

MATERIAL DIDÁTICO

Para a EJA

Química



**INSTITUTO
FEDERAL**

Goiás

Câmpus
Valparaíso

Prof. Dr. Flávio Olímpio Sanches Neto

MATERIAL DIDÁTICO

Para a EJA

Química



**INSTITUTO
FEDERAL**

Goiás

Câmpus
Valparaíso

QUÍMICA

Prof. Dr. Flávio Olímpio Sanches Neto

Bacharel em Química Industrial pela Universidade Estadual de Goiás (2015), mestre em Química pela mesma instituição (2017) e doutor em Físico-Química pela Universidade de Brasília (2022). Atualmente, é docente do Instituto Federal de Goiás.

**INSTITUTO FEDERAL DE EDUCAÇÃO, CIÊNCIA
E TECNOLOGIA DE GOIÁS
CÂMPUS VALPARAÍSO
GERÊNCIA DE PESQUISA, PÓS-GRADUAÇÃO E EXTENSÃO**

EQUIPE

REITORA DO INSTITUTO FEDERAL DE GOIÁS

Oneida Cristina Gomes Barcelos Irigon

PRÓ-REITOR DE EXTENSÃO

Willian Batista dos Santos

DIRETOR-GERAL DO CÂMPUS VALPARAÍSO

Reginaldo Dias dos Santos

GERENTE DE PESQUISA, PÓS-GRADUAÇÃO E EXTENSÃO

Danielle Pereira Da Costa

COORDENADOR

João Oliveira Ramos Neto

DOCENTES

Bruno de Paula Miranda

Flávio Olímpio Sanches Neto

João Oliveira Ramos Neto

Naiá Marjore Marrone Alves Oliveira

Nívia Maria Assunção Costa

DISCENTES

Ana Clara Da Silva Amaral

Arthur Santos Barreira Lima de Sá

Igor Alves Ribeiro

Luiza Da Silva Amorim

Thayná Das Graças Silva Peres

Gustavo Rodrigues Ribeiro

Karol Vieira Noronha

Matheus De Oliveira Azevedo

Nathália Rebeka Rodrigues Mesquita

CAPA E DIAGRAMAÇÃO

Juliana Leão Borba Lins

Valparaíso de Goiás, 2025

INTRODUÇÃO

A EJA, Educação de Jovens e Adultos, representa uma porta de oportunidades fundamental para aqueles que não tiveram a chance de concluir seus estudos na idade regular. No Brasil, essa modalidade de ensino tem uma longa história, marcada por desafios e conquistas na busca por inclusão e justiça educacional.

Ela se configura como uma política pública essencial para a elevação do nível de escolaridade da população e para a promoção do desenvolvimento social e econômico do país. Dentro desse universo da EJA, o Ensino Médio assume um papel crucial, preparando os estudantes para a continuidade dos estudos em nível superior ou para o ingresso no mundo do trabalho. Já a oferta de cursos técnicos de nível médio pelos Institutos Federais na modalidade EJA representa uma via poderosa de qualificação profissional, conectando a educação com as demandas do mercado e oferecendo aos jovens e adultos a chance de construir uma carreira promissora. Esses cursos aliam a formação geral do Ensino Médio com o desenvolvimento de habilidades técnicas específicas, ampliando as perspectivas de futuro dos estudantes.

No entanto, apesar da importância do livro didático no processo de ensino e aprendizagem ser inegável, essa modalidade não dispõe de um material próprio pelo Programa Nacional do Livro e do Material Didático (PNLD). Por meio do PNLD, o Ministério da Educação (MEC) adquire e distribui gratuitamente livros didáticos e outros materiais pedagógicos para escolas públicas de todo o país. Esse programa abrange livros didáticos para a EJA no nível fundamental, mas não no nível do Ensino Médio e muito menos para as particularidades do Ensino Médio oferecido integrado com o Ensino Técnico.

A ausência de um livro didático específico e abrangente para a EJA Ensino Médio é uma lacuna grave e prejudicial. Os materiais existentes muitas vezes são adaptações de livros destinados ao ensino regular, que nem sempre consideram as particularidades, os ritmos e as experiências de vida dos estudantes da EJA. Esses alunos, em sua maioria, possuem uma bagagem cultural e profissional diversificada, além de conciliarem os estudos com trabalho e outras responsabilidades. Ao mesmo tempo, os professores, muitas vezes sobrecarregados, não dispõe de tempo para preparar material didático adequado para usar em sala de aula, o que acaba prejudicando as atividades docentes.

Diante dessa necessidade, os docentes do Instituto Federal de Educação, Ciência e Tecnologia de Goiás, campus Valparaíso, propuseram um projeto de extensão com o objetivo de suprir tal lacuna, construindo apostilas didáticas para serem disponibilizadas gratuitamente para uso pelas escolas e docentes que oferecem e trabalham com a EJA em nível do Ensino Médio.

Para tentar suprir adequadamente essa lacuna, nos preocupamos em produzir um material totalmente acessível para que as escolas possam baixar e, se necessário, imprimir livremente as apostilas – integral ou parcialmente – para os estudantes. Ou, mesmo que seja disponibilizado para os próprios estudantes imprimirem, o seu custo é extremamente baixo. A ideia é que a apostila toda seja utilizada durante um ano.

Na primeira versão do projeto, disponibilizamos apostilas de Educação Física, História, Inglês, Matemática e Química.

SUMÁRIO

Capítulo 1	Introdução à Química	10
1.1.	Matéria e Átomos	10
Capítulo 2	A História dos Modelos Atômicos	11
2.1.	John Dalton (1808) - Bola de Bilhar	11
2.2.	J.J. Thomson (1904) - Pudim de Passas	11
2.3.	Ernest Rutherford (1911) – Modelo Planetário	11
2.4.	Niels Bohr (1913) – Modelo dos Níveis de Energia	11
Capítulo 3	Tabela Periódica TABELA	13
3.1.	Organização: Períodos e Famílias	13
3.2.	Propriedades Periódicas	13
3.2.1.	Raio Atômico	13
3.2.2.	Eletronegatividade	13
3.2.3.	Energia de Ionização	13
Capítulo 4	Ligações Químicas	14
4.1.	Distribuição Eletrônica	14
4.2.	A Regra do Octeto	14
4.3.	Íons: Cátions e Ânions	14
4.4.	Tipos de Ligações Químicas	14
4.4.1.	Ligação Iônica	14
4.4.2.	Ligação Covalente	14
4.4.3.	Ligação Metálica	14
Capítulo 5	Funções Inorgânicas	15
5.1.	Ácidos	15
5.2.	Bases	15
5.3.	Sais	15
5.4.	Óxidos	15

Capítulo 6 Geometria Molecular	16	
6.1. O que é Geometria Molecular?		16
6.2. Como Determinar a Geometria	16	
Capítulo 7 Polaridade das Moléculas		17
7.1. O que é Polaridade?	17	
7.2. Como Determinar a Polaridade		17
Capítulo 8 Forças Intermoleculares	18	
8.1. O que são Forças Intermoleculares?		18
8.2. Tipos de Forças Intermoleculares	18	
Capítulo 9 Dissociação e Ionização		19
9.1. Diferenciando os Conceitos	19	
Capítulo 10 Estudos dos Gases		20
10.1. As Variáveis de Estado de um Gás	20	
10.2. As Leis dos Gases		20
10.3. Equação Geral dos Gases	20	
10.4. Equação dos Gases Ideais (Clapeyron)		20
10.5. CNTP e Volume Molar	20	
Capítulo 11 Estequiometria		21
11.1. O que é Estequiometria?	21	
11.2. Fórmula Percentual		21
11.3. Fórmula Mínima	21	
11.4. Fórmula Molecular		21
Capítulo 12 Soluções	22	
12.1. Conceitos Iniciais		22
12.2. Classificação das Soluções	22	
12.3. Concentração das Soluções		22

Capítulo 13 Eletroquímica	23
13.1. O que é Eletroquímica?	23
13.2. Pilhas	23
13.3. Potencial de Redução	23
13.4. Calculando a Voltagem de uma Pilha (ΔE)	23

Capítulo 1- Introdução à Química

“A Química é a ciência que estuda a matéria, suas transformações e a energia envolvida nesses processos.”

Para começar, vamos entender o que é **matéria**: é tudo aquilo que tem massa e ocupa lugar no espaço. Ou seja, quase tudo ao nosso redor (uma cadeira, a água, e até o ar que respiramos) é matéria.

1.1. Matéria e átomos

Toda matéria é formada por pequenas partículas chamadas **átomos**. A palavra “átomo” vem do grego e significa “indivisível”. Por muito tempo, os cientistas acreditaram que o átomo era a menor parte da matéria.

Hoje, sabemos que o átomo é, na verdade, formado por partículas ainda menores (prótons, nêutrons e elétrons). Mesmo assim, ele continua sendo a unidade fundamental que define cada **elemento químico**, como o oxigênio, o ferro ou o ouro.

Os átomos podem se unir uns aos outros para formar as diferentes substâncias que conhecemos. As forças que unem os átomos são as **ligações químicas**, que estudaremos mais à frente.

Capítulo 2- A história dos modelos atômicos

Para entender como vemos o átomo hoje, vamos conhecer os principais modelos propostos ao longo da história.

2.1. John Dalton (1808) - Modelo da Bola de Bilhar

O químico John Dalton imaginou o átomo como uma pequena esfera maciça, indestrutível e indivisível, parecida com uma bola de bilhar.

Principais ideias:

- átomos do mesmo elemento químico são idênticos em massa e propriedades;
- átomos de elementos diferentes têm massas e propriedades diferentes;
- uma reação química é apenas um rearranjo dos átomos.

2.2. J.J. Thomson (1904) - Modelo do Pudim de Passas

O cientista J.J. Thomson descobriu uma partícula muito menor que o átomo e com carga negativa: o **elétron**. Essa descoberta provou que o átomo não era indivisível.

Thomson propôs um novo modelo:

- o átomo seria uma esfera de carga **positiva**;
- os elétrons (de carga **negativa**) estariam espalhados por essa esfera, como passas em um pudim;
- o átomo seria eletricamente neutro, pois a carga positiva total se anularia com a carga negativa dos elétrons.

2.3. Ernest Rutherford (1911) - Modelo Planetário

Rutherford realizou um famoso experimento no qual bombardeou uma finíssima lâmina de ouro com partículas de carga positiva (partículas alfa). Ele observou que a maioria das partículas atravessava a lâmina, mas algumas poucas desviavam ou até mesmo batiam e voltavam.

Com isso, ele concluiu que o átomo não era maciço. Seu modelo, semelhante a um sistema solar, propunha:

Núcleo: uma região central muito pequena, densa e com carga positiva. Quase toda a massa do átomo está no núcleo.

Eletrosfera: uma grande região vazia ao redor do núcleo, onde os elétrons de carga **negativa** ficavam girando.

A partícula positiva do núcleo foi chamada de **próton**. Mais tarde, em 1932, foi descoberto que no núcleo também existem os **nêutrons**, partículas sem carga elétrica.

Resumo da estrutura atômica atual

Prótons (p^+): carga positiva, ficam no núcleo.

Nêutrons (n^0): sem carga, ficam no núcleo.

Elétrons (e^-): carga negativa, ficam na eletrosfera.

2.4. Niels Bohr (1913) - Modelo dos Níveis de Energia

O dinamarquês Niels Bohr aperfeiçoou o modelo de Rutherford. Ele manteve a ideia do núcleo e da eletrosfera, mas propôs que os elétrons não giravam de qualquer jeito.

Principais ideias de Bohr:

a. níveis de energia: os elétrons só podem ocupar órbitas específicas, chamadas de camadas ou níveis de energia. Existem 7 níveis de energia, representados pelas letras K, L, M, N, O, P e Q.

b. energia quantizada: cada nível tem uma quantidade fixa de energia. Quanto mais distante do núcleo, maior a energia do elétron.

c. salto quântico: um elétron pode “saltar” para um nível de energia mais externo se absorver energia. Ao retornar para seu nível original, ele libera essa energia na forma de luz. É isso que produz as cores dos fogos de artifício, por exemplo.

Capítulo 3- Tabela periódica

A Tabela Periódica é uma ferramenta fantástica que organiza todos os elementos químicos conhecidos. A versão moderna organiza os elementos em ordem crescente de número atômico (que é o número de prótons de um átomo).

3.1. Organização: períodos e famílias

Períodos (linhas horizontais): são 7 no total. O número do período indica quantas camadas eletrônicas o átomo daquele elemento possui.

Famílias ou grupos (colunas verticais): são 18 no total. Elementos da mesma família possuem propriedades químicas parecidas, pois geralmente têm o mesmo número de elétrons na última camada.

Algumas famílias importantes:

- grupo 1: metais alcalinos;
- grupo 2: metais alcalino-terrosos;
- grupo 17: halogênios;
- grupo 18: gases nobres.

3.2. Propriedades Periódicas

São características dos elementos que variam de forma previsível na Tabela Periódica.

3.2.1. Raio Atômico

É uma medida do tamanho do átomo.

Como varia:

- em uma **família**, o raio aumenta **de cima para baixo** (pois aumentam as camadas eletrônicas);
- em um **período**, o raio aumenta **da direita para a esquerda** (pois, para a direita, o aumento de prótons no núcleo atrai mais fortemente os elétrons, encolhendo o átomo).

3.2.2. Eletronegatividade

É a tendência que um átomo tem de **atrair elétrons** para si quando está em uma ligação química. É uma das propriedades mais importantes!

Como varia:

- aumenta **da esquerda para a direita e de baixo para cima**;
- o **Flúor (F)** é o elemento mais eletronegativo. Os gases nobres geralmente não entram nessa contagem.

3.2.3. Energia de Ionização

É a energia mínima necessária para **remover um elétron** de um átomo no estado gasoso, transformando-o em um íon positivo (cátion).

Como varia:

- aumenta da esquerda para a direita e de baixo para cima (é o contrário do raio atômico);
- quanto menor o átomo, mais difícil é arrancar um elétron, pois ele está mais atraído pelo núcleo.

Capítulo 4- Ligações Químicas

4.1. Distribuição Eletrônica

É a forma como os elétrons se organizam nos níveis e subníveis de energia. Para fazer isso, usamos o **Diagrama de Linus Pauling**, seguindo a ordem das setas.

Importante: a **camada de valência** é a camada mais externa de um átomo (a de maior número: 1, 2, 3...). São os elétrons dessa camada que participam das ligações químicas.

4.2. A Regra do Octeto

A maioria dos átomos se liga para atingir a estabilidade. A **Regra do Octeto** diz que um átomo se torna estável quando possui **8 elétrons em sua camada de valência**, imitando a configuração de um gás nobre. Para isso, os átomos doam, recebem ou compartilham elétrons.

4.3. Íons: Cátions e Ânions

Um íon é um átomo que ganhou ou perdeu elétrons e, por isso, possui carga elétrica.

Cátion: é um íon de carga positiva. Ele se forma quando um átomo perde elétrons. Geralmente são os metais que formam cátions.

Exemplo: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + 1\text{e}^-$ (o átomo de sódio perdeu 1 elétron).

Ânion: É um íon de carga negativa. Ele se forma quando um átomo ganha elétrons. Geralmente são os ametais que formam ânions.

Exemplo: $\text{Cl} + 1\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$ (o átomo de cloro ganhou 1 elétron).

4.4. Tipos de Ligações Químicas

4.4.1. Ligação Iônica

Ocorre entre: um **metal** (que tende a perder elétrons) e um **ametal** (que tende a ganhar elétrons).

Como funciona: há uma **transferência definitiva** de elétrons. O metal se torna um cátion (+) e o ametal se torna um ânion (-). As cargas opostas se atraem fortemente, formando o composto iônico.

Exemplo: O sal de cozinha (NaCl). O Sódio (Na) doa 1 elétron para o Cloro (Cl), formando os íons Na^+ e Cl^- , que se unem.

4.4.2. Ligação Covalente

Ocorre entre: **ametais**, ou entre ametal e hidrogênio.

Como funciona: não há doação, mas sim um **compartilhamento** de pares de elétrons entre os átomos, para que ambos atinjam a estabilidade.

Exemplo: a molécula de água (H_2O). O oxigênio compartilha um elétron com cada um dos dois hidrogênios.

4.4.3. Ligação Metálica

Ocorre entre: átomos de **metais**.

Como funciona: os átomos de metal liberam seus elétrons da camada de valência, que ficam livres para se mover por toda a estrutura. Isso forma uma espécie de “nuvem” ou “**mar de elétrons**” que mantém os cátions metálicos unidos. É essa liberdade dos elétrons que explica por que os metais conduzem bem eletricidade e calor.

Capítulo 5- Funções inorgânicas

Na química, agrupamos as substâncias com propriedades semelhantes em **funções**. As quatro principais funções inorgânicas são: ácidos, bases, sais e óxidos.

5.1. Ácidos

São substâncias que, em contato com a água, sofrem **ionização** e liberam um íon positivo específico: o H^+ .

Características: sabor azedo (limão, vinagre), reagem com metais e neutralizam bases.

Exemplos: ácido clorídrico (HCl) no estômago, ácido sulfúrico (H_2SO_4) em baterias de carro.

5.2. Bases

São substâncias que, em contato com a água, sofrem **dissociação** e liberam um íon negativo específico: a hidroxila, OH^- .

Características: sabor adstringente (que “amarra” a boca, como banana verde), são escorregadias ao toque e neutralizam ácidos.

Exemplos: hidróxido de sódio (NaOH), a soda cáustica; hidróxido de magnésio ($Mg(OH)_2$), o leite de magnésia.

5.3. Sais

São compostos iônicos formados, geralmente, na reação de **neutralização** entre um ácido e uma base.

Como funciona: o H^+ do ácido reage com o OH^- da base para formar água (H_2O). O cátion da base se une ao ânion do ácido para formar o sal.

Exemplo: HCl (ácido) + $NaOH$ (base) \rightarrow $NaCl$ (sal) + H_2O (água)

5.4. Óxidos

São compostos formados por dois elementos, onde um deles é sempre o **oxigênio**.

Exemplos: gás carbônico (CO_2), óxido de ferro (a ferrugem, Fe_2O_3), óxido de cálcio (a cal, CaO).

Capítulo 6. Geometria molecular

6.1. O que é Geometria Molecular?

É o formato tridimensional que uma molécula assume no espaço. Esse formato é determinado pela repulsão entre os pares de elétrons (os que fazem ligação e os que não fazem) ao redor do átomo central. Eles tentam ficar o mais longe possível uns dos outros.

6.2. Como Determinar a Geometria

O método mais simples envolve 3 passos:

- 1. identificar o átomo central:** geralmente, é o elemento que aparece em menor quantidade na fórmula (exceto o hidrogênio);
- 2. contar os átomos ligados** ao átomo central;
- 3. verificar se há pares de elétrons livres** (não ligantes) no átomo central.

Principais Geometrias:

Linear: 2 átomos ligados ao átomo central e **nenhum** par de elétrons livres. (Ex: CO_2)

Angular: 2 átomos ligados ao átomo central e **com** par(es) de elétrons livres. (Ex: H_2O)

Trigonal Plana: 3 átomos ligados ao átomo central e **nenhum** par de elétrons livres.
(Ex: BF_3)

Piramidal: 3 átomos ligados ao átomo central e **um** par de elétrons livres. (Ex: NH_3)

Tetraédrica: 4 átomos ligados ao átomo central. (Ex: CH_4)

Capítulo 7. Polaridade das moléculas

71. O que é polaridade?

Polaridade é uma característica das moléculas que descreve como as cargas elétricas estão distribuídas.

Molécula polar: possui um lado com carga parcial **positiva** (δ^+) e outro com carga parcial **negativa** (δ^-). Isso acontece quando há diferença de eletronegatividade entre os átomos e a geometria da molécula é assimétrica. **Exemplo: água** (H_2O).

Molécula apolar: não possui polos definidos. A distribuição de cargas é simétrica. Isso acontece quando os átomos têm a mesma eletronegatividade ou quando a geometria da molécula “cancela” as diferenças. Exemplo: **gás carbônico** (CO_2).

72. Como determinar a polaridade

1. Analise as ligações: se a ligação é entre átomos de eletronegatividade diferente, a ligação é polar.

2. Analise a geometria da molécula:

Se a molécula for **simétrica** (como a CO_2 , que é linear) e os vetores de polaridade se cancelarem, a molécula será **APOLAR**.

Se a molécula for **assimétrica** (como a H_2O , que é angular por causa dos pares de elétrons livres no oxigênio), os vetores não se cancelam e a molécula será **POLAR**.

Dica Rápida

Moléculas com pares de elétrons livres no átomo central são geralmente **polares**.

Moléculas formadas apenas por carbono e hidrogênio (hidrocarbonetos) são sempre **apolares**.

Capítulo 8- Forças intermoleculares

8.1. O que são forças intermoleculares?

São as forças de atração **ENTRE as moléculas**. São muito mais fracas que as ligações químicas (iônica, covalente), mas são elas que determinam se uma substância será sólida, líquida ou gasosa em uma dada temperatura.

Quando a água ferve, o que se rompe são as forças intermoleculares, e não as ligações covalentes dentro da molécula de H_2O .

8.2. Tipos de Forças Intermoleculares

Existem 3 tipos principais, em ordem crescente de intensidade:

1. Dipolo Induzido (ou Forças de London)

Ocorre em: moléculas apolares (Ex: CH_4 , O_2).

Como funciona: é a força mais fraca. Surge de um desequilíbrio momentâneo dos elétrons na molécula.

2. Dipolo-Dipolo (ou Dipolo Permanente)

Ocorre em: moléculas **polares** (ex: HCl , SO_2).

Como funciona: o lado positivo (δ^+) de uma molécula atrai o lado negativo (δ^-) da outra.

3. Ligação de Hidrogênio

Ocorre em: moléculas polares que possuem hidrogênio (H) ligado a um dos três elementos mais eletronegativos: **flúor (F), oxigênio (O) ou nitrogênio (N)**.

Como funciona: é a força intermolecular mais forte. É um caso especial e muito intenso de dipolo-dipolo.

Exemplo: água (H_2O), amônia (NH_3). É por causa das ligações de hidrogênio que a água tem um ponto de ebulição tão alto.

Capítulo 9. Dissociação e ionização

Ambos os processos formam íons em água, mas de maneiras diferentes.

Dissociação iônica:

- acontece com **compostos iônicos** (sais e bases);
 - a substância já é formada por íons. A água apenas **separa** os íons que já existiam.
- Exemplo: $\text{NaCl}_{(s)} \xrightarrow{\text{água}} \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$

Ionização:

- acontece com compostos moleculares polares (principalmente ácidos);
 - a substância não tem íons. É a reação com a água que forma os íons.
- Exemplo: $\text{HCl}_{(g)} \xrightarrow{\text{água}} \text{H}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$
- Dica:** se a substância é um sal ou uma base, ela **dissocia**. Se for um ácido, ela **ioniza**.

Capítulo 10. Estudo dos gases

10.1. As variáveis de estado de um gás

O comportamento de um gás é descrito por três variáveis:

■ pressão (P): a força que o gás exerce nas paredes do recipiente (medida em atm, mmHg);

■ volume (V): o espaço que o gás ocupa (medido em litros, L);

■ temperatura (T): medida do grau de agitação das partículas (SEMPRE usada em Kelvin (K) nos cálculos).

Conversão: $K = ^\circ C + 273$

10.2. As Leis dos Gases

Lei de Boyle (transformação isotérmica - T constante): a pressão e o volume são inversamente proporcionais. Se o volume diminui, a pressão aumenta.

Fórmula: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

Lei de Charles (transformação isobárica - P constante): o volume e a temperatura (em Kelvin) são diretamente proporcionais. Se a temperatura aumenta, o volume aumenta.

Fórmula: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

Lei de Gay-Lussac (transformação isocórica - V constante): a pressão e a temperatura (em Kelvin) são diretamente proporcionais. Se a temperatura aumenta, a pressão aumenta.

Fórmula: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

10.3. Equação Geral dos Gases

Junta as três leis em uma única equação para quando todas as variáveis mudam:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

10.4. Equação dos Gases Ideais (Clapeyron)

Relaciona P, V e T com a quantidade de gás (n, em mols). $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

n: número de mols do gás.

R: constante universal dos gases (valor mais comum: **0,082 atm·L/mol·K**).

10.5. CNTP e volume molar

CNTP significa Condições Normais de Temperatura e Pressão. É um padrão definido como:

■ temperatura = 0 °C (ou 273 K)

■ pressão = 1 atm

Nessas condições, **1 mol de qualquer gás ideal ocupa sempre o mesmo volume: 22,4 litros.** Esse valor é chamado de **volume molar**.

Capítulo 11- Estequiometria

11.1. O que é Estequiometria?

É a área da química que estuda e calcula as quantidades de reagentes e produtos envolvidos em uma reação química. Basicamente, é a “receita de bolo” de uma reação.

11.2. Fórmula percentual

Indica a porcentagem, em massa, de cada elemento em um composto.

Exemplo: qual a fórmula percentual do metano (CH₄)?

a. massas atômicas: C = 12 u; H = 1 u.

b. massa molecular do CH₄: $12 + (4 \times 1) = 16 \text{ g/mol}$.

c. porcentagem de carbono (C): $(\frac{12}{16}) \times 100\% = 75\%$

d. porcentagem de hidrogênio (H): $(\frac{4}{16}) \times 100\% = 25\%$

e. fórmula percentual: C_{75%}H_{25%}

11.3. Fórmula mínima (ou empírica)

É a menor proporção inteira entre os átomos de um composto.

Exemplo: um composto tem 2,4 g de carbono e 0,6 g de hidrogênio. Qual sua fórmula mínima?

a. Converter massa para mol:

mol de C:

$$\frac{2,4g}{12g/mol} = 0,2 \text{ mol}$$

$$\text{mol de H: } \frac{0,6 \text{ g}}{1g/mol} = 0,6 \text{ mol}$$

b. Dividir pelo menor valor (0,2):

$$\text{C: } \frac{0,2}{0,2} = 1$$

$$\text{H: } \frac{0,6}{0,2} = 3$$

c. Fórmula mínima: CH₃

11.4. Fórmula molecular

Mostra o número real de átomos de cada elemento na molécula. Ela é um múltiplo da fórmula mínima. Fórmula Molecular = (Fórmula Mínima)_n

$$\text{Onde } n = \frac{\text{Massa Molecular}}{\text{Massa da Formula Mínima}}$$

Exemplo: se a fórmula mínima de um composto é CH₃ e sua massa molecular é 30 g/mol, qual a fórmula molecular?

a. massa da fórmula mínima (CH₃): $12 + (3 \times 1) = 15 \text{ g/mol}$

b. calcular n: $n = \frac{30}{15} = 2$

c. fórmula molecular: (CH₃)₂ = C₂H₆

Capítulo 12- Soluções

12.1. Conceitos iniciais

Solução: uma mistura homogênea (que tem apenas uma fase).

Solvente: a substância em maior quantidade, que dissolve (geralmente a água).

Soluto: a substância em menor quantidade, que é dissolvida (ex: sal, açúcar).

12.2. Classificação das soluções

Quanto à quantidade de soluto:

■ insaturada: contém menos soluto do que o máximo que poderia ser dissolvido;

■ saturada: contém a quantidade máxima de soluto que pode ser dissolvida a uma dada temperatura;

■ supersaturada: contém mais soluto que o limite. É instável e qualquer perturbação pode fazer o excesso de soluto precipitar (formar um corpo de fundo).

Quanto à condução de eletricidade:

■ iônicas: formadas por um soluto iônico que se dissocia (ex: NaCl em água). Conduzem eletricidade;

■ moleculares: formadas por um soluto molecular.

□ Se o soluto ioniza (como os ácidos), a solução conduz eletricidade.

□ Se o soluto não ioniza (como o açúcar), a solução não conduz eletricidade.

12.3. Concentração das Soluções

Expressa a proporção entre soluto e solvente (ou solução).

Concentração Comum (C): $C = \frac{\text{massa do soluto (g)}}{\text{volume da solução (L)}} \text{ unidade: g/L}$

Densidade (d): $d = \frac{\text{massa da solução (g)}}{\text{volume da solução (mL ou L)}} \text{ unidade: g/ml ou g/L}$

Título em Massa (T): $T = \frac{\text{massa do soluto}}{\text{massa da solução}} \text{ não tem unidade}$

O título em porcentagem é apenas $T \times 100\%$.

Capítulo 13. Eletroquímica

13.1. O que é Eletroquímica?

É o estudo das reações que produzem ou consomem energia elétrica. Envolve reações de **oxirredução** (onde há transferência de elétrons).

Oxidação: perda de elétrons.

Redução: ganho de elétrons.

13.2. Pilhas

Pilhas são dispositivos que transformam **energia química** em **energia elétrica** a partir de uma reação de oxirredução **espontânea**.

Ânodo: o eletrodo onde ocorre a **oxidação**. É o polo **negativo** da pilha.

Cátodo: o eletrodo onde ocorre a **redução**. É o polo **positivo** da pilha.

Os elétrons sempre fluem do ânodo para o cátodo pelo fio externo.

13.3. Potencial de Redução (E°_{red})

Mede a tendência que uma espécie química tem de ganhar elétrons (sofrer redução).

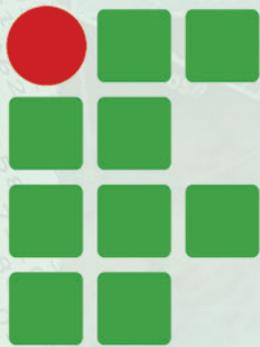
Quanto **maior** o potencial de redução, **maior** a tendência de se reduzir (e de ser o cátodo).

Quanto **menor** o potencial de redução, **maior** a tendência de se oxidar (e de ser o ânodo).

13.4. Calculando a voltagem de uma pilha (ΔE ou ddp)

A diferença de potencial (ddp), ou voltagem da pilha, é calculada pela diferença entre os potenciais de redução do cátodo e do ânodo. $\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{red}(\text{cátodo}) - E^{\circ}_{red}(\text{ânodo})$ Ou, de forma mais simples: $\Delta E^{\circ} = E^{\circ}_{maior} - E^{\circ}_{menor}$

Para que a reação seja espontânea (para a pilha funcionar), o valor de ΔE° **deve ser positivo**.



INSTITUTO FEDERAL

Goiás

Câmpus
Valparaíso