGÂNICAS

PARTE 2

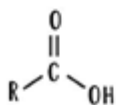


Funções oxigenadas: possui átomos de oxigênio na cadeia carbônica.

PRINCIPAIS FUNÇÕES ORGÂNICAS:

Funções nitrogenadas: possui átomos de nitrogênio na cadeia carbônica.

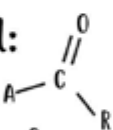
→ Ácido carboxílico - Fórmula geral:

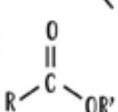


→ Alcool - Fórmula geral: R-OH

→ Fenol - Fórmula geral: 

→ Aldeído - Fórmula geral: 


→ Cetona - Fórmula geral: 

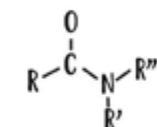
→ Éster - Fórmula geral: 

→ Éter - Fórmula geral: R-O-R'

Funções halogenadas: apresenta átomos de cloro, flúor, bromo ou iodo.

Fórmula geral:
R-X (onde X = Cl, F, Br ou I).

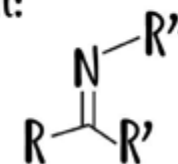
→ Amina - Fórmula geral: 
(onde R é um hidrogênio ou uma cadeia carbônica)

→ Amida - Fórmula geral: 

→ Nitrocompostos - Fórmula geral: R-NO₂

→ Nitrila - Fórmula geral: R-C≡N

→ Imina - Fórmula geral:



FUNÇÕES ORGÂNICAS

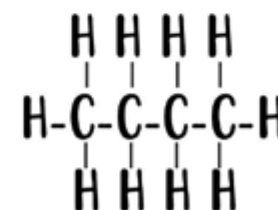
PARTE 3

NOMENCLATURA: prefixo + infixo + sufixo. Para nomear um composto orgânico devemos considerar:

- (1) o número de átomos de carbono (prefixo),
- (2) o tipo de ligação entre eles (infixo)
- (3) grupo funcional (sufixo).



Exemplo:



Conta o número de carbonos: 4, prefixo prop
Possui apenas ligações duplas: infixo an
Função hidrocarboneto: sufixo o
Nome do composto: butano.

PREFIXO

- 1 C: met
- 2 C: et
- 3 C: prop
- 4 C: but
- 5 C: pent
- 6 C: hex
- 7 C: hept
- 8 C: octa

INFIXO

- an: ligação simples entre os carbonos
- en: ligação dupla entre carbonos
- in: ligação tripla entre carbonos
- no caso de mais de uma ligação dupla ou tripla, acrescenta-se um prefixo de quantidade: di (duas ligações), tri (três ligações), etc.

SUFIXO:

- hidrocarboneto: o
- álcool: ol
- cetona: ona, etc.

O CARBONO POSSUI UMA GEOMETRIA TRIGONAL PLANA

CLASSIFICAÇÃO DOS CARBONOS

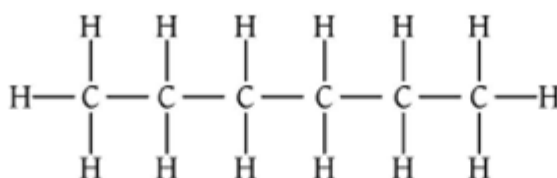
- Em relação ao número de carbonos que está ligado
- **CARBONO NULÁRIO:** Não está ligado a nenhum outro carbono. Ex: NH₄.
 - **CARBONO PRIMÁRIO:** Está ligado a outro carbono.
 - **CARBONO SECUNDÁRIO:** ligado à dois carbonos.
 - **CARBONO TERCIÁRIO:** ligado à três carbonos.
 - **CARBONO QUATERNÁRIO:** ligado à quatro carbonos.

HIDROCARBONETOS

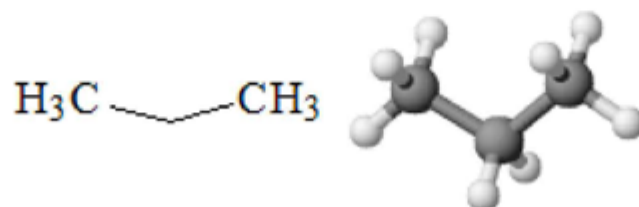
PARTE 1

FÓRMULAS ESTRUTURAIS:

- **FÓRMULA CONDENSADA:** Quando algumas ligações são omitidas.
- **FÓRMULA TRAÇO:** Quando se quer ver todas as ligações que a molécula está fazendo.

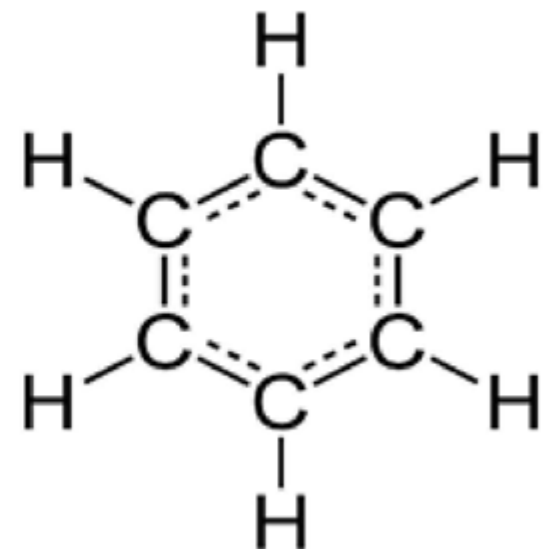


- **FÓRMULA EM LINHA:** Considera que cada vértice de uma linha corresponde a um carbono.



CLASSIFICAÇÃO DAS CADEIAS CARBÔNICAS

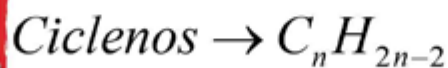
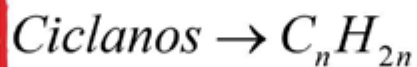
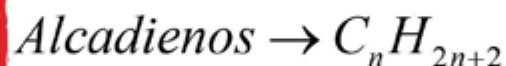
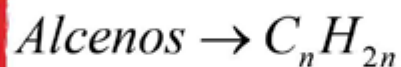
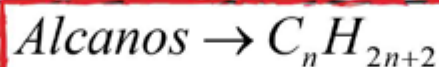
- **NORMAL:** Só tem duas extremidades de carbono.
- **RAMIFICADA:** possui no mínimo, três extremidades de carbono.
- **FECHADAS:** Que pode ser normal ou mista, dependendo da quantidade de carbonos fora do ciclo. Podem ser também classificadas em relação a sua presença de ligações duplas ou não (saturada ou insaturada).
- **HOMOGÊNEA:** Só tem átomos de carbono entre carbonos.
- **HETEROGÊNEA:** átomos diferentes do carbono aparecem na estrutura.
- **CADEIAS AROMÁTICAS:** Possuem carbonos fazendo dupla e simples ligações de forma conjugada. São estruturas de ressonância, apenas duplas ligações são capazes de movimentar os elétrons no anel.



HIDROCARBONETOS

PARTE 2

QUANTIDADE DE HIDROGÊNIO NOS HIDROCARBONETOS:



A nomenclatura dos hidrocarbonetos é dada por pelos **prefixos MET, ET, PROP, BUT, PENT, HEX, HEPT, OCT** (associados ao número de carbonos. Os **infixos AN, EM e IN** (determinam ligações simples duplas e triplas respectivamente) e o **sufixo O**.

Os anéis benzênicos podem ser **mononucleares** ou **polinucleares** (com mais de uma estrutura de ressonância) como é o caso da naftalina.



FUNÇÕES OXIGENADAS

PARTE 1

ÁLCOOL

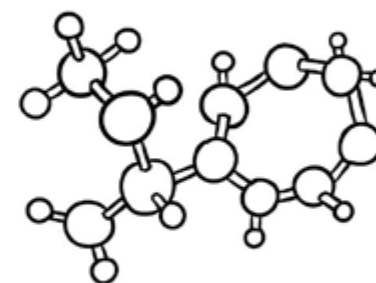
Radical hidroxila (-OH) ligado à cadeia carbônica.

- 1 hidroxila: monoálcool ou monol.
- 2 hidroxilas: diálcool, diol ou glicol.
- 3 hidroxilas: poliálcool ou poliól.



O átomo que a hidroxila está ligada também pode ser usado para classificar o álcool:

- álcool primário: hidroxila ligada a um carbono primário.
- álcool secundário: hidroxila ligada a um carbono secundário.
- álcool terciário: hidroxila ligada a um carbono terciário.



FÓRMULA GERAL: R-OH

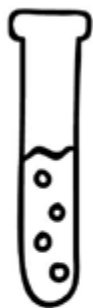
Temperatura de ebulição aumenta com o aumento dos átomos de carbono.

NOMENCLATURA:

- Monoálcool: **prefixo + infixo + ol** ou **álcool prefixo + ílico**
- Diálcool ou triálcool: **prefixo + infixo + prefixo de quantidade + ol**

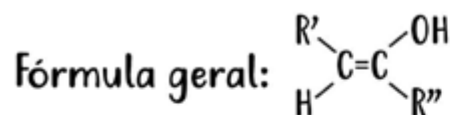
FUNÇÕES OXIGENADAS

PARTE 2



ENOL

compostos de cadeia aberta com uma hidroxila ligada a um átomo de carbono insaturada.



NOMENCLATURA:

prefixo + infixo + ol



FENOL:

Uma ou mais grupos hidroxila ligados diretamente a um anel benzênico.



Alguns possuem propriedades bactericidas e fungicidas.

NOMENCLATURA:

nome do substituinte + fenol

→ dois ou mais grupos hidroxila: nome do hidrocarboneto aromático + prefixo de quantidade + ol

ÉTER:

Apresenta um ou mais átomos de oxigênio ligados a dois grupos substituintes derivados de hidrocarbonetos (R e R').

Fórmula geral: R-O-R'

- éter simétrico: R e R' são iguais.
- éter assimétrico: R e R' são diferentes.

NOMENCLATURA:

prefixo do R menor + oxi + nome do hidrocarboneto do R maior

→ cadeia cíclica: epoxi + nome do hidrocarboneto

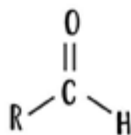


ALDEÍDO:

Apresenta o grupo formila (carbonila ligada a uma cadeia carbônica e hidrogênio), -CHO.

- 1 grupo -CHO: monoaldeído
- 2 grupos -CHO: dialdeído
- 3 grupos -CHO: trialdeído
- 4 grupos -CHO: polialdeído

Fórmula geral:



NOMENCLATURA:

prefixo + infixo + al

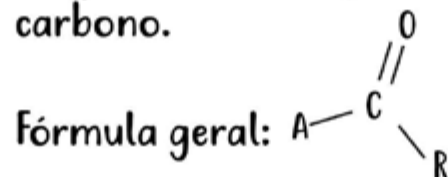
→ dialdeído: prefixo + infixo + dial

FUNÇÕES OXIGENADAS

PARTE 3

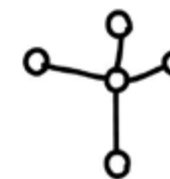
CETONA:

Grupo carbonila ligados à átomos de carbono.



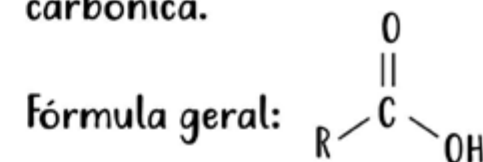
NOMENCLATURA: prefixo + infixo + ona

→ cetonas com mais de uma carbonila: utiliza-se o prefixo de quantidade antes do sufixo -ona.



ÁCIDO CARBOXÍLICO:

Apresenta o grupo carbonila (-COOH) ligado a cadeia carbônica.



NOMENCLATURA: ácido prefixo + infixo + oico

→ duas carbonilas: prefixo de quantidade (di) antes do sufixo -oico.

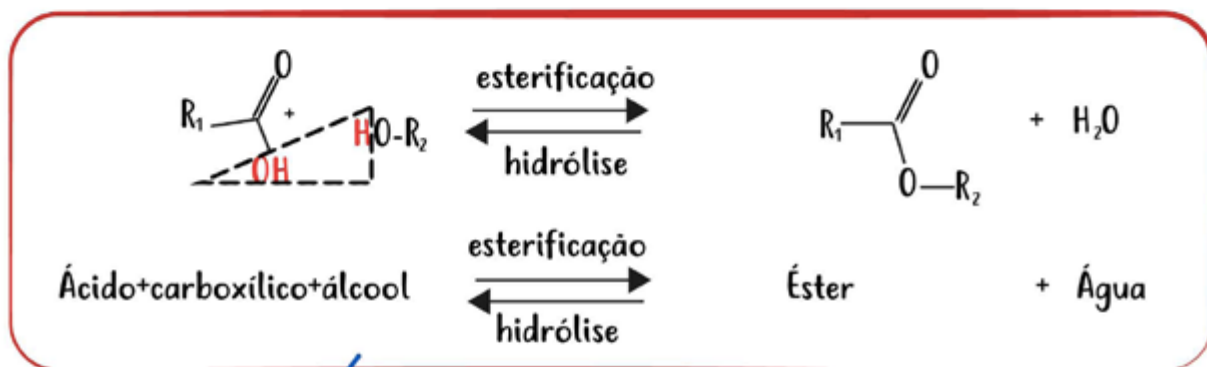


FUNÇÕES OXIGENADAS

PARTE 4

ÉSTER

Uma das maneiras de obter um éster é através da reação de esterificação:



OBSERVAÇÕES ADICIONAIS

PREFIXO

- 1 C: met
- 2 C: et
- 3 C: prop
- 4 C: but
- 5 C: pent
- 6 C: hex
- 7 C: hept
- 8 C: octa

INFIXO

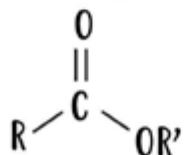
- an: ligação simples entre os carbonos
- en: ligação dupla entre carbonos
- in: ligação tripla entre carbonos

PREFIXOS DE QUANTIDADE:

- di: 2
- tri: 3

Átomo de hidrogênio da carbonila substituído por um grupo orgânico (R').

Fórmula geral:



A temperatura de ebulição aumenta de acordo com o aumento da quantidade de átomos de carbono.

NOMENCLATURA: prefixo + infixo + o + ato (do ácido carboxílico de origem) de grupo + a (do álcool ou fenol de origem)

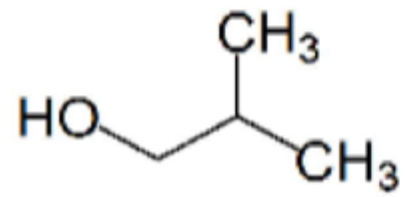
SÃO COMPOSTAS PELO ÁLCOOL, ENOL E FENOL, ÁCIDO CARBOXÍLICO, SAIS DE ÁCIDO CARBOXÍLICO, ÉSTERES E ANIDRIDOS.

COMPOSTOS OXIGENADOS

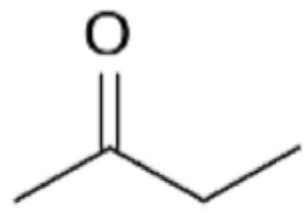
PARTE 1

NOMENCLATURA DOS ÁLCOOIS:

ÁLCOOL: É quando um átomo saturado de carbono se liga a uma hidroxila.



ENOL: A hidroxila é ligada a um carbono que faz dupla ligação



FENOL: Hidroxila ligada diretamente a um anel aromático.

→ **ALDEÍDO:** Possui uma carbonila em sua extremidade, sua nomenclatura deve ser feita com o **SUFIXO AL**.

Não é preciso se preocupar com a numeração, pois a carbonila sempre está na extremidade do elemento químico.

→ **CETONA:** Possui a carbonila entre carbonos (pelo menos três carbonos). O seu **SUFIXO PARA NOMENCLATURA É ONA**.

→ **ÉTER:** Essa função é caracterizada pela presença de um heteroátomo, ou seja, um átomo diferente entre carbonos.

Para realizar a sua nomenclatura, basta pegar o menor lado da cadeia e fingir que é um radical e chame-o de **OXI** (exemplo, METOXI – como um radical metil). O maior lado terá o nome de um hidrocarboneto.

A mesma relação entre o prefixo dos hidrocarbonetos deve ser usada, com a **INCLUSÃO DE UM SUFEXO OL**

→ A posição da hidroxila influencia o nome do composto.

Os enóis são compostos instáveis, sujeitos à metameria, por isso, acabam se transformando em outros compostos, que são os **aldeídos e cetonas**.

Os fenóis são levemente ácidos.

ÁCIDO CARBOXÍLICOS: SÃO CARACTERIZADOS PELA PRESENÇA DA CARBOXILA NA EXTREMIDADE.



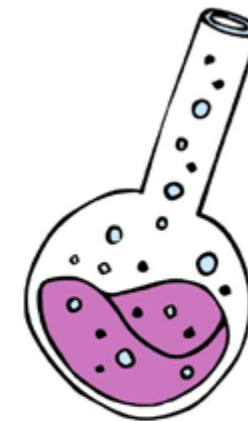
Sua nomenclatura é feita com o prefixo (Ácido) e o sufixo (óico). Sua posição não interessa, pois assim como a carbonila, a carboxila está sempre na extremidade.



O ácido carboxílico é capaz de reagir com outras substâncias dando origem a novas funções. Como a produção do éster a partir da sua neutralização com um álcool.

COMPOSTOS OXIGENADOS

PARTE 2



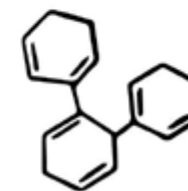
→ **ÉSTER:** Apresenta uma carbonila ligado a um oxigênio em sua estrutura.

São substâncias flavorizantes, são capazes de imitar o aroma e o sabor de frutas, por exemplo.

Sua nomenclatura é feita com um **ATO** (derivado do ácido carboxílico) e termina com **ILA** (que vem do álcool).

→ **ANIDRIDO:** Formado pela desidratação entre dois ácidos carboxílicos.

Sua nomenclatura é feita com o prefixo **ANIDRIDO** com o nome do ácido carboxílico que o originou.



A amina ligada a três radicais diferentes do hidrogênio é a **menos básica**, pois há a anulação das forças, e, conseqüentemente do efeito mesomérico.



Uma amina ligada a somente um hidrogênio tem maior densidade eletrônica e conseqüentemente é mais básica ainda.



A amina possui basicidade variável, dependendo da quantidade de hidrogênios distribuídos que ela tem. Uma amina ligada a 2 hidrogênios é a mais básica que a amônia, pois é capaz de empurrar os elétrons para o nitrogênio (efeito mesomérico indutivo).

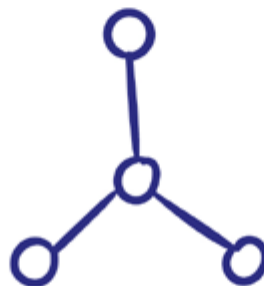


As aminas **terciárias** são aquelas com o seu nitrogênio ligados a três carbonos. Ex: Propil-amina.

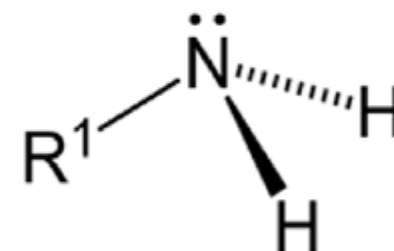


FUNÇÕES NITROGENADAS

PARTE 1



AMINAS: SÃO COMPOSTOS DERIVADOS DA AMÔNIA (NH₃).



AMINA PRIMÁRIA: ligada a apenas um carbono. Sua nomenclatura é feita de acordo com o radical, basta fazer de conta que há um radical ligado à amina. Um carbono seria Metil amina, dois Etil amina e assim em diante.

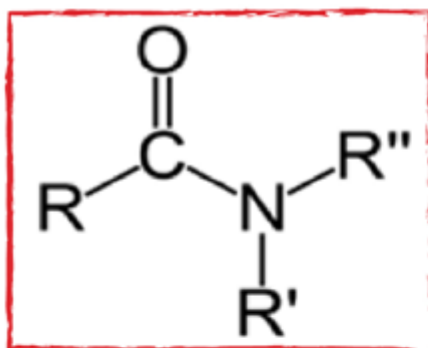


AMINA SECUNDÁRIA: ligada a 2 carbonos. Sua nomenclatura é feita com um "n" como prefixo. Ex: n- Metil amina.





AMIDAS: São derivadas de ácidos carboxílicos. Amidas são neutras devido a presença da ligação pi (superposição de orbitais), podendo entrar em ressonância. Ou seja, mesmo sendo um composto aminado, amidas não são básicas e sim neutras.



Sua nomenclatura é feita com o nome da cadeia mais o sufixo amida.

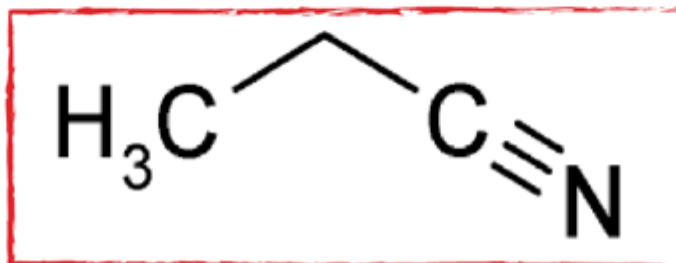
FUNÇÕES NITROGENADAS

PARTE 2

NITRILA: O composto possui um radical formado por uma ligação tripla entre o carbono e o nitrogênio.



A amigdalina é uma nitrila que pode sofrer hidrólise em nosso organismo, liberando HCN que é uma substância extremamente tóxica.



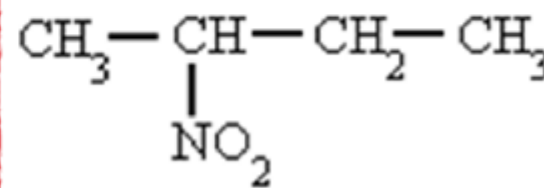
Para fazer sua nomenclatura basta utilizar o radical com o sufixo nitrila.



NITROCOMPOSTOS: São derivados do ácido nítrico HNO_3 e são utilizados para a fabricação de explosivos



Sua nomenclatura é feita com o prefixo nitro. E a posição do NO_2 muda o nome do elemento. Ex: 2-Nitrobutano. Pois o radical está no carbono 2 da cadeia.



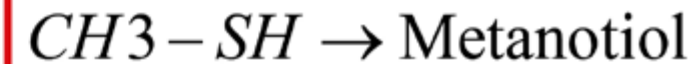


HALETOS ORGÂNICOS SÃO COMPOSTOS ORGÂNICOS QUE POSSUEM HALOGÊNIO COMO O FLÚOR (F), CLORO (CL), BROMO (BR) E IODO (I)

FUNÇÕES HALOGENADAS

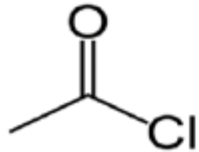
FUNÇÃO TIÓL

Radicais oxigenados são substituídos pelo radical tiól. Acontece em álcoois, cetona e éter. Ex:



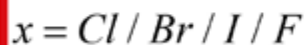
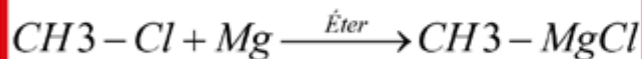
HALETOS DE ACILA:

substituição de um OH da cadeia da carboxila por um halogênio.



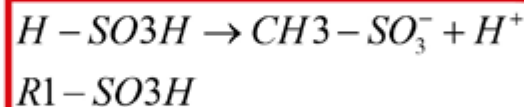
Nomenclatura: Muito parecida com os sais, o composto apresentado teria o nome de **Cloreto de etanoíla (dois carbonos)**.

Compostos de Grignard:

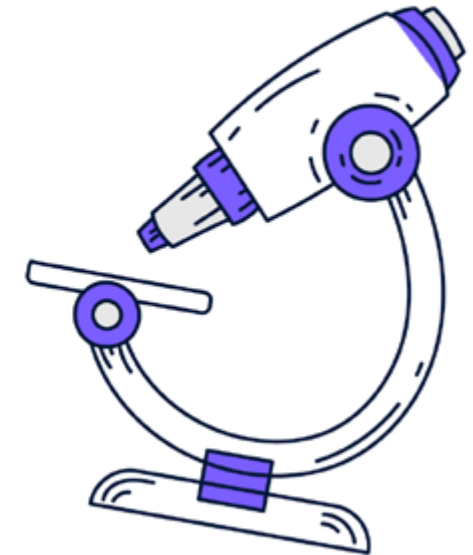


FUNÇÕES SULFURADAS

Ácidos sulfônicos: Derivados de ácido carboxílicos.



A nomenclatura basta associar o metil com o sufixo sulfônico. Ex: **Ácido metasulfônico**.



A QUÍMICA ORGÂNICA ESTUDA OS COMPOSTOS DO CARBONO.

Em (1777) Bergman abordava que os **elementos inorgânicos seriam dos elementos inanimados** e os orgânicos derivada dos seres vivos.

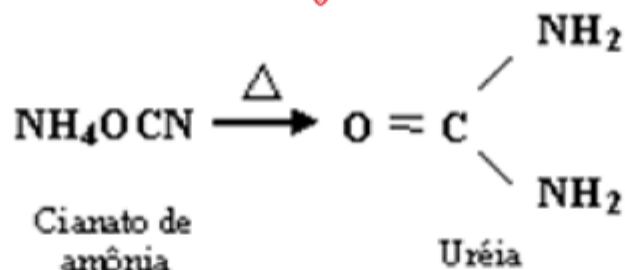
Lavoisier defendeu que a **maioria dos compostos orgânicos tinham carbono em sua estrutura.**

Berzelius (1807) defendia que os compostos orgânicos só eram vindos dos seres vivos (**teoria da força vital**).

PROPRIEDADES DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

PARTE 1

Woller (1828) **derrubou a teoria da força vital**, através da síntese da uréia através do Cianato de amônio.



Keculé (1858): Deu início ao estudo dos compostos orgânicos.

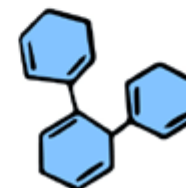
Nem todos os elementos que possuem carbono são considerados orgânicos, o CO₂ por exemplo, é um composto de transição.



PROPRIEDADES DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

Elevado número de composto: Estima-se que são mais de 7 milhões componentes orgânicos contra 200 mil inorgânicos.

Essa propriedade é **decorrência da tetravalência do carbono** e da sua capacidade de formar ligações covalentes fortes e estáveis, portanto, com um alto nível energético.



PARTE 2

PROPRIEDADES DOS COMPOSTOS ORGÂNICOS

↓
Há um predomínio de ligações covalentes, contudo também estão ligados à compostos iônicos, como sais de ácido carboxílico e sabões.

↓
Apresentam, geralmente baixa estabilidade diante de agentes energéticos, como temperatura, pressão e ácidos concentrados.

↓
A maioria é combustível, ou seja, capaz de agir como oxigênio (comburente) e sofrer combustão.

A maioria é insolúvel (visto que uma grande parte dos compostos orgânicos são alifáticos) em solventes polares, como a água. Portanto, compostos orgânicos são predominantemente apolares.

↓
Baixo ponto de fusão e ebulição se comparado aos compostos inorgânicos iônicos. Ex: O sal de cozinha tem um ponto de fusão de 800°C e ponto de ebulição de 1450°C . Já o gás de cozinha (gás liquefeito de petróleo) tem um ponto de fusão de -183°C e ponto de ebulição igual a 0°C .

São péssimos condutores de corrente elétrica.

↓
Reagem de forma mais lenta em relação aos compostos inorgânicos, formando subprodutos e requerem, geralmente a utilização de catalizadores como o permanganato de potássio e o ácido clorídrico.



A FATORES QUE DETERMINAM ACIDEZ:



A natureza de ligação H-X em função da eletronegatividade

Efeitos que estabilizam X- em relação à HX, tornando o conjugado uma base fraca.

Um ácido forte forma uma base conjugada muito estável.

Quanto mais facilmente um composto consegue liberar um hidrogênio ionizável maior é a sua acidez.



ACIDEZ E BACISIDADE DE COMPOSTOS ORGÂNICOS

PARTE 1



Note que o metanol possui uma ligação polar, devido à alta eletronegatividade do hidrogênio. Quando maior é a estabilidade, maior é a acidez de um ácido. **LEMBRE-SE DO ÁCIDO CARBÔNICO, QUE É CONSIDERADO UM ÁCIDO FRACO POR SER INSTÁVEL.**

A base segue o caminho oposto, quanto mais estável a base conjugada, ou seja, quanto menos ela queira "voltar a ser ácido", mais fraca ela é.



O efeito mesomérico retirador aumenta a acidez.

O **EFEITO INDUTIVO RETIRADOR** também é capaz de diminuir a basicidade, pois aumenta a polaridade da ligação OH.

Esse efeito também aumenta a afinidade eletrônica do oxigênio (eletronegatividade), facilitando a saída do próton H⁺.

Diminui a densidade eletrônica do oxigênio, aumentando a estabilidade da base conjugada e portanto aumentando a sua acidez.

Logo, quanto mais estável é sua base conjugada, mais forte é o ácido.

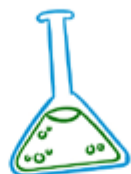
Ácidos fórmicos e fenóis tem boa acidez, pois formam compostos que não apresenta separação de carga.

O ácido metanóico é maior ácido do que o **fenol**, porque os dois átomos de oxigênio acomodam melhor a carga negativa que os átomos de carbono do anel aromático.

ACIDEZ E BACISIDADE DE COMPOSTOS ORGÂNICOS

PARTE 2

FATORES QUE ALTERAM A FORÇA BÁSICA:



A disponibilidade da carga negativa ou do par eletrônico não ligante (**Base de Lewis**).

A capacidade de receber prótons

O efeito indutivo doador **aumenta a basicidade**, pois é capaz de diminuir a polaridade da ligação OH.

Conseqüentemente, há um decréscimo da estabilidade da base conjugada. **LEMBRE-SE QUANTO MAIS INSTÁVEL É UMA BASE, MAIS FORTE ELA É.**

H → METIL → ETIL → PROPIL → ISO-PROPIL

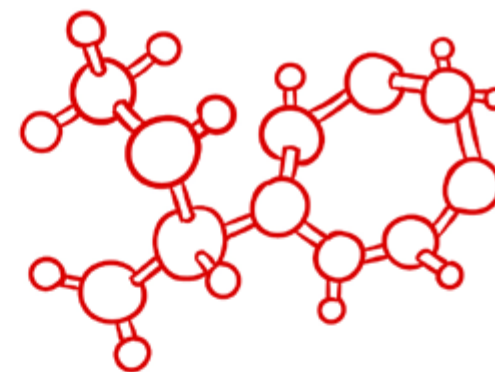
BASICIDADE

Quanto mais facilmente uma espécie química doar um par de elétrons, **mais forte** ela atuará como uma base de Lewis.

Por isso a **Amina** acompanhada de **dois hidrogênios é a mais forte**.

Aminas primárias alifáticas são **mais básicas** do que a amônia.

A **amina terciária** é a **mais fraca** de todas em meio aquoso, devido ao impedimento estérico (o par de elétrons fica mais impedido de ser doado).



O **EFEITO ETÉRICO** dificulta a captação do próton.

O **EFEITO INDUTIVO DOADOR** diminui a polaridade da ligação O-H, dificultando a saída do próton H⁺.

Diminui a **afinidade eletrônica do oxigênio**, dificultando a saída do próton H⁺.

Aumenta a densidade eletrônica do oxigênio, diminuindo a estabilidade da base conjugada e, portanto, diminuindo a acidez.

REAÇÕES ORGÂNICAS

PARTE 1

As reações orgânicas, por serem reações moleculares, são mais lentas e difíceis de ocorrer que as reações inorgânicas.

Para ocorrer uma ligação entre moléculas deve haver:

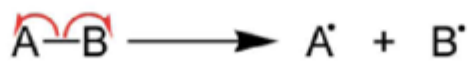
→ (1º) A ruptura (quebra) das ligações dos átomos das moléculas dos reagentes.

→ (2º) Ocorre a união das espécies químicas resultantes, formando novas ligações e, conseqüentemente produtos.

TIPOS DE RUPTURA:

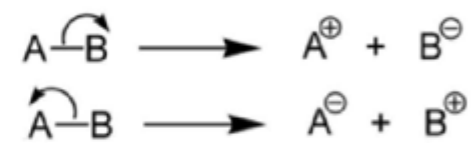
A ruptura das ligações depende de fatores como natureza dos reagentes, temperatura, luminosidade, solvente e pressão.

HOMÓLISE: "quebra igual" da ligação, origina dois radicais livres.



RADICAIS LIVRES: átomos ou grupos de átomos com elétrons desemparelhados.

HETERÓLISE: "quebra diferente" da ligação química, uma das espécies fica com dois elétrons, assim, origina um cátion e um ânion.



A HETERÓLISE RESULTA EM:

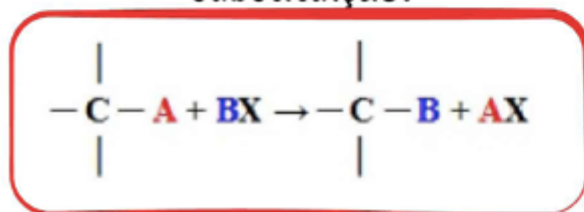
→ **ELETRÓLITOS:** reagentes deficientes em elétrons, no decorrer da reação busca receber um par de elétrons, funciona como ácido de Lewis.

→ **NUCLEÓFIOS:** reagentes com um ou mais pares de elétrons não compartilhados, no decorrer da reação busca fornecer um par de elétrons, funciona como base de Lewis.

PRINCIPAIS REAÇÕES ORGÂNICAS

REAÇÃO DE SUBSTITUIÇÃO: um átomo ou grupo de átomos de uma molécula orgânica é substituído por outro átomo ou grupo de átomos.

Esquema de uma reação de substituição:



AS PRINCIPAIS REAÇÕES DE SUBSTITUIÇÃO:

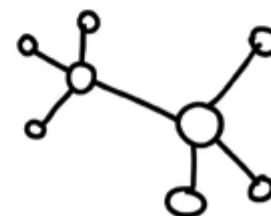
halogenação: pelo menos um átomo de hidrogênio do composto orgânico é substituído por um halogênio;

nitração: ocorre com o ácido nítrico, em que pelo menos um hidrogênio é substituído pelo grupo — NO₂;

sulfonação: ocorre com o ácido sulfúrico, em que pelo menos um hidrogênio é substituído pelo grupo — SO₃H;

REAÇÕES ORGÂNICAS

PARTE 2



alquilação: ocorre com os aromáticos e com os haletos orgânicos, em que pelo menos um de seus hidrogênios é substituído por um radical alquila;

acilação: um hidrogênio do anel aromático é substituído por um grupo acila;

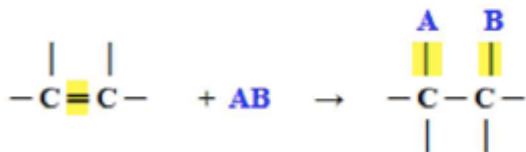
hidrólise alcalina: ocorre com os haletos orgânicos quando sofrem quebra na presença de uma solução aquosa de base forte e álcoois são formados como produtos.

REAÇÕES ORGÂNICAS

PARTE 3

REAÇÃO DE ADIÇÃO: ocorre quando um reagente é adicionado a uma molécula orgânica de um composto insaturado.

Esquema de uma reação de adição:



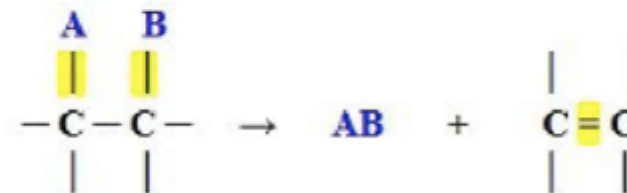
AS PRINCIPAIS REAÇÕES DE ADIÇÃO SÃO:
HIDROGENAÇÃO:

adição do hidrogênio;
halogenação: adição de halogênios;
hidro-halogenação: reage com um halogenidreto (HX), um composto em que um halogênio está ligado ao hidrogênio, e os átomos desses dois elementos são adicionados à molécula;
hidratação: reage com a água, sendo que um hidrogênio e um grupo hidroxila são adicionados à molécula.



REAÇÃO DE ELIMINAÇÃO: átomos ou grupos de átomos são eliminados de uma molécula. Os processos de eliminação podem ser de dois tipos:

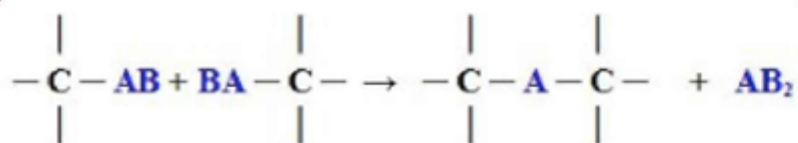
Eliminação intramolecular: uma molécula elimina alguns de seus átomos. Esquema de uma reação de eliminação intramolecular:



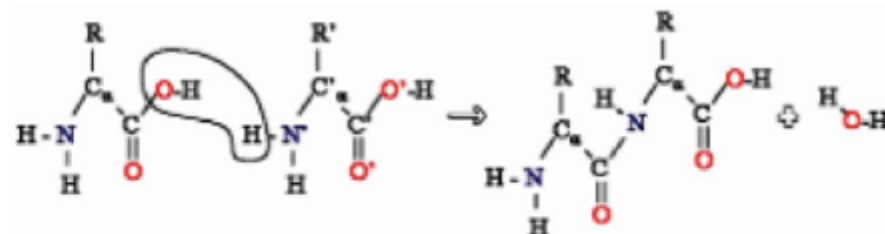
REAÇÕES ORGÂNICAS

PARTE 4

Eliminação intermolecular: Duas moléculas interagem, unem-se e eliminam simultaneamente um átomo ou grupo de átomos.
Esquema de uma reação de reação intermolecular:

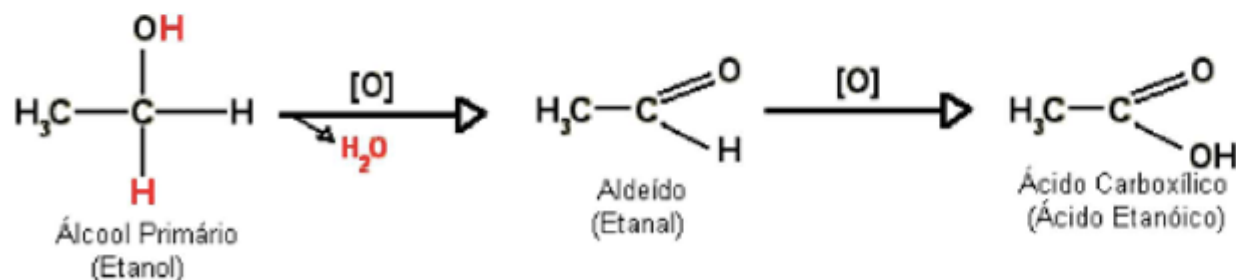


REAÇÃO DE CONDENSAÇÃO: duas moléculas se unem formando uma única molécula.
Exemplo de uma reação de condensação:



REAÇÃO DE OXIDAÇÃO: composto orgânico é submetido a um agente oxidante (substância que sofre o fenômeno de redução) sofrendo, assim, oxidação.

Exemplo: oxidação de um álcool primário.



POLÍMEROS

PARTE 1

POLÍMEROS: macromoléculas formadas pela união de várias moléculas menores (monômeros).

POLÍMEROS NATURAIS: são aqueles encontrados na natureza.

→ Exemplo: carboidratos.

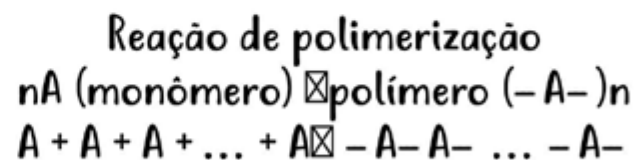


POLÍMEROS SINTÉTICOS: POLÍMEROS OBTIDOS ARTIFICIALMENTE.

POLÍMEROS DE ADIÇÃO: formados por monômeros que apresentam ligação pi em sua estrutura.

→ Essas ligações pi são quebradas quando os monômeros são aquecidos ou expostos à luz na presença do catalisador certo. Possibilitando que um monômero se ligue a outro.

→ Exemplo: polietileno (resultante da adição de monômeros de etileno).



POLÍMEROS

PARTE 2

COPOLÍMEROS: obtidos através de reações de adição de monômeros orgânicos diferentes.

→ **Exemplo:** borracha sintética (obtida pela polimerização dos monômeros de cianeto de vinila e 1,3-butadieno).

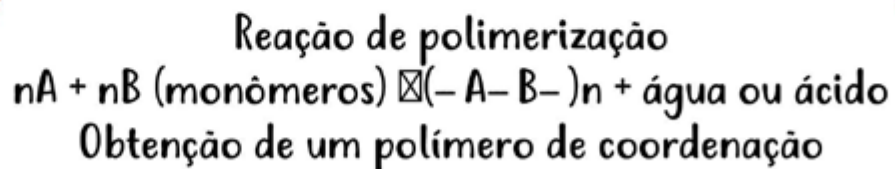
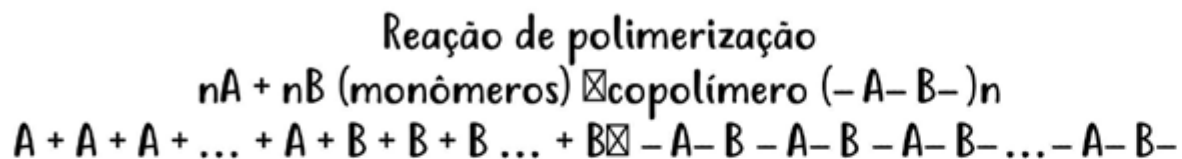


POLÍMEROS DE COORDENAÇÃO:

formados pela polimerização sequencial de monômeros iguais ou diferentes, formando água ou ácido como subproduto da reação.

→ Normalmente apresentam boa resistência à tração, à abrasão e por vezes ao calor.

→ **Exemplo:** poliéster (formado através da condensação de ácido tereftálico e etilenoglicol).



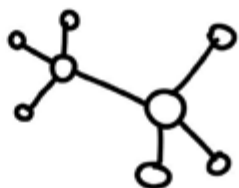
POLÍMEROS

PARTE 3

POLÍMEROS DE REARRANJO:

um ou mais monômeros sofrem rearranjo em suas estruturas enquanto sofre a reação de polimerização.

→ Exemplo: poliuretano.



As reações para formação de polímeros são denominadas reações de polimerização.



Os polímeros são capazes de resistir a altas temperaturas e pressões. Podendo substituir materiais como madeira, vidro, metais, etc.

Baseando-se no comportamento mecânico, os polímeros podem ser classificados em:

PLÁSTICOS: materiais poliméricos sólidos em temperatura ambiente e facilmente moldáveis.

→ **Termoplásticos:** seu formato pode ser modificado.

→ **Termorrígidos:** o formato não pode ser modificado, sua estrutura tridimensional é rígida com ligações cruzadas.

ELASTÔMEROS: também chamados de borracha. São materiais de grande elasticidade.

FIBRAS: podem ser estirados em filamentos. Suas macromoléculas são orientados de forma a aumentar a sua resistência mecânica.

AS FORÇAS OU LIGAÇÕES INTERMOLECULARES SÃO FUNDAMENTAIS PARA COMPREENDER AS PROPRIEDADES DOS ELEMENTOS E SUBSTÂNCIAS, ASSIM COMO SEUS ESTADOS FÍSICOS.

A intensidade das forças intermoleculares varia de acordo com o arranjo dos elementos. Várias propriedades dos líquidos, como ponto de fusão e ebulição reverberam nas forças intermoleculares.

Existem três tipos de forças intermoleculares: **DIPOLO-DIPOLO**, **DISPERSÃO DE LONDON** E **PONTE DE HIDROGÊNIO**.

FORÇAS INTERMOLECULARES

PARTE 1

FORÇAS ÍON-DIPOLO: Uma interação íon-dipolo, ocorre quando um composto iônico interage com uma molécula polar. É a mais forte das interações intermoleculares: **Ex: Sal de cozinha em água.** Os íons positivos são atraídos pelo lado negativo de um dipolo. A força dessa interação aumenta de acordo com a carga do íon. Elas são muito importantes para os compostos iônicos em líquidos polares.

A PONTE DE HIDROGÊNIO: É a segunda interação intermolecular mais forte, ela ocorre quando um composto muito eletronegativo entra em contato com o hidrogênio. É responsável por diversas propriedades da água, como adesão entre as suas moléculas e coesão. **Ex: Um inseto posando na água é um exemplo de ponte de hidrogênio.**

A ligação de hidrogênio ou ponte de hidrogênio causam o aumento do ponto de ebulição e do ponto de fusão de uma molécula.

É através dessa ligação, em conjunto com a interação íon-dipolo, que a polaridade de um hidrocarboneto pode ser avaliada, mesmo que seja mínima.

Ela é um tipo especial de atração intermolecular entre um átomo de hidrogênio e uma molécula altamente polar (Flúor, Oxigênio e Nitrogênio).

As ligações de hidrogênio são consideradas **atrações dipolo-dipolo ímpares**.

Uma das mais relevantes propriedades da ligação de hidrogênio é na comparação das densidades do gelo e da água. O gelo é bem menos denso do que a água em seu estado líquido.



Também são capazes de estabilizar enzimas e proteínas da pele e músculos e são também responsáveis pela forma que o DNA pode carregar o seu código genético.



FORÇAS DIPOLO-DIPOLO: Moléculas polares neutras se atraem quando o lado positivo de uma molécula está próximo com o lado negativo da outra. Em líquidos, as suas moléculas polares são livres para se movimentar, quando essas moléculas estão muito próximas, esse tipo de “ligação” é efetiva.

FORÇAS INTERMOLECULARES

PARTE 2

A orientação dessa interação pode ser atrativa ou não, e isso irá influenciar diretamente a sua força.



O ponto de ebulição aumenta de acordo com a força dessa interação.



Moléculas com polaridade similar irão sofrer uma ligação dipolo-dipolo maior.

DISPERSÕES DE LONDON: Moléculas apolares como os hidrocarbonetos não podem realizar a interação dipolo-dipolo. Contudo, a interação de London ocorre ao aproximar dois compostos apolares.



Ela influencia diretamente o seu ponto de fusão e ebulição

É a mais fraca das interações intermoleculares



Ela ocorre através da repulsão eletrônica, em determinado instante, os movimentos do átomo influenciam os movimentos dos elétrons em sua vizinhança. Assim, um dipolo temporário é produzido.



Essa força só pode ser considerada quando essas moléculas estiverem próximas.



As forças de dispersão ocorrem em todas as moléculas, independente de sua polaridade. O que é modificado é o tipo de interação.



Quando as moléculas são muito diferentes em suas propriedades, as forças de dispersão tendem a ser decisivas.

INTERAÇÕES INTERMOLECULARES

PARTE 1

INTERAÇÕES INTERMOLECULARES:

interações entre moléculas.

Decorrem da existência de forças intermoleculares.



INTERAÇÕES DIPOLO INSTANTÂNEO – DIPOLO INDUZIDO:

- Também conhecidas como forças de Van der Waals ou forças de London.
- Ocorre entre moléculas apolares (eletricamente neutras).
- Os elétrons se deslocam para um dos extremos de uma molécula (dipolo instantâneo).
- Consequentemente, os elétrons da molécula vizinha também se deslocarão, criando um dipolo nesta molécula (dipolo induzido).
- Essas interações podem ocorrer em questão de segundos.
- Essa é a interação intermolecular mais fraca.

INTERAÇÕES DIPOLO – DIPOLO:

- ocorre entre moléculas polares, que já possuem dipolo.
- A extremidade com carga parcial negativa da molécula polar irá atrair a extremidade positiva de uma molécula vizinha e assim sucessivamente.
- A interação dipolo – dipolo é **cerca de 10 vezes mais forte** que a de dipolo instantâneo – dipolo induzido.



INTERAÇÕES INTERMOLECULARES

PARTE 2

INTERAÇÕES DO TIPO LIGAÇÃO DE HIDROGÊNIO: ocorre quando um átomo de hidrogênio está ligado a um dos três elementos mais eletronegativos (F, O ou N).

→ O elemento mais eletronegativo deslocará a nuvem eletrônica para si e o hidrogênio ficará deficiente de elétrons, acarretando em uma carga parcialmente positiva. Essa deficiência fará o hidrogênio interagir com a parte negativa da molécula vizinha e assim sucessivamente.

→ Essa interação é **mais forte que dipolo instantâneo** – dipolo induzido e dipolo – dipolo.



INTERAÇÕES ÍON – DIPOLO: ocorre entre uma molécula polar e uma substância iônica.

→ Baseada na atração entre a extremidade positiva da molécula e o ânion. Também haverá atração entre a extremidade negativa da molécula e o cátion.

→ Essa interação é mais forte do que as interações entre moléculas covalentes.

As interações moleculares estão relacionadas com as mudanças de **estado físico da matéria.**

→ Numa mudança de estado ocorre o afastamento das moléculas.

→ **Quanto menos intensa for a interação, mais volátil será a substância e menor será a sua temperatura de ebulição.**



RELAÇÕES NUMÉRICAS

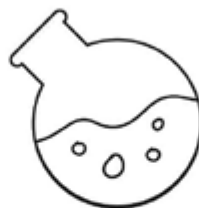
PARTE 1

MASSA ATÔMICA: indica quantas vezes a massa de um átomo de um elemento químico é maior que 1u.

- Seu valor é medido experimentalmente em um aparelho denominado espectrômetro de massa.
- Expressa em u ou uma (unidade de massa atômica).
- Uma unidade de massa atômica (u) equivale a (1/12) da massa do isótopo 12 do carbono (^{12}C).

MASSA MOLECULAR: massa da molécula ou fórmula unitária.

- Resultado do somatório da massa atômica dos átomos.
- Expressa em u.
- A partir de cálculos matemáticos, sabe-se que 1u equivale à aproximadamente 1 g.



MASSA MOLAR: massa da substância. Expressa em grama por mol (g/mol);

MOL: A constante de Avogadro que diz que 1 mol equivale à $6,02 \cdot 10^{23}$ (número de Avogadro).

- Esse valor foi determinado experimentalmente por Avogadro.

RELAÇÕES NUMÉRICAS

PARTE 2

NÚMERO DE MOLS (N):

(onde m = massa e MM = massa molecular)

Expressa a quantidade de matéria.

RELAÇÕES IMPORTANTES

$$\text{atm} = 760 \text{ mmHg}$$

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

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L}$$

$$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$$

$$\text{K} = ^\circ\text{C} + 273$$

$$R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K} \text{ ou } 760 \text{ mmHg}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}$$

VOLUME MOLAR (VM): volume ocupado por um mol de um gás em determinadas condições de temperatura e pressão. Sob condições normais de temperatura e pressão, CNTP ($t = 273 \text{ K}$ e $P = 1 \text{ atm}$), o volume molar equivale a **22,4 L**.

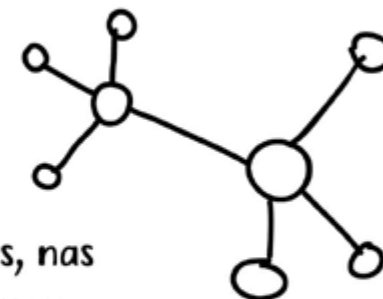
$$V_m = \frac{V}{n}$$



EQUAÇÃO DOS GASES IDEAIS: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

(onde: p = pressão, V = volume, R = constante e T = temperatura)

PRINCÍPIO DE AVOGRADO: Dois gases, nas mesmas condições de temperatura e pressão, ocupando o mesmo volume apresentam o mesmo número de mols.



Relação de mol

1 mol \boxtimes $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas \boxtimes 22,4 L (CNTP) \boxtimes X gramas (massa molar)

GASES

PARTE 1

OS GASES SEMPRE SE EXPANDEM PROCURANDO OCUPAR TODO O VOLUME DO RECIPIENTE QUE OS CONTÉM. ASSIM, UMA CERTA QUANTIDADE DE UM GÁS SEMPRE IRÁ OCUPAR TODO O RECIPIENTE NO QUAL ELE ESTÁ INSERIDO.



Os volumes dos gases são bastante variáveis, pois os gases, **apresentam grande compressibilidade e expansibilidade (dilatabilidade)**

quando comparados com os sólidos e os líquidos. Essas propriedades variam em função da pressão e temperatura.



Os gases possuem uma **densidade bem menor** que os sólidos e líquidos.



VARIAÇÕES DO ESTADO DE UM GÁS



Volume (V): É o local ocupado por um gás e corresponde ao volume do recipiente que o contém. As **principais unidades volumétricas são metro cúbico (m^3), centímetro cúbico (cm^3), litro (L) e mililitro (mL).**



Pressão (P): Pressão é uma grandeza escalar que associa uma força aplicada a uma determinada área, ela **é medida em atm ou Pascal. 1 atm equivale a aproximadamente 10 000 Pa. A unidade Pascal também pode ser expressa em N/m^2 .**



Temperatura (T): A temperatura de um gás é medida pelo grau de agitação de sua molécula e é diretamente proporcional à energia interna de um gás.

→ O **Manômetro** é um equipamento utilizado para mensurar a pressão dos gases quando estes não estão na atmosfera.

TEORIA CINÉTICA DOS GASES



Todo gás é formado por pequenas partículas que se movimentam livremente, de forma não ordenada e com grande agitação.



Os componentes **microscópicos que compõe um gás têm volume desprezível.**



As colisões entre os átomos de um gás são todas **perfeitamente elásticas.**



Gás ideal: É aquele que **obedece a teoria cinética dos gases**, contudo, não existe realmente um gás ideal.

GASES

PARTE 2

Transformação isotérmica: A temperatura permanece constante.



Transformação isobárica: A pressão permanece constante.



Transformação isovolumétrica: O volume permanece constante.



Equação de Clayperon ou equação geral dos gases:

$$PV = nRT$$

P : Pressão

V : Volume

n : mols

T : Temperatura



Princípio de Avogadro: Segundo esse princípio, quando **dois gases reagem entre si, os volumes dessa reação formam uma proporção simples.**



Pressão parcial: É a pressão que um gás iria exercer no sistema caso estivesse isolado.



A pressão total de um gás é a soma de suas pressões parciais.

~~~~~  
DENSIDADE DE UM GÁS:

$$d = \frac{P.M}{R.T}$$

Em condições normais de temperatura e pressão, um gás tem um volume de 22,4 L.



VELOCIDADE DE DIFUSÃO DE UM GÁS (LEI DE GRAHAM):

$$\frac{V_a}{V_b} = \sqrt{\frac{d_b}{d_a}}$$

A TERMOQUÍMICA É A PARTE DA TERMODINÂMICA QUE ESTUDA A QUANTIDADE DE ENERGIA TROCADA ENTRE O SISTEMA E O AMBIENTE.

# TERMOQUÍMICA

**DEFINIÇÃO DE ENERGIA:** É a capacidade de realizar trabalho

**UNIDADES DE ENERGIA:**  
Caloria e Joule.

$$1\text{Cal} = 4,18\text{J}$$

**LEI DA CONSERVAÇÃO DE ENERGIA:** A quantidade de energia do universo é constante.

Quebrar ligações é um fenômeno endotérmico, formar ligações é um fenômeno exotérmico.

**SISTEMA:** Parte limitada do universo sujeito a observação.

| Sistema | matéria | Energia |
|---------|---------|---------|
| aberto  | Sim     | Sim     |
| fechado | Não     | Sim     |
| isolado | Não     | Não     |

Não existe sistema perfeitamente isolado.

**ENTALPIA:** Fluxo de calor à pressão constante.

$$\Delta H = H_{\text{Produtos}} - H_{\text{Reagentes}}$$

**REAÇÃO EXOTÉRMICA:** A reação química que é o referencial da reação libera calor para o ambiente.

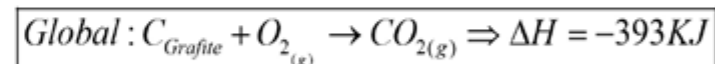
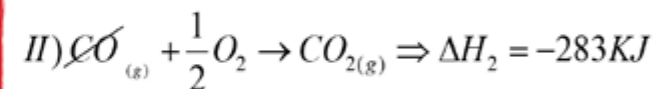
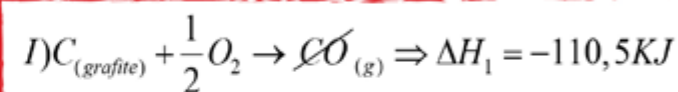
**REAÇÃO ENDOTÉRMICA:** A reação química que é o referencial da reação absorve calor do ambiente

Métodos de cálculo do  $\Delta H$

**CALORES DE FORMAÇÃO DAS SUBSTÂNCIAS:**

$$\Delta H = \sum \Delta H_f^0(\text{produtos}) - \sum \Delta H_f^0(\text{Reagentes})$$

**LEI DE HESS:**



$$\Delta H = \sum \Delta H_f^0(\text{produtos}) - \sum \Delta H_f^0(\text{Reagentes})$$



**ESTUDA AS INTERCONVENÇÕES ENTRE O CALOR E OUTRAS FORMAS DE ENERGIA. É O ESTUDO DA ENERGIA E AS SUAS TRANSFORMAÇÕES**

**SISTEMA:** É uma parte limitada do universo, que está sujeita ao nosso estudo, ou a nossa observação



Ambiente do sistema (tudo que está fora do sistema).



Fronteira do sistema (material visível ou invisível, como a atmosfera).



**SISTEMA ABERTO:** Troca matéria e energia com o ambiente.

# TERMODINÂMICA

## PARTE 1

**SISTEMA ISOLADO:** Não troca matéria e nem energia com o ambiente (A rigor, não existe um sistema perfeitamente isolado).



**SISTEMA FECHADO:** Não troca matéria, todavia, troca energia com o ambiente.



**CALOR:** É a energia em trânsito. Energia transferida de forma espontânea, de um objeto mais quente, para um objeto mais frio.



**CALOR SENSÍVEL:** É aquele que está relacionado com as alterações de temperatura

$$Q = m.c.\Delta T$$



**CALOR LATENTE:** É o calor associado as mudanças de fase, ou seja, estado físico (temperatura constante).

$$Q = m.L$$

-----

## PROPRIEDADES DA MATÉRIA

**PROPRIEDADE EXTENSIVA:** Depende da massa. Ex: Calor, massa, volume, entalpia e comprimento



**PROPRIEDADE INTENSIVA:** Não depende da quantidade de matéria da amostra. Ex: Concentração, massa molar, Temperatura, densidade, cor e variação da energia potencial elétrica.

# TERMODINÂMICA

## PARTE 2

**CALORIMETRIA:** É o uso de um calorímetro para medir as trocas de calor de um sistema.

**CALORÍMETRO:** Utilizado para calcular o calor de dissolução e neutralização, a variação de entalpia em um calorímetro ideal é constante.

**CALOR DE REAÇÃO:** É a quantidade de calor envolvida em uma reação química.

**CALORÍMETRO COM VOLUME CONSTANTE:** Bomba calorimétrica, o calor é trocado sobre volume constante.

TRABALHO DE UM GÁS EM UMA TRANSFORMAÇÃO ISOBÁRICA:

$$W = -P \cdot \Delta V$$

PRIMEIRA LEI DA TERMODINÂMICA:

$$\Delta U = Q + W$$

**ENTALPIA:** Fluxo de calor à Pressão constante. A entalpia de qualquer substância simples no estado padrão é zero.

Toda entropia é positiva, somente a variação de entropia pode ser negativa.

**IMPORTANTE:** Entalpia e entropia não têm nada a ver uma com a outra.

CÁLCULO DA VARIAÇÃO DE ENTROPIA:

$$\Delta S^\circ = (S^\circ \text{ Produtos}) - (S^\circ \text{ Reagentes})$$

**REAÇÃO ESPONTÂNEA:** É aquela que, uma vez iniciada, prossegue até o consumo total dos reagentes sem a necessidade de intervenção externa. Depois de iniciada, a reação espontânea não precisa mais de ajuda (energia de ativação) e continua até o seu término.

Ex: Combustão do gás metano.