



UNIVERSIDADE FEDERAL RURAL DO SEMI-ÁRIDO  
CAMPUS CARAÚBAS  
CURSO CIÊNCIA E TECNOLOGIA

GUSTAVO DE BRITO ALVES

**ELABORAÇÃO DE UMA APOSTILA DIDÁTICA PARA CONTEÚDOS DE  
QUÍMICA GERAL**

CARAÚBAS-RN  
2021

**GUSTAVO DE BRITO ALVES**

**ELABORAÇÃO DE UMA APOSTILA DIDÁTICA PARA CONTEÚDOS DE  
QUÍMICA GERAL**

Trabalho de conclusão de curso apresentado à  
**Universidade Federal Rural do Semi-Árido (UFERSA)**, como exigência final para  
obtenção do título de Bacharel em Ciência e  
Tecnologia.

Orientadora: Prof.<sup>a</sup> Dra. Guymmann Clay da  
Silva – UFERSA

© Todos os direitos estão reservados a Universidade Federal Rural do Semi-Árido. O conteúdo desta obra é de inteira responsabilidade do (a) autor (a), sendo o mesmo, passível de sanções administrativas ou penais, caso sejam infringidas as leis que regulamentam a Propriedade Intelectual, respectivamente, Patentes: Lei nº 9.279/1996 e Direitos Autorais: Lei nº 9.610/1998. O conteúdo desta obra tomar-se-á de domínio público após a data de defesa e homologação da sua respectiva ata. A mesma poderá servir de base literária para novas pesquisas, desde que a obra e seu (a) respectivo (a) autor (a) sejam devidamente citados e mencionados os seus créditos bibliográficos.

A474e ALVES, GUSTAVO DE BRITO.  
ELABORAÇÃO DE UMA APOSTILA DIDÁTICA PARA  
CONTEÚDOS DE QUÍMICA / GUSTAVO DE BRITO ALVES. -  
2021.  
87 f. : il.

Orientadora: GUYMMANN CLAY DA SILVA.  
Monografia (graduação) - Universidade Federal  
Rural do Semi-árido, Curso de Ciência e  
Tecnologia, 2021.

1. ENSINO. 2. QUÍMICA. 3. APOSTILA. 4. LIVROS  
DIDÁTICOS. I. DA SILVA, GUYMMANN CLAY, orient.  
II. Título.

Ficha catalográfica elaborada por sistema gerador automático em conformidade  
com AACR2 e os dados fornecidos pelo(a) autor(a).  
Biblioteca Campus Caraúbas  
Bibliotecária: Dalvanira Brito Rodrigues  
CRB: 15/700

O serviço de Geração Automática de Ficha Catalográfica para Trabalhos de Conclusão de Curso (TCC's) foi desenvolvido pelo Instituto de Ciências Matemáticas e de Computação da Universidade de São Paulo (USP) e gentilmente cedido para o Sistema de Bibliotecas da Universidade Federal Rural do Semi-Árido (SISBI-UFERSA), sendo customizado pela Superintendência de Tecnologia da Informação e Comunicação (SUTIC) sob orientação dos bibliotecários da instituição para ser adaptado às necessidades dos alunos dos Cursos de Graduação e Programas de Pós-Graduação da Universidade.

GUSTAVO DE BRITO ALVES

**ELABORAÇÃO DE UMA APOSTILA DIDÁTICA PARA CONTEÚDOS DE  
QUÍMICA GERAL**

Trabalho de conclusão do curso  
apresentado a Universidade Federal Rural  
do Semi-Árido –UFERSA, Campus  
Caraúbas como parte dos requisitos  
necessários para obtenção do título de  
Bacharel em Ciência e Tecnologia.

APROVADA EM: 24/11/2021

**BANCA EXAMINADORA**

**Guymmann Clay**  
**da Silva**

Assinado digitalmente por Guymmann Clay da Silva  
DN: C=BR, OU=Ufersa, O=DCT, CN=Guymmann Clay da  
Silva, E=guymmann@ufersa.edu.br  
Razão: Eu sou o autor deste documento  
Localização: sua localização de assinatura aqui  
Data: 2021.11.26 20:44:00-03'00'  
Foxit PDF Reader Versão: 11.1.0

---

Profa. Dra. Guymmann Clay da Silva – UFERSA  
Orientadora

**DANIEL FREITAS FREIRE**  
**MARTINS:05305550424**

Assinado de forma digital por DANIEL  
FREITAS FREIRE MARTINS:05305550424  
Dados: 2021.11.26 15:00:28 -03'00'

---

Prof. Dr.  
Daniel Freitas Freire Martins

**MARCELO BATISTA DE**  
**QUEIROZ:82801800520**

Assinado de forma digital por MARCELO  
BATISTA DE QUEIROZ:82801800520  
Dados: 2021.11.24 17:00:05 -03'00'

---

Prof. Dr. Marcelo Batista de Queiroz

## **AGRADECIMENTO**

A Deus, por ter permitido que eu tivesse saúde e determinação para não desanimar durante a realização deste trabalho.

A minha família, em especial o meu pai Enoque Alves e a minha mãe Claudia Maria, por todo o apoio e pela ajuda, que muito contribuíram para a realização deste trabalho.

Aos meus amigos, que sempre estiveram ao meu lado, pela amizade incondicional e pelo apoio demonstrado ao longo de todo o período de tempo em que me dediquei a este trabalho, em especial a Rennan Linhares, Gabriel Nakaharada, Bruna Nayara, Cássio Alencar, Abraão José, Rafaela Sousa, Victor Rennan, Jonas Gois, Bianka Fernandes, Fernando Medeiros e Daniel Nunes.

A professora Guymmann Clay, por ter sido minha orientadora e ter desempenhado tal função com dedicação e amizade.

Aos meus colegas de curso, com quem convivi intensamente durante os últimos anos, pelo companheirismo e pela troca de experiências que me permitiram crescer não só como pessoa, mas também como formando.

A UFERSA, essencial no meu processo de formação profissional, pela dedicação, e por tudo o que aprendi ao longo dos anos do curso.

“Não deixe que seus medos tomem o lugar dos  
seus sonhos.”

(Walt Disney)

## **RESUMO**

A evolução do ensino é um desafio presente e preocupante em diversas áreas de pesquisas, trabalhando especificamente na área de química pode-se observar várias maneiras de realizar melhorias tanto nos materiais como nos métodos de ensino. Este trabalho teve como objetivo a elaboração de uma apostila para a disciplina de Química Geral do Campus Caraúbas, tendo como objetivo disponibilizar um conteúdo baseado na ementa da disciplina de forma direta e simplificada, de modo que o aluno consiga respostas de forma mais rápida do que consultando um livro didático, já que muitos alunos as vezes sentem dificuldades ao estudar por livros didáticos. A elaboração da apostila teve como base o estudo e análise de livros de química tomando como base os autores Atkins e Brown, outras apostilas e artigos postados na internet por professores capacitados. A apostila teve como assuntos abordados uma divisão em cinco capítulos, sendo eles, Classificações da matéria; Estrutura atômica e classificação periódica dos elementos; Ligações químicas e estrutura molecular; Funções inorgânicas; e por fim Reações químicas e estequiometria. Ao final do trabalho foi possível observar que os livros didáticos são fontes insubstituíveis de pesquisa, mas a elaboração da apostila irá servir como auxílio para aqueles que tem dificuldades em utilizar livros didáticos.

**PALAVRAS-CHAVE:** Ensino; Química; Apostila; Livros Didáticos

## **ABSTRACT**

The evolution of teaching is a present and worrying challenge in several areas of research, working specifically in the area of chemistry one can observe several ways to make improvements in both materials and teaching methods. This work aimed to elaborate a handout for the discipline of General Chemistry of the Caraúbas Campus, aiming to provide content based on the discipline menu in a direct and simplified way, so that the student obtains answers faster than consulting a textbook, since many students sometimes experience difficulties when studying through textbooks. The preparation of the handout was based on the study and analysis of chemistry books based on the authors Atkins and Brown, other handouts and articles posted on the Internet by qualified teachers. The handout had as subjects addressed a division into five chapters, being them, Classification of the matter; Atomic structure and periodic classification of elements; Chemical bonds and intermolecular forces; Inorganic functions; and finally Chemical reactions and stoichiometry. At the end of the work, it was possible to observe that textbooks are irreplaceable sources of research, but the preparation of the handout will serve as an aid for those who have difficulties in using textbooks.

**KEYWORDS: Teaching; Chemistry; Handout; Textbooks**

## LISTA DE FIGURAS

|                                                                                                              |    |
|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------|----|
| FIGURA 1: Representação do modelo atômico de Thompson .....                                                  | 28 |
| FIGURA 2: Representação do experimento de Rutherford.....                                                    | 29 |
| FIGURA 3: Representação do modelo atômico de Rutherford.....                                                 | 30 |
| FIGURA 4: Representação do modelo atômico de Bohr .....                                                      | 30 |
| FIGURA 5: Camadas eletrônicas de um átomo .....                                                              | 32 |
| FIGURA 6: Tabela das subcamadas de energia .....                                                             | 33 |
| FIGURA 7: Exemplo da distribuição do número quântico spin do cobalto.....                                    | 34 |
| FIGURA 8: Diagrama de Pauling .....                                                                          | 34 |
| FIGURA 9: Representação da distância entre dois núcleos atômicos.....                                        | 37 |
| FIGURA 10: Sentido de crescimento do raio atômico.....                                                       | 37 |
| FIGURA 11: Representação da quantidade de elétrons de valência para cada família da<br>tabela periódica..... | 48 |
| FIGURA 12: Representação dos compostos formados por ligação covalente.....                                   | 50 |
| FIGURA 13: Representação do monóxido de nitrogênio .....                                                     | 50 |
| FIGURA 14: Representação do berílio e do boro .....                                                          | 51 |
| FIGURA 15: Representação da camada de valência expandida do fósforo e enxofre...                             | 51 |
| FIGURA 16: Elétrons circulando livremente ao redor de cátions.....                                           | 52 |
| FIGURA 17: Exemplos de geometrias moleculares.....                                                           | 52 |
| FIGURA 18: Representação de momentos de dipolo de algumas moléculas .....                                    | 53 |
| FIGURA 19: Exemplos de nomenclatura para base de carga fixa .....                                            | 64 |
| FIGURA 20: Exemplos de nomenclaturas para bases de carga variável .....                                      | 64 |
| FIGURA 21: Representação da nomenclatura dos óxidos .....                                                    | 67 |
| FIGURA 22: Representação de uma reação química.....                                                          | 75 |
| FIGURA 23: Diferença entre mudar o coeficiente e o subscrito de uma equação química<br>.....                 | 76 |
| FIGURA 24: Exemplos de cada um dos tipos de reações.....                                                     | 77 |

## LISTA DE QUADROS

|                                                                                                         |    |
|---------------------------------------------------------------------------------------------------------|----|
| QUADRO 1: Exemplo de um experimento baseado na lei de Proust.....                                       | 26 |
| QUADRO 2: Exemplo de um experimento baseado na lei de Dalton .....                                      | 27 |
| QUADRO 3: Tabela dos números quânticos magnéticos .....                                                 | 33 |
| QUADRO 4: Classificação das colunas de elementos da tabela periódica.....                               | 36 |
| QUADRO 5: Configuração eletrônica e tendência de dar, receber ou compartilhar de<br>alguns átomos. .... | 47 |
| QUADRO 6: Exemplos de hidróxidos e seus nomes .....                                                     | 63 |
| QUADRO 7: Exemplos de nomenclatura dos sais.....                                                        | 66 |

## SUMÁRIO

|          |                                                                   |           |
|----------|-------------------------------------------------------------------|-----------|
| <b>1</b> | <b>INTRODUÇÃO .....</b>                                           | <b>10</b> |
| <b>2</b> | <b>OBJETIVOS .....</b>                                            | <b>11</b> |
| 2.1      | OBJETIVO GERAL .....                                              | 11        |
| 2.2      | OBJETIVOS ESPECÍFICOS .....                                       | 11        |
| <b>3</b> | <b>REFERENCIAL TEÓRICO .....</b>                                  | <b>12</b> |
| 3.1      | OS LIVROS DIDÁTICOS .....                                         | 12        |
| 3.2      | INTERNET E TECNOLOGIA NA EDUCAÇÃO .....                           | 13        |
| 3.3      | MÉTODOS DE ENSINO E DE APRENDIZAGEM DE QUÍMICA.....               | 14        |
| <b>4</b> | <b>METODOLOGIA.....</b>                                           | <b>15</b> |
| <b>5</b> | <b>RESULTADOS E DISCUSSÕES .....</b>                              | <b>17</b> |
| 5.1      | CLASSIFICAÇÕES DA MATÉRIA .....                                   | 17        |
| 5.2      | ESTRUTURA ATÔMICA E CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS<br>ELEMENTOS..... | 17        |
| 5.3      | LIGAÇÃO QUÍMICA E ESTRUTURA MOLECULAR.....                        | 18        |
| 5.4      | FUNÇÕES INORGÂNICAS .....                                         | 18        |
| 5.5      | REAÇÕES QUÍMICAS E ESTEQUIOMETRIA.....                            | 18        |
| 5.6      | EXERCÍCIOS.....                                                   | 18        |
| <b>6</b> | <b>CONSIDERAÇÕES FINAIS.....</b>                                  | <b>20</b> |
|          | <b>REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS.....</b>                            | <b>21</b> |
|          | <b>ANEXO A.....</b>                                               | <b>25</b> |
|          | <b>ANEXO B.....</b>                                               | <b>88</b> |

## 1 INTRODUÇÃO

Desde o surgimento da humanidade, o homem vem produzindo materiais e ferramentas para as atividades diárias. Ao longo dos anos, sua tecnologia de produção foi aprimorada e ampliada, e finalmente formaram os diferentes recursos que podemos utilizar para as atividades hoje (SOUZA, 2018).

No campo da educação, esta realidade não foge à regra. De acordo com a Lei de Diretrizes e Bases da Educação Nacional, a educação superior deve formar pessoas que sejam boas em pensar e capazes de se integrar em diferentes campos profissionais e contribuir para o desenvolvimento da sociedade brasileira (BANDEIRA, 2012).

Nas últimas décadas, o propósito da educação científica mudou, e não há mais espaço apenas para educação onde a memorização de conceitos científicos é privilegiada. O cidadão deve ter capacidade de compreender, explicar e agir na sociedade, com participação ativa na resolução de problemas onde requer a aquisição de conhecimentos científicos (VIDAL, 2012).

A melhoria geral do ensino é um desafio constante e preocupante em diversos campos de pesquisa, mais especificamente na educação da área da química, onde existem várias oportunidades de melhorias a serem feitas, tanto nos materiais como nos métodos de ensino. Química é uma disciplina que exige dos alunos conhecimentos específicos, uma linguagem diferente da abordada em conversas do cotidiano, junto das dificuldades que alguns professores tem em transmitir esses conhecimentos, tornando-se assim uma matéria que é julgada pelos alunos como difícil (CESCA, 2013).

As universidades brasileiras têm bons programas de graduação em química, mas em comparação com outros países, apresentam algumas lacunas: matriz curricular desatualizada e inadequada, falta de investimento, os professores geralmente são mal preparados e não dedicados, com um pagamento muito baixo; dessa forma esta ciência não é ensinada desde a educação básica no ensino fundamental (DE LIMA, 2012).

Para o ensino de química se tornar eficaz, é necessário levantar questionamentos, ser desafiador e estimulador, com objetivo de orientar os alunos no desenvolvimento do conhecimento científico. Não é mais possível preparar um ensino de química que simplesmente faça perguntas pré-concebidas e respostas completas, é necessário mostrar ao aluno conhecimentos de química para que ele possa interagir ativa e profundamente com o ambiente e entender que este faz parte de um mundo no qual ele também é corresponsável (DE LIMA, 2012).

Pesquisas na área de ensino de química apontaram que uma das dificuldades mais citadas pelos professores do ensino fundamental é a falta de materiais didáticos que excedam os livros distribuídos gratuitamente, pelo Governo Federal, para escolas públicas (SOUZA, 2018).

No ambiente de Ensino Médio não é diferente, muitos alunos sentem dificuldades ao estudar pelos livros disponibilizados, sendo assim procuram outros métodos de estudo como videoaulas ou apostilas na internet e até mesmo sites com pouca credibilidade, apenas para ter uma informação mais simples e direta. Será que a criação de uma apostila de Química para auxiliar nos estudos, irá facilitar a forma que os alunos estudam/pesquisam?

## **2 OBJETIVOS**

### **2.1 OBJETIVO GERAL**

Elaborar uma apostila didática para auxiliar o estudo dos conteúdos da disciplina de Química Geral para alunos do ensino médio.

### **2.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS**

- Elaborar uma apostila sobre conteúdos de Química Geral;
- Fazer tópicos, diretos e objetivos, sobre os conteúdos abordados de Química Geral;
- Fazer exercícios resolvidos, mostrando passo a passo de cada resolução, sobre os conteúdos de Química Geral;
- Elaborar “questões desafios”, com gabarito, para os alunos testarem seus conhecimentos.

### 3 REFERENCIAL TEÓRICO

#### 3.1 OS LIVROS DIDÁTICOS

De acordo com Stray (1993) pode-se estabelecer o livro didático como um produto cultural composto, misto, que está entre a cultura, a pedagogia, a produção editorial e a sociedade. No mundo escolar atual, os livros didáticos coexistem com várias outras ferramentas, como quadros, enciclopédias, softwares educacionais e a internet, mas ainda desempenham um papel central (FREITAS, 2008).

Os livros didáticos se originaram na cultura escolar, antes mesmo da invenção da imprensa no final do século XV, em uma época em que os livros eram escassos, os estudantes universitários europeus faziam seus próprios livros para estudo, com o advento da imprensa, os livros tornaram-se os primeiros produtos feitos em série e, com o tempo, o conceito de livros como “fiel tesouro da verdade científica universal” se consolidou (GATTI JÚNIOR, 2004).

Os livros didáticos tiveram o início de sua chegada nas escolas brasileiras no ano de 1929, com a criação de um órgão específico para legislar sobre políticas do livro didático, o Instituto Nacional do Livro (INL), que tinha como objetivo contribuir para a legitimação do livro didático nacional e auxiliar no aumento de sua produção (FREITAS, 2008).

Na química, como em qualquer outra matéria escolar, o livro didático tem papel importante na dinâmica de ensino, embora hoje os alunos possam contar com outros recursos para informações científicas, os livros didáticos continuam a desempenhar um papel importante na transmissão do conhecimento científico (DE ASSIS MARTORANO, 2016).

Existem vários livros didáticos no mercado para os professores de química, e sua influência no ensino não pode ser ignorada. Pesquisas apontam, a utilização de livros didáticos por professores do ensino médio, que os consideram uma importante fonte de informação, e a utilização dos livros didáticos por alunos para atividades extracurriculares, porém para muitos estudantes brasileiros de famílias com baixo poder aquisitivo, talvez o livro didático seja o único texto com o qual interajam durante seus estudos (VIDAL, 2012).

### 3.2 INTERNET E TECNOLOGIA NA EDUCAÇÃO

No final da década de 1950, os Estados Unidos estabeleceram um instituto de pesquisa, designado como ARPA (Advanced Research Project Agency), sua finalidade é o estabelecimento de uma rede de comunicação entre locais mais críticos do sistema de defesa Norte-Americano.

Após alguns anos de desenvolvimento e mudanças, no ano de 1990 o departamento de defesa do EUA apresentou a NSFNET tronando-se popular e conhecida por todo o mundo como internet. A internet se tornou um sistema de rede pública global onde qualquer pessoa ou computador autorizado previamente poderia se conectar, e uma vez conectado, o sistema permite transferência de informação entre computadores (ALMEIDA, 2005).

Por décadas, os recursos disponíveis para ensino nas escolas limitaram-se basicamente a livros e quadros-negros, mas, com o passar dos anos, os recursos de informática e o acesso à internet, tem contribuído bastante para a expansão do ambiente educacional, esses recursos referem-se à tecnologia que consiste em todas as ferramentas utilizadas para o trabalho docente de construção do conhecimento (SANTOS, 2018).

As tecnologias de informação e comunicação (TIC) revolucionaram o modo de viver da sociedade, realizou mudanças tanto na indústria como na relação entre as pessoas, e na educação esse cenário não foi diferente. De acordo com Pereira e Silva (2009) o acesso a informação e conhecimento não está limitado as paredes de uma sala de aula, com a evolução da tecnologia novos espaços sociais informais aumentam as possibilidades de comunicação por meio de ferramentas tecnológicas.

O interesse na tecnologia, por parte da pedagogia não é algo novo, pois a tecnologia apresenta um grande potencial para a evolução da comunicação educativa.

De acordo com Santos (2012) as mídias expressam o potencial de explorar linguagens específicas, permitindo que os professores façam conexões entre os ambientes educacional e social, tornando a aprendizagem significativa para os alunos. Assim em um ambiente educacional, tecnologias podem ser apresentadas em projetos vinculados a conteúdos que já trabalharam com alunos, exigindo requisitos mais complexos para a exposição dos alunos além da abordagem didática feita pelos professores.

O crescente uso da tecnologia em geral, diversifica as estratégias de ensino, tornando-se indispensável.

### 3.3 MÉTODOS DE ENSINO E DE APRENDIZAGEM DE QUÍMICA

Hoje, muitos educadores procuram compreender e responder aos desafios da educação considerando apenas os elementos da contemporaneidade, em tempos de crise e transformação, não só na esfera política e social, mas também científica e pedagógica, o processo de ensino visa tornar a aprendizagem possível para todos (LACANALLO, 2007).

Os métodos de ensino e aprendizagem são entendidos como uma expressão educativa e ao mesmo tempo como uma resposta pedagógica à necessidade de ocupar sistematicamente o conhecimento científico num determinado momento histórico. De acordo com Lacanallo (2007) a palavra método vem do latim, *methodu*, que significa caminho para chegar a um fim; assim, quando abordamos os métodos de ensino e aprendizagem, é um meio para atingir os objetivos traçados. No caso particular da educação escolar, o objetivo final seria um aprendizado efetivo dos alunos.

A integração do ensino de ciências naturais teve início na década de 1950, com o objetivo de formar pesquisadores científicos que estimularam o avanço da ciência e da tecnologia, dos quais dependia para o progresso do país, que estava passando pelo importante processo de desenvolvimento da industrialização (PONTES, 2008).

De acordo com Pontes (2008) muitos alunos têm dificuldade em aprender química, na maioria das vezes, eles não perceberam o significado ou a importância do que estavam estudando. O conteúdo é feito de forma não textual, afastando-se da realidade e se tornando de difícil compreensão, assim não despertando o interesse e motivação dos alunos para aprender.

Quando analisamos o desempenho acadêmico dos alunos do ensino médio, constata os que apresentam um baixo nível de aprendizagem no geral, considerando avaliações internas realizadas no âmbito da própria escola, além da revisão de avaliações externas realizadas pelos programas de avaliação do departamento de educação (MEC) (DE VASCONCELLOS, 2018).

## 4 METODOLOGIA

No percurso metodológico foi utilizada a pesquisa bibliográfica que para Gil (2002, pg. 44) [...] "é desenvolvida com base em material já elaborado, constituído principalmente de livros e artigos científicos" que versem sobre os conteúdos referendados.

Assim sendo, com relação à classificação da pesquisa é conveniente enquadrá-la como qualitativa que "[...] envolve a obtenção de dados descritivos, obtidos no contato direto do pesquisador com a situação estudada, enfatiza mais o processo do que o produto e se preocupa em retratar a perspectiva dos participantes" (BOGDAN; BIKLEN Apud LÜDKE; ANDRÉ, 1986, p.13).

Nas palavras de De Oliveira (2011) "o método qualitativo é utilizado para descrever, relatar, compreender e classificar minuciosamente o que os autores ou especialistas escrevem sobre determinado assunto. Contudo, estabelece uma série de correlações para finalizar dando um ponto de vista conclusivo", ou norteia pontos para outras pesquisas. No âmbito da pesquisa qualitativa, adotamos, pela natureza dos objetivos, o enfoque exploratório.

Acerca da pesquisa exploratória é importante mensurar que é aquela cujo:

[...] objetivo é a formulação de questões ou de um problema, com tripla finalidade: desenvolver hipóteses, aumentar a familiaridade do pesquisador com um ambiente, fato ou fenômeno para realização de uma pesquisa futura mais precisa ou modificar e clarificar conceitos. (LAKATOS; MARCONI, 2007, p.189).

Desse modo, os assuntos abordados foram divididos nos seguintes capítulos:

- Capítulo 1: Classificações da matéria.
- Capítulo 2: Estrutura atômica e classificação periódica dos elementos.
- Capítulo 3: Ligações químicas e estrutura molecular
- Capítulo 4: Funções inorgânicas.
- Capítulo 5: Reações químicas e estequiometria.

Os exercícios apresentados na apostila têm como foco, além da aprendizagem dos alunos, os vestibulares. Para tanto, foram selecionados dez exercícios resolvidos passo a passo e outros, tipo "desafio" com o gabarito ao final para os alunos testarem seus conhecimentos acerca de todos os conteúdos abordados.

Os livros utilizados para fazer a revisão bibliográfica e usar como base para a formação dos capítulos da apostila foram:

- Química: a ciência central de Theodore L. Brown, H. Eugene LeMay Jr., Bruce E. Bursten, Catherine J. Murphy, Patrick M. Woodward e Matthew W. Stoltzfus.
- Princípios de química de Peter Atkins e Loretta Jones.

Além dos livros foram utilizados sites como o brasil escola e o educa mais brasil, onde apresentam um conteúdo voltado para educação do ensino médio e preparação para vestibulares.

Foi utilizado algumas apostilas de química para ter como base a montagem dos tópicos da apostila e também as usar como meio para a revisão bibliográfica e escrita de alguns conceitos.

## 5 RESULTADOS E DISCUSSÕES

Como resultado foi obtido uma apostila didática para auxiliar no estudo de química geral no ensino médio, apresentando de forma direta e básica os conteúdos abordados, com exercícios resolvidos e exercícios para os alunos testarem seus conhecimentos. A apostila encontra-se no anexo A.

Os tópicos 5.1, 5.2, 5.3, 5.4 e 5.5 apresentam os conteúdos que foram abordados na apostila e a forma que eles foram abordados.

### 5.1 CLASSIFICAÇÕES DA MATÉRIA

Nesse tópico foi apresentado os estados da matéria (gás, líquido e sólido) e também abordou as classificações das substâncias simples e compostas. Apresentou as misturas e seus dois tipos, misturas homogêneas e heterogêneas.

### 5.2 ESTRUTURA ATÔMICA E CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

Nesse segundo tópico foi abordado vários conteúdos, tendo início com as leis ponderais e logo em seguida partindo para os modelos atômicos, apresentando o modelo de Dalton, de Thomson, de Rutherford e o de Bohr.

Abordou as propriedades atômicas, onde mostra as relações entre a massa, o número de nêutrons e o número de prótons de um elemento, para classificar ele como isótopo, isóbaro ou isótono.

O quarto item abordado nesse tópico da apostila é a estrutura eletrônica dos átomos, onde faz uma breve apresentação sobre o modelo quântico, mostrando o conceito básico do princípio da incerteza de Heisenberg e o princípio da dualidade de Louis Broglie, para assim abordar os números quânticos e apresentar as suas classificações e características.

Após os conceitos dos números quânticos, é abordado as características básicas da distribuição eletrônica e a distribuição eletrônica em átomos e em íons.

E o ultimo conteúdo abordado nesse tópico são os conceitos das propriedades periódicas, como a classificação das colunas e períodos, o raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica e eletropositividade e eletronegatividade.

### 5.3 LIGAÇÃO QUÍMICA E ESTRUTURA MOLECULAR

No capítulo da apostila, teve início abordando a Teoria do octeto e fazendo uma breve explicação do que é e como está relacionado nas ligações químicas. Logo em seguida foi abordado a estrutura de Lewis.

De forma breve foi mostrado as principais características das ligações químicas, sendo elas: ligação iônica, ligação metálica e ligação covalente. Também apresentou as características dos elementos que são exceção da regra do octeto e finalizando a parte de ligações foi mostrado modelos de geometria molecular.

Nesse capítulo também foi abordado as interações intermoleculares, apresentando a polaridade de ligações e como encontrar o momento dipolar e as forças intermoleculares íon-dipolo, dipolo-dipolo, força de London, ligação hidrogênio e por fim repulsões.

### 5.4 FUNÇÕES INORGÂNICAS

Apresentou as principais características dos ácidos e bases, junto de como são classificados e como deve ser feita a sua nomenclatura.

De forma simples abordou as teorias ácido-base de: BRØNSTED-LOWRY, Lewis e Arrhenius.

### 5.5 REAÇÕES QUÍMICAS E ESTEQUIOMETRIA

Por fim neste último capítulo da apostila foi explicado o que são as equações químicas e como que elas são classificadas. Além de apresentar o balanceamento de uma equação com uma breve explicação rápida junto de um exemplo prático e fácil de entender.

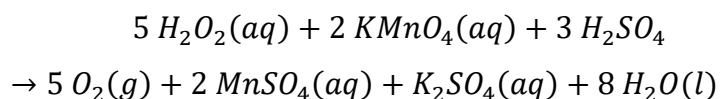
E como último assunto abordado temos o cálculo estequiométrico, com uma breve explicação de como e quando deve ser usado e qual a sua finalidade, junto de um exemplo mostrando passo a passo de como realizar o seu procedimento.

### 5.6 EXERCÍCIOS

Ao final de cada capítulo da apostila é possível encontrar exercícios resolvidos para estudo e exercícios complementares para os alunos testarem seus conhecimentos. Os exercícios selecionados são compostos de questões objetivas e discursivas, sendo escolhidos

de forma que além de ajudar na aprendizagem dos alunos, sirvam como experiência para os vestibulares. Abaixo encontra-se um exemplo de um exercício resolvido do capítulo 5 que aborda o cálculo estequiométrico, uma questão do ENEM:

(ENEM - 2011) O peróxido de hidrogênio é comumente utilizado como antisséptico e alvejante. Também pode ser empregado em trabalhos de restauração de quadros enegrecidos e no clareamento de dentes. Na presença de soluções ácidas de oxidantes, como o permanganato de potássio, este óxido decompõe-se, conforme a equação a seguir:



De acordo com a estequiometria da reação descrita, a quantidade de permanganato de potássio necessária para reagir completamente com 20,0 ml de uma solução 0,1 mol/l de peróxido de hidrogênio é igual a:

- a)  $2,0 \times 100 \text{ mol}$ .
- b)  $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .
- c)  $8,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$ .
- d)  $8,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ .
- e)  $5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

**Resposta:** Letra “D”.

Primeiro se calcula o número de mols de peróxido de hidrogênio contidos em uma solução de 20 ml com concentração de 0,1 mol/l:

$$\begin{aligned} 0,1 \text{ mol de } H_2O_2 & \text{ --- } 1000 \text{ ml} \\ x \text{ mol de } H_2O_2 & \text{ --- } 20 \text{ ml} \\ x & = 0,002 \text{ mol de } H_2O_2 \end{aligned}$$

É possível notar que para cada 5 mols de  $H_2O_2$  são necessários 2 mols de  $KMnO_4$ , assim aplicando a regra de três podemos encontrar a quantidade permanganato de potássio necessária para reagir com 0,0002 mol de  $H_2O_2$ :

$$\begin{aligned} 5 \text{ mols de } H_2O_2 & \text{ --- } 2 \text{ mols de } KMnO_4 \\ 0,002 \text{ mol de } H_2O_2 & \text{ --- } x \text{ mols de } KMnO_4 \\ x & = 0,0008 \text{ ou } 8 \times 10^{-4} \text{ mol de } KMnO_4 \end{aligned}$$

## 6 CONSIDERAÇÕES FINAIS

A evolução nos métodos de ensino e educação é notória nas últimas décadas, no entanto o principal material de estudo que prevalece ainda são os livros didáticos. Sendo assim a importância desse trabalho é apresentar mais uma forma de estudo, onde apresenta os principais conceitos básicos da disciplina de Química Geral de uma forma direta e simples, para aqueles alunos que possuem dificuldades de estudar com os livros didáticos.

Foi possível constatar que para o ensino de Química seja eficaz, é necessário questionar, desafiar e estimular os alunos a desenvolverem conhecimentos científicos. Conseguimos notar que durante décadas, os principais recursos disponíveis para o ensino se limitavam principalmente a livros e quadros-negros, mas com o passar dos anos e o avanço da tecnologia com recursos informáticos e a internet, foi possível expandir bastante o ambiente educacional.

As tecnologias de informação e comunicação (TIC), apresentaram uma influência significativa na vida social das pessoas e não somente na vida social, como também no cenário da educação, com essas tecnologias as fronteiras para a busca de novos conhecimentos é expandida, facilitando a vida dos estudantes e professores com ferramentas capazes de e melhorar a comunicação entre eles.

As últimas considerações a serem feitas é de que a apostila foi realizada com sucesso, apresentando os conteúdos esperado e espera-se que seja eficaz para auxiliar alunos do ensino médio em seus estudos de química geral.

## REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ALMEIDA, José Maria Fernandes. **Breve história da Internet**. 2005.

ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **PRINCÍPIOS DE QUÍMICA**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Bookman, 2012.

BANDEIRA, Estela Iara. **Elaboração de apostila para as aulas práticas da disciplina de Química Inorgânica II**. 2012. Trabalho de Conclusão de Curso. Universidade Tecnológica Federal do Paraná.

BATISTA, Carolina. “Exercícios de ligações químicas”; Toda Matéria. Disponível em: <https://www.todamateria.com.br/exercicios-de-ligacoes-quimicas/>. Acesso em 22 de outubro de 2021.

BATISTA, Carolina. “Funções inorgânicas”; Toda Matéria. Disponível em: <https://www.todamateria.com.br/funcoes-inorganicas/>. Acesso em 25 de outubro de 2021.

BOGDAN, R.C; BIKLEN, S.K. **Investigação qualitativa em educação**: uma introdução à teoria e aos métodos. Portugal, 1986.

BROWN, Theodore L. *et al.* **QUÍMICA**: A ciência central. 13. ed. Pearson Education do Brasil Ltda, 2017.

BROWN, Theodore L. *et al.* **QUÍMICA**: A ciência central. 9. ed. Pearson Prentice Hall, 2004.

CESCA, Elizangela Cavazzini. **Manual de práticas alternativas para o ensino da química**. 2013. Trabalho de Conclusão de Curso. Universidade Tecnológica Federal do Paraná.

COSTA, Leonardo Lopes da. **Química I**. Inhumas: IFG; Santa Maria: Universidade Federal de Santa Maria, 2012.

DE ANDRADE MARCONI, Marina; LAKATOS, Eva Maria. **Metodologia do trabalho científico: procedimentos básicos, pesquisa bibliográfica, projeto e relatório, publicações e trabalhos científicos**. Atlas, 2007.

DE ASSIS MARTORANO, Simone Alves. **As concepções de ciência dos livros didáticos de química, dirigidos ao ensino médio, no tratamento da cinética química no período de 1929 a 2004**. Investigações em ensino de Ciências, v. 14, n. 3, p. 341-355, 2016.

DE LIMA, José Ossian Gadelha. **Perspectivas de novas metodologias no Ensino de Química**. Revista espaço acadêmico, v. 12, n. 136, p. 95-101, 2012.

DE OLIVEIRA, Aline. APOSTILA DE QUÍMICA. CEFET-MG, 2021.

DE OLIVEIRA, Maxwell Ferreira. Metodologia científica: um manual para a realização de pesquisas em Administração. **Universidade Federal de Goiás. Catalão-GO**, 2011.

DE VASCONCELLOS, Túlio Flávio et al. APRENDIZAGEM EM QUÍMICA: FATORES LIMITANTES. 2018.

DIAS, Diogo Lopes. "Leis ponderais"; *Brasil Escola*. Disponível em: <https://brasilecola.uol.com.br/quimica/leis-ponderaislei-conservacao-das-massas.htm>. Acesso em 25 de novembro de 2021.

DIAS, Diogo Lopes. "Modelo atômico de Thomson"; *Brasil Escola*. Disponível em: <https://brasilecola.uol.com.br/quimica/o-atomo-thomson.htm>. Acesso em 22 de setembro de 2021.

DIAS; Diogo Lopes. "Exercícios sobre a massa dos átomos"; *Brasil Escola*. Disponível em: <https://exercicios.brasilecola.uol.com.br/exercicios-quimica/exercicios-sobre-massa-dos-atomos.htm>. Acesso em 25 de novembro de 2021.

FEITOSA, Edinilza; BARBOSA, Francisco; FORTE, Cristiane. Química: Química Geral I. 3. ed. Fortaleza Ceará: UECE, 2016.

FOGAÇA, Jennifer Rocha Vargas. "Polaridade das moléculas"; Brasil Escola. Disponível em: <https://brasilestola.uol.com.br/quimica/polaridade-das-moleculas.htm>. Acesso em 24 de outubro de 2021.

FOGAÇA, Jennifer Rocha Vargas. "Exercícios sobre a classificação da matéria"; Brasil Escola. Disponível em: <https://exercicios.brasilestola.uol.com.br/exercicios-quimica/exercicios-sobre-classificacao-materia.htm>. Acesso em 8 de outubro de 2021.

FREITAS, Neli Klix; RODRIGUES, Melissa Haag. **O livro didático ao longo do tempo: a forma do conteúdo**. DAPesquisa, v. 3, n. 5, p. 300-307, 2008.

GATTI JÚNIOR, Décio. **A escrita escolar da História: livro didático e ensino no Brasil (1970-1990)**. Bauru, SP: EDUSC/Belo Horizonte, MG: EDUFU, 2004.

GIL, A. C. **Como elaborar projetos de pesquisa**, 4. Ed. São Paulo: Atlas, 2002.

LACANALLO, Luciana Figueiredo et al. Métodos de ensino e de aprendizagem: uma análise histórica e educacional do trabalho didático. **VII Jornada do Histedbr-O trabalho didático na história da educação. Atas do Evento, Campo Grande**, p. 580-587, 2007.

OLIVEIRA, Olga Maria Mascarenhas de Faria; SCHLÜNZEN JUNIOR, Klaus; SCHLÜNZEN, Elisa Tomoe Moriya. Química. São Paulo: Cultura Acadêmica: Universidade Estadual Paulista: Núcleo de Educação à Distância, [2013]. – (Coleção Temas de Formação; v. 3)

PEREIRA, Maria da Graça Caridade Barbosa; SILVA, Bento Duarte da. A relação digital dos jovens com as TIC e o factor divisão digital na aprendizagem. 2009.

PONTES, Altem Nascimento et al. O ensino de química no nível médio: um olhar a respeito da motivação. **XIV Encontro Nacional de Ensino de Química. Curitiba, PR**, p. 10, 2008.

REIS, Martha. Química. **São Paulo: Editora Ática**, v. 2, 2013.

SANTOS, Fábio Maurício Fonseca; ALVES, André Luiz; PORTO, Cristiane de Magalhães. **Educação e tecnologias**. Revista Científica da FASETE, v. 44, p. 1-18, 2018.

SILVA, Letícia; ALMEIDA, Miguel; RODRIGUES, Beatriz. A Tabela Periódica. **Família**, v. 1, p. 2, 2006.

SOUZA, Gahelyka Agtha Pantano et al. Elaboração de Materiais Didáticos: Possibilidades na Formação de Professores de Química. **Revista Debates em Ensino de Química**, v. 4, n. 1, p. 47-58, 2018.

SOUZA, Lília Alves de. "Evolução do modelo atômico "; Brasil Escola. Disponível em: <https://brasilestola.uol.com.br/quimica/evolucao-modelo-atomico.htm>. Acesso em 22 de setembro de 2021.

SOUZA, Lília Alves de. "Íons"; Brasil Escola. Disponível em: <https://brasilestola.uol.com.br/quimica/ions.htm>. Acesso em 27 de setembro de 2021.

STRAY, Chris. Quia nominor leo: vers une sociologie historique du manuel. **Histoire de l'éducation**, p. 71-102, 1993.

VIDAL, Paulo Henrique Oliveira; PORTO, Paulo Alves. **A história da ciência nos livros didáticos de química do PNLEM 2007**. Ciência & Educação (Bauru), v. 18, p. 291-308, 2012.

## ANEXO A

### APOSTILA DIDÁTICA DE QUÍMICA

#### CAPÍTULO 1: Classificações da matéria

##### 1.1 Estados da matéria

Uma amostra de uma matéria pode ser dividida em três estados, gasoso, líquido e sólido (BROWN, 2017).

- O estado gasoso, também conhecido como vapor, não possui volume e forma fixa, preenche uniformemente o recipiente que ocupa, podendo ser comprimido para ocupar um volume menor ou expandido para ocupar um volume maior.
- O estado líquido independente do recipiente que ocupa, apresenta um volume específico, assumindo a sua forma.
- O estado sólido tem forma e volume definidos.

##### 1.2 Substâncias puras

De acordo com Brown (2017), podemos definir substância pura como a matéria que tem propriedades específicas e uma composição que não varia em diferentes amostras, podemos classificar essas substâncias nos seguintes tipos:

- **Substâncias simples:** são formadas por átomos de um único elemento químico e não podem ser decompostas, como exemplo  $H_2$  (dois átomos de hidrogênio),  $O_2$  (dois átomos de oxigênio).
- **Substâncias compostas:** são formadas por dois ou mais elementos, contendo dois ou mais tipos de átomos, como exemplo  $H_2O$  (água),  $CO_2$  (gás carbônico).
- **Misturas:** são combinações de duas ou mais substâncias onde cada substância mantém sua identidade química. As misturas podem ser classificadas como homogêneas onde não é possível ver a separação de seus componentes e heterogêneas que possuem mais de uma fase.

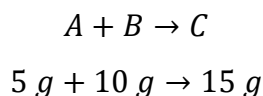
## CAPÍTULO 2: Estrutura atômica e classificação periódica dos elementos

### 2.1 Leis Ponderais

As leis ponderais relacionam as massas de substâncias químicas que estão envolvidas em uma reação (SANTOS, 2021). Existem três dessas leis, que são:

#### 2.2.1 Lei da conservação da massa de Lavoisier (Lei de Lavoisier)

De acordo com a Lei de Lavoisier, para uma reação química realizada em sistema fechado, a soma da massa dos reagentes será igual a soma da massa dos produtos; essa lei é dada pelo seguinte enunciado: “Na natureza, nada se cria, nada se forma, tudo se transforma” (DIAS, 2021). Como exemplo temos a seguinte situação de uma reação em sistema isolado, onde as substâncias A e B de massas 5 g e 10g respectivamente, gera como produto uma substância C, onde a massa dessa será 15 g.



#### 2.2.2 Lei das proporções Constantes (Lei de Proust)

A Lei de Proust é descrita pelo seguinte enunciado: “A proporção em massa das substâncias que reagem e que são produzidas numa reação é fixa, constante e invariável”, ou seja, independentemente de como a substância é produzida a sua composição química será sempre a mesma, temos como exemplo a análise de diferentes quantidades de água, sendo possível observar que a proporção entre os átomos de hidrogênio e oxigênio é sempre a mesma de 1:8 como mostrado no quadro 1 (DIAS, 2021).

| EXPERIMENTO | $H_2$ | $O$  | $H_2O$ |
|-------------|-------|------|--------|
| 1ª          | 0,5 g | 4 g  | 4,5 g  |
| 2ª          | 1 g   | 8 g  | 9 g    |
| 3ª          | 2 g   | 16 g | 18 g   |

QUADRO 1: Exemplo de um experimento baseado na lei de Proust

### 2.2.3 Lei das proporções Múltiplas (Lei de Dalton)

A Lei de Dalton é descrita pelo seguinte enunciado: “Quando dois elementos químicos formam vários compostos, fixando-se a massa de um dos elementos, as massas do outro variam numa proporção de números inteiros e pequenos”, podemos exemplificar essa lei através da formação de óxidos entre o nitrogênio e oxigênio como mostrado no quadro 2 (DIAS, 2021):

| Experimento    | Nitrogênio | Oxigênio | Óxido formado | Proporção |
|----------------|------------|----------|---------------|-----------|
| 1 <sup>a</sup> | 28 g       | 16 g     | $N_2O$        | 2:1       |
| 2 <sup>a</sup> | 28 g       | 32 g     | $N_2O_2$      | 2:2       |
| 3 <sup>a</sup> | 28 g       | 48 g     | $N_2O_3$      | 2:3       |
| 4 <sup>a</sup> | 28 g       | 64 g     | $N_2O_4$      | 2:4       |

QUADRO 2: Exemplo de um experimento baseado na lei de Dalton

## 2.2 Modelos atômicos

Desde da antiguidade, foram sugeridos modelos atômicos pelos gregos, como Demócrito de Abdera (420 a.C.) e Leucipo (450 a.C.), afirmando que a composição da matéria era de pequenas partículas denominadas átomo. No entanto eram modelos filosóficos, sem nenhuma base científica (SOUZA, 2021). A partir de então foram surgindo outros modelos, como mostra os itens 2.2.1, 2.2.2, 2.2.3 e 2.2.4.

### 2.2.1 Modelo atômico de Dalton

De acordo com Feitosa, Barbosa e Forte (2016) a teoria do modelo de Dalton pode ser descrita pelos seguintes enunciados:

- Toda matéria é composta por partículas indivisíveis e invisíveis, denominada de átomo.
- Os átomos de um mesmo elemento são iguais, assim apresentando mesma massa e propriedades atômicas.

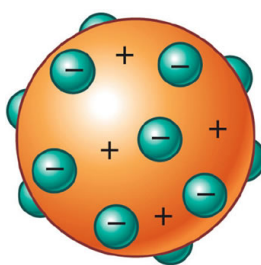
- A união de diferentes átomos ocasiona a formação de elementos químicos diferentes, que se comportam de maneira desigual quando submetidos a transformações químicas.
- As transformações químicas consistem em um rearranjo, combinação ou separação dos átomos.

### 2.2.2 Modelo atômico de Thomson

Após descobertas relacionadas a radioatividade e realização de experimentos com tubo de raios catódicos, Thomson propôs seu modelo atômico, conhecido como modelo do “pudim de ameixas” representado na figura 1, com as seguintes considerações (DIAS, 2021):

- Como toda matéria é neutra, o átomo também é neutro.
- O átomo é uma esfera, não maciça como proposta por Dalton, mas com pequenas partículas chamadas de elétrons.
- Os elétrons são distribuídos de maneira uniforme na esfera por haver uma repulsão mútua causada pela carga igual.
- Os elétrons podem ser transferidos para outro átomo em algumas situações, pois não são fixos.

FIGURA 1: Representação do modelo atômico de Thompson



Fonte: <https://www.gestaoeducacional.com.br/modelo-atomico-de-thomson-o-que-e/>

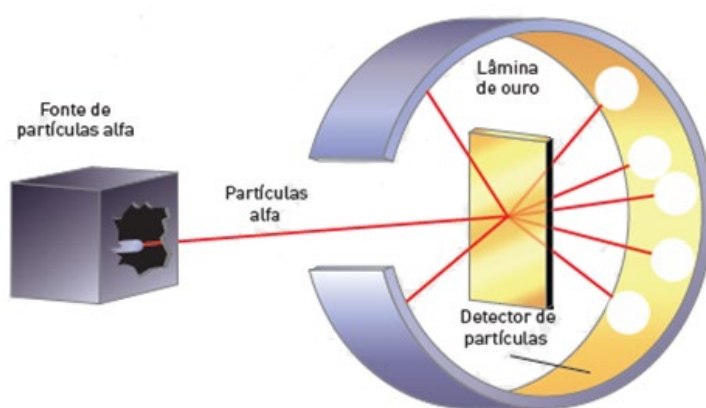
### 2.2.3 Modelo atômico de Rutherford

Através do experimento apresentado na figura 2, Rutherford desenvolveu um novo modelo atômico mostrado na figura 3. No experimento um feixe de partículas  $\alpha$ , que apresentam carga positiva e mesma massa dos átomos de hélio, é direcionado para uma

lâmina de ouro muito fina, assim sendo observado que várias partículas  $\alpha$  atravessa a lâmina, enquanto apenas algumas desviam ou retrocedem (DE OLIVEIRA, 2021).

Em 1932, Chadwick descobriu que o núcleo continha uma partícula subatômica denominada de nêutron, responsável por isolar os prótons, assim evitando repulsões e consequentemente a desintegração do núcleo (DE OLIVEIRA, 2021)

FIGURA 2: Representação do experimento de Rutherford

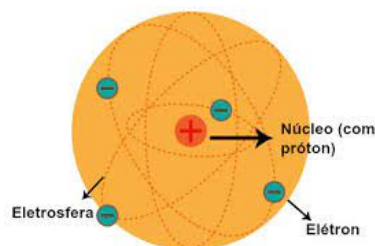


Fonte: <https://querobolsa.com.br/enem/quimica/modelo-atomico>

A partir disso, de acordo com Feitosa, Barbosa e Forte, temos as seguintes conclusões:

- A maioria das partículas  $\alpha$  não sofre desvio ao atravessar a lâmina porque o átomo possui grandes espaços vazios.
- Há uma área muito pequena e densa no centro do átomo, que foi denominada núcleo, de forma que as partículas  $\alpha$  que colidiam com este, retornavam sem atravessar a lâmina.
- O núcleo é carregado positivamente, por isso as partículas  $\alpha$  (também positivas) eram repelidas ou desviadas de sua trajetória quando passavam próximas a ele.
- Ao redor do núcleo existe uma região chamada eletrosfera, onde se localizam os elétrons, pequenos e de carga negativa.

FIGURA 3: Representação do modelo atômico de Rutherford



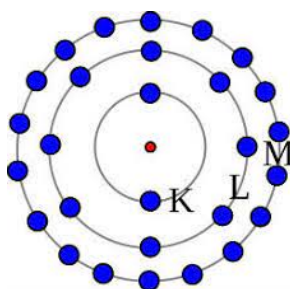
Fonte: <https://brasilecola.uol.com.br/quimica/o-atomo-rutherford.htm>

#### 2.2.4 Modelo atômico de Bohr

O físico Niels Bohr percebeu que o modelo atômico de Rutherford não explicava determinadas situações, como por que os elétrons não perdiam energia ou colidiam com o núcleo, além de não explicar também o espectro de emissão de ondas eletromagnéticas dos átomos (DE OLIVEIRA, 2021). A partir disso Bohr reformulou o Modelo atômico de Rutherford apresentado na figura 4, com as seguintes considerações:

- Os elétrons não se encontram em qualquer posição ao redor do núcleo, mas se movendo em um número limitado de orbitas bem definidas, chamada de órbitas estacionárias.
- Quando os elétrons se movimentam em uma das orbitas, ele não recebe e nem emite energia.
- Para o elétron mudar de orbita ele precisa absorver ou emitir uma certa quantidade de energia, denominada quantum de energia.

FIGURA 4: Representação do modelo atômico de Bohr



Fonte: <https://www.todamateria.com.br/modelo-atomico-de-bohr/>

## 2.3 Propriedades atômicas

O átomo é formado por prótons (carga positiva), elétrons (carga negativa) e nêutrons (N). Pode ser identificado pelo seu número atômico (Z), que é igual ao número de prótons (P) existentes no núcleo. A soma do número de prótons e nêutrons de um átomo é igual ao número de massa (A),  $A = Z + N$  (DE OLIVEIRA, 2021).

A notação de um átomo pode ser dada por  ${}^A_ZX$ , onde X é a representação de algum elemento, A o número de massa e Z o número atômico.

Se o elemento for neutro ou esteja em seu estado fundamental o número de prótons é igual ao de elétrons ( $P = e$ ), quando o número de prótons e elétrons não são iguais, o elemento se torna um íon, íons são os átomos que receberam ou perderam elétrons devido a alguma reação, sendo dividido entre cátion e ânion (SOUZA, 2021).

Cátion é o átomo que perde elétrons, assim ficando com uma carga positiva, exemplos:  $Al^{+3}$ ,  $Na^{+}$ ,  $Mg^{+2}$ . Enquanto o Ânion recebe elétrons tornando-se um íon negativo, exemplos:  $N^{-3}$ ,  $Cl^{-}$ ,  $O^{-2}$ .

Alguns átomos apresentam semelhanças entre si, em relação ao número atômico, de nêutrons e massa, quando são iguais, recebendo denominações diferentes para cada semelhança, descritas a seguir de acordo com Oliveira (2021):

- **Isótopos:** são átomos de um mesmo elemento químico, assim possuindo o número atômico igual, eles se diferenciam com relação ao número de massa. Como exemplo os átomos de hidrogênio que recebem nomenclatura própria:  ${}^1_1H$  (hidrogênio comum),  ${}^2_1H$  (deutério),  ${}^3_1H$  (trítio).
- **Isóbaros:** são átomos de diferentes elementos que possuem o mesmo número de massa, mas se diferenciam na numeração atômica. Como exemplo temos o cálcio ( ${}^{40}_{20}Ca$ ) e o argônio ( ${}^{40}_{18}Ar$ ).
- **Isótonos:** são átomos que possuem o mesmo número de nêutrons e se diferenciam pelo número atômico e massa, sendo assim átomos de elementos diferentes. Como exemplo cloro ( ${}^{37}_{17}Cl$ ) e cálcio ( ${}^{40}_{20}Ca$ ) que possuem um número de nêutrons igual a 20 ( $N=20$ ).

## 2.4 Estrutura eletrônica dos átomos

### 2.4.1 Modelo quântico

O modelo quântico (modelo atômico atual) é um modelo matemático-probabilístico que em geral tem como base dois princípios (ATKINS, 2012):

- **Princípio da incerteza de Heisenberg:** formulado pelo físico Werner Heisenberg, diz que não é possível determinar com precisão a posição e velocidade de um elétron num mesmo instante.
- **Princípio da dualidade:** formulado pelo cientista Louis Broglie, ele determina que o elétron apresenta características dual, ou seja, comporta-se como partícula-onda.

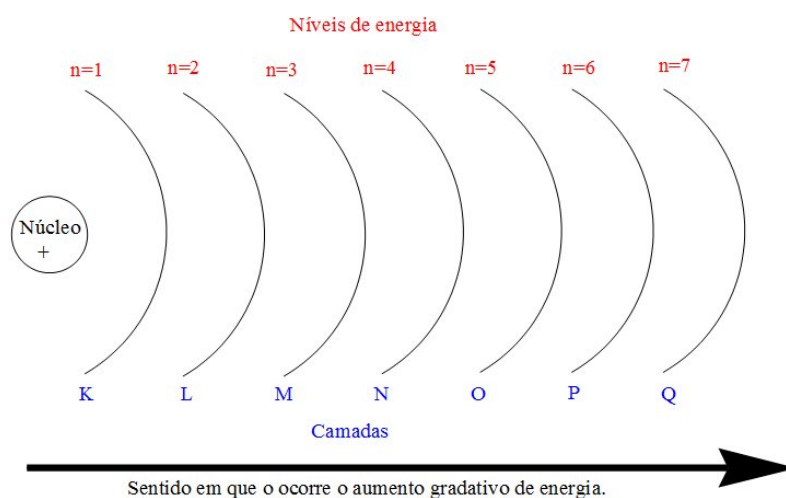
## 2.4.2 Números quânticos

A energia dos elétrons nos átomos é representada pelos números quânticos, não existem em um mesmo átomo dois elétrons com o mesmo número quântico (COSTA, 2012).

### 2.4.2.1 Número quântico principal ( $n$ )

O número quântico principal está relacionado com a energia do elétron, indicando em que camada de energia ele está, como mostra na figura 5. A energia do elétron aumenta de acordo com que  $n$  aumenta, consequentemente afastando-se do núcleo (COSTA, 2012). Este assume valor de números inteiros começando a partir do  $n = 1$ .

FIGURA 5: Camadas eletrônicas de um átomo



Fonte: <https://www.infoescola.com/quimica/numeros-quanticos/>

### 2.4.2.2 Número quântico secundário ( $l$ )

Cada camada de energia é subdividida em subcamadas, representadas pelo número quântico secundário ( $l$ ), apresentado na figura 6, o número de subcamadas depende de  $n$  de forma que  $l$  varia de zero até  $l = n - 1$  (COSTA, 2012).

FIGURA 6: Tabela das subcamadas de energia

| Nível de energia ( $n$ ) | Valor de $l$        | Subníveis | Subníveis teóricos  | Subníveis conhecidos | Número máximo de elétrons* |
|--------------------------|---------------------|-----------|---------------------|----------------------|----------------------------|
| 1                        | 0                   | 1         | s                   | s                    | 2                          |
| 2                        | 0, 1                | 2         | s, p                | s, p                 | 2+6 = 8                    |
| 3                        | 0, 1, 2             | 3         | s, p, d             | s, p, d              | 2+6+10 = 18                |
| 4                        | 0, 1, 2, 3          | 4         | s, p, d, f          | s, p, d, f           | 2+6+10+14 = 32             |
| 5                        | 0, 1, 2, 3, 4       | 5         | s, p, d, f, g       | s, p, d, f           | 2+6+10+14 = 32             |
| 6                        | 0, 1, 2, 3, 4, 5    | 6         | s, p, d, f, g, h    | s, p, d              | 2+6+10 = 18                |
| 7                        | 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6 | 7         | s, p, d, f, g, h, i | s, p                 | 2+6 = 8                    |

\* número de elétrons por subnível: s = 2; p = 6; d = 10; f = 14.

Fonte: <https://www.infoescola.com/quimica/numeros-quanticos/>

### 2.4.2.3 Número quântico magnético ( $m$ )

O número quântico magnético tem relação com a orientação dos orbitais no espaço e indica quantos orbitais há em cada subcamada, assim os valores de  $m$  variam de  $-l$  a  $+l$ , apresentado no quadro 3 (COSTA, 2012).

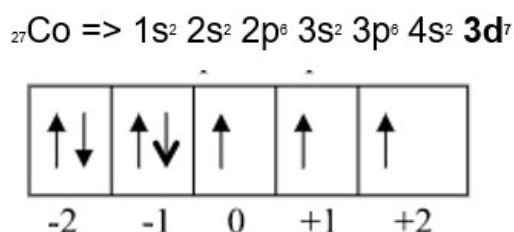
| Tipo de subnível | Valores de $l$ | Quantidade de orbitais | Valore para o número quântico magnético | Representação gráfica dos orbitais                                                    |
|------------------|----------------|------------------------|-----------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------------------|
| 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               |  |

QUADRO 3: Tabela dos números quânticos magnéticos

#### 2.4.2.4 Número quântico spin (s)

Representa a orientação do movimento que o elétron faz em torno do próprio eixo, existindo apenas dois sentidos possíveis, o horário com valor de  $+1/2$  representado por uma seta pra cima e o anti-horário com valor de  $-1/2$  representado por uma seta para baixo, como mostrado na figura 7 (FEITOSA, 2016).

FIGURA 7: Exemplo da distribuição do número quântico spin do cobalto



Fonte: <https://www.proenem.com.br/enem/quimica/estrutura-atmica-ii/>

## 2.5 Distribuição eletrônica

A distribuição eletrônica ocorre de acordo com o Diagrama de Pauling que permite os elétrons serem distribuídos em ordem crescente de energia das camadas e subcamadas, como apresentado na figura 8 (COSTA, 2012).

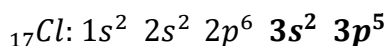
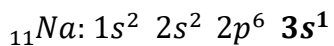
FIGURA 8: Diagrama de Pauling



Fonte: Costa, 2012.

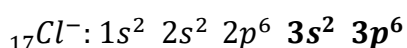
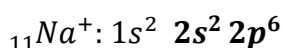
### 2.5.1 Camada de valência

A camada de valência é a camada com o maior número quântico principal de um átomo ou íon, mostradas em destaque nos exemplos a seguir:



### 2.5.2 Distribuição eletrônica em íons

A distribuição eletrônica em íon difere apenas na carga que ele tiver. Caso seja positiva ele irá perder o valor da carga na camada de valência e no caso de ser negativo ele irá ganhar, como mostrado a seguir:



## 2.6 A tabela periódica

A tabela periódica é formada por linhas horizontais denominadas de períodos e por colunas denominadas de grupos ou família, os elementos são organizados de forma crescente de acordo com seu número atômico, os grupos representam os elementos que formam substâncias de propriedades físicas e/ou químicas semelhantes (COSTA, 2012). No Anexo B encontra-se um exemplar da tabela periódica.

### 2.6.1 Classificação das colunas e períodos

As colunas da tabela periódica são divididas nos grupos mostrados no quadro 4, tendo uma exceção na primeira coluna, na qual o hidrogênio não pertence ao grupo dos metais alcalinos e também não se encaixa em nenhum outro grupo, possuindo propriedades diferentes de todos os outros elementos químicos (COSTA, 2012).

| <b>Coluna</b>      | <b>Classificação</b>               |
|--------------------|------------------------------------|
| 1A (1)             | Metais Alcalinos                   |
| 2A (2)             | Metais Alcalinos-terrosos          |
| 3A (13)            | Metais Terrosos ou Família do Boro |
| 4A (14)            | Família do carbono                 |
| 5A (15)            | Família do Nitrogênio              |
| 6A (16)            | Calcogênios                        |
| 7A (17)            | Halogênios                         |
| 8A (18)            | Gases Nobres                       |
| Família B (3 a 12) | Metais de transição                |

QUADRO 4: Classificação das colunas de elementos da tabela periódica

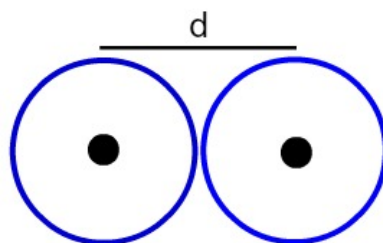
Os períodos da tabela periódica, enumerados de 1 a 7 de cima pra baixo, representam os elementos que possuem o número de camadas eletrônicas correspondente ao período em que está, como exemplo os elementos na linha 5 (rubídio ao xenônio) apresentam 5 camadas eletrônicas (K, L, M, N e O), com sua última camada tendo número quântico principal igual a 5, camada O (DE OLIVEIRA, 2021).

### 2.6.2 Raio atômico

Não é possível medir o raio exato de um átomo, por causa dos elétrons não apresentarem fronteiras bem definidas, porém, quando os átomos se organizam como sólidos e moléculas, é possível observar uma distância definida entre seus centros, de acordo com a figura 9 (ATKINS, 2012). Dessa forma o raio atômico pode ser definido como a metade da distância entre os centros de átomos vizinhos.

$$r = \frac{d}{2}$$

FIGURA 9: Representação da distância entre dois núcleos atômicos



Fonte: <https://brasilescola.uocom.br/quimica/raio-atomico.htm>

A relação do raio atômico com a tabela periódica é que de acordo com que o número atômico (Z) aumenta nos grupos (famílias) maior será o raio, já em relação aos períodos, quanto menor for o número atômico (Z) maior será o raio, conforme mostra a figura 10:

FIGURA 10: Sentido de crescimento do raio atômico

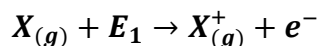


Fonte: <https://www.todamateria.com.br/propriedades-periodicas/>

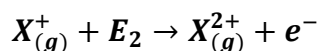
### 2.6.3 Energia de ionização

É a energia mínima necessária para remover um elétron de um átomo ou íon isolado no estado gasoso, quanto maior a energia mais difícil é de remover o elétron. De acordo com De Oliveira (2021) temos:

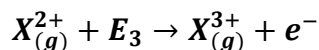
Para remover um elétron de um átomo qualquer X, a primeira energia de ionização é  $E_1$



A segunda energia de ionização necessária para remover o segundo elétron é  $E_2$



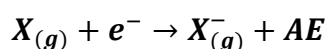
A terceira energia de ionização necessária para remover o terceiro elétron é  $E_3$



A energia de ionização será cada vez maior de acordo com que o raio atômico diminui, pois, quanto menor o átomo maior será a atração entre o núcleo e a eletrosfera assim tornando mais difícil a retirada de elétrons (COSTA, 2012).

#### 2.6.4 Afinidade eletrônica

Eletroafinidade ou afinidade eletrônica (AE) é a variação de energia que ocorre quando um átomo ou íon no estado gasoso recebe um elétron. Pode-se dizer que é a medida da potência que o átomo atrai o elétron (COSTA, 2012). A eletroafinidade diminui com o aumento do raio atômico.



#### 2.6.5 Eletronegatividade e eletropositividade

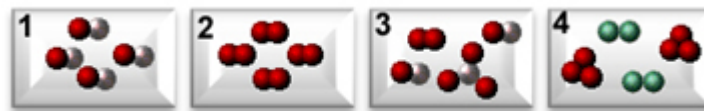
De acordo com Silva, Almeida e Rodrigues (2006) a eletronegatividade pode ser definida como a capacidade de um átomo atrair elétrons e se tornar ânions. Essa propriedade aumenta com a diminuição do raio atômico, pois, quanto menor a distância entre o núcleo e os elétrons, mais fácil será de capturar os elétrons (SILVA, 2006).

Já a eletropositividade é a propriedade dos elementos perder elétrons e se tornar cátions. Essa propriedade aumenta com o aumento do raio atômico, pois, quanto maior a distância entre o núcleo e os elétrons, mais fácil será de perder elétrons (SILVA, 2006).

### 2.7 Exercícios

#### 2.7.1 Exercícios resolvidos

1. (FOGAÇA, 2021) A figura abaixo mostra quatro sistemas, formados por três tipos diferentes de átomos, representados por bolinhas de cores diferentes. Com base na classificação de cada um dos sistemas responda as perguntas abaixo:



Fonte: Fogaça, 2021.

- Quais são substâncias simples?
- Quais são substâncias compostas?
- Quais são misturas?
- Quantos componentes apresenta cada sistema?
- Em caso do sistema com mais de um componente, quantos componentes são substâncias simples e compostas?

**Resposta:**

- Apenas o sistema 2.
- Apenas o sistema 1.
- Os sistemas 3 e 4.
- Sistema 1: 1 componente.  
Sistema 2: 1 componente.  
Sistema 3: 3 componentes.  
Sistema 4: 2 componentes.
- Sistema 3 possui uma substância simples e duas compostas.  
Sistema 4 possui 2 substâncias simples.

2. (Ufac) Com relação às substâncias  $O_2$ ,  $H_2$ ,  $H_2O$ ,  $Pb$ ,  $CO_2$ ,  $O_3$ ,  $CaO$ ,  $Sg$ , podemos afirmar que:
- Aglomeradas as substâncias são simples.
  - Somente  $O_2$ ,  $H_2$ , e  $O_3$  são substâncias simples.
  - Todas são substâncias compostas.
  - Somente  $CO_2$ ,  $CaO$ , ,  $Sg$  são substâncias compostas.
  - As substâncias  $O_2$ ,  $H_2$ ,  $Pb$ ,  $O_3$  e  $Sg$ , são simples.

**Resposta:** Letra “E”

3. (DIAS, 2021) A massa molecular do composto  $C_{12}H_{22}O_{11}$  é igual a:

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

- a) 300 u.
- b) 324 u.
- c) 243 u.
- d) 342 u.
- e) 432 u.

**Resposta:** Letra “D”. Para descobrir a massa molecular basta multiplicar a massa atômica de cada elemento por sua quantidade, temos 12 átomos de C e sua massa molecular é 12, para os átomos de H e O temos uma quantidade de 22 e 11 com massas de 1 e 16, respectivamente, logo o cálculo ficara da seguinte forma (DIAS, 2021):

$$M = 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16$$

$$M = 144 + 22 + 176$$

$$M = 342 \text{ u}$$

4. (DIAS, 2021) Dados os compostos a seguir, qual apresenta uma massa fórmula igual a 95 u?

- a)  $Al_2O_3$
- b) CaS
- c) NaBr
- d) KI
- e)  $MgCl_2$

**Resposta:** Letra “E”. Seguindo o mesmo passo a passo da questão anterior e usando a tabela para descobrir o valor das massas atômicas de cada elemento encontraremos a resposta (DIAS, 2021):

a)  $M = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 \rightarrow M = 54 + 48 \rightarrow M = 102 \text{ u}$

b)  $M = 1 \cdot 40 + 1 \cdot 32 \rightarrow M = 40 + 32 \rightarrow M = 72 \text{ u}$

c)  $M = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 80 \rightarrow M = 23 + 80 \rightarrow M = 103 \text{ u}$

d)  $M = 1 \cdot 39 + 1 \cdot 127 \rightarrow M = 39 + 127 \rightarrow M = 166 \text{ u}$

e)  $M = 1 \cdot 24 + 2 \cdot 35,5 \rightarrow M = 24 + 71 \rightarrow M = 95 \text{ u}$

5. (DE OLIVEIRA, 2021) Com base nas Leis Ponderais (Leis de Lavoisier e de Proust), indique os valores das massas que substituiriam as letras de A a I no quadro a seguir, da

transformação química do ácido acético e carbonato de sódio em água, dióxido de carbono e acetato de sódio.

| Ácido acético | + | Carbonato de sódio | → | Água | + | Dióxido de carbono | + | Acetato de sódio |
|---------------|---|--------------------|---|------|---|--------------------|---|------------------|
| 120 g         |   | 106 g              |   | 18 g |   | 44 g               |   | A                |
| B             |   | C                  |   | 36 g |   | D                  |   | E                |
| 40 g          |   | F                  |   | G    |   | H                  |   | I                |

Fonte: De Oliveira, 2021.

**Resposta** (DE OLIVEIRA, 2021): De acordo com a Lei de Lavoisier a soma da massa dos reagentes é igual a soma da massa dos produtos, sendo assim, aplicando essa lei na primeira linha do quadro teremos o valor de A igual a:

$$120 + 106 = 18 + 44 + A$$

$$226 - 62 = A$$

$$A = 164 \text{ g}$$

Na segunda linha do quadro é possível notar que o valor da massa da água dobrou em relação a primeira linha, sendo assim de acordo com a Lei de Proust podemos afirmar que as massas dos outros componentes também irá dobrar:

$$B = 2 \cdot 120 = 240 \text{ g}$$

$$C = 2 \cdot 106 = 212 \text{ g}$$

$$D = 2 \cdot 44 = 88 \text{ g}$$

$$E = 2 \cdot 164 = 328 \text{ g}$$

Para confirmar esses valores basta aplicar a Lei de Lavoisier

$$B + C = 36 + D + E$$

$$240 + 212 = 36 + 88 + 328$$

$$452 \text{ g} = 452 \text{ g}$$

Na terceira linha do quadro a proporção que temos é de 1/3 em relação a primeira linha, logo de acordo com a Lei de Proust teremos que a massas dos outros componentes desta linha será 1/3 da massa em relação aos da primeira linha:

$$F = (1/3) \cdot 106 = 35,33 \text{ g}$$

$$G = (1/3) \cdot 18 = 6 \text{ g}$$

$$H = (1/3) \cdot 44 = 14,67 \text{ g}$$

$$I = (1/3) \cdot 164 = 54,66 \text{ g}$$

Novamente para conferir aplica-se a Lei de Lavoisier:

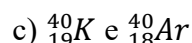
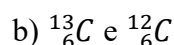
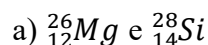
$$40 + F = G + H + I$$

$$40 + 35,33 = 6 + 14,67 + 54,66$$

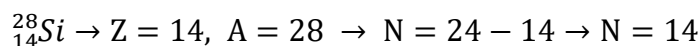
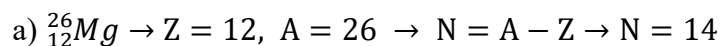
$$75,33 = 75,33$$

Logo os valores serão: A=164 g, B=240 g, C=212 g, D=88 g, E= 328 g, F=35,33 g, G=6 g, H=14,67 g e I=54,66 g.

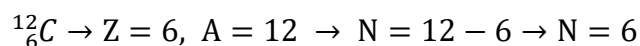
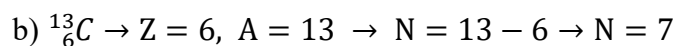
6. (DE OLIVEIRA, 2021) Classifique os pares de átomos em isótopos, isótonos ou isóbaros.



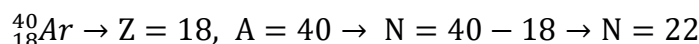
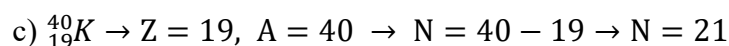
**Resposta** (DE OLIVEIRA, 2021):



Átomos que apresentam o mesmo número de nêutrons são isótonos.

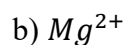


Átomos que apresentam o mesmo número atômico são isótopos.



Átomos que apresentam o mesmo número de massa são isóbaros.

7. (DE OLIVEIRA, 2021) Faça a distribuição eletrônica utilizando o diagrama de Pauling para as espécies químicas dadas abaixo.



**Resposta** (DE OLIVEIRA, 2021):

a) O número atômico do cobalto é  $Z=27$ , como é um átomo neutro logo a distribuição eletrônica será:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$ .

b) O número atômico do magnésio é  $Z=12$ , porem é um cátion com carga positiva de 2, ou seja, perdeu dois elétrons logo  $Z=10$ , então a distribuição eletrônica será:  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

c) O número atômico do flúor é  $Z=9$ , porém é um ânion com carga negativa de 1, ou seja, ganhou um elétron, logo  $Z=10$ , então a distribuição eletrônica será:  $1s^2 2s^2 2p^6$ .

8. (OSEC - SP) Sendo o subnível  $4s^1$  (com um elétron) o mais energético de um átomo, podemos afirmar que:

I - O número total de elétrons deste átomo é igual a 19.

II - Este átomo apresenta 4 camadas eletrônicas.

III - Sua configuração eletrônica é:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$

a) Apenas a afirmação I é correta.

b) Apenas a afirmação II é correta.

c) Apenas a afirmação III é correta.

d) As afirmações I e II são corretas.

e) As afirmações II e III são corretas.

**Resposta:** Letra “D”. A distribuição eletrônica correta para o átomo com  $Z=19$  é:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

9. (DE OLIVEIRA, 2021) Deseja-se obter um ânion de algum dos seguintes átomos: F, Cl, Br ou I. De acordo com a tendência periódica, será mais fácil produzir um ânion a partir de qual desses átomos?

**Resposta:** Para a formação de ânions (ganho de elétrons), os átomos que apresentam maior eletroafinidade são os que possuem mais chances. Como essa propriedade aumenta de baixo pra cima ao longo das colunas da tabela, conclui-se que o F é o mais fácil de produzir um ânion por estar uma linha acima dos outros elementos em questão.

10. (UFPI) Assinale a alternativa em que o elemento químico cuja configuração eletrônica, na ordem crescente de energia, finda em  $4s^2 3d^3$ :

a) Grupo 3 e 2º período.

b) Grupo 14 e 2º período.

c) Grupo 14 e 5º período.

d) Grupo 5 e 4º período.

e) Grupo 15 e 3º período.

**Resposta:** Letra “D”. A soma dos elétrons mais externos  $4s^2 3d^3$  é igual a 5, sendo assim pertencente ao grupo 5 e ocupa o 4º período por possuir 4 camadas eletrônicas.

### 2.7.2 Exercícios complementares

1. (PUC – RS) – O átomo, na visão de Thomson, é constituído de
  - a) Níveis e subníveis de energia.
  - b) Cargas positivas e negativas.
  - c) Núcleo e eletrosfera.
  - d) Grandes espaços vazios.
  - e) Orbitais.
  
2. (ETFSP) No fim do século XIX começaram a aparecer evidências de que o átomo não era a menor partícula constituinte da matéria. Em 1897 tornou-se pública a demonstração da existência de partículas negativas, por um inglês de nome:
  - a) Dalton;
  - b) Rutherford;
  - c) Bohr;
  - d) Thomson;
  
3. (ITA - 2010) Historicamente, a teoria atômica recebeu várias contribuições de cientistas. Assinale a opção que apresenta, na ordem cronológica CORRETA, os nomes de cientistas que são apontados como autores de modelos atômicos.
  - a) Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr.
  - b) Thomson, Millikan, Dalton e Rutherford.
  - c) Avogrado, Thomson, Gay-Lussac e Thomson.
  - d) Lavoisier, Proust, Gay-Lussac e Thomson.
  - e) Rutherford, Dalton, Bohr e Avogrado.
  
4. (UFLA MG/2006) O elétron foi descoberto por Thomson no fim do século XIX, o que lhe rendeu o prêmio Nobel. Uma característica do modelo atômico proposto por ele é:
  - a) O átomo é indivisível.
  - b) Os elétrons ocupam orbitais com energias bem definidas.
  - c) O átomo sofre decaimento radioativo naturalmente.
  - d) O átomo é maciço e poderia ser associado a um “pudim de passas”.
  
5. (UDESC 2008) Analise as afirmações abaixo, sobre os modelos atômicos.

I - John Dalton: Afirmava que toda a matéria é formada por partícula extremamente pequena, e é indivisível.

II - Thomson: Formulou a teoria segundo a qual o átomo é uma esfera positiva que, para tornar-se neutra, apresenta elétrons (partículas negativas) presos em sua superfície.

III - Erwin Schroedinger: O físico propôs a teoria que demonstra a probabilidade de se encontrar o elétron em torno do núcleo (orbital).

Assinale a alternativa correta em relação a essas afirmativas.

- a) O modelo formulado por John Dalton ficou conhecido como pudim de passas.
- b) O modelo proposto por Erwin Schroedinger é utilizado até hoje.
- c) John Dalton provou que o átomo é uma partícula dividida em prótons elétrons e nêutrons.
- d) Thomson foi o autor da frase "O átomo é uma partícula formada apenas por uma única carga"
- e) Pertence ao físico Erwin Schroedinger a expressão "pudim de passas", que se refere à estrutura atômica da matéria.

6. (AMAN-SP) O elemento hipotético com nº atômico ( $Z = 116$ ) apresenta na camada mais externa (camada de valência) um número de elétrons igual a:

- a) 2
- b) 4
- c) 6
- d) 8
- e) 18

7. (Unificado - RJ) As torcidas vêm colorindo cada vez mais os estádios de futebol com fogos de artifício. Sabemos que as cores desses fogos se devem à presença de certos elementos químicos. Um dos mais usados para obter a cor vermelha é o estrôncio ( $Z = 38$ ), que, na forma do íon  $\text{Sr}^{2+}$ , tem a seguinte configuração eletrônica:

- a)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
- b)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$
- c)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 5p^2$
- d)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 4d^2$
- e)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4 5s^2$

8. (OSEC) Sendo o subnível  $4s^1$  (com um elétron) o mais energético de um átomo, podemos afirmar que:
- I. o número total de elétrons desse átomo é igual a 19;
  - II. esse apresenta quatro camadas eletrônicas;
  - III. a sua configuração eletrônica é  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
- a) Apenas a afirmação I é correta.
  - b) Apenas a afirmação II é correta.
  - c) Apenas a afirmação III é correta.
  - d) As afirmações II e III são corretas.
  - e) As afirmações I e II são corretas.
9. (UFRS) O íon monoatômico  $A^{2-}$  apresenta a configuração eletrônica  $3s^2 3p^6$  para o último nível. O número atômico do elemento A é:
- a) 8
  - b) 10
  - c) 14
  - d) 16
  - e) 18
10. (UFAC) Um elétron localiza-se na camada “2” e subnível “p” quando apresenta os seguintes valores de números quânticos:
- a)  $n = 4$  e  $l = 0$
  - b)  $n = 2$  e  $l = 1$
  - c)  $n = 2$  e  $l = 2$
  - d)  $n = 3$  e  $l = 1$
  - e)  $n = 2$  e  $l = 0$

### 2.7.3 Gabarito dos exercícios complementares

1. A 2. D 3. A 4. D 5. B 6. C 7. A 8. E 9. D 10. B

## CAPÍTULO 3: Ligação química e estrutura molecular

### 3.1 Teoria do octeto

A ligação química é a junção de dois átomos, que buscam uma configuração mais estável, tomando como base os gases nobres, com exceção do He, todos os outros gases nobres apresentam oito elétrons em sua camada de valência, assim como na maioria das reações entre outros átomos, surgindo assim a regra do octeto (BROWN, 2004).

A teoria ou regra do octeto pode ser definida pela segunda afirmação: *“átomos tendem a ganhar, perder ou compartilhar elétrons até que estejam circundados por oito elétrons de valência”* (BROWN, 2017)

De acordo com Oliveira, podemos observar alguns exemplos dos átomos que seguem essa regra no quadro 5:

| Átomos          | Espécie estável                           |
|-----------------|-------------------------------------------|
| H: $1s^1$       | Doa, recebe ou compartilha um elétron     |
| C: $2s^2 2p^2$  | Doa recebe ou compartilha quatro elétrons |
| Na: $3s^1$      | Doa um elétron                            |
| Cl: $3s^2 3p^5$ | Recebe ou compartilha um elétron          |
| O: $2s^2 2p^4$  | Recebe ou compartilha dois elétrons       |

QUADRO 5: Configuração eletrônica e tendência de dar, receber ou compartilhar de alguns átomos.

### 3.2 Estrutura de Lewis

A Estrutura de Lewis ou Fórmula de Lewis é uma forma de representar os elétrons de valência de um átomo, de modo que o núcleo dos átomos é representado por seu símbolo e os elétrons de valência por pontos colocar ao redor do símbolo (FEITOSA, 2016). Pode-se notar exemplos na figura 11.

FIGURA 11: Representação da quantidade de elétrons de valência para cada família da tabela periódica

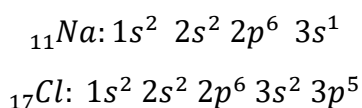
| Família da Tabela | Quantidade de elétrons na camada de valência | Exemplos (Modelo de Lewis) |
|-------------------|----------------------------------------------|----------------------------|
| Família 1 ou 1 A  | 1                                            | H•<br>Li•<br>Na•<br>K•     |
| Família 2 ou 2 A  | 2                                            | •Be•<br>•Mg•<br>•Ca•       |
| Família 13 ou 3 A | 3                                            | •B•<br>•Al•                |
| Família 14 ou 4 A | 4                                            | •C•<br>•Si•                |
| Família 15 ou 5 A | 5                                            | •N•<br>•P•                 |
| Família 16 ou 6 A | 6                                            | •O•<br>•S•                 |
| Família 17 ou 7 A | 7                                            | •F•<br>•Cl•                |
| Família 18 ou 8 A | 2 ou 8                                       | •He•<br>•Ne•<br>•Ar•       |

Fonte: <https://brasilecola.uol.com.br/quimica/formula-eletronica-lewis.htm>

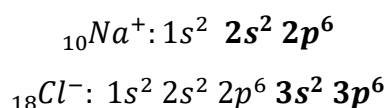
### 3.3 Ligação iônica

A ligação iônica ocorre através da transferência de elétrons do metal, para o ametal, ou para o hidrogênio, formando respectivamente cátions e ânions (COSTA, 2012). Temos como exemplo de ligação iônica a interação entre um átomo de sódio e um átomo de cloro, resultando no cloreto de sódio:

Fazendo a distribuição eletrônica do Na e do Cl, observa-se que eles não estão estáveis, de acordo com a regra do octeto:



Após a ligação, o átomo de Na cede um elétron para o Cl, tornando-se  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  e atingido a estabilidade da regra do octeto:



Logo a junção desses dois elementos forma o cloreto de sódio NaCl.

### 3.4 Ligação covalente

A ligação covalente ocorre quando os átomos compartilham seus elétrons, formando assim, pares eletrônicos, cada par é formado por um elétron de cada átomo e pertence simultaneamente aos dois: ***“Na formação de uma ligação covalente, os átomos tendem a completar seus octetos pelo compartilhamento de pares de elétrons”*** (ATKINS, 2012).

A representação da ligação covalente pode ser realizada utilizando a Fórmula de Lewis, na figura 12 é possível observar alguns exemplos de substâncias que formam os compostos covalentes; pode-se notar que os elétrons da camada de valência dos átomos são compartilhados com o vizinho, resultando em uma configuração eletrônica estável, obedecendo a regra do octeto (DE OLIVEIRA, 2021).

FIGURA 12: Representação dos compostos formados por ligação covalente

| Substância        | Fórmula química | Distribuição eletrônica dos elementos                                                                    | Fórmula de Lewis                                                                                                                        | Fórmula Estrutural plana                                                                         |
|-------------------|-----------------|----------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Ácido fluorídrico | HF              | H: 1s <sup>1</sup><br>F: [He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>                                            | $\text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{F}} \cdot$                                                                                            | H–F                                                                                              |
| Metano            | CH <sub>4</sub> | H: 1s <sup>1</sup><br>C: [He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>                                            | $\begin{array}{c} \text{H} \\ \cdot \cdot \\ \text{H} \cdot \cdot \text{C} \cdot \cdot \text{H} \\ \cdot \cdot \\ \text{H} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$      |
| Amônia            | NH <sub>3</sub> | H: 1s <sup>1</sup><br>N: [He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>                                            | $\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ \text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{N}} \cdot \cdot \text{H} \\ \cdot \cdot \\ \text{H} \end{array}$      | $\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ \text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ |
| Oxigênio          | O <sub>2</sub>  | O: [He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>                                                                  | $\cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot$                                                                                 | O = O                                                                                            |
| Gás carbônico     | CO <sub>2</sub> | C: [He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup><br>O: [He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>                       | $\cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot \text{C} \cdot \cdot \text{O} \cdot \cdot$                                                            | O = C = O                                                                                        |
| Nitrogênio        | N <sub>2</sub>  | N: [He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>                                                                  | $\cdot \cdot \text{N} \cdot \cdot \text{N} \cdot \cdot$                                                                                 | N ≡ N                                                                                            |
| Ácido cianídrico  | HCN             | H: 1s <sup>1</sup><br>C: [He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup><br>N: [He] 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup> | $\text{H} \cdot \cdot \text{C} \cdot \cdot \text{N} \cdot \cdot$                                                                        | H – C ≡ N                                                                                        |

Fonte: De Oliveira, 2021.

### 3.5 Exceções à regra do octeto

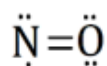
É possível a formação de alguns compostos estáveis sem que seus átomos estejam de acordo com a regra do octeto, sendo essas exceções (DE OLIVEIRA, 2021):

#### 3.5.1 Moléculas com número ímpar de elétrons

Temos o exemplo do monóxido de nitrogênio, onde o nitrogênio apresenta sete elétrons de valência no composto, como mostrado na figura 13.

FIGURA 13: Representação do monóxido de nitrogênio

#### Monóxido de nitrogênio (NO)

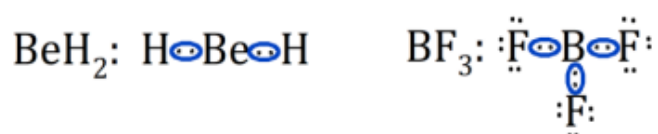


Fonte: De Oliveira, 2021.

### 3.5.2 Moléculas onde os átomos tem menos de um octeto

Temos como exemplos os compostos de berílio (apresentando quatro elétrons) e boro (apresentando seis elétrons), mostrados na figura 14.

FIGURA 14: Representação do berílio e do boro

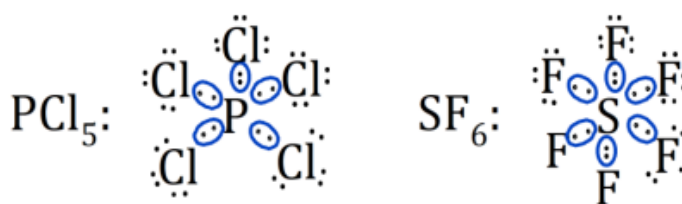


Fonte: De Oliveira, 2021.

### 3.5.3 Moléculas que o número de elétrons na valência é maior que oito

Exemplos dessa situação são os compostos de fósforo e enxofre, mostrados na figura 15.

FIGURA 15: Representação da camada de valência expandida do fósforo e enxofre

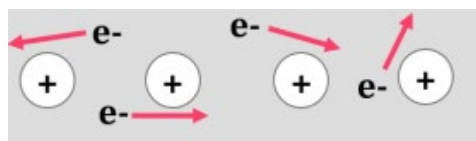


Fonte: De Oliveira, 2021.

## 3.6 Ligação metálica

A ligação metálica ocorre através da junção de átomos metálicos por meio da teoria de mar de elétrons, de acordo com essa teoria, os elétrons de valência dos elementos metálicos movimentam-se de forma livre e com cátions fixo, como mostrado na figura 19 (DE OLIVEIRA, 2021).

FIGURA 16: Elétrons circulando livremente ao redor de cátions



Fonte: De Oliveira, 2021.

### 3.7 Geometrias moleculares

A geometria molecular é a representação tridimensional dos átomos, influenciando diretamente nas propriedades físicas e químicas das substâncias, como por exemplo a densidade, os pontos de fusão e ebulição entre outras (DE OLIVEIRA, 2021).

As geometrias são definidas a partir da teoria de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (TRPECV), fundamentado a partir do conceito que os pares de elétrons livres e os pares de elétrons da ligação se repelem entre si resultando em uma maior distância uns dos outros (FEITOSA, 2016). Na figura 17 observa-se alguns exemplos de modelos das geometrias moleculares.

FIGURA 17: Exemplos de geometrias moleculares

| Tipo da molécula | Geometria dos pares eletrônicos | Ângulo X – A – X | Geometria molecular | Exemplo           |
|------------------|---------------------------------|------------------|---------------------|-------------------|
| $AX_2$           | X – A – X                       | $180^\circ$      | Linear              | $O = C = O$       |
| $AX_3$           |                                 | $120^\circ$      | Trigonal plana      | $BF_3$ , $COCl_2$ |
| $AX_2I$          |                                 | $<120^\circ$     | Forma de V          | $SO_2$ , $O_3$    |
| $AX_4$           |                                 | $109^\circ 28'$  | Tetraedro           | $CH_4$ , $CH_3Cl$ |
| $AX_3I$          |                                 | $<109^\circ 28'$ | Pirâmide trigonal   | $NH_3$ , $PCl_3$  |
| $AX_2I_2$        |                                 | $<109^\circ 28'$ | Forma de V          | $H_2O$            |

Fonte: Oliveira, 2013.

### 3.8 Interações intermoleculares

#### 3.8.1 Polaridade das ligações e das moléculas

A polaridade de uma ligação e de uma molécula possui relação direta com a forma que seus elétrons estão distribuídos ao redor do átomo.

Essa distribuição é o que define se a molécula será polar ou apolar, caso a substância apresente uma distribuição simétrica a molécula será apolar, mas quando a distribuição for assimétrica a molecular será polar, ou seja, neste caso uma das partes da molécula apresenta uma maior densidade eletrônica (FOGAÇA, 2021).

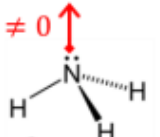
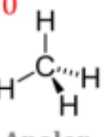
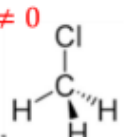
Pode-se definir a polaridade de uma molécula através do momento dipolar ou o momento dipolar resultante, alguns exemplos são mostrados na figura 18.

- **Momento dipolar:** representado por  $\mu$  é a multiplicação entre o valor da carga elétrica parcial ( $\delta$ ) em módulo e a distância entre os dois extremos do dipolo ( $d$ ).

$$\mu = |\delta| \cdot d$$

- **Momento dipolar resultante:** representado por  $\vec{\mu}_r$ , é a soma vetorial de cada ligação por molécula. Quando o momento dipolar for igual a zero, a molécula será apolar e quando for diferente de zero a molécula será polar.

FIGURA 18: Representação de momentos de dipolo de algumas moléculas

|                                                                                                                                                                |                                                                                                                                                                   |                                                                                                                                                                             |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| $\text{HCl}$<br>$\vec{\mu}_r \neq 0$<br><br>$\text{H} - \text{Cl}$<br>Polar | $\text{CO}$<br>$\vec{\mu}_r \neq 0$<br><br>$\text{C} \equiv \text{O}$<br>Polar | $\text{I}_2$<br>$\vec{\mu}_r = 0$<br><br>$\text{I} - \text{I}$<br>Apolar               |
| $\text{O}_2$<br>$\vec{\mu}_r = 0$<br><br>$\text{O} = \text{O}$<br>Apolar    | $\text{H}_2\text{O}$<br>$\vec{\mu}_r \neq 0$<br><br>Polar                      | $\text{CO}_2$<br>$\vec{\mu}_r \neq 0$<br><br>$\text{O} = \text{C} = \text{O}$<br>Apolar |
| $\text{NH}_3$<br>$\vec{\mu}_r \neq 0$<br><br>Polar                          | $\text{CH}_4$<br>$\vec{\mu}_r = 0$<br><br>Apolar                               | $\text{CH}_3\text{Cl}$<br>$\vec{\mu}_r \neq 0$<br><br>Polar                            |

Fonte: De Oliveira, 2021.

### 3.8.2 Forças intermoleculares

As forças intermoleculares, são as representações de como os compostos (polares e apolares) interagem entre si, de acordo com Van der Waals, as moléculas interagem de forma diferente entre elas, resultando em grande influência sobre suas propriedades, como o ponto de fusão e ebulição (DIAS, 2021).

Atkins (2012) apresenta os seguintes tipos de forças intermoleculares:

- **Forças Íon – Dipolo:** *“As interações íon – dipolo são fortes para íons pequenos com carga elevada. Em consequência, os cátions pequenos com carga elevada formam, frequentemente, compostos hidratados”.*
- **Forças Dipolo – Dipolo:** *“As moléculas polares participam de interações dipolo – dipolo, que decorrem da atração entre cargas parciais de suas moléculas. As interações dipolo – dipolo são mais fracas do que as forças entre íons e diminuem rapidamente com a distância, especialmente nas fases líquida e gás, em que moléculas estão em rotação”.*
- **Forças de London:** *“As interações de London surgem da atração entre os dipolos elétricos instantâneos de moléculas vizinhas e agem em todos os tipos de moléculas. Sua energia aumenta com o número de elétrons da molécula. Elas se superpõem às interações dipolo – dipolo. Moléculas polares também atraem moléculas não polares através de interações fracas dipolo – dipolo induzido”.*
- **Ligação Hidrogênio:** *“A ligação hidrogênio, que ocorre quando átomos de hidrogênio estão ligados a átomos de oxigênio, nitrogênio e flúor, é o tipo mais forte de força intermolecular”.*
- **Repulsões:** *“As repulsões entre moléculas são o resultado da superposição de orbitais de moléculas vizinhas e do princípio da exclusão de Pauli”.*

## 3.9 Exercícios

### 3.9.1 Exercícios resolvidos

1. (DE OLIVEIRA, 2021) Indique como como é formado o composto iônico  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

**Resposta:** Os átomos Al e O são respectivamente um metal e ametal, apresentando as seguintes configurações eletrônicas:

Al:  $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$



| Metano, CH <sub>4</sub>                                                                     | Amônia, NH <sub>3</sub>                                                           | Água, H <sub>2</sub> O                                                                                    | Fuoreto de hidrogênio, HF                                                 |
|---------------------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------|-----------------------------------------------------------------------------------------------------------|---------------------------------------------------------------------------|
| $\begin{array}{c} \text{H} \\   \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \text{H}-\ddot{\text{N}}-\text{H} \\   \\ \text{H} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \cdot\ddot{\text{O}}\cdot \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ | $\begin{array}{c} \cdot\ddot{\text{F}}\cdot \\   \\ \text{H} \end{array}$ |

Fonte: Batista, 2021.

Indique o tipo de ligação que se estabelece entre os átomos que constituem estas moléculas.

**Resposta:** Nota-se que os átomos estão compartilhando pares de elétrons e que são substâncias não metálicas, logo podemos concluir que se trata de uma Ligação Covalente (BATISTA, 2021)

5. (UNI – RIO) Dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) é um gás essencial no globo terrestre. Sem a presença desse gás, o globo seria gelado e vazio. Porém, quando ele é inalado em concentração superior a 10%, pode levar o indivíduo à morte por asfixia. Esse gás apresenta em sua molécula um número de ligações covalentes igual a:
- 4
  - 1
  - 2
  - 3
  - 0

**Resposta:** Letra “A”. Sabemos que o oxigênio pertence à família 4A da tabela periódica, sendo assim pode compartilhar quatro elétrons para formar ligações. O carbono pertencendo a família 6A possui 6 elétrons em sua camada de valência e pode compartilhar 2 para formação de ligações covalentes. Logo teremos: O = C = O (BATISTA, 2021). Cada ligação dupla equivale a duas ligações covalentes, como temos duas ligações duplas, resultara em um total de 4 ligações covalentes.

6. (Fuvest) Considere o elemento cloro formando compostos com, respectivamente, hidrogênio, carbono, sódio e cálcio. Com quais desses elementos o cloro forma compostos covalentes?

**Resposta:** Os compostos covalentes são formados através da interação entre átomos não metais, hidrogênio + não metais e/ou entre dois átomos de hidrogênio. Como sódio e cálcio são elementos metálicos a ligação deles com o cloro é uma ligação iônica.

7. (BROWN, 2004) Responda as seguintes perguntas:

- a) O que são elétrons de valência?
- b) Quantos elétrons de valência um átomo de nitrogênio possui?
- c) Um átomo que possui a seguinte configuração eletrônica  $1s^2 2s^2 2p^6 3p^2$  tem quantos elétrons de valência?

**Respostas:**

- a) Os elétrons de valência são os que participam de ligações químicas. Isso normalmente significa os elétrons além da configuração de gás nobre de cerne do átomo, apesar de algumas vezes serem apenas os elétrons do nível mais externo
- b) Um átomo de nitrogênio tem 5 elétrons de valência.
- c) O átomo (Si) tem 4 elétrons de valência.

8. (PUC - RJ-2008) - De acordo com a Teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência, os pares de elétrons em torno de um átomo central se repelem e se orientam para o maior afastamento angular possível. Considere que os pares de elétrons em torno do átomo central podem ser uma ligação covalente (simples, dupla ou tripla) ou simplesmente um par de elétrons livres (sem ligação). Com base nessa teoria, é correto afirmar que a geometria molecular do dióxido de carbono é:

- a) Trigonal plana
- b) Piramidal
- c) Angular
- d) Linear
- e) Tetraédrica

**Resposta:** Letra “E”. Por possuir dois elétrons livres o dióxido de carbono apresenta uma geometria tetraédrica.

9. (UNESP) Um elemento químico A, de número atômico 11, um elemento químico B, de número atômico 8, e um elemento químico C, de número atômico 1, combinam-se formando o composto ABC. As ligações entre A e B e entre B e C, no composto, são respectivamente:

- a) Covalente e covalente
- b) Iônica e iônica
- c) Iônica e covalente
- d) Covalente e iônica
- e) Metálica e iônica

**Resposta:** Letra “C”. Os compostos em questão são Na, O e H, sendo assim o composto iônico formado é o  $\text{Na}^+\text{OH}^-$  resultado de uma ligação iônica e entre o  $\text{Na}^+\text{O}^-$  e uma ligação covalente entre O-H.

10. (FCMSC-SP) Qual das fórmulas abaixo é prevista para o composto formado por átomos de fósforo ( $Z = 15$ ) e flúor ( $Z = 9$ ), considerando o número de elétrons da camada de valência de cada átomo?

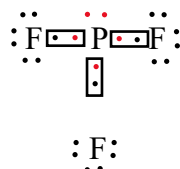
- a)  $\text{P} \equiv \text{F}$
- b)  $\text{P} - \text{F} \equiv \text{P}$
- c)  $\text{F} - \text{P} \equiv \text{F}$
- d)  $\text{F} - \text{P} - \text{F}$



- e)  $\text{P} - \text{F} - \text{P}$



**Resposta:** Letra “D”. O número atômico do fosforo é  $Z=15$ , com sua distribuição eletrônica dividida em três camadas:  $2 - 8 - 5$ , faltando então 3 elétrons na última camada para completar a regra do octeto; enquanto o átomo de flúor possui  $Z=9$  com distribuição:  $2 - 7$ , precisando de apenas um átomo para se tornar estável, sendo assim são necessários três átomos de flúor para estabilizar um de fosforo.



### 3.9.2 Exercícios complementares

1. (UFES) A molécula do  $\text{OF}_2$  é polar e a molécula do  $\text{BeF}_2$  é apolar. Isto se deve à (ao):

- a) Diferença de eletronegatividade entre os átomos nas respectivas moléculas.
  - b) Geometria molecular.
  - c) Tamanho dos átomos ligados ao flúor.
  - d) Grande reatividade do oxigênio em relação ao flúor.
  - e) Fato de o oxigênio e o flúor serem gases.
2. (ENEM 2015) Pesticidas são substâncias utilizadas para promover o controle de pragas. No entanto, após sua aplicação em ambientes abertos, alguns pesticidas organoclorados são arrastados pela água até lagos e rios e, ao passar pelas guelras dos peixes, podem difundir-se para seus tecidos lipídicos e lá se acumularem. A característica desses compostos, responsável pelo processo descrito no texto, é o(a)
- a) Baixa polaridade
  - b) Baixa massa molecular
  - c) Ocorrência em halogênios
  - d) Tamanho pequeno das moléculas
  - e) Presença de hidroxilas nas cadeias
3. (CFTMG) A relação entre a molécula, sua geometria e sua polaridade estão representadas corretamente em:
- a)  $\text{CCl}_4$ , tetraédrica e polar
  - b)  $\text{PBr}_3$ , piramidal e apolar
  - c)  $\text{BeF}_2$ , angular e polar
  - d)  $\text{CO}_2$ , linear e apolar
  - e)  $\text{NH}_3$ , angular e apolar
4. (BROWN, 2004) Usando os símbolos de Lewis, faça um diagrama da reação entre os átomos de magnésio e oxigênio para formar a substância iônica  $\text{MgO}$ .
5. (UFRGS-2000) Considere as seguintes afirmações sobre atrações moleculares. Quais estão corretas?
- I - No  $\text{HCN}$  líquido, as atrações intermoleculares são do tipo forças de van der Waals.
- II - As forças de atração existentes entre as moléculas do  $\text{H}_2\text{S}$  líquido devem ser mais intensas do que as existentes entre as moléculas de água líquida, uma vez que as geometrias moleculares são semelhantes e o  $\text{H}_2\text{S}$  apresenta maior massa molecular.

III - O vapor de água não apresenta pontes de hidrogênio, pois essas ligações são rompidas na vaporização.

IV - Alcanos com mais de vinte átomos de carbono são sólidos na temperatura ambiente devido às várias pontes de hidrogênio que se formam ao longo da cadeia entre moléculas vizinhas.

- a) Apenas I e II
- b) Apenas I e III
- c) Apenas II e IV
- d) Apenas I, III e IV
- e) Apenas II, III e IV

6. (DE OLIVEIRA, 2021) Indique verdadeiro (V) ou falso (F) e marque a alternativa correta que indica a sequência obtida.

( ) As forças que mantêm os átomos unidos são de natureza elétrica e são denominadas ligações químicas.

( ) A ligação iônica ocorre quando um átomo transfere definitivamente um, dois ou mais elétrons a outro átomo.

( ) A ligação covalente geralmente ocorre entre átomos com eletronegatividades iguais ou semelhantes.

( ) A ligação covalente é a união entre átomos estabelecida por meio do compartilhamento de pares de elétrons.

( ) A ligação metálica é a união entre os átomos metálicos por meio do “mar de elétrons”.

- a) VVVVV
- b) FFFFFF
- c) VFVVFV
- d) VVVFF

7. (CEFET-MG 2016) Sobre as características do dióxido de enxofre ( $\text{SO}_2$ ), afirma-se que:

I- Apresenta geometria angular.

II- Apresenta ligações covalentes.

III- Corresponde a um óxido básico.

IV- Corresponde a uma molécula apolar.

São corretas apenas as afirmações:

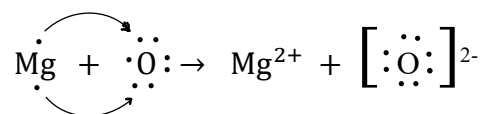
- a) I e II

- b) I e IV
  - c) II e III
  - d) III e IV
8. (UFG - 2010) O arranjo tridimensional da queratina é mais estável que o das proteínas estabilizadas por ligações de hidrogênio porque uma ligação dissulfeto é centenas de vezes mais forte. Isso ocorre porque as ligações dissulfeto são
- a) Metálicas
  - b) Dipolo – dipolo
  - c) Iônicas
  - d) De van der Waals
  - e) covalentes
9. (PUC-PR) O dióxido de carbono, presente na atmosfera e nos extintores de incêndio, apresenta ligação entre os seus átomos do tipo \_\_\_\_\_ e suas moléculas estão unidas por \_\_\_\_\_.
- Os espaços acima são corretamente preenchidos pela alternativa:
- a) covalente apolar - forças de Van der Waals
  - b) covalente apolar - atração dipolo induzido-dipolo induzido
  - c) covalente polar - ligações de hidrogênio
  - d) covalente polar - forças de Van der Waals
  - e) covalente polar - atração dipolo-dipolo
10. (Fuvest-SP) Considere as moléculas de HF, HCl, H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> e CH<sub>4</sub>
- a) Classifique essas moléculas em dois grupos: polares e apolares
  - b) Qual a propriedade referente ao átomo e qual a referente à molécula em que se baseou para classificá-las.

### 3.9.3 Gabarito dos exercícios complementares

1. B 2. A 3. D

4.



5. B 6. A 7. A 8. E 9. D

10. a) Polares: HF, HCl e H<sub>2</sub>OApolares: H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub> e CH<sub>4</sub>

b) A propriedade utilizada referente ao átomo é a eletronegatividade, para verificar a sua polaridade, e referente a molécula é sua geometria, para encontrar o valor do momento dipolar resultante e saber se era zero (molécula apolar) ou não (molécula polar).

## CAPÍTULO 4: Funções inorgânicas

### 4.1 Ácidos e Bases

#### 4.1.1 Ácidos

De acordo com De Oliveira (2021) podemos classificar os ácidos por algumas características: como o número de hidrogênios ionizáveis, a presença ou não de oxigênio na molécula e o grau de ionização.

Grau de ionização é a força do ácido é medida através do seu grau de ionização, representado por  $\alpha$ , que se calcula da seguinte forma (BATISTA, 2021):

$$\alpha = \frac{\text{número de moléculas ionizadas}}{\text{número de moléculas dissolvidas}}$$

A nomenclatura dos hidrácidos pode ser feita da seguinte forma: Ácido + nome do elemento + ídrico. Pode-se observar alguns exemplos no quadro 6 (DE OLIVEIRA, 2021):

| Formula química  | Nome             |
|------------------|------------------|
| HCl              | Ácido clorídrico |
| HI               | Ácido iodídrico  |
| H <sub>2</sub> S | Ácido sulfídrico |

QUADRO 6: Exemplos de hidrácidos e seus nomes

A nomenclatura dos oxiácidos irá depender da quantidade de átomos de oxigênio na formula química em relação à um ácido padrão, as nomenclaturas tem as seguintes formas, onde o espaço em branco será o nome do elemento (DE OLIVEIRA, 2021):

Ácido \_\_\_\_\_ico → ácido padrão  
 Ácido \_\_\_\_\_oso → -1 átomo de O  
 Ácido per\_\_\_\_\_ico → +1 átomo de O  
 Ácido hipo\_\_\_\_\_oso → -2 átomos de O

#### 4.1.2 Bases

As bases são classificadas de acordo com número de hidroxilas liberadas em solução aquosa, o seu grau de dissociação e solubilidade em água (BATISTA, 2021).

O grau de dissociação ( $\alpha$ ) é o que mede a força de uma base, quanto maior o seu valor mais forte será a base, pois:

$$\alpha = \frac{\text{número de fórmulas unitárias que se dissociaram}}{\text{número de fórmulas unitárias dissolvidas no início}}$$

A nomenclatura das bases pode ser de dois tipos, para bases com carga fixa segue o exemplo da figura 19 e para bases onde a carga varia segue o exemplo da figura 20 (BATISTA, 2021):

FIGURA 19: Exemplos de nomenclatura para base de carga fixa

| Bases com carga fixa          |                       |                     |
|-------------------------------|-----------------------|---------------------|
| Hidróxido de + nome do cátion |                       |                     |
| Metais alcalinos              | Hidróxido de lítio    | LiOH                |
| Metais alcalinos terrosos     | Hidróxido de magnésio | Mg(OH) <sub>2</sub> |
| Prata                         | Hidróxido de prata    | AgOH                |
| Zinco                         | Hidróxido de zinco    | Zn(OH) <sub>2</sub> |
| Alumínio                      | Hidróxido de alumínio | Al(OH) <sub>3</sub> |

Fonte: <https://www.todamateria.com.br/funcoes-inorganicas/>

FIGURA 20: Exemplos de nomenclaturas para bases de carga variável

| Bases com carga variável                                                                                                                  |                  |                        |                     |
|-------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------|------------------------|---------------------|
| Hidróxido de + nome do cátion + algarismo romano indicando a carga do cátion                                                              |                  |                        |                     |
| Hidróxido + nome do cátion $\left\{ \begin{array}{l} \text{ico} - \text{maior Nox} \\ \text{oso} - \text{menor Nox} \end{array} \right\}$ |                  |                        |                     |
| Cobre                                                                                                                                     | Cu <sup>+</sup>  | Hidróxido de cobre I   | CuOH                |
|                                                                                                                                           |                  | Hidróxido cuproso      |                     |
|                                                                                                                                           | Cu <sup>2+</sup> | Hidróxido de cobre II  | Cu(OH) <sub>2</sub> |
|                                                                                                                                           |                  | Hidróxido cúprico      |                     |
| Ferro                                                                                                                                     | Fe <sup>2+</sup> | Hidróxido de ferro II  | Fe(OH) <sub>2</sub> |
|                                                                                                                                           |                  | Hidróxido ferroso      |                     |
|                                                                                                                                           | Fe <sup>3+</sup> | Hidróxido de ferro III | Fe(OH) <sub>3</sub> |
|                                                                                                                                           |                  | Hidróxido férrico      |                     |

Fonte: <https://www.todamateria.com.br/funcoes-inorganicas/>

#### 4.1.3 Ácidos e bases de Arrhenius

Os conceitos de ácido e base de Arrhenius segundo Brown (2017) são:

- Um ácido é uma substância que, quando dissolvida em água aumenta a concentração de íons  $H^+$ .
- Uma base é uma substância que, quando dissolvida em água, aumenta a concentração de íons  $OH^-$ .

#### 4.1.4 Ácidos e bases de BRØNSTED-LOWRY

De acordo com Atkins (2012) podemos definir ácidos como doador de prótons e as bases como receptores de prótons, para essas definições o termo próton é referido ao íon de hidrogênio ( $H^+$ ).

A definição geral de Atkins (2012) para esse modelo apresenta as seguintes características:

- Um ácido de BRØNSTED é um doador de prótons.
- A base conjugada de um ácido é a base formada quando doou o próton.
- O ácido conjugado de uma base é o ácido que se formou quando a base aceitou o próton.
- Um ácido forte está completamente desprotonado em solução; um ácido fraco está parcialmente desprotonado em solução.
- Uma base forte está completamente protonada em solução; uma base fraca está parcialmente protonada em solução.

#### 4.1.5 Ácidos e bases de Lewis

Atkins (2012) afirma que para a teoria de ácido-base de Lewis temos as seguintes características:

- Um ácido de Lewis é um receptor de par de elétrons.
- Uma base de Lewis é um doador de par de elétrons.
- Um próton é um ácido de Lewis que se liga a um par isolado de elétrons fornecido por uma base de Lewis.

## 4.2 Sais

De acordo com De Oliveira (2021) a classificação dos sais pode ser dada pelos seguintes grupos apresentados abaixo:

- **Sais normais:** sais que apresentam um único tipo de cátion e ânion

**Exemplos:**  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{CaCO}_3$  e  $\text{NH}_4\text{NO}_3$

- **Hidrogenossais (sais ácidos):** sais que apresentam um ou mais átomos de hidrogênio ionizados

**Exemplos:**  $\text{NaHSO}_4$  e  $\text{KH}_2\text{PO}_4$

- **Hidroxissais (sais básicos):** sais que apresentam um ou mais íon hidróxidos

**Exemplos:**  $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$  e  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$

- **Sais duplo ou misto:** Sais que apresentam dois tipos de cátions e ânions

**Exemplos:**  $\text{KNaSO}_4$  e  $\text{Ca}(\text{NO}_3)\text{Br}$

- **Sais hidratados:** sais que apresentam água em sua estrutura cristalina

**Exemplos:**  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  e  $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

A nomenclatura geral dos sais, segue a seguinte ordem: Nome do ânion + de + Nome do cátion (BATISTA, 2021). Alguns exemplos são mostrados no quadro 7:

| Nome do ânion                 | Nome do cátion                | Nome do sal                                  |
|-------------------------------|-------------------------------|----------------------------------------------|
| $\text{Cl}^-$<br>Cloreto      | $\text{Fe}^{3+}$<br>Ferro III | $\text{FeCl}_3$<br>Cloreto de Ferro III      |
| $\text{SO}_4^{2-}$<br>Sulfato | $\text{Na}^+$<br>Sódio        | $\text{Na}_2\text{SO}_4$<br>Sulfato de Sódio |
| $\text{NO}_2^-$<br>Nitrito    | $\text{K}^+$<br>Potássio      | $\text{KNO}_2$<br>Nitrito de Potássio        |
| $\text{Br}^-$<br>Brometo      | $\text{Ca}^{2+}$<br>Cálcio II | $\text{CaBr}_2$<br>Brometo de Cálcio II      |

QUADRO 7: Exemplos de nomenclatura dos sais.

### 4.3 Óxidos

De acordo com De Oliveira (2021) a classificação dos óxidos é baseada na sua reatividade, sendo divididos nos cinco grupos apresentados a seguir:

- **Óxidos básicos:** são compostos iônicos de elevadas temperaturas de fusão e ebulição, formados por cátions metálicos de carga +1, +2 ou +3, produzem bases ao reagir com água e produz sal e água ao reagir com ácido.

**Exemplo:**  $\text{Na}_2\text{O}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow 2\text{NaOH}_{(aq)}$

- **Óxidos ácidos:** ao reagir com água produz ácido e ao reagir com base produz sal e água, são formados geralmente por ametais ou metais de elevada carga.

**Exemplo:**  $\text{SO}_{3(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)}$

- **Óxidos anfóteros:** O seu compartimento varia entre óxido base e óxido ácido, geralmente são formados por Zn, Al, Sn, Pb, As e Sb.

**Exemplo:**  $\text{ZnO}_{(s)} + 2\text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{ZnCl}_{2(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

- **Óxidos indiferentes ou neutros:** não apresentam reações com água, ácido e base.

**Exemplo:** CO, NO e N<sub>2</sub>O.

- **Óxidos duplos:** dividem-se como se fosse formado por outros dois óxidos do mesmo elemento químico

**Exemplo:**  $\text{Fe}_3\text{O}_4 = \text{FeO} + \text{FeO}_2$

De acordo com De Oliveira (2021) a nomenclatura do óxido depende se ele é iônico ou molecular, pode-se observar exemplos e a ordem para seguir a nomenclatura na figura 21:

FIGURA 21: Representação da nomenclatura dos óxidos

| Nome de acordo com tipo de óxido |                                                                                                                          |
|----------------------------------|--------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| Óxidos iônicos                   | Exemplos de óxidos com carga fixa:<br>CaO - Óxido de cálcio<br>Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> - Óxido de alumínio        |
|                                  | Exemplos de óxidos com carga variável:<br>FeO - Óxido de ferro II<br>Fe <sub>2</sub> O <sub>3</sub> - Óxido de ferro III |
| Óxidos moleculares               | Exemplos:<br>CO - Monóxido de carbono<br>N <sub>2</sub> O <sub>5</sub> - Pentóxido de dinitrogênio                       |

Fonte: <https://www.todamateria.com.br/funcoes-inorganicas/>

## 4.4 Exercícios

### 4.4.1 Exercícios resolvidos

1. (DE OLIVEIRA, 2021) Separe os seguintes ácidos em hidrácidos e oxiácidos:  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  e  $\text{HBr}$ . Forneça também seus respectivos nomes.

**Resposta:** Os hidrácidos não apresentam oxigênio em sua fórmula, sendo assim os hidrácidos são  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  e  $\text{HBr}$ , respectivamente são ácido fluorídrico, ácido sulfídrico e ácido bromídrico. Os oxiácidos são:  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$  e,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ , respectivamente são ácido carbônico, ácido bórico e ácido crômico.

2. (DE OLIVEIRA, 2021) Identifique a opção na qual estão presentes apenas hidretos.

- a)  $\text{NaH}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HI}$ .
- b)  $\text{LiH}$ ,  $\text{MgH}_2$ ,  $\text{NaH}$
- c)  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{MgO}_2$ ,  $\text{NaH}$ .
- d)  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HI}$

**Resposta:** Letra “B”. Os hidretos são compostos que apresentam ligação entre hidrogênio e um metal pouco eletronegativo.

3. (PUCCAMP) A respeito das substâncias denominadas ácidos, um estudante anotou as seguintes características:

I – Têm poder corrosivo.

II – São capazes de neutralizar bases.

III – São compostos formados por dois elementos químicos.

IV – Formam soluções aquosas condutoras de corrente elétrica.

Ele cometeu erros somente em:

- a) I e II
- b) I e III
- c) I e IV
- d) II e III
- e) III e IV

**Resposta:** Letra “B”.

I – Apenas os ácidos mais fortes são corrosivos.

II – Afirmação correta.

III – Podem ser formados por dois ou mais elementos.

IV – Afirmação correta.

4. (IFRN) Considerando as propriedades químicas de alguns produtos que utilizamos em nosso cotidiano, analise as afirmações abaixo.

I – O limão, o vinagre, o leite de magnésia e a soda cáustica são ácidos

II – Tanto leite de magnésia como a soda cáustica são compostos alcalinos

III – A soda cáustica (NaOH) é uma base forte; o leite de magnésia (suspensão de  $\text{Mg(OH)}_2$ ) é uma base fraca. Isto ajuda a entender por que o leite de magnésia pode ser ingerido, mas a soda cáustica, não.

IV – O limão, o vinagre, o leite de magnésia e a soda cáustica são básicos.

Estão corretas apenas as afirmativas:

- a) I, apenas
- b) II e IV
- c) II e III
- d) III e IV

**Resposta:** Letra “C”.

I – O leite de magnésia e a soda cáustica são básicos.

II – Afirmação correta.

III – Afirmação correta.

IV – O limão e vinagre são ácidos.

5. (PUC - PR) Assinale a alternativa que representa as bases segundo o grau crescente de solubilidade:

- a) Hidróxido de Ferro II, Hidróxido de Sódio, Hidróxido de Cálcio.
- b) Hidróxido de Lítio, Hidróxido de Magnésio, Hidróxido de Cálcio.
- c) Hidróxido de Sódio, Hidróxido de Cálcio, Hidróxido de Magnésio.
- d) Hidróxido de Ferro II, Hidróxido de Cálcio, Hidróxido de Sódio.
- e) Hidróxido de Sódio, Hidróxido de Potássio, Hidróxido de Cálcio.

**Resposta:** Letra “D”. Os metais alcalinos (família 1A) possui elementos solúveis em água, os metais alcalinos terrosos (família 2A) são elementos pouco solúveis em água. Os demais elementos são insolúveis, com exceção do hidróxido de amônia.

6. (UNESP) Os sais hidrogenocarbonato de potássio, ortofosfato de cálcio, cianeto de ouro (I) e sulfeto de sódio podem ser usados em banhos para douração. Escrever as fórmulas desses compostos.

**Resposta:** Hidrogenocarbonato de potássio =  $\text{KHCO}_3$ .

Ortofosfato de cálcio =  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)$ .

Cianeto de ouro (I) =  $\text{AuCN}$ .

Sulfeto de sódio =  $\text{Na}_2\text{S}$ .

7. (Uerj - 2007) O técnico de uma farmácia deve usar um composto de enxofre para preparar um determinado medicamento. Os compostos de que ele dispõe são:

I - Sulfato de sódio

II - Sulfeto de zinco

III - Sulfato de magnésio

IV - Sulfeto de sódio

O preparo desse medicamento deverá ser feito com o composto que apresente a maior razão entre o número de átomos de enxofre e o número total de átomos dos outros elementos. Considerando uma unidade de cada composto, aquele a ser utilizado é o de número:

a) I

b) II

c) III

d) IV

**Resposta:** Letra “B”.

I –  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , apresentando uma razão de 1/6.

II –  $\text{ZnS}$ , apresentando uma razão de 1/1.

III –  $\text{MgSO}_4$ , apresentando uma razão de 1/5.

IV –  $\text{Na}_2\text{S}$ , apresentando uma razão de 1/2.

8. (ITA) Considere a seguinte sequência de sais de sódio: sulfato; sulfito; tiosulfito e sulfeto. A opção que contém a sequência de fórmulas corretas destes sais é:

a)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{S}$

b)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{S}$ ;  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

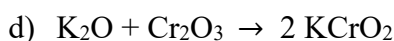
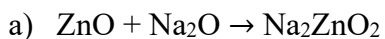
c)  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{S}$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

d)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{S}$ .

e)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{S}$ .

**Resposta:** Letra “D”.

9. (Ufrgs) A alternativa que apresenta a reação entre um óxido ácido e um óxido básico, produzindo um sal de caráter básico, é?



**Resposta:** Letra “C”.

a)  $\text{ZnO}$  é anfótero, um óxido que reage tanto como ácido, como base.

b)  $\text{SO}_3$  é um óxido ácido e  $\text{CaO}$  é um óxido básico, mas produzem um sal de caráter neutro.

c)  $\text{Na}_2\text{O}$  é um óxido básico e  $\text{CO}_2$  é um óxido ácido, produzem um sal de caráter básico.

d)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$  é anfótero, logo não é o correto

e)  $\text{Al}_2\text{O}_3$  é também anfótero.

10. (PUC - RS) Dióxido de carbono, dióxido de enxofre e dióxido de nitrogênio são, atualmente, considerados poluentes atmosféricos. Em relação a esses compostos é correto afirmar que:

a) são binários, formados por um metal e oxigênio.

b) são iônicos.

c) são ácidos oxigenados.

d) reagem com ácidos, formando sal e água.

e) reagem com água, formando ácidos.

**Resposta:** Letra “E”. Os dióxidos de enxofre, nitrogênio e carbono são óxidos ácidos, sendo assim ao reagir com água foram ácidos.

#### 4.4.2 Exercícios complementares

1. (FCB-ARARAS-SP) Após a ionização de um ácido em água, observou-se que o número de moléculas ionizadas era o quádruplo do número de moléculas não-ionizadas. Com base nessa observação, a porcentagem de ionização do referido ácido era:

- a) 25%
  - b) 40%
  - c) 70%
  - d) 75%
  - e) 80%
2. (ITA) Qual dos ácidos abaixo é menos volátil?
- a) HCl
  - b) HI
  - c)  $\text{H}_2\text{SO}_3$
  - d)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
  - e)  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$
3. (Unioeste - 2012) Os hidróxidos de sódio, cálcio, alumínio e magnésio são bases utilizadas com diferentes números de hidroxilas. Assinale a alternativa que define corretamente estas bases na sequência indicada.
- a) Monobase, dibase, dibase e monobase.
  - b) Monobase, monobase, tribase e dibase.
  - c) Dibase, dibase, tribase e dibase.
  - d) Tribase, monobase, monobase e monobase.
  - e) Monobase, dibase, tribase e dibase.
4. (Osec - SP) Uma base forte deve ter o grupo  $\text{OH}^-$  ligado a um:
- a) elemento muito eletropositivo.
  - b) elemento muito eletronegativo.
  - c) semi-metal.
  - d) metal que forneça 3 elétrons.
  - e) ametal.
5. (CEFET MG 2008) Todos os compostos a seguir, ao serem colocados em água, formam base de Arrhenius, EXCETO:
- a)  $\text{Na(s)}$
  - b)  $\text{NH}_3(\text{l})$
  - c)  $\text{MgO(s)}$

- d)  $\text{SO}_3(\text{g})$
6. (PUC-RIO 2008) Cloreto de sódio é um composto iônico que se encontra no estado sólido. Dissolvido em água, se dissocia completamente. Acerca desse sal, é INCORRETO afirmar que:
- a) Tem fórmula  $\text{NaCl}$ .
  - b) No estado sólido, a atração entre os seus íons é muito forte e por essa razão possui elevado ponto de fusão.
  - c) Em solução aquosa, conduz corrente elétrica muito bem.
  - d) A ligação entre os seus íons é por covalência.
  - e)  $\text{HCl}$  e  $\text{NaOH}$  são o ácido e a base que dão origem a esse sal.
7. (Unesp 2012) Bicarbonato de sódio e carbonato de sódio são duas substâncias químicas muito presentes no cotidiano. Entre várias aplicações, o bicarbonato de sódio é utilizado como antiácido estomacal e fermento de pães e bolos, e o carbonato de sódio, conhecido como barrilha ou soda, tem sua principal aplicação na fabricação de vidro comum. As fórmulas químicas do bicarbonato de sódio e do carbonato de sódio estão corretas e respectivamente representadas em
- a)  $\text{NaHCO}_3$  e  $\text{NaOH}$ .
  - b)  $\text{Na}(\text{CO}_3)_2$  e  $\text{NaHCO}_3$ .
  - c)  $\text{NaHCO}_3$  e  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .
  - d)  $\text{Na}(\text{HCO}_3)_2$  e  $\text{NaOH}$ .
  - e)  $\text{Na}_2\text{HCO}_3$  e  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .
8. (Mackenzie) Na combustão do magnésio, a substância produzida é um:
- Dados: Mg (2A); N (5A) O (6A); Cl (7A).
- a) óxido molecular de fórmula  $\text{MgO}_2$ .
  - b) sal iônico de fórmula  $\text{MgCl}_2$ .
  - c) sal iônico de fórmula  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ .
  - d) óxido molecular de fórmula  $\text{Mg}_2\text{O}$ .
  - e) óxido iônico de fórmula  $\text{MgO}$ .

9. (UFPE) Anidrido sulfúrico é a denominação do óxido de enxofre, que, ao reagir com água, forma o ácido sulfúrico, sendo assim um dos causadores das chuvas ácidas. Qual deve ser a fórmula molecular desse óxido?

- a)  $\text{SO}_2$ .
- b)  $\text{S}_2\text{O}_3$ .
- c)  $\text{SO}_3$ .
- d)  $\text{SO}_4$ .
- e)  $\text{S}_2\text{O}_4$ .

10. (Fuvest-SP) Cal viva é óxido de cálcio ( $\text{CaO}$ ).

- a) Escreva a equação da reação da cal viva com a água.
- b) Por que, na agricultura, a cal viva é acionada ao solo?

#### 4.4.3 Gabarito dos exercícios complementares

1. E 2. D 3. E 4. A 5. D 6. D 7. C 8. E 9. C

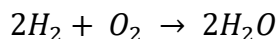
10. a)  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$

- b) Para diminuir a acidez do solo

## CAPÍTULO 5: Reações químicas e estequiometria

### 5.1 Equações químicas

As reações químicas são representadas através de equações químicas, como o seguinte exemplo:

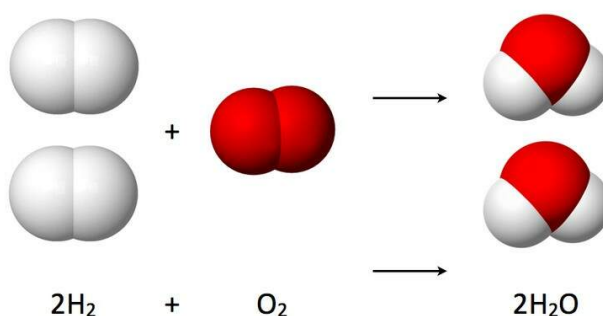


O sinal de mais é lido como “reage com” e a seta como “produz”, as substâncias à esquerda da seta são denominadas de “reagentes” e as substâncias à direita da seta são denominadas de “produtos”, o número à frente da substância é chamado de coeficiente, que representa a quantidade relativa de moléculas daquela substância envolvida na reação (BROWN, 2017).

De acordo com a lei de Lavoisier, os átomos não são criados nem destruídos nas reações químicas, ou seja, em uma equação química o número de átomos de cada elemento deve ser igual, quando a equação atende a essa condição dizemos que ela está *balanceada* (BROWN, 2017).

Seguindo o exemplo da equação passada é possível observar na figura 21 que ela está balanceada, possuindo duas moléculas de  $H_2$  e uma molécula de  $O_2$ , assim formando 2 moléculas de  $H_2O$  (água).

FIGURA 22: Representação de uma reação química



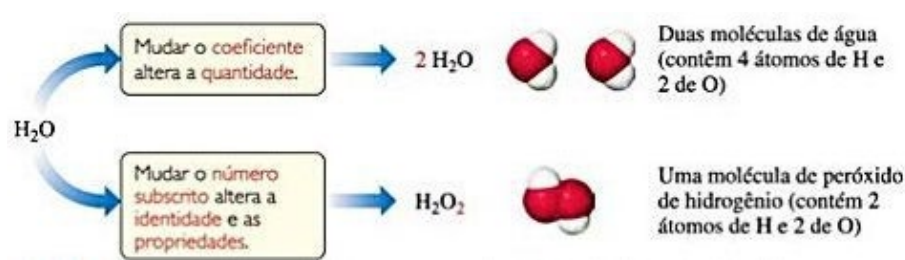
Fonte: <https://www.educamaisbrasil.com.br/enem/quimica/balanceamento-quimico>

## 5.2 Balanceamento de equações

Para realizar o balanceamento de uma equação, é preciso determinar os coeficientes para que possuam a mesma quantidade de átomos de cada tipo nos dois lados da equação, ocasionalmente uma equação balanceada deve conter os menores coeficientes de números inteiros (BROWN, 2017).

É preciso saber da diferença entre os coeficientes e os subscritos de uma equação, como mostrado na figura 2, ao mudar o coeficiente altera-se apenas a quantidade, mas ao mudar o número subscrito estará alterando a substância, ou seja, nunca se deve mudar os números subscritos para realizar o balanceamento de uma equação (BROWN, 2017).

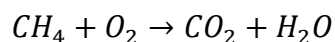
FIGURA 23: Diferença entre mudar o coeficiente e o subscrito de uma equação química



Fonte: Brown, 2017.

Temos o seguinte exemplo com o propósito de explicar o processo do balanceamento de uma equação química de acordo com Oliveira (2013):

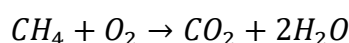
Considerando a seguinte equação, notamos que não está balanceada:



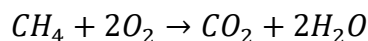
Na maioria das vezes, balancear primeiro os elementos que aparecem com menor número na fórmula é o melhor caminho, nessa situação percebemos que o C e H aparece em apenas um reagente e no produto aparece separadamente, então será analisado primeiro o CH<sub>4</sub>.

Na molécula de CH<sub>4</sub> contém a mesma quantidade de C que na molécula de CO<sub>2</sub>, logo os coeficientes para essas substâncias devem ser os mesmos.

Porém na molécula de CH<sub>4</sub> contém quatro átomos de H enquanto no produto a molécula de água contém apenas dois, para providenciar a igualdade entre eles, adiciona o coeficiente 2 na frente da molécula de H<sub>2</sub>O.



Agora a quantidade de H está balanceada, porém ao colocar o coeficiente 2 na molécula de água, a quantidade de O no produto aumentou de dois para quatro, enquanto existe apenas dois no reagente, para realizar o balanceamento adiciona o coeficiente 2 na frente do átomo de O<sub>2</sub> no reagente, por fim obtém a equação completamente balanceada:



### 5.2.1 Classificação das reações químicas

A classificação das reações é dependente do número de substâncias reagentes e produzidas na equação, de acordo com De Oliveira (2021) pode-se citar quatro classes de reações, são elas:

- **Reação de síntese ou adição:** dois reagentes ou mais geram apenas um produto ( $A + B \rightarrow C$ );
- **Reação de análise ou decomposição:** São produzidos dois ou mais produtos de um único reagente ( $A \rightarrow B + C$ );
- **Reações de simples troca ou deslocamento:** A interação entre uma substância simples mais uma composta produz outra substância simples e outra composta ( $A + BC \rightarrow AC + B$ );
- **Reação de dupla troca:** Duas substâncias compostas trocam os cátions e ânions, gerando outras substâncias compostas ( $AB + CD \rightarrow AC + BD$ ).

Na figura 24 está representado cada um desses tipos de reações.

FIGURA 24: Exemplos de cada um dos tipos de reações

|                                                                                                                                                                                                                                                                |                                                                                                                                                                                                                                                                        |
|----------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------------|
| <p><b>Reações de síntese ou adição:</b><br/> <math>A + B + \dots \rightarrow C</math></p> <p><math>C + O_2 \rightarrow CO_2</math><br/> <math>CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2</math><br/> <math>CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3</math></p>                     | <p><b>Reações de simples troca ou deslocamento:</b><br/> <math>A + BC \rightarrow AC + B</math></p> <p><math>Zn + CuSO_4 \rightarrow ZnSO_4 + Cu</math><br/> <math>Fe + 2HCl \rightarrow H_2 + FeCl_2</math><br/> <math>F_2 + 2NaCl \rightarrow 2NaF + Cl_2</math></p> |
| <p><b>Reações de análise ou decomposição:</b><br/> <math>A \rightarrow B + C + \dots</math></p> <p><math>2HgO \rightarrow 2Hg + O_2</math><br/> <math>2Cu(NO_3)_2 \rightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2</math><br/> <math>H_2O_2 \rightarrow H_2O + 1/2O_2</math></p> | <p><b>Reações de dupla troca:</b><br/> <math>AB + CD \rightarrow AD + CB</math></p> <p><math>NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3</math><br/> <math>FeS + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2S</math><br/> <math>HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O</math></p>            |

### 5.3 Massas moleculares e número de avogrado

De acordo com Feitosa, Barbosa e Forte (2016) mol é uma forma de expressar a quantidade de matéria microscópica, átomos e moléculas, usadas em reações químicas. No decorrer de muitos anos, foi possível estabelecer através de experiências que a quantidade de matéria em um mol é de  $6,02214199 \times 10^{23}$ , este é o número conhecido como Número de Avogrado, representando 1 mol.

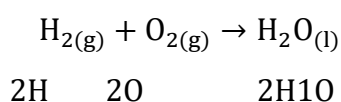
A massa em gramas de algum elemento químico é denominada de Massa Molar, representada por MM, sua unidade é dada em gramas por mol (g/mol). A massa molar de qualquer elemento é numericamente igual a massa atômica do mesmo.

### 5.4 Cálculo estequiométrico

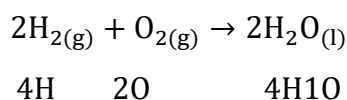
O cálculo estequiométrico é utilizado para determinar a quantidade necessária a ser usada de reagentes e produtos que serão obtidos na reação química, considerando a pureza e o excesso de reagentes, o rendimento da reação, o excesso de alguma substância, etc. O cálculo tem como base fundamental o balanceamento correto da equação química (REIS, 2013).

Para realizar um cálculo estequiométrico pode-se seguir um passo a passo, observemos esse exemplo aplicado para calcular quanto de massa de hidrogênio reage com 10g de oxigênio:

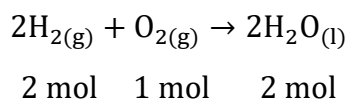
**1ª Passo:** Escrever a equação:



**2ª Passo:** Balancear a equação, a equação balanceada possui quatro moléculas de hidrogênio e duas de oxigênio em ambos os lados:

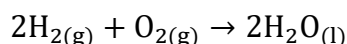


**3ª Passo:** Indicar a quantidade de matéria em mol de cada uma das substâncias:



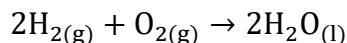
**4ª Passo:** Estabelecer relação entre a massa atômica e a quantidade de moléculas:

Se  $H = 1$ ,  $O = 16$ , então  $H_2 = 2$ ,  $O_2 = 32$  e  $H_2O = 18$



$$2 \cdot 2 \text{ g} \quad 32 \text{ g} \quad 2 \cdot 18 \text{ g}$$

**5ª Passo:** Calcular a massa de hidrogênio:



$$2 \cdot 2 \text{ g} \quad 32 \text{ g} \quad 2 \cdot 18 \text{ g}$$

$$x \quad 10 \text{ g}$$

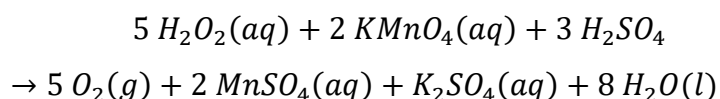
Aplicando regra de três temos:  $x = (4 \cdot 10)/32 = 1,25 \text{ g}$

Assim conclui-se que para 1,25g de hidrogênio são necessárias 10g de oxigênio.

## 5.5 Exercícios

### 5.5.1 Exercícios resolvidos

1. (ENEM - 2011) O peróxido de hidrogênio é comumente utilizado como antisséptico e alvejante. Também pode ser empregado em trabalhos de restauração de quadros enegrecidos e no clareamento de dentes. Na presença de soluções ácidas de oxidantes, como o permanganato de potássio, este óxido decompõe-se, conforme a equação a seguir:



De acordo com a estequiometria da reação descrita, a quantidade de permanganato de potássio necessária para reagir completamente com 20,0 ml de uma solução 0,1 mol/l de peróxido de hidrogênio é igual a:

- f)  $2,0 \times 100 \text{ mol}$ .
- g)  $2,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .
- h)  $8,0 \times 10^{-1} \text{ mol}$ .
- i)  $8,0 \times 10^{-4} \text{ mol}$ .
- j)  $5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$ .

**Resposta:** Letra “D”.

Primeiro se calcula o número de mols de peróxido de hidrogênio contidos em uma solução de 20 ml com concentração de 0,1 mol/l:

$$0,1 \text{ mol de } H_2O_2 \text{ — — — — } 1000 \text{ ml}$$

$$x \text{ mol de } H_2O_2 - - - - 20 \text{ ml}$$

$$x = 0,002 \text{ mol de } H_2O_2$$

É possível notar que para cada 5 mols de  $H_2O_2$  são necessários 2 mols de  $KMnO_4$ , assim aplicando a regra de três podemos encontrar a quantidade permanganato de potássio necessária para reagir com 0,0002 mol de  $H_2O_2$ :

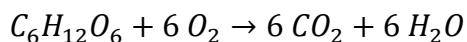
$$5 \text{ mols de } H_2O_2 - - - - 2 \text{ mols de } KMnO_4$$

$$0,002 \text{ mol de } H_2O_2 - - - - x \text{ mols de } KMnO_4$$

$$x = 0,0008 \text{ ou } 8 \times 10^{-4} \text{ mol de } KMnO_4$$

2. (UFRGS) A combustão completa da glicose,  $C_6H_{12}O_6$ , é responsável pelo fornecimento de energia ao organismo humano. Na combustão de 1,0 mol de glicose, o número de gramas de água formado é igual a:
- 6.
  - 12.
  - 18.
  - 108.
  - 180.

**Resposta:** Letra “D”. A reação da combustão da glicose é:



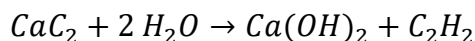
Nota-se que 1 mol de  $C_6H_{12}O_6$  forma 6 mols de  $H_2O$ , assim calcula-se:

$$1 \text{ mol de } H_2O - - - - 18 \text{ g}$$

$$6 \text{ mols de } H_2O - - - - x \text{ g}$$

$$x = 108 \text{ g}$$

3. (UFSM) O acetileno, gás utilizado em maçaricos, pode ser obtido a partir do carbeto de cálcio (carbureto) de acordo com a equação:



Utilizando-se 1 kg de carbureto com 36% de impurezas, o volume de acetileno obtido, nas CNTP, em litros, é de aproximadamente:

- 0,224.
- 2,24.
- 26.
- 224.

e) 260.

**Resposta:** Letra “D”.  $\text{CaC}_2 = 64 \text{ g/mol}$ ; como a 36% de impureza será utilizado apenas 640 g.

$$64 \text{ g de } \text{CaC}_2 \text{ --- } -22,4 \text{ l}$$

$$640 \text{ g de } \text{CaC}_2 \text{ --- } -x \text{ l}$$

$$x = 224 \text{ l}$$

4. (Unesp) Há várias décadas, o ferro apresenta grande demanda em função de sua utilização nas indústrias como, por exemplo, na automobilística. Uma das principais matérias-primas utilizadas para a sua obtenção é um minério cujo teor em  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (hematita) é de cerca de 80%. O ferro metálico é obtido pela redução do  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  em alto-forno. Dadas as massas molares para o oxigênio (16 g/mol), o ferro (56 g/mol) e a hematita (160 g/mol), e considerando-se que a reação de redução apresente um rendimento de 100%, a quantidade, em toneladas, de ferro metálico que será obtida a partir de 5 toneladas desse minério é igual a:

a) 2,8.

b) 3,5.

c) 4,0.

d) 5,6.

e) 8,0.

**Resposta:** Letra “A”.

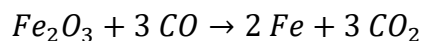
O teor de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  em cinco toneladas é de:

$$5 \text{ toneladas --- } -100\%$$

$$x \text{ toneladas --- } -80\%$$

$$x = 4 \text{ toneladas}$$

A quantidade de ferro obtido pela redução do  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  é:



$$160 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ --- } -2 \times 56 \text{ g de Fe}$$

$$4 \text{ toneladas de } \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ --- } -x \text{ t de Fe}$$

$$x = 2,8 \text{ toneladas de Fe}$$

5. (FUVEST) Um lote de sal grosso, com especificação de conter no mínimo 90% de sal, é suspeito de estar adulterado com areia. A uma amostra de 250 g do produto seco foi

adicionada quantidade suficiente de água e, após filtração, o resíduo, separado e seco, pesou 50 g. Justifique a conclusão possível.

**Resposta:** O sal grosso é constituído por de cloreto de sódio (NaCl), ao adicionar água o sal deverá ser dissolvido pelo solvente e o resto será areia, concluindo que as 50 g de resíduo filtrado é areia.

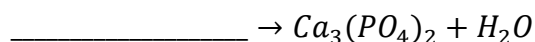
$$250 \text{ g} - - - - 100\%$$

$$200 \text{ g} - - - - x$$

$$x = 80\%, \text{ logo o sal está adulterado.}$$

6. (UFV-MG) Considere a reação de neutralização total entre o ácido fosfórico e o hidróxido de cálcio.

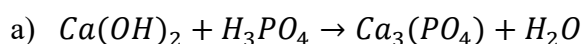
a) Complete a equação da reação com as fórmulas dos reagentes:



b) Dê o nome do sal formado na reação:

c) Escreva a equação balanceada da reação representada no item a.

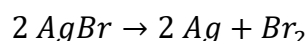
**Resposta:**



b) Fosfato de cálcio.



7. (FURRN) No filme fotográfico, quando exposto à luz, ocorre a reação:



Essa reação pode ser classificada como:

- a) Pirólise.
- b) Eletrólise.
- c) Fotólise.
- d) Síntese.
- e) Simples troca.

**Resposta:** Letra “C”. A decomposição das moléculas através da radiação de luz é a fotólise.

8. (UFMG) Todos os fenômenos descritos são exemplos de reações químicas, exceto:

- a) dissolução de um comprimido efervescente.
- b) eletrólise da água.

- c) enferrujamento de um prego exposto ao ar.
- d) fusão de parafina.
- e) queima de uma vela.

**Resposta:** Letra “D”. A fusão de parafina é uma reação de mudança de estado físico.

**9.** (UFF) Tem-se as reações químicas:

I - Óxido férrico(s) + ácido sulfúrico (aq).

II - Hidróxido de alumínio(s) + ácido sulfúrico (aq).

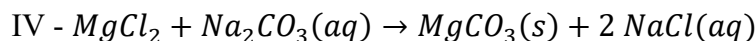
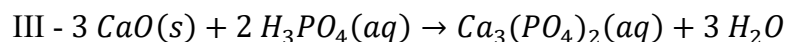
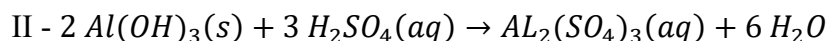
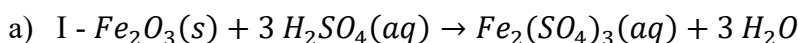
III - Óxido de cálcio (s) + ácido ortofosfórico (aq).

IV - Cloreto de magnésio (aq) + carbonato de sódio (aq).

Considerando as reações químicas acima:

- a) Escreva a equação balanceada correspondente a cada reação.
- b) Dê o nome oficial (IUPAC) de todos os sais formados nestas reações.

**Resposta:**



b)  $Fe_2(SO_4)_3$ : sulfato férrico.

$Al_2(SO_4)_3$ : sulfato de alumínio.

$Ca_3(PO_4)_2$ : fosfato de cálcio.

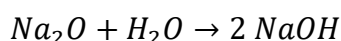
$MgCO_3$ : carbonato de cálcio.

$NaCl$ : cloreto de sódio.

**10.** (Unesp) Colocando-se óxido de sódio em água, forma-se uma solução que contém:

- a) Íons sódio e íons oxigênio.
- b) Sódio metálico.
- c) Moléculas de hidróxido de sódio.
- d) Íons sódio e íons hidroxila.
- e) Moléculas de óxido de sódio.

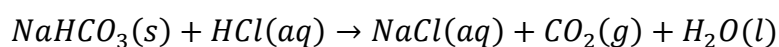
**Resposta:** Letra “D”.



Por NaOH ser uma base muito solúvel, sofre dissociação iônica liberando os íons de  $\text{Na}^+$  e  $\text{OH}^-$ .

### 5.5.2 Exercícios complementares

1. (Fuvest - 2015) Uma estudante de Química realizou o seguinte experimento: pesou um tubo de ensaio vazio, colocou nele um pouco de  $\text{NaHCO}_3$  (s) e pesou novamente. Em seguida, adicionou ao tubo de ensaio excesso de solução aquosa de HCl, o que provocou a reação química representada por:



Após a reação ter-se completado, a estudante aqueceu o sistema cuidadosamente, até que restasse apenas um sólido seco no tubo de ensaio. Deixou o sistema resfriar até a temperatura ambiente e o pesou novamente. A estudante anotou os resultados desse experimento em seu caderno, juntamente com dados obtidos consultando um manual de Química:

|                                                                               |           |
|-------------------------------------------------------------------------------|-----------|
| <i>Dados obtidos no experimento</i>                                           |           |
| Massa do tubo de ensaio vazio                                                 | 8,70 g    |
| Massa do tubo de ensaio + $\text{NaHCO}_3$ (s)                                | 11,20 g   |
| Massa do tubo de ensaio + produto sólido nele contido ao final do experimento | 10,45 g   |
| <i>Dados obtidos consultando um manual de Química</i>                         |           |
| <i>massas molares (g/mol)</i>                                                 |           |
| H = 1,00                                                                      | Na = 23,0 |
| C = 12,0                                                                      | Cl = 35,5 |
| O = 16,0                                                                      |           |

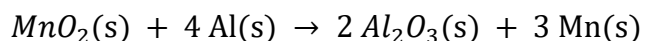
A estudante desejava determinar a massa de:

- I – HCl que reagiu;
- II – NaCl que se formou;
- III –  $\text{CO}_2$  que se formou.

Considerando as anotações feitas pela estudante, é possível determinar a massa de:

- a) I, apenas.
- b) II, apenas.
- c) I e III, apenas.
- d) II e III, apenas.
- e) I, II e III.

2. (PUC - SP) A pirolusita é um minério do qual se obtém o metal manganês (Mn), muito utilizado em diversos tipos de aços resistentes. O principal componente da pirolusita é o dióxido de manganês ( $MnO_2$ ). Para se obter o manganês metálico com elevada pureza, utiliza-se a aluminotermia, processo no qual o óxido reage com o alumínio metálico, segundo a equação:



Considerando que determinado lote de pirolusita apresenta teor de 80% de dióxido de manganês ( $MnO_2$ ), a massa mínima de pirolusita necessária para se obter 1,10 t de manganês metálico é:

- a) 1,09 t
  - b) 1,39 t
  - c) 1,74 t
  - d) 2,18 t
  - e) 2,61 t
3. (Pucrj - 2013) A queima de 5,0 g de uma amostra de carbono consumiu totalmente esse reagente e produziu uma mistura de CO e  $CO_2$ . Se a massa de  $CO_2$  produzida foi 13,9 g, a quantidade em mol de CO é:
- a) 0,02.
  - b) 0,05.
  - c) 0,08.
  - d) 0,1.
  - e) 0,15.
4. (UFMG) Num recipiente foram colocados 15g de ferro e 4,8g de oxigênio. Qual a massa de  $Fe_2O_3$  formada após um deles ser completamente consumido? (Fe = 56; O = 16).
- a) 19,8 g
  - b) 16,0 g
  - c) 9,6 g
  - d) 9,9 g
  - e) 10,2 g

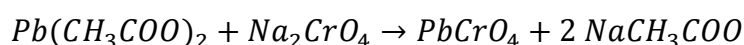
5. (FAG - 2016/2) Os sais de cobre são conhecidos por apresentarem coloração azul, inclusive sendo utilizados em misturas destinadas a tratamento de água em piscinas. O sulfato cúprico penta-hidratado apresenta uma percentagem de água de aproximadamente: (Dados: Cu = 63,5; S = 32, O = 16; H = 1).
- a) 23,11%
  - b) 55,34%
  - c) 89,09%
  - d) 36,07%
  - e) 76,22%
6. (UFRGS - RS) Dentre as reações abaixo, a única que não produz um sal é:
- a) Óxido ácido + óxido básico.
  - b) Ácido + hidróxido.
  - c) Óxido ácido + água.
  - d) Óxido básico + ácido.
  - e) Óxido ácido + hidróxido.
7. (ENEM - 2012) Os tubos de PVC, material organoclorado sintético, são normalmente utilizados como encanamento na construção civil. Ao final da sua vida útil, uma das formas de descarte desses tubos pode ser a incineração. Nesse processo libera-se HCl (g), cloreto de hidrogênio, dentre outras substâncias. Assim, é necessário um tratamento para evitar o problema da emissão desse poluente. Entre as alternativas possíveis para o tratamento, é apropriado canalizar e borbulhar os gases provenientes da incineração em:
- a) Água dura.
  - b) Água de cal.
  - c) Água salobra.
  - d) Água destilada.
  - e) Água desmineralizada.
8. (ERSHC - 2012) Reação que ocorre apenas quando há uma descarga elétrica.
- a) Fotólise.
  - b) Eletrólise.
  - c) Craqueamento.
  - d) Pirólise.

e) Ozonólise.

9. (ENEM - 2014) Grande quantidade dos maus odores do nosso dia a dia está relacionada a compostos alcalinos. Assim, em vários desses casos, pode-se utilizar o vinagre, que contém entre 3,5% e 5% de ácido acético, para diminuir ou eliminar o mau cheiro. Por exemplo, lavar as mãos com vinagre e depois enxaguá-las com água elimina o odor de peixe, já que a molécula de piridina ( $C_5H_5N$ ) é uma das substâncias responsáveis pelo odor característico de peixe podre. *SILVA, V. A.; BENITE, A. M. C.; SOARES, M. H. F. B. Algo aqui não cheira bem... A química do mau cheiro. Química Nova na Escola, v. 33, n. 1, fev. 2011 (adaptado).*

A eficiência do uso do vinagre nesse caso se explica pela

- a) Sobreposição de odor, propiciada pelo cheiro característico do vinagre.
  - b) Solubilidade da piridina, de caráter ácido, na solução ácida empregada.
  - c) Inibição da proliferação das bactérias presentes, devido à ação do ácido acético.
  - d) Degradação enzimática da molécula de piridina, acelerada pela presença de ácido acético.
  - e) Degradação enzimática da molécula de piridina, acelerada pela presença de ácido acético.
10. (UFRJ) A reação que representa a formação do cromato de chumbo II, que é um pigmento amarelo usado em tintas, é representada pela equação:



Que é uma reação de:

- a) Oxirredução.
- b) Dupla troca.
- c) Síntese.
- d) Deslocamento.
- e) Decomposição.

### 5.5.3 Gabarito dos exercícios complementares

6 1. D 2. D 3. D 4. B 5. D 6. C 7. B 8. A 9. E 10. B

TABELA PERIÓDICA DOS ELEMENTOS

1

1.008\*

H

2

4.0026

He

3

6.94\*

Li

4

9.0122

Be

5

10.81\*

B

6

12.011\*

C

7

14.007\*

N

8

15.999\*

O

9

18.998

F

10

20.180

Ne

11

22.990

Li

12

24.305\*

Be

13

26.982

B

14

28.085\*

C

15

30.974

N

16

32.06\*

O

17

35.45\*

F

18

39.95\*

Ne

19

38.098

Na

20

40.078(4)

Mg

21

44.956

Sc

22

47.867

Ti

23

50.942

V

24

51.996

Cr

25

54.938

Mn

26

55.845(2)

Fe

27

58.933

Co

28

58.693

Ni

29

63.546(3)

Cu

30

65.38(2)

Zn

31

68.723

Ga

32

72.630(8)

Ge

33

74.922

As

34

78.971(8)

Se

35

79.904\*

Br

36

83.798(2)

Kr

37

85.468

Rb

38

87.62

Sr

39

88.906

Y

40

91.224(2)

Zr

41

92.906

Nb

42

95.95

Mo

43

98.906

Tc

44

101.07(2)

Ru

45

102.91

Rh

46

106.42

Pd

47

107.87

Ag

48

112.41

Cd

49

114.82

In

50

118.71

Sn

51

121.76

Sb

52

127.60(3)

Te

53

126.90

I

54

131.29

Xe

55

132.91

Cs

56

137.33

Ba

57-71

LANTANÍDIOS

72

178.49(2)

Hf

73

180.95

Ta

74

183.84

W

75

186.21

Re

76

187.03(2)

Os

77

192.22

Ir

78

195.08

Pt

79

196.97

Au

80

200.59

Hg

81

204.38\*

Tl

82

207.2

Pb

83

208.98

Bi

84

208.98

Po

85

209

At

86

222

Rn

87

Fr

88

Ra

89-103

ACTINÍDIOS

104

Rf

105

Db

106

Sg

107

Bh

108

Hs

109

Mt

110

Ds

111

Rg

112

Cn

113

Nh

114

Fl

115

Mc

116

Lv

117

Ts

118

Og

Fr

Ra

ACTINÍDIOS

89-103

Rf

Db

Sg

Bh

Hs

Mt

Ds

Rg

Cn

Nh

Fl

Mc

Lv

Ts

Og

Fr

Ra

ACTINÍDIOS

89-103

Rf

Db

Sg

Bh

Hs

Mt

Ds

Rg

Cn

Nh

Fl

Mc

Lv

Ts

Og

1

1.008\*

H

2

4.0026

He

3

6.94\*

Li

4

9.0122

Be

5

10.81\*

B

6

12.011\*

C

7

14.007\*

N

8

15.999\*

O

9

18.998

F

10

20.180

Ne

11

22.990

Li

12

24.305\*

Be

13

26.982

B

14

28.085\*

C

15

30.974

N

16

32.06\*

O

17

35.45\*

F

18

39.95\*

Ne

19

38.098

Na

20

40.078(4)

Mg

21

44.956

Sc

22

47.867

Ti

23

50.942

V

24

51.996

Cr

25

54.938

Mn

26

55.845(2)

Fe

27

58.933

Co

28

58.693

Ni

29

63.546(3)

Cu

30

65.38(2)

Zn

31

68.723

Ga

32

72.630(8)

Ge

33

74.922

As

34

78.971(8)

Se

35

79.904\*

Br

36

83.798(2)

Kr

37

85.468

Rb

38

87.62

Sr

39

88.906

Y

40

91.224(2)

Zr

41

92.906

Nb

42

95.95

Mo

43

98.906

Tc

44

101.07(2)

Ru

45

102.91

Rh

46

106.42

Pd

47

107.87

Ag

48

112.41

Cd

49

114.82

In

50

118.71

Sn

51

121.76

Sb

52

127.60(3)

Te

53

126.90

I

54

131.29

Xe

55

132.91

Cs

56

137.33

Ba

57-71

LANTANÍDIOS

72

178.49(2)

Hf

73

180.95

Ta

74

183.84

W

75

186.21

Re

76

187.03(2)

Os

77

192.22

Ir

78

195.08

Pt

79

196.97

Au

80

200.59

Hg

81

204.38\*

Tl

82

207.2

Pb

83

208.98

Bi

84

208.98

Po

85

209

At

86

222

Rn

87

Fr

88

Ra

89-103

ACTINÍDIOS

104

Rf

105

Db

106

Sg

107

Bh

108

Hs

109

Mt

110

Ds

111

Rg

112

Cn

113

Nh

114

Fl

115

Mc

116

Lv

117

Ts

118

Og

Fr

Ra

ACTINÍDIOS

89-103

Rf

Db

Sg

Bh

Hs

Mt

Ds

Rg

Cn

Nh

Fl

Mc

Lv

Ts

Og

Fr

Ra

ACTINÍDIOS

89-103

Rf

Db

Sg

Bh

Hs

Mt

Ds

Rg

Cn

Nh

Fl

Mc

Lv

Ts

Og

1

1.008\*

H

2

4.0026

He

3

6.94\*

Li

4

9.0122

Be

5

10.81\*

B

6

12.011\*

C

7

14.007\*

N

8

15.999\*

O

9

18.998

F

10

20.180

Ne

11

22.990

Li

12

24.305\*

Be

13

26.982

B

14

28.085\*

C

15

30.974

N

16

32.06\*

O

17

35.45\*

F

18

39.95\*

Ne

19

38.098

Na

20

40.078(4)

Mg

21

44.956

Sc

22

47.867

Ti

23

50.942

V

24

51.996

Cr

25

54.938

Mn

26

55.845(2)

Fe

27

58.933

Co

28

58.693

Ni

29

63.546(3)

Cu

30

65.38(2)

Zn

31

68.723

Ga

32

72.630(8)

Ge

33

74.922

As

34

78.971(8)

Se

35

79.904\*

Br

36

83.798(2)

Kr

37

85.468

Rb

38

87.62

Sr

39

88.906

Y

40

91.224(2)

Zr

41

92.906

Nb

42

95.95

Mo

43

98.906

Tc

44

101.07(2)

Ru

45

102.91

Rh

46

106.42

Pd

47

107.87

Ag

48

112.41

Cd

49

114.82

In

50

118.71

Sn

51

121.76

Sb

52

127.60(3)

Te

53

126.90

I

54

131.29

Xe

55

132.91

Cs

56

137.33

Ba

57-71

LANTANÍDIOS

72

178.49(2)

Hf

73

180.95

Ta

74

183.84

W

75

186.21

Re

76

187.03(2)

Os

77

192.22

Ir

78

195.08

Pt

79

196.97

Au

80

200.59

Hg

81

204.38\*

Tl

82

207.2

Pb

83

208.98

Bi

84

208.98

Po

85

209

At

86

222

Rn

87

Fr

88

Ra

89-103

ACTINÍDIOS

104

Rf

105

Db

106

Sg

107

Bh

108

Hs

109

Mt

110

Ds

111

Rg

112

Cn

113

Nh

114

Fl

115

Mc

116

Lv

117

Ts

118

Og

Fr

Ra

ACTINÍDIOS

89-103

Rf

Db

Sg

Bh

Hs

Mt

Ds

Rg

Cn

Nh

Fl

Mc

Lv

Ts

Og

Fr

Ra

ACTINÍDIOS

89-103

Rf

Db

Sg

Bh

Hs

Mt

Ds

Rg

Cn

Nh

Fl

Mc

Lv

Ts

Og

1

1.008\*

H

2

4.0026

He

3

6.94\*

Li

4

9.0122

Be

5

10.81\*

B

6

12.011\*

C

7

14.007\*

N

8

15.999\*

O

9

18.998

F

10

20.180

Ne

11

22.990

Li

12

24.305\*

Be

13

26.982

B

14

28.085\*

C

15

30.974

N

16

32.06\*

O

17

35.45\*

F

18

39.95\*

Ne

19

38.098

Na

20

40.078(4)

Mg

21

44.956

Sc

22

47.867

Ti

23

50.942

V

24

51.996

Cr

25

54.938

Mn

26

55.845(2)

Fe

27

58.933

Co

28

58.693

Ni

29

63.546(3)

Cu

30

65.38(2)

Zn

31

68.723

Ga

32

72.630(8)

Ge

33

74.922

As

34

78.971(8)

Se

35

79.904\*

Br

36

83.798(2)

Kr

37

85.468

Rb

38

87.62

Sr

39

88.906

Y

40

91.224(2)

Zr

41

92.906

Nb

42

95.95

Mo

43

98.906

Tc

44

101.07(2)

Ru

45

102.91

Rh

46

106.42

Pd

47

107.87

Ag

48

112.41

Cd

49

114.82

In

50

118.71

Sn

51

121.76

Sb

52

127.60(3)

Te

53

126.90

I

54

131.29

Xe

55

132.91

Cs

56

137.33

Ba

57-71

LANTANÍDIOS

72

178.49(2)

Hf

73

180.95

Ta

74

183.84

W

75

186.21

Re

76

187.03(2)

Os

77

192.22

Ir

78

195.08

Pt

79

196.97

Au

80

200.59

Hg

81

204.38\*

Tl

82

207.2

Pb

83

208.98

Bi

84

208.98

Po

85

209

At

86

222

Rn

87

Fr

88

Ra

89-103

ACTINÍDIOS

104

Rf

105

Db

106

Sg

107

Bh

108

Hs

109

Mt

110

Ds

111

Rg

112

Cn

113

Nh

114

Fl

115

Mc

116

Lv

117

Ts

118

Og

Fr

Ra

ACTINÍDIOS

89-103

Rf

Db

Sg

Bh

Hs

Mt

Ds

Rg

Cn

Nh

Fl

Mc

Lv

Ts

Og

Fr

Ra

ACTINÍDIOS

89-103

Rf

Db

Sg

Bh

Hs

Mt

Ds

Rg

Cn

Nh

Fl

Mc

Lv

Ts

Og

1

1.008\*

H

2

4.0026

He

3

6.94\*

Li

4

9.0122

Be

5

10.81\*

B

6

12.011\*

C

7

14.007\*

N

8

15.999\*

O

9

18.998

F

10

20.180

Ne

11

22.990

Li

12

24.305\*

Be

13

26.982

B

14

28.085\*

C

15

30.974

N

16

32.06\*

O

17

35.45\*

F

18

39.95\*

Ne

19

38.098

Na

20

40.078(4)

Mg

21

44.956

Sc

22

47.867

Ti

23

50.942

V

24

51.996

Cr

25

54.938

Mn

26

55.845(2)

Fe

27

58.933

Co

28

58.693

Ni

29

63.546(3)

Cu

30

65.38(2)

Zn

31

68.723

Ga

32

72.630(8)

Ge

33

74.922

As

34

78.971(8)

Se

35

79.904\*

Br

36

83.798(2)

Kr

37

85.468

Rb

38

87.62

Sr

39

88.906

Y

40

91.224(2)

Zr

41

92.906

Nb

42

95.95

Mo

43

98.906

Tc

44

101.07(2)

Ru

45

102.91

Rh

46

106.42

Pd

47

107.87

Ag

48

112.41

Cd

49

114.82

In

50

118.71

Sn

51

121.76

Sb

52

127.60(3)

Te

53

126.90

I

54

131.29

Xe

55

132.91

Cs

56

137.33

Ba

57-71

LANTANÍDIOS

72

178.49(2)

Hf

73

180.95

Ta

74

183.84

W

75

186.21

Re

76

187.03(2)

Os

77

192.22

Ir

78

19

Atenção: para saber como obter uma tabela periódica com muitas outras informações adicionais, acesse [www.s bq.org.br/divulgacao](http://www.s bq.org.br/divulgacao)

