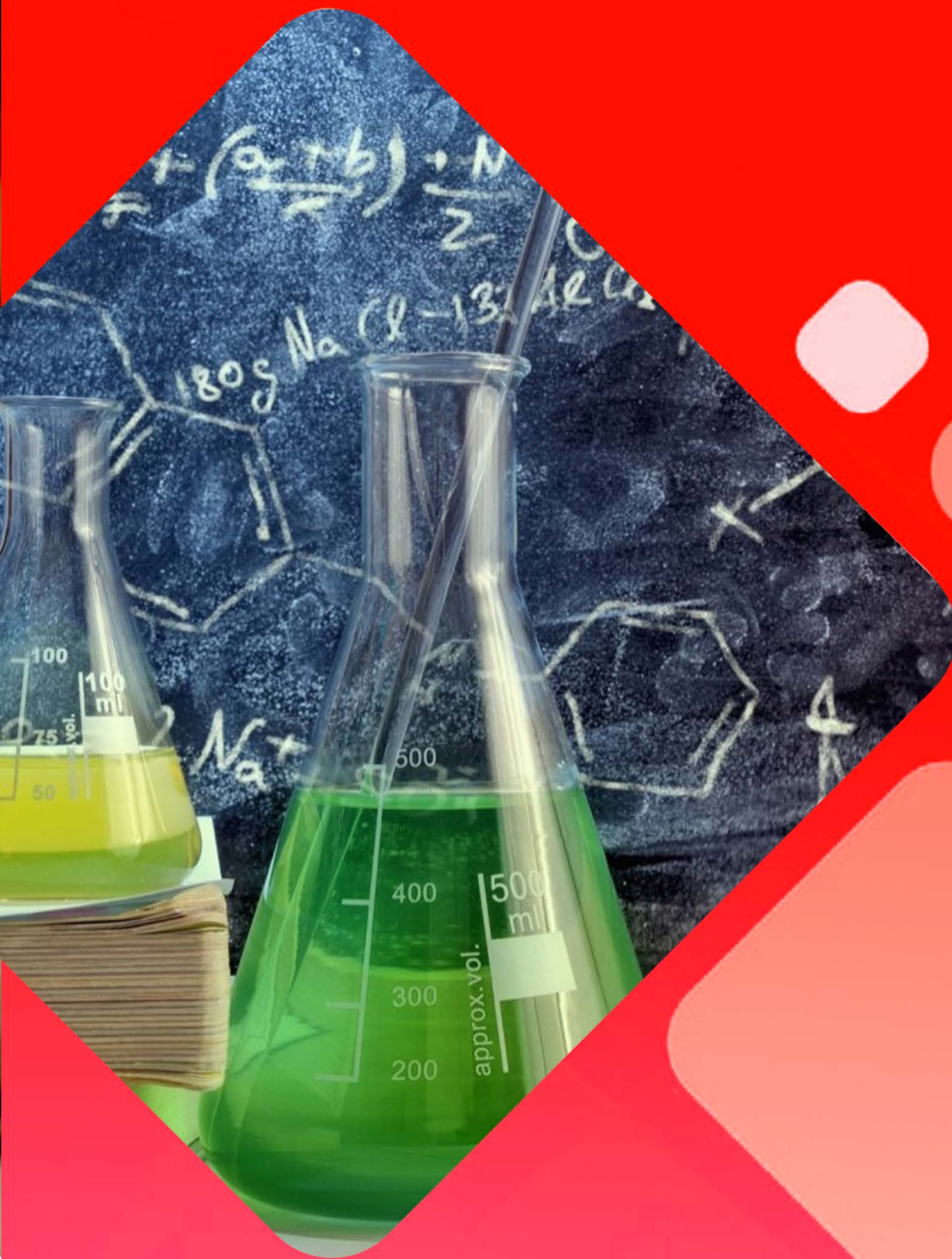


TÉCNICO EM QUÍMICA



MÓDULO II
FÍSICO QUÍMICA

TÉCNICO EM QUÍMICA



MÓDULO II
FÍSICO QUÍMICA

Sumário

INTRODUÇÃO

TERMODINÂMICA

- Leis da Termodinâmica
- Sistemas termodinâmicos
- Comportamento dos gases
- Energia interna

CINÉTICA QUÍMICA

- Velocidade das Reações Químicas
- Teoria das Colisões
- Energia de ativação
- Fatores que Influenciam na Velocidade das Reações

EQUILÍBRIO QUÍMICO

- Reações Químicas Reversíveis
- Gráficos de Equilíbrio Químico
- Tipos de Equilíbrio Químico
- Constante de Equilíbrio (K)
- Constante de equilíbrio em função da concentração (K_c)
- Constante de equilíbrio em função das pressões parciais (K_p)
- Relação entre K_c e K_p
- Grau de Equilíbrio
- Leis do Equilíbrio Químico
- Princípio de Le Chatelier
- Deslocamento do Equilíbrio Químico
- Influência da concentração
- Influência da temperatura
- Influência da pressão
- Influência do catalisador

ELETROQUÍMICA

- Reações de Oxirredução
- Pilhas e Eletrólise
- Aplicações

ESTRUTURA DA MATÉRIA

- Matéria, corpo e objeto
- Composição da matéria
- Substâncias
- Misturas
- Matéria e energia
- Propriedades da matéria

MODELOS ATÔMICOS

- Modelo Atômico de Dalton
- Modelo Atômico de Thomson
- Modelo Atômico de Rutherford
- Modelo de Rutherford – Bohr
- Modelo Atômico de Schrodinger

PROPRIEDADES COLIGATIVAS

- Solvente e Solute
- Efeitos Coligativos: Tipos de Propriedades Coligativas
- Efeito Ebuliométrico
- Efeito Criométrico
- Lei de Raoult
- Osmometria
- Leis da Osmometria

REFERÊNCIAS

APRESENTAÇÃO

A Escola Técnica com o intuito de se tornar referência em ensino técnico no Brasil, lança cursos técnicos em diversos eixos, como forma atender demandas regionais e estaduais.

Por meio de um trabalho diferenciado o estudante é instigado ao seu autodesenvolvimento, aliando a pesquisa e prática.

Boa formação é requisito necessário para quem deseja estar preparado para enfrentar os desafios do mercado profissional. A escolha de um curso, que aproxime teoria e prática e permita a realização de experiências contribui de maneira decisiva para a formação profissional com qualidade e inovação.

Ciente dessa importância a escola reuniu profissionais especialistas dos cursos propostos, para fornecer cursos técnicos de qualidade para a comunidade.

Como escola de desenvolvimento tecnológico, na área de educação realizado nos últimos anos no campo da educação básica, fortalece e amplia o seu programa de cursos, instituindo, em Goiás cursos técnicos de educação profissional.

Os cursos são oferecidos na modalidade semipresencial, utilizando-se da plataforma Moodle ou MaterialApostilado, mediado por professores formadores/tutores renomados. Além dos momentos presenciais, serão oferecidos no ambiente virtual: fórum de apresentação, fórum de notícias, slide com conteúdos pertinentes ao curso em questão, links de reportagens direcionadas, sistematização da aprendizagem.

BOAS VINDAS

Bem-vindo à Escola Técnica! Prezado (a) Cursista, Que bom tê-lo (a) conosco!

Ao ter escolhido estudar na modalidade à distância, por meio de um ambiente virtual de aprendizagem, você optou por uma forma de aprender que requer habilidades e competências específicas por parte dos professores e estudantes. Em nossos cursos à distância, é você quem organiza a forma e o tempo de seus estudos, ou seja, é você o agente da sua aprendizagem. Estudar e aprender a distância exigirá disciplina.

Recomendamos que antes de acessar o espaço virtual de aprendizagem, faça uma leitura cuidadosa de todas as orientações para realização das atividades.

É importante que, ao iniciar o curso, você tenha uma compreensão clara de como será estruturada sua aprendizagem.

Uma orientação importante é que você crie uma conta de e-mail específica para receber informações do curso, seus exercícios corrigidos, comunicados e avisos.

É de responsabilidade do estudante verificar também sua caixa de spam-lixo para ter acesso a todas as informações enviadas.

Desejamos um ótimo curso.

ORGANIZANDO OS ESTUDOS

O estudo por meio de um ambiente virtual de aprendizagem não é mais difícil e nem mais fácil do que num ambiente presencial. É apenas diferente. O estudo à distância exige muita disciplina. As orientações a seguir irão auxiliá-lo a criar hábitos de estudo.

Elabore um horário semanal, considerando a carga horária do curso. Nesse plano, você deve prever o tempo a ser dedicado:

- Leitura do conteúdo das aulas, incluindo seus links para leituras complementares, sites externos, glossário e referências bibliográficas;
- Realização das atividades ao final de cada semana;
- Participação nos chats;
- Participação nos fóruns de discussão;
- Interação com o professor e/ou com o tutor;
- Interação com seus colegas de curso, por mensagem ou por chat.

Uma vez iniciados os seus estudos, faça o possível para manter um ritmo constante, procurando seguir o plano previamente elaborado. Na educação à distância, é você, que deve gerenciar o seu processo de aprendizagem.

Procure manter uma comunicação constante com seu tutor, com o intuito de tirar dúvidas sobre o conteúdo e/ou curso e trocar informações, experiências e outras questões pertinentes.

Explore ao máximo as ferramentas de comunicação disponíveis (mensageiro, fórum de discussão, chat).

É imprescindível sua participação nas atividades presenciais obrigatórias (aulas), elas são parte obrigatória para finalização do curso.



Módulo II

FÍSICO QUÍMICA

INTRODUÇÃO

A físico-química é um ramo da química que estuda os princípios físicos que governam as transformações químicas. Ela se concentra em entender como a matéria se comporta em nível molecular e atômico, e como isso afeta as propriedades observáveis das substâncias. Em outras palavras, a físico-química busca explicar fenômenos químicos através de conceitos e leis da física.

TERMODINÂMICA

A termodinâmica é uma área da Física que estuda as transferências de energia. Busca compreender as relações entre calor, energia e trabalho, analisando quantidades de calor trocadas e os trabalhos realizados em um processo físico.

A ciência termodinâmica foi inicialmente desenvolvida por pesquisadores que buscavam uma forma de aprimorar as máquinas, no período da Revolução Industrial, melhorando sua eficiência.

Esses conhecimentos se aplicam atualmente em várias situações do nosso cotidiano. Por exemplo, máquinas térmicas e refrigeradores, motores de carros e processos de transformação de minérios e derivados do petróleo

Leis da Termodinâmica

As leis fundamentais da termodinâmica regem o modo como o calor se transforma em trabalho e vice-versa.

Primeira Lei da Termodinâmica

A [Primeira Lei da Termodinâmica](#) se relaciona com o **princípio da conservação da energia**. Isso quer dizer que a energia em um sistema não pode ser destruída nem criada, somente transformada.

A fórmula que representa a primeira lei da termodinâmica é a seguinte:

$$Q = \tau + \Delta U$$

Onde:

Q = quantidade de calor

τ = trabalho

ΔU = variação da energia interna

Alguns autores utilizam a letra W para designar trabalho, assim como, expressar a fórmula assim:

$$\Delta U = Q - W$$

A quantidade de calor, o trabalho e a variação de energia interna possuem como unidade de medida padrão o Joule (J).

Um exemplo prático da conservação de energia ocorre quando uma pessoa usa uma bomba para encher um objeto inflável, ela está usando força para colocar ar dentro do objeto. Isso significa que a energia cinética é usada para mover o pistão da bomba para baixo.

Segunda Lei da Termodinâmica

As **transferências de calor** ocorrem sempre do corpo mais quente para o corpo mais frio, isso acontece de forma espontânea, mas o contrário não. O que significa dizer que os processos de transferência de energia térmica são irreversíveis.

Desse modo, pela [Segunda Lei da Termodinâmica](#), não é possível que o calor se converta integralmente em outra forma de energia. Por esse motivo, o calor é considerado uma forma degradada de energia.

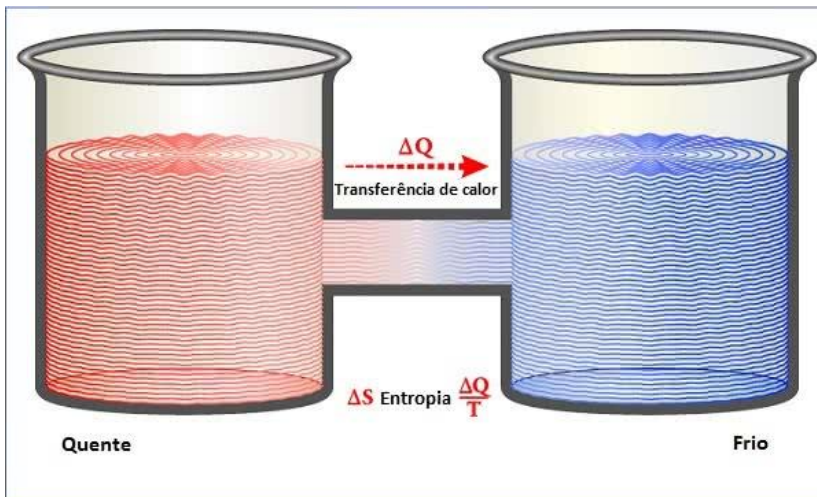


Figura 1: Exemplo da Segunda Lei da Termodinâmica

A grandeza física relacionada com a Segunda Lei da Termodinâmica é a [entropia](#), que corresponde ao grau de desordem de um sistema.

Lei Zero da Termodinâmica

A [Lei Zero da Termodinâmica](#) trata das condições para a obtenção do **equilíbrio térmico**. Dentre essas condições podemos citar a influência dos materiais que tornam a condutividade térmica maior ou menor.

Segundo essa lei,

1. se um corpo A está em equilíbrio térmico em contato com um corpo B e
2. se esse corpo A está em equilíbrio térmico em contato com um corpo C, logo
3. B está em equilíbrio térmico em contato com C.

Quando dois corpos com temperaturas diferentes são colocados em contato, aquele que estiver mais quente irá transferir calor para aquele que estiver mais frio. Isso faz com que as temperaturas se igualem chegando ao [equilíbrio térmico](#).

É chamada de lei zero porque o seu entendimento mostrou-se necessário para as primeiras duas leis que já existiam, a primeira e a segunda leis da termodinâmica.

Terceira Lei da Termodinâmica

A [Terceira Lei da Termodinâmica](#) surge como uma tentativa de estabelecer um ponto de referência absoluto que determine a entropia. A entropia é, na verdade, a base da Segunda Lei da Termodinâmica.

Walther Nernst, o físico que a propôs, concluiu que não era possível que uma substância pura com temperatura zero apresentasse a entropia num valor aproximado a zero.

Por esse motivo, trata-se de uma lei polêmica, considerada por muitos físicos como uma regra e não uma lei.

Sistemas termodinâmicos

Em um sistema termodinâmico pode haver um ou vários corpos que se relacionam. O meio que o envolve e o Universo representam o meio externo ao sistema. O sistema pode ser definido como: aberto, fechado ou isolado.

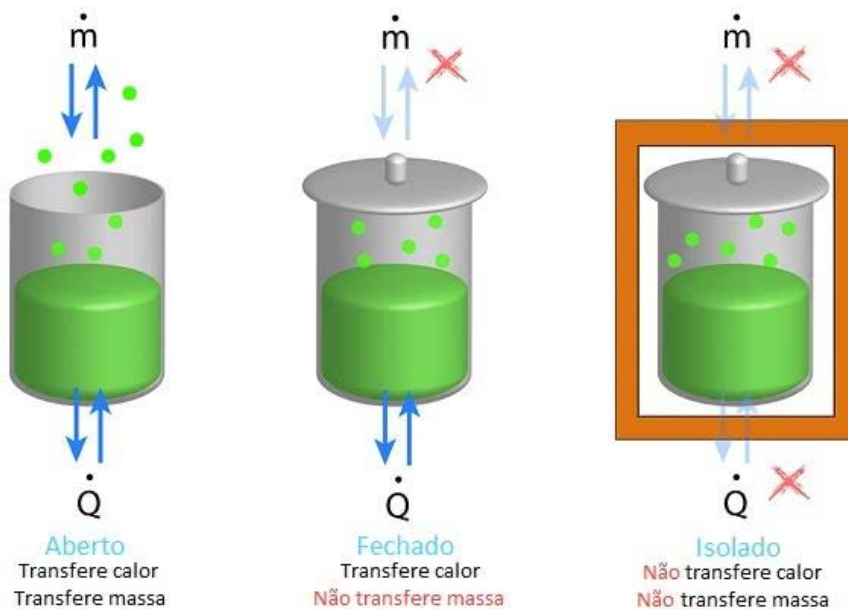


Figura 2: Sistemas termodinâmicos

Quando o sistema é aberto, há transferência de massa e energia entre o sistema e o meio externo. No sistema fechado há apenas transferência de energia (calor), e quando é isolado não há trocas.

Comportamento dos gases

O comportamento microscópico dos gases é descrito e interpretado de forma mais fácil do que nos outros estados físicos (líquido e sólido). É por isso que os gases são mais usados nesses estudos.

Nos estudos termodinâmicos são usados gases ideais ou perfeitos. É um modelo no qual as partículas se movem de forma caótica e interagem apenas nas colisões. Além disso, se considera que essas colisões entre as partículas, e delas com as paredes do recipientes, são elásticas e duram por pouquíssimo tempo.

Em um sistema fechado, o gás ideal pressupõe um comportamento que envolve as seguintes grandezas físicas: pressão, volume e temperatura. Essas variáveis definem o estado termodinâmico de um gás.

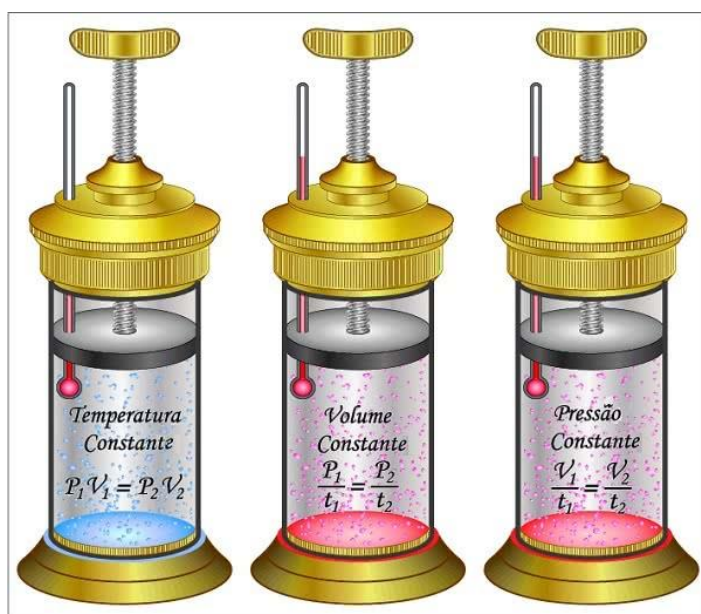


Figura 3: Comportamento dos gases segundo as leis dos gases

A pressão (p) é produzida pelo movimento das partículas do gás dentro do recipiente. O espaço ocupado pelo gás no interior do recipiente é o volume (v). E a temperatura (t) está relacionada com a energia cinética média das partículas do gás em movimento.

Energia interna

A energia interna de um sistema é uma grandeza física que ajuda a medir como ocorrem as transformações pelas quais um gás passa. Essa grandeza está relacionada com a variação da temperatura e da energia cinética das partículas.

Um gás ideal, formado por apenas um tipo de átomo, possui energia interna diretamente proporcional à temperatura do gás. Isso é representado pela fórmula a seguir:

$$U = \frac{3}{2} \cdot n \cdot R \cdot T$$

Onde:

U = Energia interna

n = nº mols do gás

R = constante universal
dos gases ideais

T = temperatura

Onde, **R = 8,31 J/mol K.**

CINÉTICA QUÍMICA

A cinética química estuda a velocidade das reações químicas e os fatores que alteram esta velocidade.

Reações químicas são o resultado de ações entre substâncias que geralmente formam outras substâncias.

Velocidade das Reações Químicas



O que determina a rapidez com que ocorre uma reação química é o tempo em que os reagentes são consumidos para formar produtos. Assim, a velocidade de uma reação pode ser representada tanto pelo consumo de um reagente, quanto pela geração de um produto.

Antes de acontecer a reação química, temos quantidade máxima de reagentes e nenhum produto. Quando um dos reagentes é totalmente consumido, formam-se os produtos e a reação termina.

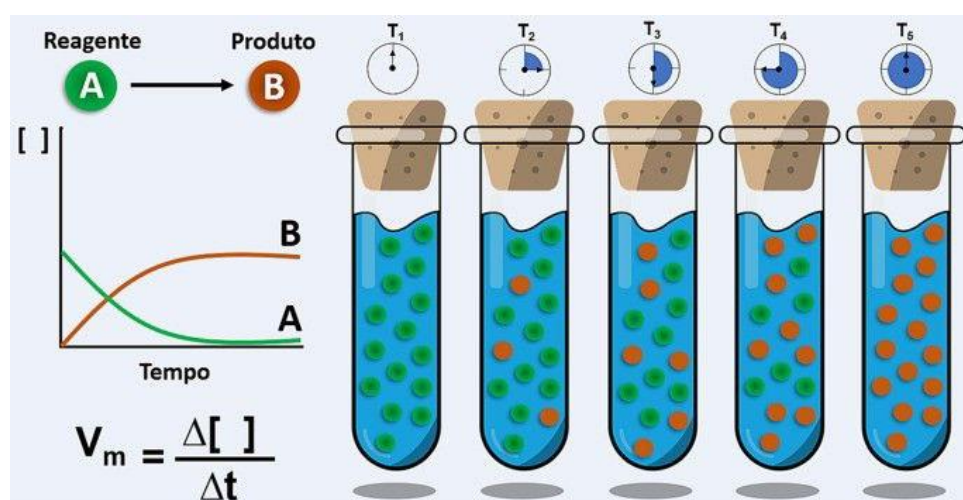


Figura 4: Velocidade das Reações Químicas

A **Velocidade Média** de uma reação química é a variação na quantidade de um reagente ou produto em um determinado intervalo de tempo.

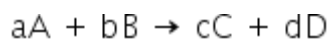
$$V_m = \frac{\text{variação da quantidade da substância}}{\text{variação do tempo}}$$

Quando calculamos a velocidade média, queremos saber a velocidade em que um reagente foi consumido ou a velocidade em que um produto foi formado.

As unidades utilizadas no cálculo para expressar as substâncias produzidas ou consumidas podem ser, por exemplo, concentração, em mol/L, quantidade de matéria, em

mol, e variação da pressão para gases, em atm. Já a variação do tempo pode ser dada em segundos (s), minutos (min) ou horas (h).

Exemplo: uma reação química genérica pode ser representada pela equação:



Onde,

A e B são os reagentes

C e D são os produtos

a, b, c e d são os coeficientes da equação balanceada

Portanto, a velocidade de consumo dos reagentes e de formação dos produtos podem ser expressas da seguinte forma:

Consumo	Formação
$V_m = \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$	$V_m = \frac{\Delta[C]}{\Delta t}$
$V_m = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$	$V_m = \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$

Note que o símbolo [] refere-se à concentração, geralmente apresentada em mol/L.

A taxa de desenvolvimento média de uma reação química leva em consideração, além do consumo ou formação dos produtos, os coeficientes da equação balanceada.

$$V_m = \left| \frac{-\Delta[A]}{a\Delta t} \right| = \left| \frac{-\Delta[B]}{b\Delta t} \right| = \left| \frac{\Delta[C]}{c\Delta t} \right| = \left| \frac{\Delta[D]}{d\Delta t} \right|$$

Observe que os valores negativos indicam o consumo da substância e os valores positivos indicam que as substâncias estão surgindo.



As reações químicas diferem na velocidade em que acontecem. Elas podem ser rápidas, moderadas ou lentas:

- Reações rápidas ocorrem instantaneamente, com duração de microssegundos. Um exemplo é a queima do gás de cozinha.
- Reações moderadas levam de minutos a horas para serem finalizadas. Um exemplo é a queima do papel.
- Reações lentas podem durar séculos, porque os reagentes combinam-se lentamente. Um exemplo é a formação do petróleo.

Teoria das Colisões

A teoria das colisões é aplicada para reações gasosas. Ela determina que para a reação química acontecer os reagentes devem estar em contato, através de colisões.

Entretanto, apenas isso não garante que a reação ocorra. Também é preciso que as colisões sejam efetivas (orientadas). Isso garantirá que as moléculas adquiram energia suficiente, a energia de ativação.

Energia de ativação

A **energia de ativação** (E_a) é a energia mínima necessária para que a formação do **complexo ativado** e, portanto, efetiva realização da reação.

O complexo ativado é um estado transitório da reação, entre os reagentes, enquanto os produtos finais ainda não foram formados.



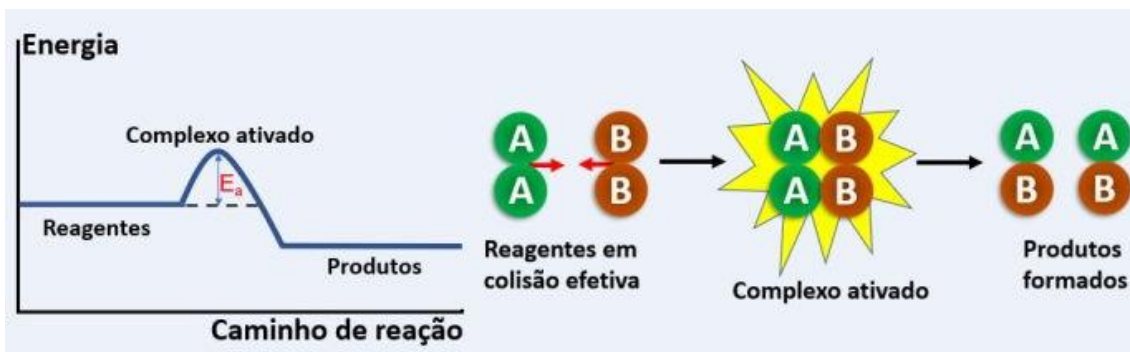


Figura 5: Energia da ativação

As reações mais rápidas são aquelas que apresentam a menor energia de ativação. Um exemplo de energia de ativação no nosso dia a dia é a energia obtida pelo atrito para acender um fósforo.

Fatores que Influenciam na Velocidade das Reações

Os principais fatores que afetam a velocidade das reações são:

Concentração de Reagentes

Quando a concentração dos reagentes aumenta, a frequência de choques entre as moléculas também aumenta, acelerando a reação. **Quanto maior a concentração dos reagentes, maior a velocidade da reação.**

Superfície de Contato

Essa condição afeta apenas reações entre sólidos. A superfície de contato é a área de um reagente que fica exposta aos demais reagentes. Como as reações precisam de contato entre os reagentes, concluímos que: **quanto maior a superfície de contato, maior a velocidade da reação.**

Pressão

Essa condição afeta apenas reações com gases. Com o aumento da pressão, o espaço entre as moléculas diminui, fazendo com que tenham mais colisões, aumentando a velocidade da reação. **Quanto maior a pressão, maior a velocidade da reação.**

Temperatura

Temperatura é uma medida de energia cinética, que corresponde ao grau de agitação das partículas. Quando a temperatura é alta, as moléculas estão mais agitadas, aumentando a velocidade da reação. **Quanto maior a temperatura, maior a velocidade da reação.**

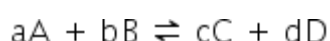
Catalisadores

O catalisador é uma substância capaz de acelerar uma reação química, sem ser consumido ao final da reação. As enzimas são catalisadores biológicos. **A presença de um catalisador aumenta a velocidade da reação.**

EQUILIBRIO QUÍMICO

O equilíbrio químico é um fenômeno que acontece nas **reações químicas reversíveis** entre reagentes e produtos.

Quando uma reação é direta, está transformando reagentes em produtos. Já quando ela ocorre de maneira inversa, os produtos estão transformando-se em reagentes.



Para ocorrer um equilíbrio químico é necessário que:

- a temperatura seja constante
- o sistema não tenha trocas com o ambiente
- Quando um ponto de equilíbrio é atingido nas reações reversíveis tem-se:
- a velocidade das reações direta e inversa iguais.
- a concentração constante das substâncias presentes na reação.

O equilíbrio químico é medido por duas grandezas: a constante de equilíbrio e o grau de equilíbrio.

Ele pode ser alterado quando ocorre mudanças de: concentração, temperatura, pressão e uso de catalisadores.

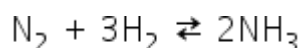
Reações Químicas Reversíveis

Exemplo de equação química: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

No primeiro membro (antes da seta) aparecem os **reagentes**, ou seja, as substâncias que entram na reação.

No segundo membro (depois da seta) estão os **produtos**, isto é, as substâncias que foram formadas pela reação.

Em uma **reação reversível** ela pode ocorrer nos dois sentidos (representado por \rightleftharpoons):



Assim, nas reações diretas os reagentes formam produtos (reagentes \rightarrow produtos). Já nas reações inversas, os produtos formam reagentes (produtos \rightarrow reagentes).

Gráficos de Equilíbrio Químico

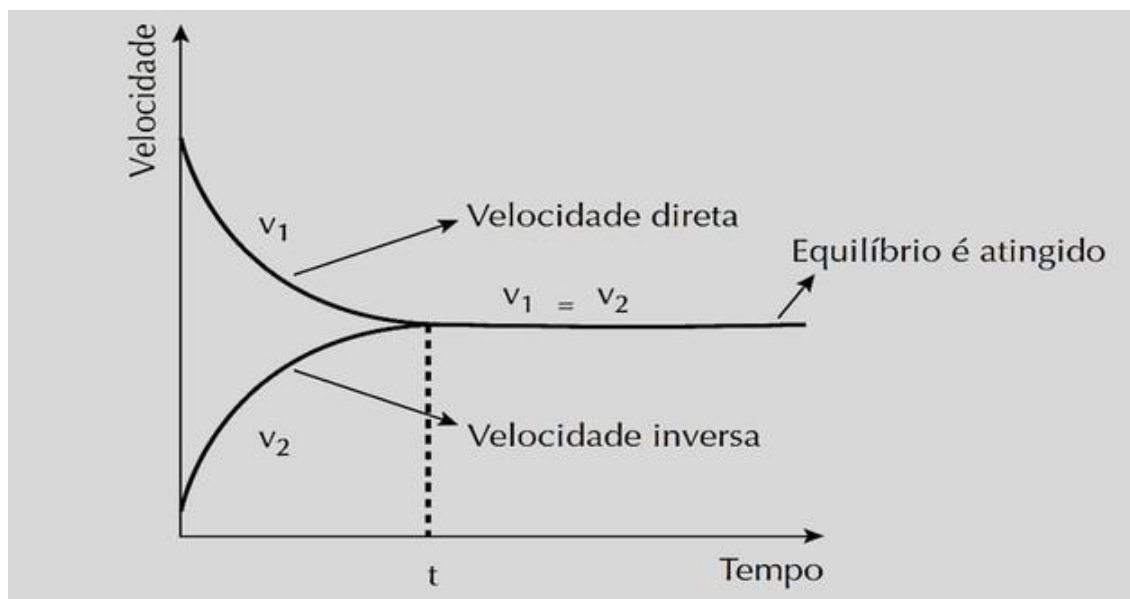
Podemos expressar o equilíbrio químico graficamente utilizando as variáveis velocidade e concentração (eixo y) em função do tempo (eixo x).

O equilíbrio é observado graficamente quando as linhas do gráfico se tornam horizontais, tanto para velocidade quanto para a concentração.

Velocidade x tempo



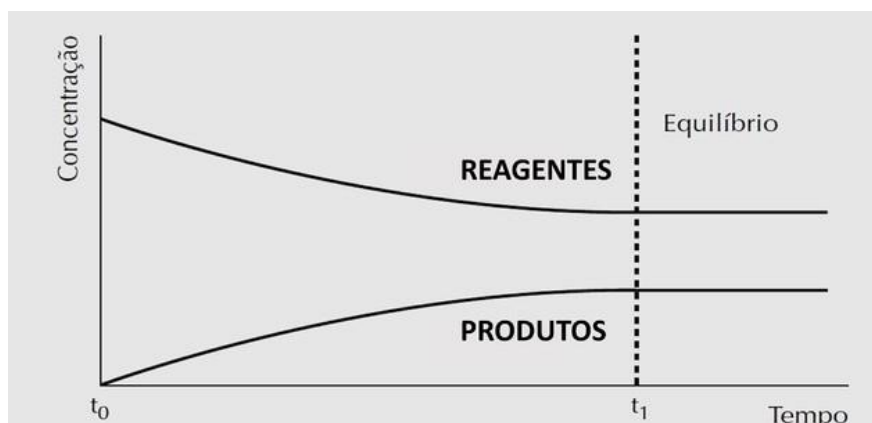
Observamos que v_1 vai diminuindo à medida que os reagentes se transformam em produtos. Já v_2 aumenta quando os produtos estão sendo formados.



Ao atingir o equilíbrio químico, a velocidade das reações direta e inversa se tornam iguais.

Concentração x tempo

Observamos que a concentração dos reagentes é máxima e diminui porque eles estão sendo transformados em produtos. Já a concentração dos produtos parte do zero (porque no início da reação só haviam reagentes) e vai crescendo a medida que estão sendo criados.



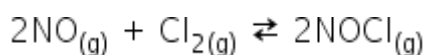
Quando o equilíbrio químico é atingido, a concentração das substâncias presentes na reação é constante, mas não necessariamente iguais.

Tipos de Equilíbrio Químico

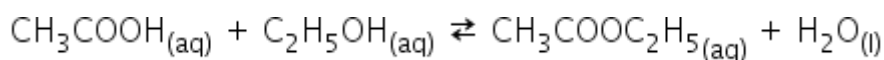
Sistemas homogêneos

São aqueles que os componentes do sistema, reagentes e produtos, encontram-se na mesma fase.

- **Sistemas gasosos**

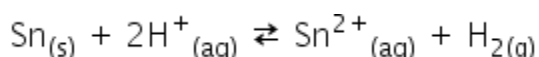


- **Soluções**



Sistemas heterogêneos

Os componentes da reação, reagentes e produtos, estão em mais de uma fase.



Constante de Equilíbrio (K)

A constante de equilíbrio (K_c) é uma grandeza que caracteriza o equilíbrio químico levando em consideração os aspectos cinéticos das reações químicas e as soluções em equilíbrio dinâmico.

No equilíbrio químico, as taxas de reação de um sentido de reação e seu inverso devem ser iguais.



Sendo assim, foi estabelecido que a constante de equilíbrio é obtida por:

$$K = \frac{[\text{produtos}]}{[\text{reagentes}]}$$

O valor de K varia conforme a temperatura.

Constante de equilíbrio em função da concentração (K_c)

Dada a equação química: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

Expressamos a constante de equilíbrio da seguinte forma:

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

Sendo que:

- [] é a concentração em mol/L
- **a, b, c e d** são os coeficientes estequiométricos

Exemplo:

Equação química	Constante de equilíbrio K_c
$N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \rightleftharpoons 2NH_{3(g)}$	$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]^1 \cdot [H_2]^3}$

Atribuindo, por exemplo, valores para as concentrações temos:

Concentrações	Cálculo da constante de equilíbrio K_c
$[N_2] = 0,20 \text{ mol/L}$	



Concentrações	Cálculo da constante de equilíbrio K_c
$[H_2] = 0,20 \text{ mol/L}$	$K_c = \frac{[0,60]^2}{[0,20] \cdot [0,20]^3}$
$[NH_3] = 0,60 \text{ mol/L}$	

Outros exemplos:

Equações químicas	Constante de equilíbrio (K_c)
$CaO_{(s)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons CaCO_{3(s)}$ componentes: sólido e gás	$K_c = \frac{1}{[CO_2]}$
$CO_{2(g)} + H_{2(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_2O_{(l)}$ componentes: líquido e gás	$K_c = \frac{[CO]}{[CO_2] \cdot [H_2]}$
$Ag^+_{(aq)} + 2NH_{3(g)} \rightleftharpoons Ag(NH_3)_2^+_{(aq)}$ componentes: solução aquosa e gás	$K_c = \frac{[Ag(NH_3)_2^+]}{[Ag^+] \cdot [NH_3]^2}$

Observe que quando na reação tivermos algum componente no estado sólido ou um líquido puro, como a água, as concentrações dessas substâncias não participam do cálculo da constante e são substituídas pelo número 1.

Constante de equilíbrio em função das pressões parciais (K_p)

É utilizada quando pelo menos um dos participantes da reação está no estado gasoso e as quantidades são expressas em termos de pressões parciais.

$$K_p = \frac{(p_C)^c \cdot (p_D)^d}{(p_A)^a \cdot (p_B)^b}$$



Exemplo: equilíbrio homogêneo (todos os componentes são gases)

Equação química	Constante de equilíbrio K_p
$\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$	$K_p = \frac{p_{\text{NH}_3}^2}{p_{\text{N}_2} \cdot p_{\text{H}_2}^3}$

Outros exemplos: equilíbrio heterogêneo (componentes em mais de uma fase)

Equações químicas	Constante de equilíbrio K_p
$2\text{C}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(g)}$ componentes: sólido e gás	$K_p = \frac{p_{\text{CO}}^2}{p_{\text{O}_2}}$
$\text{Zn}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightleftharpoons \text{ZnCl}_{2(aq)} + \text{H}_{2(g)}$ componentes: sólido, solução aquosa e gás	$K_p = p_{\text{H}_2}$

Observe que para o cálculo de K_p apenas os gases participam.

Relação entre K_c e K_p

$$K_p = K_c \times (R \times T)^{\Delta n}$$

Sendo que:

- K_p é a constante de equilíbrio em função das pressões parciais
- K_c é a constante de equilíbrio em função das concentrações
- R é a constante dos gases e utilizamos $0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ quando a pressão parcial é expressa em atm
- T é a temperatura em Kelvin ($^{\circ}\text{C} + 273$)



- Δn é a variação do número de mols (mols dos produtos - mols dos reagentes) e apenas leva em consideração os coeficientes das substâncias no estado gasoso.

Exemplo:

Equação química	Constante de equilíbrio K_p
$2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(g)}$ sendo, por exemplo, $T = 300 \text{ K}$ e $K_c = 225$	$K_p = K_c \times (R \times T)^{\Delta n}$ $K_p = 225 \times (0,082 \times 300)^{[2 - (2 + 1)]}$ $K_p = 225 \times (0,082 \times 300)^{-1}$

Grau de Equilíbrio

O grau de equilíbrio (α) corresponde ao rendimento de uma reação química por meio da relação entre o reagente e a quantidade de mols desse reagente.

Dessa forma, o grau de equilíbrio indica a porcentagem em mols de uma substância até atingir o equilíbrio químico.

$$\alpha = \frac{(\text{número de mols que reagiu})}{(\text{número inicial de mols})}$$

Note que quanto maior for o grau de equilíbrio, maior a chance da reação atingir o equilíbrio.

Exemplo:

Dada a equação química: $A + B \rightleftharpoons C$

Supondo que a reação inicia com 100 mols de A. Se, ao chegarmos ao equilíbrio, ainda houver 20 mols de A sem reagir, qual o grau de equilíbrio em relação ao reagente A?

Resolução: Como no equilíbrio ainda há 20 mols de A, significa que a quantidade que reagiu foi de 80 mols. Aplicando na fórmula de grau de equilíbrio, temos:



$$\alpha = \frac{80}{100}$$

$$\alpha = 0,8 \text{ ou } \alpha\% = 80\%$$

Para o grau de equilíbrio, temos que:

- $0 < \alpha < 1$
- $0 < \alpha\% < 100\%$

Quanto maior o valor de α , maior é o caminho percorrido pela reação até chegar o equilíbrio.

Leis do Equilíbrio Químico

Lei de ação das massas

A previsão de como o equilíbrio químico é estabelecido foi determinada em 1864 pelos cientistas noruegueses Cato Maximilian Guldberg e Peter Waage. Após observar os aspectos cinéticos das reações reversíveis, eles concluíram que:

“A velocidade de uma reação é diretamente proporcional ao produto das concentrações molares dos reagentes, quando estes estão elevados a expoentes, que são os seus respectivos coeficientes estequiométricos.”

A constante de equilíbrio (K_c) foi criada em termos de concentrações molares dos participantes da reação e essa expressão recebe o nome de lei da ação das massas ou lei Guldberg-Waage.

Princípio de Le Chatelier

O químico francês Henry Louis Le Chatelier, em 1884, observando as alterações das propriedades físicas e químicas de um equilíbrio químico fez a seguinte generalização:



“Quando um fator externo age sobre um sistema em equilíbrio, este se desloca, sempre no sentido de minimizar a ação do fator aplicado.”

Segundo Le Chatelier, quando mudamos alguma propriedade de um sistema em equilíbrio, a alteração faz com que o sistema busque uma forma de minimizar essa modificação e um novo equilíbrio é formado quando a velocidade das reações direta e inversa se igualam e as concentrações das substâncias das reações tornam-se novamente constantes.

Pelo seu empenho em desenvolver estudos nessa área, Le Chatelier sempre é lembrado quando se fala em equilíbrio químico.

Deslocamento do Equilíbrio Químico

O deslocamento de equilíbrio corresponde a uma alteração da velocidade de uma reação direta ou inversa. Como enuncia o princípio de Le Chatelier, sempre que uma alteração ocorrer no equilíbrio ele se desloca a fim de minimizar essa perturbação.

O resultado desses deslocamentos gera um novo estado de equilíbrio no sistema químico. Além da concentração, a pressão e a temperatura influenciam nesse processo. Já o uso de catalisadores faz com que o equilíbrio seja atingido de maneira mais rápida.

Influência da concentração

Quando aumentamos a quantidade de uma substância (reagente ou produto) em uma reação, o equilíbrio se desloca para ser restabelecido, transformando essa substância.

Da mesma forma, se retirarmos uma substância da reação, diminuindo sua quantidade, o equilíbrio é restabelecido produzindo mais dessa substância.

Influência da temperatura

Quando se diminui a temperatura de um sistema, desloca-se o equilíbrio liberando mais energia, ou seja, a reação exotérmica é favorecida.



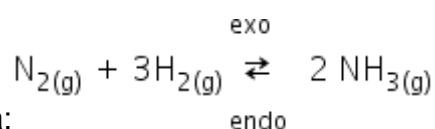
Da mesma forma, ao aumentar a temperatura, o equilíbrio é restabelecido absorvendo energia, favorecendo a reação endotérmica.

Influência da pressão

O aumento da pressão total faz com que o equilíbrio se desloque para o sentido do menor volume.

Mas, se diminuirmos a pressão total, o equilíbrio tende a se deslocar para o sentido do maior volume.

Exemplo:



Dada a equação química:

- Concentração: aumentando a quantidade de N_2 na reação, o equilíbrio se desloca para direita, formando mais produto.
- Temperatura: aumentando a temperatura, o equilíbrio se desloca para esquerda, favorecendo a reação endotérmica (absorvendo energia) e formando mais reagentes.
- Pressão: aumentando a pressão, o equilíbrio se desloca para direita, que tem menor volume (número de mols).

Influência do catalisador



Quando adicionamos um catalisador ao sistema, essa substância aumentará a velocidade das reações direta e inversa, diminuindo então o tempo necessário para que o equilíbrio químico seja atingido, mas não altera a concentração das substâncias.

ELETROQUÍMICA

Eletroquímica é a área da Química que estuda as reações que envolvem a transferência de elétrons e a interconversão de energia química em energia elétrica.

A eletroquímica é aplicada para fabricação de muitos aparelhos utilizados em nosso cotidiano, como pilhas, baterias, celulares, lanternas, computadores e calculadoras.

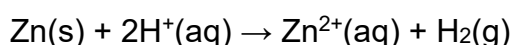
Reações de Oxirredução

Na eletroquímica, as reações estudadas são as de oxirredução. Elas são caracterizadas pela perda e ganho de elétrons. Isso quer dizer que ocorre a transferência de elétrons de uma espécie para outra.

Como o seu nome indica, as reações de oxirredução ocorrem em duas etapas:

- **Oxidação:** Perda de elétrons. O elemento que provoca a oxidação é chamado de agente oxidante.
- **Redução:** Ganho de elétrons. O elemento que provoca a redução é chamado de agente redutor.

Entretanto, para saber quem ganha e quem perde elétrons, deve-se conhecer os números de oxidação dos elementos. Veja esse exemplo de oxirredução:



O elemento Zinco (Zn^{2+}) é oxidado ao perder dois elétrons. Ao mesmo tempo, provocou a redução do íon de hidrogênio. Por isso, é o agente redutor.



O íon (H^+) ganha um elétron, sofrendo redução. Com isso, provocou a oxidação do zinco. É o agente oxidante.

Pilhas e Eletrólise

O estudo da eletroquímica compreende as pilhas e a eletrólise. A diferença entre os dois processos é a transformação de energia.

- A **pilha converte energia química em energia elétrica**, de modo espontâneo.
- A **eletrólise converte energia elétrica em energia química**, de modo não espontâneo.

Pilhas

A [pilha](#), também chamada de célula eletroquímica, é um sistema onde ocorre a reação de oxirredução. Ela é composta por dois eletrodos e um eletrólito, que em conjunto produzem energia elétrica. Se conectarmos duas ou mais pilhas, forma-se uma bateria.

O eletrodo é a superfície sólida condutora que possibilita a troca de elétrons.

- O eletrodo no qual ocorre a oxidação é chamado de ânodo, representa o polo negativo da pilha.
- O eletrodo no qual ocorre a redução é catodo, o polo positivo da pilha.

Os elétrons são liberados no ânodo e seguem por um fio condutor até o catodo, onde ocorre a redução. Assim, o fluxo de elétrons segue de ânodo para o catodo.

O eletrólito ou ponte salina é a solução eletrolítica condutora dos elétrons, permitindo a sua circulação no sistema.

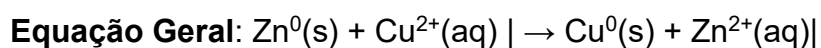
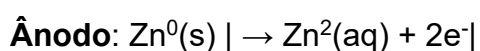
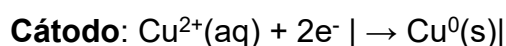
Em 1836, John Fredric Daniell construiu um sistema que ficou conhecido como **Pilha de Daniell**. Ele interligou, com um fio metálico, dois eletrodos.



Um eletrodo consistia em uma placa de zinco metálico, mergulhado em uma solução aquosa de sulfato de zinco (ZnSO_4), representando o ânodo.

O outro eletrodo consistia em uma placa de cobre metálico (Cu), imerso em uma solução de sulfato de cobre (CuSO_4), representava o cátodo.

No cátodo ocorre a redução do cobre. Enquanto, no ânodo acontece a oxidação do zinco. Conforme a seguinte reação química:



O “|” representa as diferenças de fases entre reagentes e produtos.

Eletrólise

A eletrólise é a reação de oxirredução que ocorre de modo não espontâneo, provocada pela passagem de corrente elétrica vinda de fonte externa.

A eletrólise pode ser ígnea ou aquosa.

A eletrólise ígnea é aquela que se processa a partir de um eletrólito fundido, ou seja, pelo processo de fusão.

Na eletrólise aquosa, o solvente ionizante utilizado é a água. Em solução aquosa, a eletrólise pode ser realizada com eletrodos inertes ou eletrodos ativos (ou reativos).

Aplicações

A eletroquímica é bastante presente em nosso cotidiano. Alguns exemplos são:

- Reações no corpo humano;

- Fabricação de diversos aparelhos eletrônicos;
- Carregamento de baterias;
- Galvanoplastia: revestimento de peças de ferro e aço com zinco metálico;
- Diversos tipos de aplicação na indústria química.

A ferrugem dos metais é formada pela oxidação do ferro metálico (Fe) a cátion ferro (Fe^{2+}), quando na presença de ar e água. Podemos considerar a ferrugem como um tipo de **corrosão eletroquímica**. O revestimento com zinco metálico, pelo processo de galvanoplastia, impede o contato do ferro com o ar.

ESTRUTURA DA MATÉRIA

A matéria é definida como tudo que tem massa e ocupa um lugar no espaço.

O átomo é a unidade fundamental da matéria e pode ser visto como um “bloco de construção”, pois a forma como os átomos se organizam dá origem a toda matéria existente.

São exemplos de matéria: árvores, estrelas, ar, água, animais, plantas, ouro, granito, ferro, etc.

No estudo do universo, aquilo que não é classificado como matéria é chamado de energia. Sendo assim, a luz, o calor e a radiação são energia e não matéria.

Matéria, corpo e objeto

A matéria é formada por partículas indivisíveis e constitui o universo observável. Por isso, dizemos que a matéria apresenta massa e volume.

Uma parte limitada da matéria é um corpo e quando um corpo recebe uma função específica passa a ser um objeto.

Exemplos:



Matéria	Corpo	Objeto
Madeira	Pedaço de madeira	Cadeira de madeira
Ouro	Barra de ouro	Anel de ouro
Granito	Pedra de granito	Estátua de granito
Mármore	Pedra de mármore	Mesa de mármore
Látex	Borracha	Pneu

Composição da matéria

Toda a matéria é composta por átomos, que por sua vez são formados por partículas fundamentais: prótons, nêutrons e elétrons.

Os prótons e os nêutrons, que estão no núcleo atômico, são formados por partículas ainda menores, os quarks. Portanto, elétrons e quarks são as partículas elementares da matéria.

Através das ligações químicas ocorre a combinação dos átomos, iguais ou diferentes, e temos a diversidade de materiais que conhecemos. Macroscopicamente vemos a organização dos átomos através das substâncias químicas.

Substâncias

As substâncias puras são constituídas de apenas uma espécie química e, por isso, apresentam composição e propriedades fixas.

Uma **substância simples** é formada apenas por um elemento químico, por exemplo, o oxigênio (O_2) do ar que respiramos e o metal ferro (Fe).

Uma **substância composta** é formada por pelo menos dois elementos como, por exemplo, a água (H_2O) que bebemos e o gás carbônico (CO_2) que liberamos na respiração.

Misturas

Quando mais de uma substância está presente em um material temos uma mistura, que pode ser homogênea ou heterogênea.

Nas **misturas homogêneas** vemos apenas uma fase, como no soro fisiológico, um líquido formado pela mistura de água e cloreto de sódio.

As **misturas heterogêneas** exibem mais de uma fase, como o sangue, que apresenta partículas suspensas em uma fase líquida.

Matéria e energia

A energia é utilizada para transformar ou movimentar a matéria. São exemplos de energia: elétrica, térmica, nuclear, química e mecânica.

A matéria se apresenta nos estados físicos sólido, líquido e gasoso e uma transformação na matéria é desencadeada mediante uma energia aplicada.

A **transformação física** da matéria ocorre quando há passagem de um estado físico para outro, pois não há mudança em sua composição.

Por exemplo, se adicionarmos energia térmica a um cubo de gelo, o calor fará a água passar do estado sólido para o líquido. Trata-se então de uma alteração física porque ocorreu apenas uma mudança de fase.

A **transformação química** da matéria faz com que substâncias reajam e formem um novo material. Isso ocorre através das reações químicas, com absorção ou liberação de energia. Sendo assim, uma mudança química promove uma alteração na estrutura atômica.

Por exemplo, os gases hidrogênio (H_2) e oxigênio (O_2) podem reagir e gerar a substância água (H_2O).

Propriedades da matéria



As propriedades da matéria englobam as características comuns a todos os materiais e as peculiaridades que os diferenciam.

Propriedades Gerais da Matéria

As propriedades gerais são aquelas que se aplicam a qualquer matéria, independente da sua constituição.

- | | |
|---|--|
| <ul style="list-style-type: none">• Massa• Volume• Inércia• Impenetrabilidade• Divisibilidade | <ul style="list-style-type: none">• Compressibilidade• Elasticidade• Indestrutibilidade• Extensão• Descontinuidade |
|---|--|

Propriedades Específicas da Matéria

As propriedades específicas são características exclusivas de determinada matéria e, por isso, pode ser vista como uma diferença das demais.

Químicas	Físicas
<ul style="list-style-type: none">• Combustível• Oxidante• Corrosivo• Explosivo	<ul style="list-style-type: none">• Ponto de fusão• Ponto de ebulição• Solubilidade• Magnetismo
Organolépticas	Funcionais
<ul style="list-style-type: none">• Cor• Sabor• Odor• Textura	<ul style="list-style-type: none">• Ácidos• Bases• Sais• Óxidos

MODELOS ATÔMICOS

Os modelos atômicos são os aspectos estruturais dos átomos que foram apresentados por cientistas na tentativa de compreender melhor o átomo e a sua composição.

Em 1808, o cientista inglês John Dalton propôs uma explicação para a propriedade da matéria. Trata-se da primeira teoria atômica que dá as bases para o modelo atômico conhecido atualmente.

A constituição da matéria é motivo de estudos desde a antiguidade. Os pensadores **Leucipo** (500 a.C.) e **Demócrito** (460 a.C.) formularam a ideia de haver um limite para a pequenez das partículas.

Eles afirmavam que elas se tornariam tão pequenas que não poderiam ser divididas. Chamou-se a essa partícula última de átomo. A palavra é derivada dos radicais gregos que, juntos, significam o que não se pode dividir.

Modelo Atômico de Dalton



Figura 6: Modelo atômico de Dalton

O [Modelo Atômico de Dalton](#), conhecido como o modelo bola de bilhar, possui os seguintes princípios:

1. Todas as substâncias são formadas de pequenas partículas chamadas átomos;
2. Os átomos de diferentes elementos têm diferentes propriedades, mas todos os átomos do mesmo elemento são exatamente iguais;
3. Os átomos não se alteram quando formam componentes químicos;
4. Os átomos são permanentes e indivisíveis, não podendo ser criados nem destruídos;
5. As reações químicas correspondem a uma reorganização de átomos.

Modelo Atômico de Thomson

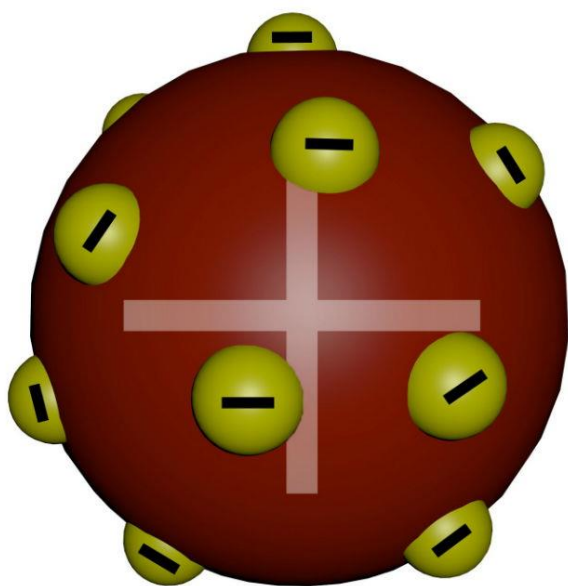


Figura 7: Modelo Atômico de Thomson

O [Modelo Atômico de Thomson](#) foi o primeiro a realizar a divisibilidade do átomo. Ao pesquisar sobre raios catódicos, o físico inglês propôs esse modelo que ficou conhecido como o modelo pudim de ameixa.

Ele demonstrou que esses raios podiam ser interpretados como sendo um feixe de partículas carregadas de energia elétrica negativa.

Em 1887, Thomson sugeriu que os elétrons eram um constituinte universal da matéria. Ele apresentou as primeiras ideias relativas à estrutura interna dos átomos.

Thomson indicava que os átomos deviam ser constituídos de cargas elétricas positivas e negativas distribuídas uniformemente.

Ele descobriu essa mínima partícula e assim estabeleceu a teoria da natureza elétrica da matéria. Concluiu que os elétrons eram constituintes de todos os tipos de matéria, pois observou que a relação carga/massa do elétron era a mesma para qualquer gás empregado em suas experiências.

Em 1897, Thomson tornou-se reconhecido como o “**pai do elétron**”.

Modelo Atômico de Rutherford

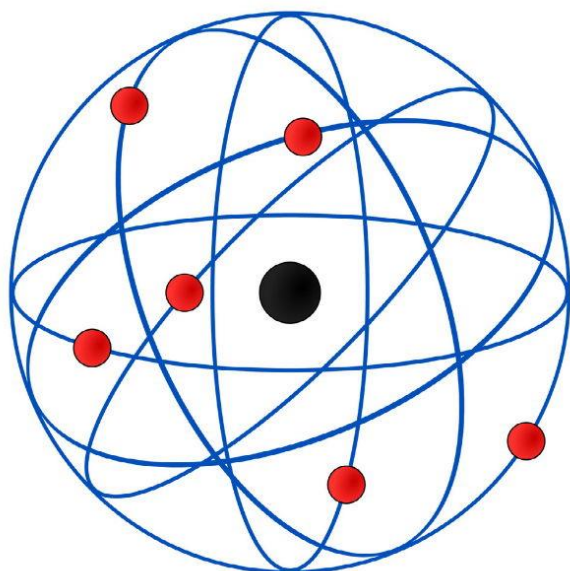


Figura 8: Modelo atômico de Rutherford

Em 1911, o físico neozelandês Rutherford colocou uma folha de ouro bastante fina numa câmara metálica. Seu objetivo era analisar a trajetória de partículas alfa a partir do obstáculo criado pela folha de ouro.

Nesse ensaio de Rutherford, observou que algumas partículas ficavam totalmente bloqueadas e outras partículas, que não eram afetadas, ultrapassavam a folha, sofrendo desvios. Segundo ele, esse comportamento podia ser explicado graças às forças de repulsão elétrica entre essas partículas.

Pelas observações, afirmou que o átomo era nucleado e sua parte positiva se concentrava num volume extremamente pequeno, que seria o próprio núcleo.

O [Modelo Atômico de Rutherford](#), conhecido como modelo planetário, corresponde a um sistema planetário em miniatura, no qual os elétrons se movem em órbitas circulares, ao redor do núcleo.

Modelo de Rutherford – Bohr

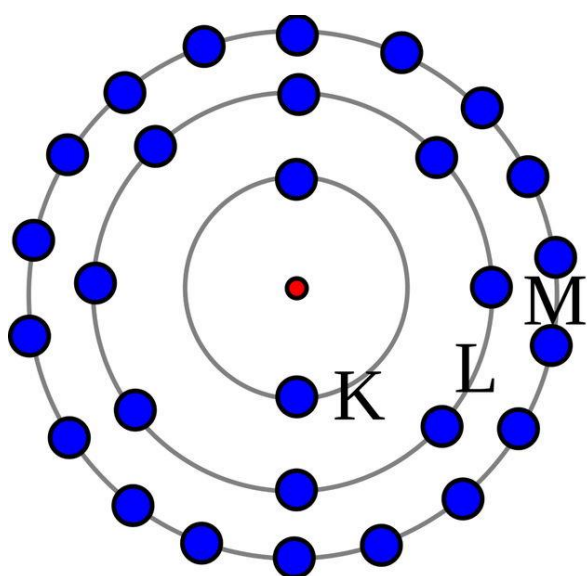


Figura 9: Modelo Atômico de Rutherford-Bohr

O modelo apresentado por Rutherford foi aperfeiçoado por Bohr. Por esse motivo, o aspecto da estrutura atômica de Bohr também é chamada de [Modelo Atômico de Bohr](#) ou Modelo Atômico de Rutherford-Bohr.

A teoria do físico dinamarquês Niels Bohr estabeleceu as seguintes concepções atômicas:

1. Os elétrons que giram ao redor do núcleo não giram ao acaso, mas descrevem órbitas determinadas.

2. O átomo é incrivelmente pequeno, mesmo assim a maior parte do átomo é espaço vazio. O diâmetro do núcleo atômico é cerca de cem mil vezes menor que o átomo todo. Os elétrons giram tão depressa que parecem tomar todo o espaço.
3. Quando a eletricidade passa através do átomo, o elétron pula para a órbita maior e seguinte, voltando depois à sua órbita usual.
4. Quando os elétrons saltam de uma órbita para a outra resulta luz. Bohr conseguiu prever os comprimentos de onda a partir da constituição do átomo e do salto dos elétrons de uma órbita para a outra.

Modelo Atômico de Schrodinger

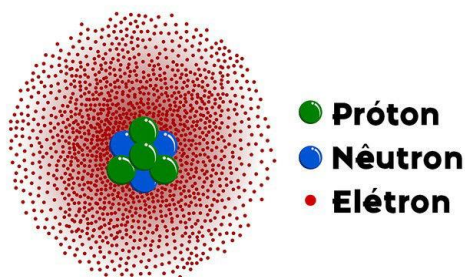


Figura 10: Modelo Atômico de Schrodinger.

Trata-se do modelo atual e o mais aceito pela comunidade científica. Ele nasceu da **teoria da mecânica ondulatória** proposta por Erwin Schrodinger. Para Schrodinger, os átomos possuíam regiões prováveis de existência dos elétrons, o que ele chamou de **orbitais eletrônicos**.

O orbital é uma zona de máxima probabilidade de se encontrar um elétron. Isso porque, segundo modelos matemáticos, seria impossível definir o local exato e velocidade de movimento dessa partícula subatômica.

Através de funções matemáticas, conhecidas por **funções ondulatórias**, o cientista obteve resultados consideráveis, o que rendeu a ele o prêmio Nobel em 1933.

O princípio da incerteza de Heisenberg contribuiu para a formulação desse modelo atômico. O princípio diz: é impossível definir a posição e velocidade exatas de um elétron num mesmo instante.

Esse fato se dá, pois os elétrons possuem comportamento de **onda-partícula**, ou seja, ora se comportam como onda, ora como partícula.

Baseado nisso, o cientista definiu o estado de maior concentração de elétrons no orbital como sendo a **nuvem eletrônica** do átomo. Essa descoberta foi importantíssima para a melhor compreensão das propriedades químicas e físicas dos átomos.

PROPRIEDADES COLIGATIVAS

As propriedades coligativas envolvem os estudos sobre as propriedades físicas das soluções, mais precisamente de um solvente em presença de um soluto.

Ainda que não seja de nosso conhecimento, as propriedades coligativas são muito utilizadas em processos industriais e mesmo em diversas situações cotidianas.

Relacionados a essas propriedades estão as constantes físicas, por exemplo, a temperatura de ebulição ou de fusão de determinadas substâncias.

Como exemplo, podemos citar o processo da indústria do automóvel, como a adição de aditivos nos radiadores dos carros. Isso explica porque em locais mais gélidos, a água presente no radiador não congela.

Processos realizados com alimentos, como o salgamento de carnes ou mesmo os alimentos saturados em açúcar, evitam a deterioração e proliferação de organismos.

Além disso, a dessalinização da água (retirada de sal) bem como o espalhamento de sal na neve em locais onde o inverno é muito rigoroso, corroboram a importância do conhecimento dos efeitos coligativos nas soluções.

Solvente e Soluto



Antes de mais nada, devemos nos atentar aos conceitos de [solvente e soluto](#), ambos componentes de uma solução:

- **Solvente:** substância que dissolve.
- **Soluto:** substância dissolvida.

Como exemplo, podemos pensar numa solução de água com sal, onde a água representa o solvente e o sal, o soluto.

Efeitos Coligativos: Tipos de Propriedades Coligativas

Os efeitos coligativos estão associados aos fenômenos que ocorrem com os solutos e solventes de uma solução, sendo classificados em:

Efeito Tonométrico

A tonoscopia, também chamada de tonometria, é um fenômeno que se observa quando ocorre a **diminuição da pressão máxima de vapor de um líquido** (solvente).

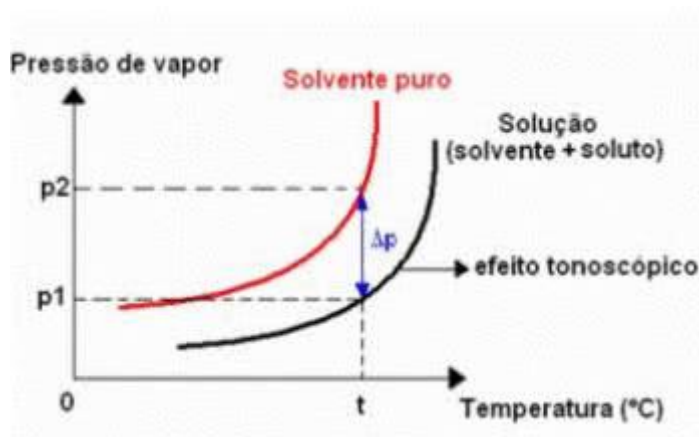


Figura 11: Gráfico do Efeito Tonométrico

Isso ocorre por meio da dissolução de um soluto não-volátil. Sendo assim, o soluto diminui a capacidade de evaporação do solvente.

Esse tipo de efeito coligativo pode ser calculado pela seguinte expressão:

$$\Delta p = p_0 - p$$

Onde,

Δp : abaixamento absoluto da pressão máxima de vapor a solução

p_0 : pressão máxima de vapor do líquido puro, à temperatura t

p : pressão máxima de vapor da solução, à temperatura t

Efeito Ebuliométrico

A ebullioscopia, também chamada de ebullimetria, é um fenômeno que contribui para o **aumento da variação de temperatura de um líquido** durante o processo de ebulição.

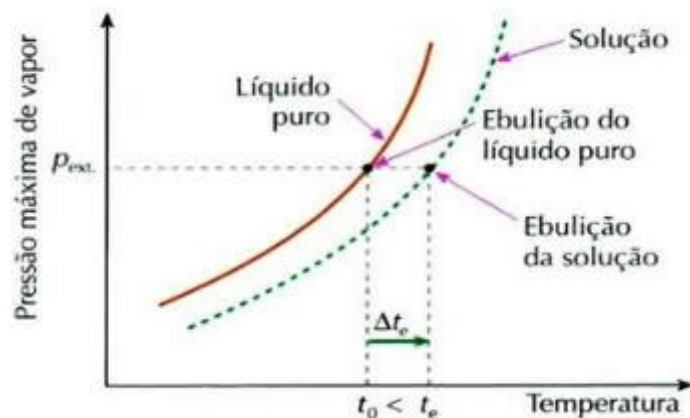


Figura 12: Gráfico do Efeito Ebuliométrico

Isso ocorre por meio da dissolução de um soluto não-volátil, por exemplo, quando acrescentamos açúcar na água que está prestes a entrar em ebulição, a temperatura de ebulição do líquido aumenta.

O chamado efeito ebuliométrico (ou ebullioscópico) é calculado pela seguinte expressão:

$$\Delta t_e = t_e - t_0$$

Onde,



Δt_e : elevação da temperatura de ebulição da solução

t_e : temperatura inicial de ebulição da solução

t_0 : temperatura de ebulição do líquido puro

Efeito Criométrico

A crioscopia, também chamada de criometria, é um processo em que ocorre a **diminuição da temperatura de congelamento de uma solução**.

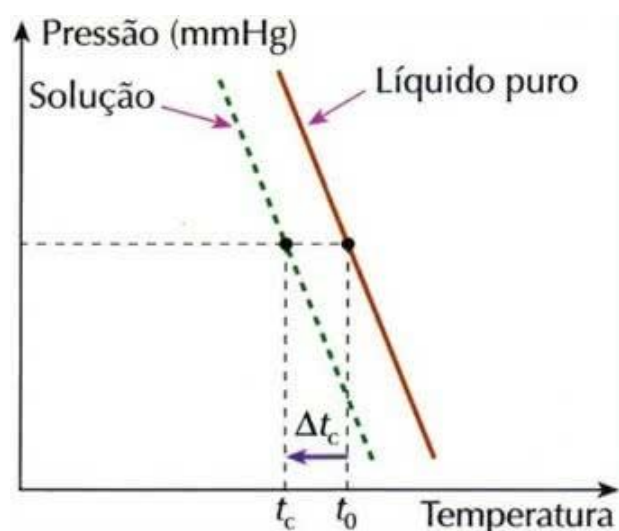


Figura13: Gráfico do Efeito Criométrico

Isso porque quando se dissolve um soluto não-volátil em um líquido, a temperatura de congelamento do líquido diminui.

Um exemplo de crioscopia são os aditivos anticongelantes que se colocam nos radiadores dos automóveis em locais onde a temperatura é muito baixa. Esse processo evita o congelamento da água, auxiliando na vida útil dos motores dos carros.

Além disso, o sal espalhado nas ruas dos locais onde o inverno é muito rigoroso, evita o acúmulo de gelo nas estradas.

Para calcular esse efeito coligativo, utiliza-se a seguinte fórmula:

$$\Delta t_c = t_0 - t_c$$

Onde,

Δt_c : abaixamento da temperatura de congelação da solução

t_0 : temperatura de congelação do solvente puro

t_c : temperatura inicial de congelação do solvente na solução

Lei de Raoult

A chamada “Lei de Raoult” foi proposta pelo químico francês François-Marie Raoult (1830-1901).

Ele estudou os efeitos coligativos (tonométrico, ebuliométrico e criométrico), auxiliando nos estudos das massas moleculares das substâncias químicas.

Ao estudar os fenômenos associados à fusão e ebulição da água, ele chegou à conclusão de que: ao dissolver 1 mol de qualquer soluto não-volátil e não-iônico em 1kg de solvente, tem-se sempre o mesmo efeito tonométrico, ebuliométrico ou criométrico.

Assim, a Lei de Raoult pode ser expressa da seguinte maneira:

“Numa solução de soluto não-volátil e não-iônico, o efeito coligativo é proporcional à molaridade da solução”.

Ela pode ser expressa da seguinte maneira:

$$P_{\text{solução}} = X_{\text{solvente}} \cdot P_{\text{solvente puro}}$$

Osmometria

A osmometria é um tipo de propriedade coligativa que está relacionada com a **pressão osmótica das soluções**.



Lembre-se que osmose é um processo físico-químico que envolve a passagem de água de um meio menos concentrado (hipotônico) para outro mais concentrado (hipertônico).

Isso ocorre através de uma membrana semipermeável, a qual permite somente a passagem de água.

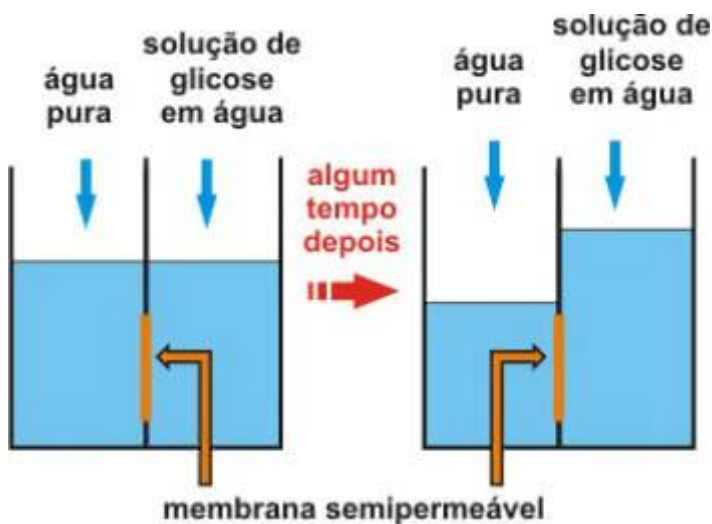


Figura 14: Ação da membrana semipermeável após um tempo

A chamada [pressão osmótica](#) é a pressão que permite que a água se movimente. Em outras palavras é a pressão exercida sobre a solução, a qual impede sua diluição pela passagem do solvente puro através da membrana semipermeável.

Sendo assim, a osmometria é o estudo e a medição da pressão osmótica nas soluções.

Note que na técnica de dessalinização da água (retirada de sal) é utilizado o processo chamado de [osmose reversa](#).

Leis da Osmometria

O físico e químico holandês Jacobus Henricus Van't Hoff (1852-1911) foi responsável por postular duas leis associadas à osmometria.

A primeira lei pode ser expressa da seguinte maneira:

“Em temperatura constante, a pressão osmótica é diretamente proporcional à molaridade da solução”

Já na segunda lei postulada por ele, temos o seguinte enunciado:

“Em molaridade constante, a pressão osmótica é diretamente proporcional à temperatura absoluta da solução”

Sendo assim, para calcular a pressão osmótica das soluções moleculares e diluídas, utiliza-se a fórmula:

$$\pi = MRT$$

sendo,

π : pressão osmótica da solução (atm)

M: molaridade da solução (mol/L)

R: constante universal dos gases perfeitos = 0,082 atm.L/mol.K

T: temperatura absoluta da solução (K)



REFERÊNCIAS

KOTZ, J.C. & TREICHEL Jr., P.M. Química Geral e Reações Químicas. Vol. 1. Editora Thomson Learning, 2005.

FEYNMAN, R. P.. Física em 12 lições. Rio de Janeiro: Ediouro, 2005.

PERUZZO, F. M. T.; CANTO, E. L. Química na abordagem do cotidiano. 3. ed. São Paulo: Moderna 2007.

<https://www.todamateria.com.br/> - Acessado em 16/07/2025

<https://brasilecola.uol.com.br/> - Acessado em 16/07/2025

QUESTÕES

1. Sobre a Primeira Lei da Termodinâmica, assinale a alternativa correta:

- A) A energia interna de um sistema é sempre constante.
- B) O calor pode ser destruído para gerar trabalho.
- C) A energia não pode ser criada nem destruída, apenas transformada.
- D) O trabalho sempre aumenta a temperatura do sistema.

Gabarito: C

2. O sistema que permite troca de energia e matéria com o meio externo é:

- A) Isolado
- B) Aberto
- C) Fechado
- D) Térmico

Gabarito: B

3. O gás ideal é caracterizado por:

- A) Não obedecer às leis dos gases.
- B) Não possuir energia cinética.
- C) Apresentar interações moleculares permanentes.
- D) Colisões elásticas entre suas partículas.

Gabarito: D

4. A energia interna de um gás ideal depende diretamente de sua:

- A) Pressão
- B) Volume
- C) Temperatura
- D) Massa molar

Gabarito: C

5. A Segunda Lei da Termodinâmica afirma que:

- A) A entropia de um sistema isolado nunca diminui.
- B) A energia pode ser criada do nada.

C) O trabalho é sempre maior que o calor absorvido.

D) Toda energia térmica se converte em energia útil.

Gabarito: A

6. A grandeza física que representa o grau de desordem de um sistema é:

A) Energia interna

B) Pressão

C) Entalpia

D) Entropia

Gabarito: D

7. A Lei Zero da Termodinâmica trata de:

A) Energia de ativação

B) Equilíbrio térmico

C) Reações reversíveis

D) Compressibilidade dos gases

Gabarito: B

8. O que acontece com a velocidade de uma reação quando se aumenta a temperatura?

A) Diminui

B) Permanece constante

C) Aumenta

D) Reação se torna reversível

Gabarito: C

9. A teoria das colisões afirma que:

A) Toda colisão entre partículas gera reação.

B) Apenas colisões com orientação correta e energia suficiente resultam em reação.

C) Colisões são sempre inefetivas.

D) A energia de ativação não interfere na reação.

Gabarito: B

10. Catalisadores:



- A) Reduzem a entropia do sistema.
- B) Diminuem a energia de ativação.
- C) São consumidos durante a reação.
- D) Alteram o equilíbrio químico.

Gabarito: B

11. No equilíbrio químico:

- A) As reações cessam completamente.
- B) A concentração dos reagentes torna-se nula.
- C) A velocidade das reações direta e inversa se igualam.
- D) A reação se torna irreversível.

Gabarito: C

12. Um sistema homogêneo em equilíbrio químico apresenta:

- A) Fases distintas
- B) Reagentes e produtos em diferentes estados físicos
- C) Apenas uma fase
- D) Presença obrigatória de gases

Gabarito: C

13. A constante de equilíbrio (K_c) depende de:

- A) Massa molar
- B) Temperatura
- C) Pressão
- D) Superfície de contato

Gabarito: B

14. Quando um sistema em equilíbrio sofre aumento de pressão:

- A) O equilíbrio se desloca para o lado com maior número de mols gasosos
- B) Não há alteração
- C) O equilíbrio se desloca para o lado com menor número de mols gasosos
- D) O sistema se torna isolado

Gabarito: C



15. A adição de um catalisador a um sistema em equilíbrio:

- A) Desloca o equilíbrio para os produtos
- B) Desloca o equilíbrio para os reagentes
- C) Aumenta a constante de equilíbrio
- D) Apenas acelera o alcance do equilíbrio

Gabarito: D

16. A reação abaixo é um exemplo de oxidação: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$. O zinco:

- A) Ganha elétrons
- B) Reduz-se
- C) Perde elétrons
- D) Torna-se agente oxidante

Gabarito: C

17. Em uma pilha, os elétrons fluem:

- A) Do cátodo para o ânodo
- B) Do ânodo para o cátodo
- C) Por meio da ponte salina
- D) Em movimento circular

Gabarito: B

18. A eletrólise se diferencia da pilha porque:

- A) Converte energia térmica em química
- B) Ocorre espontaneamente
- C) Requer fonte externa de energia elétrica
- D) Gera corrente elétrica espontaneamente

Gabarito: C

19. O sal nas ruas em dias de neve serve para:

- A) Aumentar a entropia
- B) Elevar o ponto de ebulição
- C) Reduzir o ponto de congelamento da água
- D) Aumentar a pressão de vapor

Gabarito: C

20. A osmose ocorre quando:

- A) Soluto passa por membrana semipermeável
- B) Solvente passa de meio mais concentrado para o menos concentrado
- C) Solvente passa do meio hipotônico para o hipertônico
- D) Pressão osmótica é menor que zero

Gabarito: C

21. A unidade padrão de medida da energia no Sistema Internacional (SI) é:

- A) Caloria
- B) Watt
- C) Joule
- D) Ampère

Gabarito: C

22. O que caracteriza uma reação exotérmica?

- A) Absorção de energia
- B) Liberação de energia
- C) Formação de reagentes
- D) Aumento de entropia

Gabarito: B

23. O modelo atômico que comparava o átomo a uma bola de bilhar foi proposto por:

- A) Bohr
- B) Dalton
- C) Rutherford
- D) Thomson

Gabarito: B

24. O modelo conhecido como “pudim de ameixa” foi proposto por:

- A) Dalton
- B) Rutherford
- C) Thomson

D) Schrodinger

Gabarito: C

25. O modelo atômico que introduziu a ideia de orbitais eletrônicos foi:

A) Dalton

B) Bohr

C) Thomson

D) Schrodinger

Gabarito: D

26. A propriedade coligativa que se refere ao abaixamento do ponto de congelamento é:

A) Tonoscopia

B) Ebulioscopia

C) Crioscopia

D) Osmometria

Gabarito: C

27. Qual das alternativas a seguir corresponde ao efeito tonométrico?

A) Aumento da pressão de vapor

B) Diminuição da pressão de vapor

C) Aumento da temperatura de ebulição

D) Redução da densidade

Gabarito: B

28. A fórmula $\pi = MRT$ é usada para calcular:

A) Pressão total

B) Energia interna

C) Pressão osmótica

D) Constante de equilíbrio

Gabarito: C

29. O valor de R (constante universal dos gases) na equação $\pi = MRT$ é:

- A) 8,31 atm·L/mol·K
- B) 0,082 atm·L/mol·K
- C) 1,00 atm·L/mol·K
- D) 273 atm·L/mol·K

Gabarito: B

30. A quantidade de fases visíveis em uma mistura heterogênea é:

- A) Uma
- B) Nenhuma
- C) Duas ou mais
- D) Variável, mas invisível

Gabarito: C

31. As substâncias simples são formadas por:

- A) Um único tipo de átomo
- B) Dois tipos de átomos
- C) Misturas homogêneas
- D) Elementos com alta massa molar

Gabarito: A

32. O conceito de entropia está relacionado a:

- A) Energia potencial
- B) Velocidade da reação
- C) Grau de desordem
- D) Calor latente

Gabarito: C

33. Uma substância que acelera uma reação sem ser consumida é chamada de:

- A) Inibidor
- B) Catalisador
- C) Reagente
- D) Produto

Gabarito: B

34. A constante de equilíbrio é alterada quando se varia:

- A) Concentração
- B) Volume
- C) Temperatura
- D) Pressão

Gabarito: C

35. Qual dos seguintes fatores afeta a velocidade de uma reação entre gases?

- A) Cor do recipiente
- B) Pressão
- C) Estado físico do sólido
- D) Volume do catalisador

Gabarito: B

36. A equação geral da pilha de Daniell é:

- A) $\text{Cu} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Zn} + \text{Cu}^{2+}$
- B) $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$
- C) $\text{Zn}^{2+} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn} + \text{Cu}$
- D) $\text{Cu}^{2+} + \text{Zn}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}$

Gabarito: B

37. A equação do ânodo na pilha de Daniell é:

- A) $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$
- B) $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
- C) $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$
- D) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Gabarito: B

38. A função do eletrólito ou ponte salina em uma pilha é:

- A) Reduzir o metal
- B) Impedir a reação
- C) Permitir o fluxo de íons

D) Bloquear elétrons

Gabarito: C

39. A energia de ativação é:

- A) Energia liberada no final da reação
- B) Energia necessária para iniciar uma reação
- C) Energia absorvida pelos produtos
- D) Energia que mantém o equilíbrio químico

Gabarito: B

40. O deslocamento do equilíbrio para o lado dos produtos pode ocorrer quando:

- A) Se remove um dos reagentes
- B) Se aumenta a concentração de produtos
- C) Se adiciona um reagente
- D) Se reduz a temperatura

Gabarito: C

41. Qual das propriedades abaixo é geral da matéria?

- A) Ponto de ebulição
- B) Densidade
- C) Volume
- D) Cor

Gabarito: C

42. Qual é um exemplo de mistura homogênea?

- A) Água e óleo
- B) Sal e areia
- C) Água com sal dissolvido
- D) Sangue

Gabarito: C

43. O ponto de ebulição de um líquido puro:

- A) Diminui com soluto volátil
- B) Aumenta com soluto não volátil
- C) Não muda com aditivos



D) É sempre 100°C

Gabarito: B

44. A osmose reversa é usada para:

- A) Aumentar a concentração da solução
- B) Elevar a pressão osmótica
- C) Dessalinizar a água
- D) Fundir sólidos

Gabarito: C

45. A Lei de Raoult relaciona:

- A) Solubilidade com pressão
- B) Pressão osmótica com temperatura
- C) Pressão de vapor com fração molar
- D) Entalpia com concentração

Gabarito: C

46. A Lei da Ação das Massas estabelece que:

- A) A massa total dos produtos é maior que a dos reagentes
- B) A reação favorece os produtos sempre
- C) A velocidade da reação é proporcional às concentrações molares dos reagentes
- D) A massa não interfere na constante de equilíbrio

Gabarito: C

47. Reações químicas que ocorrem em velocidades extremamente baixas são:

- A) Explosões
- B) Combustões
- C) Formação de petróleo
- D) Dissolução de sal

Gabarito: C

48. A velocidade média de uma reação é expressa em:

- A) mol
- B) mol/L

C) mol/s

D) J/mol

Gabarito: C

49. Reações reversíveis são aquelas que:

A) Ocorrem em um único sentido

B) Produzem sempre gases

C) Podem ocorrer nos dois sentidos

D) São exclusivas de soluções aquosas

Gabarito: C

50. O aumento da concentração de reagentes provoca:

A) A diminuição da velocidade da reação

B) A formação de catalisadores

C) O aumento da velocidade da reação

D) Nenhuma mudança

Gabarito: C





OBIGADO!
CONTINUE ESTUDANDO.