

Introduction to Chemistry 1

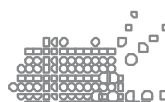
Introdução à Química 1



Elaborado por Prof. Paul M. Shiundu
e Dahir Mohamed Yusuf



Ki9





Informação

Este documento foi publicado de acordo com as condições do Creative Commons
http://en.wikipedia.org/wiki/Creative_Commons

Atribuição

<http://creativecommons.org/licenses/by/2.5/>

Licença (abreviatura “cc-by”), Versão 2.5.



Índice

I.	Química 1: Introdução à Química 1 _____	3
II.	Pré-requisitos ou Conhecimento inicial _____	3
III.	Tempo _____	3
IV.	Materiais _____	4
V.	Fundamentos do Módulo _____	4
VI.	Conteúdo _____	4
	6.1 Avaliação _____	4
	6.2 Esboço _____	5
	6.3 Organização gráfica _____	6
VII.	Objectivos Gerais _____	7
VIII.	Objectivos Específicos de Aprendizagem _____	7
IX.	Pré-avaliação _____	11
X.	Conceitos Chave (Glossário) _____	17
XI.	Leituras Obrigatórias _____	18
XII.	Recursos Obrigatórios _____	20
XIII.	Conexões úteis _____	23
XIV.	Actividades de Ensino e Aprendizagem _____	30
XV.	Síntese do Módulo _____	86
XVI.	Avaliação Sumativa _____	87
XVII.	Referências _____	91
XVIII.	Registos dos Estudante _____	92
XIX.	Estrutura do Arquivo _____	93



I. Química 1: Introdução à Química 1

Elaborado por Dahir Mohamed Yusuf, Universidade de Amoud

II. Pré-requisitos ou Conhecimento inicial

Para a entrada para o curso de Licenciatura em ciência é imperioso que os estudantes tenham frequentado as disciplinas de Química e Matemática no nível secundário.

III. Tempo

Para completar este módulo exige-se um total de 120 horas, distribuídas como se mostra a seguir:

Unidade	Tópico	nr. Aproximado de horas
1	Matéria e medidas	30 horas
2	Estrutura atómica e periodicidade	30 horas
3	Moléculas e Compostos	30 horas
4	Reacções químicas e Estequiometria	30 horas

IV. Materiais

Para realizar com sucesso as actividades de aprendizagem que constam deste módulo é necessário que possua um computador com conexão à Internet para permitir o acesso e/ou uso das seguintes ferramentas e recursos:

CD-ROMs;

Internet-baseado num: -

Computador com instruções de ajuda (CAI)

Avaliação baseada no computador (CBA)

Receptores de multimédia (incluindo vídeo conferência)

Biblioteca virtual e banco de dados

Ambiente de aprendizagem integrado

Sessões de discussões/conversas interactivas;

É também crucial a consulta aos livros de ensino recomendados e outros materiais de referência.



V. Fundamentos do Módulo

Este é um módulo introdutório indicado para ajudá-lo a actualizar e consolidar os conhecimentos sobre os fundamentos da Química. Para ter sucesso, deve dominar os conceitos básicos da Química como também adquirir habilidades matemáticas necessárias para resolver problemas de foro quantitativo. A Química usa linguagem e habilidades próprias, pelo que, é impossível a sua efectiva compreensão sem o domínio dessa linguagem cujos fundamentos estão baseados numa actividade industrial.

Neste módulo constroem-se esses fundamentos introduzindo alguns aspectos chave relacionados ao estado químico da matéria. O módulo habilitará o estudante a usar a linguagem química e desenvolver uma imagem física do mundo tais que o ajudarão a pensar como um Químico.



VI. Conteúdo

6.1 Avaliação

Este módulo aborda tópicos introdutórios que são fundamentais para a compreensão da disciplina de Química. Neste módulo é analisado o átomo, ou seja, a estrutura da menor porção de um elemento tida como base para construção da matéria e os modelos de átomos associados. O foco é o raciocínio envolvido no desenvolvimento da tabela periódica e seu uso para explicar a estrutura e as propriedades dos elementos nos grupos e períodos. Tanto a escala microscópica (na qual a matéria é considerada como uma colecção de átomos e moléculas) como a macroscópica (associada às propriedades do tamanho da matéria) são consideradas. Os princípios subjacentes que geram as estruturas e formas de moléculas simples e iões também são abrangidos bem como a escrita da nomenclatura para as fórmulas de compostos inorgânicos binários, catiões e aniões. Além disso, é feita uma revisão dos conceitos que estão por detrás da interpretação e balanceamento de equações químicas, cálculos estequiométricos que envolvem relações quantitativas em reacções químicas, cálculos da composição percentual em massa e derivação da fórmula molecular a partir de experiências dadas.



6.2 Esboço

Unidade I: Matéria e Medidas (30 Horas)

- Classificações da matéria
- Propriedades físicas e químicas da matéria
- Matéria e Energia
- Medidas

Unidade II: Estrutura Atômica e Periodicidade (30 Horas)

- A teoria Atômica
- Desenvolvimento da teoria atômica e modelos
- Massa atômica, Número de Massa, Isotopos,
- Escrita das Configurações Electrónicas
- A Tabela Periódica

Unidade III: Ligações, Moléculas e Periodicidade (30 Horas)

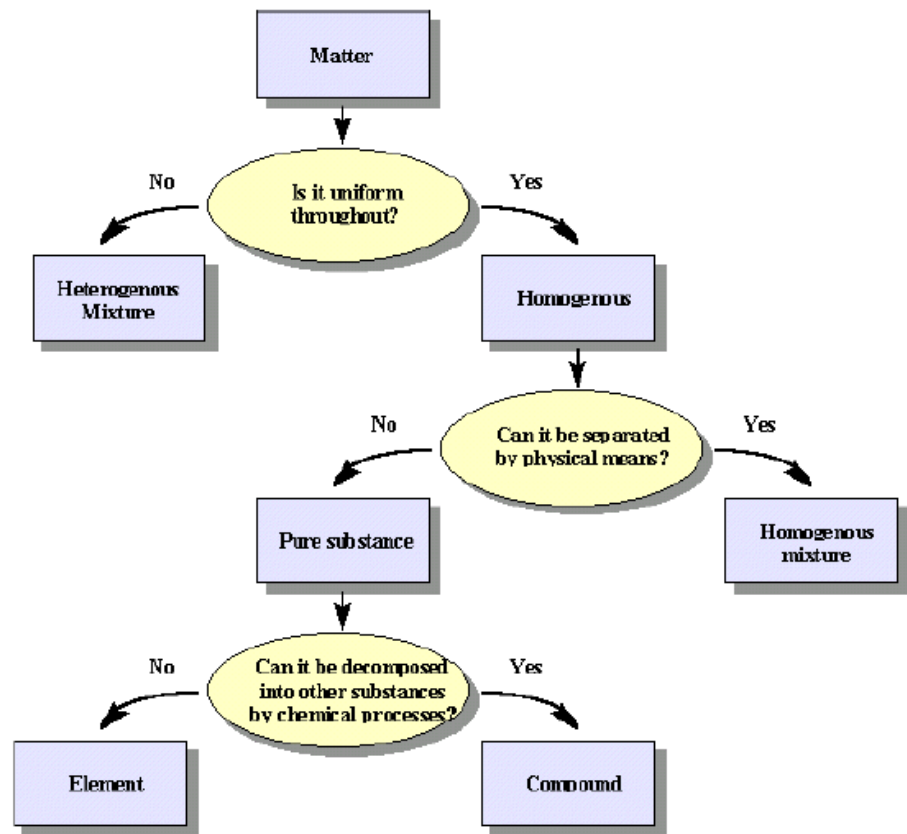
- Ligação iónica e covalente
- Forças Intermoleculares
- Fórmula Molecular e estrutura de Lewis
- Moléculas e iões

Unidade IV: Reacções químicas e Estequiometria (30 Horas)

- Composição percentual do composto
- Determinação experimental de fórmula empírica e molecular
- Escrita e balanceamento de equações químicas
- Cálculos estequiométricos
- Uso do conceito de mole nos cálculos estequiométricos



6.3 Organização Gráfica (pode ser esboçada manualmente)





VII. Objectivos gerais

Os objectivos gerais deste módulo são cinco:

- Classificar a matéria em tipos, para tornar manejáveis as informações sobre essa matéria;
- Distinguir matéria de energia;
- Classificar sistematicamente os elementos;
- Usar as unidades de medição para efectuar cálculos que envolvem medidas;
- Usar as leis de combinação química para entender as equações químicas, acertar essas equações e efectuar cálculos estequiométricos.

VIII. Objectivos específicos de aprendizagem (Objectivos instrucionais)

Unidade I: Matéria e Medidas

No fim desta unidade o estudante deve ser capaz de:

- Identificar e explicar as propriedades físicas e químicas;
- Identificar as diferenças entre sólidos, líquidos e gases;
- Distinguir matéria de energia;
- Usar as unidades de SI para fazer cálculos científicos e
- Determinar o nível de incerteza e erro em experiências químicas.

Unidade II: Estrutura Atómica e Periodicidade

No fim desta unidade o estudante deve ser capaz de:

- Discutir o desenvolvimento das teorias atómicas e modelos e escrever as configurações electrónicas dos átomos;
- Entender a teoria atómica moderna e descrever a estrutura do átomo.
- Escrever a configuração electrónica de átomos.
- Definir número atómico e de massa e efectuar cálculos relacionados.
- Descrever os pensamentos envolvidos no processo de desenvolvimento da tabela periódica;
- Usar a tabela periódica para explicar a estrutura e as propriedades dos elementos nos grupos e períodos.



Unidade III: Ligação, Moléculas e Compostos.

No fim desta unidade o estudante deve ser capaz de:

- Distinguir ligação iónica de covalente;
- Descrever e explicar os critérios para determinar os tipos de ligações intermoleculares;
- Usar a nomenclatura IUPAC para nomear e escrever as fórmulas de compostos binários inorgânicos, catiões e aniões;
- Predizer e explicar a ligação química, estrutura e as fórmulas geométricas de moléculas e iões simples;
- Descrever e aplicar a teoria de Lewis na representação de estruturas de compostos binários.

Unidade IV: Reacções Químicas e Estequiometria

No fim desta unidade o estudante deve ser capaz de:

- Calcular a composição percentual em massa e derivar as fórmulas químicas de dados experimentais;
- Acertar e interpretar as equações químicas em termos de reagentes e produtos;
- Definir e usar a ideia de mole para efectuar cálculos estequiométricos que envolvem relações quantitativas nas reacções químicas.

Nº da Unidade

Objectivos de Aprendizagem

UNIDADE I Matéria e Medida

- Identificar e explicar as diferenças entre sólidos, líquidos e gases;
- Identificar e explicar as diferenças entre as propriedades físicas e químicas da matéria;
- Distinguir fenómenos físicos de químicos;
- Discutir as diferenças existentes entre matéria e energia;
- Usar as unidades de medidas de SI para efectuar cálculos associados às respectivas medidas;
- Determinar os níveis de incertezas e erro em experiências químicas.



**UNIDADE
II
Estrutura Atómica e Periodicidade**

- Explicar e distinguir as várias teorias atómicas;
- Explicar a teoria atómica moderna, sua estrutura e escrever as configurações electrónicas dos átomos;
- Escrever as estruturas nucleares de um elemento;
- Definir massa atómica, número de massa e isótopos, e efectuar os cálculos relacionados;
- Explicar e discutir os pensamentos de desenvolvimento envolvidos no processo de desenvolvimento da tabela periódica;
- Explicar a estrutura e as propriedades dos elementos nos grupos e períodos usando a tabela periódica.

**UNIDADE
III
Ligação, Moléculas e Compostos**

- Descrever os dois tipos fundamentais de ligação química (iónica e covalente);
- Conhecer e comparar as propriedades de compostos iónicos e covalentes;
- Conhecer e usar a nomenclatura química IUPAC para a nomenclatura sistemática de compostos químicos;
- Classificar os compostos em iónicos e covalentes;
- Definir e distinguir as fórmulas empíricas, moleculares e estruturais dos compostos;
- Definir, calcular e relacionar peso e a massa molecular;
- Usar a nomenclatura química IUPAC para nomear e escrever fórmulas químicas de compostos inorgânicos binários (covalente ou iónico) e Compostos iónicos simples (catiões e aniões).



**UNIDADE
IV**

Reacções Químicas e Estequiometria

- Explicar o conceito de mole e a conversão entre grama, mole, átomos e moléculas;
- Determinar em massa a composição percentual de uma amostra a partir de dados experimentais;
- Entender o conceito básico de estequiometria e os cálculos relacionados;
- Determinar em massa o percentual de um composto a partir da sua fórmula;
- Determinar a fórmula empírica de um composto a partir da composição do seu percentual em massa;
- Escrever equações químicas acertadas a partir de descrições de processos químicos;
- Interpretar as equações químicas em termos de reagentes e produtos;
- Classificar as reacções químicas como precipitação, neutralização, combustão, decomposição, etc;
- Escrever as equações de formação e combustão de compostos dados.



IX. Pré-avaliação

Título da Pré-avaliação:

Justificativa: O átomo é a menor porção de um elemento e constitui a unidade básica da matéria cuja formação é considerada como uma coleção de átomos e moléculas. Como unidade básica que determina a estrutura e as propriedades dos elementos, a aprendizagem da química, como disciplina começa pelo átomo. Por essa razão, o conjunto de questões de pré-avaliação apresentadas a seguir ajudam a avaliar o seu conhecimento prévio sobre esta que é a unidade básica da matéria e todos os conceitos a ela associados. Encontram-se também algumas questões que embora pouco familiares pretendem dar uma ideia geral do módulo.

Perguntas

1. Um átomo é:

- a) A partícula menor do núcleo
- b) A principal componente de um ácido.
- c) A unidade básica da matéria
- d) Uma partícula não maior que o próton.

2. O núcleo de um átomo contém:

- a) Nuvens de gases e muitas outras substâncias.
- b) Neutrões e prótons.
- c) Electrões e prótons.
- d) Prótons e outras partículas semelhantes.

3. Se 1 metro = 3.28 ft, então 50 metros serão:

- a) 95 ft
- b) 164 ft
- c) 210.53 ft
- d) 181.5 ft

4. A massa de um átomo é expressa em:

- a) Libras (*pounds*) por volume.
- b) Unidades de massa atómica.
- c) Volume por quilograma.
- d) Nenhuma das anteriores.



5. Matéria é tudo aquilo que:

- a) Ocupa espaço e é sólido.
- b) Só ocupa um espaço.
- c) Ocupa um espaço e tem uma massa.
- d) Ocupa um espaço e não é líquido.

6. Misturas são sempre:

- a) Heterogéneas
- b) Heterogéneas em forma de solução
- c) Inseparáveis
- d) Heterogéneas e homogéneas.

7. Compostos podem ser:

- a) Decompostos através de processos químicos.
- b) Substâncias heterogéneas
- c) Somente substâncias sólidas.
- d) Substâncias sólidas e líquidas.

8. Electrões são:

- a) Somente as partículas encontradas no núcleo de átomos.
- b) As partículas que determinam a massa de um átomo
- c) Partículas que são encontradas na electrosfera do átomo.
- d) Nenhuma das anteriores.

9. O número atómico:

- a) Determina o tipo de átomo.
- b) É semelhante ao número de massa.
- c) É igual a soma de neutrões e protões.
- d) É maior que o número de massa.

10. A ligação entre átomos que compartilham electrões:

- a) É chamada ligação sigma.
- b) É chamada ligação covalente.
- c) É uma ligação iónica.
- d) São ambas iónicas e covalentes.



11. Uma ligação simples resulta quando:

- a) Dois pares de electrões são compartilhados entre dois átomos.
- b) Dois ou mais pares de electrões são compartilhados.
- c) São unidas duas ligações iónicas.
- d) Dois electrões são compartilhados entre dois átomos.

12. A medida da capacidade que um átomo tem para atrair um par de electrões:

- a) É chamada atracção simples.
- b) É chamada electronegatividade.
- c) É chamada contracção iónica.
- d) Todas alternativas.

13. Ligações iónicas são frequentemente:

- a) Mais Fortes que as ligações normais.
- b) Mais Fracas que as ligações normais.
- c) Mais Fortes que as ligações covalentes.
- d) Mais Fracas que as ligações covalentes.

14. Se o hidróxido de sódio é acrescentado ao ácido clorídrico

- a) O produto é o gás cloro.
- b) Os produtos são gases cloro e hidrogénio.
- c) O produto será Cloreto de sódio.
- d) O produto será Cloreto de sódio e Água.

15. Uma orbital é caracterizada por:

- a) Número quântico principal.
- b) Número quântico azimutal.
- c) Número quântico magnético.
- d) a, b, e c

16. Elementos nos quais as orbitais s e p da camada exterior estão completamente cheias são:

- a) Todos os elementos sólidos.
- b) Elementos líquidos e sólidos.
- c) Sólido, líquido, e gás
- d) Gases Nobres.



17. Um átomo de sódio pode facilmente formar uma ligação iónica com:

- a) Um átomo de carbono.
- b) Um átomo de néon.
- c) Um átomo de chumbo.
- d) Um átomo de cloro.

18. Hidrogénio forma prontamente uma ligação covalente com:

- a) Átomo de todos elementos.
- b) Os halogéneos.
- c) Átomos do grupo III A.
- d) Nenhuma das anteriores.

19. Gases são:

- a) Substâncias que tem forma dos seus recipientes.
- b) Substâncias que tem o volume dos seus recipientes.
- c) substâncias que não se comprimem.
- d) as respostas das alíneas a e b.

20. Seleccione o símbolo correcto de Cálcio

- a) C
- b) Ca
- c) CA
- d) ca



Título da Pre-avaliação: _____

Respostas

1. C
2. B
3. B
4. B
5. C
6. D
7. A
8. C
9. A
10. B
11. D
12. B
13. C
14. D
15. E
16. D
17. D
18. B
19. D
20. B

Nota para o estudante:

Se tiver 10 ou mais artigos correctos considere-se possuidor de um bom aproveitamento, porém, se tiver menos que 8 precisa de evitar esforços extra para ter uma boa performance neste módulo.



Comentários Pedagógicos para os estudantes

Dicas importantes:

- Você poderá perceber porque várias substâncias se comportam de um certo modo, através do entendimento da teoria e estrutura dos átomos. Isso é totalmente fundamental para a conceitualização das ligações inter e intra existentes entre as componentes que formam um elemento e molécula, respectivamente.
- A teoria de Bohr é de fundamental importância para o entendimento do comportamento da matéria em geral e, por isso mesmo, precisa de ser correcta e profundamente dominada. Ela forma os fundamentos deste módulo.



X. Conceitos fundamentais (Glossário)

Substância pura: é uma substância com composição química definida.

Átomo: é a menor partícula do elemento que retém a identidade e propriedades do elemento e pode fazer parte de um processo químico.

Número atômico (símbolo Z): é o número de prótons do núcleo de um átomo.

Composto: é uma substância que é formada quando dois ou mais elementos se combinam quimicamente para formar uma substância com propriedades diferentes.

Configuração eletrônica: é o arranjo de elétrons nas orbitais de um átomo.

Elemento: é uma substância que não pode ser separada quimicamente em qualquer substância mais simples, por exemplo, Oxigênio O₂; Cloro, Cl₂; Carbono, C; e metal Cobre, Cu.

Isótopos: diferentes variedades de um elemento, com propriedades químicas idênticas mas diferindo ligeiramente no peso atômico, isto é, se dois átomos de um elemento têm o mesmo número de prótons, mas diferentes números de nêutrons são chamados *ISOTOPOS*.

Número de massa (símbolo A): é o número total de prótons e nêutrons no núcleo de um átomo.

Mole de uma substância: é a quantidade de substâncias que contêm as partículas elementares (por exemplo, elétrons, átomos, moléculas). Por exemplo, num átomo de carbono-12 isótopo existem exactamente 12 gramas (0.012kg).

Molécula: é a menor massa de um elemento ou composto capaz de existir só e que possui as propriedades daquele elemento ou composto.

Lei periódica: estipula que as propriedades dos elementos são funções periódicas dos seus números atômicos.

Tabela periódica: é o arranjo de átomos em ordem crescente do seu número atômico que agrupa átomos com propriedades semelhantes em colunas verticais.

Reacção química: uma mudança química que pode ser uma simples combinação de dois elementos.



XI. Leituras Obrigatórias

Leitura nº 1

Referência completa: Veja o arquivo em PDF com o nome “Bishop_Livro_1_eLivro.pdf”.

Resumo: Este é o Capítulo I, com 29 páginas, do livro intitulado “Uma introdução à Química”, uma fonte aberta de material. O capítulo inclui 5 subsecções pertinentes nomeadamente: O que é Química e o que a Química pode fazer por você? Sugestões para estudar Química; O método científico; Medida e Unidades; e Olhando para os valores das medidas.

Justificativa: Este capítulo é um excelente material de leitura para pessoas que desejam desenvolver o interesse pela aprendizagem e leccionação da Química como disciplina. As primeiras três subsecções fornecem informação geral, mas importante para desenvolver interesse pela disciplina de Química. As duas subsecções posteriores são relevantes para a Unidade 1 deste módulo, o qual lida com “matéria e medidas”. Neste capítulo, encontrará informações sobre a origem do Sistema Internacional de Medidas (Unidades do SI) e sua relevância. O capítulo ilustra o uso do Sistema Internacional de Medidas, de unidades básicas e as suas abreviaturas para descrever o comprimento, massa, tempo, temperatura e volume. O fim deste capítulo contém um glossário onde podem ser encontradas definições importantes. Além disso, também são colocadas perguntas práticas que são relevantes para o tópico.

Leitura nº 2

Referência completa: Veja o arquivo em PDF com o nome “Bishop_Livro_2_eLivro.pdf”.

Resumo: Este é o Capítulo 2, com 35 páginas, do livro intitulado “A estrutura da matéria e os Elementos Químicos”, uma fonte aberta de material. O capítulo é composto por 5 subsecções cujos subtítulos correspondentes são; Sólidos, Líquidos e Gases; Os Elementos Químicos; A Tabela Periódica dos Elementos; A Estrutura dos Elementos e Elementos Comuns. Todos estes subtópicos são muito importantes para alguns dos conteúdos deste módulo.

Justificativa: Neste capítulo são abordados aspectos que facilitam a percepção da Química, pois é apresentado o conhecimento básico dos princípios químicos e factos subjacentes relacionados à Química. O capítulo habilitará o estudante com conhecimentos inerentes a algumas das linguagens químicas e desenvolve uma imagem do mundo físico que ajudará o estudante a pensar como um químico.



Leitura nº 3

Referência completa: Veja o arquivo em PDF com o nome “Bishop_Livro_3_eLivro.pdf”.

Resumo: Este é o Capítulo 3, com 55 páginas, do livro intitulado “Compostos Químicos”, uma fonte aberta de material. O capítulo inclui 5 subsecções cujos subtítulos correspondentes são: Classificação da Matéria; Compostos e Ligações Químicas; Compostos Moleculares; Nomenclatura de Compostos Binários Covalentes e Compostos Iônicos.

Justificativa: A maioria das substâncias que se vê ao nosso redor, são constituídas por dois ou mais elementos que se combinam para formar substâncias mais complexas, quimicamente designadas compostos. A partir deste capítulo, poderá: (a) definir com mais precisão os termos mistura e composto, (b) distinguir os termos elementos, composto e misturas, (c) descrever como os elementos se combinam para formar compostos, (d) construir sistematicamente nomes de alguns compostos químicos, e (e) descrever as características de certos tipos de compostos químicos. O capítulo também vai ampliar as suas habilidades de visualização das estruturas básicas da matéria.

Leitura nº 4

Referência completa: Veja o arquivo em PDF com o nome “Bishop_Livro_4_eLivro.pdf”.

Resumo: Este é o Capítulo 3, com 33 páginas, do livro intitulado “Uma Introdução às reacções químicas”; uma fonte aberta de material. O capítulo inclui duas subsecções cujos subtítulos correspondentes são; Reacções e Equações Químicas e Solubilidade de Compostos Iônicos e Reacções de Precipitação.

Justificativa: Uma vez entendidas as diferenças estruturais básicas entre diferentes tipos de substâncias, o próximo passo importante é aprender como é que as mudanças químicas ocorrem, como é que uma substância é convertida noutra. Tais mudanças de substâncias químicas são a principal preocupação de um químico. Os químicos procuram frequentemente saber o que acontece quando uma substância entra em contacto com a outra. Se a mudança de substância ocorre nesse caso, porque acontece e como? Neste capítulo, o estudante aprenderá muito sobre os processos químicos, comom por exemplo os aspectos envolvidos na dissolução do sólido em água, dentre outros. Este tipo de mudanças pode ser descrita através de equações químicas. Este capítulo começa com uma discussão sobre a forma de interpretação e escrita de equações químicas.



XII. Recursos Obrigatórios

Recurso nº 1

Referência completa: Os títulos relevantes das simulações são: [Simulação de átomos de Hidrogénio e Hélio](#), e [Simulação do Ião Hidrogénio](#). Os sites correspondentes são:

http://www.aprendizagemvisual.com/livraria/x_linker.php?moid=2494 &
http://www.aprendizagemvisual.com/livraria/x_linker.php?moid=2141,
 respectivamente.

Resumo: Átomos são electricamente neutros porque o número de protões (carga +) é igual ao número de electrões (carga -), assim estas se anulam, por outro lado, os iões são carregados (carga + ou-). Quando o átomo se torna maior, o número de protões aumenta, e o mesmo acontece com o número de electrões (no estado neutro do átomo). A primeira ilustração mostrada no site acima mencionado compara os dois átomos mais simples, o hidrogénio e o hélio. O segundo é uma animação que mostra um ião positivo de hidrogénio (que perdeu um electrão) e um ião negativo de hidrogénio (que ganhou um electrão). A carga do electrão no ião é sempre escrita como um expoente depois do símbolo do átomo, como mostra a animação.

Justificativa: Como se viu, os átomos são extremamente pequenos. Um átomo de hidrogénio (o átomo mais pequeno conhecido) tem um diâmetro de aproximadamente 5×10^{-8} mm. Para por em perspectiva, seriam necessários quase 20 milhões de átomos de hidrogénio para ter uma linha longa. A maioria dos espaços ocupados por um átomo encontra-se vazio por causa do spin do electrão que gira a uma distância muito grande do núcleo. Por exemplo, se nós fôssemos desenhar um átomo de hidrogénio usando uma escala de 1-cm por protão (aproximadamente o tamanho desta figura -), o electrão do átomo giraria a uma distância de ~ 0.5 km do núcleo. Isto é geralmente difícil de visualizar e conceitualizar a verdadeira existência de um átomo com as suas partículas sub atómicas, pelo que, o estudante deverá ler materiais bibliográficos concernentes ao “átomo”, já que é difícil representar esta “suposta” entidade pequena que constitui toda a matéria. Espera-se que esta simulação ilustrada mostre ao estudante como é que um átomo e um ião se apresentam, o posicionamento e movimento do electrão (s) (onde é aplicável) com respeito ao núcleo e permita comparar os dois átomos mais simples de hidrogénio e hélio. Espera-se, enfim, que com estas ilustrações, os estudantes adquiram conhecimentos relacionados com a existência de átomo e ião e sua conceitualização.



Recurso nº 2

Referência completa: Os títulos relevantes das simulações são: [Átomo de Bohr: Comportamento quântico no Hidrogénio](#). O site correspondente é:
Javascript:WinOpen('/livraria/flash_observador.php?oid=1347&mid=51','VLflash',770,660);

Resumo: Em relação à teoria de Bohr, o nível energético de um electrão (também chamado camada electrónica) pode ser imaginado como um círculo concêntrico ao redor do núcleo. Normalmente, os electrões existem numa região, significando que eles ocupam o nível de energia mais baixo possível (a camada de electrões mais próxima do núcleo). Quando um electrão é excitado pelo aumento de energia de um átomo (por exemplo, quando este é aquecido), o electrão absorverá energia, “saltando” para um nível energético mais alto, e para o spin no nível de energia mais alto. Depois de um curto tempo, este electrão vai espontaneamente “cair” voltando para o nível energético mais baixo, emitindo um quantum de energia. A chave da teoria de Bohr é o facto de os electrões só poderem “saltar” e “cair” para níveis precisos de energia, emitindo assim um espectro limitado de luz. A animação presente no site acima simula este processo dentro um átomo de hidrogénio. Na simulação do conceito o electrão restabelecido “salta” e “cai” para níveis precisos de energia num átomo de hidrogénio. ([Flash](#) requerido)

Justificativa: de acordo com Bohr, o fenómeno de espectros de linha mostrou que os átomos não podem emitir energia continuamente, mas só em quantidades muito precisas (ele descreve a energia emitida como quantizada). Porque a luz emitida era devido ao movimento do electrão, Bohr sugeriu que o electrão não podia se mover continuamente no átomo (como Rutherford tinha sugerido) mas em camadas precisas. Bohr apresentou a hipótese segundo a qual os electrões ocupam níveis de energia específicos. Quando um átomo é excitado, como durante o aquecimento, os electrões podem saltar a níveis mais altos. Quando o electrão retorna ao nível de energia baixo, são libertados *quanta* precisos de energia com comprimentos de onda de luz específicos (linhas). A animação que acompanha este conteúdo fornece ao estudante uma oportunidade de ver a existência de linhas discretas e a origem da emissão da luz na excitação de um electrão.

Recurso nº 3

Referência completa: Os títulos relevantes das simulações são: [O átomo de Lítio e Tabela de animação de estrutura Atómica](#). Os sites a seguir apresentam detalhes adicionais através de conexões que mostram a configuração de electrónica dos primeiros onze elementos. Os sites correspondentes são:
http://www.aprendizagemvisual.com/livraria/x_linker.php?moid=2495 &
http://www.aprendizagemvisual.com/livraria/x_linker.php?moid=2496,
 respectivamente.

Resumo: Bohr não só predisse que os electrões ocupavam níveis de energia



Por exemplo, no estado fundamental a configuração do Lítio (que tem três electrões) dois electrões ocupam a primeira camada e um electrão ocupa a segunda camada. Isto é ilustrado na animação do site mencionado acima.

Justificativa: O conceito de preenchimento de camadas electrónicas por electrões é abstracto tal como a conceitualização da existência do átomo. Na animação anexa a este recurso, donde consta o comportamento do átomo de Lítio o estudante poderá apreciar estes fenómenos o que será uma mais valia para o estudante.



XIII. Conexões úteis

Conexão útil nº 1

Título: Matéria: Átomos de Democritus até Dalton, aprendizagem visual Vol. CHE-1 (1), 2003.

URL: [tp://www.aprendizagemvisual.com/livraria/modulo_observador.php?Mid=49](http://www.aprendizagemvisual.com/livraria/modulo_observador.php?Mid=49)

Captura de tela:

Descrição: Esta é uma Fonte Aberta de Aprendizagem visual Volume CHE-1(1), material literário produzido pelo Prof. Doutor Anthony Carpi, intitulado “Matéria: átomos de Democritus até Dalton. Com este site, você estará conectado a outros sites úteis.

Justificativa: Esta é uma conexão útil da qual consta uma importante cronologia do desenvolvimento das teorias que estão por detrás da matéria para uma compreensão moderna da matéria como conhecemos hoje. Aqui, a origem da “Lei de conservação de massa” é articulada. Também, neste site você terá acesso à “Casa de Dalton”: um interactivo, experiências virtuais que permitem recriar experiências clássicas desde o século XIX.

Conexão útil nº 2

Título: Experiências de Química e Exercícios Virtuais

URL: <http://www.chm.davidson.edu/QuímicaApplets/index.html>

Captura de tela:

Descrição: Este é uma fonte aberta que permite ao estudante levar a cabo experiências e exercícios virtuais relevantes para algumas secções deste módulo. Entre os tópicos significativos incluem-se “Estrutura Atómica” e “Ligação Química”.

Justificativa: Este é um site dever-visível através do qual o estudante pode levar a cabo experiências e resolver exercícios virtuais de química. Dentre os tópicos de maior significância para este módulo destacam-se “Estrutura Atómica” e “Ligação Química”. Em relação ao primeiro conteúdo, o estudante terá acesso a experiências e exercícios de química virtuais que tratam de orbitais atómicas e híbridas. No conteúdo seguinte, terá material relacionado com orbitais híbridas e moleculares. Em ambas situações, a Realidade Virtual que Modela a Linguagem (VRML) será usada para exibir imagens tridimensionais de estrutura molecular e orbitais. Pela escolha das ligações pertinentes, o estudante poderá ver as superfícies de várias orbitais atómicas e algumas orbitais híbridas e as superfícies que delineiam a distribuição radial e a densidade de electrões de várias orbitais atómicas exibidas. As experiências virtuais



Isto torna os locais agradáveis para visita. Pela característica de [Notas de Acompanhamento](#), que está disponível em todas conexões, o estudante tem acesso a materiais como: objectivos de aprendizagem; slides para conferência; notas de conferência; conexões relevantes; perguntas frequentemente feitas; etc. Isto torna a disposição do material muito mais fácil.

Conexão útil n° 5

Título: Estrutura Atómica, Ligação e Periodicidade: Química Criativa como Módulo de química 1, Guias e Folhas de trabalho.

URL: <http://www.química-criativa.org.uk/alevel/modulo1/index.htm>

Captura de tela:

Descrição: Esta página fornece guias práticos e folhas de perguntas sobre a estrutura atómica, ligação e periodicidade. As folhas de trabalho estão disponíveis no formato PDF (Adobe Reader required). Elas são a primeira parte do nível Avançado (Nível – A) da secção do site “Química Criativa” produzida por Dr Nigel Saunders da Escola secundária Harrogate Granby no Reino Unido. Este é um material de fonte aberta.

Justificativa: O conteúdo desta página deve fornecer ao estudante perguntas práticas e guiões práticos dos tópicos de estrutura atómica, ligação e periodicidade. Supõe-se que o grupo alvo sejam os estudantes da escola secundária mas o material disponível para os estudantes do primeiro ano possibilita a análise pessoal do grupo designado.

Conexão útil n° 6

Título: Conferência de ajuda para páginas sobre Soluções [Química]

URL: <http://química.csudh.edu/novalechelp/lechelpcs.html>

Captura de tela:

Descrição: Professor George Wiger da Universidade do Estado da Califórnia, E.U.A., tem desenvolvido exercícios e cálculos que abordam: Matéria e medida; Átomos e elementos; Moléculas, Iões e compostos; Equações químicas e estequiometria; Reacções em solução aquosas; Energia e reacções químicas; Estruturas atómicas; Configurações electrónica e atómica e periodicidade química; Gases; Soluções e seus comportamentos; Cinética química; Equilíbrios químicos; Ácidos e bases, e Reacções de transferência de electrões.

Justificativa: É um recurso muito útil para os estudantes deste módulo. Neste local, o estudante tem acesso a vários exercícios com soluções tais que permitem a testagem do conhecimento que tem sobre os numerosos conceitos abordados ao longo do módulo. A variedade de exercícios faz deste um recurso valioso para o estudante. A



Conexão útil nº 9

Título: Princípios Químicos: a Procura de Perspicácia - Segunda Edição

URL: <http://www.whfreeman.com/principiosquimico>

Captura de tela:

Descrição: Este website é um livro que acompanha o site “Princípios Químicos: uma Procura para Perspicácia”, segunda edição (publicado por W H Freeman). Este site tem sido desenvolvido para servir como um recurso adicional grátis para os estudantes e instrutores que usam o livro de ensino. Muitos recursos a serem usados neste site são conexões associadas que requerem o Macromedia Shockwave Player (versão 8.5 ou mais), Macromedia Flash Player (versão 6.0 ou mais), Apple QuickTime (5.0 ou mais) e Adobe Acrobat (versão 6 ou mais).

Justificativa: Os estudantes que têm acesso a esta conexão e às conexões associadas encontrarão aqui muitos materiais de uso fácil uma vez que eles têm um acesso directo aos conteúdos do módulo. O material inclui esboço de capítulos, gráficos, animações, vídeos, visualização molecular, simulações, exercícios e conexões para websites relacionados. Os tópicos relevantes para este módulo são: átomos (o mundo quântico), ligações químicas, forma molecular e estrutural, as propriedades de gases, líquidos e sólidos, e os elementos (os primeiros quatro e últimos quatro grupos principais), o bloco de elementos *d* (metais em transição). Existem tópicos adicionais como termodinâmica (primeira, segunda e terceira leis), equilíbrios físicos, equilíbrios químicos, ácidos e bases, equilíbrios aquosos, electroquímica, e cinética química tais que fazem a extensão deste módulo.




Conexão útil # 10

Título: Explicadorquimico.Com

URL: <http://www.explicadorquimico.com/home.htm#links>

Captura de tela:

	<h2 style="text-align: center;">..tutorials</h2> <p>with emphasis on applicability to high school chemistry</p> <p>last updated 7/04/03 links verified 7/04/03</p> <p>All of the following tutorials should be useful for high school chemistry</p> <p>Those of special merit to Chemistry Coach are identified with a *</p>
--	--

..tutorials: page home 0 1 2 3 4 5 6 7 8 9

Mathematical Skills have outgrown this page and have moved to another page: Click to go there			Classification Schemes
<u>Atomic Structure</u> <u>Bonding : Ionic, Covalent, ...</u> <u>Mole</u> <u>Solutions</u> <u>Acids and Bases</u> <u>Gas Laws</u> <u>Nuclear Chemistry</u> <u>Materials</u> <u>Environmental Chemistry</u>	<u>Electronic Structure:</u> <u>Molecular Geometry</u> <u>Stoichiometry</u> <u>Solubility</u> <u>Oxidation Numbers</u> <u>Liquids and Solids</u> <u>Organic Chemistry</u> <u>Chemistry Laboratory</u>	<u>Naming</u> <u>Chemical Equation</u> <u>Periodicity</u> <u>Equilibrium</u> <u>Oxidation-Reduction</u> <u>Energy</u> <u>Biochemistry</u> <u>CBL</u>	<u>Bonding : Lewis Dot Structures</u> <u>Formulas</u> <u>Groups</u> <u>Kinetics</u> <u>Electrochemistry</u> <u>Thermodynamics</u> <u>Analytical Chemistry</u> <u>Chemistry Safety</u>



Descrição: Este website aproxima virtualmente o estudante ao conteúdo do material e tópicos abordados neste módulo. É uma fonte de recurso aberto à qual o estudante é encorajado a aceder e às suas correspondentes conexões. O conjunto de tópicos é claramente indicado na captura de tela acima e estes podem ser individualmente acedidos fazendo um clique sobre eles. Estes tópicos incluem: Estrutura Atómica, Estrutura eletrónica, Nomenclatura, Ligação; Estruturas de Lewis; Ligação; Iónica, Covalente; Geometria molecular; etc. Estão inclusos a esta conexão seminários para ajudar o estudante a entender o conteúdo do material abordado neste módulo.

Justificativa: Este é um website que conduzirá o estudante a aceder virtualmente a todos os tópicos abrangidos por este módulo. Este é um recurso de fonte aberta que une o estudante ao material relevante abrangido por este módulo. O estudante deve aceder a estas conexões e aos seminários de tópicos relevantes cobertos neste módulo, anexos a estas conexões. Todos os seminários disponíveis neste website devem ser considerados úteis pois abrangem matérias de química da escola secundária e do primeiro ano do curso superior de química.

Os méritos especiais de explicadores de Química são identificados com um *. O website contém conexões a seminários virtuais de todos os tópicos abrangidos por este módulo e deve provar a sua grande utilidade para o estudante. Os seminários relevantes para cada tópico podem ser acedidos através de conexões associadas ao tópico. Por exemplo, fazendo um clique sobre qualquer um dos seguintes tópicos, o estudante estará ligado a um site relevante que contém material relevante: [Seminários Originais do nível secundário](#); [Recursos relevantes de \(nível secundário\) Química](#); [o Explicador de Química](#).



XIV. Actividades de aprendizagem

Actividade de Aprendizagem nº 1

Título da Actividade de Aprendizagem: Matéria e Medidas

Objectivos Específicos de Aprendizagem

- Definir matéria, identificar e explicar as diferenças entre os vários estados da matéria (isto é, sólidos, líquidos e gases).
- Identificar e explicar as diferenças entre as propriedades físicas e químicas da matéria.
- Definir e distinguir processos físicos e químicos.
- Explicar as diferenças entre matéria e energia.
- Conhecer as medidas e aplicar os padrões internacionais de medição para efectuar cálculos relevantes associados a cada medida.
- Determinar o nível de erro e incertezas em experiências químicas.

Resumo da actividade de aprendizagem

Esta actividade inclui dois tópicos de aprendizagem interrelacionados: *A matéria e a medida*.

Em relação à *Matéria*, são abordadas três formas de matéria (gás, líquido, e sólidos) e as diferentes características a elas correspondentes a nível molecular. É também apresentada a classificação das propriedades da matéria como extensibilidade, intensibilidade, químicas e físicas e os exemplos correspondentes. Em relação às medidas, é apresentado o Sistema Internacional de Medidas (unidades de SI) que foi desenvolvido para permitir uma organização prática sistemática e precisa da medição, por forma a que pudesse ser usada universalmente e sem ambiguidade.

É feita uma introdução sobre a construção das unidades do SI a partir do uso de sete (7) unidades básicas (como metro, quilograma, segundo, kelvin, mole, ampere e candela) das quais são derivadas outras unidades relevantes. A última parte desta actividade está centrada na necessidade de conhecimento das medidas não só para mostrar a magnitude da medição mas também para reflectir o grau de incerteza, partindo do princípio de que todas as medidas são até certo ponto incertas.



Chave de Conceitos

Matéria: tudo aquilo que tem massa e ocupa espaço.

Espaço: aquilo que é ocupado pela matéria.

Massa: uma medida da resistência de um corpo pela mudança da velocidade.

Peso: refere-se à força com que um objecto de uma certa massa é atraído pela gravidade para a terra ou para um outro corpo que esteja próximo.

Fenómeno físico: qualquer transformação que não envolve uma mudança da identidade química da substância.

Fenómeno química: processo no qual as ligações químicas são quebradas e forma-se novas ligações.

Propriedade física: qualquer aspecto que pode ser observado sem mudar a identidade da substância.

Propriedade química: características que são apresentadas como resultado da transformação química de uma substância noutra.

Lei de conservação de massa: estados no qual a massa não é criada nem destruída numa reacção química.

Lei de proporções definidas (também chamada lei de composição definida): estados de uma substância química pura, nos quais os elementos estão sempre presentes em proporções definidas através da massa.

Lista de leituras pertinentes

Bishop_Livro_1_elivro.pdf

Bishop_Livro_2_elivro.pdf

Bishop_Livro_8_elivro.pdf

Propriedades físicas e Químicas.htm

Estados da Matéria.htm

Fenómenos físicos e Químicas.htm

Reacções.htm



Lista de conexões pertinentes

<http://www.tutorquim.com/sta.htm>

Site em HTML para material sobre “Estados da Matéria”.

<http://www.tutorquim.com/sta.htm>

Site em HTML para material sobre “Estados da Matéria”.

<http://www.tutorquim.com/unit.htm>

Site em HTML para material sobre “Unidades, Medidas e Dimensões”.



Descrição Detalhada da actividade

Estados da Matéria:

Matéria é definida como tudo que tem **massa** e ocupa **espaço**. Aqui, a massa é caracterizada pela resistência de um objecto à mudança do seu movimento. Por outro lado, **espaço**, é a porção que é ocupada pela matéria.

Existem três estados da matéria no ambiente terrestre, nomeadamente: sólido, líquido e gasoso. Esses três estados da matéria podem ser distinguidos um do outro como se segue:

Sólido: tem forma e volume definidos;

Líquido: tem forma indefinida e volume definido; e

Gasoso: tem forma e volume indefinidos.

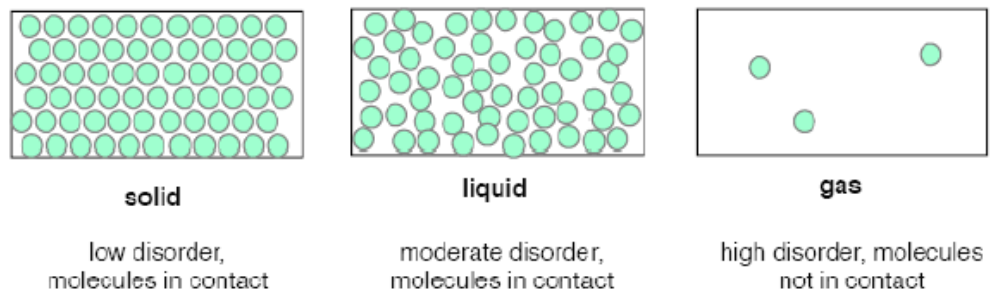


Fig. 1: Esquema representativo dos três estados da matéria em termos de densidade de desordem

Como definição tem-se que, **Forma Indefinida** significa a recepção, pela amostra, da forma do recipiente, por exemplo, se a água é vertida de um recipiente redondo para um recipiente quadrado, a forma da amostra muda. Por sua vez, **volume indefinido** significa a expansão da amostra para o preenchimento do recipiente inteiro, capacidade que só os gases têm. Assim, se tiver um gás num recipiente de 5litros e transferir a amostra de gás para um recipiente de 10litros, as moléculas de gás enchem por inteiro o volume de 10litros. Fazendo isso, repare que o gás fica menos denso.

Definido (para forma e volume) é um termo usado para situações em que o recipiente mantém a sua forma e volume em qualquer circunstância. Por exemplo, se fossem vertidos 5litros de água líquida para um recipiente de 10litros, o líquido ocupará 5litros do recipiente e os outros 5litros ficariam vazios. Suponha que um pouco de água foi congelada na forma de uma esfera e depois posta num recipiente de forma cúbica maior. A bola esférica de gelo manterá a forma esférica como também manterá o seu volume, embora tenha sido posta num recipiente que era maior e de uma forma diferente.



Fenómenos Físico e químico:

Fenómeno Físico

Um Fenómeno físico é qualquer fenómeno que não envolve a mudança da identidade química da substância. Daqui constam alguns exemplos:

- (1) Qualquer mudança de fase, como por exemplo, no movimento de sólido, líquido e gás envolvendo somente a quantidade de energia na amostra não haverá nenhum efeito sobre a identidade química da substância. Por exemplo, água de restos de água, não importa se é sólido, líquido ou gasoso.
- (2) Moer algo para tornar pó ou o processo inverso, fazer um pedregulho maior com esse material, pelo derretimento de muitos pedaços pequenos de cobre ou prata transformando-os num pedaço maior.
- (3) Ferro (e outros metais) pode ser tornado magnético. Esta mudança de forma alguma afecta a identidade química do elemento. Ferro que é magnetizado enferruja com a mesma facilidade que o Ferro não magnetizado.

As terminologias usadas para descrever alguns dos fenómenos físicos comuns encontrados são apresentadas abaixo:

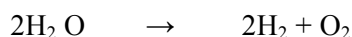
Fenómeno	Nome do Fenómeno
Sólido para Líquido	Derretimento, fusão
Líquido para Gasoso	Ebulição, Evaporação
Sólido para Gasoso	Sublimação
Gasoso para Sólido	Deposição
Gasoso para Líquido	Condensação, Liquefacção
Líquido para Sólido	Congelação; Solidificação

Um exemplo de um processo de sublimação é a conversão da pedra de gelo de sólido para gasoso. O gás carbónico sólido sai directamente do estado sólido para o gasoso ao ar livre atmosférico. Pode-se tornar o gás carbónico líquido, isso deve ser feito a pressões extremamente altas (por exemplo, 5 atmosferas).



Fenómeno químico

“Fenómeno químico” significa que as substâncias reagentes se transformam em novas substâncias. Os actuais átomos permanecem envolvidos, sendo rearranjados. Esse rearranjo é designado reacção química. Por exemplo:



É uma reacção química na qual a água é quebrada em hidrogénio e oxigénio que a compõem. Note como as quantidades de átomos de hidrogénio (quatro) e átomos de oxigénio (dois) não mudam de um lado da seta para o outro. Porém, os arranjos dos átomos são diferentes. Algumas ligações químicas (a envolvida na água) foram quebradas e algumas novas ligações químicas (uma no hidrogénio e outra no oxigénio) foram formadas.

Um **Fenómeno químico** também pode ser definido como “um processo no qual as ligações químicas são quebradas e se formam novas”. Note-se que o processo de quebra de cristais de sal em pó não envolve o rompimento de ligações químicas nem a formação de novas, por isso, trata-se de um **fenómeno físico**.

Propriedades Físicas e químicas

Existem dois tipos de propriedade da matéria. **Propriedades físicas**, que descrevem as características da matéria (descrevem como é que a matéria é) e **Propriedades químicas** as quais descrevem a reacção da matéria (como é que ela reage, com o que ela reage, a quantidade de calor produzida quando ela reage, ou qualquer outra característica mensurável que tem a ver com o poder de combinação do material). As propriedades podem descrever uma característica comparativa (mais denso que ouro) ou uma característica de medição (17.7 g/cc), uma característica relativa (17.7 gravidade específica), ou uma tabela inteira de medidas na forma de tabela ou gráfico (a densidade do material por um conjunto de temperatura).

Propriedades Físicas

Propriedades físicas incluem coisas como cor, fragilidade, maleabilidade, ductilidade, condutividade eléctrica, densidade, magnetismo, dureza, número atómico, calor específico, calor de vaporização, calor de fusão, configuração cristalina, temperatura de fusão, temperatura de ebulição, calor de condutividade, pressão de vapor ou tendência de se dissolver em vários líquidos. Estas são somente algumas das possíveis propriedades físicas mensuráveis. A **propriedade física** de uma substância pura pode ser então definida como qualquer aspecto que pode ser observado sem mudar a identidade da substância. A observação consiste normalmente num tipo de medida numérica, embora algumas vezes haja descrições mais qualitativas (não numéricas) da propriedade. Existem muitas propriedades físicas e aqui estão algumas das mais



Ponto de Fusão	Condutividade eléctrica	Calor	Densidade
Ponto de Ebulição	Condutividade térmica	odor	dureza
Índice refractivo	Raio atómico		Ductilidade

Note-se que baseado na semelhança das propriedades físicas, os elementos ou compostos podem ser agrupados. Por exemplo, um grupo de substâncias pode ser chamado metais porque todos eles possuem um conjunto de propriedades físicas que são semelhantes. Por exemplo, metais são dúcteis, maleáveis, com condutividade eléctrica e calor. Estas todas se reflectem cumulativamente na estrutura.

Porém, nota-se que as similaridades num grupo não se estendem a todas as propriedades. Por exemplo, enquanto Tântalo e Sódio são metais, o Tântalo tem pontos de fusão e de ebulição 2996°C e 5425°C respectivamente, e do Sódio são 98°C e 883°C, respectivamente. A larga disparidade no ponto de ebulição e fusão entre o Tântalo e Sódio realça o extensivo conjunto de aspectos comuns que existem na estrutura de todos os metais.

Propriedades químicas

Esta é mais difícil. Realmente não existe um conjunto de propriedades que constituam as propriedades químicas do mesmo modo como as propriedades físicas. Isto porque as propriedades químicas estão ligadas às mudanças, considerando que uma determinada substância tem uma propriedade (como ponto de fusão) que a caracteriza. As propriedades químicas incluem: a possibilidade de um material reagir com outro, a velocidade da reacção com um material, a quantidade de calor produzido pela reacção com o material, a temperatura de reacção, a proporção com que reage e a valência do elemento.

Propriedades químicas podem ser definidas como *características que são exibidas como uma substância que é quimicamente transformada noutra*.

Eis alguns exemplos:

- (1) Enferrujamento do Ferro. Quando o ferro (um elemento, símbolo = Fe) enferruja, ele combina de um modo complexo com o oxigénio para formar uma composto avermelhado-colorido chamado Óxido de ferro (fórmula = Fe_2O_3). Nem todas as substâncias enferrujam.
- (2) Glicose, misturada com fermento, fermenta formando álcool. Glicose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) é um composto químico cujas enzimas do fermento podem se usar para produzir Álcool etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$). Nem todas substâncias fermentam.



Pode-se separar ou purificar materiais baseando-se nas suas propriedades. Por exemplo, nós podemos separar o trigo da palha lançando a mistura ao vento. A palha, que é menos densa, é mais movida pelo vento que o trigo, que é mais denso. Pode-se separar uma mistura de areia e limalhas de ferro por magnetismo. As limalhas de ferro aderem ao íman e são arrastadas da mistura. Pode-se separar álcool etílico (uma boa bebida alcoólica velha) da água através de ponto de ebulição. Este processo é chamado destilação. Uma mistura de água e material insolúvel com o álcool misturado, ela libertará o álcool como vapor ao ponto de ebulição do álcool (78°C). Pode-se separar por solubilidade: uma mistura de sal de mesa e areia pode ser separada adicionando água. O sal dissolve e a areia não.

Exercício 1: Que propriedades distinguem os sólidos dos líquidos? Sólidos dos gases? E líquidos dos gases?

Exercício 2: Descreva um fenómeno químico que ilustra a lei de conservação da matéria.

Exercício 3: Classifique cada um dos seguintes materiais homogéneos em solução, elemento ou composto: Ferro, água, gás carbónico, oxigénio, glicose, sangue, protoplasma.

Exercício 4: É necessário determinar a densidade de um líquido em quatro algarismos significativos. O volume da solução pode ser medido aproximadamente a 0.01 cm cúbico.

(a) Qual é o volume mínimo de uma amostra que pode ser usada para a medição?
Resp. 10.00 cm³.

(b) Assumindo o volume mínimo da amostra determinada em (a), com que precisão a amostra deve ser pesada (para estar mais próxima de 0.1g, 0.01g,...), se a densidade da solução for maior que 1.00g/cm³.
 Resp. Mais próximo de 0.01g.

Exercício 5: Usando anotações exponenciais, expresse as seguintes quantidades em condições das unidades básicas do SI:

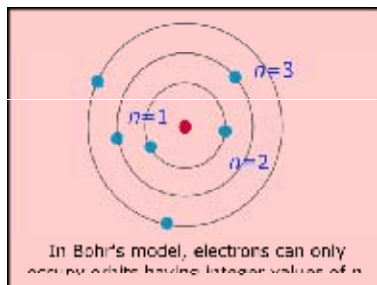
(a) 0.13g (b) 5.23g

Exercício 6: Quantos algarismos significativos estão contidos em cada um dos seguintes números:

(a) 113

(b) 207.033

(c) 0.0820



Actividade de Aprendizagem nº 2

Título da Actividade de Aprendizagem: Estrutura Atómica e Periodicidade

Objectivos Específicos de Aprendizagem

- Explicar o desenvolvimento da Teoria Atómica
- Conhecer a teoria atómica moderna e descrever a estrutura do átomo.
- Escrever a configuração electrónica dos átomos.
- Definir o número atómico e de massa e efectuar cálculos relacionados.
- Descrever os pensamentos envolvidos no processo de desenvolvimento da tabela periódica.
- Usar a tabela periódica para explicar a estrutura e as propriedades dos elementos nos grupos e períodos.

Resumo da actividade de aprendizagem

O primeiro interesse de um químico é o comportamento da matéria. Portanto, para entender o comportamento da matéria é preciso que primeiro se perceba a sua estrutura interna. Antes de 1897, a estrutura interna do átomo foi uma fonte de especulação durante milhares de anos. Foi J.J. Thomson quem descobriu o electrão, a primeira partícula sub atómica e foi o primeiro a tentar incorporar o electrão numa estrutura do átomo. Hoje, sabe-se que os átomos constituem os elementos, aparecem juntos em modos diferentes para formar compostos e que os vários modos como os átomos se combinam são atribuídos às suas estruturas individuais, que em troca influênciam as propriedades do composto resultante. Então é importante que se tenha um conhecimento sólido sobre a estrutura desta menor porção que constitui um elemento. Neste contexto, espera-se que tenha um conhecimento geral sobre esta Unidade e sobre os vários modelos que estiveram na ordem da existência da cronologia de eventos que conduzem à teoria moderna presente ou ao modelo do átomo. A unidade explica e descreve o desenvolvimento da teoria atómica. Assim, descreve-se a teoria moderna sobre o átomo e apresenta-se a estrutura detalhada do átomo, efectua-se uma abordagem sobre o modo de escrita da configuração electrónica dos átomos, definem-se várias terminologias que estão por detrás da estrutura atómica e os relativos cálculos são efectuados. A unidade faz também referência aos pensamentos envolvidos no processo de desenvolvimento da tabela periódica. Espera-se que o estudante use a tabela periódica para explicar a estrutura e as propriedades dos elementos nos grupos e períodos.



Conceitos Chave

Átomo: a menor parte do elemento que pode fazer parte de um fenómeno químico.

Massa atómica: a massa média de todas as massas atómicas do isótopo daquele átomo.

Número atómico: é o conjunto de número de protões de um átomo.

Electrão: partícula sub atómica que se move do eléctrodo negativo quando uma descarga eléctrica atravessa um gás atenuado.

Configuração electrónica: Lista de camadas que contém electrões escritos em ordem crescente de energia.

Elemento: uma substância que não tem conteúdo possível para ser dividido em substâncias mais simples, por exemplo, oxigénio, cloro, fósforo, etc. Ele é a substância fundamental que não pode ser quebrada através de processos químicos.

Isótopos: átomos do mesmo elemento com o mesmo número de protões, mas diferente número de neutrões.

Lei de proporções múltiplas: estados que, supõem que existem amostras de dois compostos diferentes formadas pelos próprios elementos (os mesmos dois elementos). Se a massa de um dos elementos for a mesma nas duas amostras, a massa do outro elemento está em relação com o pequeno número inteiro.

Número de massa: soma do número de protões e neutrões num átomo.

Lei periódica: estados nos quais todos os elementos no grupo têm a mesma configuração electrónica nas suas camadas externas.

Quadro periódico: é um modo de arranjo dos elementos para mostrar uma grande quantidade de informação e organização.

Período: uma linha de elementos com uma leitura cruzada do quadro periódico da direita para a esquerda ou vice-versa.

Grupo (ou família): uma linha de elementos da tabela periódica com uma leitura de cima para baixo.



Lista de leituras pertinentes

Estrutura atômica.htm
Teoria atômica I.htm
Teoria atômica II.htm
Notas Átomos & Ions.htm
Átomos & Elementos.pdf
Átomos e Elementos 2.pdf
Átomos e Isótopos.pdf
C1xatpt.pdf
Arranjo electrónico e Lei Periódico.pdf
Revisão de Elementos, Compostos e Misturas.htm

Lista de conexões pertinentes úteis:

<http://www.tutorquim.com/estrut.htm>

Site em HTML para material sobre estrutura atômica.

<http://www.tutorquim.com/elem.htm>

Site em HTML para material sobre “elementos”.

<http://www.tutorquem.com/period.htm>

Site em HTML para material sobre “Tabela Periódica”.



Descrição detalhada da actividade

Teoria Atómica Moderna

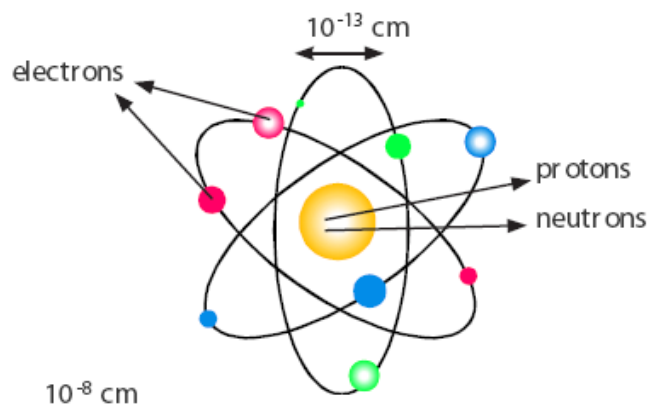
Os elementos são compostos por átomos, a menor partícula que tem qualquer propriedade do elemento. John Dalton, em 1803, propôs uma teoria moderna do átomo baseada nas seguintes suposições:

1. Matéria é composta por átomos que são indivisíveis e indestrutíveis.
2. Todos os átomos de um elemento são idênticos.
3. Átomos de elementos diferentes têm pesos diferentes e propriedades químicas diferentes.
4. Átomos de elementos diferentes se combinam em números inteiros simples para formar compostos.
5. Os átomos não podem ser criados nem destruídos. Quando um composto se decompõe, os átomos são recuperados na forma inalterada.

De acordo com a teoria atómica moderna, **Toda** a matéria ao nosso redor é constituída por átomos, e todos os átomos são constituídos por três tipos de partículas sub atómicas: protões, electrões e neutrões, os quais são todos exactamente iguais. Os protões e neutrões têm quase exactamente a mesma massa. Os electrões têm uma massa que é cerca de $1/1835$ da massa de um protão. Os electrões têm uma carga negativa, enquanto cada protão tem uma carga positiva e os neutrões não têm carga alguma, sendo estas cargas, cargas electrónicas genuínas.

As partículas sub atómicas e as suas cargas correspondentes (onde são aplicáveis) são apresentadas abaixo:

Partícula	Símbolo	Carga	Massa Relativa
Electrões	e-	1-	0
Protões	p+	+	1
Neutrões	n	0	1





Configuração Electrónica

Os protões têm carga positiva e os electrões carga negativa. Os átomos livres (soltos) não carregados têm igual número de electrões e de protões, para que seja electricamente neutro. Os protões estão no núcleo e não mudam ou variam com excepção de algumas reacções nucleares. Os electrões estão em caminhos discretos ou camadas ao redor do núcleo. Existe uma ordem ou hierarquia nas camadas: normalmente a camada mais distante do núcleo tem uma energia mais alta quando comparada com a mais próxima do núcleo.

Considerando a configuração electrónica do átomo, tem de se descrever o estado inicial da posição dos electrões. Quando os electrões têm elevada energia, eles podem se mover da região mais próxima do núcleo para a camada de energia mais alta.

Características dos electrões

Electrões:

- São massas extremamente pequenas.
- Estão localizados fora do núcleo.
- Movem-se a uma velocidades extremamente alta numa esfera.
- Têm níveis de energia específicos.

Os electrões no átomo são organizados em níveis discretos e quando um electrão absorve energia (diz-se, quando um átomo está excitado) é forçado a saltar para um nível de energia mais alto. Isto é frequentemente acompanhado pela emissão de energia, como o electrão cai para um nível de energia mais baixo.

Perda e Ganho de Energia



Os níveis electrónicos (ou certas vezes conhecido como camadas) contêm electrões que são similares em relação à energia e distância do núcleo em que com baixa energia os electrões ficam próximos do núcleo. Os níveis electrónicos estão identificados pelos números 1, 2, 3, 5, 6, A primeira camada (ou nível de energia) 1 contém energia mais baixa, o 2º nível é o próximo e assim por diante $1 < 2 < 3 < 4$



O número máximo de electrões em qualquer nível electrónico é $= 2n^2$, onde n é o número de camada (ou nível de energia). Então, para:

$$\begin{aligned} n = 1 & \quad 2(1)^2 = 2 \\ n = 2 & \quad 2(2)^2 = 8 \\ n = 3 & \quad 2(2)^3 = 16 \end{aligned}$$

Ordem de preenchimento de electrões:

Segundo esta ordem, TODOS os electrões no mesmo nível de energia tem energia semelhante:

Camada 1	2 electrões
Camada 2	8 electrões
Camada 3	18 electrões (8 primeiro, depois 10).

Assim, a ordem de preenchimento para os primeiros 20 electrões pode ser representada como:

Camada	1	2	3	4
	2e	8e	8e	2e

A configuração electrónica mostra as camadas que contêm electrões e é escrita em ordem crescente de energia como se apresenta abaixo:

Elemento	Camada	1	2	3	
He			2		
C			2	4	
F			2	7	
Ne			2	8	
Al			2	8	3
Cl			2	8	7

Lei periódica: Estado no qual todos os elementos num grupo têm a mesma configuração electrónica nas suas camadas externas.

Exemplo: Grupo 2

Be	2, 2,
Mg	2, 8, 2,
Ca	2, 2, 8, 2,



Diagramas de Orbital:

Os diagramas das Orbitais representam o estado e o arranjo dos electrões nas várias camadas de um átomo. O diagrama de orbital:

- Usa orbital individual.
- Dá arranjo às sub camadas.
- Cada orbital recebe um electrão antes de qualquer outra orbital da mesma sub camada receber o segundo electrão.

Características da Sub camada:

- Representa os sub níveis de galerias de um nível de energia.
- Todos os electrões numa sub camada têm a mesma energia.
- As sub camadas são designadas; s, p, d, f.
- As energias das sub camadas são tais que: $s < p < d < f$.

Cada nível de energia corresponde a vários sub níveis como se mostra a seguir:

Principais Níveis de Energia	Sub níveis (ou Sub camadas)
n = 4	4s, 4p, 4d, 4f,
n = 3	3s, 3p, 3d,
n = 2	2s, 2p,
n = 1	1s

Electrões permitidos:

Como todos os electrões no mesmo sub nível têm a mesma energia, **TODOS** os electrões do sub nível **2s**, têm a mesma energia; **TODOS** os electrões do sub nível **2p** têm a mesma energia que é ligeiramente mais alta que a energia dos electrões do sub nível 2s. O número total de electrões permitidos em cada sub nível é apresenta-se a seguir:

Sub nível <i>s</i>	2 electrões
Sub nível <i>p</i>	6 electrões
Sub nível <i>d</i>	10 electrões
Sub nível <i>f</i>	14 electrões

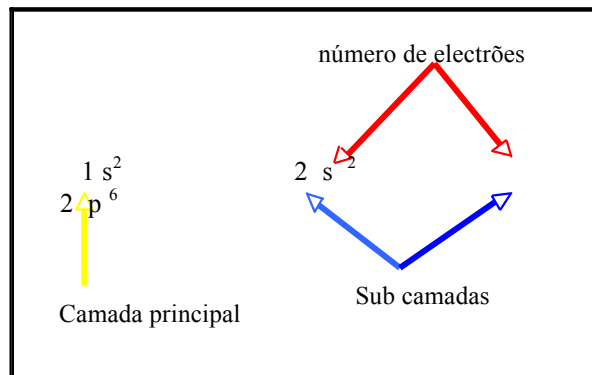
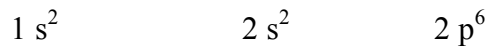


Configuração electrónica:

Esta distribuição é feita tendo em conta a ordem crescente de energia; com um expoente que indica o número de electrões.

Exemplo: configuração electrónica do Néon.

- A lista das sub camadas que contém os electrões apresenta-se na figura abaixo:



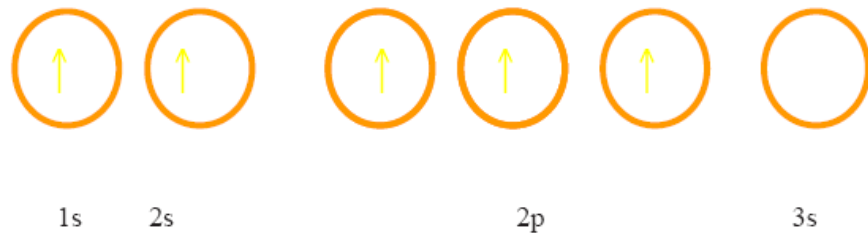
Escrita da configuração dos electrões

A seguir está uma ilustração da escrita da configuração electrónica de alguns elementos.

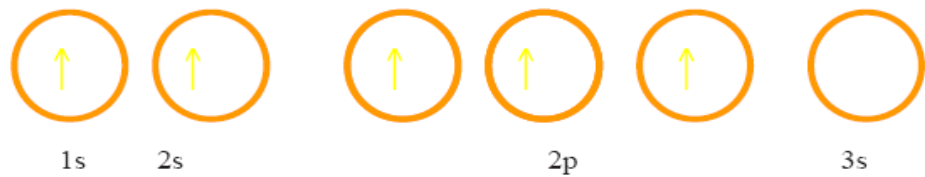
H	1s ¹				
He	1s ²				
Li	1s ²	2s ¹			
C	1s ²	2s ²	2p ²		
S	1s ²	2s ²	2p ⁶	3s ²	3p ⁴



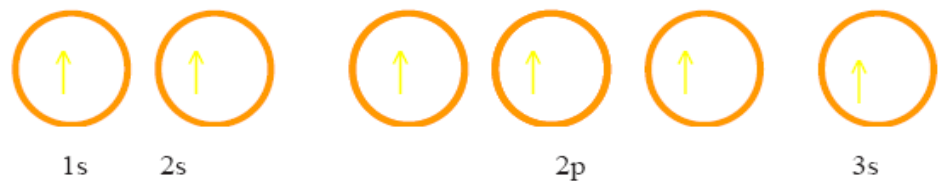
Exemplo 1: A seguir está representado o diagrama de orbitais para um átomo de nitrogénio:



Exemplo 2: O diagrama de orbitais do átomo de Flúor é apresentado abaixo:



Exemplo 3: O diagrama de orbitais para o átomo de Magnésio é:



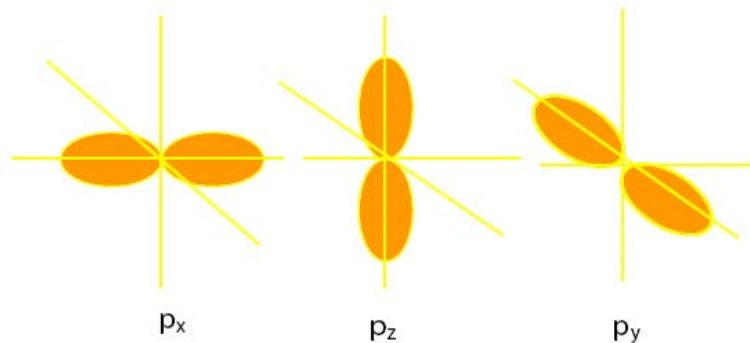
Problema 1: Escreva o diagrama de orbitais para os electrões do átomo de oxigénio.

Problema 2: Escreva o diagrama de orbitais para os electrões do átomo de Ferro.

A representação diagramática de orbitais s apresenta-se abaixo:



A representação diagramática das orbitais 3p encontra-se abaixo:



Em geral, um átomo de hidrogénio tem apenas um protão e um electrão. O electrão de um átomo de hidrogénio move-se ao redor do núcleo do protão numa camada de forma esférica. Os dois electrões do hélio, número atómico dois, estão na mesma camada esférica ao redor do núcleo. A primeira camada tem somente uma sub camada e essa a qual tem apenas uma orbital, ou caminho do electrão. Cada orbital tem lugar para dois electrões. A forma esférica da orbital solitária do primeiro nível de energia é designada orbital “s”. Hélio é o último elemento no primeiro período. Sendo um elemento inerte, indica que a sua camada está cheia. A camada número um tem somente uma sub camada *s* e todas as sub camadas *s* têm somente uma orbital. Cada orbital tem espaço para albergar dois electrões. Assim a primeira camada, chamada **Camada k**, tem apenas dois electrões.

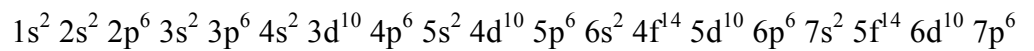
Começando com lítio, os electrões não têm espaço suficiente na primeira camada ou nível energético. Lítio tem dois electrões na primeira camada e um electrão na camada seguinte. A primeira camada preenche-se primeiro e as outras subsequentemente em ordem do tamanho crescente do elemento no Quadro Periódico, mas a sequência não é obviamente imediata. O segundo nível de energia tem espaço para oito electrões. O segundo nível de energia não tem apenas uma orbital *s*, mas também uma sub camada *p* com três orbitais. A sub camada *p* pode conter seis electrões e tem uma forma de três alteres cada um a noventa graus em que cada uma das formas em altere representa uma orbital. As sub camadas *s* e *p* da segunda camada, ou camada L, podem englobar um total de oito electrões. Este aspecto pode ser visto no quadro periódico.

Lítio tem um electrão na camada externa, a camada L. Berílio tem dois electrões na camada externa. As sub camadas *s* preenchem primeiro, assim todos os outros electrões que se acrescentam a esta camada entram na sub camada *p*. Boro tem três electrões na última camada, carbono tem quatro, nitrogénio tem cinco, oxigénio tem seis e flúor tem sete. Néon tem uma camada preenchida por oito electrões na camada externa, a camada L, isso significa que o néon é um elemento inerte, no fim do período.

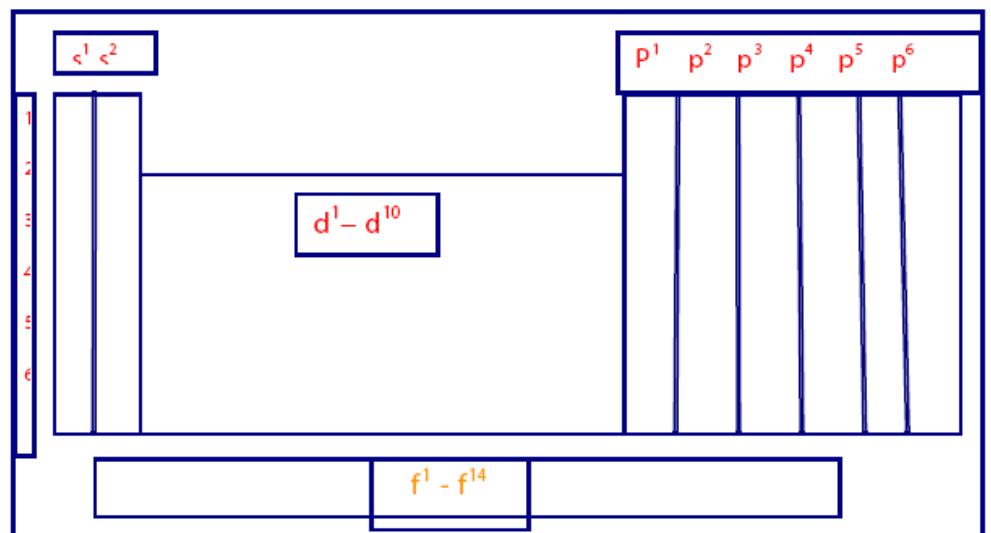


Iniciando novamente, o sódio com um electrão na camada externa, a camada M, preenche as sub camadas *s* e *p* com oito electrões. Árgon, elemento dezoito, tem dois electrões na camada K, oito na camada L e oito na camada M. O quarto período começa novamente com o potássio e cálcio, mas existe uma diferença: depois da adição dos electrões do 4*s* e antes da adição dos electrões do 4*p*, a sequência volta para o terceiro nível de energia para inserir electrões na camada *d*.

As camadas ou níveis de energia são numeradas ou letradas, começando de K. Assim K é um, L é dois, M é três, N é quatro, O é cinco, P é seis e Q é sete. Como o sub nível *s* só pode ter dois electrões e o *p* pode ter apenas seis electrões, a sub camada *d* pode ter apenas dez electrões e a *f* pode ter somente catorze electrões. A sequência de preenchimento dos electrões como resultado do aumento do número atómico é, como se segue, com o preenchimento do número de camada *s*, *p*, *d*, ou *f*, que são as sub camadas, e o último número é o número de electrões na sub camada.



É tentador pôr $8s^2$ no fim da sequência, mas não o se pode fazer uma vez que não existe nenhuma evidência de uma camada R. Uma forma de saber esta sequência é memorizar, já que existe um certo padrão nisto. Outra forma de saber essa sequência é VENDO NO QUADRO PERIÓDICO. Partindo do hidrogénio para baixo na tabela, os grupos 1 e 2 representam o preenchimento do sub nível *s*. O preenchimento do sub nível *p* é mostrado entre os grupos 3 e 8. O preenchimento do sub nível *d* é representado pelos elementos de transição (dez elementos) e o preenchimento do sub nível *f* mostra-se pelas séries dos lantanídeos e actínídeos (catorze elementos). Veja-se a figura abaixo.





Átomos e Elementos

Elementos são definidos como as substâncias fundamentais que não podem ser quebradas através de processos químicos. Elementos são a base da edificação do universo. Eles são substâncias puras que formam a base de todos os materiais que nos circundam. Alguns elementos podem se encontrar na forma pura, como o mercúrio do termómetro; alguns vêm-se principalmente em combinações químicas, como oxigénio e hidrogénio, na água. Existem aproximadamente 116 elementos diferentes e cada elemento tem um determinado nome e uma abreviação de uma ou duas letras. Frequentemente a abreviatura é simplesmente a primeira letra do elemento; por exemplo, hidrogénio é abreviado como H, e oxigénio como O. Às vezes um elemento é determinado por abreviação de duas letras; por exemplo, hélio é He. Ao escrever a abreviatura de um elemento, a primeira letra é sempre maiúscula e a segunda letra (se houver) é sempre minúscula.

Uma amostra de um elemento contém somente um tipo de átomo na amostra. Suponhamos que tenha um pedaço de cobre bastante puro na sua mão. O ÚNICO tipo de átomo neste pedaço é cobre, isto é, no pedaço há triliões e triliões de átomos de cobre. NADA mais. Se pudesse aquecer o pedaço de cobre, ele derreteria e eventualmente evaporaria. A menor unidade do cobre, chamada átomo, permaneceria não afectada por este facto. Os átomos de cobre estariam no estado sólido, líquido ou gasoso, mas ele seria EXACTAMENTE o mesmo em cada estado. Assim, um átomo pode ser visto como a menor subdivisão de um elemento que ainda retém as propriedades deste elemento. Na realidade, uma boa definição de um átomo é: a menor porção de um elemento que pode entrar numa combinação química.

Um *átomo* é a unidade básica de um elemento. Ele é a unidade básica da matéria que compõe tudo ao redor do nosso mundo. Cada átomo retém todas as propriedades químicas e físicas do elemento que compõe. Porém, o átomo tem partículas menores chamadas prótons, neutrões e electrões organizados na sua estrutura. Os átomos são electricamente neutros porque o número de prótons (carga +) é igual ao número de electrões (carga -) e assim os dois se neutralizam. Quando um átomo aumenta de tamanho, o número de prótons aumenta e assim também acontece com o número de electrões (no estado neutro do átomo).

Todos os átomos de um **elemento** têm o mesmo número de prótons. Átomos de elementos diferentes são distinguidos um do outro pelo seu número de prótons (o número de prótons é constante para todos os átomos de um elemento; o número de neutrões e electrões pode variar de acordo com algumas circunstâncias). Para identificar esta importante característica dos átomos, o termo **número atómico**, Z , é usado para descrever o número de prótons num átomo. Por exemplo, $Z = 1$ para hidrogénio e $Z = 2$ para hélio.

Outra característica importante de um átomo é o seu peso ou **massa atómica**. O peso de um átomo é aproximadamente determinado pelo número total de **prótons e neutrões** no átomo. Frequentemente prótons e neutrões são do mesmo tamanho, a electrão é



Assim, o peso do electrão é inconsequente na determinação do peso de um átomo. A soma do número de protões e neutrões num átomo também é chamado **número de massa**.

O número de neutrões num átomo também pode variar. Os átomos que têm o mesmo número de protões, mas diferentes números de neutrões são conhecidos como **isótopos**. Isótopos são essencialmente átomos do mesmo elemento (desde que eles tenham o mesmo número atómico) mas com diferente número de massa. Por exemplo, normalmente o hidrogénio não contém neutrão porém, um isótopo de hidrogénio contém um neutrão (geralmente chamado deutério). Assim, o número atómico (Z) é o mesmo em ambos isótopos mas a **massa atómica** aumentou em um no deutério como o átomo tornou-se mais pesado pelo neutrão extra. Outro exemplo inclui os isótopos de cloro que é cloro - 35 e cloro - 37.

Quadro Periódico dos Elementos

O **Quadro Periódico dos Elementos** é a principal forma de organizar os elementos para mostrar um grande número de informação e organização. Quando se lê o quadro da direita para esquerda, a linha de elementos designa-se **Período**, considerando que geralmente a leitura ocorre de cima para baixo numa linha de elementos, estas linhas designam-se **Grupo** ou **Família**. Os elementos são enumerados começando do hidrogénio, número um, a números inteiros maiores. O número inteiro no rectângulo com o símbolo dos elementos é designado **número atómico** do elemento, que também representa o número de protões em cada átomo do elemento.

O Quadro Periódico é baseado nas propriedades da matéria (veja as **Propriedades da Matéria** na Unidade 1), onde uma **propriedade** pode ser definida como uma qualidade ou traço ou característica. É frequentemente possível descrever, identificar, separar e classificar a matéria pelas suas propriedades. Por exemplo, é possível escolher uma pessoa numa pequena multidão de pessoas, tendo como base uma descrição (quanto melhor for a descrição, reduzem-se os níveis de inexactidão e influência). Numa estratégia semelhante, a pessoa pode coleccionar várias propriedades para descrever um elemento ou compostos. As propriedades do elemento ou composto são, em qualquer lugar, semelhantes para qualquer quantidade do material, tal que, o diamante do Sul de Africa é em relação às suas propriedades indistinguível de um diamante angolano.

Propriedades periódicas

O quadro periódico provém da ideia de que podem-se organizar originalmente os elementos, através do peso atómico, num esquema que mostra as semelhanças dos grupos. A ideia original veio do facto de outros elementos combinarem com oxigénio. O oxigénio combina de certo modo com todos os elementos excluindo os gases inertes. Cada átomo de oxigénio combina-se com dois átomos de qualquer elemento no Grupo 1, os elementos na fila abaixo de lítio. Cada átomo de oxigénio combina



O Grupo 3 é o grupo da família do boro. Todos estes elementos combinam com o oxigénio na proporção de um e meio para um oxigénio. O grupo 4, começa com o carbono, combinam na proporção de dois para um com oxigénio. O grupo dos elementos de transição (número 21-30 e 39-48 e 71-80 e 103 em diante) nunca foi colocado adequadamente na relação original relativa ao oxigénio. Os elementos de transição variam de acordo com a forma como eles atacam o oxigénio, mas isso não é até certo ponto totalmente aparentado por um simples esquema. Gálio, elemento de número atómico trinta e um, é a glória coroada do Quadro periódico como o primeiro elemento proposto por Mendeleev. Dmitri Ivanovich Mendeleev, primeiro propôs a ideia de que os elementos poderiam ser organizados em uma forma periódica, deixando um espaço para o gálio por baixo do alumínio (denominando-o eka – alumínio) e predizendo as propriedades de gálio muito próximas deste. O elemento foi achado alguns anos depois e comportava-se do modo como Mendeleev tinha predito. Mendeleev também fez predições precisas em relação às propriedades de outros elementos.

Muitas Tabelas Periódicas têm duas filas de catorze elementos no interior do quadro principal. Estas duas filas, os Lantanídeos e Actinídeos deveriam estar dentro do quadro, entre os números atómicos 57 - 70 e 89 - 102. Contendo estes elementos, nela teria que haver um vão com um espaço de catorze elementos entre os números atómicos 20 - 21 e 38 - 39, o que tornaria a Tabela Periódica duas vezes maior do que ela é. Os Lantanídeos pertencem ao 6º Período e os Actinídeos pertencem ao 7º Período. No módulo de Química Básica você dificilmente encontrará a menção ao uso raro de qualquer um dos Lantanídeos ou Actinídeos, com a possível excepção de elemento Urânio, 92. Nenhum elemento com número atómico maior que 92 é encontrado na natureza. Eles são todos, elementos artificiais, se se quiser chamá-los assim.

Nenhum dos elementos com número atómico maior que 83 tem qualquer isótopo completamente estável. Isto significa que todos os elementos com número atómico maior que bismuto é naturalmente radioactivo. Os Lantanídeos são elementos raros e de difícil trato na maioria das classes químicas. Outra raridade do Quadro Periódico é que o hidrogénio realmente não pertence ao Grupo 1 -- ou a qualquer outro grupo. Apesar de estar acima de setenta por cento dos átomos conhecidos do universo, o hidrogénio é um elemento com propriedades únicas.

Símbolo dos Elementos

Para todos os elementos, existe uma e apenas uma letra maiúscula. Poderá ou não, coexistir a esta, uma letra minúscula. Quando se escreve uma equação química, representam-se os elementos pelo símbolo sem carga. As sete excepções para isso são os sete elementos que estão na forma gasosa como moléculas diatómicas, quer dizer, dois átomos do mesmo elemento prendem-se um ao outro. A lista destes elementos é facilmente memorizável. Eles são: hidrogénio, nitrogénio, oxigénio, flúor, cloro, bromo, e iodo. Os símbolos químicos para estes gases diatómicos são: H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂ e I₂. Em certas condições o oxigénio forma uma molécula triatómica, ozono, O₃. Ozono não é estável, assim os átomos de oxigénio se reorganizam formando



Na determinação dos símbolos dos elementos no quadro periódico:

- Use 1 ou 2 letra (s) abreviadas.
- A primeira letra deve ser maiúscula

Exemplos:

C- carbono	Co - cobalto	O - oxigénio	Mg - magnésio
N - nitrogénio	Ca - cálcio		
F - flúor	Br - bromo		

Os símbolos são derivados dos nomes em latim como se apresenta na tabela abaixo:

Elemento	Símbolo	Nome latino
Cobre	Cu	cuprum
Ouro	Au	aurum
Chumbo	Pb	plumbum
Mercúrio	Hg	hydrargyrum
Potássio	K	kalium
Prata	Ag	argentum
Sódio	Na	natrium
Estanho	Sn	stannum

Nota: Para uma melhor aprendizagem, recomenda-se que se faça uma retenção de curtas listas para o reconhecimento imediato destas. Estes incluem: os gases diatómicos (hidrogénio, nitrogénio, oxigénio, flúor, cloro, bromo e iodo), os elementos do Grupo I (lítio, sódio, potássio, rubídio, cálcio e frâncio), os elementos do Grupo II (berílio, magnésio, cálcio, estrôncio, bário e rádio), elementos do Grupo VII, os halogéneos, (flúor, cloro, bromo, iodo e ástato), e os gases nobres (hélio, néon, árgon, cripton, xénon e rádon). É preciso que se conheçam as características dos elementos por forma a pode distinguí-los, por exemplo, rádio é diferente de rádon. O primeiro é um elemento do grupo 1 e o segundo um gás inerte.



Tabela Periódica Dos Elementos

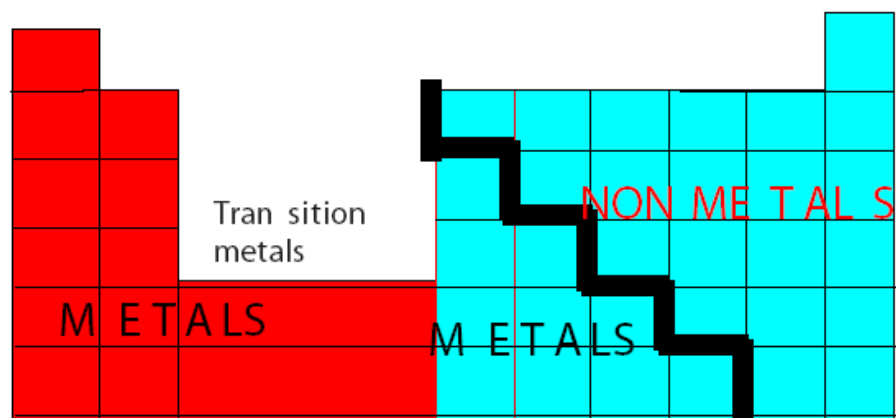
H 1																	He 2																												
Li 3	Be 4											B 5	C 6	N 7	O 8	F 9	Ne 10																												
Na 11	Mg 12											Al 13	Si 14	P 15	S 16	Cl 17	Ar 18																												
K 19	Ca 20	Sc 21	Ti 22	V 23	Cr 24	Mn 25	Fe 26	Co 27	Ni 28	Cu 29	Zn 30	Ga 31	Ge 32	As 33	Se 34	Br 35	Kr 36																												
Rb 37	Sr 38	Y 39	Zr 40	Nb 41	Mo 42	Tc 43	Ru 44	Rh 45	Pd 46	Ag 47	Cd 48	In 49	Sn 50	Sb 51	Te 52	I 53	Xe 54																												
Cs 55	Ba 56	Lu 71	Hf 72	Ta 73	W 74	Re 75	Os 76	Ir 77	Pt 78	Au 79	Hg 80	Tl 81	Pb 82	Bi 83	Po 84	At 85	Rn 86																												
Fr 87	Ra 88	Lr 103	Db 104	Jl 105	Rf 106	Bh 107	Hn 108	Mt 109																																					
<table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tbody> <tr> <td>La 57</td> <td>Ce 58</td> <td>Pr 59</td> <td>Nd 60</td> <td>Pm 61</td> <td>Sm 62</td> <td>Eu 63</td> <td>Gd 64</td> <td>Tb 65</td> <td>Dy 66</td> <td>Ho 67</td> <td>Er 68</td> <td>Tm 69</td> <td>Yb 70</td> </tr> <tr> <td>Ac 89</td> <td>Th 90</td> <td>Pa 91</td> <td>U 92</td> <td>Np 93</td> <td>Pu 94</td> <td>Am 95</td> <td>Cm 96</td> <td>Bk 97</td> <td>Cf 98</td> <td>Es 99</td> <td>Fm 100</td> <td>Md 101</td> <td>No 102</td> </tr> </tbody> </table>																		La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102
La 57	Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70																																
Ac 89	Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102																																

Considere uma escada partilhada em linha no Quadro Periódico que começa entre o boro e o alumínio, faz o contorno entre o alumínio e o silício, para baixo entre o silício e germânio, entre germânio e arsénio, entre arsénio e antimónio, entre antimónio e telúrio, entre telúrio e polónio e entre polónio e astato. Esta é a linha que separa os elementos metálicos dos ametais (veja figura abaixo). Elementos metálicos encontram-se à esquerda e por baixo da linha, enquanto os elementos não metálicos encontram-se à direita e do lado de cima da linha. Porém, isso não é exactamente equivalente. Existe uma linha de elementos de não metálicos, do Grupo 8, ou Grupo 18, ou Grupo 0 em que qualquer que seja a sequência de contagem, os gases nobres ou inertes são um Grupo inteiro que os categoriza. Hidrogénio é um elemento com propriedades particulares, tem um único número que o categoriza e agrupa.



A figura abaixo, mostra os vários grupos dos elementos de acordo com as suas propriedades:

Metais e Ametais da Tabela Periódica



Grupos ou Famílias do Quadro Periódico

Não se pretende que esta secção seja de um estudo exaustivo dos grupos da tabela periódica, mas uma rápida avaliação dos grupos como uma forma de análise da organização da tabela periódica.

Nota: Muitos textos e quadros etiquetam os grupos com nomes e números diferentes. Aqui, a tentativa é dar algum padrão numérico e identificar os elementos desses grupos, neste sentido não haverá questionamento acerca do elemento a ser descrito. É uma boa ideia recorrer ao Quadro Periódico para ajudá-lo nesta secção.

Os elementos do Grupo I, lítio, sódio, potássio, rubídio, cézio e frâncio, também são chamados metais alcalinos. Eles são todos metais muito macios que não se encontram livres na natureza porque eles reagem facilmente com água. Na forma elementar eles devem ser armazenados em querosene para que não reajam com a humidade do ar. Todos eles têm uma valência positiva, pelo facto de terem somente um electrão na camada externa. Todos os metais alcalinos têm uma cor distintiva quando os seus compostos são postos numa chama. Os mais claros são os menos reactivos. A actividade aumenta quando o elemento se encontra mais abaixo no Quadro Periódico. O lítio reage lentamente com água. O cézio reage muito violentamente. Muito poucos sais dos elementos do Grupo 1 não são solúveis em água. Os metais alcalinos mais claros são muito comuns na crosta terrestre. O frâncio é raro e radioactivo.

Os elementos do Grupo II (2), berílio, magnésio, cálcio, estrôncio, bário e rádio apresentam dois electrões na camada externa, e assim têm valência dois. Também são chamados metais alcalinos terrosos. Os elementos do grupo 2 na forma livre são metais ligeiramente macios. Magnésio e cálcio são comuns na crosta terrestre.



Os elementos do Grupo 3, boro, alumínio, gálio, índio e tálio, são um grupo misturado. Boro tem principalmente propriedades não metálicas. Boro liga-se preferencialmente por ligações covalentes. O resto dos elementos do grupo são metais. Alumínio é o único elemento comum na crosta terrestre. Os elementos do Grupo 3 têm três electrões na camada externa, mas os três maiores elementos têm valência, um e três.

Os elementos do Grupo 4, carbono, silício, germânio, estanho e chumbo, não formam um grupo coerente. Carbono e silício ligam-se quase exclusivamente por quatro ligações covalentes. Eles são ambos comuns na crosta terrestre. Germânio é um semi-metal raro. Estanho e chumbo são definitivamente metais, embora tenham quatro electrões na camada externa. Estanho e chumbo têm algumas diferenças nas suas propriedades em comparação com os metais, o que sugere a curta distância entre a linha dos metais e não-metais (sobrenaturalidade do semi-metal). Eles têm mais do que uma valência e ambos são pouco comuns na crosta terrestre.

O Grupo 5 também é constituído por metais e não-metais. Nitrogénio e fósforo são definitivamente não-metais. Ambos são comuns na crosta terrestre. Em circunstâncias raras o nitrogénio e fósforo formam iões, eles formam iões triplos negativos. Os iões nitrito (N^{-3}) e fosfito (P^{-3}) são instáveis em água, por isso não podem ser encontrados na natureza. Os elementos do Grupo 5 têm cinco electrões na camada externa. Para os elementos menores completam mais facilmente a camada para se tornarem estáveis, assim eles são não-metais. Os elementos maiores do grupo, antimónio e bismuto, tendem a ser metais porque eles doam com muita facilidade os cinco electrões do que atraem três. Arsénio, antimónio e bismuto têm valências +3 ou +5. Arsénio é um semi-metal, mas os três mostram propriedades de semi-metais, como fragilidade quando livres.

Os elementos do Grupo VI (6 ou 16), oxigénio, enxofre, selénio e telúrio, têm seis electrões na camada externa. Não houve preocupação com o polónio, como elemento do Grupo 6. Ele é muito raro, muito radioactivo e muito perigoso para se ter em conta, mesmo num curso básico.

Telúrio é o único elemento do Grupo 6 que é um semi-metal. Existem iões positivos e negativos de Telúrio. Oxigénio, enxofre e selénio são verdadeiros não-metais. Eles têm valência dois negativa como iões, mas eles também se ligam covalentemente. O gás oxigénio forma moléculas diatómicas covalentes com ligações duplas. Oxigénio e enxofre são elementos comuns. O Selénio tem propriedades que podem ser consideradas de um semi-metal: conduz a corrente eléctrica com intensidade quando a luz incide sobre ele. Por causa dessa propriedade o selénio é usado em fotocélulas.

Nalgumas tabelas pode-se encontrar o hidrogénio em cima do flúor no Grupo VII (7 ou 17). O Hidrogénio não pertence a mais nenhum grupo se não ao Grupo 1. Flúor, cloro, bromo e iodo compõem o Grupo 7, o dos halogéneos.

Não se pode esquecer do astato, embora ele seja muito raro e radioactivo para se dar uma especial consideração neste item.

Halogéneos têm valências negativas “-n” quando eles formam iões negativos e eles têm



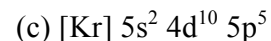
Os gases inertes ou nobres têm todos uma completa camada externa de electrões. Hélio é o único que tem somente o sub nível *s* preenchido, tendo apenas dois electrões na única camada externa. Todos os outros, néon, árgon, cripton, xénon e rádon, têm oito electrões na camada externa. Como a configuração electrónica destes é muito estável, os gases inertes não formam compostos com outros elementos. O grupo é muitas vezes numerado como Grupo VIII, 8, 8A, 0, ou 18. “Grupo zero” o que parece bem ajustado pois é fácil olhar para estes como se tivessem valência zero, porque não apresentam nenhuma carga provável.

Os Elementos de Transição compõem um grupo entre os designados como Grupo 2 e Grupo 3. Elementos de transição são todos metais. Muito poucos elementos de transição têm propriedades não-metais. Muitos quadros subdividem os elementos de transição em grupos, mas outros em mais de três grupos horizontais, sendo difícil encontrar distinções significativas entre eles. Os grupos horizontais são: ferro, cobalto e níquel; ruténio, ródio e paládio; e ósmio, irídio e platina.

Os Lantanídeos, elementos de número atómico 57 a 70, também são chamados elementos de terra raras. Eles são todos elementos metálicos muito semelhantes um ao outro, mas podem ser divididos em grupo de cério e grupo de Ítrio. Eles são frequentemente encontrados no mesmo minério com outros elementos do grupo. Nenhum deles é encontrado em grande quantidade na crosta terrestre. Acerca dos Actinídeos, elementos com número atómico 89 até 102, somente os primeiros três ocorrem na natureza, o resto são elementos sintéticos. Dos três que ocorrem na natureza, apenas o urânio é referenciado num curso básico de Química. Os elementos com número atómico 103 até 109, foram sintetizados e foram nomeados pela IUPAC (União Internacional de Química Pura e Aplicada), mas eles não são muito importantes para este módulo.

Avaliação formativa:

Exercício 1: Sem olhar para a tabela periódica, identifique o grupo e o período de um átomo que tem a seguinte configuração:



Exercício 2: Para cada um dos elementos abaixo, escreva a configuração electrónica total e condensada.

a) Potássio

(b) Carbono

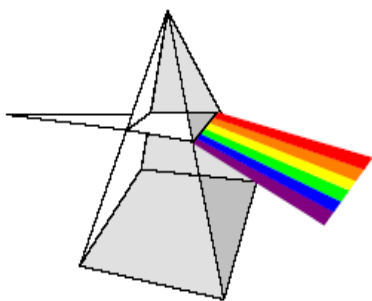
(c) Cálcio.

Exercício 3: Como é se diferem os electrões das camadas, sub camadas e orbitais?



Exercício 4: Determine o número de prótons e neutrões de cada um dos seguintes elementos:

- (a) N, número atómico 7,
- (b) Al, número atómico 13,
- (c) O, número atómico 8,



Actividade de aprendizagem nº 3

Título da Actividade de Aprendizagem: Ligação, Moléculas e Periodicidade

Objectivos específicos de Aprendizagem

- Distinguir a ligação iónica de covalente.
- Descrever e explicar os critérios para determinação das ligações intermoleculares.
- Usar a nomenclatura IUPAC para nomear e escrever as fórmulas de compostos binários inorgânicos, catiões e aniões.
- Explicar e prever as ligações químicas, estrutura e geometria de moléculas simples e iões.
- Descrever e aplicar a teoria de Lewis na construção de estruturas de Lewis de elementos e compostos binários.

Resumo da actividade de aprendizagem

A composição básica de diferentes substâncias é o átomo. Ainda que diferentes sejam as propriedades das substâncias que se encontram no dia a dia. Estas propriedades estão relacionadas aos tipos de partículas que compõem as substâncias. Por exemplo, a água numa tigela de sopa consiste em moléculas, enquanto o sal comum numa batedeira é composto de iões positivos e negativos.

A explicação do motivo que faz com que os elementos interajam para formar estas diferentes substâncias, é o conteúdo desta unidade. Ela aborda o conceito que esta por detrás do arranjo de vários átomos-elementos para formar novas entidades que contêm os átomos individuais, unidos numa forma, trata da natureza das interacções entre os vários átomos, considera os factores que influenciam a formação de compostos iónicos e moleculares, bem como os conceitos que estão por detrás da formação dos diferentes tipos de ligações (por exemplo, iónica e covalente). São também considerados, o sistema internacional de nomenclatura adoptado para a nomenclatura e escrita de fórmulas simples de compostos inorgânicos binários e orgânicos, catiões e aniões.

Numa das secções do módulo aborda-se a explicação e predição da natureza de uma ligação química, a estrutura e geometria de moléculas simples e iões, faz-e uma descrição e aplicação da teoria de Lewis para representar as estruturas de Lewis de elementos e compostos binários, bem como os procedimentos seguidos no desenho das estruturas de Lewis.



Conceitos fundamentais

Ligação: é uma junção de átomos.

Anião: um ião negativo.

Catião: um ião positivo, pode ser um único átomo ou grupo de átomos todos com a mesma carga.

Composto: um grupo de átomos com um número e tipo exacto de átomos organizados de um modo específico.

Molécula: pequena massa de um elemento ou composto capaz de existir somente e possuindo as propriedades do elemento ou composto.

Ligação covalente: uma ligação que é resultado da partilha de um par de electrões entre átomos.

Composto covalente: grupo de átomos unidos por uma ligação covalente.

Ligação iónica: é a atracção entre um ião positivo e um ião negativo constituído por uma ligação iónica.

Composto iónico: um grupo de átomos mantidos juntos por uma ligação iónica que é uma porção unificante do composto.

Valência: a carga provável que um átomo pode assumir como um ião.

Lista de leituras pertinentes

Estrutura atómica.htm

Nomenclatura química.htm

Revisão sobre os Elementos, Compostos e Misturas.htm

Nomenclatura.htm

Periodicidade.htm

Notas sobre moléculas & Compostos.htm

Nomenclatura de Compostos Inorgânicos.htm

Nomenclatura dos Compostos, Iónicos e Ácidos.htm

Lista de conexões úteis e relevantes

<http://www.tutorquim.com/composto.htm>

<http://www.tutorquim.com/periodico.htm>



Descrição detalhada da actividade

Ligação Iónica e Covalente

A **ligação** é a junção entre átomos. Os átomos podem se unir por várias razões, mas todas as ligações têm a ver com os electrões, particularmente com os electrões da camada externa dos átomos. Os diferentes tipos de ligações pode ser categorizadas da seguinte forma:

- Ligações que ocorrem pela partilha de electrões.
- Ligações que ocorrem pela atracção devido a uma diferença de carga eléctrica.
- Ligações que ocorrem através de cargas parciais ou da posição ou forma do electrão no átomo.

Porém, o traço de ligação é toda a ligação que têm a ver com electrões.

Neste sentido, a Química faz o estudo de elementos, compostos e o modo como eles se transformam, isto é, a Química é o estudo de electrões. Nas reacções químicas, os elementos envolvidos não mudam de um elemento para o outro, mas as suas ligações são simplesmente rearranjadas.

O **composto** é um grupo de átomos com um número exacto e tipo de átomos organizados de forma específica. Todo o pedaço de um mesmo material é exactamente igual. Exactamente os mesmos elementos e as mesmas proporções estão em todas as porções do composto. Um exemplo de um composto é a água. Nela, um átomo de oxigénio e dois átomos de hidrogénio compõem a água. Cada átomo de hidrogénio é preso a um átomo de oxigénio por uma ligação. Qualquer outro arranjo e se qualquer outro elemento se ligar ele deixa de ser água. H_2O é a fórmula do composto água. Esta fórmula indica que há dois átomos de hidrogénio e um átomo de oxigénio no composto. H_2S é sulfureto de hidrogénio e não tem os mesmos tipos de átomos como a água. Consequentemente, é um composto diferente. H_2O_2 é a fórmula do peróxido de hidrogénio. Ele pode ter os mesmos elementos que a água, mas não tem as proporções certas e assim ele não pode ser considerado água. A palavra fórmula também é usada para indicar a menor porção de qualquer composto. A **molécula** é uma fórmula simples de um composto unido por **ligações covalentes**.

A Lei de *Proporções Constantes* é o estado no qual um determinado composto sempre contém a mesma proporção por peso dos mesmos elementos.

Ligação Iónica

Alguns átomos, como metais tendem a perder electrões para formar um anel externo ou anel de electrões mais estável e outros átomos têm a tendência a ganhar electrões para completar o anel exterior. Um ião é uma partícula carregada. Electrões são partículas negativas. A carga negativa dos electrões pode ser compensada pela carga positiva dos protões, mas o número de protões não muda numa reacção química.



Quando um átomo perde electrões torna-se um ião positivo porque o número de protões excede o número de electrões. Os iões não metálicos e a maioria dos iões poliatómicos têm uma carga negativa. Os iões ametálicos têm tendência a ganhar electrões para preencher a camada externa. Quando o número de electrões excede o número de protões, o ião é negativo. A atracção entre um ião positivo e um ião negativo constitui uma **ligação iónica**. Qualquer ião positivo une-se a qualquer ião negativo (os opostos atraem-se).

Um **composto iónico** é um grupo de átomos unidos por uma ligação iónica que é a maior porção unificada do composto. Um ião positivo, podendo ser um único átomo ou um grupo de átomos todos com a mesma carga, é designado **catião**. Um ião negativo é designado anião. O nome de um composto iónico é o nome do ião positivo (catião), primeiro e segundo o ião negativo (anião).

A valência de um átomo é a carga provável que pode assumir como ião. O nome dos iões dos elementos metálicos com apenas uma valência, como os elementos do Grupo 1, ou Grupo 2, é igual ao nome do elemento. O nome dos iões de elementos de não metais (aniões) é acrescido “eto” no fim do nome do elemento. Por exemplo, ião de flúor é fluoreto, ião de iodo é iodeto. Existem vários elementos, normalmente os elementos de transição que tem mais de uma valência, para cada ião existe um nome. Por exemplo, ião de ferro é um ião com três cargas positivas considerando que o ião ferroso é um ião de ferro com carga dois positivo.

Também existem vários grupos comuns de átomos que têm uma carga para o grupo inteiro. Esse grupo é chamado ião poliatómico ou radical. Recomenda-se que o estudante aprenda a lista de iões poliatómicos e os seus respectivos nomes, fórmulas e cargas.

Escrita de Fórmulas de Compostos Iónicos

Conhecer os iões é a melhor forma para identificar os compostos iónicos e prever a forma como os materiais se uniram. Aqueles que não conhecem o ião amónio e o ião nitrato terão dificuldade para dizer que o NH_4NO_3 é nitrato de amónio. Então, o autor deste módulo, recomenda vivamente que o estudante conheça todos os iões da lista nas referências apresentadas abaixo, as valências ou as cargas.

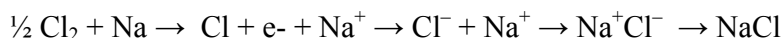
Nota: O leitor, por este meio, recorre à subsecção em arquivo “COMPOSTOS QUÍMICOS.htm” e aos títulos “ALGUNS ÁTOMOS COM VALÊNCIAS MULTIPLAS”; “ALGUNS ÁTOMOS COM APENAS UMA VALÊNCIA COMUM”; “RADICAIS OU IÕES POLIATÓMICOS” E “ÁCIDOS DE ALGUNS IÕES POLIATÓMICOS COMUNS”.



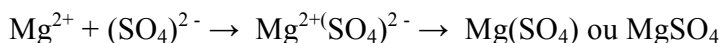
Nas secções de referência indicadas anteriormente, o estudante verificará que os radicais e compostos têm um número pequeno em frente e por baixo de um elemento se houver mais do que um desse tipo de átomo. Por exemplo, iões de amónio têm um nitrogénio e quatro átomos de hidrogénio. O ácido sulfúrico tem dois hidrogénios, um enxofre e quatro oxigénios.

Considere o que acontece numa ligação iónica usando a **configuração electrões**, **regra de octeto**, e algumas visualizações criativas. Um átomo de sódio tem onze electrões em sua volta. A primeira **camada** tem dois electrões no **sub nível s**. A segunda camada também está preenchida por oito electrões num sub nível *s* e um *p*. A camada externa tem um único electrão, como todos outros elementos do **Grupo 1**. Este electrão externo pode ser separado do átomo de sódio, deixando o ião de sódio com uma única carga positiva e um electrão.

Por outro lado, um átomo de cloro tem dezassete electrões. Dois estão na primeira camada, oito estão na segunda camada e sete estão na concha externa. Na camada externa falta um electrão para se tornar cheia, como todos os elementos do Grupo 7. Quando o átomo de cloro ganha um electrão, o átomo torna-se um ião negativo. O ião de sódio positivo que perde um electrão é atraído pelo ião cloreto negativo com um electrão externo. O símbolo para um único electrão solto é “e⁻”.



Qualquer composto deveria ter uma carga líquida zero. A única carga positiva do ião de sódio anula a única carga negativa do ião cloreto. A mesma ideia serve para compostos iónicos constituídos por iões de mais ou menos dois ou mais ou menos três, como sulfato de magnésio ou fosfato de alumínio.



Assim, a pergunta que se coloca é: o que acontece se a quantidade de carga não emparelha? Por exemplo, Brometo de alumínio tem um catião que é triplo positivo e um anião que é um negativo. O composto deve ser escrito apresentando um alumínio e três iões brometo, AlBr_3 . Fosfato de cálcio tem um catião dois positivo e um anião triplo negativo. Se quiser pode pensar do seguinte modo, o número de cargas deve ser trocado entre os iões, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Note que deve haver dois fosfatos em cada fosfato de cálcio, assim os parênteses devem ser incluídos dentro da fórmula para indicar isso. Cada fórmula de fosfato de cálcio (compostos iónicos não formam moléculas) tem três átomos de cálcio, dois átomos de fósforo e oito átomos de oxigénio.

Porém, existe um pequeno número de compostos iónicos que não se ajustam ao sistema por uma ou outra razão. Um exemplo disto é a magnetite, um minério de ferro, Fe_3O_4 . A carga calculada de cada átomo de ferro seria $+8/3$, e não é a provável carga. O desvio do sistema no caso de magnetite poderia ser considerado pelo facto de ser uma mistura de ferro de iões de ferro e ferroso.



Compostos Covalentes binários

A palavra **binário**, significa que no composto existem dois tipos de átomos. **Compostos Covalentes** são grupos de átomos unidos por ligações covalentes. Compostos covalentes binários são alguns dos compostos unidos por ligações covalentes. **Uma ligação covalente** é o resultado da partilha de um par de electrões entre dois átomos. A molécula de cloro é um exemplo desta ligação, mesmo tendo o mesmo tipo de átomos. O gás cloro, Cl_2 , tem dois átomos de cloro, cada um tem sete electrões na camada externa. Cada átomo contribui com um electrão para o par de electrões que forma a ligação covalente. Cada átomo compartilha o par de electrões. No caso do gás cloro, os dois elementos da ligação têm exactamente a mesma força de atracção do par de electrões, assim os electrões são compartilhados de forma uniforme. A ligação covalente pode ser representada por um par de pontos entre os átomos, $\text{Cl}:\text{Cl}$, ou um traço entre eles, $\text{Cl}-\text{Cl}$. Compartilhando o par de electrões faz com que cada átomo de cloro se manifeste como se tivesse a camada externa completa por oito electrões. A ligação covalente é muito mais difícil de quebrar que a ligação iónica. As ligações iónicas de compostos iónicos solúveis se quebram na água, mas as ligações covalentes normalmente não se quebram mesmo em água. As ligações covalentes tornam as moléculas reais, grupos de átomos que são genuinamente ligados uns aos outros.

Os compostos covalentes binários têm dois tipos de átomos, normalmente átomos não metálicos. As ligações covalentes podem ser duplas (compartilhando dois pares de electrões) e triplas (compartilhando três pares de electrões).

A tabela a seguir mostra os nomes comuns e as fórmulas correspondentes de alguns compostos covalentes binários encontrados frequentemente.

Fórmula	Nome Comum	Nome Sistemático
N_2O	Óxido nitroso	Monóxido de dinitrogénio
NO	Óxido nítrico	Monóxido de nitrogénio
N_2O_3	Anidrido nitroso	Trióxido de dinitrogénio
NO_2	Dióxido nitrogénio	Dióxido nitrogénio
N_2O_4	Tetróxido de nitrogénio	Tetróxido de diinitrogénio
N_2O_5	Anidrido nítrico	Pentóxido dinitrogénio
NO_3	Trióxido de nitrogénio	Trióxido de nitrogénio

A partir da tabela anterior, vemos que existem frequentemente várias formas para qualquer um dos dois elementos se se combinarem entre si através de ligações covalentes do que através de ligações iónicas. Muitos dos compostos vistos frequentemente têm nomes que já têm sido usados há bastante tempo. Estes nomes, chamados nomes comuns, podem ou não ter nada a ver com o material, mas muitos desses nomes comuns de compostos covalentes são usados em relação aos dos



O mono -, di -, tri -, tetra -, etc referem-se aos Falsos Prefixos Gregos (FGPs) e são usados para indicar os números.

Na leitura ou escrita do nome de um composto binário covalente, o FGP do nome do primeiro elemento é expresso, a seguir o FGP do nome do segundo elemento é expresso normalmente com a terminação “-ido”. A única exceção notável para a regra é se o primeiro elemento mencionado tiver apenas um átomo na molécula, num caso em que o prefixo “mono” esteja omitido. CO é monóxido de carbono. CO₂ é dióxido de carbono. Em ambos os casos existe somente um carbono na molécula, e o prefixo “mono” não é mencionado. Para o oxigénio, a última vogal do FGP é omitida, como nos óxidos de nitrogénio da tabela anterior.

Os nomes comuns de compostos covalentes binários que o estudante deve saber são: H₂O, Água; NH₃, amoníaco; N₂H₄, Hidrazina; CH₄, Metano; e C₂H₂, Acetileno.

Características dos Compostos Iónicos e Covalentes

Compostos Iónicos	Compostos Covalentes
Contêm iões positivos e negativos (Na ⁺ Cl ⁻)	Existem como moléculas neutras (C ₆ H ₁₂ O ₆)
Sólidos como sal de mesa (NaCl _(s))	Sólidos, gases ou líquidos (C ₆ H ₁₂ O ₆ (s), H ₂ O (l), CO ₂ (g))
Pontos de fusão e ebulição elevados	Pontos de fusão e ebulição baixos (isto é, existem frequentemente como líquido ou gases a temperatura ambiente)
Elevada força de atracção entre as partículas	Fraca força de atracção entre as moléculas
Na água separa-se em partículas carregadas dando uma solução que possibilita a condução da corrente eléctrica $\text{NaCl}_{(s)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+_{(aq)} + \text{Cl}^-_{(aq)}$	Na água permanece como a mesma molécula e não possibilita a condução da corrente eléctrica $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(s) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(aq)$

Exercício 1: Para cada um dos seguintes compostos, diga se estes são iónicos ou covalentes.

- Óxido de crómio (III), Cr₂O₃,
- Tetracloreto de carbono, CCl₄,
- Metanol, CH₃OH,
- Fluoreto de estrôncio, SrF₂,



Exercício 2: Use os seguintes dados para propor um modo de distinção entre compostos iónicos e covalentes.

Compostos	Ponto de Fusão (°C)	Ponto de Ebulição (°C)
Cr ₂ O ₃	2266	4000
SrF ₂	1470	2489
CCl ₄	-22.9	76.6
CH ₃ OH	-97.8	64.7

Informação complementar sobre Ligações, Formas e Outras Forças

Uma ligação covalente é um par compartilhado de electrões. A ligação entre dois átomos de qualquer gás diatómico, como o gás cloro, Cl₂, é certamente compartilhada de forma igual. Os dois átomos de cloro têm exactamente o mesmo grau de atracção do par de electrões, assim a ligação deve ser compartilhada de forma exactamente igual. No fluoreto de cézio o átomo de cézio doa um electrão e o átomo de flúor recebe um electrão. Ambos iões de cézio e flúor podem existir independentemente um do outro. A ligação entre um ião de cézio e um ião de flúor é claramente iónica.

A força de atracção de um átomo numa ligação pela compartilha de um par de electrões, é designada **electronegatividade**, é o que determina o tipo de ligação entre átomos. Considerando a **tabela periódica** sem os gases inertes, a electronegatividade é maior na parte superior direita da tabela periódica e muito baixa na parte inferior esquerda. A ligação no Fluoreto de frâncio deveria ser muito iónica. Alguns textos referem a uma ligação entre eles que se encontra entre a covalente e iónica, como uma ligação covalente polar. Existem várias ligações dentre as quais as ligações puramente iónicas e puramente covalentes que dependem da electronegatividade dos átomos ao seu redor. Se existe uma grande diferença de electronegatividade, a ligação tem um carácter iónico elevado. Se a electronegatividade dos átomos for muito semelhante, a ligação tem elevado carácter covalente.

Estrutura de Lewis

A **estrutura de Lewis** é uma oportunidade para visualizar melhor os electrões de valência dos elementos. No modelo de Lewis, o símbolo do elemento está dentro dos electrões de valência dos sub níveis *s* e *p* da camada externa.

Nota: Não é muito conveniente mostrar as estruturas de Lewis para os elementos de transição, os Lantanídeos, ou Actinídeos e estão além da extensão deste módulo.



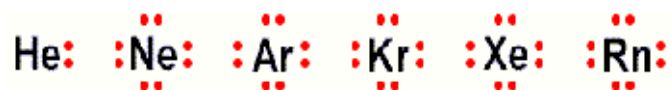
Os gases inertes que têm o símbolo do elemento dentro de quatro grupos de dois electrões são simbolizados como pontos. Dois pontos em cima do símbolo, dois debaixo, dois à direita e dois à esquerda. Os gases inertes têm uma camada preenchida de electrões de valência, assim todos os oito electrões de valência aparecem. Os Halogéneos têm um dos pontos perdidos. Não importa em qual lado do símbolo é perdido. Os elementos do Grupo 1 e hidrogénio mostram um único electrão na camada externa. Os elementos do Grupo 2 mostram dois electrões na camada externa, mas esses electrões não se encontram no mesmo lado. Elementos do Grupo 3 têm três pontos que representam três electrões, mas os electrões são encontrados ao redor numa posição, como nos elementos do Grupo 2. Os elementos do Grupo 4, carbono, silicone, etc. mostram quatro electrões ao redor do símbolo, cada um numa posição diferente.

Os elementos do Grupo 5, nitrogénio, fósforo, etc. têm cinco electrões na camada externa, apenas numa única posição estão dois electrões. Assim, os elementos do Grupo 5 como nitrogénio podem aceitar três electrões para se tornarem um ião negativo triplo ou unir com três outros em ligação covalente. Quando todos os três electrões desemparelhados são envolvidos numa ligação covalente, ainda existe outro par de electrões na camada externa dos elementos do Grupo 5.

Os elementos do Grupo 6, oxigénio, enxofre, etc., têm seis electrões ao redor do símbolo, sem qualquer preocupação em relação ao seu posicionamento, com excepção para o caso em que há dois electrões nas duas posições e um electrão em cada uma das outras duas posições. Os elementos do Grupo 7 têm dois pontos em todas as quatro posições ao redor do símbolo do elemento com excepção de uma.

Estrutura de Lewis dos Elementos

Examinando as partes laterais da tabela periódica, com Números de Camadas Electrónicas, verifica-se que todos os elementos do Grupo I e o hidrogénio (a fila de topo da tabela) têm um e apenas um electrão na camada externa. Esse único electrão é que dá a estes elementos o carácter distintivo do grupo. A estrutura Lewis é simplesmente uma tentativa para mostrar de uma maneira gráfica, o modo os electrões de valência são usados para combinar com outros elementos. O símbolo de elemento fica no centro e muitos dos quatro grupos de dois electrões são apresentados como pontos em cima, em baixo, à direita e à esquerda do símbolo do elemento para mostrar os electrões de valência. Todos os gases inertes (gases nobres) têm todos os oito electrões ao redor do símbolo do elemento, com excepção do hélio que tem apenas dois electrões iguais na camada preenchida. Abaixo está a demonstração dos gases nobres escritos na base da Lewis de estrutura. Note-se que os electrões estão a vermelho simplesmente para os enfatizar.

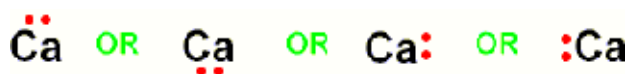




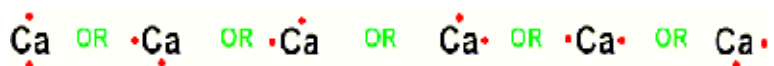
Todos os outros elementos têm menos de oito electrões na camada externa. Estes electrões podem estar numa das posições dos oito electrões dos gases nobres, mas existem algumas sugestões acerca do local onde eles pertencem. Os elementos do Grupo I têm apenas um electrão na camada externa, assim realmente não importa onde o ponto de electrão é colocado, em cima, em baixo, à direita ou à esquerda do símbolo do elemento.



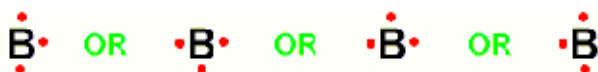
Os elementos do Grupo II têm dois electrões. Alguns autores colocam os dois pontos de electrões juntos em qualquer lado do símbolo do elemento porque os electrões realmente estão juntos no sub nível.



Alguns autores mostram os electrões separados um do outro em qualquer uma das posições com apenas um electrão em cada posição. O raciocínio que está por detrás disso é que os electrões realmente tentam se mover o mais longe possível um do outro nas tantas posições possíveis.



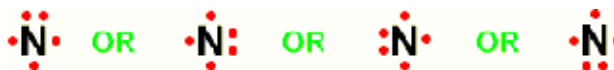
Boro e os elementos abaixo dele na tabela periódica têm todos três electrões na camada externa. Estes electrões podem ser agrupados apenas como cada electrão numa das posições ao redor do símbolo do elemento ou como um grupo de dois (s) electrões numa posição e um electrão noutra. Normalmente o Boro mostra os electrões separados porque se une principalmente por ligações covalentes. A ligação covalente, é conhecida pelas fórmulas das moléculas, tem tendência a misturar o sub nível s e p em orbital sp com uma orbital s misturada a orbital p , as orbitais sp^2 com uma orbital s e duas orbitais p misturadas, ou orbitais sp^3 , usando uma única orbital s e todas três orbitais p . A orbital sp^2 de Boro tem tendência a ser trigonal plana, quer dizer, as ligações fazem um ângulo de 120 graus num círculo plano ao redor do átomo de Boro no centro. A estrutura de Lewis de Boro pode ser qualquer uma das formas abaixo:



Carbono e os elementos abaixo dele têm quatro electrões na camada externa. Carbono e Silício são normalmente mostrados em estrutura de Lewis tendo quatro electrões separados, novamente porque estes elementos se unem puramente por ligações covalentes. As orbitais sp^3 do carbono e silício tem a forma tetraédrica.



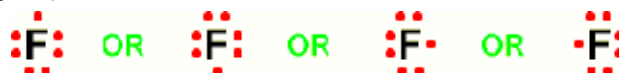
O Nitrogénio e os elementos abaixo dele têm cinco electrões na camada de valência, assim eles devem ser apresentados com um par (em qualquer lugar) e três electrões solitários.



O oxigénio e os elementos abaixo dele têm seis electrões de valência e assim tem que ter dois pares e dois electrões solitários.

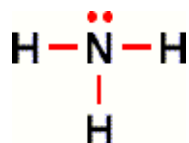


Os elementos do grupo dos halogéneos, Grupo VII, têm todos sete electrões na camada externa, assim existem apenas três grupos de dois e um único electrão na última posição.



Os elementos de transição e os elementos da série dos Lantanídeos e Actinídeos não são frequentemente usados nas ligações covalentes que a estrutura de Lewis normalmente apresenta, mas estes elementos metálicos podem ser retratados desta maneira usando o número de electrões da camada externa que corresponde à valência do elemento.

Usa-se a estrutura de Lewis para mostrar a ligação covalente em que o par de electrões que está na ligação é apresentado como uma linha. Por exemplo, amoníacos seriam apresentados com as ligações entre o nitrogénio e hidrogénio e o par de electrões desemparelhado do nitrogénio.



A ligação covalente está à vermelho no esboço anterior. Note que os electrões de todos os participantes nesta molécula são todos tidos em conta.

Nesta secção, dá-se ênfase à estrutura de Lewis de compostos pequenos e de iões poliatómicos.



Considere dois átomos iguais que compartilham um par de electrões. Os átomos de cloro têm sete electrões cada e são muito mais estáveis com oito electrões na camada externa. Os átomos de cloro únicos simplesmente não existem porque eles adquirem juntos do par compartilhado um par de electrões. O par de electrões compartilhado forma uma ligação entre os átomos. Nas estruturas de Lewis, os electrões externos apresentam-se com pontos e as ligações covalentes são ilustradas através de traços.



Esta ligação covalente entre os átomos de cloro é uma das mais ligações covalentes mais conhecidas. Porque?

A **ligação covalente** é a compartilha de um par de electrões. Os dois átomos em cada lado da ligação é exactamente igual, assim o grau de “atração” em cada átomo nos electrões é o mesmo, e os electrões são igualmente compartilhados.

Agora vamos considerar uma molécula na qual os átomos ligados não são iguais, mas as ligações são equilibradas como metano, CH_4 . Se houvesse apenas um carbono e um único hidrogénio, a ligação entre eles não seria perfeitamente covalente. Na molécula de CH_4 , os quatro átomos de hidrogénio compensam exactamente um ao outro. A estrutura de Lewis do metano não tem nenhum electrão desemparelhado. O carbono participa com quatro electrões e cada hidrogénio participa com um electrão. Somente os traços representam os pares compartilhados de electrões. O carbono agora compartilha quatro pares de electrões, assim isto satisfaz a necessidade do carbono de possuir oito electrões na camada externa. Cada hidrogénio tem um único par compartilhado na camada externa, mas a camada externa do hidrogénio só tem dois electrões, assim o hidrogénio tem uma camada externa preenchida.

Carbonos e hidrogénio são fáceis de escrever em estrutura Lewis, porque cada carbono tem que ter quatro ligações e cada hidrogénio tem que ter apenas uma ligação. Quando as ligações ao redor de um átomo de carbono vão para quatro átomos diferentes, a forma das ligações ao redor daquele carbono será tetraédrico, dependendo do elemento que esta ao redor do carbono. Os carbonos também podem ter mais do que uma ligação entre eles.

Considere a série etano (C_2H_6), eteno (C_2H_4) (nome comum é etileno) e etino (C_2H_2), (nome comum é acetileno).

Na escrita da estrutura de Lewis de compostos, os traços representam as ligações e são preferidos os pontos que representam os electrões individuais.

Os traços duplos entre os carbonos no etileno, $\text{C}=\text{C}$, representam uma ligação dupla entre os dois carbonos na qual são compartilhados quatro electrões para formar uma ligação mais forte entre os dois carbonos. Os traços triplos entre os carbonos do acetileno representam uma ligação covalente tripla entre esses dois carbonos, três pares de electrões são compartilhados entre esses carbonos. Todo carbono tem quatro ligações para compartilhar cada um, um par de electrões para perfazer os oito electrões da concha externa. Cada hidrogénio tem uma e somente uma ligação com dois electrões na camada externa. Todas as camadas externas estão preenchidas.



Enquanto se faz esse exercício, note-se que a estrutura de Lewis para uma molécula mostrará a forma da molécula. Todas as ligações no etano têm um ângulo tetraédrico, assim todos os hidrogénios são equivalentes. As ligações no acetileno fazem desta uma molécula linear. As ligações no etileno são ligeiramente trigonais ao redor do carbono, e os carbonos não podem torcer ao redor daquela ligação como podem ao redor de uma ligação simples, de forma que a molécula tenha uma forma plana e os hidrogénios não sejam equivalentes. (poder-se-à confirmar isso no estudo da Química Orgânica. Este tipo de diferença das posições dos hidrogénios é designada isomeria *cis – trans*.)

Directrizes gerais para o desenho de estruturas de Lewis para moléculas mais complexas ou Iões poliatómicos.

- Escrever todos os átomos do composto.
- Escolher o tipo de átomo com o maior número possível de ligações para ser considerado átomo central ou grupo de átomos. Na maioria dos compostos orgânicos, o carbono proporciona o esqueleto " principal " da molécula.
- Dispor os outros elementos ao redor do átomo central conforme a fórmula do composto.
- Organizar os electrões ou ligações ao redor do átomo de acordo com a quantidade que este necessita.



Avaliação formativa

Exercício 1: Nomeie os seguintes compostos covalentes binários:

1. CO _____
2. CO₂ _____
3. S₂F₆ _____
4. P₄O₁₀ _____
5. N₂O₄ _____
6. NCl₃ _____
7. PBr₅ _____
8. SiS₂ _____
9. N₂F₄ _____
10. SeBr₂ _____

Exercício 2: Nomeie os seguintes compostos iônicos:

- a) NaBr _____
- b) CaSO₄ _____
- c) K₂S _____
- d) Ni(NO₃)₂ _____
- e) Mg₃N₂ _____
- f) Fe₂(CO₃)₃ _____
- g) Cr₂O₃ _____
- h) Ti(ClO₄)₄ _____
- i) AlCl₃ _____
- j) PbC₂O₄ _____

Exercício 3. Escreva as fórmulas químicas e os números dos índices onde for necessário.

1. Ácido clorídrico _____
2. Cloreto de sódio _____
3. Hexafluoreto de sódio _____
4. Nitrato de estrôncio _____
5. Cloreto de cálcio _____
6. Ácido acético _____
7. Ácido fosfórico _____
8. Amoníaco _____
9. Sulfato de lítio _____
10. _____



Respostas para a nomeação dos compostos binários (Exercício 1)

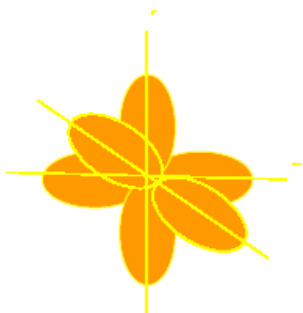
1. Monóxido de carbono
2. Dióxido de carbono
3. Hexafluoreto de dióxido de carbono
4. Decóxido de tetrafósforo
5. Tetróxido de dinitrogénio
6. Tricloreto de nitrogénio
7. Pentabrometo de fósforo
8. Disulfeto de silicone
9. Tetrafluoreto de dinitrogénio
10. Dibrometo de selénio

Respostas para o problema de nomeação de compostos iónicos (Exercício 2)

1. Brometo de sódio
2. Sulfato de cálcio
3. Sulfureto de potássio
4. Nitrato de níquel (II)
5. Nitreto de magnésio
6. Carbonato de ferro (III)
7. Óxido de crómio (III)
8. Perclorato de titânio (IV)
9. Cloreto de alumínio
10. Oxalato de chumbo (II)

Respostas do Exercício 3

1. HCl
2. NaCl
3. NaF₆
4. Sr(NO₃)₂
5. CaCl₂
6. HC₂H₃O₂
7. H₃PO₄
8. NH₃
9. Li₂SO₄
10. K₂CrO₄



Actividade de aprendizagem n° 4

Título da Actividade de Aprendizagem: Reacções Químicas e Estequiometria

Objectivos específicos de Aprendizagem:

- Explicar o conceito de mole e conversões entre gramas, mole, e átomos e moléculas.
- Determinar a composição percentual em massa de uma determinada amostra experimental.
- Determinar a fórmula empírica de um composto a partir da sua composição percentual.
- Entender os conceitos básicos de estequiometria e os cálculos relacionados.
- Escrever as equações químicas balanceadas da descrição de fenómenos químicos.
- Interpretar as equações químicas em termos de reagentes e produtos.
- Classificar as reacções químicas em, precipitação, neutralização, combustão, decomposição, etc.

Resumo da actividade de aprendizagem

Esta unidade começa descrevendo mole e enfatiza as metodologias envolvidas na interconversão entre grama, mole, átomos e moléculas, aborda profundamente a teoria que está por detrás da determinação da composição percentual em massa de uma determinada amostra experimental, apresenta os conceitos que estão por detrás da determinação de fórmulas empíricas de compostos a partir das suas composições de percentual em massa apresenta o conceito de estequiometria e os cálculos a ela relacionados, assim como a classificação das reacções químicas em precipitação, neutralização, combustão, decomposição, etc

Nesta unidade, espera-se que o estudante domine os conceitos relacionados com a escrita de equações balanceadas de descrições de vários fenómenos químicos e todos outros conteúdos que compõem a unidade.

Lista de leituras pertinentes

Mole1.htm

Reacções.htm

Reacções químicas.htm

Equipe Quim Relação Estequiometrica Molar.htm

Equipe Quim Problemas Estequiométricos Mole-Massa.htm

Equipe Quim Problemas Estequiométricos Mole-Mole.htm



Lista de Conexões úteis e pertinentes

http://www.quem.vt.edu/RVGS/ACT/notas/mass_molar.html

Proporciona práticas de cálculos de massa molar.

<http://www.quem.vt.edu/RVGS/ACT/notas/mole.htm>

Proporciona revisões de notas em power point sobre “Mole”.

<http://www.tutorquem.com/mole.htm>

Site em HTML para material sobre mole, percentual e estequiometria

<http://www.tutorquem.com/reaccoes.htm>

Site em HTML para material sobre reacções químicas.



Descrição detalhada da actividade

O que é um Fenómeno Químico?

Um fenómeno (mudança) químico acontece sempre que os compostos se formam ou se decompõem. Quando um fenómeno químico acontece, os **reagentes** desaparecem, enquanto os **produtos** se formam. O fenómeno químico ocorre sempre que existe um rearranjo de átomos que formam ou quebram as ligações químicas.

Escrita de Equações químicas

Os passos envolvidos na escrita de equações químicas são os seguintes:

1. Escrever uma frase que descreva a reacção que inclua os nomes e os estados de todos os reagentes e produtos, e qualquer condição especial que a reacção requer.

Exemplo: Decomposição do gás Ozono em gás Oxigénio quando exposto à luz ultravioleta.

2. Separar os reagentes e produtos por meio de um símbolo de processo:

Gás Ozono → Gás Oxigénio

Este é o símbolo típico frequentemente usado em processos químicos e suas implicações:

→ Significa que reacção vai se completar; algumas vezes é usado para reacções de uma direcção.

↔ Significa que a reacção é **reversível**; no equilíbrio, os reagentes e produtos estão misturados.

= Significa reacção líquida; reacção que ocorre através de várias passos.

3. Escrever os catalisadores por cima do símbolo do processo.
4. Substituir os nomes pelas fórmulas, pondo o sinal de adição entre as fórmulas.

O_3 gás → O_2 gás

5. Incluir os símbolos para os estados físicos.

$O_{3(g)}$ → $O_{2(g)}$

(g) gás; (l) líquido; (s) sólido e (aq) aquoso, i.e., dissolvido em água.

6. Balancear a equação adicionando coeficientes, o que faz com que os átomos e as cargas sejam conservados. Cada parte da equação balanceada deve ter:

- O mesmo número de átomos de cada tipo
- A mesma carga total

$2 O_{3(g)}$ → $3 O_{2(g)}$



Tipos de reacções químicas

Algumas reacções podem ser classificadas por mais de um modo e algumas reacções não se ajustam em nenhuma das categorias apresentadas abaixo:

Tipo	Definição	Exemplos
Síntese	Um composto formado por uma simples reacção.	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{g})$ $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
Decomposição	Um composto que dele se formam outros produtos mais simples.	$\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$ $2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
Deslocamento	$\text{AB} + \text{C} \rightarrow \text{A} + \text{BC}$	$\text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$ $\text{Zn}(\text{s}) + \text{CuCl}_2(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s})$
Neutralização	Ocorre com transferência de iões H^+ do ácido para base.	$\text{NaOH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{NaCl}(\text{aq})$
Precipitação	Forma-se um produto sólido numa reacção em solução aquosa.	$\text{BaCl}_2(\text{aq}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{aq}) = \text{BaSO}_4(\text{s}) + 2 \text{NaCl}(\text{aq})$ $\text{AgNO}_3(\text{aq}) + \text{NaCl}(\text{aq}) = \text{AgCl}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$
Redox	Ocorre com transferência de electrões entre os reagentes.	$2 \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$



Fórmulas e Equações químicas

Mole

Amostras minúsculas de substâncias químicas contêm um elevado número de átomos, iões ou moléculas. Por conveniência, algum tipo de referência para uma colecção de um grande número destes objectos seriam mais usual (por exemplo “doze” é referência para a colecção de 12 objectos). Em química usa-se uma unidade chamada *mole* (abreviatura *mol*).

Um *mole* (também conhecido como Número de Avogadro) é o número que se usa para efectuar cálculos que envolvem átomos e moléculas. Dado o tamanho relativamente microscópico das partículas, seria bastante difícil ou totalmente insensato calcular as quantidades em termos de número de átomos. Assim, usa-se mole.

Por definição, um mole é a quantidade de matéria que contém tantos objectos quanto o número de átomos em exactamente 12 gramas de carbono-12. Em outras palavras, uma *mole* é igual a (todos juntos) 6.022×10^{23} átomos ou moléculas que são conhecidas como o **número do Avogadro**.

Massa molar

A **massa atómica** dada para cada elemento na tabela periódica medida em gramas é igual a *uma mole de átomos* daquele elemento. *Note-se que a massa de um átomo em unidades de massa atómica (u.m.a) é numericamente igual à massa de um mole desse mesmo átomo em gramas (g).*

Um átomo de carbono-12 (i.e., ^{12}C) tem uma massa de 12 *uma*. Um átomo de ^{24}Mg tem uma massa de 24 *uma*, ou duas vezes a massa de um átomo de ^{12}C . Assim, um mole de átomos de ^{24}Mg deveria conter duas vezes a massa de um mole de átomos de ^{12}C . Um mole de átomos de ^{12}C pesa 12 gramas (por definição), um mole de átomos de ^{24}Mg deve pesar 24 gramas.

A massa em gramas de 1 mole (mol) de uma substância é chamada massa molar. Assim, a **Massa Molar** (Mr) de elementos e compostos é a massa, em gramas, igual para a massa atómica e para a fórmula desse elemento ou composto. A unidade de Massa molar é grama/mole.

NOTA: *A massa molar (em gramas) de qualquer substância é sempre numericamente igual ao peso da sua fórmula (em u.m.a).*

Por exemplo,

Uma molécula de H_2O pesa 18.0 u.m.a; 1 mol de H_2O pesa 18.0 gramas.

Um par iónico de NaCl pesa 58.5 u.m.a; 1 mol de NaCl pesa 58.5 gramas.



Interconversão de Massa, Mole e Número de partículas

A manutenção das bases da unidade sobre cálculos é necessária para a interconversão de massas e mole. Isto é formalmente conhecido como **análise dimensional**.

Exemplo: Supõe que lhe pedem para preparar 1.5 moles de cloreto de cálcio. O que é que se pretende?

Solução:

Fórmula química de cloreto de cálcio = CaCl_2

Massa molecular de Ca = 40.078 u.m.a

Massa molecular de Cl = 35.453 u.m.a

Então, o peso de fórmula de $\text{CaCl}_2 = (40.078) + 2(35.453) = 110.984$ u.m.a (lembre-se que este composto é iónico, por isso, não existe peso molecular).

Então, um mole de CaCl_2 teria uma massa de 110.984 gramas. Assim, 1.5 moles de CaCl_2 seriam:

$(1.5 \text{ mole})(110.984 \text{ grama/mole}) = 166.476 \text{ gramas}$

Exemplo 2: quantos átomos são equivalentes a 2.8 gramas de ouro?

Solução:

Fórmula molecular de ouro é: Au

Peso molecular de Au = 196.9665 u.m.a

Então, 1 mole de ouro pesa 196.9665 gramas. Assim, em 2.8 gramas de ouro tem-se:

$(2.8 \text{ grama})(1 \text{ mole}/196.9665 \text{ grama}) = 0.0142 \text{ mole}$

A partir do número de Avogadro, sabe-se que existe aproximadamente 6.02×10^{23} átomos/mole. Então, em 0.0142 moles tem-se:

$(0.0142 \text{ mole})(6.02 \times 10^{23} \text{ átomos/mole}) = 8.56 \times 10^{21} \text{ átomos}$

Exemplo 3:

Se se tiver 2.00 moles de N_2 que reagem com suficiente H_2 , quantas moles de NH_3 seriam produzidos?

Solução:

1. A relação do problema terá N_2 e NH_3 .
2. Qual número fica em cima ou em baixo na relação?

Resposta: não importa, a não ser que se observe o próximo ponto TODO

O TEMPO.

3. Ao fazer as duas relações, esteja 100% certo que os números estão nas mesmas posições relativas. Por exemplo, se o valor se associa ao NH_3 está no numerador, então, CERTIFIQUE-SE que ambos estão no numerador.



4. Use os coeficientes das duas substâncias para fazer a relação da equação.
 5. Porque é que o H₂ não está envolvido no problema? Resposta: A palavra “suficiente” remove esta consideração.



Usemos esta relação para montar a proporção: $\frac{\text{NH}_3}{\text{N}_2} = \frac{\text{---}}{2}$

Isso significa que a relação da equação é: $\frac{\text{---}}{1} = \frac{x}{x}$

A relação dos dados do problema será: $\frac{\text{---}}{\text{---}}$

A proporção (fixando uma igualdade das duas relações) é: $\frac{2.00}{X} = \frac{\text{---}}{2}$

$$\frac{2.00}{1} = \frac{x}{2}$$

Resolvendo a proporção teremos: x = 4.00 mol de NH₃ produzidos.

Exemplo 4: Supõe que 6.00 mol de H₂ reage com nitrogénio suficiente. Quantos moles de amoníaco seriam produzidos?

Solução:



Usemos esta relação para montar a proporção: $\frac{\text{NH}_3}{\text{H}_2} = \frac{\text{---}}{2}$

Isso significa que a relação da equação é: $\frac{\text{---}}{3} = \frac{x}{x}$

A relação dos dados do problema será: $\frac{\text{---}}{\text{---}}$

A proporção (fixando uma igualdade das duas relações) é: $\frac{6.00}{X} = \frac{\text{---}}{2}$

$$\frac{6.00}{3} = \frac{x}{2}$$

Resolvendo a proporção teremos: x = 4.00 mol de NH₃ produzidos



Fórmulas Empíricas e Moleculares

Existe mais de um tipo de fórmulas químicas. **Fórmulas empíricas** dão a mais baixa relação do número inteiro dos átomos num composto, considerando que a **fórmula molecular** dá a composição exacta de uma molécula.

Ilustração:

Empírica	Molecular
HO	H ₂ O ₂
CH	C ₂ H ₂
CH	C ₆ H ₆
NO	NO
NO ₂	N ₂ O ₄

Cálculo de Fórmulas Empíricas usando dados experimentais

Exemplo: Supõe que um determinado composto seja constituído por 69.58% Ba, 6.090% C e 24.32% O, calcule a fórmula empírica deste composto. Assuma que tem 100.00 g do composto.

- 69.58% Ba = 69.58 g Ba; e 6.090% C = 6.09 g C; e 24.32% O = 24.32g O.

- Converte a massa de cada elemento em moles deste elemento:

mole de uma substância = massa da substância (g) / massa molecular da substância

$$\text{Ba} = (69.58 \text{ g Ba}) (1 \text{ mol Ba} / 137.3 \text{ g Ba}) = 0.5068 \text{ mol Ba}$$

$$\text{C} = (6.090 \text{ G C}) (1 \text{ mol C} / 12.01 \text{ g C}) = 0.5071 \text{ mol C}$$

$$\text{O} = (24.32 \text{ G O}) (1 \text{ mol O} / 16.00 \text{ g O}) = 1.520 \text{ mol O}$$

- Divide cada valor pelo menor número de moles no sentido de obter 1:

Relação 1.001: 2.999 que pode ser arredondado para a fórmula BaCO₃.



Cálculo de Fórmulas Moleculares usando Fórmulas Empíricas

Exemplo: Dada a fórmula empírica de um composto CH e a massa molar é 104 g/mol, calcule a fórmula molecular.

Massa de C = 12.0 g/mol

Massa de H = 1.01 g/mol

Massa de fórmula empírica = 13.0 g/mol

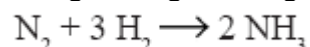
- Para encontrar o número de unidades de CH no composto:

Número de unidades de CH = $(104 \text{ g/mol}) / (13.0 \text{ g/mol}) = 8.00$

- Fórmula Molecular = 8(CH) ou C₈H₈

O que é Estequiometria?

Pode-se comparar as quantidades de qualquer material na mesma equação química usando os pesos da fórmula e os coeficientes dos materiais numa equação química. Considere a equação da reacção de Haber que envolve a combinação do gás nitrogénio e gás hidrogénio para formar amoníaco:



A fórmula para nitrogénio é N₂ e a fórmula para hidrogénio é H₂. Eles são ambos gases diatómicos. A fórmula para amoníaco é NH₃. A equação balanceada requer uma (1) molécula de nitrogénio e três (3) moléculas de hidrogénio para formar duas (2) moléculas de amoníaco, significando que a molécula de nitrogénio reage com três moléculas de hidrogénio para formar duas moléculas de amoníaco ou uma MOL de nitrogénio e três MOLES de hidrogénio formam dois MOLES de amoníaco.

A real forma de medir as quantidades é através do peso (massa) por forma a que 28 gramas (14 g/mol indica dois átomos de nitrogénio por molécula) de nitrogénio e 6 gramas de hidrogénio (1 g/mol indica dois átomos de hidrogénio por molécula indica três mols) formem 34 gramas de amoníaco. Note-se que nenhuma massa está perdida ou ganha, já que o peso da fórmula para amoníaco é 17 (um nitrogénio a 14 e três hidrogénios a 1 g/mol) e existem dois moles de amoníaco formados. Uma vez tendo a proporção em massa, qualquer **estequiometria em massa-massa** pode ser feita através de uma boa e antiga proporção.

Por exemplo, qual é a relação molar de hidrogénio para o amoníaco na equação de Haber? 2 moles de hidrogénio para 3 moles de amoníaco. Isto deveria ser fácil. Segundo o cálculo estequiométrico padrão, TODOS os CAMINHOS CONDUZEM a MOLES. Pode-se mudar qualquer quantidade de qualquer medida de qualquer material na mesma equação com qualquer outro material em qualquer medida na mesma equação.

Isso é eficácia.



- (1) Começa com o que você sabe (Dado), expressando como fracção.
- (2) Use as definições ou outras informações para mudar o que você conhece sobre moles daquele material.
- (3) Use a **relação de mole** para mudar moles do material dado em moles de material que você quer encontrar.
- (4) Mude os moles do material que você está procurando para qualquer outra medida que você precisa.

Exemplo 1: Quantos gramas de amoníaco podem-se formar com 25 gramas de hidrogénio? (Pratica a sua matemática sobre mole, fazendo isso através de proporção. Confira através de proporção problemas que permitem isto.)

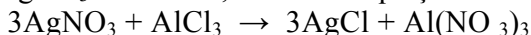
Solução:

Recebeu a massa de 25 gramas de hidrogénio. Comece por aí.

$$\left(\frac{25 \text{ g H}_2}{1} \right) \left(\frac{\text{mol}}{2.0 \text{ g}} \right) \left(\frac{2 \text{ mols NH}_3}{3 \text{ mols H}_2} \right) \left(\frac{17 \text{ g}}{\text{mol}} \right) = 142 \text{ g NH}_3$$

25 g H₂/1 muda para moles de hidrogénio pelo peso da fórmula de hidrogénio, isto é., 1 mole de H₂ = 2.0 g. (Os 2.0 g entram no denominador para cancelar a unidade grama do material dado.) Agora mudando os moles de hidrogénio para moles de amoníaco pela relação de mole, isto é, 3 moles de hidrogénio = 2 moles de amoníaco. (mols de hidrogénio entram no denominador para cancelar os moles de hidrogénio. (Já nas unidades de moles de amoníaco.) Converta os moles de amoníaco a gramas de amoníaco pelo peso da fórmula de amoníaco, ou seja, 1 mole de amoníaco = 17 g. (Agora os moles entram no denominador para cancelar os moles de amoníaco.) Cancele as unidades como você vê.

Exemplo 2: Calcule a massa de AgCl que pode ser preparada a partir de 200.g de AlCl₃ e AgNO₃ suficiente, usando a equação:



Solução:

$\frac{\text{AlCl}_3}{\text{AgCl}}$	$\frac{200 \text{ g}}{133.34 \text{ g/mol}} = 1.50 \text{ mol}$
$\frac{1.50 \text{ mol}}{x} = \frac{1}{3}$	$4.50 \text{ mol} \times 143.32 \text{ g/mol} = 645 \text{ g}$



Exemplo 3: Considere a reacção: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.

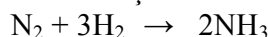
- (a) Qual é a relação molar entre H_2 e O_2 ?
 (b) Qual é a relação molar entre O_2 e H_2O ?

Solução: A relação molar entre H_2 e O_2 é 2:1. Relação em forma fraccionária é: $\frac{2}{1}$

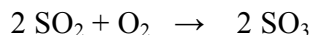
Recomenda-se que escreva explicitamente o 1 no denominador da relação.

A relação molar entre O_2 e H_2 é 1:2. Relação em forma fraccionária é: $\frac{1}{2}$

Exercício 1: Escreva as relações molares entre N_2 e H_2 ; e NH_3 e H_2 na equação:



Exercício 2: Escreva as relações molares entre O_2 e SO_3 ; e entre O_2 e SO_2 na equação:

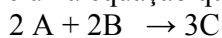


A palavra **estequiometria** deriva de duas palavras gregas: *stoicheion* (que significa “elemento”) e *metron* (que significa “medição”). **Estequiometria** trata de cálculos relacionados com as massas (por vezes volumes) de reagentes e produtos envolvidos numa reacção química. É uma parte muito matemática da química, por isso, esteja preparado para usar em demasia a calculadora.

De acordo com Jeremias Benjaim Richter, o primeiro a estabelecer os princípios da estequiometria, *estequiometria é a ciência de medição da proporção quantitativa ou relação de massa nas quais elementos químicos suportam um ao outro.*

Os problemas mais comuns da estequiometria são apresentados com uma certa quantidade de reagentes e então pergunta-se qual é a quantidade do produto que pode ser formado.

Considere uma equação química hipotética representada por:



Suponha que tenha 20.0 gramas do reagente A e suficiente quantidade do reagente B, quantos gramas de C podem ser produzidos?

Para resolver esse problema, precisa usar a relação molar, massa molar, balanceamento, interpretar a equação e o conhecimento sobre a conversão entre gramas e mole.



Os Passos Envolvidos na Resolução de Problemas Estequiométricos Massa-massa

1. Tenha a certeza de que a equação química está correctamente acertada.
2. Use a massa molar da substância dada, converta a massa dada no problema em moles.
3. Faça a proporção molar (duas relações molares igualam uma a outra) seguindo o conjunto de regras dadas noutros arquivos. Use para converter mole da substância desconhecida.
4. Usando a massa molar da substância desconhecida, converta os moles calculados para a massa.

Avaliação Formativa

Exercício 1. Escreva correctamente a fórmula de cada material e acerte a equação. Existem algumas reacções que requerem a sua conclusão. Para cada equação, indique o tipo de reacção

- a) Trióxido de enxofre combina com água para formar ácido sulfúrico.
- b) Nitrato de chumbo (II) e iodeto de sódio reagem para formar iodeto de chumbo e nitrato de sódio.
- c) Fluoreto de cálcio e ácido sulfúrico formam sulfato de cálcio e fluoreto de hidrogénio (ácido Fluorídrico)
- d) Carbonato de cálcio se decompõe quando aquecido em óxido de cálcio e dióxido de carbónico.
- e) O gás amoníaco é pressionado em água e forma hidróxido de amónio.
- f) Hidróxido de sódio neutraliza ácido carbónico.
- g) Sulfureto de zinco e oxigénio formam óxido de zinco e enxofre.
- h) Iodeto de lítio e água formam hidróxido de lítio.
- i) Hidróxido de alumínio e ácido sulfúrico se neutralizam formando água e sulfato de alumínio.
- j) Enxofre queima no seio de oxigénio para formar dióxido de enxofre.
- k) Hidróxido de bário e ácido sulfúrico formam água e sulfato de bário.
- l) Sulfato de alumínio e hidróxido de cálcio formam hidróxido de alumínio e sulfato de cálcio.
- m) Metal cobre e nitrato de prata reagem para formar metal prata e nitrato de cobre (II).
- n) Metal sódio e cloro reagem para formar cloreto de sódio.
- o) Fosfato de cálcio e ácido sulfúrico reagem formando sulfato de cálcio e ácido fosfórico.
- p) Ácido fosfórico e hidróxido de sódio.
- q) Propano queima (na presença de oxigénio).



- r) Zinco e sulfato de cobre (II) formam sulfato de zinco e metal cobre.
 s) Ácido sulfúrico reage com zinco.
 t) Ionização do ácido acético.

Soluções das Perguntas

- (a) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$ (Síntese)
- (b) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaI} \rightarrow \text{PbI}_2 + 2\text{NaNO}_3$ (Dupla Substituição)
 (Iodeto de chumbo II precipita)
- (c) $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}$ (Dupla Substituição)
 (Sulfato de cálcio precipita)
- (d) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ (Decomposição)
- (e) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}$ (Síntese)
- (f) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ (Dupla Substituição Ou Neutralização ácido-base)
- (g) $2\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 2\text{S}$ (Substituição Aniônica simples)
- (h) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{LiOH}$ (Síntese)
- (i) $2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 6\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (Dupla Substituição Ou Neutralização ácido-base)
- (j) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ (Síntese)
- (k) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{BaSO}_4$ (Dupla Substituição Ou Neutralização ácido-base)
- (l) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CaSO}_4$ (Dupla Substituição, ocorre com precipitação de Sulfato de cálcio e hidróxido de alumínio)
- (m) $\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow 2\text{Ag} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ (Substituição Catiônica simples)
- (n) $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$ (Síntese)
- (o) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 3\text{CaSO}_4 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$ (Dupla Substituição)
- (p) $\text{H}_3(\text{PO}_4) + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ (Dupla Substituição ou Neutralização)
- (q) $\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{CO}_2$ (Combustão de um Hidrocarboneto)



XV. Síntese do Módulo

Este módulo, intitulado Introdução à Química I, inclui quatro (4) unidades nomeadamente: Matéria e Medidas; Estrutura Atómica e Periodicidade; Ligações, Moléculas e Periodicidade; e Reacções Químicas e Estequiometria. Em relação à “Matéria e Medidas”, o objectivo é fazer perceber o termo Matéria e as distintas características correspondentes às suas várias formas, enfatizando as formas para identificar e explicar as diferenças entre as propriedades físicas e químicas dos materiais e as estratégias para o entendimento das diferenças entre os fenómenos físicos e químicos. Neste conteúdo faz-se igualmente uma discussão sobre as diferenças entre a matéria e a energia e traz-se em proeminência a questão do uso das medidas de unidades do sistema Internacionais (SI).

Na unidade “Estrutura Atómica e Periodicidade” destacam-se as várias teorias atómicas existentes e o uso da teoria atómica moderna para explicar a estrutura e a configuração electrónica dos átomos. Nesta unidade, são definidos termos relevantes como massa atómica, número de massa, e isótopos e os cálculos relacionados. Numa secção da unidade discute-se e explicam-se os pensamentos do processo de desenvolvimento da tabela periódica bem como a estrutura e as propriedades dos elementos nos grupos e períodos da tabela periódica.

A unidade III trata de “Ligações, Moléculas e Compostos” dando-se particular destaque aos conceitos que estão por detrás do arranjo de átomos dos vários elementos no sentido de formar novas entidades que contêm os átomos individuais, unidos de diferentes formas. São considerados a fundo a natureza das interacções entre os vários átomos, os factores que influenciam a formação de compostos iónicos e moleculares, os conceitos que estão por detrás da formação de diferentes tipos de ligação (por exemplo, iónica ou covalente) e as regras adoptadas pelo sistema internacional de nomenclatura para a nomenclatura e escrita de fórmulas binárias simples de compostos inorgânicos e orgânicos, catiões e aniões. Uma secção do módulo discute as explicações e predições da natureza de uma ligação química, estrutura e geometria de moléculas simples e iões noutra, faz-se uma descrição e aplicação da teoria de Lewis representando as estruturas de Lewis de elementos e compostos binários através do desenho das estruturas de Lewis a partir de demonstrações.

A última Unidade deste módulo que lida com “Reacções Químicas e Estequiometria”, aborda o conceito de mole e interconversão entre gramas, moles, átomos e moléculas e os processos que envolvem a determinação da composição percentual em massa de uma amostra através de dados experimentais.

Uma considerável porção desta unidade é dedicada à menção aos conceitos básicos de estequiometria e aos cálculos relacionados, bem como a determinação da composição percentual de um composto a partir da sua fórmula, a determinação da fórmula empírica de um composto a partir da composição do percentual em massa, assim como a escrita de equações químicas acertadas de descrições de fenómenos químicos.



XVI. Avaliação Sumativa

1. Em cada uma das seguintes:
 - (a) Distinga densidade e gravidade específica dando as suas respectivas unidades.
 - (b) Distinga os termos elemento, composto e mistura.
 - (c) Qual é a propriedade atômica mais importante na teoria atômica de Dalton?
 - (d) Qual é a diferença entre uma propriedade extensiva e intensiva? Dê três exemplos de cada.
 - (e) Defina por suas próprias palavras os termos precisão e exactidão.

2. Enuncie as seguintes leis:
 - (a) Lei de conservação de massa.
 - (b) Lei de proporções definidas.
 - (c) Lei de proporções múltiplas.

3. Que propriedades distinguem os sólidos dos líquidos? Sólidos de gases? E líquidos de gases?

4. Escreva o diagrama orbital para os electrões do átomo de Ferro.

5. Especifique metal (1) ou não metal (2) para cada um dos seguintes:
 - (a) Enxofre ____
 - (b) Cloro ____
 - (c) Sódio ____
 - (d) Ferro ____
 - (e) Carbono ____
 - (f) Prata ____

6. Para cada um dos seguintes (a–d) escolha o correcto:
 - (a) Elemento do Grupo VIIA, período 4:
 1) Br 2) Cl 3) Mn

 - (b) Elemento do Grupo IIA, Período 3:
 1) Berílio 2) Magnésio 3) Boro

 - (c) Metais do Grupo IVA:
 1) Ge, Sn, Pb 2) C, Si 3) C, Si, Ge, Sn,

 - (d) Ametais do Grupo VA
 1) As, Sb, Bi 2) N, P, As 3) N, P, As, Sb



7. Indique o número de protões para cada um dos seguinte átomos:

(a) Nitrogénio

1) 5 protões

2) 7 protões

3) 14 protões

(b) Enxofre

1) 32 protões

2) 16 protões

3) 6 protões

(c) Bário

1) 137 protões

2) 81 protões

3) 56 protões

8. O carbono que ocorre na natureza consiste em três isótopos, ^{12}C , ^{13}C , e ^{14}C . Indique o número de protões, neutrões e electrões em cada um destes átomos de carbono.

	^{12}C	^{13}C	^{14}C
	6	6	6
#P	_____	_____	_____
#N	_____	_____	_____
#E	_____	_____	_____

8. Um átomo de zinco tem um número de massa de 65.

(a) Qual é o número de protões do átomo de zinco?

(1) 30

(2) 35

(3) 65

(b) Qual é o número de neutrões no átomo de zinco?

(1) 30

(2) 35

(3) 65

(c) Qual é o número de massa de um isótopo de zinco com 37 neutrões?

(1) 37

(2) 65

(3) 67

9. Escreva os símbolos atómicos para os seguintes átomos:

(UM) 8 P⁺, 8 N, 8 E⁻

(B) 47 P⁺, 60 N, 47 E⁻

(C) 17 P⁺, 20 N, 17 E⁻



10. Usando a Tabela periódica, especifique a massa atómica de cada elemento:

- (A) Cálcio _____
- (B) Alumínio _____
- (C) Chumbo _____
- (D) Bário _____
- (E) Ferro _____

11. Para o fósforo, indica se cada configuração é (1) correcta ou (2) incorrecta. Explique porque é ou porque não é?

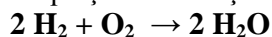
- (A) 2, 2, 8, 5 1 ou 2
- (B) 2, 8, 3 1 ou 2
- (C) 2, 8, 5 1 ou 2
- (D) 2, 6, 7 1 ou 2

12. Usando a Tabela periódica, escreva a configuração electrónica completa para cada um dos seguintes elementos:

- (A) Cl
- (B) Sr
- (C) I

13. Queremos produzir 2.75 mole de NH_3 . Quantos moles de nitrogénio são necessários?

Use a seguinte equação da reacção para responder às questões 14 – 16:



14. Quantos moles de H_2O são produzidos quando 5.00 moles de oxigénio são usados?

15. Se são produzidas 3.00 moles de H_2O , quantos moles de oxigénio devem ser consumidos?

16. Quantos moles de hidrogénio devem ser usados? Determine também os dados do problema.

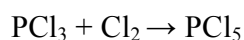
17. Suponha que foram usados 4.00 gramas de H_2 . Quantos gramas de água seriam produzidos? Aqui há duas ligações sugestivas para a resolução do problema.

18. Escreva as relações molares para PCl_3 e Cl_2 ; e para PCl_3 e PCl_5 a partir da



19. Escreva as relações molares para NH_3 e N_2 e entre H_2O e O_2 . a partir da equação:
$$4 \text{NH}_3 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{N}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$$

20. Escreva as relações molares para PCl_3 e Cl_2 e entre PCl_3 e PCl_5 a partir da equação:



21. Dada a equação: $2 \text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbI}_2 + 2 \text{KNO}_3$ calcule a massa de PbI_2 produzida quando se faz reagir 30.0 g de KI com excesso $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.

22. Quantos gramas de AuCl_3 podem ser produzidos a partir de 100.0 gramas de cloro pela reacção: $2 \text{Au} + 3 \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{AuCl}_3$

23. Quantos gramas de Na são necessários para reagir completamente com 75.0 gramas de cloro pela reacção: $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$



XVII. Referências

RALPH H. Petrucci e Williams S. Haward; **Química Geral**, 7ª Edição, Prentice–Hall International Inc., U.S.A, 1997.

NORBERT T. Porile; **Química Universitária Moderna**, Harcourt Brace Jovanovich, Inc., Nova Iorque, 1987.

CHANG, Raymond. **Química**. 4ª Edição. McGraw-Hill Inc., Nova Iorque, 1991, Imprensa Universitária Oxford, 2002.

Peter Atkins e Julio de Paula, **A Química física de Atkin**, 7ª Edição.

CLYDE R. Metz, **A Série de Esboço de Schaum, Teoria e Problemas de Química –Física**. Companhia de Livro de McGraw-Hill, 1976.

Henry F. Holtzclaw e William R. Robinson, **Química Geral**. 8ª Edição, D. C. Brejo e Companhia, E.U.A., 1988.

CHANG, Raymond, **Química**. 8ª Edição, McGraw-Hill, Nova Iorque, 2005.

WALTON A.J.; **Três fases da Matéria** (2ª Edição), Clarendon Press, Oxford, 1983.

James E. Brady e Gerard E. Humiston, **Química Geral, Princípio e Estrutura** (3ª Edição), John Wiley & Filhos, 1982.

B.H. Flores e E. Mendoza; **Propriedades da Matéria**, Wiley, Londres, 1970.



XVIII. Registos do Estudante

Nome do SUPER arquivo:

Avaliação contínua		Exame final	Total
Avaliação I. 25%	Avaliação II. 25%	50%	100%



XIX. Estrutura do Arquivo

Nome do módulo (PALAVRA) arquivo

Introdução à Química I.doc

Nome de todos os outros arquivos (PALAVRA, PDF, PPT, etc.) para o módulo

Átomos & Elementos.pdf

Átomos e Elementos 2.pdf

Átomos e Isótopos.pdf

Estrutura atômica.htm

Teoria atômica I.htm

Teoria atômica II.htm

Livro_Bishop_1_elivro.pdf



Livro_Bishop_2_elivro.pdf
Livro_Bishop_8_elivro.pdf
Mole1.htm
Reacções.htm
Revisão sobre Elementos, Compostos e Misturas.htm
Nomenclatura química.htm
Reacções químicas.htm
Equipe Quim Relação Molar e Estequiometria.htm
Equipe Quim Problemas Estequiometricos Mole-Massa.htm
Equipe Quim Problemas Estequiometricos Mole-Mole.htm
Arranjos de electrões e Leis Periódica.pdf
Nomenclatura de Compostos Inorgânicos.htm
Nomenclatura de Compostos iónicos e Acidos.htm
Nomenclatura.htm
Notas sobre átomos & Iões.htm
Notas sobre moléculas & compostos.htm
Periodicidade.htm
Fenómenos físicos e químicos.htm
Propriedade física e Químicas.htm
Reacções.htm
Revisão sobre Elementos, Compostos e Misturas.htm
Estados sobre a matéria.htm