

INTRODUÇÃO CLÁSSICA À QUÍMICA GERAL

GRUPO TCHÊ QUÍMICA



Termo de utilização deste produto

Com o intuito de prover o sistema público educacional da República Federativa do Brasil com livros de boa qualidade e baixo custo, o Grupo Tchê Química, mantido pela pessoa jurídica **Tchequímica – Consultoria Educacional LTDA**, apresenta este termo de condições que se caracteriza como aceito ao se utilizar esse produto. Desta forma, o uso desse produto implica na concordância de todos os termos aqui explicitados.

Você (pessoa física ou jurídica) **pode**:

- ✓ Imprimir esse livro com finalidade de facilitar sua utilização e consulta;
- ✓ Adotar o livro como referência (em escolas públicas e privadas)

Você (pessoa física ou jurídica) **não pode**:

- x Comercializar cópias desse livro sem autorização dos autores;
- x Em hipótese alguma, desmembrar esse livro;
- x Usar esse livro para dar origem a obras derivadas;
- x Remover esse acordo;

A pessoa jurídica Tchequímica – Consultoria Educacional LTDA se compromete a enviar uma cópia impressa desse produto para a FUNDAÇÃO BIBLIOTECA NACIONAL DO RIO DE JANEIRO, para fins de consulta pública, depósito legal e registro histórico.

FUNDAÇÃO BIBLIOTECA NACIONAL DO RIO DE JANEIRO

Av: Rio Branco, 219 - Centro
20040-008 - Rio de Janeiro, RJ

Casos omissos serão avaliados separadamente.

Gratos pela preferência e confiança depositada

[Tchequímica – Consultoria Educacional LTDA.](#)

E-mail: tchequimica@tchequimica.com

MSN: tchequimica@tchequimica.com

Skype: tchequimica

Porto Alegre, RS – BRASIL.

Site: www.livro.tchequimica.com

GRUPO TCHÊ QUÍMICA

Rua Cel. Corte Real, 992/23. Bairro Petrópolis - Porto Alegre RS
CEP: 90630-080. Brasil. Telefones (51) 9154-2489 / 9919-9758.



HINO NACIONAL BRASILEIRO

LEI N°5.700, de 1° de Setembro de 1971.

Primeira Parte

Ouviram do Ipiranga as margens plácidas
De um povo heroico o brado retumbante,
E o sol da Liberdade, em raios fúlgidos,
Brilhou no céu da Pátria nesse instante.

Se o penhor dessa igualdade
Conseguimos conquistar com braço forte,
Em teu seio, ó Liberdade,
Desafia o nosso peito a própria morte!

Ó Pátria amada,
Idolatrada,
Salve! Salve!

Brasil, um sonho intenso, um raio vívido,
De amor e de esperança à terra desce,
Se em teu formoso céu, risonho e límpido,
A imagem do Cruzeiro resplandece.

Gigante pela própria natureza,
És belo, és forte, impávido colosso,
E o teu futuro espelha essa grandeza.

Terra adorada
Entre outras mil
És tu, Brasil,
Ó Pátria amada!

Dos filhos deste solo
És mãe gentil,
Pátria amada,
Brasil!

Segunda Parte

Deitado eternamente em berço esplêndido,
Ao som do mar e à luz do céu profundo,
Fulguras, ó Brasil, florão da América,
Iluminado ao sol do Novo Mundo!

Do que a terra mais garrida
Teus risonhos, lindos campos têm mais
flores,
"Nossos bosques têm mais vida",
"Nossa vida" no teu seio "mais amores". (*)

Ó Pátria amada,
Idolatrada,
Salve! Salve!

Brasil, de amor eterno seja símbolo
O lábaro que ostentas estrelado,
E diga o verde-louro dessa flâmula
- Paz no futuro e glória no passado.

Mas se ergues da justiça a clava forte,
Verás que um filho teu não foge à luta,
Nem teme, quem te adora, a própria morte.

Terra adorada
Entre outras mil
És tu, Brasil,
Ó Pátria amada!

Dos filhos deste solo
És mãe gentil,
Pátria amada,
Brasil!

HINO RIO-GRANDENSE

LEI nº 5.213, de 5 de Janeiro de 1966.

Como aurora precursora
Do farol da divindade
Foi o vinte de setembro
O precursor da liberdade

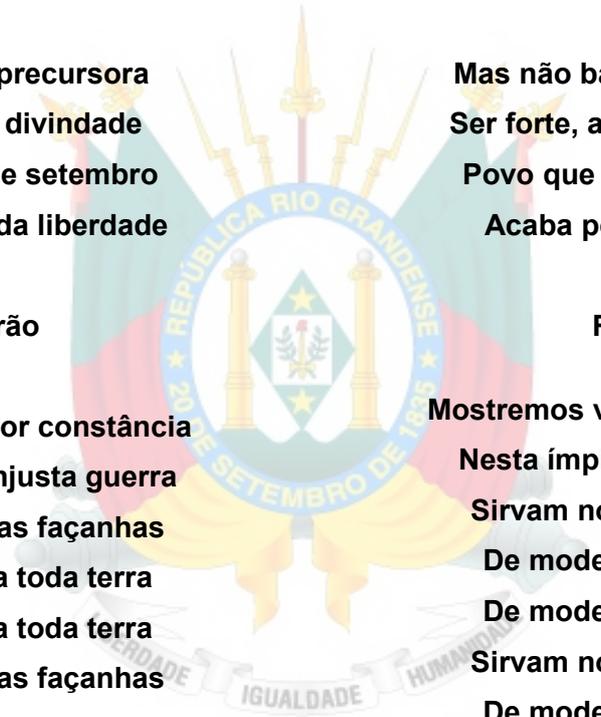
Refrão

Mostremos valor constância
Nesta ímpia injusta guerra
Sirvam nossas façanhas
De modelo a toda terra
De modelo a toda terra
Sirvam nossas façanhas
De modelo a toda terra

Mas não basta pra ser livre
Ser forte, aguerrido e bravo
Povo que não tem virtude
Acaba por ser escravo

Refrão

Mostremos valor constância
Nesta ímpia injusta guerra
Sirvam nossas façanhas
De modelo a toda terra
De modelo a toda terra
Sirvam nossas façanhas
De modelo a toda terra



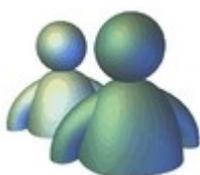
HOMENAGEM AOS AMIGOS DISTANTES QUE UTILIZAM ESSE LIVRO



República de Angola

República de Moçambique

República de Portugal



Você usa nosso livro? Queremos lhe conhecer! Nos adicione ao seu MSN. tchequimica@tchequimica.com



www.livro.tchequimica.com

Dados Internacionais de Catalogação na Publicação (CIP)

De Boni, Luis Alcides Brandini, 1979-
Introdução Clássica à Química Geral. [por] Luis Alcides Brandini De Boni [e]
Eduardo Goldani. Porto Alegre, Ed. Tchê Química Cons. Educ. LTDA, 2007.
294p. ilustr.

1980- II. Título

Sistema requerido: Adobe Acrobat Reader.

Modo de acesso: World Wide Web:

<<http://www.livro.tchequimica.com>>

<<http://www.deboni.he.com.br/ccount/click.php?id=40>>

ISBN – *aguardando definição*

1. Química Geral. 2. Atomística 3. Reações Químicas 4. Radioquímica

CDD 540.7

Não existem certezas absolutas.

Pascal.

Mensagens dos autores

Eduardo Goldani



Possui graduação em Licenciatura Plena em Química (2003), graduação em Química Industrial (2004) e Especialização em Gerenciamento e Tratamento de Resíduos Industriais (2006) pela Pontifícia Universidade Católica do Rio Grande do Sul – (PUCRS) e mestrado em Química Analítica Ambiental (2007) pela Universidade Federal do Rio Grande do Sul (UFRGS). Atualmente, é Cientista Visitante da *School of Pharmacy, University of London* atuando nas áreas de Química Medicinal e Síntese de Fármacos, além de pesquisador da Tchequímica - Consultoria Educacional Ltda, editor e avaliador do Periódico Tchê Química e autor do Projeto de livros didáticos do GTQ. Atua nas áreas de Educação em Química, Química Ambiental com ênfase em Gestão Ambiental e Química Analítica, além de Síntese Orgânica com ênfase em síntese de fármacos e drogas anti-câncer. Em 2005, ganhou o Prêmio PETROBRAS de Tecnologia na categoria Produtos (co-autor).

Comentário pessoal: Nosso propósito com esse projeto é poder contribuir, ainda que modestamente, com o ensino de Química no âmbito nacional. Somos gratos a

todos que nos incentivam a permanecer otimistas com esse projeto.

Luis Alcides Brandini De Boni



Possui Técnico em Agropecuária, graduação em Licenciatura Plena em Química pela Pontifícia Universidade Católica do Rio Grande do Sul – (PUCRS, 2005) e Mestrado pelo programa de Pós-Graduação em Engenharia: Energia, Ambiente e Materiais da ULBRA (2008). Em 2005, ganhou o Prêmio PETROBRAS de Tecnologia na categoria Produtos. Atualmente, realiza Doutorado em Engenharia e Tecnologia de Materiais na PUCRS sendo bolsista do Conselho Nacional de Desenvolvimento Científico e Tecnológico através da PETROBRAS.

Comentário pessoal: Eu agradeço muito a todos os colegas do Brasil inteiro que gentilmente colocam-se a disposição para auxiliar no desenvolvimento desse projeto. Garanto que, se for preciso, não vou exitar em pedir ajuda ou conselhos. Por hora, só o fato de vocês lerem o livro já é uma grande satisfação além de os comentários enviados serem muito construtivos.

SUMÁRIO

0. Por que estudar Química

Por que estudar Química?.....	1
-------------------------------	---

1. Estrutura básica da matéria

1.1 Matéria e teoria atômica.....	3
1.1.1 A descoberta do elétron.....	6
1.1.2 O átomo de Rutherford.....	7
1.1.3 O átomo de Bohr.....	9
1.1.4 O átomo de Theodoro Ramos.....	12
1.1.5 Características do átomo.....	16
1.1.5.1 Isótopos, isóbaros e isótonos.....	20
1.2 Unidades de medidas.....	24
1.3 Propriedades gerais da matéria.....	25
1.3.1 Propriedades específicas da matéria.....	26
1.4 Estados físicos da matéria.....	30
1.4.1 Mudanças de estado físico da matéria.....	31
1.4.1.1 Ponto de fusão e ponto de ebulição.....	31
1.5 Corpo.....	35
1.6 Sistema.....	35
1.7 Meio ambiente.....	35
1.8 Moléculas.....	35
1.9 Tipos de transformação.....	35
1.10 Elementos químicos.....	37
1.11 Compostos ou substâncias químicas.....	38
1.12 Equação química.....	40
1.13 Substâncias puras simples e compostas.....	40
1.13.1 Atomicidade.....	41
1.13.2 Alotropia.....	42
1.14 Substâncias puras e misturas.....	42
1.15 Misturas homogêneas e heterogêneas.....	43
1.16 Sistemas homogêneos e heterogêneos.....	45
1.16.1 Fluxograma geral dos sistemas materiais.....	48
1.17 Diagramas de mudança de estado físico da matéria.....	50
1.18 Energia.....	53
1.18.1 Tipos de energia.....	53

1.19 Estrutura da matéria II.....	54
1.19.1 Leis ponderais das combinações químicas.....	54
1.20 Estrutura da matéria III.....	55
1.20.1 Números quânticos.....	55
1.20.2 Distribuição eletrônica nos átomos.....	58
1.20.2.1 Princípio de exclusão de Pauli.....	59
1.20.2.2 Regra de Hund.....	61
1.21 Geometria molecular.....	65
1.21.1 Geometria molecular baseada na teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência.....	68

2. Separação e identificação de substâncias

2.0 Principais materiais de laboratório empregados na separação de misturas homogêneas e heterogêneas.....	73
2.1 Processos de separação de misturas.....	77
2.1.1 Processos de separação (fracionamento) de misturas heterogêneas.....	77
2.1.2 Processos de separação (fracionamento) de misturas homogêneas.....	83
2.1.3 Resumo dos processos de separação de misturas.....	87
2.2 Identificação de substâncias químicas.....	89
2.2.1 Identificação por teste de chama.....	89
2.2.2 Identificação de elementos por via úmida.....	89
2.3 Reaproveitamento de águas pluviais.....	99

3. Tabela Periódica

3.0 Origem da matéria.....	103
3.1 Princípio de construção da tabela periódica de elementos – Lei Periódica.....	105
3.2 Elementos de transição e representativos.....	108
3.3 Classificação dos elementos.....	108
3.4 Ocorrência dos elementos.....	109
3.5 Estado físico dos elementos.....	110
3.6 Propriedades periódicas e aperiódicas.....	114
3.6.1 Variação das propriedades dos elementos em função da sua posição na tabela periódica.....	115

4. Ligações Químicas

4.0 Estabilidade dos Gases Nobres.....	124
4.1 A regra do octeto.....	124
4.2 Ligação iônica ou eletrovalente.....	126
4.3 Ligação covalente ou molecular.....	131
4.4 Ligação Coordenada ou dativa.....	132
4.5 Ligação metálica.....	134
4.6 Número de oxidação ou valência.....	139
4.7 Moléculas polares a apolares.....	141
4.8 Polaridade das ligações.....	142
4.8.1 Polaridade das moléculas.....	142
4.9 Forças intermoleculares.....	144
4.10 Ligações de Hidrogênio.....	145
4.11 Forças de Van der Waals.....	146
4.12 Fórmulas eletrônicas ou estruturas de Lewis.....	148

5. Hidretos

5.1 Conceito.....	157
5.2 Hidretos iônicos ou salinos.....	157
5.3 Hidretos metálicos ou intersticiais.....	158
5.4 Hidretos covalentes ou moleculares.....	159

6. Ácidos de Arrhenius

6.1 Conceito.....	161
6.2 Classificação dos ácidos.....	161
6.3 Nomenclatura dos ácidos.....	162

7. Bases de Arrhenius

7.1 Conceito.....	166
7.2 Classificação das bases.....	166
7.3 Nomenclatura das bases.....	168

8. Óxidos

8.1 Conceito.....	171
8.2 Classificação dos óxidos.....	171
8.3 Nomenclatura dos óxidos.....	172

9. Sais

9.1 Conceito.....	177
9.2 Classificação dos sais.....	177
9.3 Nomenclatura dos sais.....	178
Resumão de Ácidos, Álcalis, Óxidos e Sais.....	181

10. Reações químicas

10.1.Equações químicas.....	183
10.2.Classificação das Reações Químicas.....	183
10.3 Balanceamento de Reações Químicas.....	186
10.3.1 Método de balanceamento por tentativas ou direto.....	187
10.3.2 Método de balanceamento de equações de oxido-redução.....	187
10.3.3 Método algébrico de balanceamento das equações químicas.....	189
10.4 Grandezas Químicas e Cálculo Estequiométrico.....	193
1) Relações molares (mol – mol)	
2) Relações mol – massa	
3) Relações massa – massa	
4) Relações massa – volume	
5) Relações entre o número de moléculas (átomos) e massa, quantidade em mols ou volume	
6) Problemas envolvendo mais de uma reação	
7) Problemas envolvendo a Lei de Gay-Lussac	
8) Problemas envolvendo reagentes em excesso ou reagente limitante	
9) Sistema em que os reagentes são substâncias impuras	
10) Sistemas envolvendo rendimentos das reações	
10.5 Resumo do cálculo estequiométrico.....	203

11. Radioquímica

11.1 Introdução.....	208
11.2 Tipos de radiações.....	208
11.3 Partículas emitidas pela desintegração nuclear.....	210
11.4 Meia-vida dos elementos.....	210
11.5 Séries ou Famílias Radioativas.....	213

11.6 Fissão e Fusão nuclear.....	213
11.7 Irradiação e contaminação radiológica.....	214
11.8 A irradiação de alimentos.....	215
11.9 A catástrofe de Chernobyl.....	217
11.10 O caso Goiânia.....	217
11.11 Energia nuclear.....	219
11.12 Armas atômicas.....	220
11.12.1 Armas atômicas convencionais.....	220
11.12.2 Armas atômicas termonucleares.....	221

12. Teorias Modernas Ácido-Base

12.1 Introdução.....	224
12.2 Definição de Arrhenius.....	224
12.3 Teoria de Brønsted-Lowry (Teoria Protônica).....	225
12.4 Definição de Lewis.....	227
12.5 Definição pelo Sistema Solvente.....	228
12.6 Ácidos e Bases Duros e Moles.....	229

13. Diversos

Glossário.....	231
Tabelas diversas.....	232
Respostas dos exercícios.....	239
Referências Bibliográficas.....	271

Capítulo 0 - Por que estudar Química?

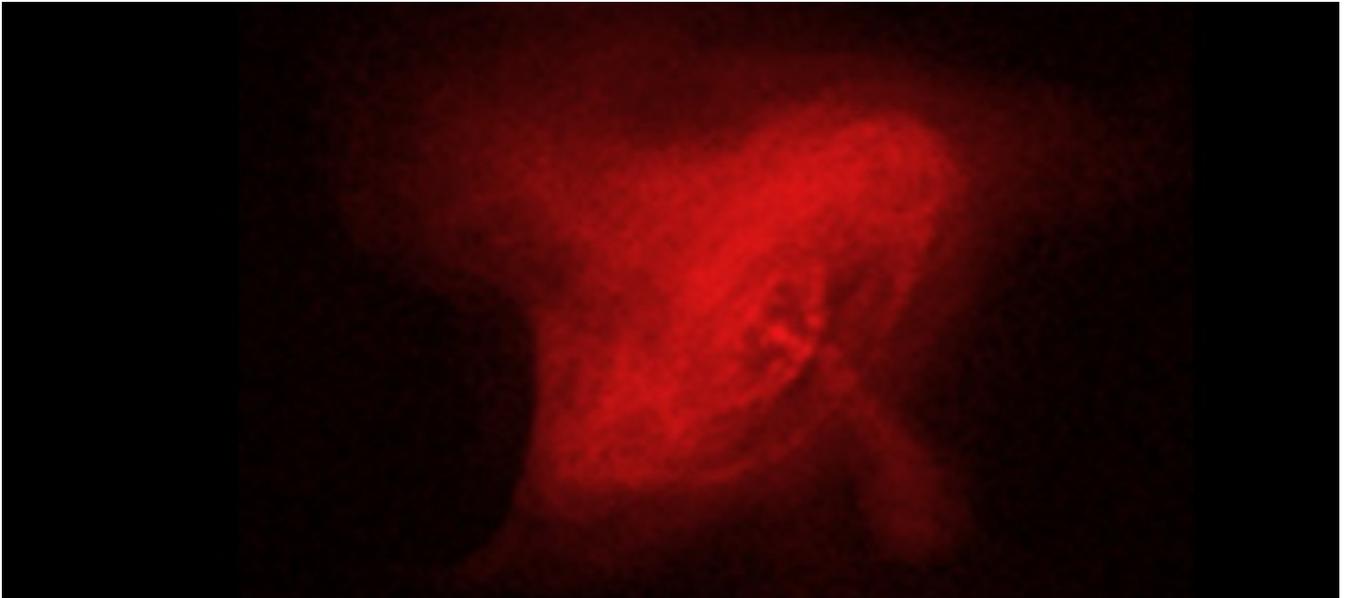


Química é a ciência que estuda a composição e estrutura da matéria e as transformações que ela sofre. Devido ao fato de tudo no universo ser composto por matéria, química é o estudo do nosso mundo material. A química toca nossas vidas e influencia nossas atividades em tantos caminhos que é frequentemente chamada de ciência central.

Nós praticamos química o tempo todo nas nossas atividades diárias, ou seja, o ato de cozinhar, lavar roupa, tomar remédio, adubar o gramado, pintar a casa, ou acender um palito de fósforo, por exemplo, estão diretamente relacionados com esta ciência. Em todas estas atividades, substâncias interagem e mudanças químicas ocorrem. No nosso corpo, quando respiramos, caminhamos e os alimentos sofrem digestão, reações químicas ocorrem constantemente. Os problemas ambientais que vivenciamos e lidamos hoje em dia, como a disposição de efluentes líquidos domésticos e industriais, a chuva ácida, o efeito estufa, o *smog* fotoquímico, dentre outros tantos, são todos essencialmente problemas químicos. Muitos bens são agora feitos de polímeros e cerâmicas ao invés de madeira e metal graças à nossa habilidade em produzir materiais com propriedades não encontradas na natureza.

Não obstante, a química é fundamental na atual revolução da biologia molecular, que está explorando os detalhes de como a vida é geneticamente controlada, ou seja, nenhuma pessoa hoje em dia pode compreender o mundo moderno sem um conhecimento básico de química.

Capítulo 1- Conceitos Básicos de Estrutura da Matéria



O Universo pode parecer estranho quando não o compreendemos

1.1 – Matéria e Teoria Atômica

A palavra matéria tem origem na palavra *materia*, do Latim. Em Latim, matéria significa “*aquilo de que uma coisa é feita*”. Matéria é tudo aquilo que compõem as coisas, que ocupa espaço, que tem peso e que pode impressionar os nossos sentidos. Então, estudar a estrutura da matéria é estudar a forma como a matéria é organizada.

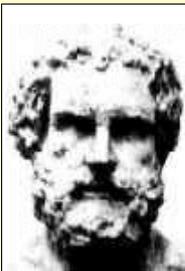
A primeira manifestação de pensamento científico genuíno é tradicionalmente atribuída a Tales, que viveu no século VI a.C. na cidade grega de Mileto, na costa da Jônia (hoje sudoeste da Turquia). É impossível ter a medida exata do efeito do novo modo filosófico de pensar atribuído a Tales. O conhecimento da civilização ocidental está baseado nele. Olhando para trás, podemos ver que, desde seus primeiros instantes, esse novo modo de pensar continha certos pressupostos básicos. Estes iriam determinar (e mais de dois milênios e meio mais tarde continuam determinando) tanto a forma quanto o conteúdo de nosso conhecimento. Eram pressupostos que sustentariam todo o pensamento científico subsequente. Tales fez as perguntas: “Por que as coisas acontecem como acontecem?” e “De que é feito o mundo e como é feito?” Ao respondê-las, presumiu que a resposta devia ser formulada em termos de matéria básica de que o mundo é feito. Presumiu também que há uma unidade subjacente à diversidade do mundo. Mas, talvez o mais significativo de tudo, presumiu que há respostas para estas perguntas. E que essas respostas podem ser dadas na forma de uma teoria – palavra que deriva do grego “*olhar para, contemplar ou especular*” – passível de teste.

Sabemos, atualmente, que toda a matéria existente no universo é formada por átomos, mas a constituição e a caracterização desses átomos é ainda indefinida e já passou por muitas modificações. Pela sua natureza microscópica, o átomo não pode ser diretamente visualizado, sendo então imaginado um modelo para a sua descrição. Um modelo é constituído em cima de conhecimentos, experiências e instrumentos disponíveis na época em que é postulado. O modelo é válido e aceito enquanto explicar satisfatoriamente os fenômenos observados até aquele momento. Quando novos fatos são descobertos e não são explicados pelo modelo, ele é alterado ou substituído por outro. O modelo não é uma realidade, mas uma possibilidade imaginada pela mente humana, sempre passível de evolução.

Assim como o corpo humano é composto por células, a matéria é composta por átomos sendo que este é tido como a unidade fundamental da matéria. O conceito de que a matéria é composta por pequenas porções de matéria surgiu com Demócrito (460 - 370 a.C.). Demócrito desenvolveu uma teoria de que o universo é formado por espaço vazio e por um número (quase) infinito de partículas invisíveis, que se diferenciam umas das outras em sua forma, posição, e disposição. Toda a matéria é feita das partículas indivisíveis chamadas átomos.



Átomo segundo Demócrito



Demócrito

Demócrito de Abderea nasceu por volta do ano 460 a.C. em Abderea, Grécia, e faleceu ao redor do ano 370 a.C. No século IV a.C., Demócrito postulou a sua teoria atômica onde afirmava basicamente que o átomo era a menor partícula constituinte da matéria e não podia ser dividido, pois se o fosse perderia as suas propriedades.

Através de Demócrito também surgiu a palavra átomo, que quer dizer:

a = não
tomos = cortar ou dividir
a + tomos = não divisível = átomo

Os conceitos atômicos de Demócrito se mantiveram sólidos como rochas por mais de dois mil anos, sendo apenas complementados por John Dalton em 1804.

Entre 1803 e 1804, John Dalton estabeleceu alterações na teoria atômica, que foram detalhadas em 1808. Dalton introduziu o conceito de descontinuidade da matéria. Foi a primeira teoria científica que considerava que a matéria era composta por átomos, tendo em vista que a teoria de Demócrito, apesar de correta, era filosófica pois não se apoiava em nenhum experimento rigoroso.

Para a sua teoria atômica, Dalton fez 4 postulados:

- 1*- A matéria está dividida em partículas indivisíveis e inalteráveis, que se chamam átomos.
- 2** - Todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos entre si, apresentando a mesma massa e as mesmas propriedades.
- 3- Os átomos de elementos diferentes possuem massa e propriedades diferentes.
- 4- Os compostos se formam quando os átomos se combinam em uma relação constante e proporcional.

** Atualmente, sabemos que os átomos podem se dividir e sofrer alterações, podendo ser, inclusive, parte de sua massa convertida em energia pela relação $E=mc^2$.*

*** O conceito de isótopos, introduzido mais tarde, altera o segundo postulado, pois isótopos são átomos de um mesmo elemento que possuem massas diferentes.*

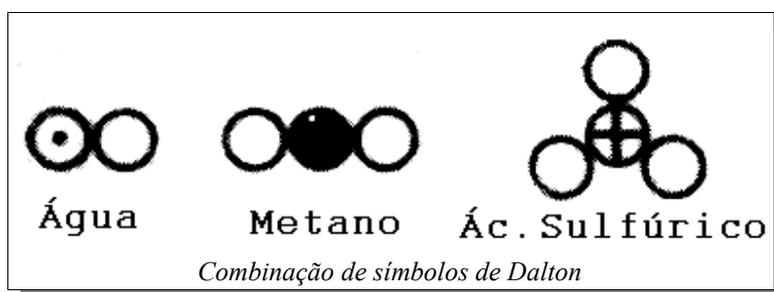
Na época de Dalton haviam sido isolados apenas 36 elementos químicos e ainda se utilizavam símbolos vindos da alquimia para representar tais elementos. O próprio Dalton foi autor de uma destas simbologias. Veja a ilustração a seguir adaptada de um de seus livros.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
21	22	23	24	25	26	27	28	29	30
31	32	33	34	35	36				

New System of Chemical Philosophy, Vol. 1. Part 1

1. Oxigênio	10. Mercúrio	19. Arsênio	28. Cálcio
2. Hidrogênio	11. Cobre	20. Cobalto	29. Magnésio
3. Nitrogênio	12. Ferro	21. Manganês	30. Bário
4. Carbono	13. Níquel	22. Urânio	31. Estrôncio
5. Enxofre	14. Latão	23. Tungstênio	32. Alumínio
6. Fósforo	15. Chumbo	24. Titânio	33. Silício
7. Ouro	16. Zinco	25. Cério	34. Ítrio
8. Platina	17. Bismuto	26. Potássio	35. Berílio
9. Prata	18. Antimônio	27. Sódio	36. Zircônio

Os símbolos de Dalton não eram muito diferentes dos símbolos mais antigos da alquimia, porém traziam uma inovação. Cada átomo possuía um símbolo próprio e a fórmula de um composto era representada pela combinação destes símbolos. Veja os exemplos:



A nomenclatura utilizada por Dalton, que é basicamente a mesma utilizada até hoje, foi introduzida pelo Francês **Antoine Lavoisier**¹, em 1787, no livro *Methods of Chemical Nomenclature*. Antes de ser decapitado, em 1794 na revolução francesa, entre outras coisas, Lavoisier escreveu o livro *Reflexions sur le Phlogistique* (1783), que terminou com a teoria do flogístico e também escreveu

¹ Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794). Maior Químico da história da França. Foi Decapitado na revolução francesa.

o livro *Traité Élémentaire de Chimie*, em 1789, que é considerado como o primeiro livro da Química moderna.

O uso de símbolos abstratos só terminou por volta de 1813-1814, com Berzelius², que, além de ter isolado o cálcio, bário, estrôncio, silício, titânio e o zircônio, também descobriu o selênio, o tório e o célio. Quando Berzelius decidiu que era hora de mudar as coisas ele realmente mudou. Tendo em vista que os símbolos antigos não eram fáceis de escrever, desfiguravam os livros e não colaboravam em nada para a sua memorização, Berzelius propôs que os símbolos fossem representados por letras, baseadas na letra inicial do nome em Latim de cada substância elementar.

Com algumas alterações, os símbolos dos elementos continuam os mesmos até hoje. Por exemplo, Oxigênio = O, Chumbo = Pb....

Questões para discutir

- ✓ *Na sua opinião, sem desmerecer o trabalho do Químico Inglês John Dalton, que reavivou a discussão sobre o átomo, lhe parece que Dalton criou um modelo atômico novo ou simplesmente plagiou o modelo de Demócrito?*
- ✓ *Você acha que John Dalton teria contribuído muito mais para a ciência se ele tivesse simplesmente feito o que Berzelius fez, isto é, substituir os símbolos antigos pela metodologia usada até hoje ao invés tentar reescrever os símbolos tradicionais?*

A evolução do conceito de matéria e do átomo não parou por aí. Antes do modelo mais atual, o modelo da mecânica ondulatória, ainda houve 7 aperfeiçoamentos no modelo atômico. Isto ocorreu apenas porque o homem começou a entender cada vez melhor a estrutura da matéria. Vamos ver todos estes modelos, dando maior ou menor atenção a cada um deles devido à sua relevância.

1.1.1 - A descoberta do elétron

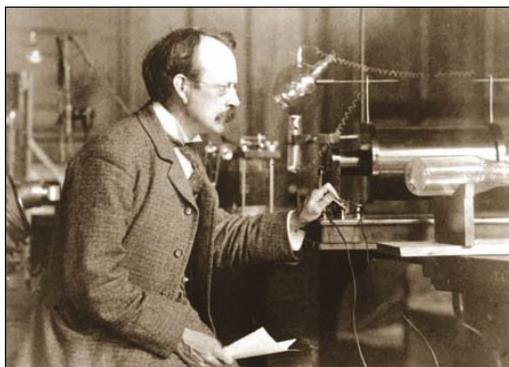
No século XIX, os trabalhos de Henrich Geissler (1859), Johann Hittorf (1869) e William Crookes (1886) mostraram experimentalmente que, quando submetidos a baixas pressões, os gases podem tornar-se condutores elétricos. Para chegar a essa conclusão, eles utilizaram o chamado *tubo de raios catódicos*, isto é, uma ampola de vidro ligada a uma bomba de vácuo que visa diminuir a pressão interna. Nas duas pontas do tubo há extremidades metálicas (chamadas de eletrodos) ligadas a uma bateria. Quando a pressão interna chega a cerca de um décimo da pressão ambiente, observa-se que o gás entre os eletrodos passa a emitir uma luminosidade. Quando a pressão diminui ainda mais (cerca de cem mil vezes menor do que a pressão ambiente), a luminosidade desaparece, restando apenas uma mancha luminosa atrás do pólo positivo. Os cientistas atribuíram essa mancha a raios (de natureza desconhecida) provenientes do pólo negativo, chamado de cátodo. Esses raios foram denominados *raios catódicos*.



Tubo de raios catódicos

A primeira inovação veio com o modelo atômico de Thomson, que já utilizou o recém-descoberto elétron para atualizar o modelo de Demócrito/Dalton. O modelo atômico de Thomson, proposto em 1897, propusera uma resposta à seguinte pergunta: “Como os elétrons e os prótons estariam distribuídos no átomo?”.

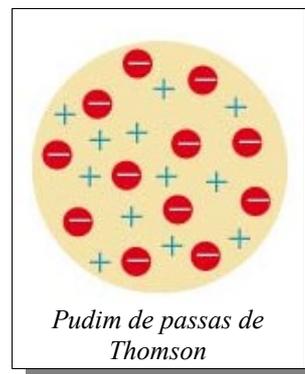
2 Jons Jakob Berzelius (1779-1848). Químico Sueco.



Thomson em seu laboratório

Thomson sugeriu que a massa total do átomo seria devida quase que totalmente apenas às cargas positivas (prótons). Estas estariam espalhadas, uniformemente, por toda uma esfera, formando uma massa compacta e uniforme. Na superfície dessa massa estariam aderidos os elétrons, espaçados de modo uniforme.

Esse modelo ficou conhecido como “*pudim de passas*”, onde se assemelharia a um pudim coberto com passas, em que o pudim seria a massa de cargas positivas e as



passas os elétrons. Neste modelo já se compreendia a divisibilidade do átomo, porém o átomo era considerado como uma esfera de carga positiva, com os elétrons distribuídos ao seu redor.

Tal modelo foi aceito até 1911, quando Ernest Rutherford propôs um outro modelo mais aprimorado. Esse novo modelo se originou de uma interessante experiência, que será descrita a seguir.

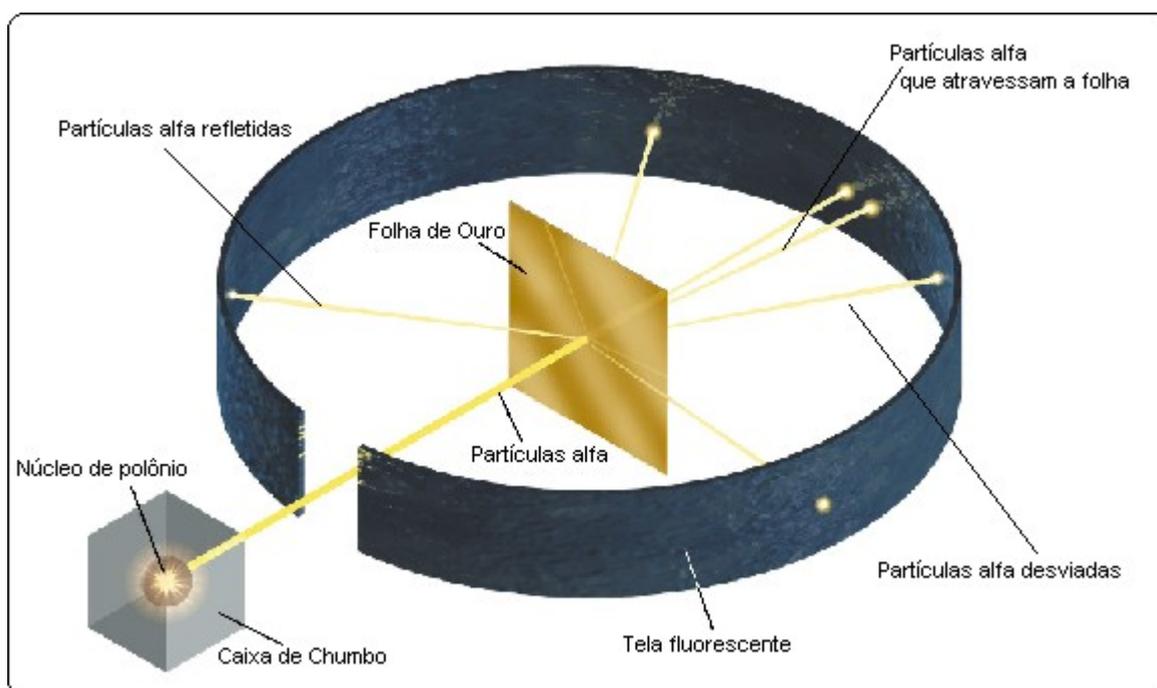
1.1.2 - O átomo de Rutherford



Rutherford

A segunda e terceira grandes inovações vieram com **Ernest Rutherford**, em 1911 e 1912. Rutherford conseguiu criar dois modelos atômicos que até hoje são as representações mais reconhecidas do átomo. Rutherford criou primeiro um modelo estático e, posteriormente, um modelo dinâmico.

Para desenvolver seu modelo atômico, Rutherford realizou experiências com partículas alfa, provenientes de uma amostra de Polônio em um elaborado experimento, conforme a ilustração a seguir.



A experiência de Rutherford consistiu em lançar um jato de partículas α emitidas pelo polônio (um elemento radioativo) sobre uma finíssima lâmina de ouro*, para observar se essas partículas iriam sofrer algum desvio ao passarem pelos átomos da lâmina de ouro. Rutherford lançou mão deste experimento no qual tentou verificar se os átomos eram realmente maciços, utilizando, para isso, partículas α , que tem carga elétrica positiva, como projéteis.

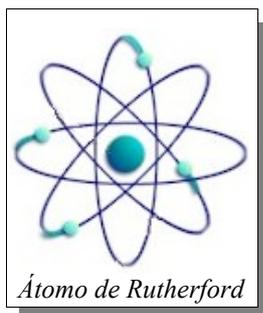
* A lâmina precisava ser extremamente fina (0,001 mm de espessura), pois já se sabia que as partículas alfa não conseguem atravessar obstáculos de maior espessura. A lâmina não precisava ser necessariamente de ouro, podendo ser de outro metal. Entretanto, o ouro foi escolhido por ser muito maleável e, portanto, mais adequado à preparação da lâmina.

Os resultados evidenciaram três comportamentos diferentes:

1. A maior parte das partículas alfa consegue atravessar a lâmina de ouro sem sofrer nenhum desvio. Esse fato indica que essas partículas não encontram nenhum obstáculo pela frente e seguem seu percurso em linha reta.
2. Algumas partículas α conseguem atravessar a lâmina, porém sofrendo um desvio muito forte em seu caminho. Esse fato mostra que essas partículas encontravam algum obstáculo, porém não muito grande, quando atravessavam os átomos da lâmina.
3. Pouquíssimas partículas alfa não conseguem atravessar a lâmina e voltam para o mesmo lado de onde são lançadas. Esse fato evidencia que essas partículas encontram um obstáculo irremovível ao colidirem em algum ponto dos átomos da lâmina.

Se o átomo fosse realmente igual ao modelo anteriormente proposto por Thomson, como uma massa compacta de cargas positivas distribuídas de modo uniforme por todo o metal, então as partículas alfa não sofreriam desvios fortes e muito menos iriam voltar.

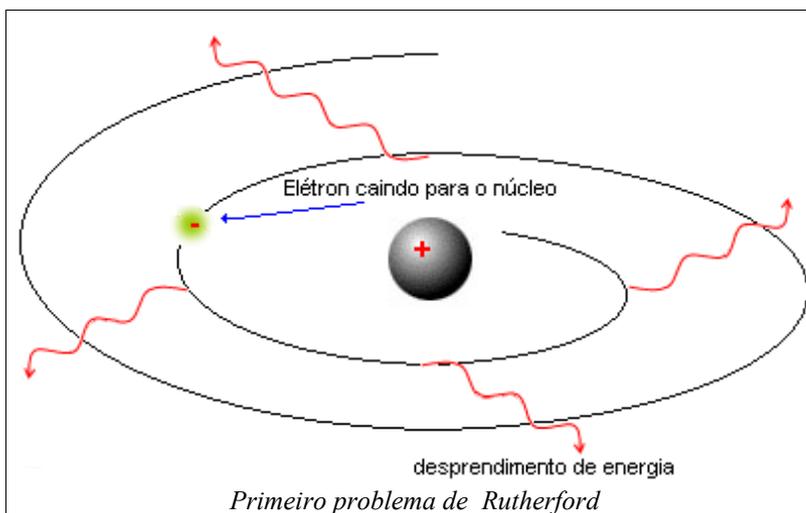
Conclusões de Rutherford



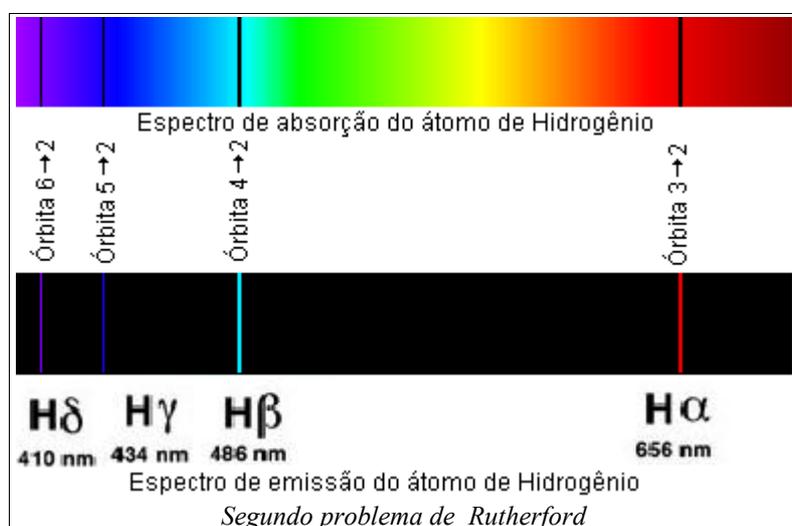
- O átomo não é maciço, apresentando mais espaço vazio do que preenchido;
- A maior parte da massa do átomo se encontra em uma pequena região central (núcleo) dotada de carga positiva, onde estão os prótons;
- Os elétrons estão localizados em uma região ao redor do núcleo, chamada de eletrosfera.
- Esse modelo ficou conhecido como “modelo do sistema solar”, em que o sol seria representado pelo núcleo e os planetas pelos elétrons ao redor do núcleo (na eletrosfera).

Apesar de sofisticado e popular, o modelo de Rutherford tinha alguns problemas, pois ele não conseguia explicar de forma coerente as **raias espectrais** dos elementos químicos e também não conseguia explicar a **órbita dos elétrons**.

De acordo com a teoria de Rutherford, os elétrons podiam orbitar o núcleo a qualquer distância. Quando os elétrons circundam em volta do núcleo, estariam mudando constantemente sua direção. A eletrodinâmica clássica (que trata do movimento dos elétrons) explica que, tais elétrons que mudam constantemente sua direção, seu sentido, sua velocidade ou ambos, devem continuamente emitir radiação. Ao fazer isto, perdem energia e tendem à espiralar para o núcleo.



Isto significa que os átomos seriam instáveis, completamente o contrário da realidade.



Como a descrição do átomo de Rutherford não está inteiramente correta, ela não esclareceu algumas observações que já tinham sido feitas. Talvez a mais importante destas observações fosse à respeito do comportamento de determinados gases. Estes gases, a pressão baixa, emitem luz em um jogo de faixas discretas do espectro eletromagnético.

Isto é completamente diferente da radiação emitida por sólidos, que é espalhada uniformemente através do espectro eletromagnético. As emissões da radiação destes gases eram importantes porque mostraram que, ao

menos sob algumas circunstâncias, as órbitas dos elétrons não podem estar a qualquer distância do núcleo, mas confinadas a distâncias discretas do mesmo (ou a estados da energia específicos).

1.1.3 – O átomo de Niels Bohr

A próxima grande evolução na compreensão da estrutura do átomo veio com o modelo atômico de **Niels Bohr**. Todavia, devido à grande sofisticação matemática deste modelo e dos que o sucederam, a plena compreensão mais sofisticada da estrutura da matéria ficou restrita a um grupo cada vez mais seleto de cientistas. É curioso que o aumento da compreensão da estrutura do átomo reduza o número de pessoas que o compreendem.

A teoria atômica de Bohr foi publicada entre 1913 e 1915. Ela conseguiu explicar perfeitamente o espectro do átomo de hidrogênio, que a teoria de Rutherford não conseguia explicar. Para isto, Bohr aceitou o modelo dinâmico de Rutherford com três postulados.

1- Os elétrons giram ao redor do núcleo em órbitas circulares (modelo de Rutherford), porém sem emitir energia radiante (estado estacionário).

* *Radiação, do Latim, radiatione. Método de transferência de energia calorífera ou de qualquer espécie, emitida sob a forma de ondas ou partículas, que não necessita de um material como meio de propagação. Por exemplo, a energia calorífera que a Terra recebe do Sol, a luz, o som, os raios X,*

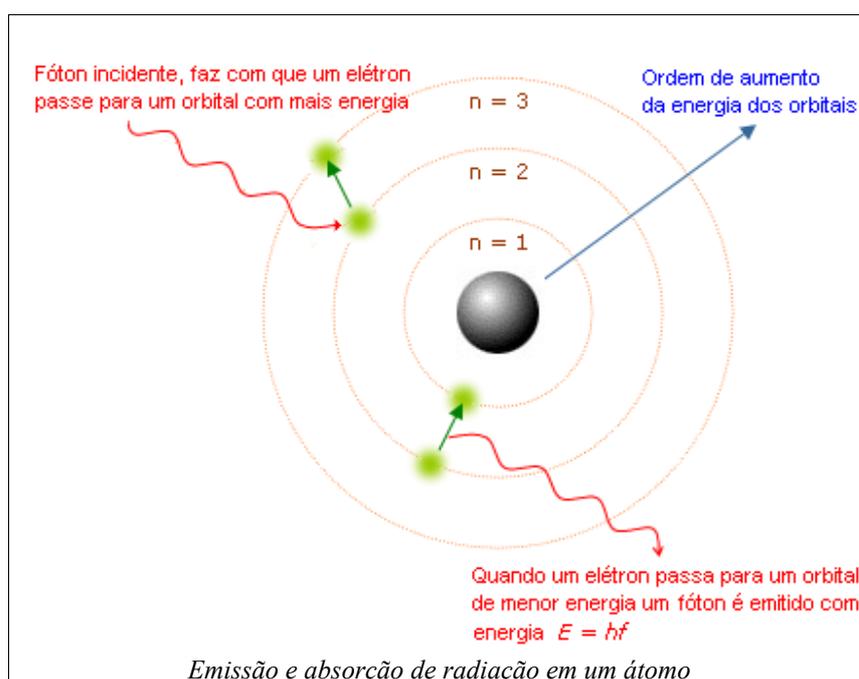
a radiação eletromagnética, os raios infravermelhos, etc...

2- Um átomo emite energia sob a forma de luz somente quando um elétron pula de um orbital de maior energia para um orbital de menor energia. $\Delta E = h \cdot f$, a energia emitida é igual a diferença de energia dos dois orbitais envolvidos no salto.

3- As órbitas possíveis são aquelas em que o elétron possui um momento angular múltiplo inteiro de $h/2\pi$.

Desta forma, o terceiro postulado nos indica que o elétron não pode estar a qualquer distância do núcleo, porém ele fica limitado a poucas órbitas possíveis, as quais são definidas por um parâmetro denominado número quântico principal n . (Mais detalhes sobre números quânticos serão apresentados posteriormente)

$$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, \dots, \infty$$



No modelo atômico de Bohr, notamos que:

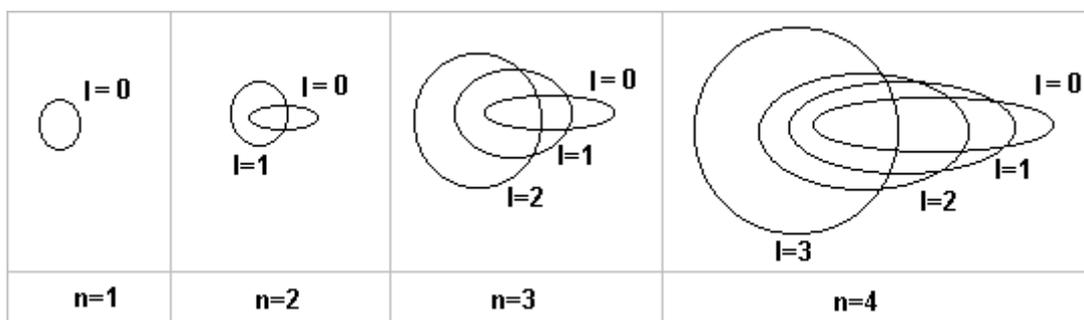
- 1- O modelo atômico de Bohr explica o espectro principal do átomo de hidrogênio e de átomos hidrogenóides (com apenas um elétron).
- 2- Permite calcular raios e velocidade para o Hidrogênio e átomos hidrogenóides (com apenas um elétron).
- 3- Não explica o espectro fino.
- 4- Cálculos de raios e velocidade para H e átomos hidrogenóides para valores altos de n e de Z perdem o significado.
- 5- Para átomos multieletrônicos, as ideias de raio e velocidade perdem o significado.
- 6- Velocidade descontínua, em pulsos, pacotes ou quanta.
- 7- Raio descontínuo, em saltos ou pulsos.

→ Aplicações do modelo de Bohr

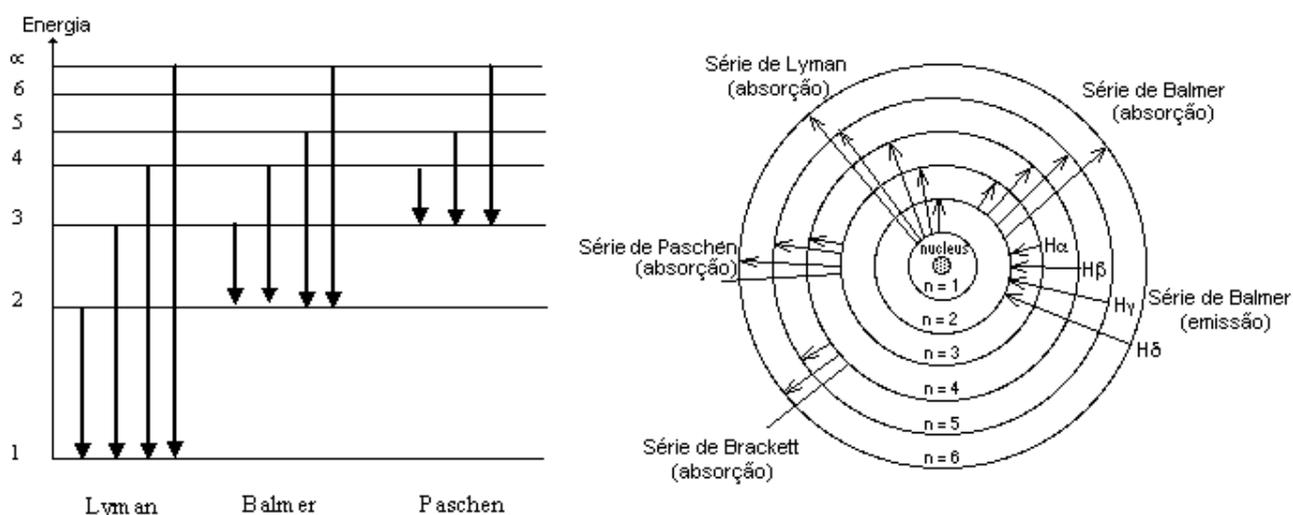
- Teste da chama;
- Fogos de artifício;
- Luminosos e lâmpadas (neônio e lâmpadas de vapor de Na ou Hg);
- Fluorescência e Fosforescência;
- Raio Laser;
- Bioluminescência: a luz dos vaga-lumes;

O modelo atômico continuou a evoluir. Sommerfeld solucionou o problema surgido logo após Niels Bohr enunciar seu modelo atômico, pois verificou-se que um elétron, numa mesma camada, apresentava energias diferentes. Tal fato não poderia ser possível se as órbitas fossem circulares. Então, Sommerfeld sugeriu que as órbitas fossem elípticas, pois elipses apresentam diferentes excentricidades, ou seja, distâncias diferentes do centro, gerando energias diferentes para uma mesma camada eletrônica.

Para isto, Sommerfeld introduziu o número quântico secundário, que define o formato da órbita do elétron. Para o número quântico principal igual à 1 ($n=1$), a órbita só pode ser esférica. Para $n=2$ existem dois formatos de órbitas possíveis ($l=1$ esférico, e $l=0$ elíptico). Para qualquer número quântico principal n existem n formatos de órbitas possíveis.



Utilizando a Teoria da Relatividade Restrita, Sommerfeld foi capaz de explicar o desdobramento da série clássica de Balmer relativa ao átomo de Hidrogênio.



A série de Balmer corresponde às transições entre o nível 2 e os níveis 3,4,5...

Em seguida, surgiram mais algumas contribuições de outros cientistas, a saber:

- **Louis Victor De Broglie (1925)**: propõe que o elétron também apresenta, tal como a luz, uma natureza dualística de onda e partícula (comportamento duplo), justificado mais tarde, em 1929, pela primeira difração de um feixe de elétrons obtida pelos cientistas *Davisson e Germer*.
- **Werner Heisenberg (1927)**: demonstrou, matematicamente, que é impossível determinar ao mesmo tempo, a posição, a velocidade e a trajetória de uma partícula subatômica, sendo importante caracterizá-la pela sua energia, já que não é possível estabelecer órbitas definidas. Este enunciado recebeu a denominação de **Princípio da Incerteza** ou **Indeterminação** de Heisenberg.
- **Erwin Schrödinger (1933)**: valendo-se do comportamento ondulatório do elétron, estabeleceu complexas equações matemáticas que permitiam determinar a energia e as regiões de probabilidade de encontrar os elétrons (orbitais, e não órbitas definidas). Schrödinger recebe o Prêmio Nobel por seu trabalho sobre Mecânica Quântica Ondulatória e suas aplicações à estrutura atômica. Abandonava-se definitivamente o modelo planetário do átomo de Rutherford-Bohr e surgia um novo modelo atômico, o modelo mecânico-quântico do átomo.

1.1.4 – O átomo de Theodoro Ramos

O próximo passo na evolução do conhecimento da estrutura da matéria foi dado por um brasileiro, chamado Theodoro Augusto Ramos. Numa época em que sequer existiam computadores, Theodoro Ramos foi o primeiro a utilizar a Teoria da Relatividade Geral de Albert Einstein para explicar as raias espectrais do átomo de Hidrogênio através de uma série de complexos cálculos de difícil interpretação até mesmo para os dias de hoje.



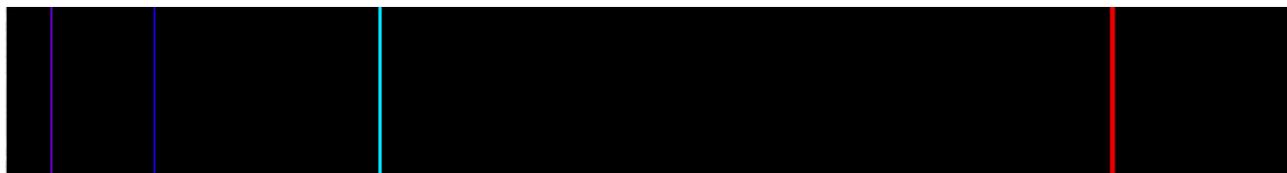
Theodoro Augusto Ramos

Theodoro Augusto Ramos foi graduado em Engenharia Civil pela Escola Politécnica do Rio de Janeiro em 1917. A Escola Politécnica é uma escola cuja origem remonta a 1792, sendo um dos mais antigos cursos superiores do País. No ano seguinte, Theodoro Ramos obteve o grau de doutor em Ciências Físicas e Matemáticas pela mesma Instituição ao defender a tese intitulada *Sobre as Funções de Variáveis Reais*. Em março do mesmo ano, adquiriu o cargo de Professor Substituto na Escola Politécnica de São Paulo. Dentre outras grandes realizações de Theodoro Ramos, não pode ser esquecido o fato de ele ter sido o primeiro diretor da Faculdade de Filosofia, Ciências e Letras da USP, faculdade que ainda estava nascendo e que ele ajudou a criar. Colaborou com a escolha e contratação de mestres estrangeiros para os cursos da FFCL, entre os quais citamos Luigi Fantappiè e Gleb Wataghin.

Em Março de 1929, Theodoro Ramos publicou nos *Annaes da Academia Brasileira de Ciências* um artigo chamado A THEORIA DA RELATIVIDADE E AS RAIAS ESPECTRAES DO HYDROGENIO (note que o título esta de acordo com o Português da época - Brasil década de 20). Neste artigo, as raias do espectro do átomo de Hidrogênio foram, pela primeira vez, explicadas, utilizando-se os princípios da Teoria da Relatividade Geral de Albert Einstein.



Espectro de absorção do átomo de Hidrogênio

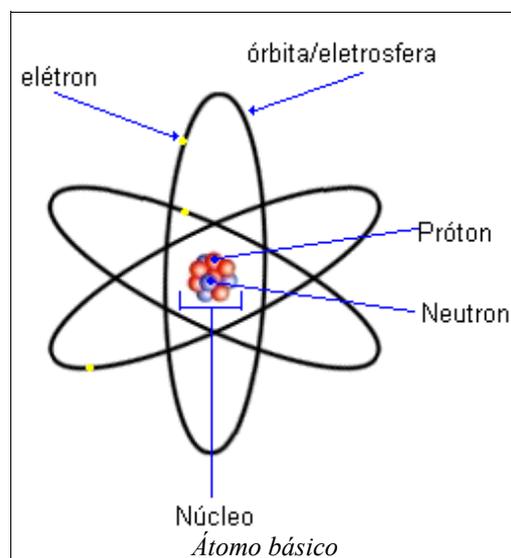


Espectro de emissão do átomo de Hidrogênio

E agora, depois de tudo isso, o que é preciso mesmo saber sobre o átomo?

O mínimo que você deve saber sobre o átomo é:

1. O átomo pode ser dividido;
2. Como o átomo pode ser dividido, ele é, obviamente, composto por partículas menores;
3. As partículas básicas que compõem o átomo são os prótons, os neutros e os elétrons. (Estas também podem ser divididas, mas isto não é abordado neste nível). Estas são as chamadas partículas fundamentais;
4. A maior parte da massa do átomo está no seu núcleo;
5. Os elétrons não estão posicionados a uma distância qualquer do núcleo, mas sim em regiões bem determinadas, chamadas de órbitas.
6. Os orbitais também são chamados de camadas, e as camadas são denominadas pelos símbolos K, L, M, N, O, P e Q.
7. Quanto mais afastada do núcleo é a órbita (camada) de um elétron, maior é a sua energia;
8. Quando um elétron pula de um orbital para outro ele deve emitir ou absorver energia na forma de luz (um fóton).
9. Características das partículas fundamentais.



Partícula	Carga	Massa
Próton (p)	+	1
Nêutron (n)	Neutra	1
Elétron (e ⁻)	-	9,109389x10 ⁻³¹ kg

Exercícios:

- Quais foram os primeiros pensadores (filósofos) a discutirem a ideia de átomo e o que diziam a respeito?
- Como era o átomo de acordo com o modelo de Dalton? Com o que era comparado?
- Quais foram os postulados de Dalton?
- J.J. Thomson descobriu uma partícula elétrica de carga negativa até então desconhecida, o elétron. Dessa forma, aparecia então uma nova concepção de modelo atômico. Com o que era comparado o modelo de Thomson? Faça um desenho para exemplificar melhor.
- Cerca de 14 anos após o modelo de Thomson, um outro cientista, Ernest Rutherford, realizou um experimento para tentar comprovar se o átomo seria mesmo maciço ou não, já que já se sabia da existência de partículas positivas e negativas. Descreva este experimento explicando o que foi feito com o auxílio de um desenho ilustrativo. Além disso, quais foram as conclusões de Rutherford com este experimento e a que era comparada o seu modelo atômico?
- Dois anos após Rutherford apresentar a sua ideia sobre o átomo, outro cientista, Niels Bohr, fez algumas complementações sobre o modelo de Rutherford. Quais foram os postulados do modelo atômico de Bohr?
- Cite algumas aplicações do modelo de Bohr no nosso dia-a-dia e como podem ser explicadas essas aplicações (relacione com a absorção e liberação de energia).
- Faça um quadro-resumo das principais diferenças entre os modelos atômicos de Dalton, Thomson, Rutherford e Bohr.
- Na experiência de Rutherford foram obtidos os seguintes resultados:
 - A maioria das partículas α atravessava a lâmina sem sofrer qualquer desvio.
 - Um número muito pequeno de partículas α , ao atravessar a lâmina, sofreu um intenso desvio.
 - Um número ainda maior de partículas α não atravessa a lâmina e volta para o mesmo lado de onde foi lançado.

Que conclusão foi possível extrair desses fatos?
- O elemento sódio, ao ser suficientemente aquecido, emite uma luz amarela. Justifique essa afirmação.
- (UPF)** A proposição de uma forma de quantificação de energia, para os diferentes níveis de energia que o elétron ocupa no átomo; a emissão ou absorção de energia, através da promoção ou decaimento de um elétron, para órbitas mais ou menos elevadas; e a existência de órbitas circulares bem determinadas para os elétrons, em torno de um átomo, são proposições do modelo atômico de:
 - Rutherford
 - Thomson
 - Dalton
 - Lavoisier
 - Bohr
- (FAPA)** Segundo o modelo atômico mais recente, a eletrosfera é uma região do átomo:
 - onde somente ocorrem saltos de elétrons na camada mais externa, quando são excitados.
 - onde os elétrons estão girando em órbitas circulares em torno do núcleo.
 - onde os elétrons estão transitando em níveis e subníveis de energia.
 - que existe somente em elementos eletronegativos.
 - na qual são encontrados elétrons e nêutrons formando uma massa densa e sólida.
- (FAPA)** Em relação à teoria de Dalton que afirmava que o átomo era sólido e indivisível, é verdadeira a alternativa:
 - Na visão de Dalton, o átomo possuía prótons e nêutrons, mas não elétrons.
 - A teoria atômica de Dalton discordava totalmente das teorias seguintes como a do “pudim – de – ameixas” de Thomson.
 - A teoria de Dalton é considerada, atualmente, a mais correta.
 - Rutherford enunciou que o átomo era formado por partículas negativas que giravam em torno de um núcleo positivo, concordando, assim com Dalton, pois o

núcleo sempre é sólido e indivisível.

- e) Bohr, quando verificou que a órbita dos elétrons era elíptica, utilizou como base a teoria atômica de Dalton.

b) John Dalton em 1808.

c) Joseph John Thomson em 1898.

d) Ernest Rutherford em 1911.

e) Niels Bohr em 1913.

14. (UFRGS) As diferentes propostas para o modelo atômico sofreram modificações que estão citadas cronologicamente. Qual dessas associações entre o autor e o modelo está incorreta?

- a) DALTON: partículas indivisíveis, indestrutíveis e imperecíveis.
b) THOMSON: esfera positiva com cargas negativas internas.
c) RUTHERFORD: átomo nuclear com elétrons externos.
d) BOHR: o modelo de Rutherford, com elétrons em orbitais (=caráter ondulatório).
e) DE BROGLIE: elétron com a concepção onda-partícula.

15. (UFRGS) O modelo atômico que suscitou a idéia de átomo com estrutura elétrica foi o:

- a) de Dalton.
b) de átomo planetário de Rutherford.
c) de Bohr.
d) de mecânica ondulatória.
e) de Thomson.

16. (UFRGS) Em 1911, no bombardeamento de uma fina folha metálica com partículas alfa, observou-se que a maior parte delas atravessava a lâmina, e apenas algumas desviavam ou até mesmo eram refletidas. Um físico sugeriu, então, um modelo atômico que concordava com o experimento, mas contradizia as leis da física clássica. Um outro físico aplicou idéias quânticas à estrutura atômica, chegando a um modelo atômico aprimorado que concordava com essas observações experimentais. Esse último físico foi:

- a) Bohr. b) Dalton. c) De Broglie.
d) Rutherford. e) Thomson.

17. (PUC-RS) A luz que provém de uma lâmpada comum tem origem nos saltos de elétrons para níveis mais externos e seu retorno para o nível original, liberando energia na forma de ondas eletromagnéticas. A busca da compreensão desse fenômeno faz parte da tentativa de explicar o átomo, proposta por:

- a) Leucipo e Demócrito no século V a.C.

18. (UFRGS) Uma moda atual entre as crianças é colecionar figurinhas que brilham no escuro. Essas figurinhas apresentam em sua constituição a substância sulfeto de zinco. O fenômeno ocorre porque alguns elétrons que compõem os átomos dessa substância absorvem energia luminosa e saltam para níveis de energia mais externos. No escuro esses elétrons retornam aos seus níveis de origem, liberando energia luminosa e fazendo a figurinha brilhar. Essa característica pode ser explicada considerando o modelo atômico proposto por:

- a) Dalton. b) Thomson. c) Lavoisier.
d) Rutherford e) Bohr.

19. (PUC-RS) A luz emitida por lâmpadas de sódio, ou de mercúrio, da iluminação pública, provém de átomos que foram excitados. Esse fato pode ser explicado considerando o modelo atômico de:

- a) Demócrito. b) Bohr. c) Dalton.
d) Thomson. e) Mendeleev.

20. Faça a associação correta:

- 1-Dalton.
2-Rutherford
3-Bohr
4-De Broglie
5-Sommerfeld
6-Heisenberg
7-Thomson
8- Schrödinger

() pudim de passas.

() o átomo tem núcleo central muito denso onde se concentra praticamente toda a massa do átomo

() 1º modelo a introduzir a idéia de carga elétrica no átomo.

() 1º modelo baseado em experiências.

() princípio da incerteza

() elétrons giram em órbitas elípticas

() partícula-onda

() os elétrons giram ao redor do núcleo em órbitas bem definidas, formando uma região denominada eletrosfera

() modelo planetário

() bombardeamento de partículas alfa em

lâminas de ouro
 () quando um elétron gira em determinada órbita não emite nem absorve energia
 () modelo baseado nas leis ponderais
 () quando o átomo recebe energia, o elétron salta de uma órbita mais interna para uma mais externa
 () ao voltar para uma órbita mais interna o elétron emite energia
 () átomo maciço e indivisível
 () modelo da mecânica ondulatória
 () é impossível determinar simultaneamente a posição e a velocidade de um elétron no átomo.

21. Quem foi Theodoro Augusto Ramos?

22. Qual a contribuição de Theodoro Augusto Ramos aos modelos atômicos?

23. O átomo pode ou não ser dividido?

24. Quais as partículas básicas que compõem o átomo?

25. Onde se encontra a maior parte da massa do átomo?

26. O que ocorre quando um elétron pula de um orbital para outro?

27. Onde estão posicionados os elétrons?

28. Diferencie, em termos de massa e carga elétrica, os prótons, elétrons e nêutrons.

29. O modelo atômico de Bohr introduziu importantes inovações em relação aos modelos anteriores. Entre elas, podemos citar:

- a) A matéria é descontínua.
- b) Existência de nêutrons.
- c) A matéria possui natureza elétrica.
- d) Quantização da energia.
- e) Explicação da experiência de Rutherford.

30. As ondas _____, ao contrário das ondas _____, conseguem se propagar no _____.

A alternativa que completa corretamente o texto é:

- a) mecânicas / eletromagnéticas / vácuo.
- b) eletromagnéticas / mecânicas / vácuo.
- c) naturais / artificiais/ espaço sideral.
- d) criadas por aparelhos eletrônicos / criadas pelos instrumentos musicais / ar atmosférico.

A evolução do átomo não para por aqui, mas não há muito sentido em estudar a estrutura da matéria tão profundamente no ensino médio, pois, ao ingressar na Faculdade, você terá bases mais sólidas. Todavia, caso você queira saber mais sobre a estrutura da matéria, você pode começar a pesquisar sobre tópicos como Teoria Cromodinâmica Quântica (QCD), Teoria Eletrodinâmica, Teoria Flavordinâmica, Teoria Geometrodinâmica, Bósons vetoriais intermediários, gluons, etc.

1.1.5 – Características do átomo

Número atômico (Z): é um número determinado experimentalmente, característico de cada elemento, representando o número de prótons contidos no núcleo e caracteriza os diversos átomos. Em um átomo eletricamente neutro, o número atômico é igual ao número de elétrons (e^-).

Em um átomo neutro: $Z=e^-$

Por exemplo:

Todos os átomos de Sódio possuem 11 prótons; portanto, número atômico (Z) igual a 11.
 Todos os átomos de Ferro possuem 26 prótons; portanto, número atômico (Z) igual a 26.

Número de massa (A): Soma do número de prótons e nêutrons do núcleo de um átomo.

$$A = n^{\circ} \text{ prótons} + n^{\circ} \text{ nêutrons}$$

Número de Nêutrons (n): Em um átomo neutro, o número de cargas positivas (prótons) é igual ao número de cargas negativas (elétrons). Também pode ser dado pela diferença entre o Número de massa (A) e o Número atômico (Z).

$$n = e^- \text{ (se o átomo é neutro) ou } n = A - Z$$

Átomos com desequilíbrio elétrico (íons)

- **Cátions:** são átomos eletrizados positivamente. São átomos que apresentam mais cargas positivas (prótons) do que cargas negativas (elétrons). Isto ocorre porque o átomo perdeu elétrons. O total de elétrons perdidos é igual ao total de cargas positivas adquiridas. Exemplos: Na^+ , Ca^{++} ou Ca^{2+} , Al^{3+}
- **Ânions:** são átomos eletrizados negativamente. Estes átomos apresentam mais elétrons do que prótons. Isto ocorre porque o átomo ganhou elétrons. O total de elétrons ganhos é igual ao total de cargas negativas adquiridas. Exemplos: Cl^- , O^- ou O^{2-} ...
- **Carga de valência:** indica o número de ligações que um átomo poderá realizar. Como em cada ligação está envolvido 1 elétron, o total de cargas adquiridas, positivas ou negativas, determina a valência.
Os cátions e ânions podem ser:

Monovalentes: Na^+ , Cl^-

Bivalentes: Ca^{2+} , O^{2-}

Trivalentes: Al^{3+} , P^{3-}

Tetravalentes: Pt^{4+} , $(\text{SiO}_4)^{4-}$

- **Massa atômica** (também chamado de massa atômica média ou peso atômico médio): é a massa atômica média dos isótopos (cap. 1.7) do elemento químico tendo o carbono 12 como padrão. A massa atômica é expressa em unidade de massa atômica, u (antigamente costumava se representar como u.m.a.).
- **Massa molecular:** é igual à soma das massas atômicas de todos os átomos que formam a molécula.

Exemplo:

Determinação da massa molecular da água H_2O : $(1,0 \times 2) + (16 \times 1) = 18\text{u}$

- **Mol:** é a unidade de medida da quantidade de matéria. É uma unidade básica do Sistema Internacional de Unidades (SI). Seu plural em Português, segundo o INMETRO³, é mols. Seu símbolo é: mol.

Esta unidade é definida como sendo a quantidade de substância de um sistema que contenha tantas entidades elementares quanto os átomos de 0,012 quilogramas de Carbono-12.

Um Mol de qualquer substância possui $6,023 \times 10^{23}$ moléculas. Por exemplo, um mol de moléculas de qualquer gás possui $6,023 \times 10^{23}$ moléculas deste gás. Um Mol de átomos de qualquer elemento pesa tantas gramas quanto a sua massa molar, sendo que a massa molar e a massa atômica do elemento são numericamente iguais:

3 INMETRO - Instituto Nacional de Metrologia, Normalização e Qualidade Industrial. Disponível em <http://www.inmetro.gov.br/consumidor/unidLegaisMed.asp#unidade>. Acesso em 31/01/2006.

Exemplo:

Massa atômica do Cloro= 35,5u

Massa molar do Cloro= 35,5g/mol

- **Massa molar:** A massa molar é a massa de um mol de átomos de qualquer elemento. A massa molar de um elemento é numericamente igual à massa desse elemento em unidades de massa atômica. Sendo assim, a massa atômica do elemento informa sua massa molar.
- **Número de Avogadro⁴:** constante numérica aplicada tanto na Química quanto na Física. A definição formal do número de Avogadro é: o número de átomos de Carbono-12 em 0,012 kg (12g) de Carbono-12, o que é aproximadamente $6,02 \times 10^{23}$. O Número de Avogadro também pode ser definido como o número de elementos em um mol.

Curiosidade: Por que sempre o Carbono-12?

Historicamente, o Carbono-12 é escolhido como substância de referência porque sua massa atômica pode ser medida de maneira bastante precisa.

- **Volume molar:** é o volume, medido em litros, ocupado por um mol de uma substância. O volume molar de um gás é constante para todos os gases a uma mesma pressão e temperatura.
Nas CNTP⁵, o volume molar é igual a 22,71 L/mol, conforme orientações da IUPAC⁶.

Exercícios:

1. Qual a diferença entre massa atômica e massa molecular?
2. Classifique os cátions e ânions a seguir em (a) Monovalentes, (b) Bivalentes, (c) Trivalentes e (d)Tetravalentes:

() (SiO) ²⁻	() O ²⁻	() (MnO ₄) ²⁻
() P ³⁻	() S ²⁻	() (P ₂ O ₆) ⁴⁻
() (IO ₃) ⁻	() Mn ²⁺	() Cl ⁻
() (Cr ₂ O ₇) ²⁻	() (IO) ⁻	() Br ⁻
() (AlO ₂) ⁻	() (SO ₄) ²⁻	() (AsO ₄) ³⁻
() N ³⁻	() Pb ⁴⁺	() H ⁻
() (S ₂ O ₃) ²⁻	() F ⁻	() (S ₂ O ₈) ²⁻
() Fe ³⁺	() (SO ₃) ²⁻	() (HCO ₂) ⁻
() (PO ₄) ³⁻	() (SbO ₄) ³⁻	() (PbO ₂) ²⁻
() (HPO ₃) ²⁻	() (S ₂ O ₄) ²⁻	() Fe ²⁺
() (SbO ₃) ³⁻	() (NO ₃) ⁻	() (NO ₂) ⁻
() (P ₂ O ₇) ⁴⁻	() Ni ²⁺	() Cr ²⁺
() (CrO ₄) ²⁻	() (BO ₃) ³⁻	() (PO ₃) ⁻
() (SiO ₄) ⁴⁻	() Pb ²⁺	() Mn ²⁺
() (BrO ₃) ⁻	() I ⁻	() (H ₂ PO ₂) ⁻
() Se ²⁻	() (SiF ₆) ²⁻	() Sn ⁴⁺
() (IO ₄) ⁻	() (CO ₃) ²⁻	() (AsO ₃) ³⁻
() (HCO ₃) ⁻	() Mn ⁴⁺	() Mn ⁴⁺

4 Lorenzo Romano Amedeo Carlo Avogadro (1776-1856). Químico e físico Italiano. Ente outras contribuições explicou a diferença entre os átomos e as moléculas (tendo ele mesmo introduzido termo molécula). Estabeleceu a fórmula da água como H₂O ao invés de HO (corrigindo Dalton), distinguiu massas moleculares de massas atômicas, e permitiu o cálculo das massas atômicas sem precisar de recorrer às regras impostas por Dalton. Avogadro tornou comum o uso da matemática na química, podendo ser considerado um dos fundadores da Física Química.

5 CNTP - Condições Normais de Temperatura e Pressão.

6 IUPAC - International Union of Pure and Applied Chemistry.

3. Qual a diferença entre cátions e ânions?
4. Qual a diferença entre o número de massa e o número de nêutrons?
5. Qual a diferença entre o número de massa e o número atômico?
6. Qual a massa molar dos seguintes elementos:
a) Ouro b) Platina c) Prata
7. Quais os elementos que apresentam os seguintes números atômicos:
a) 11 _____
b) 98 _____
c) 45 _____
d) 33 _____
e) 110 _____
f) 6 _____
8. **Assinale a alternativa correta.** A representação ${}_{26}\text{Fe}^{56}$ indica que o átomo do elemento químico ferro apresenta a seguinte composição **nuclear**:
a) 26P, 20e, 30n b) 26e, 30n c) 26P, 26e, 56n d) 26P, 26e e) 26P, 30n
9. Um átomo possui 26 prótons, 30 nêutrons e 23 elétrons. Qual das afirmações abaixo é **falsa**?
a) O seu n° atômico é 26.
b) O seu n° de massa é 56.
c) Esse átomo é, na realidade, um cátion.
d) No seu núcleo existem 79 partículas.
e) Faltam 3 elétrons para que o átomo fique com carga neutra.
10. **Assinale a alternativa correta.** O número atômico de determinado átomo é conhecido. Para se determinar seu número de massa, é preciso conhecer-se também o número de _____
a) Avogadro. b) Elétrons. c) Nêutrons. d) Oxidação. e) Prótons.
11. **Assinale a alternativa correta.** O átomo constituído de 17 prótons, 18 nêutrons e 17 elétrons apresenta, respectivamente, número atômico e número de massa iguais à:
a) 17 e 17 b) 17 e 18 c) 18 e 17 d) 17 e 35 e) 35 e 17
12. **Assinale a alternativa correta.** O número de prótons, de elétrons e de nêutrons do átomo ${}_{17}\text{Cl}^{35}$ é, respectivamente:
a) 17, 17, 18 b) 35, 17, 18 c) 17, 18, 18 d) 17, 35, 35 e) 52, 35, 17
13. **Assinale a alternativa correta.** Em um átomo com 22 elétrons e 26 nêutrons, seu número atômico e número de massa são, respectivamente:
a) 22 e 26 b) 26 e 48 c) 26 e 22 d) 48 e 22 e) 22 e 48
14. **Assinale a alternativa correta.** Dentre as espécies químicas ${}_5\text{B}^9$, ${}_5\text{B}^{10}$, ${}_5\text{B}^{11}$ e ${}_6\text{C}^{10}$, ${}_6\text{C}^{12}$, ${}_6\text{C}^{14}$, as que representam átomos cujos núcleos possuem 6 nêutrons são:
a) ${}_6\text{C}^{10}$ e ${}_6\text{C}^{12}$ b) ${}_5\text{B}^{11}$ e ${}_6\text{C}^{12}$ c) ${}_5\text{B}^{10}$ e ${}_5\text{B}^{11}$ d) ${}_5\text{B}^9$ e ${}_6\text{C}^{14}$ e) ${}_6\text{C}^{14}$ e ${}_5\text{B}^{10}$

1.1.5.1 - Isótopos, Isóbaros e Isótonos

- **Isótopos:** são átomos de um mesmo elemento que possuem propriedades químicas idênticas (visto apresentarem a mesma distribuição eletrônica), mas propriedades físicas diferentes. Possuem o mesmo número atômico (Z), porém apresentam diferentes números de massa (A).

Representa-se um isótopo pelo símbolo, nº atômico (Z) e massa atômica (A) ${}_Z E^A$

Exemplo:

a) isótopos do hidrogênio: ${}_1 H^1$ (hidrogênio), ${}_1 H^2$ (deutério) e ${}_1 H^3$ (trítio)

b) isótopos do oxigênio: ${}_8 O^{16}$, ${}_8 O^{17}$ e ${}_8 O^{18}$

- **Isóbaros:** são átomos que têm o mesmo número de massa (A), mas diferentes números atômicos (Z). Suas propriedades químicas são totalmente diferentes.

Exemplo:

${}_{19} K^{40}$ isóbaro de ${}_{20} C^{40}$ **A** = 40

${}_{20} C^{42}$ isóbaro de ${}_{22} Ti^{42}$ **A** = 42

- **Isótonos:** são átomos com diferentes números atômicos e de massa, porém com igual número de nêutrons.

${}_{17} Cl^{37}$ isótono de ${}_{20} C^{40}$ **n** = 20 nêutrons

${}_5 B^{11}$ isótono de ${}_6 C^{12}$ **n** = 6 nêutrons

- **Resumo dos Isótopos, Isóbaros e Isótonos**

	Prótons	Massa	Nêutrons
Isótopos	=	≠	≠
Isóbaros	≠	=	≠
Isótonos	≠	≠	=

Exercícios:

1. Defina os elementos isóbaros.
2. Quais as diferenças entre isótopos, isóbaros e isótonos?
3. Um átomo possui 3 prótons, 4 nêutrons e 3 elétrons. **Indique a afirmação falsa:**
 - a) Seu número atômico é 3.
 - b) Seu número de massa é 7.
 - c) A massa desse átomo é, praticamente, a soma das massas de 3 prótons e 5 nêutrons.
 - d) Existem 10 partículas no núcleo desse átomo.
 - e) o átomo tem carga zero.
4. Um cátion bivalente apresenta 54 elétrons. Qual o nº atômico do elemento que formou o cátion?
5. Um ânion trivalente apresenta 36 elétrons. Qual o nº atômico do elemento original?

6. Um íon binegativo apresenta 54 elétrons e 76 nêutrons. Qual a massa atômica do elemento original?
7. Conhecendo os números atômicos dos elementos P (15), O (8), C (6), S (16), H (1) e N (7), determine o número de elétrons de cada uma das espécies abaixo:
- a) PO_4^{3-} _____
- b) SO_4^{2-} _____
- c) H_2CO_3 _____
- d) NH_4^+ _____
8. Diga qual é o número de elétrons de cada espécie a seguir.
a) $_{11}\text{Na}^+$ b) $_{19}\text{K}^+$ c) $_{13}\text{Al}^{+3}$ d) $_{8}\text{O}^{-2}$ e) $_{7}\text{N}^{-3}$ f) $_{20}\text{Ca}^{+2}$ g) $_{56}\text{Ba}^{+2}$
9. **Assinale a alternativa correta.** Um íon de carga +2 possui 15 elétrons. O seu número de nêutrons é duas unidades maior que o número de prótons. O número de massa do elemento correspondente é:
a) 15 b) 17 c) 32 d) 36 e) n.d.a.
10. **Assinale a alternativa correta.** Os cátions X^{+2} e X^{+3} de um elemento X se originam de átomos do elemento X de números de massa diferentes. Os cátions X^{+2} e X^{+3} diferem entre si pelo seu número:
a) atômico exclusivamente b) de elétrons exclusivamente c) de prótons e de elétrons
d) atômico e de nêutrons e) de elétrons e de nêutrons
11. **Assinale a alternativa correta.** O íon $_{24}^{52}\text{Cr}^{3+}$, presente no rubi, apresenta:
a) 27 prótons. b) 27 elétrons. c) 52 nêutrons. d) 21 prótons. e) 21 elétrons.
12. **Assinale a alternativa correta.** O número total de elétrons presentes em cada molécula de NO_2 é:
a) 19 b) 23 c) 30 d) 39 e) 46
13. **Assinale a alternativa correta.** Os íons Sc^{+3} (n° atômico = 21) e P^{3-} são isoeletrônicos. O n° atômico de P é:
a) 15 b) 18 c) 21 d) 24 e) 19
14. **Assinale a alternativa correta.** O que os íons Ca^{2+} e S^{2-} , originados, respectivamente, de átomos fundamentais dos elementos $_{20}\text{Ca}^{40}$ e $_{16}\text{S}^{32}$, tem em comum é o fato de que:
a) Ambos possuem o mesmo n° de elétrons.
b) Ambos foram produzidos pela perda de elétrons, a partir do átomo de cada elemento no estado fundamental.
c) Ambos foram produzidos pelo ganho de elétrons a partir do átomo de cada elemento no estado fundamental.
d) Ambos possuem o mesmo número de nêutrons.
e) Ambos possuem o mesmo número de prótons.
15. Qual o número atômico (Z), o número de massa (A) e a carga de um íon que possui 26 prótons, 30 nêutrons e 23 elétrons?
16. Um átomo neutro possui número atômico (Z) igual a 19 e número de massa (A) igual a 39. Quantos nêutrons e quantos elétrons possui este átomo?

17. Determine o número de elétrons, nêutrons e prótons dos seguintes íons:
 a) ${}_{20}\text{Ca}^{40++}$ b) ${}_{16}\text{S}^{32--}$ c) ${}_{25}\text{Mn}^{55++}$ d) ${}_{53}\text{I}^{127-}$
18. Um cátion de carga +4 possui 21 elétrons. Qual é o seu número de massa, sabendo-se que o número de nêutrons é 5 unidades maior que o número de prótons?
19. O átomo ${}_{3x+2}\text{A}^{7x}$ tem 38 nêutrons. O número de elétrons desse átomo é:
20. A diferença entre o número de massa de um átomo e o seu número atômico fornece o número de:
21. **(F.C.Chagas – BA) Assinale a alternativa correta.** Para que um átomo de número atômico 55 e número de massa 137 seja eletricamente neutro, ele deverá ter, necessariamente:
 a) 55 elétrons b) $(137 - 55)$ elétrons c) $(55 + 137)$ elétrons
 d) $(55 + 137)$ nêutrons e) 55 nêutrons
22. **(UFAL) Assinale a alternativa correta.** Dentre as seguintes espécies químicas, qual apresenta maior número de prótons?
 a) ${}_{35}\text{Br}^-$ b) ${}_{30}\text{Zn}^{2+}$ c) ${}_{20}\text{Ca}^{2+}$ d) ${}_{13}\text{Al}^{3+}$ e) ${}_{9}\text{F}$
23. Quantos elétrons possui o íon Ca^{2+} , sabendo que o seu número atômico é igual a 20?
24. Considere a representação: ${}_{3}\text{Li}^7$
 O átomo assim representado apresenta quantos(as):
 a) Prótons? b) Nêutrons? c) Elétrons? d) Partículas nucleares?
 e) Partículas na parte periférica do átomo?
 f) Partículas com carga elétrica positiva?
 g) Partículas com carga elétrica negativa?
 h) Partículas sem massa?
 i) Partículas fundamentais que formam um átomo deste elemento?
25. Quais dentre os elementos ${}_{53}\text{X}^{127}$, ${}_{2}\text{X}^3$, ${}_{12}\text{X}^{24}$, ${}_{25}\text{X}^{55}$, ${}_{80}\text{X}^{200}$, ${}_{12}\text{X}^{26}$ e ${}_{2}\text{X}^4$ são representados pelo mesmo símbolo? Por quê?
26. Dados os elementos genéricos ${}_{15}\text{I}^{30}$, ${}_{18}\text{II}^{33}$, ${}_{13}\text{III}^{30}$, ${}_{18}\text{IV}^{29}$, ${}_{14}\text{V}^{31}$, responda?
 a) Quais são isótopos?
 b) Quais são isótonos?
 c) Quais são isóbaros?
27. O átomo X é isóbaro do ${}^{40}\text{Ca}$ e isótopo do ${}_{18}\text{Ar}$. Qual o número de nêutrons do átomo X?
28. São dadas as seguintes informações relativas aos átomos X, Y e Z:
 I – X é isóbaro de Y e isótono de Z
 II – Y tem número atômico 56, número de massa 137 e é isótopo de Z
 III – O número de massa de Z é 138.
 Qual o número atômico de X?

29. Um determinado átomo apresenta 20 prótons, 20 nêutrons e 20 elétrons; outro, apresenta 20 prótons, 21 nêutrons e 20 elétrons. **Marque V ou F.**

- a) () Pertencem a elementos químicos diferentes.
- b) () São isóbaros
- c) () São isótopos
- d) () Têm o mesmo número atômico
- e) () O número de massa de ambos é de 41

30. São dados três átomos genéricos, **R**, **S** e **T**. O átomo **R** tem número atômico 70 e número de massa 160. O átomo **T** tem 94 nêutrons e é isótopo de **R**. O átomo **S** é isóbaro de **T** e isótono de **R**. Qual é o número de elétrons do átomo **S**?

31. Dado o átomo ${}_{11}\text{Na}^{23}$ pede-se:

- a) O n° atômico
- b) O n° de massa
- c) O n° de prótons
- d) O n° de elétrons
- e) O n° de nêutrons

32. **(UNIP-SP) Assinale a alternativa correta.** Os átomos isótopos de um elemento químico apresentam:

- a) Propriedades químicas diferentes.
- b) Número de nêutrons diferente.
- c) Número de elétrons diferente.
- d) A mesma massa nuclear.
- e) Número de prótons diferente

33. **Assinale a alternativa correta.** Isótopos são átomos:

- a) Do mesmo elemento, com números de massa iguais.
- b) De elementos diferentes, com números de massa iguais.
- c) Do mesmo elemento, com números atômicos diferentes.
- d) Do mesmo elemento, com números de massa diferentes.
- e) De mesmo número de massa e diferentes números de elétrons.

34. Conhecem-se os seguintes dados referentes aos átomos **A**, **B** e **C**:

- **A** tem número atômico 14 e é isóbaro de **B**.
- **B** tem número atômico 15 e número de massa 30, sendo isótopo de **C**.
- **A** e **C** são isótonos entre si.

Qual o número de massa de **C**?

35.

Assinale a alternativa correta. Sejam os elementos ${}_{62}\text{A}^{150}$, B e C de números atômicos consecutivos, na ordem dada. Sabendo que A e B são isóbaros e que B e C são isótonos, determine o número de nêutrons do elemento B e o número de massa do elemento C, respectivamente:

- a) 87 e 151.
- b) 87 e 152.
- c) 85 e 151.
- d) 85 e 152.
- e) 80 e 150.

1.2 – Unidades de Medidas

Em Química, para realizar qualquer experimento, além dos conceitos básicos de matéria e energia, também é necessário conhecer algumas unidades de medida. A medida de uma grandeza é um número que expressa uma quantidade comparada com um padrão previamente estabelecido.

- **Massa**

Massa (m) é a quantidade de matéria que existe em um corpo⁷. A determinação da massa de um corpo é feita pela comparação de sua massa, inicialmente desconhecida, com outra massa previamente conhecida, uma massa padrão. Para essa determinação, usa-se um aparelho chamado balança.



Relações mássicas:

$$1 \text{ kg} = 1.000 \text{ g} = 10^6 \text{ mg} \quad 1 \text{ g} = 1.000 \text{ mg} = 0,001 \text{ kg} \quad 1 \text{ ton} = 1.000 \text{ kg} = 10^6 \text{ g}$$

- **Volume**

Ocupar lugar no espaço é uma característica da matéria associada à grandeza denominada volume. Em outras palavras, o volume de uma porção de matéria expressa o quanto de espaço é ocupado por ela. O volume de um corpo é determinado multiplicando-se seu comprimento por sua altura e por sua largura.

$$V = \text{comprimento} \cdot \text{altura} \cdot \text{Largura}$$

Unidades de volume importantes são o decímetro cúbico (dm^3), o litro (L), o centímetro cúbico (cm^3), o mililitro (mL) e o metro cúbico (m^3). No sistema internacional (SI) a unidade-padrão de volume é o **metro cúbico (m^3)**. No entanto, a unidade mais usada na Química é o litro (L).

Relações volumétricas

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L} \quad 1 \text{ L} = 1.000 \text{ mL} \quad 1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL} \quad 1 \text{ m}^3 = 1.000 \text{ L}$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L} = 1.000 \text{ cm}^3 = 1.000 \text{ mL} \quad 1 \text{ m}^3 = 1.000 \text{ dm}^3 = 1.000 \text{ L}$$

$$1 \text{ m}^3 = 10^6 \text{ cm}^3 \text{ ou mL}$$

⁷ Essa definição é simplificada, pois o conceito de massa não é absoluto. A massa de um corpo está relacionada com a medida de sua inércia, ou seja, quanto maior a massa de um corpo maior é a dificuldade de colocar esse corpo em movimento ou de, uma vez estando em movimento, fazê-lo parar.

Exercícios

- Um frasco de iogurte informa que contém 320g do produto. A quanto equivale essa massa, em quilograma?
- Qual é a massa, em gramas, de um bebê de 4,756 kg?
- Um pacote com 500 folhas de papel tem massa de 2,5 kg. Admitindo que a massa das folhas seja igual, qual é a massa, em gramas, de cada uma delas?
- Durante um mês, um elefante jovem, em crescimento, sofreu um aumento de massa de 0,179 t. A quantos quilogramas corresponde esse aumento de massa?
- Quantos litros de água cabem em uma caixa d'água com capacidade para 2,5 m³?
- O rótulo de uma garrafa de água mineral informa: "contém 1,5 litro". A quantos mililitros equivale esse volume?
- Quantas xícaras de capacidade 50 mL podem ser preenchidas com um litro de chá preparado?
- Um caminhão-pipa transporta 30m³ de água. Esse volume de água permite preencher quantas caixas d'água de 500L?
- Quantos sacos de cimento com 50 kg podem ser transportados por um caminhão com capacidade máxima de carga igual a 10 t?
- O volume de petróleo extraído é dado em uma unidade de medida do sistema inglês denominada barril (bbl), que equivale ao volume de 42 galões. A capacidade de um galão é de 3,785 litros. A produção diária da bacia de Campos, no Rio de Janeiro, é de 670 mil barris. A ordem de grandeza dessa produção diária, **expressa em litros**, é:
 - 10¹²
 - 10¹⁰
 - 10⁸
 - 10⁵
 - 10³
- Um caminhão-pipa transporta, em média, 15.000 L de líquido em geral. A quanto equivale esse volume em
 - Metros cúbicos?
 - Decímetros cúbicos?
 - Centímetros cúbicos?
 - Mililitros?
- A massa de ar contida em um quarto de tamanho médio é aproximadamente de 34,9 kg. A quanto equivale essa massa em
 - Gramas?
 - Toneladas?
 - Miligramas?

1.3 – Propriedades Gerais da Matéria

São as propriedades da matéria observadas em qualquer corpo, independente da substância que é feito.

- Extensão:** propriedade que a matéria tem de ocupar um lugar no espaço. O volume mede a extensão de um corpo. Seu corpo, por exemplo, tem a extensão do espaço que você ocupa.
- Inércia:** propriedade que a matéria tem em permanecer na situação em que se encontra, seja em movimento, seja em repouso. Quanto maior for a massa de um corpo, mais difícil será de alterar seu movimento, e maior a inércia. A massa mede a inércia de um corpo.
- Impenetrabilidade:** Dois corpos não podem ocupar, simultaneamente, o mesmo lugar no espaço.
- Compressibilidade:** propriedade da matéria que consiste em ter volume reduzido quando submetida à determinada pressão.
- Elasticidade:** propriedade que a matéria tem de retornar seu volume inicial depois de cessada a força que age sobre ela.
- Divisibilidade:** propriedade que a matéria tem de ser dividida em partes cada vez menores. Quebre um pedaço de giz até reduzi-lo a pó. Quantas vezes você dividiu o giz?
- Indestrutibilidade:** a matéria não pode ser criada nem destruída, apenas transformada. Ex.: Ao ser queimada, a matéria se transforma em gases, fumaça e cinzas.

1.3.1 – Propriedades Específicas da Matéria

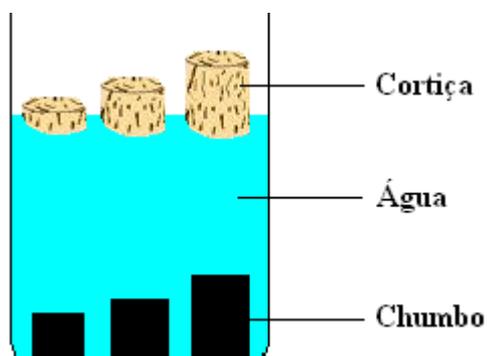
São as propriedades que variam conforme as substâncias de que a matéria é feita.

- **Organolépticas:**

- **Cor:** a matéria pode ser colorida ou incolor. Esta propriedade é percebida pela visão;
- **Brilho:** a capacidade de uma substância de refletir a luz é a que determina o seu brilho. Percebemos o brilho pela visão;
- **Sabor:** uma substância pode ser insípida (sem sabor) ou sávida (com sabor). Esta propriedade é percebida pelo paladar;
- **Odor:** a matéria pode ser inodora (sem cheiro) ou odorífera (com cheiro). Esta propriedade é percebida pelo olfato;
- **Forma e estado físico:** percebidos pelo tato;

- **Dureza:** é definida pela resistência que a superfície oferece quando riscada por outro material. Um material é considerado mais duro que o outro quando consegue riscar esse outro deixando um sulco. Para determinar a dureza dos materiais, usamos uma escala de 1 a 10. O valor um corresponde ao mineral menos duro que se conhece, o talco. O valor 10 é a dureza do diamante, o mineral mais duro que se conhece. Com ele, se consegue cortar e riscar materiais como o vidro.
- **Maleabilidade:** propriedade que permite à matéria ser moldada. Existem materiais maleáveis e não-maleáveis. Exs.:cobre, prata, ouro.
- **Ductibilidade:** Propriedade que permite transformar materiais em fios. Exs.:cobre, prata, ouro.
- **Densidade:** encontrada através da razão (divisão) entre a massa de uma substância e o volume por ela ocupado.

Quando jogamos vários pedaços de cortiça em um recipiente com água, verificamos que todos flutuam no líquido. Já ao jogarmos vários pedaços de chumbo, todos afundam, como mostrado a seguir.



Algumas pessoas tentam explicar esse fato dizendo que o chumbo é mais “pesado” que a cortiça. Curiosamente, porém, um pedaço de cortiça de massa 10 kg flutua, enquanto um pedaço de chumbo de 1 kg afunda. Verifica-se experimentalmente que não importa a massa: pedaços de cortiça flutuam na água e pedaços de chumbo afundam.

Afinal, afundar ou flutuar depende de que característica do objeto? **Da densidade!**

A densidade de um objeto ou de uma amostra de certo material ou substância é o resultado da divisão da sua massa pelo seu volume.

$$\text{densidade} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} \quad \text{ou} \quad d = \frac{m}{v}$$

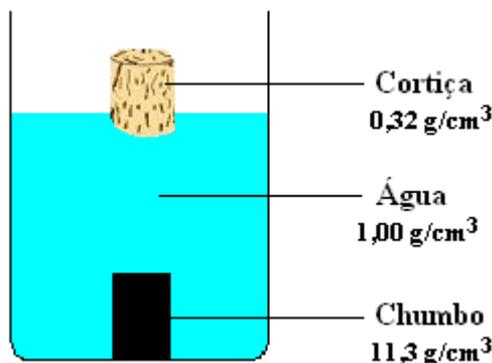
, sendo a massa dada em g e o volume em cm³.

Em 1 cm³ de cortiça é verificada a massa de 0,32 g, enquanto que para 1 cm³ de chumbo a massa correspondente é de 11,3 g. Isso significa que a cortiça tem densidade igual a 0,32 g/cm³ enquanto que o chumbo apresenta densidade igual a 11,3 g/cm³. Concluímos então que o corpo mais

denso será aquele que irá afundar, enquanto que o menos denso irá flutuar. Como a densidade da água é de 1g/cm^3 , podemos concluir que:

$$d_{\text{cortiça}} < d_{\text{água}} < d_{\text{chumbo}}$$

conforme a figura seguir



- ✓ Como a densidade é composta de uma unidade de massa dividida por uma unidade de volume, é comum encontrá-la expressa com diferentes unidades como, por exemplo, g/L, kg/L, kg/m^3 , etc.
- ✓ **Questão:** Nas regiões polares, é comum a presença de grandes blocos de gelo (água pura), os *icebergs*, flutuando na água do mar (água e outros materiais). Mesmo que alguns *icebergs* sejam muito grandes, por que eles flutuam no mar?
- **Magnetismo:** Algumas substâncias têm a propriedade de serem atraídas por ímãs. Tais substâncias são ditas substâncias magnéticas. Exs.: metais, em geral.

Exercícios:

1. Casualmente, dois carros cruzaram uma esquina no mesmo momento e acabaram chocando-se um com o outro. Além da inércia, que outra propriedade geral da matéria explica esse fato?
2. Conceitue maleabilidade, ductibilidade, compressibilidade e elasticidade.
3. O que é densidade?
4. Sabendo que a densidade do ferro é $7,8\text{ g/cm}^3$, qual é o volume ocupado por uma peça de ferro que tem massa de 1.053 gramas?
5. Calcule a densidade do alumínio, sabendo que 230 cm^3 dessa substância têm massa de 598 gramas.
6. Um bloco de metal tem volume de 200mL e massa de 1.792g. Qual a densidade desse metal, expressa em g/cm^3 ?

7. Num laboratório, medir o volume de uma massa de amostra de líquido é mais fácil que medir sua massa. Conhecidos o volume e a densidade de uma amostra líquida (a densidade é encontrada em tabelas), pode-se determinar a sua massa. Determine a massa de cada uma das seguintes amostras líquidas, considerando que estejam a 20°C, temperatura em que apresentam as densidades informadas entre parênteses.

- a) 200 mL de clorofórmio ($d = 1,5 \text{ g/cm}^3$);
- b) 500 cm³ de éter ($d = 0,8 \text{ g/cm}^3$);
- c) 1,5 L de tetracloreto de carbono ($d = 1,6 \text{ g/cm}^3$);
- d) 5 L de acetona ($d = 0,8 \text{ g/cm}^3$)

8. Um caminhão transporta 5t de uma variedade de madeira cuja densidade é 0,7 g/cm³. Qual o volume da madeira que está sendo transportada, expresso em:

- a) Litros?
- b) Metros cúbicos?

9. (UFRN) Considere as seguintes densidades, em g/cm³:

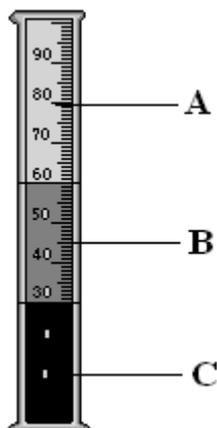
Material	g/cm ³
Alumínio	2,7
Carvão	0,5
Pau-brasil	0,4
Diamante	3,5
água	1,0

Ao serem adicionados à água pura, em temperatura ambiente, pedaços de cada um desses materiais, quais deles irão flutuar?

10. Observe a tabela:

Substância	Densidade (g/cm ³)
Água	1
Benzeno	0,9
Clorofórmio	1,48

Esses três materiais foram colocados em uma proveta (recipiente utilizado para medir volume de líquidos sem precisão), originando um sistema com o seguinte aspecto:



Relacione as substâncias A, B e C com aquelas mencionadas na tabela. Justifique.

11. (Fuvest – SP) Assinale a alternativa correta.

Material	Densidade (g/cm ³) à temperatura ambiente
Alumínio	2,7
Bambu	0,31 – 0,40
Carvão	0,57
Osso	1,7 – 1,8

Ao adicionar à água pura, à temperatura ambiente, pedaços de cada um desses materiais, observa-se a flutuação apenas de:

- a) Alumínio.
- b) Alumínio e osso.
- c) Bambu.
- d) Bambu e carvão.
- e) Carvão e osso.

12. Um anel de prata (densidade da prata = 10,5 g/cm³), cuja massa é 31,0g, foi colocado em um recipiente com 10,0 cm³ de água. O nível da água no recipiente passou para 13,2 cm³. O anel é de prata pura? **Justifique demonstrando o cálculo.**

13. (UFMG) Uma coroa contém 579g de ouro (densidade = 19,3 g/cm³), 90g de cobre (densidade = 9,0 g/cm³) e 105g de prata (densidade = 10,5 g/cm³). Se o volume final dessa coroa corresponder à soma dos volumes de seus componentes, **qual será a sua densidade, em g/cm³?**

14. (FMTM-MG) Considere as substâncias e suas respectivas densidades à temperatura ambiente:

Substância	Densidade (g/mL)
Ácido Sulfúrico	1,8410
Tolueno	0,8669
Acetona	0,7899

Há maior massa em um litro de:

- a) Ácido sulfúrico que em dois litros de tolueno
- b) Tolueno que em dois litros de acetona
- c) Acetona que em dois litros de tolueno
- d) Ácido sulfúrico que em três litros de acetona
- e) Tolueno que em dois litros de ácido sulfúrico

15. Uma bola de ferro oca, sem orifícios, possui um volume total de 10 cm³ e massa igual a 20g. Ao ser jogada na água, essa bola:

- a) Flutua, porque sua densidade é maior que a da água.
- b) Afunda, porque sua densidade é menor que a da água.
- c) Afunda, porque sua densidade é maior que a da água.
- d) Flutua porque sua densidade é igual a da água.
- e) Flutua porque sua densidade é menor do que a da água.

16. Considere a densidade dos sistemas abaixo e indique apenas os que flutuam na água (à exceção da própria água).

Sistema	Densidade (g/cm ³)
Madeira balsa	0,12
Madeira ébano	1,20
Corpo humano (pulmões cheios)	0,95
Água	1,00
Cera de abelha	0,96
Mercúrio	13,60

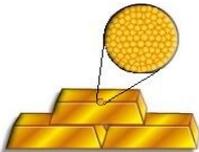
17. 10,8 g de alumínio têm um volume de 4 cm³. Qual a sua densidade?

1.4 - Estados físicos da matéria

Toda matéria é constituída de pequenas partículas e, dependendo do maior ou menor grau de agregação entre elas, pode ser encontrada, para fins didáticos, em três estados físicos (pois, na verdade, existem cinco estados físicos da matéria): sólido, líquido e gasoso. As pedras, o gelo e a madeira são exemplos de matéria no estado sólido. A água, o leite, a gasolina e o mel estão no estado líquido. Já o gás hidrogênio, o gás oxigênio e o gás carbônico estão no estado gasoso. Cada um dos três estados de agregação apresenta características próprias - como o volume, a densidade e a forma - que podem ser alteradas pela variação de temperatura (aquecimento ou resfriamento) e pressão. Quando uma substância muda de estado, sofre alterações nas suas características macroscópicas (volume, forma, etc.) e microscópicas (arranjo das partículas), não havendo, contudo, alteração em sua composição. Algumas propriedades desses estados estão relacionadas a seguir.

	Sólido	Líquido	Gasoso
Forma	Constante	Varia com a forma do recipiente	Varia com a forma do recipiente
Volume	Constante	Constante	Varia com o volume do recipiente
Influência da Pressão	Não provoca variações de volume	Apresenta certa compressibilidade	Volume bastante variável, pode ser comprimido e expandido
Influência da Temperatura	Alterações de temperatura provocam pequenas alterações de volume	Alterações de temperatura provocam ligeiras alterações de volume	Alterações de temperatura provocam significativas alterações de volume

Apesar de não enxergarmos as unidades das substâncias, poderíamos fazer um primeiro modelo:

Sólido	Líquido	Gasoso
		

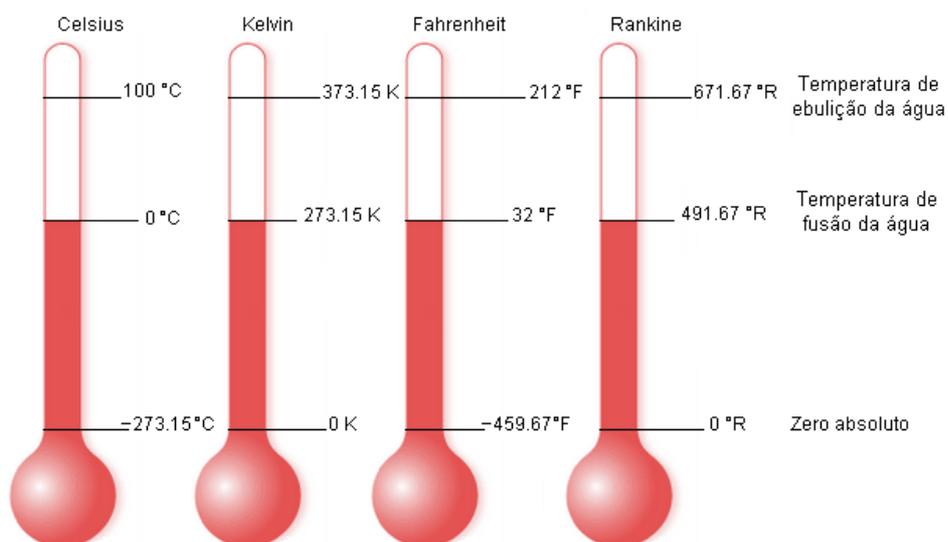
1.4.1 – Mudanças de estado físico da matéria



1.4.1.1 - Ponto de Fusão e Ponto de Ebulição

- O **ponto de fusão** é uma temperatura característica na qual determinada substância sofre fusão (durante o aquecimento) ou solidificação (durante o resfriamento), ou seja, trata-se da temperatura característica quando uma determinada substância passa do estado sólido para o estado líquido, ou do estado líquido para o estado sólido.
- O **ponto de ebulição** é uma temperatura característica na qual determinada substância sofre ebulição (durante o aquecimento) ou condensação (durante o resfriamento), ou seja, trata-se da temperatura característica quando uma determinada substância passa do estado líquido para o estado gasoso, ou do estado gasoso para o estado líquido.

✓ Escalas termométricas mais empregadas:



Exercícios:

1. Bolinhas de naftalina são utilizadas no combate às traças. Por que essas bolinhas diminuem de tamanho com o passar do tempo?
2. Qual o nome da mudança de estado quando um sólido passa para o estado líquido?
3. Qual o nome da mudança de estado quando um líquido passa para o estado gasoso?
4. Qual o nome da mudança de estado quando um sólido passa para o estado gasoso?
5. Qual o nome da mudança de estado quando um gás passa para o estado líquido?
6. Qual o nome da mudança de estado quando um líquido passa para o estado sólido?
7. Quando uma substância passa do estado líquido para o estado gasoso, recebe o nome de vaporização. Esta vaporização pode ser, dependendo das condições em que ocorre, de dois tipos: evaporação ou ebulição. Qual a diferença entre elas?
8. Qual a fase de agregação (estado físico) do oxigênio à temperatura de 25 °C, sabendo que o ponto de fusão do mesmo é -218,4 °C e que o ponto de ebulição é -183 °C?
9. Numa bancada de laboratório temos cinco frascos fechados com rolha comum que contém, separadamente, os líquidos seguintes:

Frasco	líquido	Ponto de fusão (°C)	Ponto de ebulição (°C)
1	Anilina	-6	180
2	Benzeno	5	80
3	Etanol	-112	78
4	Pentano	-100	36
5	Ácido acético	17	120

Num dia de muito calor, em determinado instante, ouve-se no laboratório, um estampido produzido pelo arremesso da rolha de um dos frascos para o teto. De qual dos frascos foi arremessada a rolha?

10. **Assinale a alternativa correta.** Quando você sai de uma piscina e se expõe ao sol, sua pele fica seca depois de algum tempo. É correto dizer que a água:
 - a) Vaporizou?
 - b) Evaporou?
 - c) Entrou em ebulição?
 - d) Ferveu?
11. Uma churrasqueira é feita de ferro. Sabendo que o ponto de fusão do ferro é 1.538°C, o que você pode afirmar sobre a temperatura do carvão em brasa que está na churrasqueira, durante o preparo do churrasco? Explique.
12. **(Fuvest-SP)** Dada a tabela abaixo:

	Ponto de Fusão (°C)	Ponto de Ebulição (°C)
Oxigênio	-218,4	-183,0
Fenol	43,0	182,0
Pentano	-130,0	36,1

Qual o estado físico dessas substâncias à temperatura ambiente (25°C)?

13. O ponto de fusão do ouro é 1.064°C e o rubi é 2.054°C . Após um incêndio, foram encontrados os restos de um anel feito de ouro e rubi. O ouro estava todo deformado, pois derreteu durante o incêndio, mas o rubi manteve seu formato original. O que se pode afirmar sobre a temperatura das chamas durante o incêndio? Justifique sua resposta.
14. Em relação aos processos de mudança de estado físico de uma substância, cite dois processos que são **endotérmicos**, isto é, que absorvem energia. **Justifique a sua resposta através da ordenação das partículas.**
15. Observe a tabela que apresenta as temperaturas de fusão e ebulição de algumas substâncias:

Substância	Ponto de fusão ($^{\circ}\text{C}$)	Ponto de ebulição ($^{\circ}\text{C}$)
I	-117,3	78,5
II	-93,9	65,0
III	801	1413
IV	3550	4827
V	-95	110,6

Indique qual o estado físico de cada substância na temperatura ambiente (25°C).

- I. _____
 II. _____
 III. _____
 IV. _____
 V. _____

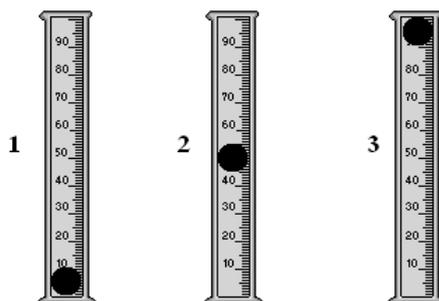
16. Em relação aos processos de mudança de estado físico de uma substância, cite dois processos que são **exotérmicos**, isto é, que liberam energia. Justifique a sua resposta através da ordenação das partículas.
17. **(Mackenzie-SP)** Assinale a alternativa correta.

Substância	Ponto de Fusão ($^{\circ}\text{C}$)	Ponto de Ebulição ($^{\circ}\text{C}$)
Etanol	-117	78
Éter etílico	-116	34

Pela análise dos dados da tabela acima, medidos a 1 atm, podemos afirmar que, à temperatura de 40°C e 1 atm:

- a) O éter e o etanol encontram-se na fase gasosa
 b) O éter encontra-se na fase gasosa e o etanol na fase líquida
 c) Ambos encontram-se na fase líquida
 d) O éter encontra-se na fase líquida e o etanol na fase gasosa
 e) Ambos encontram-se na fase sólida

18. Assinale a alternativa correta. Para identificar três líquidos - de densidades 0,8; 1,0 e 1,2 – o analista dispõe de uma pequena bola de densidade 1,0. Conforme a posição das bolas apresentadas no desenho abaixo, podemos afirmar que:



- a) Os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 0,8; 1,0 e 1,2.
 b) Os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,2; 0,8 e 1,0.
 c) Os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,0; 0,8 e 1,2.
 d) Os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,2; 1,0 e 0,8.
 e) Os líquidos contidos nas provetas 1, 2 e 3 apresentam densidades 1,0; 1,2 e 0,8.
19. (UFSM-RS) Com relação aos processos de mudança de estado físico de uma substância, pode-se afirmar que são endotérmicos, isto é, absorvem energia:
- a) Vaporização, solidificação, liqüefação
 b) Liqüefação, fusão, vaporização
 c) Solidificação, fusão, sublimação
 d) Solidificação, liqüefação, sublimação
 e) Sublimação, fusão, vaporização
20. (PUC-MG) Numa praia, em pleno verão, um estudante de química observou que o carrinho de picolé usava “gelo seco” para retardar o degelo dos picolés. Pediu à vendedora um pedaço do gelo e colocou-o num copo com água, ocorrendo a formação de “fumaças brancas”. Observou-se então o fenômeno de:
- a) Evaporação. Sublimação. Fusão. Gaseificação. Liqüefação

21. Considere os pontos de fusão e ebulição das seguintes substâncias

Substância	Ponto de Fusão (°C)	Ponto de Ebulição (°C)
Benzeno	5,5	80,1
Acetona	-94,6	56,5
Tetracloroeto de Carbono	-22,6	76,8

De acordo com esses dados, responda o que se pede:

- a) Qual o estado físico do benzeno a uma temperatura de 90°C?
 b) A acetona é sólida a uma temperatura de -10°C?
 c) Qual o estado de agregação das partículas do tetracloroeto de carbono a uma temperatura de 70°C?
 d) A uma temperatura de 0°C, quais substâncias são sólidas?
 e) A uma temperatura de 50°C, quais substâncias são líquidas?

1.5 - Corpo

Corpo é uma palavra que se origina do Latim *corpu*. Um corpo é uma porção limitada de matéria. Por exemplo, o substantivo Ouro designa a matéria Ouro, enquanto que uma barra de Ouro designa uma porção limitada de Ouro, um corpo.



1.6 - Sistema

Do Latim *systema* e do Grego *sýstema*, reunião, grupo. É qualquer porção limitada do espaço físico contendo ou não matéria e que seja objeto de estudo. É um sinônimo de combinação de partes coordenadas entre si e que concorrem para um resultado ou para formarem um conjunto.

1.7 - Meio ambiente

Excluindo-se o sistema em estudo, é todo o restante do Universo.

1.8 - Moléculas

Do Latim *molecula*, é o diminutivo da palavra Latina *mole*, que significa de grande massa. Sob o ponto de vista químico, uma molécula é a mais pequena partícula de um elemento ou de um composto químico que possa existir no estado livre e que ainda possui todas as propriedades desse elemento ou composto. Por exemplo, a molécula da água é formada por dois átomos de Hidrogênio e um átomo de Oxigênio. Se esta molécula for dividida não será mais água e sim Hidrogênio gasoso e Oxigênio gasoso.

1.9 - Tipos de transformações

Ao analisar as transformações que a matéria pode sofrer, nota-se, basicamente, dois tipos de transformação. Num dos tipos, a transformação é feita e desfeita com relativa facilidade e a matéria mantém sua composição original, como dobrar e desdobrar uma folha de papel. O outro tipo de transformação ocorre quando esta mesma folha de papel pega fogo. Nota-se que o papel é basicamente convertido em energia, fumaça e cinzas, e que, nesta transformação, o papel não voltará mais a ser papel.

As transformações de materiais, energia ou de ambos recebem o nome de **fenômeno**. Os fenômenos podem ser divididos em Fenômenos Químicos e Fenômenos Físicos.

- **Fenômenos Químicos:** são aqueles que causam alterações na estrutura da matéria, que envolvem reações Químicas. Por exemplo, queimar uma nota de um Dólar Americano é um fenômeno químico.
- **Fenômenos Físicos:** são aqueles que não causam alterações na estrutura da matéria, não envolvem reações químicas. Por exemplo, se você apenas rasgar ou dobrar uma folha de papel, você está proporcionando um fenômeno físico.

Exercícios:

1. **(UFSC)** Fenômeno químico é aquele que altera a natureza da matéria, isto é, aquele no qual ocorre uma reação química. Baseado nessa informação, analise as proposições abaixo e indique (F) para fenômeno físico e (Q) para fenômeno químico.

- () A combustão de álcool ou gasolina nos motores dos automóveis.
- () A precipitação de chuvas.
- () A queima do gás de cozinha.
- () A formação de gelo dentro de um refrigerador.
- () A formação de ferrugem sobre uma peça de ferro deixada ao relento.
- () A respiração animal.

2. **(UFMG)** A alternativa que NÃO envolve reação química é:

- a) Caramelização do açúcar.
- b) Combustão da lenha.
- c) Dissolução em água de um comprimido efervescente.
- d) Explosão da dinamite.
- e) Precipitação da chuva

3. **(Cesgranrio)** Dentre as transformações abaixo, assinale a alternativa que apresenta um fenômeno químico.

- a) Obtenção de amônia a partir de hidrogênio e nitrogênio.
- b) Obtenção do gelo a partir de água pura.
- c) Obtenção de oxigênio líquido a partir do ar atmosférico.
- d) Solidificação da parafina.
- e) Sublimação da naftalina.

4. **(UFRGS)** Entre as transformações citadas a seguir, aquela que não representa um fenômeno químico é:

- a) cozimento de um ovo.
- b) queima do carvão
- c) amadurecimento de uma fruta.
- d) azedamento do leite.
- e) formação de orvalho.

5. Classifique os fenômenos abaixo em químicos ou físicos

- a) Rasgar papel _____
- b) Queimar papel _____
- c) A luz das lâmpadas _____
- d) A formação de ferrugem _____
- e) Cozinhar um ovo _____
- f) Enrolar um fio de cobre _____
- g) O apodrecimento das frutas _____
- h) A transformação do leite em iogurte _____
- i) O arco-íris _____
- j) A atração de um prego por um ímã _____

6. Ao ser colocada no congelador, a água da torneira sofre solidificação. Trata-se de um fenômeno físico ou químico? Justifique.

7. Discuta se os fenômenos abaixo são físicos ou químicos:

- a) O ato de mastigar um alimento
- b) A digestão do alimento no estômago

1.10 - Elementos Químicos

Tudo o que está ao seu redor é formado por um ou mais dos 114 elementos conhecidos hoje em dia. Um **elemento químico** é uma substância fundamental (conjunto de átomos) que não pode ser quimicamente transformada ou quebrada em algo mais simples, isto é, são as substâncias mais simples existentes na natureza. Prata, mercúrio e enxofre são exemplos comuns. Somente 90 dos 114 elementos presentes conhecidos ocorrem naturalmente. Os elementos remanescentes têm sido produzidos artificialmente por químicos nucleares usando aceleradores de partícula de alta energia.

Cada elemento químico é representado por símbolos químicos com uma ou duas letras retiradas de seus nomes em Latim, grande parte, e outras línguas. Os nomes têm diversas origens, ou seja, o nome popular do material em que é encontrado na natureza, alguma característica dessa substância, o nome de seu descobridor ou, ainda, uma homenagem a algum cientista. Exemplos: Cálcio vem do latim *calx*, cal; Bromo, do grego *brômos*, que significa mau cheiro; Hélio, descoberto pela análise do espectro da luz solar, é o deus-sol dos gregos antigos; e Nobélio, uma homenagem ao físico sueco Alfred Nobel. A partir do 111º elemento, os cientistas divergem sobre os símbolos a serem usados para sua representação. A nomenclatura mais aceita designa esses elementos pelas primeiras letras correspondentes ao seu número atômico escrito por extenso, em Latim. O elemento de número atômico 114, por exemplo, é representado por Uuq (Un-un-quadium).

Nos casos de coincidência em que mais de um elemento cujo nome latino tem a mesma letra inicial é que devemos usar a segunda letra, sempre minúscula, ao lado da primeira, como nos exemplos abaixo.

Ex: Carbono = C Nitrogênio = N
Cálcio = Ca Neônio = Ne
Cloro = Cl Níquel = Ni
Cério = Ce Nióbio = Nb
Cobalto = Co Neodímio = Nd
.....

Os símbolos foram introduzidos na Química pelo cientista sueco Jöns Jacob Berzelius, em 1813, para facilitar a escrita e a comunicação entre os químicos. Existem vários elementos cujo nome em Latim não coincide com o nome em Português:

- Com o auxílio da tabela periódica, pesquise o símbolo dos elementos cujos espaços encontram-se em branco.

Elemento	Latim	Símbolo
Sódio	<i>Natrium</i>	
Fósforo	<i>Phosphorus</i>	
Enxofre	<i>Sulfur</i>	
Potássio	<i>Kalium</i>	
Cobre	<i>Cuprum</i>	
Prata	<i>Argentum</i>	
Estrôncio	<i>Stronium</i>	
Elemento	Latim	Símbolo
	<i>Stannum</i>	Sn
	<i>Stibium</i>	Sb
	<i>Wolfranium</i>	W
	<i>Aurum</i>	Au
	<i>Hydrargyrum</i>	Hg
	<i>Plumbum</i>	Pb
	<i>Scandium</i>	Sc

Exercícios :

1. Escreva os símbolos dos seguintes elementos:
 - a) Cobre (utilizado em fios elétricos)
 - b) Platina (usada nos catalisadores automotivos)
 - c) Plutônio (usado em reatores nucleares)
 - d) Argônio (usado como gás em lâmpadas)
 - e) Lítio (usado em combustíveis para foguete)
 - f) Hidrogênio (enchimento de balões e combustível para foguetes)
 - g) Flúor (aditivo para pasta de dente)
 - h) Titânio (usado em próteses, pinos para fraturas)
2. Quais elementos os seguintes símbolos químicos representam:
 - a) Ag - _____
 - b) Cr - _____
 - c) W - _____
 - d) Ba - _____
 - e) Fr - _____
 - f) Si - _____
 - g) Kr - _____
 - h) Mg - _____
 - i) Os - _____
 - j) Al - _____

1.11 - Compostos (ou Substâncias Químicas)

Um pouco mais de 100 elementos químicos e eles formam milhares de substâncias químicas diferentes! Como isso é possível? Simplesmente porque os átomos dos elementos químicos podem se reunir formando grupos chamados **moléculas** ou grupos chamados **aglomerados (ou compostos) iônicos** (a diferença entre uma molécula e um composto iônico será abordada no capítulo de ligações químicas). Cada grupo forma uma **substância química**.

A representação gráfica da composição química de uma substância utilizando os símbolos e os índices numéricos⁸ é denominada **fórmula química** dessa substância e indica a constituição de cada unidade formadora da substância. Por exemplo, a **fórmula química da água é H₂O**. Portanto, quando dizemos que a fórmula química da água é **H₂O**, devemos entender que cada unidade de água é formada pela combinação de 2 átomos do elemento hidrogênio e 1 átomo do elemento oxigênio. A fórmula química mais usada é a **FÓRMULA MOLECULAR**, (ou, simplesmente, fórmula) que indica os elementos presentes na substância e quantos átomos de cada elemento estão ligados entre si. Os outros tipos são: fórmula **bruta ou mínima**, fórmula **centesimal**, fórmula **eletrônica** e fórmula **estrutural**.

• Fórmula Molecular

Exemplos:

H₂O (Água): A molécula de água é formada por dois átomos do elemento Hidrogênio e por um átomo do elemento Oxigênio.

O₂ (Gás Oxigênio): Elementos: 1 (Oxigênio)
Nº de átomos: 2

H₂SO₄ (Ácido Sulfúrico): Elementos: 3 (Hidrogênio, Enxofre e Oxigênio)
Nº de átomos: 7 (2 H, 1 S e 4 O)

H₃PO₄ (Ácido Fosfórico): Elementos: 3 (Hidrogênio, Fósforo e Oxigênio)
Nº de átomos: 8 (3 H, 1 P e 4 O)

CO₂ (Gás Carbônico): Elementos: 2 (Carbono e Oxigênio)
Nº de átomos: 3 (1 C e 2 O)

⁸ Indica a proporção (número de átomos) com que cada elemento entra na formação de determinada substância. Quando esse número é 1, não é feita nenhuma indicação.

- **Fórmula Bruta ou Fórmula Mínima**

A fórmula BRUTA ou MÍNIMA (ou EMPÍRICA ou ESTEQUIOMÉTRICA) indica quais os elementos formadores da substância e qual a quantidade **mínima** (ou proporção) de átomos desses elementos expressa em números inteiros e os menores possíveis.

Exemplos:

Glicose: Fórmula Molecular: $C_6H_{12}O_6$
Fórmula Bruta: CH_2O

Ácido Sulfúrico: Fórmula Molecular H_2SO_4
Fórmula Mínima: H_2SO_4

Etano: Fórmula Molecular: C_2H_6
Fórmula Bruta: CH_3

A fórmula molecular é um múltiplo inteiro da fórmula mínima, isto é,

Água Oxigenada: Fórmula Molecular: H_2O_2
Fórmula Mínima: HO

(FÓRMULA MOLECULAR) = (FÓRMULA MÍNIMA).n

Sacarose: Fórmula Molecular: $C_{12}H_{22}O_{11}$
Fórmula Mínima: $C_{12}H_{22}O_{11}$

Onde $n = 1, 2, 3, \dots$ (número inteiro)

- **Fórmula Centesimal**

A fórmula centesimal (ou composição centesimal, ou composição percentual) refere-se às porcentagens **em massa** dos elementos formadores da substância considerada.

Ex: Metano Fórmula Molecular: CH_4
 Fórmula Mínima: CH_4
 Fórmula Centesimal: 75% C e 25% H

$$\begin{array}{l} 16g \text{-----} 100\% \\ 12g (C) \text{-----} x \end{array}$$

$x = 75\%$ de Carbono. Logo, temos 25% de Hidrogênio

* A fórmula centesimal representa a **proporção em massa** existente na substância, que é **sempre constante** segundo a lei de Proust.

Baseado no exemplo acima, tente resolver os exemplos 2 e 3.

Exemplo 2: A análise de 0,40g de um certo óxido de ferro revelou que ele encerra 0,28g de ferro e 0,12g de oxigênio. Qual é a sua fórmula centesimal?

Resposta: 70% de Fe e 30% de O

Exemplo 3: Calcular a composição centesimal do ácido sulfúrico, H_2SO_4 (massas atômicas: H=1; O=16; S=32).

Resposta: 2,05% de H; 32,65% de S e 65,3% de O

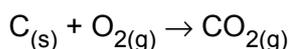
1.12 - Equação Química

Como já vimos, as substâncias são representadas por **fórmulas**, que indicam os elementos constituintes através de **símbolos** e as quantidades de átomos através de **índices**. As reações químicas (ou fenômenos químicos) são representadas por equações químicas, que mostram as fórmulas das substâncias participantes, em proporções adequadas.

Numa equação química escrevem-se as fórmulas moleculares dos reagentes (ou reatantes) e dos produtos (ou resultantes) da reação química, indicando-se também as quantidades das substâncias envolvidas no processo.

Esquemáticamente: **reagentes** → **produtos**

Por exemplo, a reação de combustão (ou queima) do carbono:



Reagentes



Produto

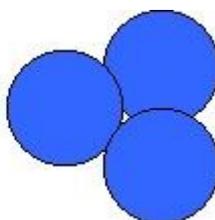
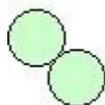
→ Entre parênteses costumam ser colocados os estados físicos das substâncias, ou seja, **(s) = sólido, (l) = líquido e (g) = gás**.

IMPORTANTE: o número de átomos de cada elemento deve ser **igual** nos dois lados da equação química, ou seja, o nº total de átomos dos reagentes = nº total de átomos dos produtos. Ex: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$

1.13 - Substâncias Puras Simples e Compostas

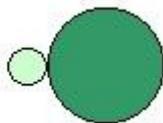
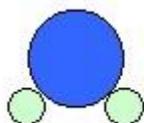
Você deve ter observado, nos exemplos acima, que algumas substâncias são constituídas por um só tipo de átomo, e que outras são formadas por mais de um tipo. A substância formada por um ou mais átomos de um mesmo elemento químico é classificada como substância pura simples ou, simplesmente, substância simples.

Exs.: Gás hélio (He), gás oxigênio (O₂), gás ozônio (O₃), gás hidrogênio (H₂), grafite (C), gás nitrogênio (N₂), etc.



Por outro lado, quando determinada substância é formada por dois ou mais elementos químicos, ela é classificada como substância pura composta ou, simplesmente, substância composta.

Exs.: Água (H_2O), gás carbônico (CO_2), amônia (NH_3), ácido sulfúrico (H_2SO_4), etc.



1.13.1 - Atomicidade

Como vimos anteriormente, nas fórmulas das substâncias existem índices, abaixo e à direita do símbolo de cada elemento químico, que informam a quantidade de átomos dos elementos que entram na composição de cada molécula da substância. Dizemos que o índice expressa a atomicidade da substância.

Podemos, então, dizer que:

- Gás oxigênio (O_2) é uma substância simples diatômica, pois cada uma de suas moléculas é formada por dois átomos iguais de oxigênio.
- Ozônio (O_3) é uma substância triatômica.

Resumidamente, temos:

→ **Atomicidade:** número de átomos de um elemento existente na molécula ou unidade estrutural da substância, ou seja, se refere ao nº de átomos que compõe uma substância.

Atomicidade	Substâncias
Monoatômica	He, Ne, Ar, Kr
Diatômica	H_2 , N_2 , O_2 , HCl, CO, NO
Triatômica	O_3
Tetratômica	P_4 (fósforo branco), CH_3 , NO_3 , SO_3
Indeterminada	P_n (fósforo vermelho), $C_{grafite}$, Metais

1.13.2 - Alotropia

Do Grego *allos*, outro, e *tropos*, maneira ou forma = outra forma. A alotropia é a propriedade que alguns elementos químicos possuem de se apresentarem em formas diferentes, cada uma delas com propriedades químicas e físicas diferentes e específicas, como acontece com o Oxigênio e o Ozônio, por exemplo, além do Carbono, na forma de diamante, grafite e fulereno, etc.

Elemento	Formas Alotrópicas	Características
Carbono	Grafite (C _n)	- Conduz a corrente elétrica; - Ponto de fusão de 3000°C;
	Diamante (C _n)	- Estrutura Rígida; - Não conduz a corrente elétrica; - Transforma-se em grafite a 1900°C;
	Fulereno (C ₆₀)	- Substância Sintética;
Oxigênio	Oxigênio (O ₂)	- Inodoro, incolor, substância vital;
	Ozônio (O ₃)	- Tem cheiro característico e é levemente azulado. É o gás formador da estratosfera e impede que os raios ultravioleta atinjam a superfície terrestre
Enxofre	Rômbico (S ₈)	- Mais estável a temperatura ambiente, transforma-se na monoclinica acima de 95,6°C.
	Monoclinico (S ₈)	- funde-se reversivelmente a 119°C, porém o aquecimento progressivo conduz à formação de um líquido viscoso, contendo longas cadeias de enxofre.
Fósforo	Vermelho (P _n)	- é mais estável, menos volátil e tóxico que o branco e, é usado para a fabricação de palitos de fósforo.
	Branco (P ₄)	- extremamente tóxico e inflamável, é encontrado sob duas formas, alfa e beta, com uma temperatura de transição de - 3,8°C. Exposto a luz solar ou ao calor (300°C), se transforma em fósforo vermelho com despreendimento de calor. - tem aplicações militares em bombas incendiárias e bombas de efeito moral.

1.14 - Substâncias Puras e Misturas

Vimos no item 1.13 a diferença entre uma substância pura simples e uma composta, onde as substâncias simples seriam formadas apenas por um elemento químico, enquanto que as compostas por mais de um elemento químico. Nesta seção abordaremos a diferença entre uma substância pura (seja ela simples ou composta) e uma mistura.

É claro que você conhece as vantagens de respirar ar puro ou beber água pura, isto é, sem substâncias prejudiciais à saúde. Talvez você até já tenha usado uma malha de lã pura, ou seja, genuína, sem fibras sintéticas. Como você pode perceber, esses são alguns dos vários significados que o adjetivo **puro** pode assumir em uma determinada situação.

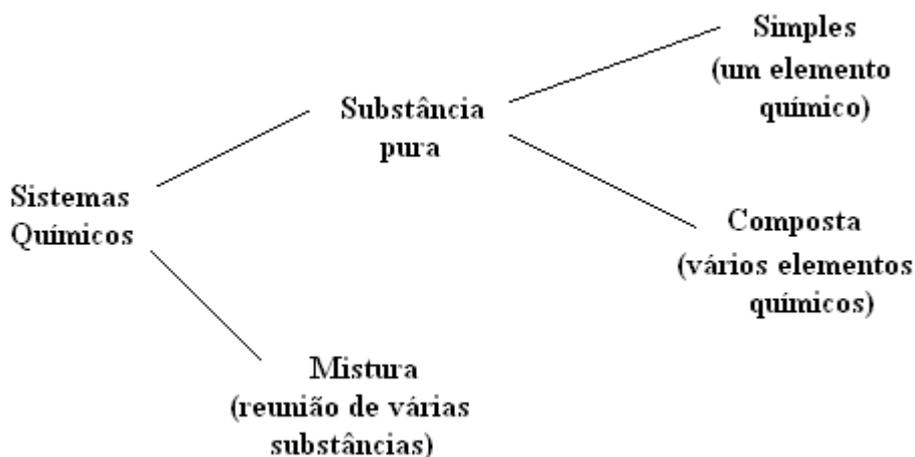
E em Química? Que significado esse adjetivo poderá assumir?

Os químicos dizem que uma substância só pode ser considerada pura quando tem unidades estruturais iguais e suas características físicas e químicas tais como PF, PE, composição, densidade e cor são definidas e constantes. Assim, o líquido dos termômetros é uma substância pura porque apresenta somente átomos de mercúrio (Hg), e a água destilada é pura porque possui apenas moléculas de H₂O. Nesse caso da água, por exemplo, constatamos que ela apresenta PF e PE constantes e iguais a 0°C e 100°C, respectivamente, além de uma densidade igualmente constante igual a 1,0 g/cm³.

Entretanto, a maioria dos materiais utilizados no dia-a-dia constitui uma mistura de várias substâncias. O ar, por exemplo, é uma mistura de gases, enquanto a água cristalina de uma fonte contém muitas substâncias dissolvidas. Outro exemplo são as jóias feitas de ouro (Au). Tais jóias são, na verdade, uma mistura de ouro, cobre e prata (os percentuais de cobre e prata é que indicam o grau de pureza da jóia, ou seja, de quantos quilates estamos nos referindo – quanto maior o número, menor a quantidade de cobre e prata na jóia), pois se fossem de ouro puro amassariam com muita facilidade, tendo em vista que o nobre metal é muito maleável. Então, o ouro de 18 quilates, por exemplo, apresenta 75% em massa de ouro e 25% de cobre e prata. Sendo assim, uma mistura consiste na reunião de duas ou mais substâncias diferentes e apresenta propriedades físicas e químicas (PF e/ou PE e composição) variáveis.

✓ **Substância pura** – qualquer porção de matéria formada por unidades estruturais (átomos, moléculas, aglomerados iônicos) iguais entre si e que apresentam características físicas e químicas tais como PF, PE, composição, densidade e cor definidas e constantes.

✓ **Mistura** – qualquer porção de matéria formada por duas ou mais substâncias diferentes e apresenta características físicas e químicas (PF e/ou PE e composição) variáveis.



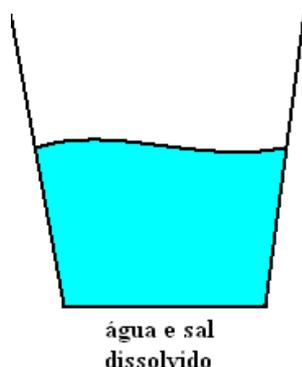
1.15 - Misturas Homogêneas e Heterogêneas

Acabamos de ver no item 1.14 que uma mistura é formada por duas ou mais substâncias diferentes. No entanto, nem sempre conseguimos distinguir cada uma das substâncias que estão misturadas. É, por exemplo, o caso da mistura da água com o açúcar (ou sal) e também o da mistura dos gases que formam o ar atmosférico.

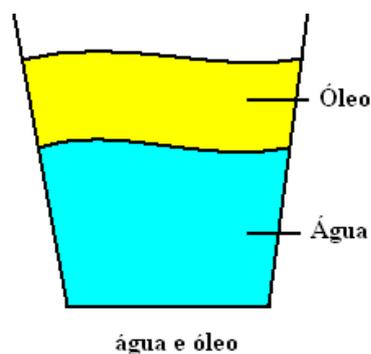
Nessas misturas, as diferentes substâncias se atraem de tal modo que não há superfície de separação entre elas. Toda mistura desse tipo apresenta, então, um aspecto uniforme. Dizemos que essas **misturas** são **homogêneas** (as misturas homogêneas são também chamadas de **soluções**). Em Química, cada aspecto visual homogêneo (uniforme), o qual pode ser contínuo ou não, mesmo quando observado ao microscópio comum, recebe o nome de **fase**. Assim, as **misturas homogêneas apresentam uma única fase**. As propriedades das misturas homogêneas são iguais em todos os seus pontos. Quando você observa, por exemplo, o vinagre, não percebe que ele é formado por 96% de água e 4% de ácido acético; o mesmo é válido para o álcool comum, formado por 96% de álcool e 4% de água.

Por outro lado, você, certamente, já viu também diversas misturas nas quais é fácil perceber

duas ou mais fases como, por exemplo, a mistura de água com areia, a mistura de água com óleo, a mistura de álcool com cascalho e muitas outras. Misturas como essas são chamadas de **misturas heterogêneas**. As propriedades das misturas heterogêneas não são iguais em todos os pontos da mistura. Para classificar as misturas em homogêneas e heterogêneas devemos levar em consideração as suas características quando vistas com o auxílio de um **microscópio comum**. Muitas vezes, uma mistura homogênea a olho nu revela-se heterogênea ao microscópio. O **leite**, por exemplo, a olho nu parece ser uma mistura homogênea. Entretanto, ao microscópio é possível observar as gotículas de gordura nele presentes. Outro exemplo é o **sangue**, que a olho nu parece ser uma mistura homogênea quando, na verdade, trata-se de uma mistura heterogênea.



**Mistura Homogênea
(apenas uma fase)**



**Mistura Heterogênea
(mais de uma fase)**

Veja, nos quadros a seguir, algumas misturas (sólidas⁹ e líquidas) bastante utilizadas em nosso cotidiano.

Nome	Composição	Aplicações
Aço	Ferro e Carbono	Construção civil
Amálgama	Mercúrio, Prata e Estanho	Obturações (antigamente)
Latão	Cobre e Zinco	Instrumentos de sopro
Bronze	Cobre e Estanho	Armas
Aço Inoxidável	Ferro, Cromo, Níquel, Cobre e Molibidênio	Talheres, revestimentos
Ouro 18 quilates	Ouro, Prata e Cobre	joalheria

Nome	Composição	Aplicações
Álcool doméstico (hidratado)	96% álcool, 4% água	Limpeza, desinfecção, etc.
Ácido acético 4% (vinagre)	4% ácido acético, 96% água	tempero
Metanal 40% (formol)	40% metanal, 60% água	Conservação de cadáveres
Hipoclorito de Sódio 5%	5% hipoclorito, 95% água	Água sanitária – poder bactericida

⁹ As misturas sólidas são conhecidas por ligas metálicas. Ligas metálicas são materiais com propriedades metálicas que contém dois ou mais elementos sendo que pelo menos um deles é metal. As ligas possuem propriedades diferentes dos elementos que as originam como, por exemplo, diminuição ou aumento do ponto de fusão, aumento da dureza e aumento da resistência mecânica.

OBSERVAÇÕES IMPORTANTES:

- ✓ Líquidos que se misturam são chamados de líquidos miscíveis. Ex.: água e álcool;
- ✓ Líquidos que não se misturam são chamados de líquidos imiscíveis. Ex.: água e óleo;
- ✓ Componente = Substância. Ex.: água e gelo = 1 componente (em estados físicos diferentes); água e óleo = 2 componentes;
- ✓ O **granito**, rocha comumente utilizada nas pias de banheiros e cozinhas, é uma mistura heterogênea que apresenta três fases (quartzo, feldspato e mica). Assim, um recipiente aberto contendo um pedaço de granito e água, por exemplo, forma uma mistura heterogênea composta por 4 fases!



- ✓ Fase = aspecto;
- ✓ Em recipientes abertos, o ar não é contado como uma fase; porém, em recipientes fechados, devemos contar o ar como uma fase;
- ✓ Todo sistema que apresentar apenas uma fase, dizemos monofásico; duas fases, bifásico; três, trifásico; mais de três fases, polifásico;

1.16 - Sistemas Homogêneos e Heterogêneos

Um sistema, em função do seu aspecto visual ou macroscópico, pode ser classificado em sistema homogêneo e sistema heterogêneo.

- ✓ **Sistema Homogêneo** – apresenta aspecto contínuo, ou seja, é constituído por uma única fase.

Esse tipo de sistema é composto de maneira variável, podendo ser constituído por uma ou mais substâncias. Alguns exemplos: a água pura, no estado líquido, apresenta uma única fase, constituindo um sistema homogêneo formado por uma substância pura; a água mineral, embora também apresente uma única fase, é constituída por mais de uma substância, conforme indicado no rótulo da garrafa. Assim, ela é um sistema homogêneo formado por uma mistura.



Água pura: substância pura

Água pura: sistema homogêneo constituído por uma **substância pura**



Água mineral: mistura

Água mineral: sistema homogêneo constituído por uma **mistura**

ÁGUA MINERAL NATURAL

Composição química provável em mg/L

Sulfato de estrôncio	0,04
Sulfato de cálcio	2,29
Sulfato de potássio	2,16
Sulfato de sódio	65,71
Carbonato de sódio	143,68
Bicarbonato de sódio	42,20
Cloreto de sódio	4,07
Fluoreto de sódio	1,24
Vanádio	0,07

Características físico-químicas

pH a 25°C	10,00
Temperatura da água na fonte	24°C
Condutividade elétrica	4,40x10 ⁻⁴ ohms/cm
Resíduo de evaporação a 180°C	288,00 mg/L

CLASSIFICAÇÃO:

"ALCALINO-BICARBONATADA, FLUORETADA, VANÁDICA"

✓ **Sistema Heterogêneo** – apresenta aspecto descontínuo, ou seja, é constituído por mais de uma única fase.

Esse tipo de sistema também pode ser constituído por uma única substância em diferentes estados físicos ou por mais de uma substância. No sistema água e gelo há duas fases. Cada uma delas, porém, apresenta na sua constituição somente água; logo, esse sistema é heterogêneo, constituído por uma substância pura em diferentes estados físicos. Já o sistema água e óleo também apresenta duas fases. Cada uma delas é constituída por uma substância diferente; logo, esse sistema é heterogêneo, formado por uma mistura de substâncias.



Água e Gelo

Sistema Heterogêneo
constituído por uma única
substância: a água



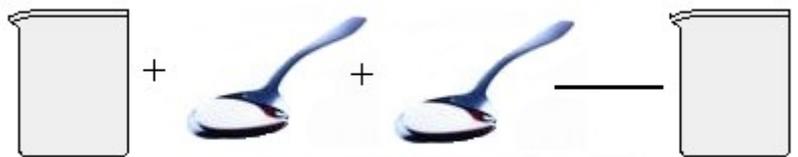
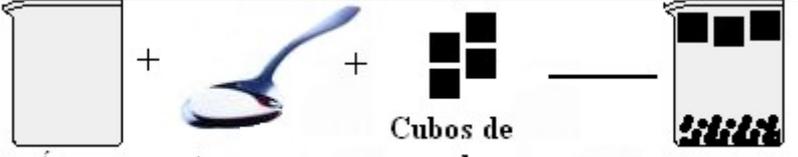
Água e Óleo

Sistema Heterogêneo
constituído por mais de uma
substância: a água e o óleo

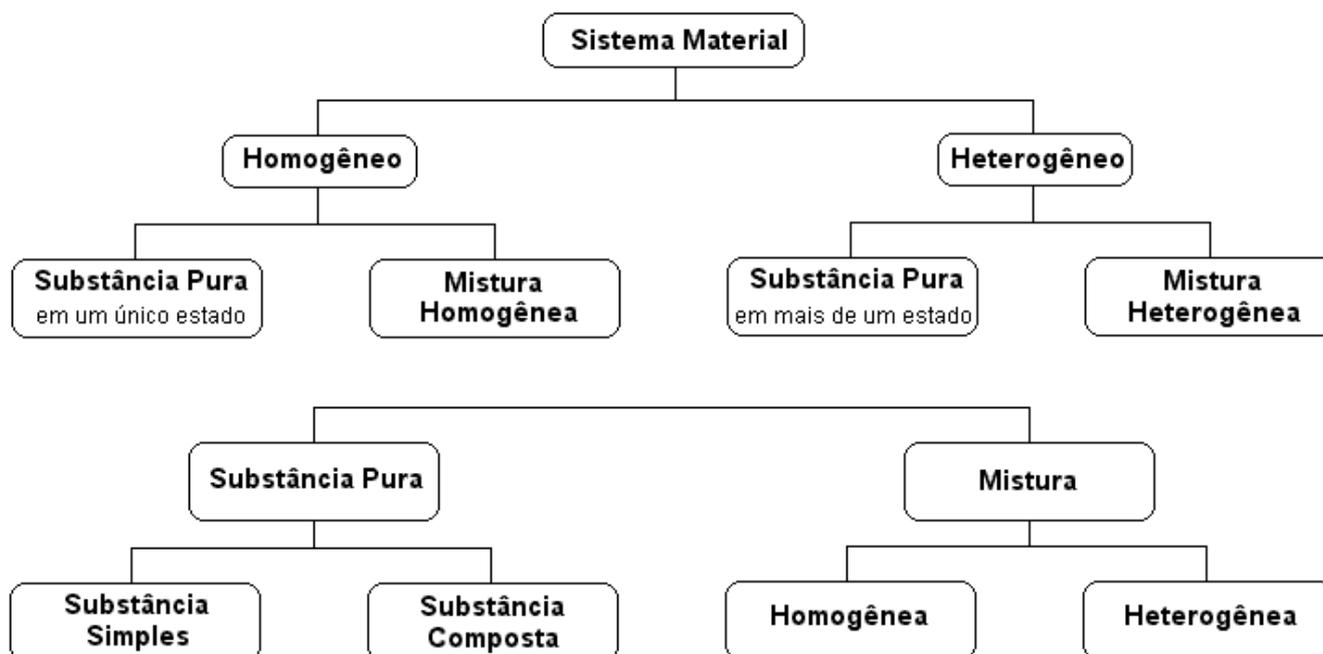
IMPORTANTE:

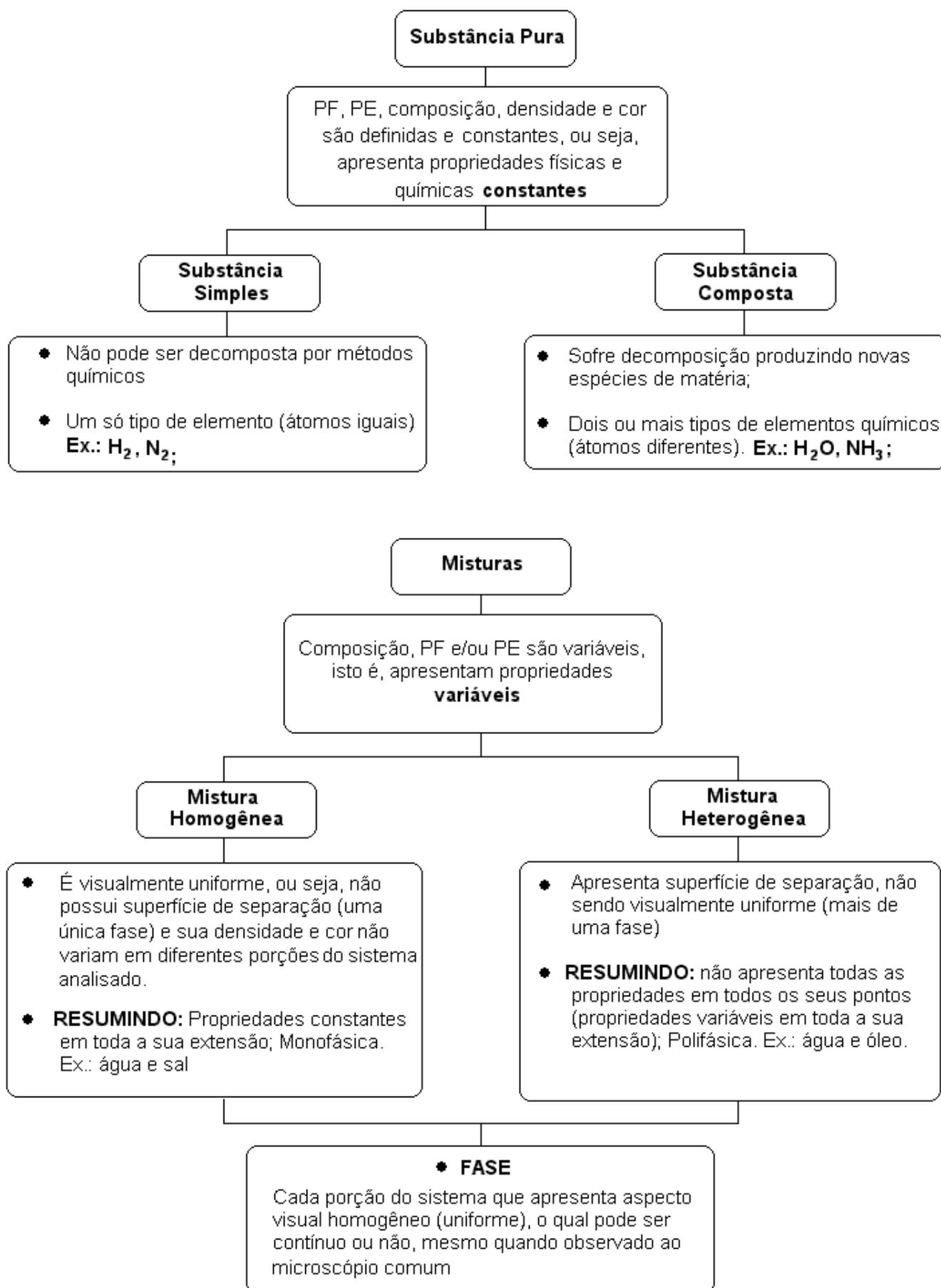
- Uma substância pura pode formar sistemas homogêneos ou heterogêneos, dependendo dos estados físicos em que ela se apresenta;
- As misturas homogêneas formam sistemas homogêneos e as heterogêneas formam sistemas heterogêneos;
- O número de fases do sistema nem sempre é igual ao número de componentes envolvidos;
- Sistemas homogêneos apresentam apenas uma fase e sistemas heterogêneos apresentam mais de uma fase;

Vejamos alguns conceitos relacionados a sistemas homogêneos e heterogêneos, misturas, componentes, fases.

<p>Ar atmosférico seco</p> <p>gás nitrogênio: 78% gás oxigênio: 21%</p> <p>gás argônio: 1% gás carbônico: 0,03%</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Sistema homogêneo: monofásico • Mistura homogênea • 4 componentes
<p>Soro caseiro</p>  <p>Água + Açúcar + Sal</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Sistema homogêneo: monofásico • Mistura homogênea • 3 componentes
 <p>Água + Açúcar + Cubos de gelo</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Sistema heterogêneo: trifásico • Mistura heterogênea • 2 componentes

1.16.1 - Fluxograma dos Sistemas Materiais

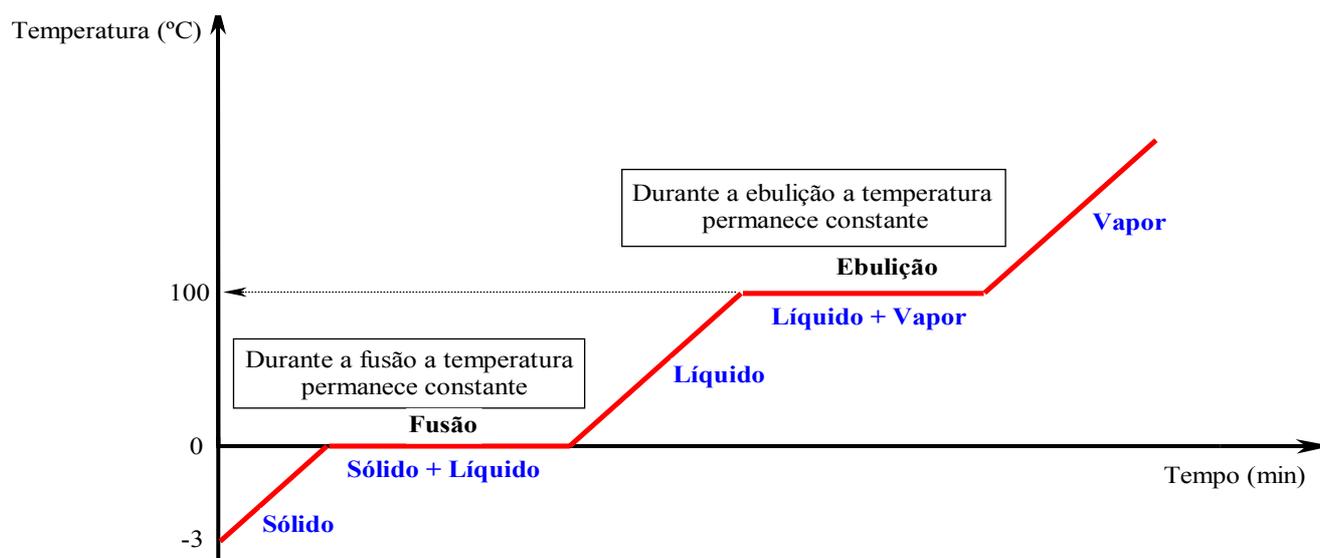




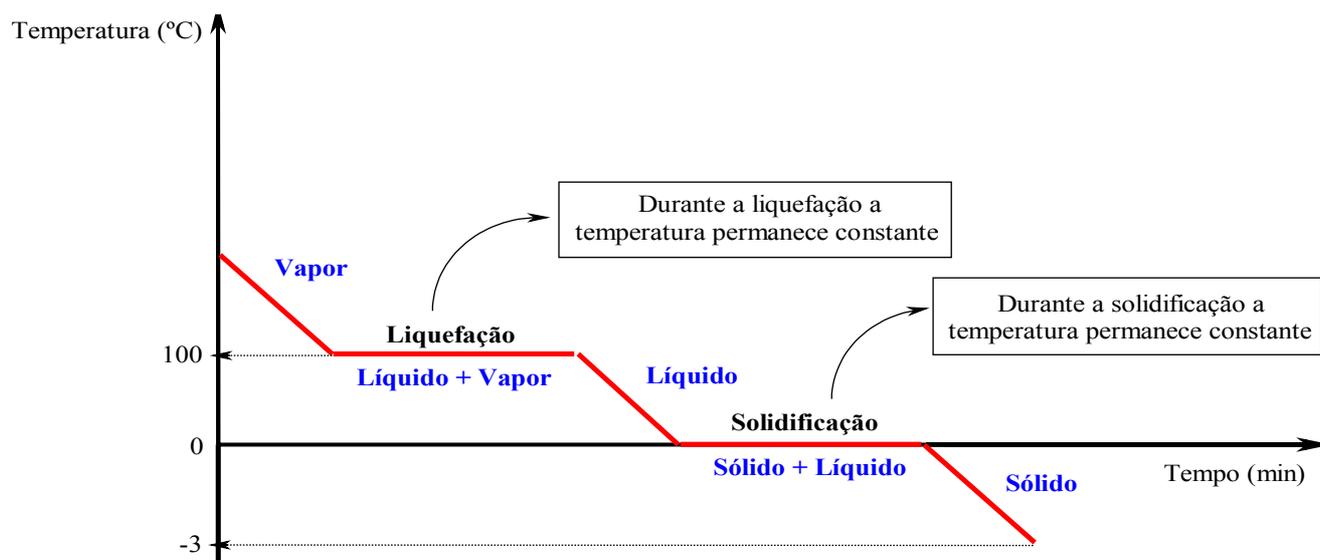
1.17 – Diagramas de mudança de Estado Físico da Matéria

São representações gráficas que esboçam o comportamento de substâncias puras e misturas quando sofrem variação de temperatura, ou seja, aquecimento ou resfriamento. Nestes gráficos, podemos observar que, tanto para a fusão (ou solidificação, no caso de resfriamento) quanto para a ebulição (ou liquefação, no caso de resfriamento), a temperatura de mudança de fase permanece constante para uma substância pura. Isto significa que, para uma substância pura como a água, por exemplo, durante a passagem do estado sólido para o estado líquido (fusão), a temperatura é constante (0°C); analogamente, durante a passagem do estado líquido para o estado gasoso (ebulição), a temperatura é igualmente constante (100°C). Portanto, para uma substância pura como a água, temos as seguintes representações gráficas para as curvas de aquecimento e resfriamento.

Curva de Aquecimento da Água Pura

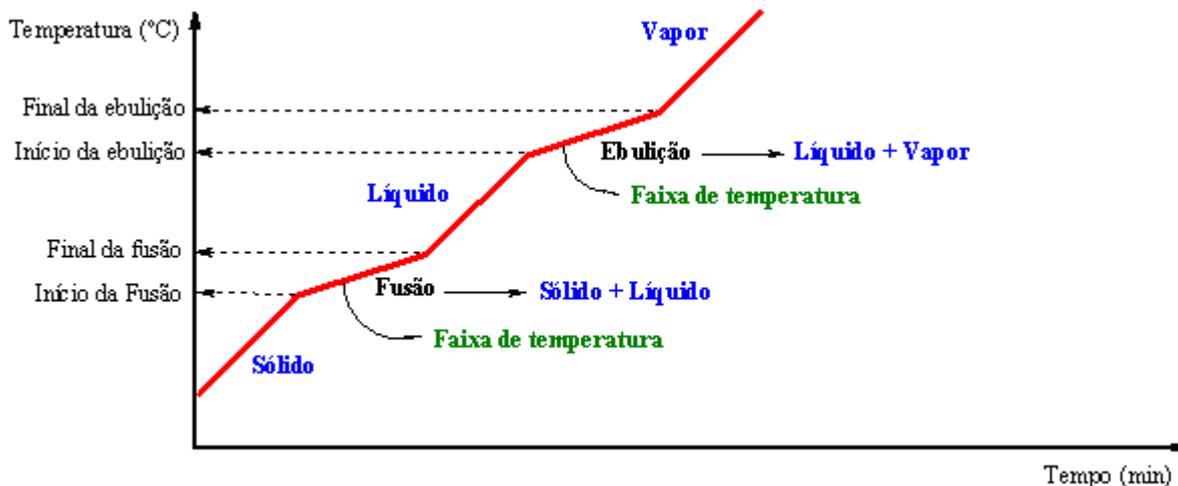


Curva de Resfriamento da Água Pura

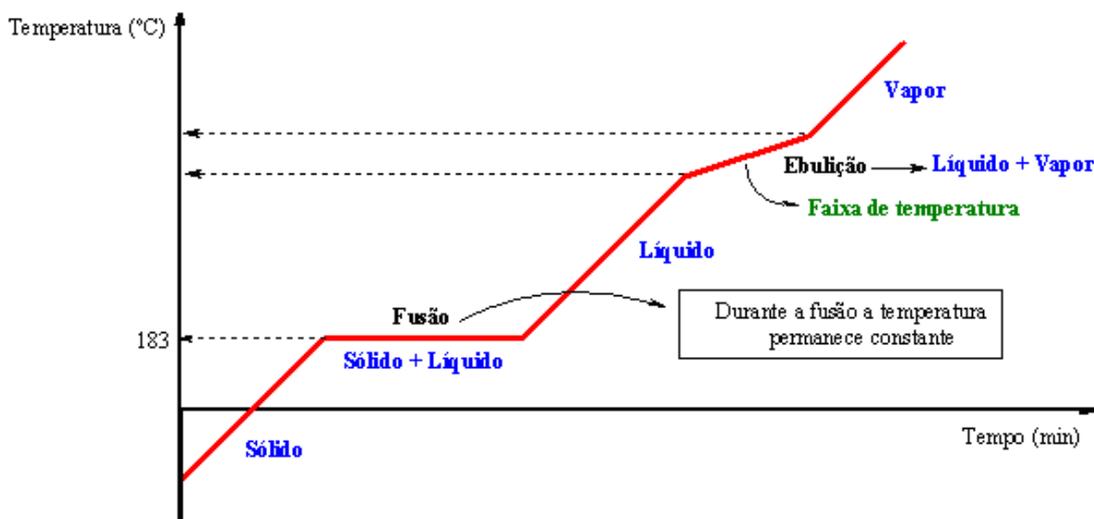


Já no caso das misturas, o comportamento verificado é diferente, ou seja, os pontos de fusão e ebulição não são constantes e, por isso, apresentam uma faixa de temperatura. Ainda, existem outros dois tipos diferentes de misturas, que são a Eutética e a Azeotrópica. Tratam-se de misturas homogêneas onde, temos uma faixa de temperatura apenas para uma das mudanças de estado físico, sendo que a outra mudança a temperatura é fixa. No caso da Eutética, a temperatura de fusão é constante e a de ebulição variável. Já para a azeotrópica, a temperatura de fusão é variável e a de ebulição é constante.

· **Mistura Comum – Aquecimento (Exs.: Água e sal, água e açúcar, etc.)**



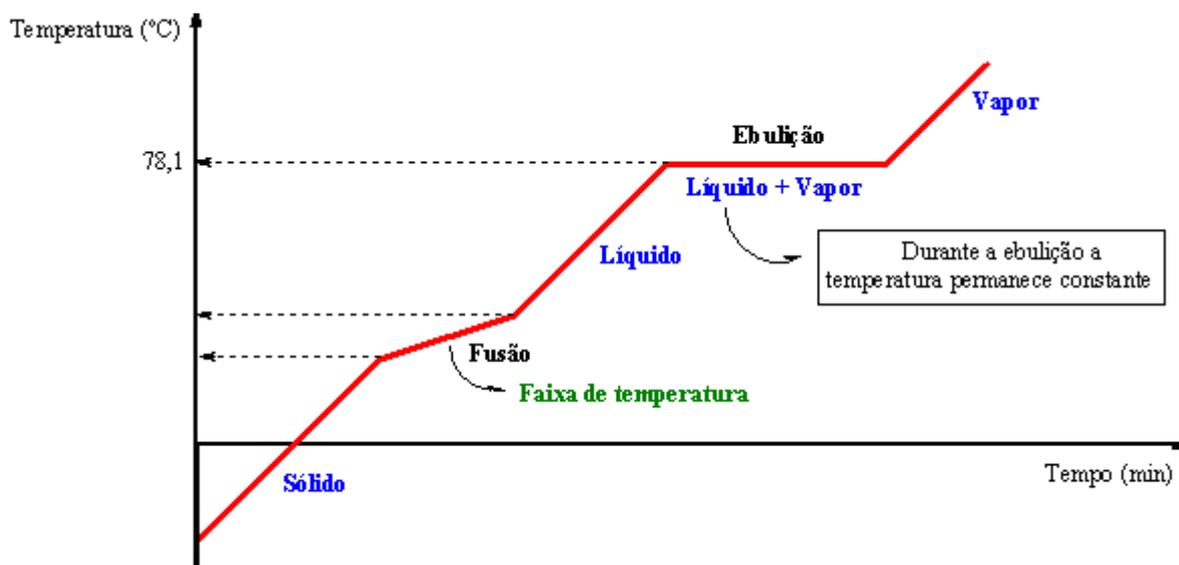
· **Mistura Eutética (Algumas misturas homogêneas de sólidos (ligas metálicas) – fundem-se à temperatura constante)**



Exemplo: a solda comum, uma mistura eutética de estanho (37%) e chumbo (63%), funde-se à temperatura constante de 183°C. Outros exemplos de misturas eutéticas:

- uma liga metálica com 40% de cádmio e 60% de bismuto funde-se a 140°C.
- uma liga metálica com 87% de chumbo e 13% de antimônio funde-se a 246°C
- uma liga metálica com 58% de bismuto e 42% de estanho funde-se a 133°C
- latão, uma liga metálica com 67% de cobre e 33% de zinco funde-se a 980°C
- bronze, uma liga metálica com 90% de cobre e 10% de estanho funde-se a 925°C

Mistura Azeotrópica (Algumas misturas homogêneas de líquidos – fervem à temperatura constante)



Exemplo: álcool 96° GL, uma mistura azeotrópica 96% em volume de álcool e 4% de água apresenta temperatura de ebulição constante de 78,1°C. Outros exemplos de misturas azeotrópicas:

- uma mistura de acetona (86,5%) e etanol (13,5%) apresenta ponto de ebulição de 56°C.
- uma mistura de álcool etílico (7%) e clorofórmio (93%) apresenta ponto de ebulição de 60°C.
- uma mistura de álcool fórmico - ácido acético – (77,5%) e água (22,5%) apresenta temperatura de ebulição de 107,3°C.

Exercícios:

- Qual a diferença entre corpo e matéria?
- O que é um sistema?
- Qual a diferença entre sistema e meio ambiente?
- O que são moléculas?
- Quais os estados físicos da matéria?
- Complete as lacunas:

A passagem do estado sólido para o estado gasoso chama-se_____. A passagem do estado gasoso para o estado líquido chama-se_____, e de líquido para sólido chama-se_____.
- Quais as diferenças entre os estados físicos da matéria?

8. Dada a tabela:

	Temperatura de Fusão	Temperatura de Ebulição
Clorofórmio	-63°C	61°C
Fenol	43°C	182°C
Cloro	- 101°C	-34,5°C

Resolva as questões:

- Qual o estado físico de cada substância à temperatura ambiente?
- Construa um gráfico de mudança de estado físico, indicando como a temperatura de uma amostra de clorofórmio sólido varia com o tempo quando submetida a aquecimento. Indique os estados físicos presentes em cada região do gráfico.

9. (**Vunesp**) O naftaleno, comercialmente conhecido como naftalina, empregado para evitar baratas em roupas, funde a temperaturas superiores a 80°C. Sabe-se que bolinhas de naftalina, à temperatura ambiente, têm suas massas constantemente diminuídas, terminando por desaparecer sem deixar resíduo. Estas observações podem ser explicadas pelo fenômeno da:

a) fusão. b) sublimação c) solidificação. d) liquefação. e) ebulição

10. (**F.M.Pouso Alegre – MG**) Observe os seguintes fatos:

- I. Uma pedra de naftalina deixada no armário.
- II. Uma vasilha com água deixada no *freezer*.
- III. Uma vasilha com água deixada no fogo.
- IV. O derretimento de um pedaço de chumbo quando aquecido.

Nesses fatos, estão relacionados corretamente os seguintes fenômenos:

- a) I. sublimação; II. solidificação; III. evaporação; IV. fusão.
- b) I. sublimação; II. solidificação; III. fusão; IV. evaporação.
- c) I. fusão; II. sublimação; III. evaporação; IV. solidificação.
- d) I. evaporação; II. solidificação; III. fusão; IV. sublimação.
- e) I. evaporação; II. sublimação; III. fusão; IV. solidificação.

1.18 – Energia

Energia é uma palavra derivada do Latim *energia* e do Grego *enérgeia*. Significa eficácia, ação, força. É a faculdade que um corpo possui de produzir atividade ou trabalho.

1.18.1- Tipos de energia

É convencionalmente nomeados diferentes tipos de energia; todavia, a energia nem sempre pode ser exatamente encaixada em um tipo ou outro de energia, em especial porque a energia pode ser facilmente transformada de um tipo de energia em outro. Veja alguns exemplos:

- **Cinética**; é o tipo de energia que os objetos em movimento possuem; é o tipo de energia mais fácil de ser observada. Por exemplo, um carro em movimento.
- **Potencial gravitacional**; é a energia que qualquer corpo possui quando está a uma certa distância do solo. Por exemplo, uma lata de refrigerante sobre uma mesa a 1 metro do chão, possui esta energia; se ela for derrubada a energia passa gradualmente de energia potencial gravitacional para energia cinética.
- **Elástica**; (uma mola esticada tem isto)
- **Energia térmica** (calor); é a forma de energia que depende do quão quente um corpo está. Calor e temperatura não são a mesma coisa.
- **Química**; a energia química deriva da forma como os átomos são organizados em diferentes tipos de moléculas. Quando estas moléculas são alteradas para outros tipos de moléculas com menor energia, uma parcela da energia que elas continham é liberada. Por exemplo, as reações que acontecem dentro de uma pilha, ou a queima da gasolina.
- **Radiante**; é o tipo de energia que o Sol emite. Ela tem a interessante característica de se propagar no vácuo.

- **Nuclear**; a energia nuclear será estudada mais a fundo em capítulos futuros; entretanto, ela oferece muito mais do que se costuma ouvir a respeito deste tipo de energia.
- **Elétrica**; atualmente, é uma das mais “populares” e bem-aceitas formas de energia. Por exemplo, é a forma de energia que acende as lâmpadas.
- **Sonora**; é o tipo de energia provocada pelas ondas sonoras; este tipo de energia precisa de um meio para se propagar. O som não se propaga no vácuo.

Exercícios:

1. O que é energia potencial e onde podemos encontrá-la?
2. O que é energia química?
3. Qual é a diferença entre energia cinética e elástica?
4. Qual a característica fundamental da energia radiante?
5. Quais as aplicações da energia elétrica?
6. Desafio:

Pergunte ao seu professor de Física se é possível converter uma forma de energia em outra. Se for possível, peça um exemplo, pergunte como isso poderia ser feito.

1.19 - Estrutura da matéria II

1.19.1 - Leis ponderais das combinações químicas

Leis ponderais ou gravimétricas

- **Lei da conservação das massas** (Lavoisier - 1774)
A soma das massas antes da reação é igual à soma das massas após a reação.
- **Lei das proporções definidas** (Proust¹⁰ - 1779)
A proporção das massas que reagem permanece sempre constante.
- **Lei das proporções múltiplas** (Dalton – 1808)
Mudando-se a reação, se a massa de um participante permanecer constante, a massa do outro só poderá variar segundo valores múltiplos.
- **Lei das proporções recíprocas** (Richter¹¹ – Wenzel¹²)
Uma massa fixa de uma substância reage com massas diferentes de outras substâncias. Se estas substâncias reagirem entre si, farão com as mesmas massas, ou múltiplas ou submúltiplas.

Leis volumétricas

- **Primeira Lei de Gay-Lussac**¹³
Os volumes de todas as substâncias gasosas envolvidas num processo químico, nas mesmas condições de temperatura e pressão, estão entre si numa relação de números inteiros e pequenos.

10 Joseph Louis Proust (1754-1826). Químico Francês.

11 Jeremias Benjamin Richter (1762-1807). Químico Alemão.

12 Carl Friedrich Wenzel (1740-1793). Químico Alemão.

13 Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850). Físico e Químico Francês.

- **Segunda Lei de Gay-Lussac**

Quando um volume fixo de um gás se combina com volumes de diferentes compostos, estes últimos volumes estão entre si numa relação de números inteiros e simples.

Exercícios:

1. Lavoisier foi o maior Químico da história da França. Pesquisar qual foi a sua causa mortis?
2. Segundo a Lei de Proust, o que permanece sempre constante em uma reação Química?
3. Se a soma das massas antes da reação é igual à soma das massas após a reação, como pode as cinzas do carvão pesarem menos que o carvão? O que aconteceu com o restante da massa?
4. O que é a Lei das proporções recíprocas?

1.20 - Estrutura da matéria III

1.20.1 - Números quânticos

Bohr precisou postular a existência dos números quânticos na sua teoria. Contudo, com o progresso da compreensão da mecânica quântica, estes números ocorrem naturalmente ao se resolver a equação de Shrodinger. Os números quânticos são de grande relevância para descrever a posição dos elétrons nos átomos. Existem quatro números quânticos:

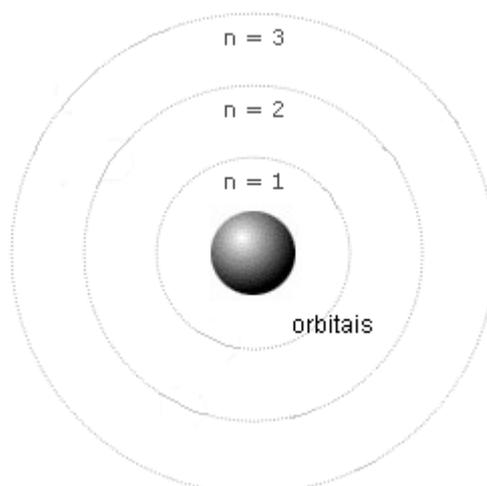
1. Número quântico principal (n);
2. Número quântico azimutal ou do momento angular (l);
3. Número quântico magnético (m_l);
4. Número quântico rotatório (*spin* em inglês, m_s)

Estudo aprofundado dos números quânticos:

1. Número quântico principal (n):

Já vimos que este número foi introduzido no terceiro postulado da teoria atômica de Niels Böhr. Indicando que as órbitas possíveis são aquelas em que o elétron possui um momento angular múltiplo inteiro de $h/2\pi$, isto implica que o elétron não pode estar a qualquer distância do núcleo, mas somente em poucas regiões, chamadas de órbitas. O Número quântico principal pode apresentar os seguintes valores:

$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, \dots, \infty$. Os números fracionários, negativos e o zero, não são válidos para o número quântico principal.



Isto é o que o n representa.

O número quântico principal localiza o elétron em seu orbital ou nível de energia.

Nível	1	2	3	4	5	6	7
Camada	K	L	M	N	O	P	Q

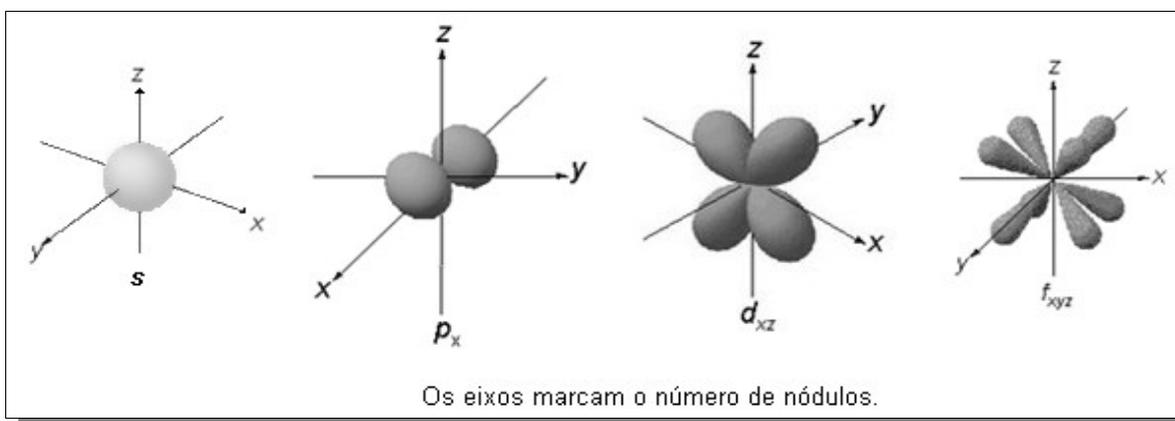
2. Número quântico azimutal, do momento angular ou secundário (*l*):

Foi introduzido por Sommerfeld, pois verificou-se que um elétron, numa mesma órbita, apresentava energias diferentes. Tal fato não é possível se as órbitas forem circulares. Sommerfeld sugeriu que as órbitas são elípticas, pois elipses apresentam diferentes excentricidades, ou seja, distâncias diferentes do centro, gerando energias diferentes para uma mesma camada eletrônica.

O número quântico azimutal define o formato do orbital e localiza o elétron no seu subnível de energia.

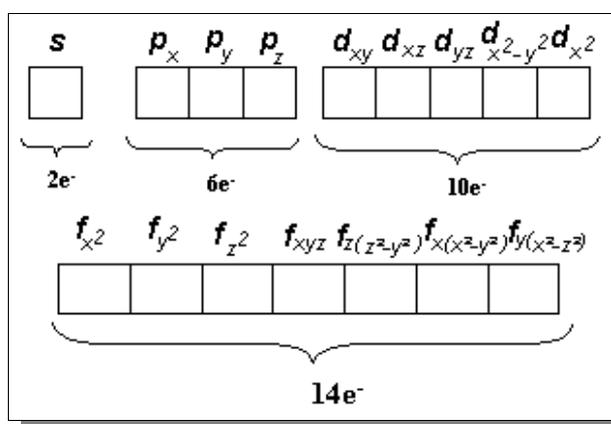
Os valores válidos para *l* são 0, 1, 2, 3, ... *n* - 1.

- *l* = 0, orbitais **s**, com formato esférico
- *l* = 1, orbitais **p**, com formato de dois lóbulos e um nóduo
- *l* = 2, orbitais **d**, com formato de quatro lóbulos e dois nóduos
- *l* = 3, orbitais **f**, com formato de oito lóbulos e quatro nóduos



O nome dos orbitais (s, p, d, f) vem dos nomes dados às linhas do espectro do Hidrogênio em Inglês. A letra s para sharp (afiado), p para principal (principal), d para diffuse (difuso), e f para fundamental (fundamental).

Cada suborbital pode comportar até 2 elétrons, então o número de elétrons que estes orbitais podem acomodar é:



3. Número quântico magnético (m_l):

O número quântico magnético também veio através de Sommerfeld. Deriva do número quântico azimutal (l). Este número não interfere na energia do elétron, ele representa a orientação espacial do orbital perante um campo magnético externo. Derivando de l , o número quântico magnético pode assumir qualquer valor inteiro entre $-l$, 0 , $+l$. Por exemplo:

Para $l = 0$, m_l só pode valer 0 . Só pode haver um orbital **s**.

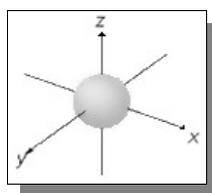
Para $l = 1$, m_l pode valer -1 , 0 , 1 . Informa que existem 3 orientações para os orbitais **p**.

Para $l = 2$, m_l pode valer -2 , -1 , 0 , 1 , 2 . Informa que existem 5 orientações para os orbitais **d**.

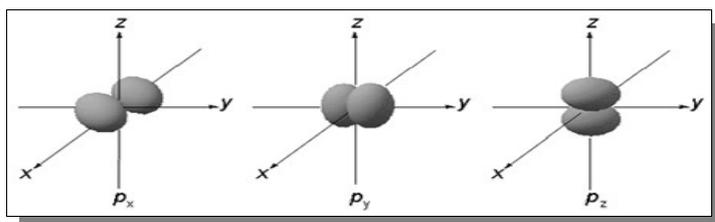
Para $l = 3$, m_l pode valer -3 , -2 , -1 , 0 , 1 , 2 , 3 . Informa que existem 7 orientações para os orbitais **f**.

A representação gráfica de m_l ajuda a entender melhor o que ele representa.

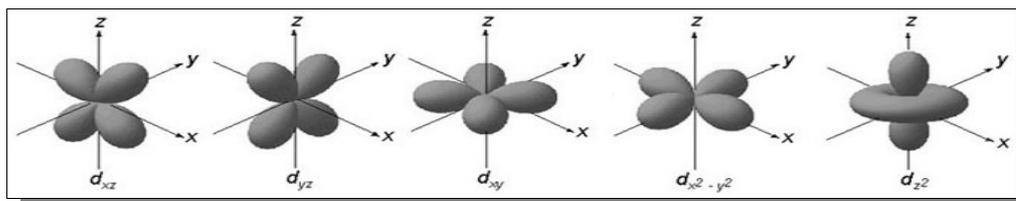
$l = 0$, m_l informa que só pode haver um orbital **s**.



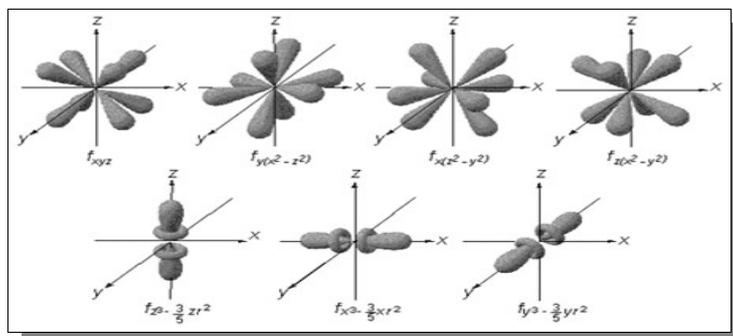
$l = 1$, m_l informa que existem 3 orientações para os orbitais **p**.



$l = 2$, m_l informa que existem 5 orientações para os orbitais **d**.



$l = 3$, m_l informa que existem 7 orientações para os orbitais **f**.



4. Número quântico rotatório (spin em inglês, m_s):

O número quântico rotatório (m_s) descreve o sentido de rotação de um elétron em um orbital, que pode ser horário ou anti-horário. Para cada caso foi atribuído um valor $+1/2$ e $-1/2$.

Regras básicas sobre os números quânticos:

1. Os números n , l e m são números inteiros;
2. O número quântico principal (n) não pode ser zero;
3. O número quântico azimutal (l) pode ser qualquer número inteiro entre zero e $n-1$;
4. O número quântico magnético (m_l) pode ser qualquer número inteiro entre $-l$ e $+l$;
5. O número quântico rotatório (s) só pode valer $+1/2$ e $-1/2$.

1.20.2 - Distribuição eletrônica nos átomos

•ELETROSFERA

É a região do átomo que contém os elétrons e chega a ser cem mil vezes maior que o núcleo. Dados experimentais levaram a concluir que os elétrons estão distribuídos na Eletrosfera em níveis e subníveis energéticos (camadas e sub-camadas eletrônicas, respectivamente).

• CAMADAS ELETRÔNICAS OU NÍVEIS DE ENERGIA

Para os 114 elementos atuais, os elétrons estão distribuídos em sete camadas eletrônicas (ou sete níveis de energia). As camadas são representadas pelas letras K,L,M,N,O,P e Q ou 1º, 2º, 3º, 4º, 5º, 6º e 7º níveis de energia. Até o momento, temos o seguinte número máximo de elétrons nas camadas.

Níveis de Energia	Camada	Número Máximo de Elétrons
1º	K	2
2º	L	8
3º	M	18
4º	N	32
5º	O	32
6º	P	18
7º	Q	8

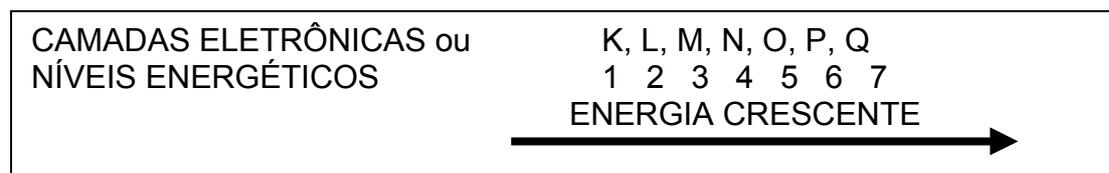
• SUBCAMADAS OU SUBNÍVEIS DE ENERGIA

Em cada camada, os elétrons estão distribuídos em subcamadas ou subníveis de energia, representados pelas letras s,p,d e f (subníveis usados até Z =114). O número máximo de elétrons que cabe em cada subnível é o seguinte.

Subnível	s	p	d	f
Número máximo de elétrons	2	6	10	14

O número de subníveis conhecidos em cada camada é dado pela tabela a seguir.

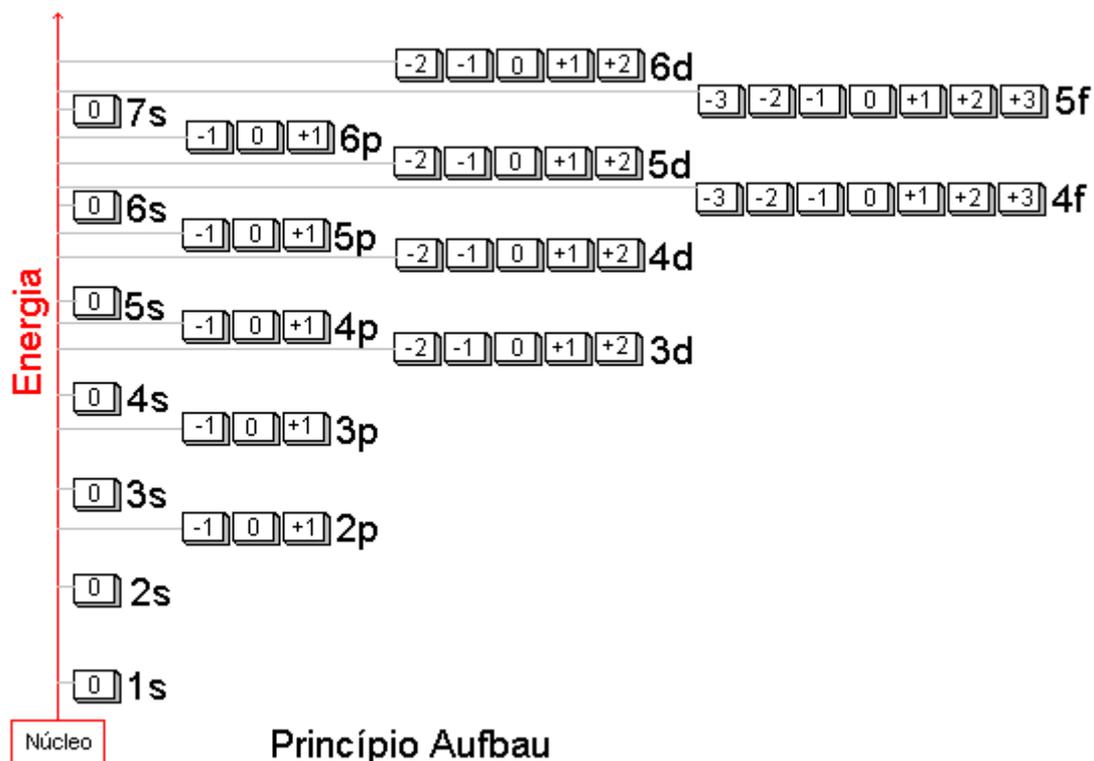
Nível de energia	Camada	Subníveis conhecidos
1°	K	1s
2°	L	2s 2p
3°	M	3s 3p 3d
4°	N	4s 4p 4d 4f
5°	O	5s 5p 5d 5f
6°	P	6s 6p 6d
7°	Q	7s 7p



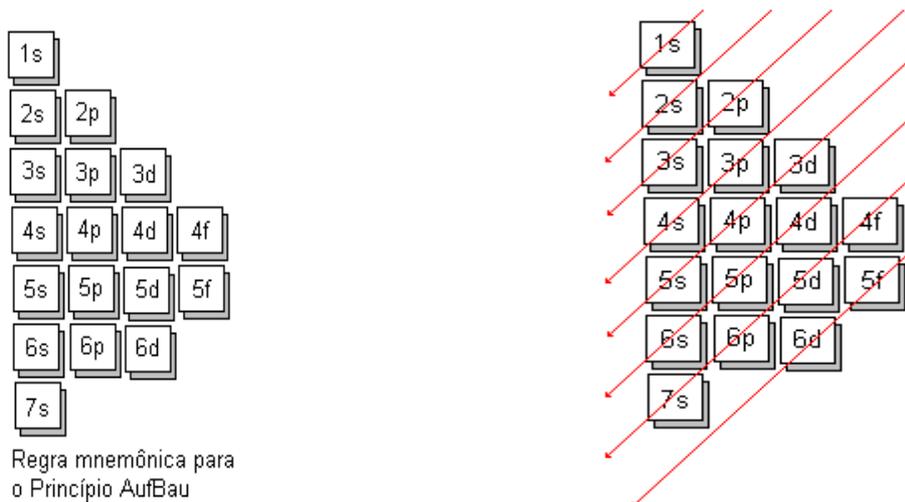
1.20.2.1 - Princípio de exclusão de Pauli

Proposto em 1925, na tentativa de explicar algumas das propriedades dos elétrons nos átomos, o Princípio de exclusão de Pauli¹ postula que “Em um sistema fechado, dois elétrons não podem ocupar o mesmo estado”. Em outras palavras, dois elétrons não podem ter os 4 números quânticos idênticos. Assim, podemos aplicar isto à um esquema chamado de diagrama de construção (*Aufbau*), que explica a ordem de preenchimento dos orbitais de átomos multieletrônicos. Então temos que:

1. O número de elétrons em um átomo é igual ao número atômico;
2. Cada elétron adicionado entra no orbital de ordem energética mais baixa disponível;
3. Um orbital não pode receber mais do que dois elétrons.



A ordem de preenchimento é 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s 5f 6d... A regra mnemônica a seguir ajuda bastante na compreensão do princípio da construção, uma vez que não é muito prático desenhar o diagrama acima cada vez que se deseja fazer a distribuição eletrônica de um átomo.



1.20.2.2 - Regra de Hund

A Regra de Hund¹⁴ trata sobre a forma de como os elétrons devem ser distribuídos para preencher os subníveis. Cada orbital de um subnível recebe, inicialmente, apenas um elétron. Somente após o último orbital deste subnível ter recebido seu primeiro elétron começa o preenchimento dos orbitais semicheios com o segundo elétron.

Elétron de maior energia ou elétron de diferenciação é o último elétron distribuído no preenchimento da eletrosfera, de acordo com as regras estudadas.

- Tutorial de distribuição eletrônica

Para fazer a distribuição eletrônica de um elemento qualquer existem alguns poucos passos a serem seguidos e as regras acabam por serem aplicadas naturalmente. O primeiro destes passos é saber quantos elétrons devem ser distribuídos. Lembrando que o número de elétrons é igual ao número atômico, temos, por exemplo, que o Hidrogênio tem 1 elétron, o Hélio tem 2 elétrons, o Flúor tem 9 elétrons....

Sabendo que o Hidrogênio tem 1 elétron, fica claro que este só poderá inserir um elétron nos orbitais disponíveis, o Hélio 2 elétrons e o Flúor 5 elétrons. Vale lembrar, também, que cada subnível dos orbitais pode comportar 2 elétrons, temos que o subnível **s** comporta $2e^-$, o subnível **p** $6e^-$, o subnível **d** $10e^-$ e o o subnível **f** $14e^-$.

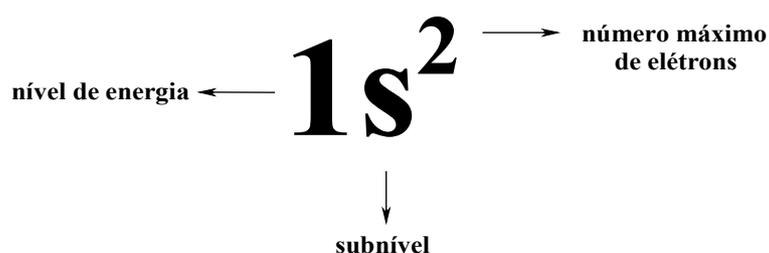
A ordem de preenchimento é $1s\ 2s\ 2p\ 3s\ \dots$. Isto porque sempre devemos preencher a partir do orbital de menor energia.

Assim temos as seguintes distribuições:

H $1s^1$

He $1s^2$

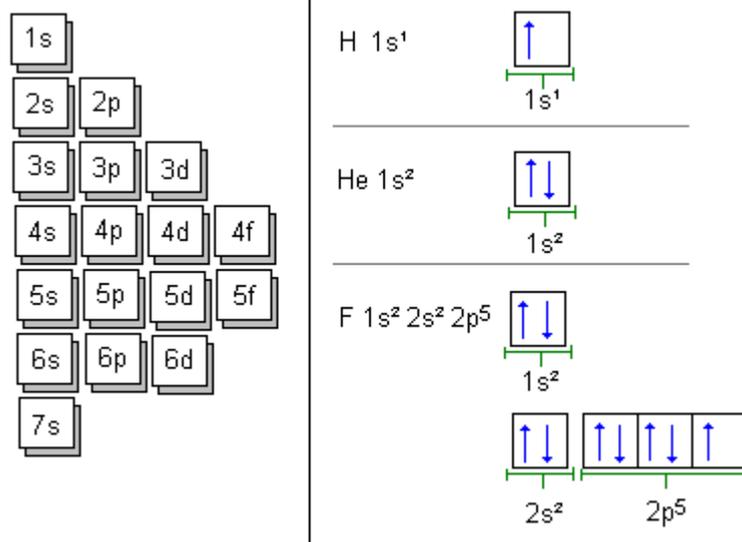
F $1s^2, 2s^2, 2p^5$



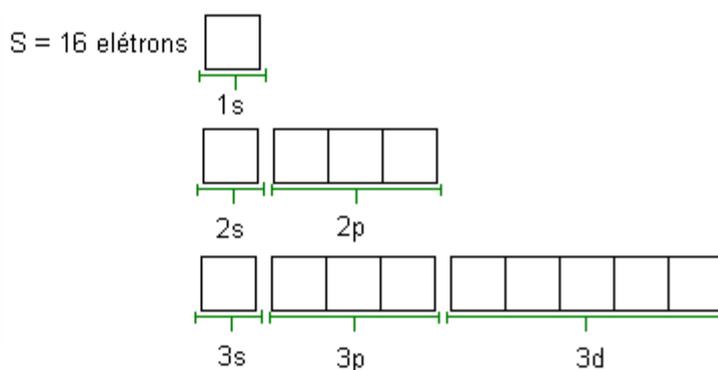
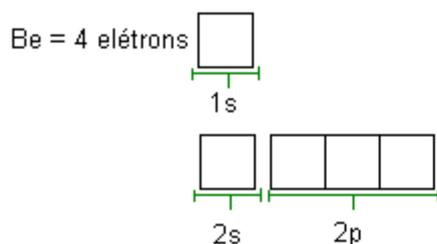
→ A representação $1s^2$ significa 2 elétrons colocados no subnível **s** do 1º nível.

14 Friedrich Hund (1896-1997). Físico Alemão, conhecido por seu trabalho sobre a estrutura eletrônica de átomos e moléculas.

Observe como isto fica quando representado graficamente:



Agora, tente você! Complete os exemplos a seguir:

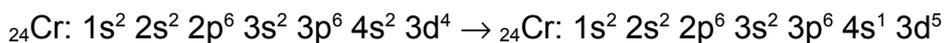


ATENÇÃO:

- Os elementos do grupo 11 não seguem o Princípio *Aufbau*.

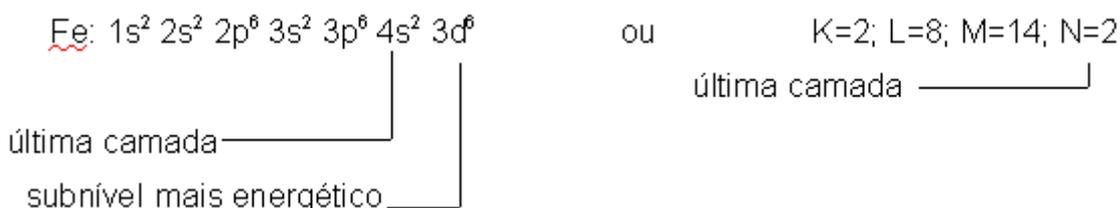


- O cromo também não segue o Princípio *Aufbau*.



- A distribuição eletrônica dos íons

A distribuição eletrônica dos íons é semelhante à dos átomos neutros. No entanto, é importante salientar que os elétrons que o átomo irá ganhar ou perder (para se transformar em um íon) **serão recebidos ou retirados da última camada eletrônica, também chamada de camada de valência (que é a camada mais afastada do núcleo), e não do subnível mais energético.** Assim, por exemplo, o átomo de ferro (número atômico = 26) tem a seguinte distribuição eletrônica:



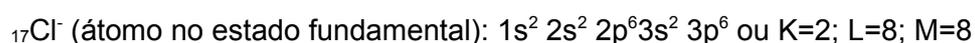
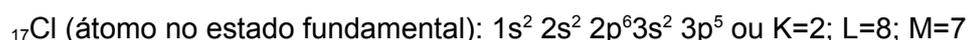
Quando o átomo de ferro perde 2 elétrons e se transforma no íon Fe^{2+} , este terá a seguinte distribuição eletrônica:



Ainda, se o átomo de ferro perder 3 elétrons, se transformará no íon Fe^{3+} e terá a seguinte distribuição eletrônica:



Analogamente, no caso de um átomo de cloro ganhar um elétron, se transformará no íon Cl^- e terá a seguinte distribuição eletrônica:



- DISTRIBUIÇÃO ELETRÔNICA MODERNA

Atualmente, utiliza-se um código para estas representações eletrônicas, principalmente para os elementos com muitos elétrons. Observe o exemplo: Configuração do fósforo (P), de $Z = 15$



O Código [Ne] indica uma configuração igual do gás nobre neônio ($Z = 10$): $1s^2 2s^2 2p^6$. Assim, a representação codificada significa que o fósforo tem uma configuração eletrônica semelhante a do neônio, acrescida de $3s^2 3p^3$ no último nível.

a) **Cuidado com os metais de transição, cujas configurações podem ser escritas em ordem de energia crescente (Princípio Aufbau) ou reorganizada por níveis.**

Ferro (Z = 26):

- Energia crescente: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
- Reorganizada: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$
- Em código e reorganizada: $[\text{Ar}] 3d^6 4s^2$ (mais usada)

Outros exemplos.:

- $_{29}\text{Cu} \rightarrow [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^1$
- $_{35}\text{Br} \rightarrow [\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$
- $_{80}\text{Hg} \rightarrow [\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2$

Grupo	Elemento	Configuração
1	H	$1s^1$
	Li	$[\text{He}]2s^1$
	Na	$[\text{Ne}]3s^1$
	K	$[\text{Ar}]4s^1$
	Rb	$[\text{Kr}]5s^1$
	Cs	$[\text{Xe}]6s^1$
	Fr	$[\text{Rn}]7s^1$
17	F	$[\text{He}]2s^2 2p^5$
	Cl	$[\text{Ne}]3s^2 3p^5$
	Br	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^5$
	I	$[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^5$
	At	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$
18	He	$1s^2$
	Ne	$[\text{He}]2s^2 2p^6$
	Ar	$[\text{Ne}]3s^2 3p^6$
	Kr	$[\text{Ar}]3d^{10} 4s^2 4p^6$
	Xe	$[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^6$
	Rn	$[\text{Xe}]4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^6$

Achou fácil? Não pare agora! Faça também a distribuição eletrônica dos seguintes elementos: Oxigênio (16), Carbono (12), Criptônio (36) e Bário (56).

Exercícios:

1. Quais são os quatro números quânticos do último elétron representado, seguindo a regra de Hund, ao efetuar a representação gráfica de 9 elétrons no subnível 4f?
Resp. 4, 3, -2, +1/2
2. Escreva a distribuição eletrônica nos níveis e subníveis de energia para os seguintes átomos. Após, diga qual o número de elétrons presentes em cada camada.

- | | | |
|-----------------------|-----------------------|-----------------------|
| b) ${}_{11}\text{Na}$ | i) ${}_{35}\text{Br}$ | p) ${}_{1}\text{H}$ |
| c) ${}_{17}\text{Cl}$ | j) ${}_{37}\text{Rb}$ | q) ${}_{8}\text{O}$ |
| d) ${}_{4}\text{Be}$ | k) ${}_{55}\text{Cs}$ | r) ${}_{15}\text{P}$ |
| e) ${}_{7}\text{N}$ | l) ${}_{83}\text{Bi}$ | s) ${}_{29}\text{Cu}$ |
| f) ${}_{13}\text{Al}$ | m) ${}_{88}\text{Ra}$ | t) ${}_{19}\text{K}$ |
| g) ${}_{20}\text{Ca}$ | n) ${}_{74}\text{W}$ | u) ${}_{36}\text{Kr}$ |
| h) ${}_{28}\text{Ni}$ | o) ${}_{80}\text{Hg}$ | |

3. Escreva a distribuição eletrônica nos níveis e subníveis de energia para os seguintes íons. Após, diga qual o número de elétrons presentes em cada camada.

- f) ${}_{19}\text{K}^+$
- g) ${}_{27}\text{Co}^{2+}$
- h) ${}_{27}\text{Co}^{3+}$
- i) ${}_{16}\text{S}^{2-}$
- j) ${}_{12}\text{Mg}^{2+}$
- k) ${}_{25}\text{Mn}^{2+}$
- l) ${}_{32}\text{Ge}^{4+}$
- m) ${}_{15}\text{P}^{3-}$

4. Faça a distribuição eletrônica moderna dos seguintes elementos.

- a) ${}_{56}\text{Ba}$
- b) ${}_{51}\text{Sb}$
- c) ${}_{30}\text{Zn}$
- d) ${}_{81}\text{Tl}$
- e) ${}_{92}\text{U}$
- f) ${}_{76}\text{Os}$
- g) ${}_{74}\text{W}$
- h) ${}_{13}\text{Al}$
- i) ${}_{23}\text{V}$
- j) ${}_{40}\text{Zr}$
- k) ${}_{16}\text{S}$

1.21 - Geometria Molecular

A forma das moléculas (a maneira como seus átomos estão arranjados no espaço) afeta muitas de suas propriedades físicas e químicas como, por exemplo, o ponto de fusão e ebulição. A forma molecular pode, também, afetar as propriedades químicas. Nos sistemas biológicos, tais como o nosso organismo, as reações químicas que nos mantêm vivos (e até nos permitem estudar química) dependem de um entrelaçamento muito preciso entre as moléculas. Se os locais de encaixe forem destruídos, o que ocorre geralmente nos casos de envenenamento, o organismo morrerá. Assim, a

compreensão da geometria molecular e dos fatores que a afetam é muito importante para a nossa compreensão química. Existem algumas teorias que tentam explicar o mesmo fenômeno físico. Nenhuma teoria é perfeita, senão bastaria levarmos em consideração apenas uma delas. Cada teoria tem o seu ponto forte e o seu ponto fraco.

Embora exista um número enorme de moléculas diferentes (na casa dos milhões), o número de maneiras diferentes que os átomos se arranjam em torno uns dos outros é bastante limitado. Isto torna a compreensão sobre as formas das moléculas muito fácil, pois somos capazes de descrever essas formas através de um número relativamente pequeno de termos. Virtualmente, todas as moléculas têm formas que podem ser consideradas como derivadas de um conjunto básico de seis geometrias diferentes.

I) Moléculas com 2 átomos: **LINEAR**

Ex: O₂, Cl₂, H₂, CO, HF, HBr, etc.

II) Moléculas com 3 átomos:

- **LINEAR**
- **ANGULAR (sobra de elétrons no elemento central)**

Exemplos: H₂O
H₂S
SO₂
O₃

ANGULAR

CO₂
CS₂
HCN

LINEAR

III) Molécula com 4 átomos:

- **PIRAMIDAL (sobra de elétrons no elemento central)**
- **TRIGONAL PLANA OU TRIANGULAR**

Exemplos: NH₃
PCl₃

PIRAMIDAL

BF₃*
SO₃
AlCl₃*
BH₃*
BCl₃*

TRIGONAL PLANA

* exceções à regra do octeto

IV) Moléculas com 5 átomos: TETRAÉDRICA (sempre)

Exemplos: CH₄
CCl₄
TiCl₄
CBr₄
SiH₄

V) Moléculas com 6 átomos: BIPIRAMIDAL (bipirâmide de base triangular)

Exemplo: PCl₅ (exceção à regra do octeto)

VI) Moléculas com 7 átomos: OCTAÉDRICA (bipirâmide de base quadrada)

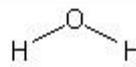
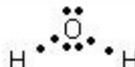
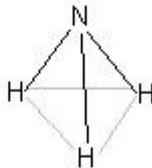
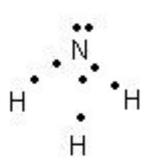
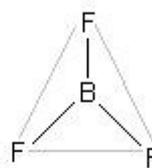
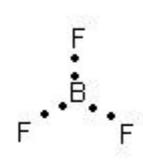
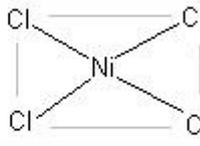
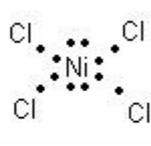
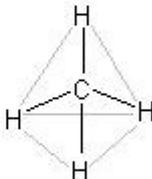
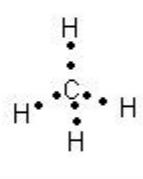
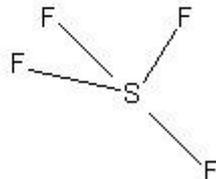
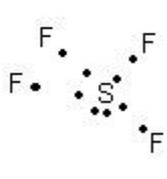
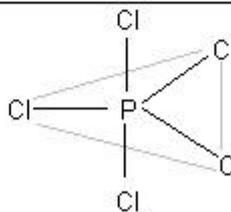
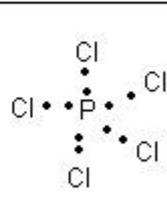
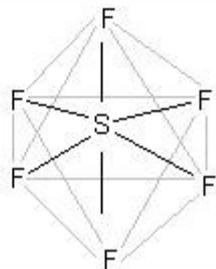
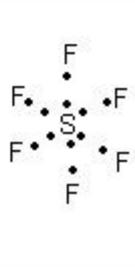
Exemplo: SF₆ (exceção à regra do octeto)

Exercício:

1. Determine a geometria das moléculas das seguintes substâncias:

- a) HBr
- b) F₂
- c) CH₄
- d) NH₃
- e) H₂O
- f) CO₂
- g) COCl₂
- h) SO₂
- i) CHCl₃
- j) SO₃
- k) H₂S
- l) PCl₃
- m) O₃
- n) HCN
- o) CS₂
- p) NCl₃
- q) O₂

1.21.1 - Geometria Molecular Baseada na Teoria da Repulsão dos Pares Eletrônicos da Camada de Valência (VSEPR)

Nome	Pares de elétrons compartilhados	Exemplo	Foma da ligação	Foma da ligação
Linear	2	BeCl ₂	Cl—Be—Cl	Cl••Be••Cl
Ângular	2	H ₂ O		
Piramidal	3	NH ₃		
Trigonal Plano	3	BF ₃		
Quadrado planar	4	NiCl ₄ ²⁻		
Tetraédrico	4	CH ₄		
Tetraédrica distorcida <i>gangorra</i>	4	SF ₄		
Bipiramidal	5	PCl ₅		
Octaédrica	6	SF ₆		

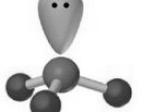
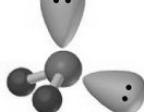
Um dos objetivos primários da teoria da ligação química é explicar e (esperamos) prever a estrutura molecular. Uma teoria que é extremamente simples e bastante eficiente na sua capacidade de prever acuradamente as geometrias moleculares é a chamada teoria de repulsão dos pares de elétrons da camada de valência (teoria VSEPR, do inglês *Valence Shell Electron Pair Repulsion*).

As moléculas são formadas por átomos unidos por ligações covalentes e podem apresentar, na sua constituição, desde dois até milhares de átomos. A disposição espacial dos núcleos desses átomos irá determinar diferentes formas geométricas para as moléculas. Assim, toda molécula formada por dois átomos (diatômicas) será sempre linear, pois seus núcleos estão obrigatoriamente alinhados.

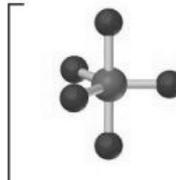
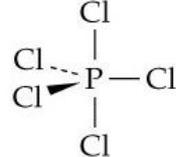
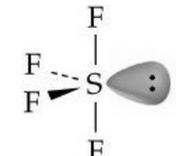
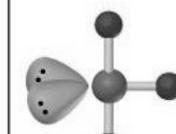
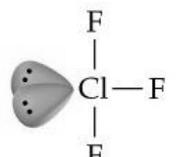
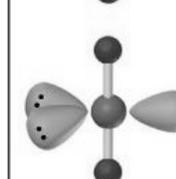
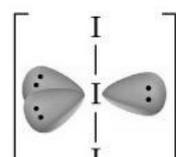
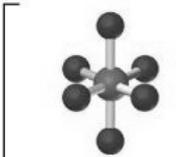
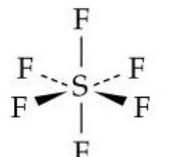
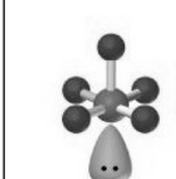
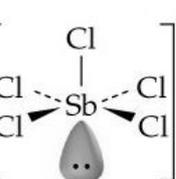
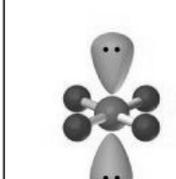
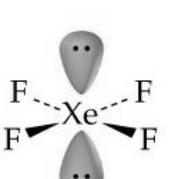


Uma das maneiras mais simples e mais usada atualmente para prever a geometria das moléculas que apresentam mais do que dois átomos consiste na utilização da **teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência**. Essa teoria está baseada na ideia de que os pares eletrônicos ao redor de um átomo central, quer estejam ou não participando das ligações, se comportam como nuvens eletrônicas que se repelem entre si, de forma a ficarem orientadas no espaço com a maior distância angular possível, ou seja, a teoria VSEPR propõe que o arranjo geométrico dos átomos ou grupo de átomos (aos quais, geralmente, nos referimos como ligantes) em torno de algum átomo central seja determinado somente pela repulsão entre os pares de elétrons presentes na camada de valência do átomo central.

Notação VSEPR	Forma
AX_2	Linear
AX_3	Triangular
AX_2E	Angular
AX_4	Tetraédrica
AX_3E	Piramidal
AX_2E_2	Angular
AX_5	Bipiramidal Trigonal
AX_4E	Tetraédrica Irregular (gangorra)
AX_3E_2	Forma de T
AX_2E_3	Linear
AX_6	Octaédrica
AX_5E	Piramidal de Base Quadrada
AX_4E_2	Quadrado Planar

Número de ligações	Número de pares de elétrons isolados	Número de nuvens eletricamente carregadas	Geometria molecular	Exemplo
2	0	2	 Linear	<chem>O=C=O</chem>
3	0	3	 Trigonal planar	<chem>H2C=O</chem>
	1		 Angular	<chem>O=S</chem>
4	0	4	 Tetraédrica	<chem>CH4</chem>
	1		 Pirâmide de base triangular	<chem>NH3</chem>
	2		 Angular	<chem>H2O</chem>

Continua

Número de ligações	Número de pares de elétrons isolados	Número de nuvens eletricamente carregadas	Geometria molecular	Exemplo
$\left[\begin{array}{c} 5 \\ 4 \\ 3 \\ 2 \end{array} \right]$	$\left[\begin{array}{c} 0 \\ 1 \\ 2 \\ 3 \end{array} \right]$	5	 <p>Bipirâmide trigonal</p>	
			 <p>Gangorra</p>	
			 <p>Forma de T</p>	
			 <p>Linear</p>	
$\left[\begin{array}{c} 6 \\ 5 \\ 4 \end{array} \right]$	$\left[\begin{array}{c} 0 \\ 1 \\ 2 \end{array} \right]$	6	 <p>Octaédro</p>	
			 <p>Pirâmide de base quadrada</p>	
			 <p>Quadrado plano</p>	

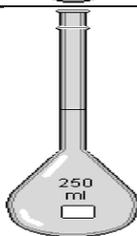
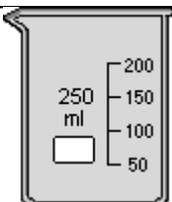
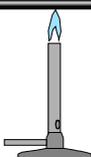
Capítulo 2 – Separação e identificação das Substâncias Químicas

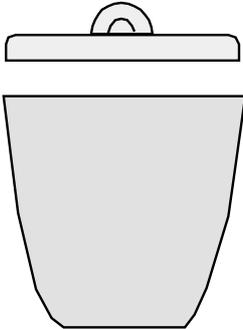
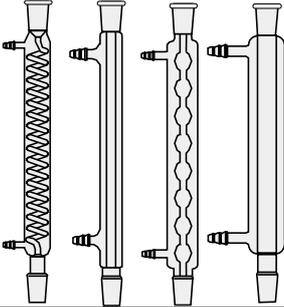


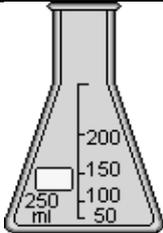
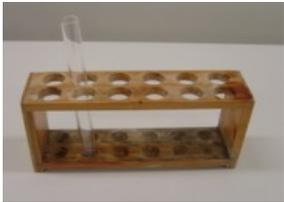
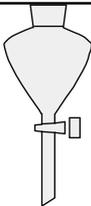
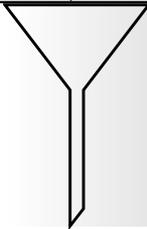
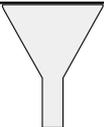
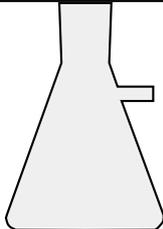
Tão importante quanto separar e identificar as substâncias químicas é fazer isto sem fazer sujeira. Não gere desperdícios

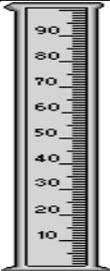
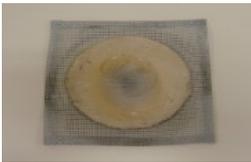
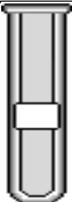
Para a separação (fracionamento) das diversas misturas homogêneas ou heterogêneas presentes no nosso dia-a-dia, é necessário tomar conhecimento de alguns materiais de laboratório empregados nos diferentes processos de separação de misturas. A seguir são listados os principais materiais empregados no fracionamento de misturas homogêneas e heterogêneas.

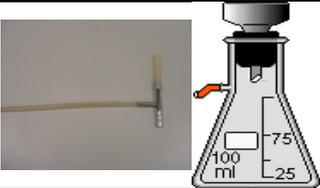
2.0 - Principais materiais de laboratório empregados na separação de misturas homogêneas e heterogêneas

Material	Figura	Finalidade
Almofariz e pistilo		Usado para triturar sólidos, pulverizar e homogeneizar mistura de sólidos.
Balança analítica		Aparelho utilizado para efetuar pesagens de reagentes e substâncias com precisão de 4 à 5 casas após a vírgula.
Balão de fundo redondo		Empregado para aquecer líquidos ou soluções e fazer reações com desprendimentos gasosos e também em refluxos.
Balão volumétrico		Usado no preparo de soluções.
Bastão de vidro		É um bastão maciço de vidro. Serve para agitar e facilitar as dissoluções, mantendo as massas líquidas em constante movimento. Também auxilia na filtração e na transferência de líquidos.
Béquer		Usado para dissolver substâncias, preparar soluções, efetuar reações químicas. Pode ser aquecido sobre o tripé com tela de amianto.
Bico de Bunsen		Fonte de aquecimento por meio de chama.

Bureta		Serve para dar escoamento a volumes variáveis de líquidos. Não deve ser aquecida. É constituída de tubo de vidro uniformemente calibrado, graduado em décimos de mililitro. É provida de um dispositivo, uma torneira, que permite o fácil controle de escoamento. Empregada especificamente nas titulações.
Cápsula de porcelana		Empregada na evaporação de líquidos em soluções.
Cadinho de porcelana		Recipiente feito de porcelana; pode ou não ser provido de tampa. Resiste a elevadas temperaturas, sendo utilizado para calcinações (aquecimento a seco muito intenso) de substâncias. Pode ser aquecido diretamente na chama do bico de Bunsen, apoiado sobre o triângulo de porcelana ou tela de amianto.
Centrífuga		Utilizada para acelerar a decantação (sedimentação) de materiais.
Condensadores		Os condensadores são equipamentos destinados à condensação de vapores em destilações ou aquecimento sob refluxo
Dessecador		Objeto que contém em seu interior substâncias que são higroscópicas (absorvem a umidade de outras substâncias). É utilizado quando queremos esfriar ou preservar algum material ou reagente sem absorção de umidade.

Erlenmeyer		Utilizado em titulações, aquecimento de líquidos, dissolução de substâncias e realização de reações químicas. Pode ser aquecido sobre o tripé com tela de amianto.
Estante para tubos de ensaio		Usada para apoiar os tubos de ensaio.
Funil de Büchner		Usado em conjunto com o Kitassato e a trompa d'água para filtração a vácuo.
Funil de decantação ou de separação ou funil de bromo		Usado para separação de líquidos não-miscíveis entre si.
Funil para líquidos		Usado na filtração comum para retenção de partículas sólidas. Deve conter em seu interior um filtro que pode ser de diferentes materiais dependendo do que será filtrado.
Funil para sólidos		Utilizado na transferência de reagentes sólidos.
Kitassato		Recipiente de vidro com paredes super reforçadas. Usado em conjunto com o funil de Büchner na filtração a vácuo.
Pipeta graduada		Usada para medir, sem precisão, o volume de líquidos.

Pipeta volumétrica		Usada para medir, com precisão, um volume fixo de líquidos.
Proveta ou cilindro graduado		Recipiente de vidro ou plástico utilizado para medir e transferir volumes de líquidos. Não deve ser aquecido.
Suporte Universal		Usado para sustentar peças de fixação.
Tela de amianto		Usada para distribuir uniformemente o calor recebido pela chama do bico de Bunsen.
Tubo de ensaio		Usado para fazer reações químicas em pequena escala (com pequenas quantidades de reagentes). Pode ser aquecido diretamente na chama do bico de Bunsen.
Tripé de ferro		Suporte para tela de amianto ou triângulo de porcelana. Usado em aquecimento com o auxílio do bico de Bunsen.
Triângulo de porcelana		Usado para sustentar cadinho de porcelana em aquecimento direto na chama do bico de Bunsen.

Trompa d'água		Utilizada para provocar vácuo, principalmente em filtrações a vácuo com o funil de Büchner e o kitassato.
Vidro de relógio		Peça de vidro de forma côncava. É usado para cobrir béqueres, em evaporações, pesagens de diversos fins, etc. Não pode ser aquecido diretamente na chama do bico de Bunsen..

2.1 - Processos de separação de misturas

Um dos grandes desafios da Química sempre tem sido a obtenção de substâncias puras a partir de misturas, já que a maioria dos materiais presentes na natureza é formada por misturas de substâncias. Como vimos anteriormente, torna-se possível saber se uma espécie de matéria é substância pura ou mistura por meio da análise de suas propriedades específicas. Se o resultado das análises indicar que se trata de uma mistura de substâncias e caso o químico queira isolar as substâncias que a constituem, será necessário escolher um método adequado de purificação.

Há vários métodos de purificação de misturas, e a escolha do método depende:

- Do tipo de mistura a ser separada;
- Das condições materiais e econômicas;
- Do tempo gasto na separação;

2.1.1 - Processos de separação (ou fracionamento) de misturas heterogêneas

Para realizar o fracionamento de misturas heterogêneas, o primeiro passo é classificá-las quanto ao estado físico de seus componentes. Nesse sentido, as misturas heterogêneas podem ser de quatro tipos:

1. Sólido-sólido
2. Sólido-líquido
3. Líquido-líquido
4. Sólido-gasoso

1. Misturas sólido-sólido

- **Catação**

Trata-se de processo rudimentar e cotidiano, empregado somente quando as partes da mistura são evidentes e soltas, podendo ser separadas com as mãos ou com pinças. Exs.: Separação (catação) do feijão das sujidades, separação do lixo reciclável pelos catadores, etc.



- **Peneiração ou Tamisação**

Este método é aplicado a misturas cujos componentes possuam diferentes tamanhos de granulação. É o que faz o pedreiro, por exemplo, quando deseja separar a areia fina da areia grossa usando uma peneira ou tamis.



- **Separação Magnética ou Imantação**

É aplicável em misturas de sólidos quando um dos componentes é magnético (substância que apresenta propriedade de ser atraída por um ímã, geralmente metais magnéticos). Passando-se um ímã sobre uma mistura de limalha de ferro e enxofre, por exemplo, o ferro é atraído por ele.



- **Ventilação**

Utilizada quando uma corrente de ar é capaz de arrastar o componente menos denso, sem arrastar o mais denso. Um exemplo comum é o da separação da casca de cereais. Outro exemplo é a clássica manobra do lavrador num cafezal: ele joga os grãos de café para cima, com o auxílio de uma peneira, para que o vento leve as folhas e outros materiais mais leves (menos densos).



- **Levigação**

Método utilizado quando há grande diferença de densidade entre os componentes de uma mistura. Consiste na passagem de água sobre a mistura. A água arrasta a fase de densidade menor. A levigaç o   empregada na separa o de ouro das areias auríferas, por exemplo. O ouro tem densidade $19,5 \text{ g/cm}^3$, enquanto a da areia   de $2,5 \text{ g/cm}^3$. O jato de água arrasta a areia, que   mais leve, deixando o ouro.



- **Dissolu o Fracionada**

Este processo   baseado nas diferentes solubilidades dos componentes, ou seja, quando somente um componente   solúvel em um determinado líquido.   um método que visa separar solúveis de insolúveis; basta colocar a mistura em um solvente adequado. Formar-se-  uma soluço da fase solúvel, a qual poderá ser separada da fase insolúvel por filtra o. Por exemplo: separar uma mistura de areia e sal. Joga-se a mistura em  gua. O sal se dissolver ; a areia não.

- **Flota o**

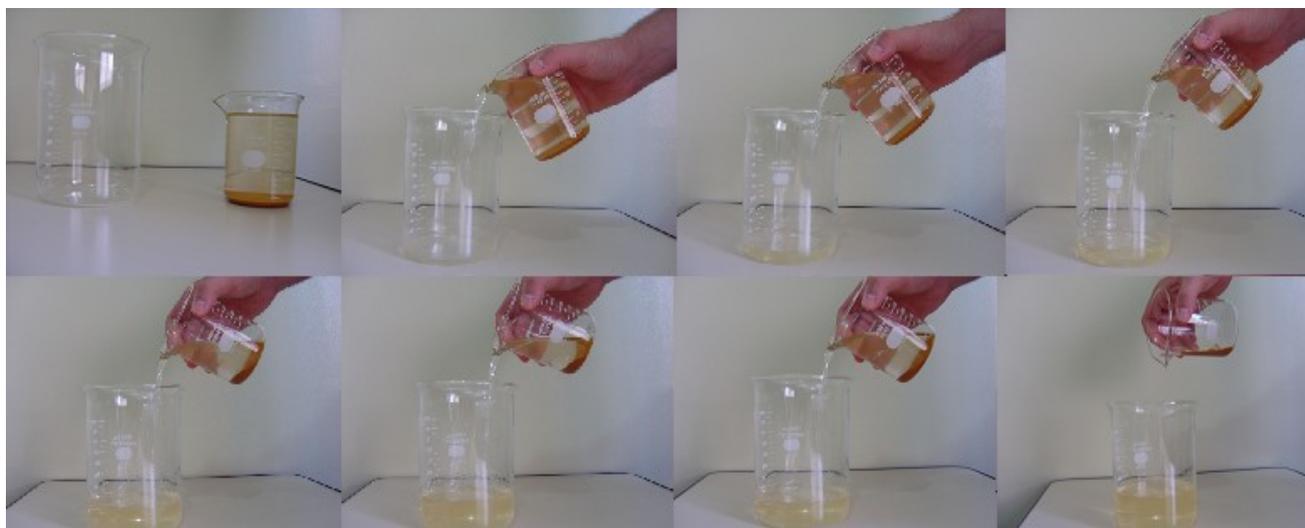
  um processo utilizado na separa o de dois sólidos de densidades diferentes com o emprego de um líquido de densidade intermediária, e que não dissolva nenhum dos sólidos. Ex.: Separa o de serragem da areia. Por ser mais densa, a areia fica no fundo do recipiente enquanto que a serragem, menos densa, flota até a superfície do recipiente.



2. Misturas sólido-líquido

- **Decantação**

Consiste em deixar a mistura em repouso, até que o componente sólido se deposite por ação da gravidade. Uma maneira de separar uma mistura de água e areia é esperar que a areia, mais densa que a água, se deposite no fundo do recipiente. (Essa deposição do sólido no fundo é chamada por alguns de sedimentação). Após a deposição da areia no fundo, pode-se cuidadosamente transferir a água pura para outro recipiente inclinando-se lentamente o frasco em que está a mistura. Após essa transferência restarão, no fundo do frasco original, a areia e um pouco de água (que pode ser eliminada simplesmente esperando que se evapore).



- **Centrifugação**

Caso a separação das fases de uma mistura heterogênea sob a ação da gravidade seja muito lenta, ela pode ser apressada submetendo a mistura a uma intensa rotação, técnica conhecida como centrifugação. Ela é realizada em aparelhos denominados centrífugas.



- **Filtração**

Método utilizado para separar sólidos do líquido. Nos laboratórios, realiza-se com frequência a filtração através de papel de filtro convenientemente dobrado e adaptado num funil.

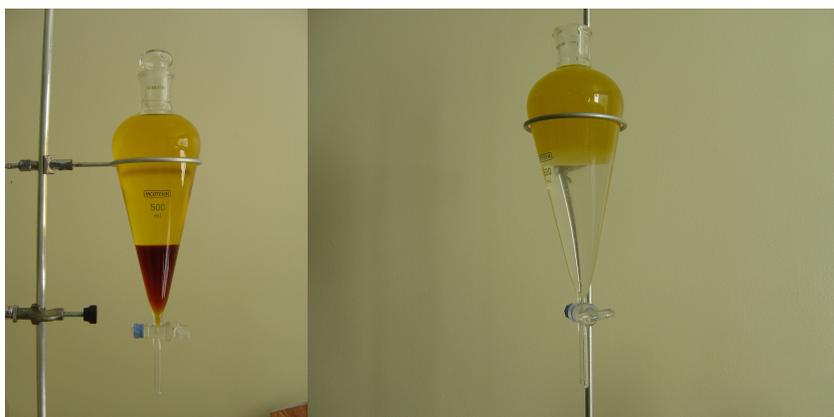


Outros exemplos de filtrações sólido-líquido bastante empregadas no dia-a-dia são no preparo do café, onde o coador retém as partículas sólidas do café e também nos filtros empregados nos purificadores de água, onde as possíveis partículas sólidas suspensas presentes na água da torneira ficam retidas em filtros com baixíssima porosidade.

3. Misturas líquido-líquido

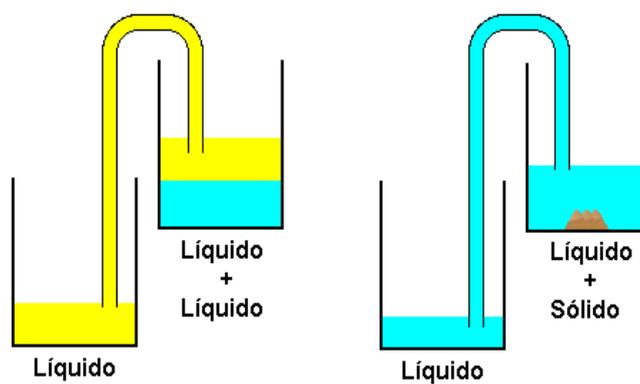
- **Decantação**

Esse processo é empregado para separar líquidos imiscíveis submetendo-os a uma decantação em um funil especial, conhecido como funil de bromo, funil de decantação ou funil de separação. Abrindo-se a torneira do funil, o líquido mais denso, que está embaixo, passa e é recolhido em um recipiente. O outro líquido fica retido no funil. Dessa forma, ocorre a separação dos dois líquidos. Esse processo é muito usado para separar água e óleo, por exemplo.



- **Sifonação**

Processo similar à decantação, ou seja, usado para separar líquidos imiscíveis. Entretanto, faz-se uso de um sifão (mangueira) para que os líquidos possam ser separados.



4. Misturas sólido-gás

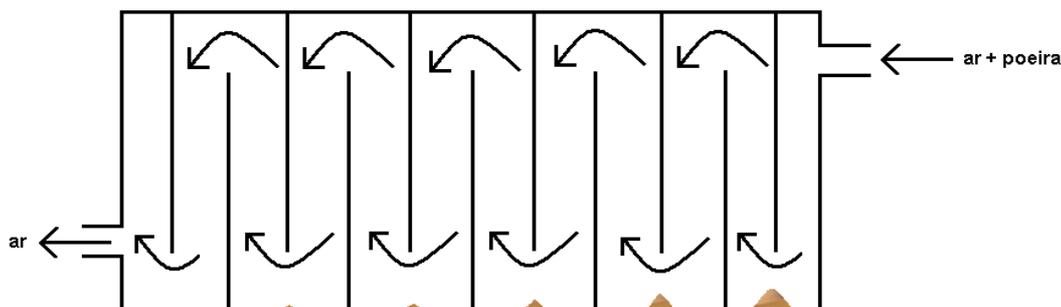
- **Filtração**

O exemplo mais conhecido é o do aspirador de pó. A ventoinha do aspirador aspira a mistura de ar com poeira (que é constituída de pequenas partículas sólidas). Um saco de pano ou de papel funciona como um filtro, retendo o pó e deixando o ar passar.



- **Câmara de Poeira**

Trata-se da separação do ar, que é uma mistura gasosa, da poeira, que é constituída de partículas sólidas, com o auxílio de uma câmara de poeira, que é constituída por uma série de compartimentos interligados, mas separados por obstáculos verticais. À medida que se faz o ar percorrê-los, as partículas sólidas de poeira vão colidindo com esses obstáculos, perdendo velocidade e depositando-se no fundo.



- **Decantação**

Processo natural de sedimentação das partículas sólidas suspensas no ar (poeira) sobre algum objeto. Perceptível diariamente nos móveis das nossas casas onde, ao passarmos a mão em cima de uma estante, percebemos a poeira depositada.

2.1.2 – Processos de separação (ou fracionamento) de misturas homogêneas

Para realizar o fracionamento de misturas homogêneas, podemos considerar quatro tipos básicos de misturas:

1. Sólido-líquido
2. Sólido-sólido
3. Líquido-líquido
4. Gasoso-gasoso

1. Misturas sólido-líquido

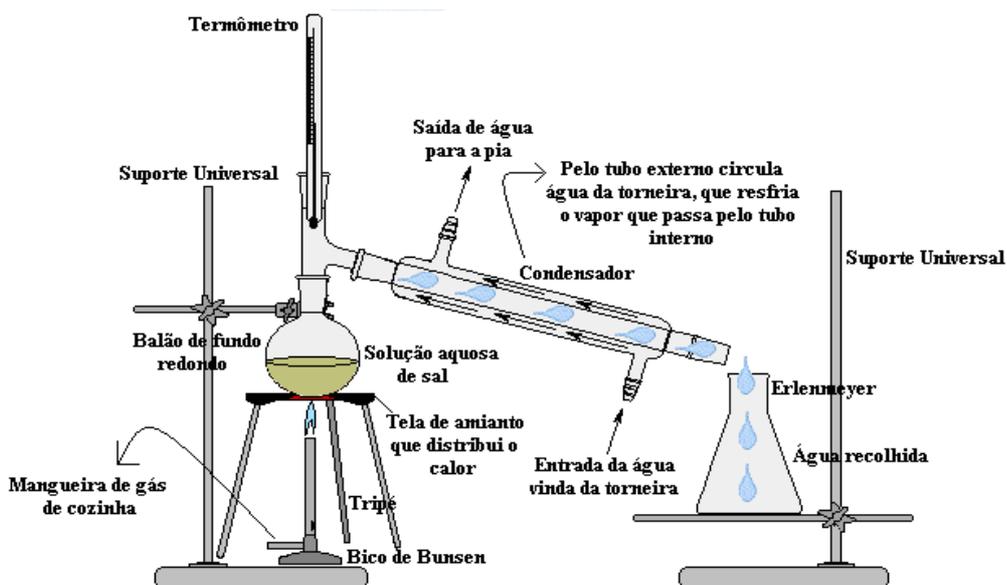
- **Evaporação**

Ocorre quando a mistura é deixada em contato com o ar atmosférico, fazendo com que a parte líquida evapore, restando, assim, a parte sólida. É o que se faz, por exemplo, nas salinas. A água do mar é recolhida em tanques grandes e rasos, para que a água se evapore e o sal fique livre. Este, a seguir, passa por um processo de purificação, ou refino, durante o qual são eliminadas as impurezas presentes. A evaporação é uma técnica barata, usada para se obter o componente sólido que está dissolvido no líquido (o sal, no caso). O componente líquido (a água, no caso) é perdido no processo. A evaporação é usada, portanto, quando só há interesse na fase sólida; a líquida, então, é desprezada.



- **Destilação Simples**

Como proceder se o interesse fosse obter a água pura a partir da água do mar? Para separar a mistura de água e sal, e recuperar também a água, emprega-se a destilação simples (conforme a figura). A mistura é aquecida em um balão de vidro e a água entra em ebulição, mas o sal não. O vapor de água passa pelo interior do condensador, que é refrigerado por água corrente. Graças a isso, esse vapor condensa-se. A água líquida isenta de sal é recolhida no recipiente da direita (Erlenmeyer) e, ao final, restará sal sólido no balão de vidro. O líquido purificado que é recolhido no processo de destilação recebe o nome de *destilado* (nesse caso, trata-se da água destilada). A destilação simples é utilizada quando há interesse nas duas fases, ou apenas na líquida.



2. Misturas sólido-sólido

- **Fusão Fracionada**

Usada para separar sólidos de diferentes pontos de fusão, como as ligas metálicas. Aquece-se a liga e quando a temperatura atingir o ponto de fusão do metal que apresentar a menor temperatura de fusão este é separado. Sobra então o outro metal no estado sólido, pois a temperatura de fusão dele é maior do que a do que foi separado. Se for o caso de uma mistura de mais de 2 metais, o procedimento é o mesmo, e os metais são, então, separados em frações, de acordo com os seus pontos de fusão.

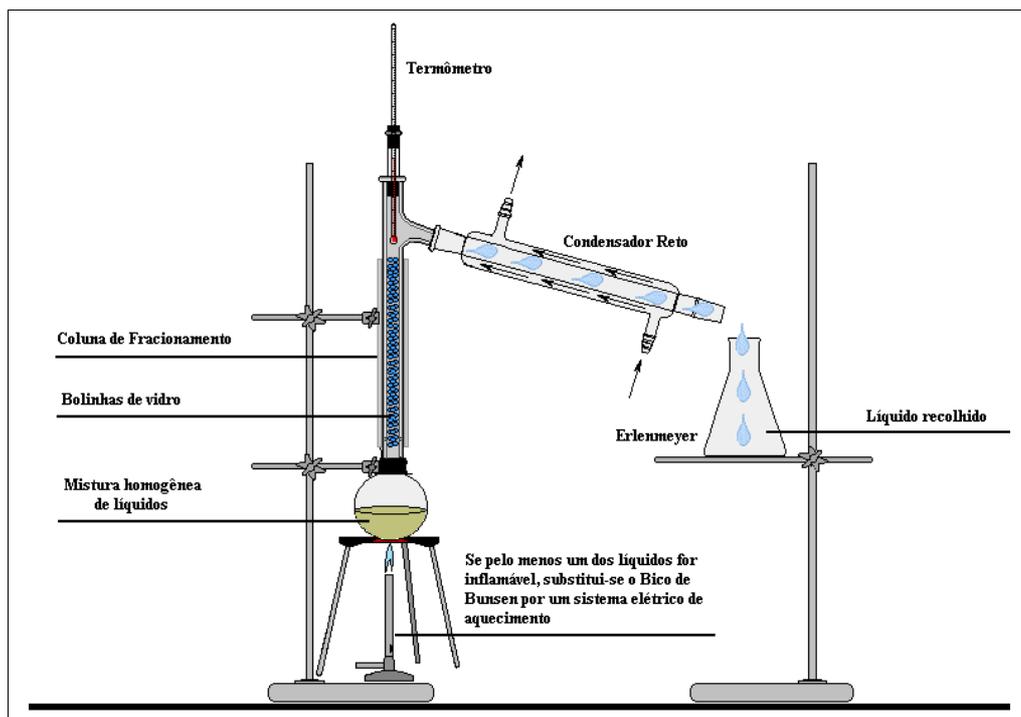
- **Cristalização Fracionada**

A mistura de sólidos é dissolvida em água e a solução é submetida à evaporação. Quando a solução ficar saturada em relação a um componente, o prosseguimento da evaporação do solvente acarretará a cristalização gradativa do referido componente, que se separará da solução. A solução contendo o componente cuja saturação ainda não foi atingida, fica sobre os cristais do outro e é chamada água-mãe de cristalização. O componente menos solúvel cristaliza primeiro, deixando os outros componentes em solução. Por controle da temperatura é, por vezes, possível retirar os componentes, um de cada vez. **Ex.:** Separação de NaCl na evaporação da água do mar.

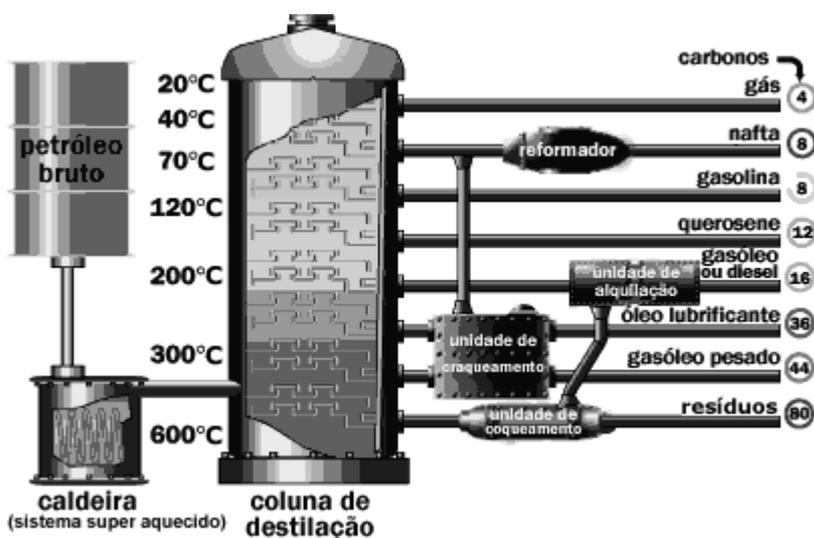
3. Misturas líquido-líquido

- **Destilação Fracionada**

As misturas homogêneas formadas por dois ou mais líquidos oferecem uma razoável dificuldade para a sua separação. A técnica da destilação fracionada, esquematizada a seguir, pode ser usada com sucesso para separar algumas misturas desse tipo. A destilação fracionada é um aprimoramento da destilação simples, na qual uma coluna de vidro cheia de obstáculos (bolinhas ou cacos de vidro) é colocada entre o condensador e o balão no qual a mistura é aquecida. Os obstáculos permitem que o componente de menor ponto de ebulição, aquele que ferve com mais facilidade, chegue mais rapidamente ao condensador e destile primeiro. Assim que ele destilar totalmente, destilará o próximo componente líquido da mistura (em ordem crescente de pontos de ebulição), que é recolhido em outro frasco. E assim por diante. Alguns componentes do petróleo são separados por meio



de destilação fracionada, realiza em grandes colunas de aço, nas refinarias. Essa técnica também é empregada para separar os gases componentes do ar atmosférico. O ar é resfriado até atingir o estado líquido e, a seguir, passa por destilação fracionada.



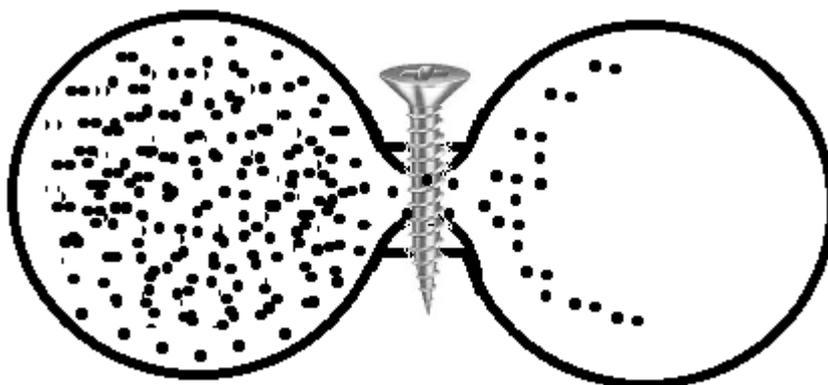
4. Misturas gasoso-gasoso

- **Liquefação Fracionada**

A liquefação fracionada é um processo de separação feita para separar gases em uma mistura homogênea. Primeiramente, a mistura é resfriada, fazendo com que os gases sejam liquefeitos. A seguir, sabendo que cada um tem um ponto de ebulição característico, eles são submetidos a uma destilação fracionada. Um exemplo consiste na separação do Nitrogênio e do Oxigênio do ar. O ar é resfriado até -200°C , quando então passa para o estado líquido. Depois, os gases são separados por destilação fracionada, já que o ponto de ebulição do Nitrogênio é -195°C e o do Oxigênio é -183°C .

- **Efusão**

Trata-se do escoamento de moléculas gasosas por um orifício pequeno, que depende da massa das moléculas, ou seja, as de menor massa possuem maior velocidade de escoamento, o que permite a sua separação.



2.1.3 - Resumo dos Processos de Separação de Misturas



Processos de Separação de Misturas

Homogênea

• Sólido – líquido

Evaporação – ocorre quando a mistura é deixada em contato com o ar atmosférico, fazendo com que a parte líquida evapore, restando, assim, a parte sólida. Ex: água e sal.

Destilação simples – é utilizada quando se deseja separar uma mistura homogênea onde a diferença entre o ponto de ebulição dos componentes é bastante acentuada. Ex: água e sal.

• Sólido – sólido

Fusão Fracionada – usada para separar sólidos de diferentes pontos de fusão. Ex: ligas metálicas

• Líquido – líquido

Destilação fracionada – usada para separar misturas homogêneas onde a diferença entre os pontos de ebulição dos componentes não é muito acentuada. Ex: água e acetona, água e ácido acético, etc.

• Gás – gás

Liquefação fracionada – nesse processo, a mistura de gases é primeiramente transformada em líquido (liquefação), e seus componentes poderão depois ser separados através da destilação fracionada. Ex: ar atmosférico.

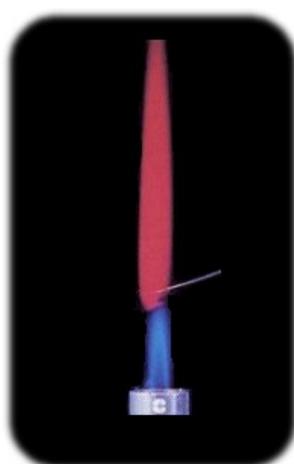
Efusão – trata-se do escoamento de moléculas gasosas por um orifício pequeno, que depende da massa das moléculas, ou seja, as de menor massa possuem maior velocidade de escoamento, o que permite a sua separação.

2.2 - Identificação de substâncias químicas

A identificação de substâncias Químicas é um processo denominado *Química Analítica Qualitativa*. A Química Analítica Qualitativa é um ramo da química que determina as substâncias presentes em uma amostra, porém não é o ramo que determina a quantidade presente de cada substância na amostra.

2.2.1 – Identificação por teste de chama

Um dos testes mais simples que podem ser feitos em escala laboratorial para identificar uma substância química é o teste da chama.



Lítio



Potássio



Sódio

Substâncias químicas diferentes deixam a chama de um bico de Bunsen com coloração diferente ao queimar.

2.2.2 – Identificação de elementos por via úmida

Outros testes comumente feitos são os de análise via úmida, que se subdividem em qualitativos e quantitativos.

Os testes qualitativos servem para identificar as substâncias presentes em uma amostra e os testes quantitativos para informar a quantidade de uma substância identificada presente em uma amostra.

Na análise via úmida os cátions de elementos que são encontrados com mais simplicidade em uma amostra são os cátions do Grupo I de Cátions (Ag^+ , Pb^+ e Hg_2^{2+}).

Os íons deste grupo são precipitados na forma de cloretos insolúveis pela adição de um leve excesso de ácido clorídrico. Na presença de ácido clorídrico diluído, os íons Ag^+ , Pb^+ e Hg_2^{2+} irão formar um precipitado branco de cloreto de prata, cloreto de chumbo e cloreto de mercúrio (I). Para assegurar uma separação adequada dos cátions do grupo I, quando se realiza a análise de uma amostra desconhecida, deve-se evitar a precipitação dos cátions dos grupos II, III, IV e V.

Adicionando-se ácido clorídrico 3 mol/L obtém-se um precipitado de cloretos insolúveis que é utilizado para separar os íons deste grupo dos íons dos demais grupos.

Análise do grupo I dos cátions

Processo 1: precipitação do grupo: adicionar a nove gotas da solução problema, em um tubo de ensaio, duas gotas de ácido clorídrico 3N (1). Centrifugar até que a solução se torne límpida. Verificar se a precipitação se completou, mediante a adição de uma gota de ácido clorídrico 3N. Centrifugar adicionando o reagente até que o mesmo não mais provoque turbidez na solução límpida. Centrifugar o conteúdo do tubo. O centrifugado, também chamado de solução, por conter os cátions dos grupos II, III, IV e V, é reservado para análise dos mesmos. O precipitado, composto dos cloretos do grupo I, após ser separado do centrifugado, é lavado com uma mistura de quatro gotas de água, com duas gotas de ácido clorídrico 3N (2). Centrifugar e desprezar o líquido de lavagem. A análise segue o processo 2.

Processo 2 : análise do grupo: tratar o precipitado branco, obtido no processo anterior, com quatro a seis gotas de água, o misturar, aquecer em banho-maria durante 3 minutos. Centrifugar logo em seguida, transferindo o centrifugado para outro tubo. Repetir o processo de extração com água quente. Centrifugar e reunir os dois centrifugados.

2 a. Centrifugado: pode conter Pb^+ . juntar algumas gotas de cromato de potássio. O aparecimento de um precipitado amarelo confirma a presença de chumbo.

2 b. Resíduo: pode conter cloreto de prata ($AgCl$) e Hg_2Cl_2 . Adicionar cinco gotas de NH_4OH 3N (3). Agitar a solução com o bastão de vidro e centrifugar. O aparecimento de um precipitado de cor preta indica a presença de mercúrio.

Centrifugado: pode conter prata sob a forma de complexo. Acidificar com ácido nítrico 3N (3). O aparecimento de um precipitado branco assinala a presença de prata.

Resido: pode conter $HgNH_2Cl$ (4). lavar com as gotas de água. Centrifugar desprezando o líquido de lavagem. Dissolver, sob aquecimento, em água régia (1 gota de ácido nítrico concentrado mais 3 gotas de ácido clorídrico concentrado). diluir com cinco gotas de água destilada. Homogeneizar e dividir em duas porções (5).

A- A primeira porção adicionar duas gotas de difenilcarbazida. Deixar escorrer hidróxido de potássio 2N em leve excesso pelas paredes do tubo em posição inclinada. O aparecimento de cor violeta identifica o mercúrio (6).

B- A segunda porção adicionar seis gotas de cloreto estanso. A formação de um precipitado cinza em presença de excesso de reagente identifica o mercúrio.

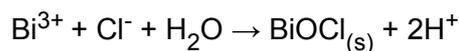


Precipitado de Cloreto de Prata

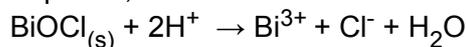
Notas explicativas sobre o Grupo I de cátions

(1) A solução original pode apresentar um precipitado branco, antes mesmo da adição do ácido clorídrico. Nesse caso, o precipitado pode ser constituído de cloretos dos cátions do primeiro grupo ou oxicloretos de Sb e Bi. O aparecimento desse precipitado é devido à presença de íons cloreto na solução, pois alguns cátions do segundo grupo (As^{3+} , Sb^{3+} , Sn^{2+}) provém da solubilização

de seus cloretos. O precipitado contendo cátions do segundo grupo pode ser formado pela hidrólise de Bi^{3+} e Sb^{3+} .

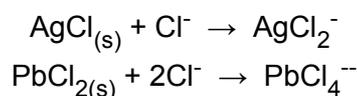


Para distinguir se o precipitado o pertence ao primeiro grupo ou segundo grupo, basta tratá-lo com ácido clorídrico concentrado a quente, dissolvendo se assim o BiOCl e SbOCl .



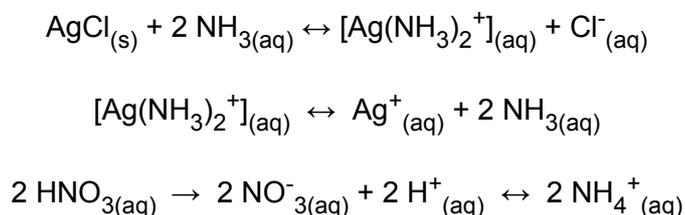
É possível também diferenciar os dois tipos de precipitado pelo aspecto físico, pois o precipitado do primeiro grupo é grumoso, grosseiro, de sedimentação rápida, enquanto que o do segundo grupo é finamente dividido, de aparência leitosa, que se de menta lentamente.

Quando o ácido clorídrico é adicionado à solução problema o grupo 1, é desejável um leve excesso do regente, não apenas para promover a precipitação completa, mas também para evitar a formação de oxicloretos de Sb e Bi. Uma grande concentração de ácido clorídrico ou Cl^- deve, no entanto, ser evitada, pois pode aumentar a solubilidade dos cloretos pela formação de complexos solúveis.



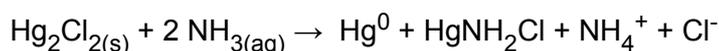
(2) O ácido clorídrico é adicionado água de lavagem para diminuir, através do efeito do íon comum, a solubilidade do cloreto de chumbo.

(3) A a acidez da solução deve ser testada com papel de tornassol. A precipitação do cloreto de prata em meio o ácido ocorre com qualquer concentração de íons prata, porém, em meio básico amoniacal a precipitação de cloreto de prata dar-se-á somente para concentrações elevadas de cátion prata. O fenômeno pode ser compreendido considerando-se as reações envolvidas:



Logo que o produto iônico $[\text{Ag}^+].[\text{Cl}^-]$ ultrapassar o valor da constante do produto de solubilidade do cloreto de prata, aparecerá um precipitado branco de cloreto de prata.

(4) O resíduo sólido produzido no tratamento de cloreto de mercúrio I com hidróxido de amônio em excesso deve ser preto e caracteriza a presença de mercúrio I, através da seguinte reação:



Na hipótese de aparecimento de resíduo branco, o fenômeno pode ser atribuído a formação de oxicloreto ou hidróxido de chumbo, que pode ocorrer se a solubilização do cloreto de chumbo em água quente for incompleta. De qualquer forma, se Ag^+ ou Pb^{2+} não forem encontrados nos testes específicos, é conveniente testar a sua presença nesse resíduo sólido branco.

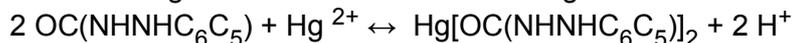
(5) O aparecimento de um precipitado nessa altura da análise, insolúveis em HNO_3 , pode ser de cloreto de prata, devendo ser testado para a prata, na forma usual. Como o potencial padrão de

redução do Hg_2^{2+} é menor do que a de Ag^+ , quando houver quantidade suficiente de Hg^0 no resíduo esse pode reduzir o cátion prata a prata metálica, comprometendo a identificação desse íon.



Nesse caso, o resíduo deverá ser tratado com água régia a quente, seguido de diluição com água, centrifugação e dissolução do resíduo com hidróxido de amônio. A reacidificação com ácido nítrico permitirá a identificação do cátions prata, conforme o processo normal.

(6) A reação entre o íon Hg^{2+} e a difenilcarbazida é a seguinte:

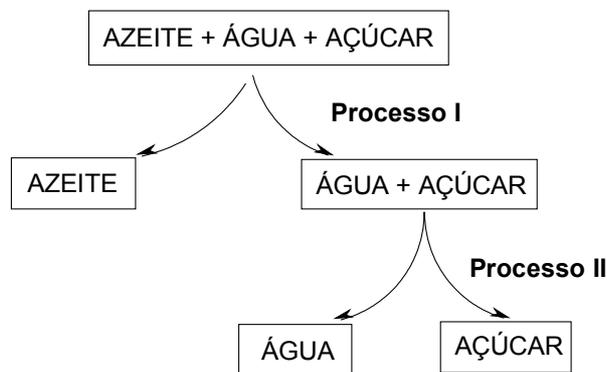


Esse teste é muito sensível para o Hg^{2+} .

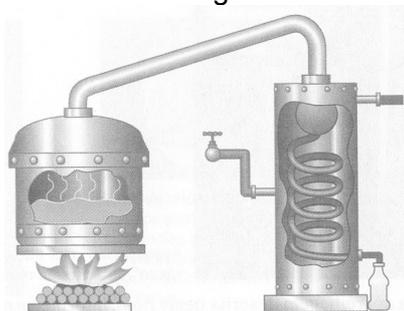
Exercícios:

1. Assinale a alternativa correta. O sistema composto por álcool, água, sal, gelo, óleo e areia é um sistema _____ constituído por _____ fases e _____ componentes.
a) Homogêneo, 5, 3. b) Homogêneo, 4, 5. c) Heterogêneo, 3, 6.
d) Heterogêneo, 5, 3. e) Heterogêneo, 4, 5.
2. **(UFRGS)** Assinale a alternativa correta. Em um frasco há um líquido incolor, inodoro e transparente. Estes dados permitem afirmar com certeza que se trata de
a) uma substância pura. b) uma substância simples. c) uma solução.
d) uma mistura homogênea. e) um sistema.
3. **(UFRGS)** Assinale a alternativa correta. Qual dos métodos de separação seguintes se baseia na diferença de densidades?
a) Decantação b) destilação c) peneiração d) cristalização e) sublimação fracionada
4. **(UFMG)** Assinale a alternativa correta. Indique a alternativa que apresenta uma mistura separável por filtração.
a) água e carvão c) cloreto de sódio e areia e) n.d.a.
b) azeite e vinagre d) gasolina e álcool etílico
5. **(E.S.E.F.Jundiaí-SP)** Assinale a alternativa correta. O papel de filtro pode ser utilizado para separar os componentes do sistema:
a) homogêneo, gás-gás. d) heterogêneo, sólido-líquido.
b) heterogêneo, líquido-líquido. e) homogêneo, sólido-sólido.
c) homogêneo, sólido-líquido.
6. **(FEI-SP)** Assinale a alternativa correta. Os sistemas água-óleo e água-areia podem ser separados, respectivamente, por:
a) filtração e decantação. d) sedimentação fracionada e destilação.
b) imantação e decantação. e) destilação e filtração.
c) decantação e filtração.
7. **(UFES)** Assinale a alternativa correta. Em um sistema, bem misturado, constituído de areia, sal, açúcar, água e gasolina, o número de fases é:
a) 2 b) 3 c) 4 d) 5 e) 6

8. **(Mackenzie-SP)** Assinale a alternativa correta. Constitui um sistema heterogêneo a mistura formada de:
- a) cubos de gelo e solução aquosa de açúcar (glicose).
 b) gases N_2 e CO_2 .
 c) água e acetona.
 d) água e xarope de groselha.
 e) querosene e óleo diesel.
9. **(Unisinos-RS)** Assinale a alternativa correta. Abaixo, está esquematizado o fluxograma relativo à separação dos componentes de uma mistura constituída por azeite, água e açúcar totalmente dissolvido. Examinando o fluxograma apresentado, você identifica os processos 1 e 2 como sendo, respectivamente:



- a) destilação e filtração.
 b) filtração e decantação.
 c) decantação e destilação.
 d) decantação e centrifugação.
 e) filtração e centrifugação.
10. **(Ceeteps-SP)** Assinale a alternativa correta. O esquema abaixo representa a técnica usada comumente em navios para dessalinizar a água do mar.



Trata-se da:

- a) evaporação.
 b) condensação.
 c) destilação.
 d) sifonação.
 e) filtração.
11. **(PUC-MG)** Assinale a alternativa correta. Numa praia, em pleno verão, um estudante de Química observou que o carrinho de picolé usava “gelo seco” para retardar o degelo dos picolés. Pediu à vendedora um pedaço do gelo e colocou-o num copo com água, ocorrendo formação de “fumaças brancas”. Observou-se então o fenômeno de:
- a) evaporação.
 b) sublimação.
 c) fusão.
 d) gaseificação.
 e) liquefação.

12. (UFR-RJ) Assinale a alternativa correta. Com a adição de uma solução aquosa de açúcar a uma mistura contendo querosene e areia, são vistas claramente três fases. Para separar cada componente da mistura final, a melhor sequência é

- a) destilação, filtração e decantação d) filtração, decantação e destilação
 b) cristalização, decantação e destilação e) centrifugação, filtração e decantação
 c) filtração, cristalização e destilação

13. Considere os sistemas a seguir

- I. Água e óleo
 II. Água e argila
 III. Água e gelo
 IV. Água e álcool

Dos sistemas acima, quais podem ser classificados como misturas heterogêneas?

14. (Unicamp-SP) Os gases nitrogênio, oxigênio e argônio, principais componentes do ar, são obtidos industrialmente por meio de destilação fracionada do ar liquefeito. Indique a sequência de obtenção dessas substâncias nesse processo de destilação fracionada. Justifique sua resposta. Dados: Temperaturas de ebulição a 1,0 atm.

Argônio	-186°C
Nitrogênio	-196°C
Oxigênio	-183°C

15. (Unicamp-SP) Em um acampamento um estudante deixou cair na areia todo o sal de cozinha disponível. Entretanto, tendo conhecimento sobre separação de misturas, conseguiu recuperar praticamente todo o sal. Que operações esse estudante pode ter realizado?

16. A análise de um material mostrou temperatura constante durante a fusão e elevação da temperatura durante a ebulição. Esse material é uma substância pura ou uma mistura? Por quê?

17. Associe cada mistura ao processo de separação mais adequado

Misturas	Processos
I. água + gasolina	A. catação
II. areia + limalha de ferro	B. filtração
III. água + sal dissolvido	C. atração magnética
IV. arroz + feijão	D. destilação
V. água + areia	E. funil de separação

18. Considere dois sistemas com as seguintes características:

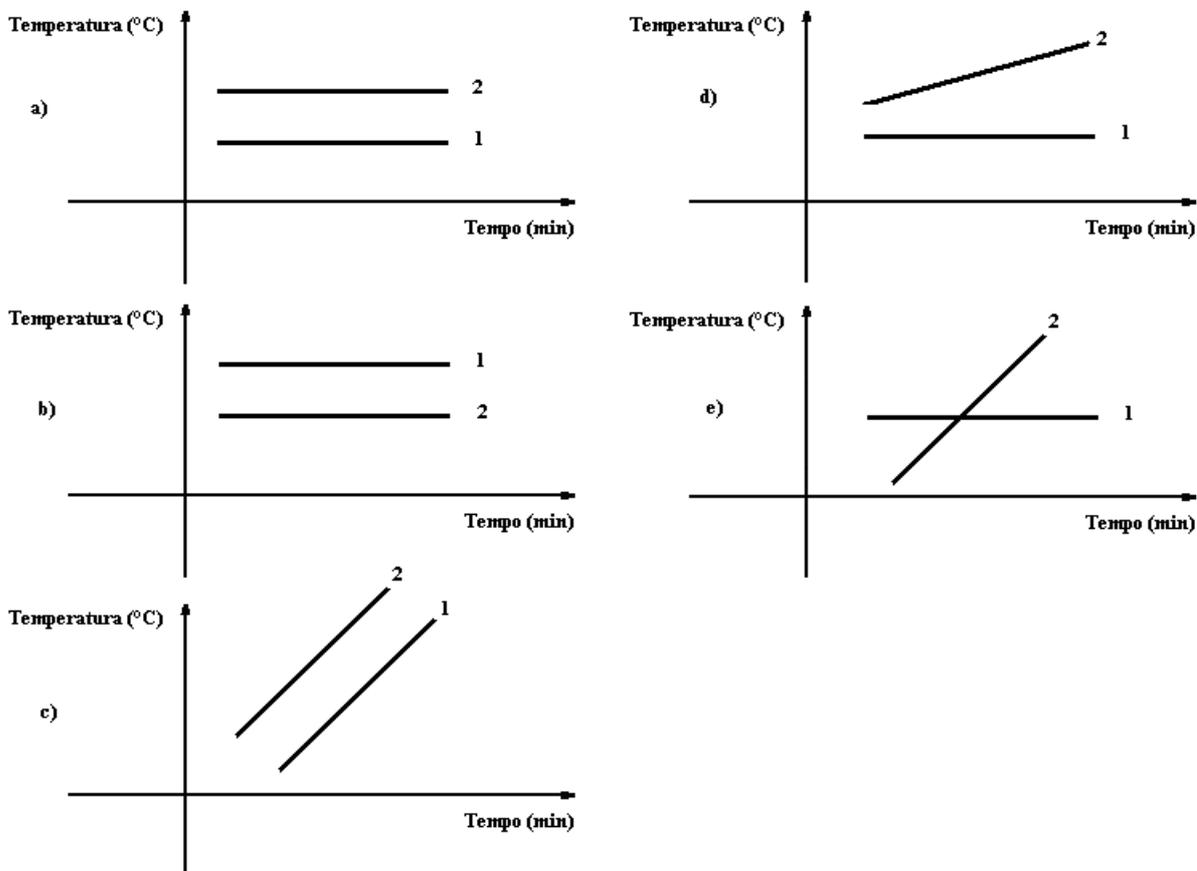
- I. Sistema homogêneo formado por dois líquidos com diferença considerável nos pontos de ebulição.
 II. Sistema heterogêneo líquido-sólido

A separação dos componentes dos sistemas mencionados podem ser feitas através de que métodos? Sistema I - _____ Sistema II - _____

19. (PUC-PR) Assinale a alternativa correta. “O _____ é usado para medir volumes bem definidos, sendo dotado de uma marca no gargalo que estabelece a capacidade que o equipamento consegue aferir”. O aparelho em questão é?

- a) Kitassato b) Erlenmeyer c) Proveta d) Balão volumétrico e) Condensador

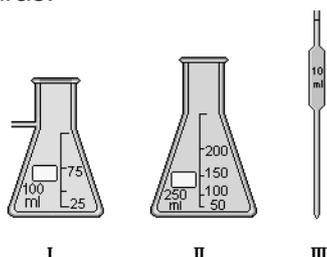
20. Duas panelas abertas contêm líquidos em contínua ebulição: a panela 1 tem água pura e a panela 2 tem água salgada. Qual dos gráficos abaixo melhor representa a variação das temperaturas dos líquidos em função do tempo?



21. (UFV-MG - Adaptado) O esquema a seguir representa uma montagem usada em destilação. Identifique os componentes indicados pelos números.

<ol style="list-style-type: none"> 1. _____ 2. _____ 3. _____ 4. _____ 5. _____ 6. _____ 7. _____ 8. _____ 	<p>The diagram shows a distillation setup. A round-bottom flask (5) containing liquid is heated by a Bunsen burner (6) on a tripod stand (7). The flask is supported by a clamp (4). A vertical thermometer (1) is in the neck. A condenser (2) is attached to the side, supported by a clamp (4). The condenser leads to a receiver flask (3) supported by another clamp (4). Arrows indicate the flow of vapor and liquid.</p>
--	--

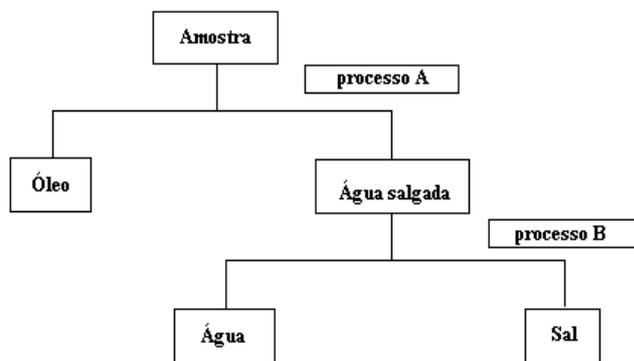
22. (Vunesp-SP) Observe as figuras:



Os materiais de vidro usados em laboratório químico representados pelas figuras I, II e III são, respectivamente:

- | | |
|-------------------------------------|--|
| a) Erlenmeyer, béquer, condensador. | d) Erlenmeyer, kitassato, condensador. |
| b) Destilador, béquer, bureta. | e) Béquer, kitassato, pipeta |
| c) Kitassato, erlenmeyer, pipeta. | |

23. (UFV-MG) Em uma aula prática de Química, foi simulado um desastre ecológico de derramamento de óleo no mar. O professor entregou amostras de mistura de óleo e água salgada e pediu que os alunos separassem o óleo, a água e o sal. Complete o fluxograma a seguir, indicando os processos de separação A e B que devem ser usados pelos estudantes.



Assinale a alternativa correta. Os processos de separação A e B são, respectivamente:

- | | | |
|---------------------------|---------------------------|------------------------------|
| a) Decantação, destilação | c) Decantação, filtração | e) Centrifugação, decantação |
| b) Filtração, destilação | d) Sublimação, decantação | |

24. (UFRGS) Assinale a alternativa correta. Misturas heterogêneas de sólidos de densidades diferentes podem ser separadas por

- | | |
|------------------------------|---------------------------|
| a) Flotação. | d) Destilação fracionada. |
| b) Separação magnética. | e) Centrifugação |
| c) Cristalização fracionada. | |

25. Qual(ais) o(s) processo(s) mais indicado(s) para a separação de uma mistura de gases?

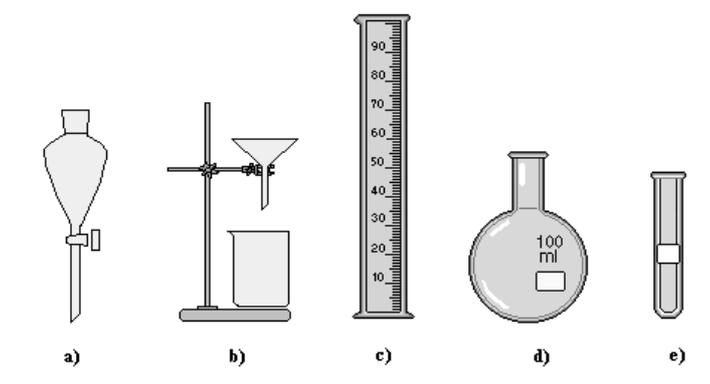
26. Uma mistura gasosa constituída de dois gases, que não reagem entre si, foi liqüefeita. Se o líquido obtido for submetido a uma destilação fracionada, à pressão constante, qual o componente que destila primeiro?

27. Descreva os procedimentos experimentais que devem ser utilizados na separação dos componentes da mistura a seguir:

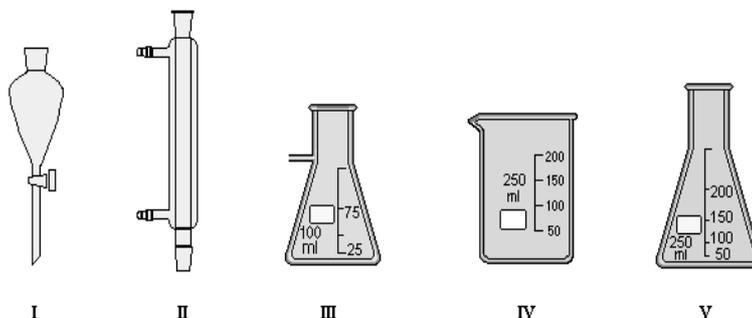
- areia, sal e álcool (este não dissolve nem o sal nem a areia)

28. Como podemos separar um sal que é facilmente solúvel em água?

29. (MACKENZIE-SP) Assinale a alternativa correta. A aparelhagem mais apropriada para separar dois líquidos imiscíveis é?



30. (Unioeste-PR) Considerando os materiais de laboratório representados na figura, assinale a(s) alternativa(s) correta(s).



- a) O material (I) é utilizado na separação de misturas heterogêneas líquido-líquido.
- b) O material (II) é denominado condensador e é utilizado na destilação.
- c) O material (III) é denominado erlenmeyer.
- d) O material (IV) é denominado balão de fundo chato.
- e) O material (V) é denominado kitassato e é utilizado na filtração a vácuo.

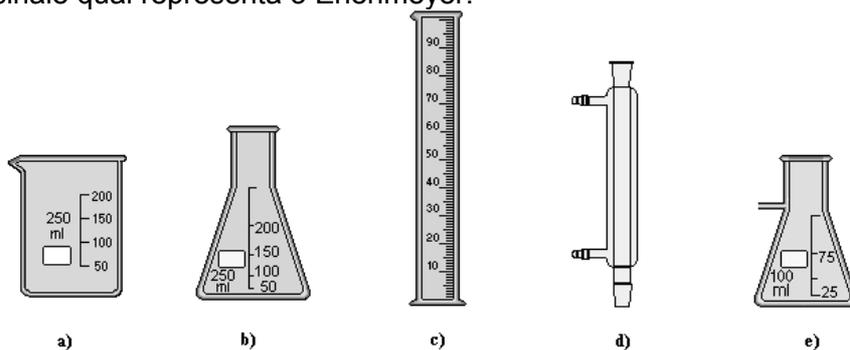
31. Qual o método de separação utilizado quando se usa um coador de pano na preparação do café?

32. (Mackenzie-SP) Assinale a alternativa correta. Para se separar os componentes de uma mistura heterogênea formada por um líquido e um sólido, deve-se fazer uma:

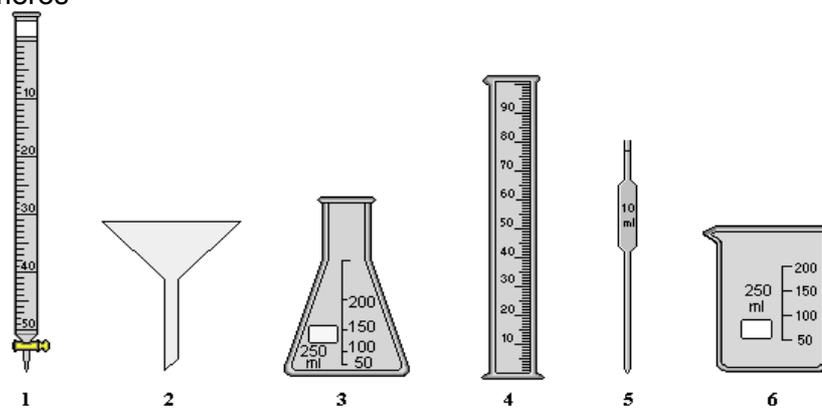
- a) Destilação fracionada.
- b) Condensação.
- c) Filtração simples.
- d) Titulação
- e) Destilação simples

33. O condensador é comumente empregado em que técnica de separação de misturas?

34. (Fuvest-SP) Assinale a alternativa correta. Dentre os utensílios de laboratório apresentados a seguir, assinale qual representa o Erlenmeyer.



35. (UFRGS) Assinale a alternativa correta. Um químico, ao efetuar uma valoração, utilizou: pipeta, Erlenmeyer e bureta. Estes aparelhos, na figura, correspondem (sem preocupação de ordem) aos números



- a) 1, 3, 5
- b) 2, 4, 6
- c) 1, 4, 6

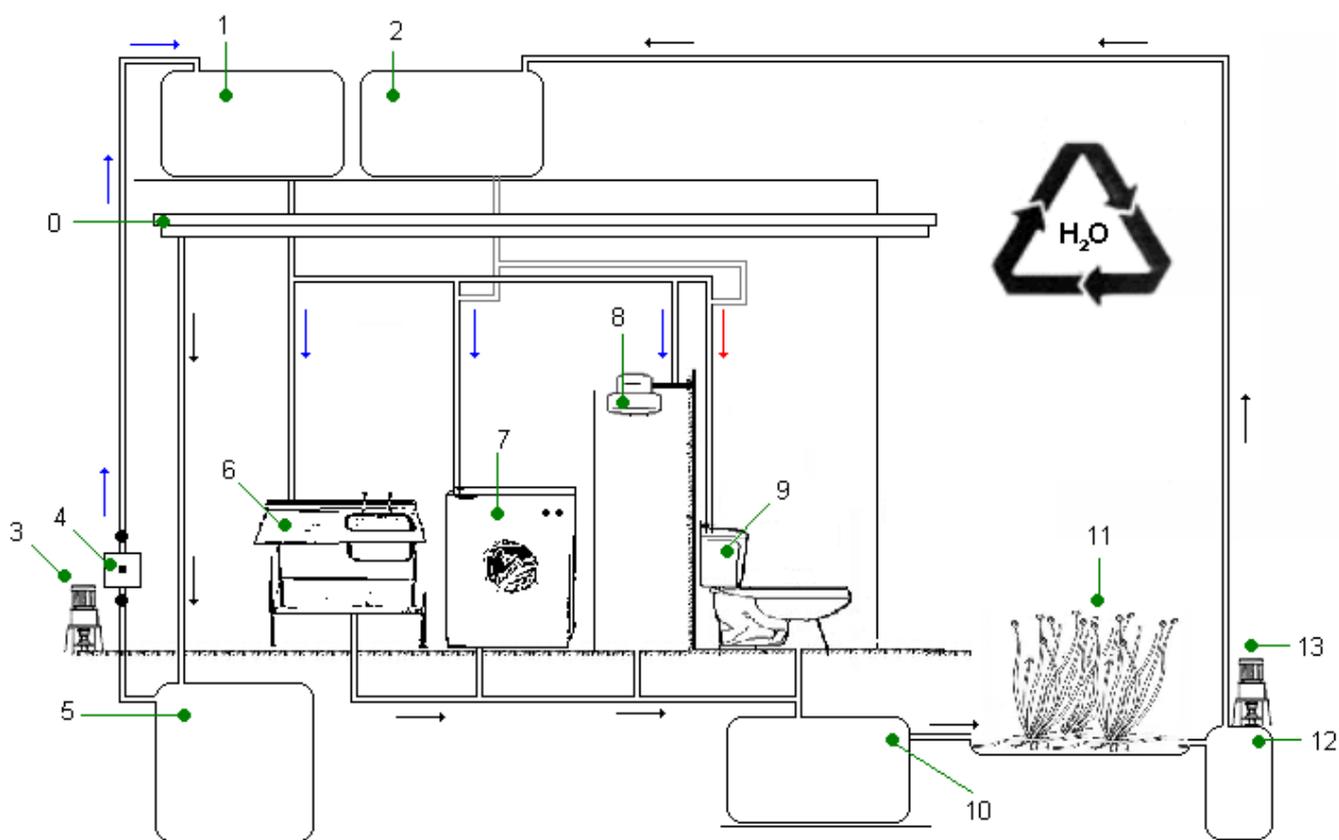
- d) 2, 3, 5
- e) 3, 4, 5

2.3 – Reaproveitamento da água

O reaproveitamento da água é um tema interessante a ser explorado sob o ponto de vista da química, supondo que uma pessoa resida em uma região onde não há fornecimento de água tratada e o abastecimento através de poços artesianos seja precário. O que é possível fazer nesta situação?

Uma das possibilidades é a captação, tratamento e reciclagem da água da chuva. Este tema é explorado neste e nos demais livros do Grupo Tchê Química, onde serão analisados nos momentos adequados a mineralização artificial da água, a cloração e fluoretação da água com fins de torná-la potável, além da reciclagem para finalidades diferentes do preparo de alimentos e consumo direto.

O fluxograma a seguir ilustra a captação da água da chuva através de uma calha em uma residência qualquer.



Fluxograma de um sistema de captação e tratamento de águas pluviais.

Legenda:

- | | |
|--------------------------------------|-----------------------------|
| 0. Calha; | 6. Pia; |
| 1. Reservatório de água potável; | 7. Máquina de lavar roupas; |
| 2. Reservatório de águas recicladas; | 8. Chuveiro; |
| 3. Bomba d'água; | 9. Vaso sanitário; |
| 4. Dosador de produtos químicos; | 10. Fossa séptica; |
| 5. Cisterna; | 11. Leitos cultivados; |
| | 12. Reservatório de água; |
| | 13. Bomba d'água; |

A água da chuva, captada através da calha (0) é estocada em uma cisterna (5). A água estocada na cisterna (5) é bombeada (3) para um reservatório de água potável (1). No reservatório de

água potável, a água pode receber a adição de sais minerais, cloro, fluor e outros agentes que lhe conferem melhor qualidade através de um dosador de produtos químicos (4).

Após seu consumo na pia (6), na máquina de lavar roupas (7), no chuveiro (8) ou no vaso sanitário (9), a água é conduzida para uma fossa séptica (10), onde ocorre um processo de separação de sólidos e líquidos. Após a separação dos sólidos, a água passa por um sistema de purificação conhecido como leitos cultivados (11), (em Inglês chamados de *Wetlands*). Nos leitos cultivados são removidos traços de compostos orgânicos, fosfatos, nitritos e nitratos através de filtros biológicos. A água que sai do sistema de leitos cultivados é estocada em um reservatório auxiliar (12), onde pode receber ou não a adição de cloro, sendo posteriormente bombeada (13) ao reservatório de água reciclada (2) e conduzida por tubulação separada para o reuso no vaso sanitário (9), máquina de lavar roupas (7), ou para regar o jardim.

Questões para refletir:

1. Após analisar o fluxograma acima, o que você modificaria para adaptá-lo à sua situação?
2. Nas grandes cidades a água é captada e tratada dos mesmos rios que recebem os esgotos. Com base nessa afirmação, qual água você gostaria de consumir: a que você mesmo tratou ou a que recebeu tratamento em grande escala feito por profissionais treinados?

Capítulo 3 - Tabela Periódica



Ouroboros

A natureza cíclica do Universo

Tabela Periódica

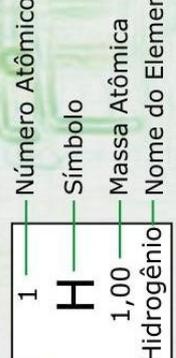
Ametais "I.U.P.A.C."

(Estados a 25°C e 1atm)

(1 u.m.a. = 1/12 massa do ¹²C)

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 H 1,00 Hidrogênio	2 He 4,00 Hélio	3 Li 6,94 Lítio	4 Be 9,01 Berílio	5 B 10,81 Boro	6 C 12,01 Carbono	7 N 14,00 Nitrogênio	8 O 15,99 Oxigênio	9 F 18,99 Fluor	10 Ne 20,18 Neônio	11 Na 22,99 Sódio	12 Mg 24,30 Magnésio	13 Al 26,98 Alumínio	14 Si 28,08 Silício	15 P 30,97 Fósforo	16 S 32,06 Enxofre	17 Cl 35,45 Cloro	18 Ar 39,95 Argônio
Sólidos												Artificiais					
Gases <small>Os símbolos em vermelho marcam todos os elementos não-metálicos</small>												Líquidos					
19 K 39,09 Potássio	20 Ca 40,08 Cálcio	21 Sc 44,95 Escândio	22 Ti 47,88 Titânio	23 V 50,94 Vanádio	24 Cr 51,99 Cromo	25 Mn 54,94 Manganês	26 Fe 55,85 Ferro	27 Co 58,93 Cobalto	28 Ni 58,69 Níquel	29 Cu 63,54 Cobre	30 Zn 65,39 Zinco	31 Ga 69,72 Gálio	32 Ge 72,61 Germânio	33 As 74,61 Arsênio	34 Se 78,96 Selênio	35 Br 79,90 Bromo	36 Kr 83,80 Criptônio
37 Rb 85,46 Rubídio	38 Sr 87,62 Estrôncio	39 Y 88,90 Ítrio	40 Zr 91,22 Zircônio	41 Nb 92,90 Nióbio	42 Mo 95,94 Molibdênio	43 Tc (98) Tecnécio	44 Ru 101,07 Rutênio	45 Rh 102,90 Ródio	46 Pd 106,42 Paládio	47 Ag 107,87 Prata	48 Cd 112,41 Cádmio	49 In 114,82 Índio	50 Sn 118,71 Estanho	51 Sb 121,75 Antimônio	52 Te 127,60 Telúrio	53 I 126,90 Iodo	54 Xe 131,29 Xenônio
55 Cs 132,90 Césio	56 Ba 137,32 Bário	57 La 138,90 Lantânio	58 Ce 140,12 Cério	59 Pr 140,90 Praseodímio	60 Nd 144,24 Neodímio	61 Pm (145) Promécio	62 Sm 150,4 Samário	63 Eu 151,96 Európio	64 Gd 157,25 Gadolínio	65 Tb 158,92 Térbio	66 Dy 162,50 Disprósio	67 Ho 164,93 Hólmio	68 Er 167,26 Érbio	69 Tm 168,93 Tulio	70 Yb 173,04 Ítrébio	71 Lu 174,96 Lutécio	
87 Fr (223) Frâncio	88 Ra (226) Rádio	89 Ac (227) Actínio	90 Th 232,03 Tório	91 Pa 231,03 Protactínio	92 U 238,02 Urânio	93 Np 237,04 Neptúlio	94 Pu (244) Plutônio	95 Am (243) Americínio	96 Cm (247) Cúrio	97 Bk (247) Berquélio	98 Cf (251) Califórnio	99 Es (254) Einsteinínio	100 Fm (257) Férmio	101 Md (258) Mendelévio	102 No (259) Nobélio	103 Lr (260) Laurêncio	
Lantanídeos																	
Actinídeos																	

Metais "I.U.P.A.C." →

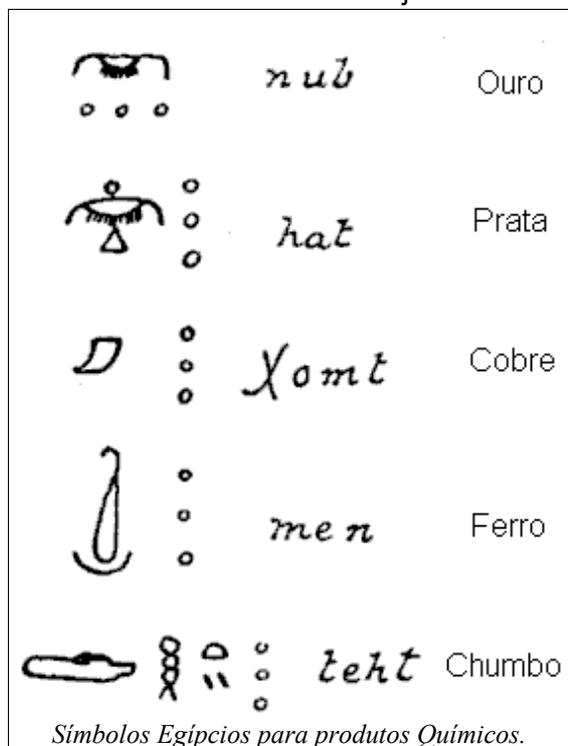


O nome do elemento 111 foi aceito em 1º de novembro de 2004.
 Os nomes dos elementos 104-109 foram aceitos em 1997 (veja mais em Pure Appl. Chem., 1997, 69, 2471-2473).
 O elemento 110 recebeu o nome de Darmstadtium na 42ª Assembleia Geral realizada em Ottawa, Canadá.
 Os nomes dos elementos 112-114 são temporários, baseados nas recomendações de 1978 (veja mais em Pure Appl. Chem., 1979, 51, 381-384). O símbolo proposto para o elemento 110 está incluído.
 Para mais informações, visite www.tchequimica.com ou <http://www.iupac.org>

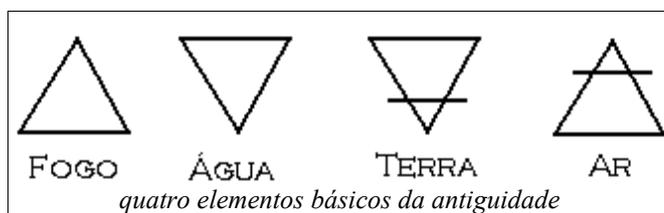
() = Massa atômica do isótopo mais comum
Grupo Tchê Química - Luis Alcides Brandini De Boni e Eduardo Goldani
Porto Alegre RS - Brasil

3.0 - A origem da origem...

Todas as ciências modernas evoluíram de conhecimentos mais elementares, mais antigos. E com a química não foi diferente. Não há uma data certa, como no descobrimento do Brasil, em que seja possível dizer no dia tal a Química foi inventada. Todavia, é do senso comum que é uma ciência bastante antiga. Alguns afirmam que ela deriva da alquimia, porém é importante lembrar que antes da alquimia já existiam processos químicos muito sofisticados. Os antigos Egípcios não apenas conheciam os metais como já dominavam alguns processos siderúrgicos. Os antigos Astecas também possuíam conhecimentos nestas áreas. Desta forma, apresentamos alguns símbolos Egípcios para produtos químicos à esquerda.



À medida em que o tempo foi passando, algumas culturas caíram, ao passo em que outras ascenderam. Para a Química isto significou uma nova forma de representação de seus elementos e processos. Com a alquimia, surgiu todo um rico sistema de sinais, cheio de símbolos para representar os elementos químicos, porém todo este processo se iniciou com os quatro elementos básicos da antiguidade, o fogo, o ar, a água e a terra.



Posteriormente, foram surgindo novos símbolos para representar outros materiais. Estes materiais foram associados a corpos celestes e ficaram conhecidos como “os sete metais planetários”. Estes corpos celestes, por sua vez, já eram associados a Deuses e aos dias da semana. O idioma Português não representa isto tão bem quanto o Espanhol e o Inglês, por isto vamos apresentar os metais associados aos “planetas” em idiomas além do Português para que seja possível a comparação, sempre na ordem proposta aqui, Português (Inglês/Espanhol/Italiano/Francês).

1. O Sol era associado ao Domingo (Sunday/Domingo/Domenica/Dimanche). No Inglês *Sunday* fica óbvio, *Dia do Sol*. Ao Sol foi associado o Ouro, entre outras razões pelo seu brilho sempre duradouro.
2. À Lua era associada à Segunda-Feira (Monday/Lunes/Lunedì/Lundi). Novamente em outros calendários o nome é bem evidente. A prata possui um brilho claro muito similar ao da lua.
3. À Marte, o Deus da guerra, foi associada a Terça-feira (Tuesday/Martes/Martedì/Mardi). E como o Deus da guerra precisava de um metal resistente e forte para derramar sangue, a este dia foi associado o Ferro.
4. À Mercúrio, mensageiro dos deuses, que transmite aos deuses as preces dos homens e faz subir a eles a fumaça dos sacrifícios, é associada a Quarta-feira (Wednesday/Miércoles/Mercoledì/Mercredi). Como um mensageiro necessita de algo móvel, a ele foi atribuído o Mercúrio, o único metal líquido nas condições ambientes.

5. À Júpiter, o maior planeta, rei dos deuses romanos, é atribuída a Quinta-feira (Thursday/Jueves/Giovedì/Jeudi). Ao deus que podia mostrar a sua ira e insatisfação através de trovões e raios, foi associado o Estanho.
6. Para o planeta Vênus, a deusa romana do amor e da beleza (Vênus), disputa com Frigga, esposa de Odim, o direito de ser homenageada na Sexta-feira (Friday/Viernes/Venerdì/Vendredi). A briga das damas não é quimicamente relevante, o que importa é que ao planeta Vênus foi atribuído o metal cobre.
7. À Saturno, com seus anéis em forma de foice, era associado o deus da colheita e o dia de Sábado (Saturday/Sábado/Sabato/Samedi). E para Saturno sobrou o Chumbo.

OS SETE METAIS PLANETÁRIOS

			PORTUGUÊS/INGLÊS/ESPAÑHOL
	OURO	 SOL	DOMINGO/SUNDAY/DOMINGO
	PRATA	 LUA	SEGUNDA/MONDAY/LUNES
	FERRO	 MARTE	TERÇA/TUESDAY/MARTES
	MERCÚRIO	 MERCÚRIO	QUARTA/WEDNESDAY/MIÉRCOLES
	ESTANHO	 JÚPITER	QUINTA/THURSDAY/JUEVES
	COBRE	 VÊNUS	SEXTA/FRIDAY/VIERNES
	CHUMBO	 SATURNO	SÁBADO/SATURDAY/SÁBADO

Até o presente momento parece que este capítulo sobre tabela periódica tem mais relação com o Chinês devido aos símbolos estranhos, ou com mandinga, devido à citação de deuses estranhos, mas tudo ao seu tempo. O que foi apresentado até aqui serve para demonstrar algumas similaridades entre a tabela periódica e o calendário, pois, inclusive, algumas pessoas dizem que a tabela periódica é o calendário do Químico. Veja algumas similaridades entre a tabela periódica e o calendário:

- A tabela periódica é composta de quatro grupos (s, p, d, f), assim como o ano é composto por quatro estações.
- A tabela periódica, assim como um calendário, é composta por dados organizados em linhas e colunas.
- Como os sete dias da semana a tabela também é composta de sete linhas.
- Um ano no calendário possui 365 dias ou 366 dependendo do ano e a tabela possui atualmente cerca de 115 elementos reconhecidos pela IUPAC. É provável que o calendário anual tenha mais dias do que o “calendário” dos químicos porque este é mais importante.

A tabela periódica atual foi concebida por um Russo, chamado Dmitri Ivanovitch Mendeleiev (Tobolsk, 1834 - São Petesburgo, 1907). Mendeleiev conseguiu ordenar os elementos de forma lógica demonstrando suas similaridades e diferenças. Na época, tal tabela causou espanto entre outros cientistas, pois ela apresentava os elementos químicos ordenados de forma lógica pelas suas **massas atômicas** e, mais curioso ainda, elementos que ainda não haviam sido descobertos na época tinham seu espaço reservado na tabela representado por um ponto de interrogação, como no caso dos elementos Escândio (Sc), Gálio (Ga), Germânio (Ge), Tecnécio (Tc), entre outros.

19 K	20 Ca	21 ?	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 ?	32 ?
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 ?	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn

Trecho hipotético de uma tabela da época de Mendeleiev

Ainda hoje, novos elementos são adicionados à tabela organizada por Mendeleiev!

3.1 - Princípios de construção da tabela periódica dos elementos - Lei Periódica

A Tabela Periódica é organizada seguindo um princípio bastante simples, denominado de Lei Periódica. A forma mais recente desta lei foi estabelecida por Moseley¹⁵, atualizando o que Döbereiner¹⁶ havia proposto anteriormente, em 1829.

Moseley mostrou que o número atômico é o fator determinante das propriedades químicas dos elementos e não o peso atômico como era proposto anteriormente. Ao verificar na tabela, vemos que o Argônio (peso atômico 39.948) aparece antes do Potássio (peso atômico 39.098).

A descrição formal da Lei Periódica é:

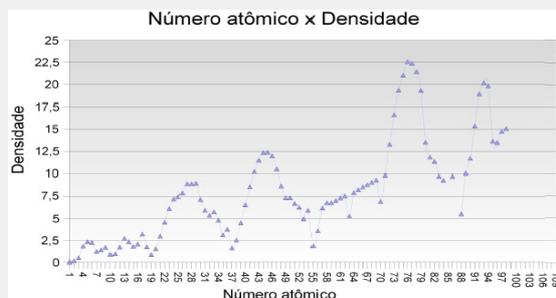
15 Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887–1915). Físico Inglês.

16 Johann Döbereiner (1780-1849). Químico Alemão, propôs uma relação entre o peso atômico e as propriedades dos elementos.

As propriedades dos elementos são funções periódicas de seus números atômicos.

A Tabela Periódica possui o nome “Periódica” porque, conforme os seus elementos são arranjados, as propriedades destes apresentam um curioso comportamento repetitivo, cujos gráficos de suas funções como, por exemplo, Número Atômico x Densidade, formam funções ondulatórias.

Em uma função de onda, o período é o intervalo de tempo que leva para realizar exatamente uma oscilação. Na Tabela Periódica, as funções de onda podem ser tanto amortecidas quanto amplificadas.



O gráfico da Densidade em função do Número Atômico gera função de onda ampliada. Mais funções serão estudadas no capítulo 2.4.

- **Os períodos**

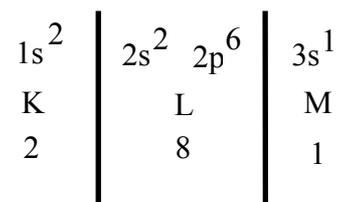
As linhas horizontais são chamadas de períodos e reúnem elementos de propriedades diferentes. Átomos de elementos de um mesmo período têm o mesmo número de níveis eletrônicos. Ao todo, são 7 períodos.

O número do período indica o número de níveis eletrônicos em seu estado fundamental.

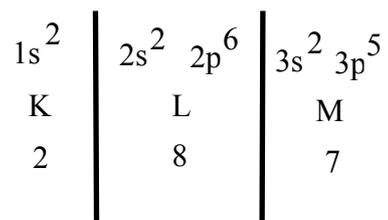
A tabela a seguir apresenta a relação entre Períodos e Número de Camadas

Período	Camadas	Começa	Termina
1	K	H	He
2	K,L	Li	Ne
3	K,L,M	Na	Ar
4	K,L,M,N	K	Kr
5	K,L,M,N,O	Rb	Xe
6	K,L,M,N,O,P	Cs	Rn
7	K,L,M,N,O,P,Q	Fr	Uuo

Exemplos: $_{11}\text{Na}$ (3 camadas; 3º Período)



$_{17}\text{Cl}$ (3 camadas; 3º Período)



Átomos de um mesmo período possuem o mesmo número de camadas ocupadas.

- **As famílias ou grupos**

As colunas são chamadas famílias ou grupos e reúnem elementos semelhantes. Temos 18 famílias ou 18 grupos.

Alguns desses grupos recebem nomes especiais:

Grupo 1 - Metais Alcalinos

Grupo 2 - Metais Alcalinos Terrosos

Grupo 13 - Grupo ou Família do Boro

Grupo 14 - Grupo ou Família do Carbono

Grupo 15 - Grupo ou Família do Nitrogênio

Grupo 16 - Calcogênios

Grupo 17 - Halogênios

Grupo 18 - Gases Nobres

3.2 - Elementos de Transição e Representativos

✓ *Elementos de Transição*

Os elementos de transição são os pertencentes aos grupos de 3 a 12. Todos eles são metais. Os metais que constituem os elementos de transição são classificados em elementos de transição externa e elementos de transição interna.

Os elementos de transição interna pertencem ao grupo 3 e dividem-se em dois grupos:

- a) Lantanídeos – são os elementos de número atômico de 57 a 71 e situam-se no sexto período;
- b) Actinídeos – são os elementos de número atômico de 89 a 103 e situam-se no sétimo período

Como são 15 lantanídeos e 15 actinídeos, eles são desdobrados em duas séries, colocadas logo abaixo da tabela. Os actinídeos, são todos radioativos, sendo que os de números atômicos de 93 a 103 são todos artificiais, isto é, obtidos em laboratório, não sendo encontrados na natureza. Os elementos de número atômico 93 (Netúnio) e 94 (Plutônio) são também produzidos artificialmente, mas já foram encontrados, embora em pequena quantidade, na natureza.

Todos os outros elementos de transição, não pertencentes aos lantanídeos e actinídeos, são elementos de transição externa ou simples.

✓ *Elementos Representativos*

Elementos representativos são os elementos localizados nos grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18. São, portanto, oito as famílias de elementos representativos, entre os quais se encontram alguns metais, todos os não-metais e todos os gases nobres (ou gases raros). Um dado interessante, como vimos a pouco, válido para todos os elementos representativos, está no fato de a última camada dos seus átomos possuir um número de elétrons igual à unidade do número que designa a família a que eles pertencem. Então, a última camada dos átomos dos elementos da família 15 possui 5 elétrons, da família 14, 4 elétrons, e assim por diante.

3.3 - Classificação dos Elementos

Hoje em dia, os elementos químicos distribuem-se nos seguintes grupos:

- **Metais:** apresentam alta condutividade elétrica e térmica; em geral são densos, têm a propriedade de refletir a luz, manifestando brilho típico; apresentam altos pontos de fusão e ebulição; apresentam ductibilidade (que é a propriedade de serem facilmente em fios), maleabilidade (que é a propriedade de serem transformados em lâminas); perdem facilmente elétrons dando origem a íons positivos (cátions); poucos elétrons na última camada (menos de 4); À exceção do mercúrio, todos os metais são sólidos a temperatura ambiente de 25° e 1 atm.
- **Não-Metais:** apresentam propriedades opostas às dos metais. São os mais abundantes na natureza e, ao contrário dos metais, não são bons condutores de calor e eletricidade, não são maleáveis e dúcteis e não possuem brilho como os metais (em geral, são opacos). Têm tendência a ganhar elétrons, transformando-se em íons negativos (ânions). Apresentam, via de regra, muitos elétrons (mais de 4) na última camada.

- **Gases Nobres:** o termo “gás nobre” vem do fato de que a característica destes gases é de não combinarem com os demais elementos. Os gases nobres já foram denominados de “gases inertes”, porém o termo não é exato visto que já tem sido demonstrado que alguns podem participar de reações químicas. Embora existam em quantidades consideráveis na atmosfera terrestre, não foram descobertos devido à baixa reatividade que possuem. A primeira evidência da existência dos gases nobres foi através da descoberta da existência do hélio no sol, feita por análise espectrográfica da luz solar. Mais tarde o hélio foi isolado da atmosfera terrestre por William Ramsay. Os gases nobres apresentam forças de atrações interatômicas muito fracas, daí apresentarem baixos pontos de fusão e ebulição. Por isso são gasosos nas condições normais, mesmo aqueles que apresentam átomos mais pesados.

Todos os gases nobres apresentam os orbitais dos níveis de energia exteriores completos com elétrons, por isso não formam facilmente compostos químicos. À medida que os átomos dos gases nobres crescem na extensão da série tornam-se ligeiramente mais reativos, daí poder-se induzir o xenônio a formar compostos com o flúor. Em 1962, Neil Bartlett, trabalhando na Universidade de Columbia, Inglaterra, reagiu o xenônio com o flúor produzindo os compostos XeF_2 , XeF_4 , e XeF_6 . O radônio foi combinado com o flúor formando o fluoreto de radônio, RnF_2 , que brilha intensamente na cor amarelada quando no estado sólido. Além disso, o criptônio pode ser combinado com o flúor formando KrF_2 , o xenônio para produzir o biatômico de curta-duração Xe_2 , e pode-se reagir gás nobre com outros haletos produzindo, por exemplo, XeCl , usado em lasers¹⁷.

- **Hidrogênio:** o Hidrogênio é considerado um grupo à parte, pois é um elemento químico com propriedades diferentes de todos os outros. Ele é inodoro, incolor, combustível e o elemento químico menos denso conhecido. Possui a propriedade de se combinar com metais e não-metais. Nas condições ambientes, é um gás extremamente inflamável. É empregado como combustível em foguetes espaciais.

→ **O Hidrogênio tem características distintas de todos os demais elementos e, em alguns sistemas periódicos, é representado à parte, ou representado duplamente sobre a família dos alcalinos e sobre a dos halogênios, pois manifesta características dessas duas famílias.**

3.4 - Ocorrência dos Elementos

Oficialmente, são conhecidos hoje 114 elementos químicos, onde podem ser classificados em naturais (que constituem toda e qualquer matéria do mundo físico e são encontrados na natureza), e artificiais ou sintéticos (que foram obtidos em laboratório). Dos 114 elementos, 88 são naturais e 26 artificiais. Os elementos químicos artificiais podem ser classificados em:

- ✓ **Cisurânicos** – apresentam número atômico inferior a 92, do elementos urânio, e são os seguintes: Tecnécio (Tc) e Promécio (Pm);
- ✓ **Transurânicos** – o elemento de número atômico 92 é o urânio, um elemento que, como a grande maioria, é encontrado na natureza. Por virem depois dele na tabela periódica, os elementos de números atômicos de 93 em diante são conhecidos por transurânicos. Eles formam um grupo especial devido à característica de serem obtidos artificialmente, em laboratório. Os elementos transurânicos pertencem ao sétimo período, sendo que alguns fazem parte dos actínídeos. O número desses elementos não é bem definido, pois há sempre a possibilidade de os cientistas obterem um novo elemento em laboratório.

¹⁷ [http://pt.wikipedia.org/wiki/Grupo_18_\(qu%C3%ADmica\)](http://pt.wikipedia.org/wiki/Grupo_18_(qu%C3%ADmica))

Elementos Cisurânicos
 Elementos Transurânicos

3.5 - Estado Físico dos Elementos

ESTADOS FÍSICOS DOS ELEMENTOS A 25°C e 1ATM:

- Gasoso: gases nobres, H, O, N, F, Cl
- Líquido: Hg e Br
- Sólido: os demais

Exercícios

1. Qual a Lei Periódica atual?
2. quantos períodos existem na Tabela Periódica dos elementos?
3. Qual a propriedade fundamental dos átomos de um mesmo período?
4. Quantos grupos ou famílias existem na Tabela Periódica dos elementos?
5. Quais são os nomes dos grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18?
6. Dados os números atômicos de alguns elementos, qual o nome que apresentam e em que período e família se encontram?
 - a) $Z = 37$
 - d) $Z = 15$
 - g) $Z = 12$
 - b) $Z = 56$
 - e) $Z = 9$
 - h) $Z = 6$
 - c) $Z = 32$
 - f) $Z = 54$
 - i) $Z = 79$
7. Quais são os únicos 2 elementos que se encontram no estado líquido na Tabela Periódica?
8. Quais são os elementos que se encontram no estado gasoso na Tabela Periódica?
9. Escreva o nome e o símbolo dos elementos presentes na família dos Halogênios e dos Gases Nobres.
10. A Tabela Periódica pode ser dividida em Metais, Não-Metais e Gases Nobres. Faça um desenho da Tabela Periódica indicando como esses grupos estão divididos.
11. Outra divisão que encontramos na Tabela Periódica se refere aos elementos de transição interna e externa, representativos e gases nobres. Quais grupos ou famílias pertencem a cada uma dessas classificações?

12. Dados os símbolos abaixo, diga o nome dos elementos que representam esses símbolos, o período e o grupo onde estão localizados.

Símbolo	Nome do elemento	Grupo	Período
Na			
W			
Mg			
Al			
C			
Zn			
Cu			
Ag			
Au			
Hg			
Sn			
Sb			
Br			
Mn			
Ti			
Ca			
Fe			
V			
Cd			
Ne			
O			
S			

13. Em temperatura ambiente, ou seja, 25°C, qual o estado físico da maioria dos elementos da Tabela Periódica?
14. Quais são as principais características dos metais? E dos não metais?
15. Por que os elementos do grupo 18 são chamados de gases nobres ou gases raros?
16. Classifique os elementos a seguir em: representativos, de transição externa e de transição interna.
a) Ba b) U c) I d) Pb e) Fe f) Au g) Fr h) Ac i) K j) Np
17. Escreva o símbolo do:
a) metal alcalino-terroso situado no 3º período
b) halogênio situado no 4º período
c) elemento da família do nitrogênio situado no 5º período
d) elemento da família do carbono situado no 3º período
18. Os elementos lítio, sódio e potássio pertencem à família dos metais alcalinos.
a) Qual o número atômico de cada um?
b) Qual o número de massa de cada um?
19. Assinale a alternativa correta. Os símbolos que representam os elementos químicos cobalto, cobre, potássio, prata e sódio são, respectivamente:
a) Co, Cu, K, Ag, Na
b) C, Cu, Po, P, S
c) Co, Ce, Pt, Pr, Na
d) Ce, Cr, K, Ag, Si
e) C, Cr, Po, Ag, S

20. A coluna da esquerda apresenta grupos ou famílias da tabela periódica e a coluna da direita, o nº atômico de alguns elementos. Relacione estas colunas.

1- Metais alcalinos	20	()
2- Metais alcalinos - terrosos	18	()
3- Gases nobres	9	()
4- Metais de transição	78	()
5- Calcogênios	37	()
6- Halogênios	52	()

21. Onde está localizado na tabela periódica o elemento de número atômico 31?

22. Um determinado elemento químico está situado no quarto período da tabela periódica e pertence à família dos calcogênios. Qual o seu número atômico?

23. O átomo do elemento químico X, localizado na família dos calcogênios e no 4º período do sistema periódico, tem 45 nêutrons. Assinale o número de massa de X?

24. Considere o elemento 25X. De acordo como seu número atômico, como ele pode ser classificado?

- a) metal alcalino b) metal alcalino c) metal de transição interna
d) metal de transição externa e) ametal

25. Na tabela periódica abaixo, indique os metais, não-metais e gases nobres.

An empty periodic table grid consisting of 4 rows and 18 columns. The first row has 2 cells, the second has 2 cells, the third has 18 cells, and the fourth has 18 cells. There is a gap between the third and fourth rows between the 10th and 11th columns.

26. Na tabela periódica abaixo, indique os elementos representativos, de transição interna e de transição externa.

An empty periodic table grid consisting of 4 rows and 18 columns. The first row has 2 cells, the second has 2 cells, the third has 18 cells, and the fourth has 18 cells. There is a gap between the third and fourth rows between the 10th and 11th columns.

27. Que nome recebem as famílias 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 e 18?

28. O que são períodos? O que indicam?

29. O que são famílias, o que indicam?

30. Consultando a tabela periódica, responda, com relação ao oxigênio:
- Quantos níveis ou camadas eletrônicas possui o seu átomo?
 - Quantos elétrons existem na sua última camada eletrônica?
 - Qual é o seu número atômico?
 - A qual família ou grupo pertence?
 - É um elemento representativo ou de transição?
 - É um metal ou não-metal?

31. **(MACK-SP)** Assinale a alternativa correta. O alumínio, que tem número atômico igual a 13:
- a) Pertence ao grupo 1 da tabela periódica.
 - b) Forma cátion trivalente.
 - c) Tem símbolo Am.
 - d) Pertence à família dos metais alcalino-terrosos.
 - e) É líquido a temperatura ambiente.

32. **(FFCMPA-RS)** Assinale a alternativa correta. Qual das alternativas abaixo apresenta um metal alcalino, um metal de transição e um gás nobre, respectivamente.
- a) Na – Ge – He
 - b) K – Co – O₂
 - c) Ca – Ni – Xe
 - d) Cs – Fe – Kr
 - e) Al – Cu – Ne

33. Qual a diferença entre as famílias e os períodos?

34. Quantas famílias e quantos períodos a tabela periódica possui?

35. O que são as linhas e as colunas da tabela periódica?

36. O que possuem os átomos de um mesmo período?

37. o que indica o número do período?

38. Qual o enunciado da Lei periódica?

39. Quais as diferenças entre os metais e os não-metais?

40. Quais as características dos gases nobres?

41. O que propôs Johann Döbereiner?

42. Verifique se as afirmações a seguir são verdadeiras (v) ou falsas (f):

- | | |
|--|---|
| () Os gases nobres não se combinam com os demais elementos em condições normais. | () Os Calcogênios são estáveis e praticamente não reagem, tal como os gases nobres. |
| () Todos os metais alcalino-terrosos comportam 2 elétrons na sua última camada eletrônica. | () A razão da tabela periódica ter o nome “periódica” deriva do fato de seus elementos formarem funções lineares. |
| () Por serem inertes e não reagirem, os gases nobres não possuem nenhuma aplicação prática. | () A tabela proposta por Mendeleiev está errada por não representar todos os elementos, deixando espaços em branco ou representados por pontos de interrogação em seu local. |
| () Todos os metais são sólidos, conduzem eletricidade e são maleáveis. | |
| () Os não-metais tem tendência a doar elétrons, se transformando em ânions. | |

43. De acordo com a tabela periódica a seguir e os elementos hipotéticos nela representados, responda o que se pede:

A																				S
B	D									J	K	M	O	Q						
	E			F			H				L		P							
C					G					I										T
																				U

- Indique o calcogênio de maior número atômico.
- Indique o metal alcalino de menor número atômico.
- Qual elemento apresenta propriedades químicas semelhantes ao elemento P?
- Indique o estado físico dos elementos D e T a 25°C e 1 atm.
- Quais são os números atômicos dos elementos R e C?
- O elemento H é considerado um elemento representativo, de transição interna ou de transição externa?
- Os elementos S, T e U pertencem a que família da tabela periódica? Qual o estado físico dos elementos desse grupo?
- O que os elementos K, M, O e Q possuem em comum no tocante ao número de camadas?

3.6 - Propriedades periódicas e aperiódicas

Analisando as propriedades físicas e químicas das substâncias simples e de seus elementos, verifica-se que estas podem estar relacionadas com a posição dos elementos na tabela periódica. A variação dessas propriedades em função do número atômico pode ser **aperiódica** ou **periódica**.

- PROPRIEDADES APERIÓDICAS

São aquelas cujo valor aumenta ou diminui em função do número atômico. Colocado os valores de uma propriedade aperiódica num gráfico, obtemos uma curva crescente ou decrescente. São exemplos de propriedades aperiódicas: número de nêutrons (que aumenta com o Z), número de massa (que aumenta com o Z), massa atômica (que aumenta com o Z) e calor específico.

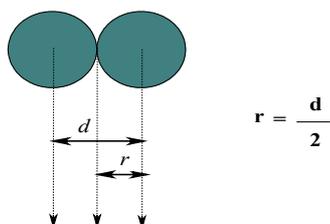
- PROPRIEDADES PERIÓDICAS

Quando você observa uma propriedade periódica pode verificar que a intervalos mais ou menos regulares os valores da propriedade citada são semelhantes, à medida que o Z aumenta. Colocando os valores de uma propriedade periódica num gráfico, obtemos uma curva com máximos e mínimos. Verifica-se que elementos de um mesmo grupo ficam em posições correspondentes na curva. São exemplos de propriedades periódicas: raio atômico, densidade, ponto de fusão e ebulição, energia (potencial) de ionização, afinidade eletrônica, eletropositividade, eletronegatividade e volume atômico.

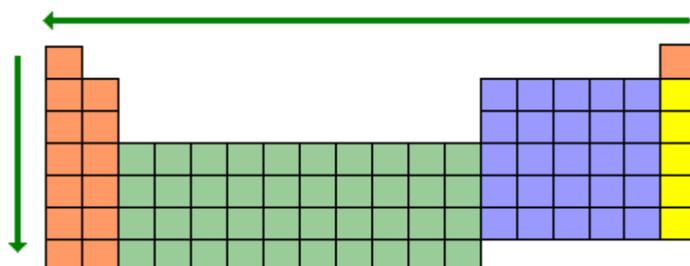
3.6.1 - Variação das propriedades dos elementos em função da sua posição na tabela periódica

• Raio Atômico

O raio atômico pode ser considerado como uma medida do **tamanho do átomo**. Entretanto, tamanho do átomo é um conceito bastante vago. É difícil medir o raio de um átomo, pois a “nuvem de elétrons” que o circunda não tem limites bem definidos. Costuma-se então medir, com o auxílio de raios-X, a distância d entre dois núcleos vizinhos e dizer que o raio atômico r é a metade dessa distância.



Em outras palavras, o raio atômico representa a distância do núcleo à camada de valência do átomo e a sua variação periódica é a seguinte: **nas famílias, aumenta de cima para baixo; nos períodos, aumenta da direita para a esquerda.**

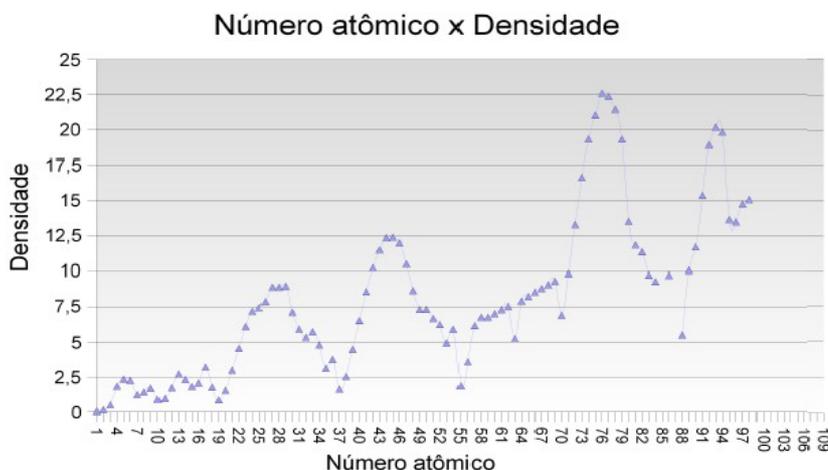


Ânion: tem raio maior que seu átomo correspondente.

Cátion: tem raio menor que seu átomo correspondente.

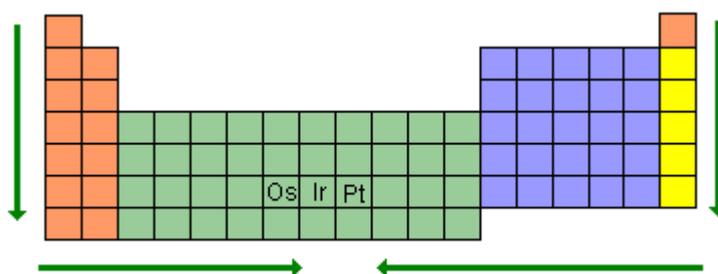
• Densidade

A densidade indica a massa contida em uma unidade de volume, ou seja, densidade absoluta (d) ou massa específica de um elemento é o quociente entre sua massa (m) e seu volume (v). No caso de sólidos e líquidos, costuma-se representá-la em g/cm^3 ou g/mL .



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

A variação periódica da densidade é a seguinte: **nos períodos, a densidade aumenta das extremidades para o centro; nas famílias, cresce com o número atômico.** **OBS:** O elemento mais denso da tabela periódica é o Ósmio, seguido do Iridio e da Platina.

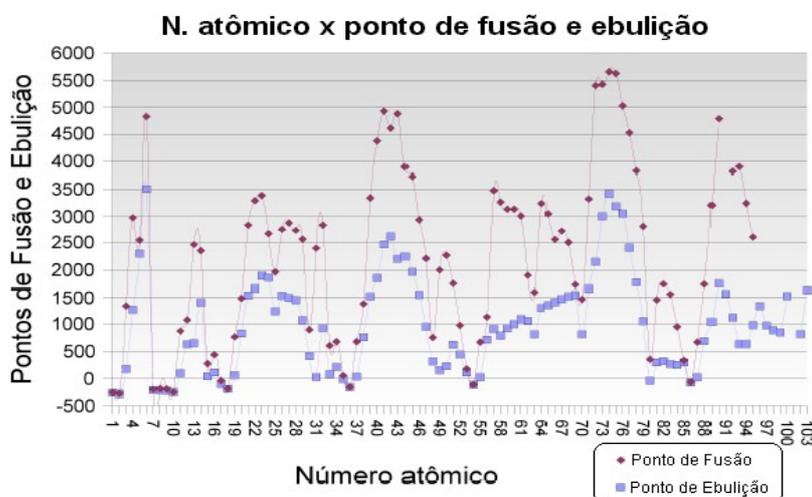


Metais leves: $d < 5$ (metais alcalinos e alcalinos terrosos)

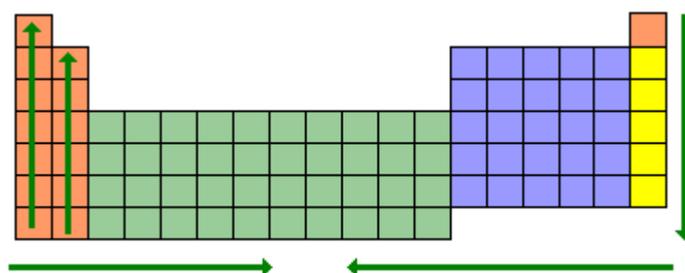
Metais pesados: $d > 5$ (Os, Ir, Pt, Pb,.....)

- **Ponto de fusão e ebulição**

As temperaturas nas quais os elementos entram em fusão (temperatura em que uma substância passa do estado sólido para o estado líquido) ou em ebulição (temperatura em que uma substância passa do estado líquido para o estado gasoso) são, também, funções periódicas de seus números atômicos.



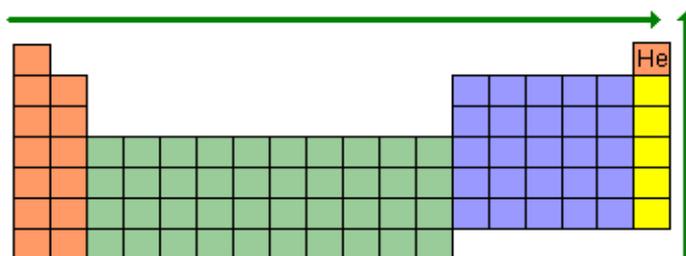
A variação periódica do ponto de fusão e ebulição é a seguinte: **nos períodos, os PF e PE são máximos no centro, diminuindo em direção às extremidades; nas famílias, crescem com o número atômico.** **OBS:** Constituem exceção a família dos metais alcalinos e alcalinos terrosos, que tem seus pontos de fusão e ebulição aumentados com a diminuição do número atômico.



- **Energia ou potencial de ionização**

Chama-se potencial ou energia de ionização a energia necessária para “arrancar” um elétron de um átomo isolado no estado gasoso. Essa energia é, em geral, expressa em elétron-volt (eV), que é a energia ou trabalho necessário para deslocar um elétron contra uma diferença de potencial de 1 volt.

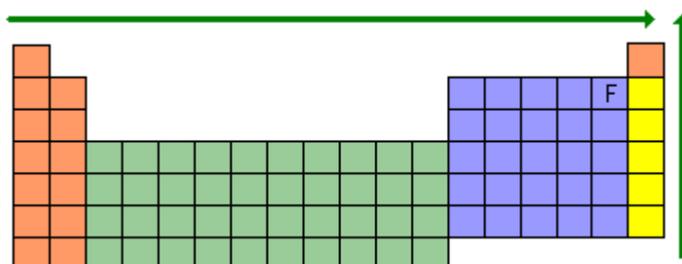
A variação periódica do potencial ou energia de ionização é a seguinte: **nas famílias, o potencial de ionização aumenta de baixo para cima; nos períodos, da esquerda para a direita.**
OBS: A energia de ionização aumenta a cada elétron removido de um átomo.



- **Eletronegatividade (caráter não-metálico)**

É a capacidade que um átomo apresenta em atrair elétrons.

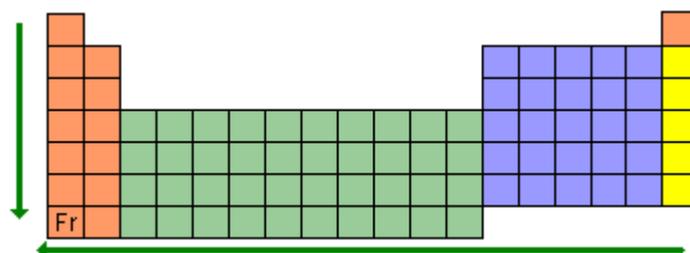
A variação periódica da eletronegatividade é a seguinte: **nas famílias, a eletronegatividade aumenta de baixo para cima; nos períodos, da esquerda para a direita.** **OBS:** Os gases nobres não entram na regra de eletronegatividade.



- **Eletropositividade (caráter metálico)**

É a capacidade que um átomo apresenta de perder elétrons.

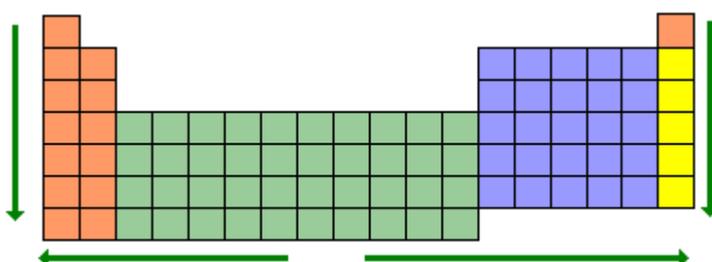
A variação periódica da eletropositividade é a seguinte: **nas famílias, a eletropositividade aumenta de cima para baixo; nos períodos, da direita para a esquerda.** **OBS:** Eletropositividade ou caráter metálico é a propriedade oposta à eletronegatividade. Os gases nobres também não entram na regra de eletropositividade.



- **Volume atômico**

É o volume ocupado por 1 mol do elemento ($6,02 \cdot 10^{23}$ átomos) em determinadas condições de pressão e temperatura.

A variação periódica do volume atômico é a seguinte: **nos períodos, o volume atômico aumenta do centro para as extremidades; nas famílias, cresce de acordo com o número atômico.**

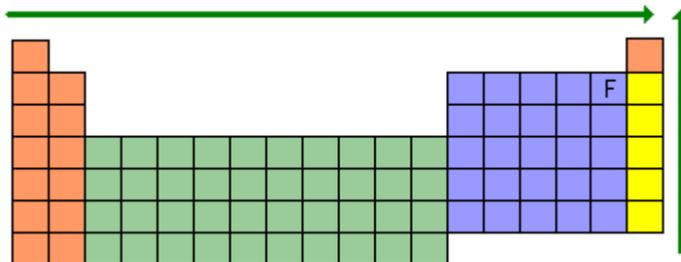


- **Afinidade eletrônica ou eletroafinidade**

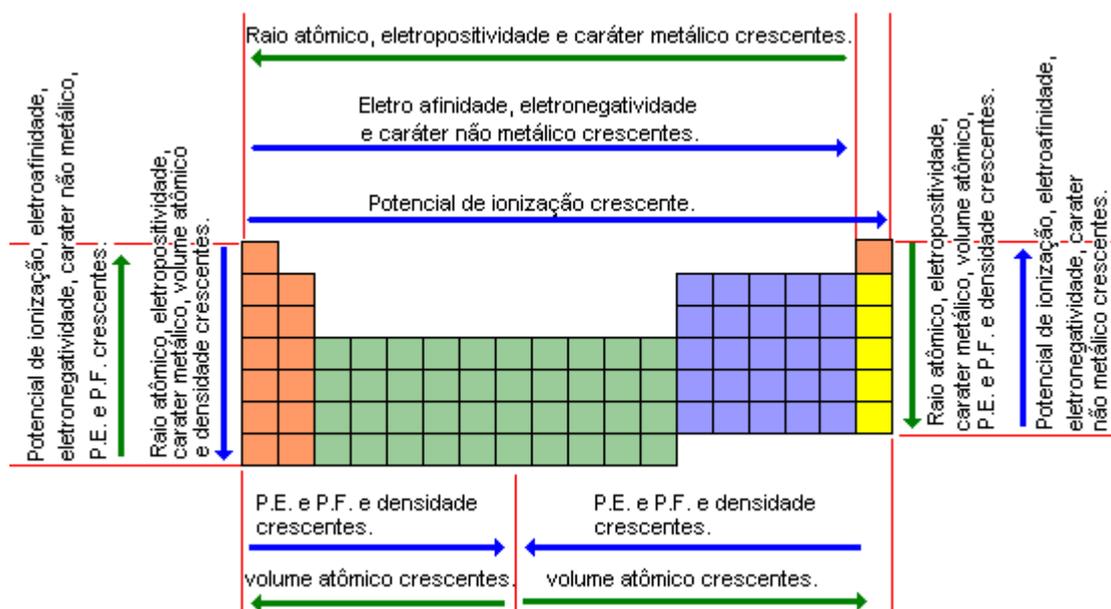
Se para afastar um elétron de um átomo é necessário fornecer-lhe energia, para adicionar um elétron a um átomo neutro é necessário retirar-lhe energia. Quando se adiciona um elétron a um átomo neutro, isolado (individualizado), no estado gasoso e no mais baixo estado energético (estado fundamental), ocorre liberação de uma certa quantidade de energia. A essa energia dá-se o nome de Afinidade Eletrônica.

Em outras palavras, chama-se eletroafinidade ou afinidade eletrônica a energia liberada quando um elétron é adicionado a um átomo neutro no estado gasoso. Essa energia é também expressa, em geral, em elétron-volt (eV) e mede a intensidade com que o átomo “segura” esse elétron adicional.

A variação periódica da afinidade eletrônica se explica pela *distância entre o elétron e o núcleo: quanto menor o raio, mais energia deverá perder*. Portanto, a afinidade eletrônica tem uma variação paralela, mas inversa ao raio: *menor raio, maior afinidade eletrônica e vice-versa*. Desta forma, podemos dizer que a variação periódica da afinidade eletrônica é a seguinte: **nas famílias, a eletroafinidade aumenta, em valor absoluto, de baixo para cima; nos períodos, da esquerda para a direita.** **OBS: Variação idêntica à eletronegatividade.**



Resumo da variação das propriedades dos elementos em função da sua posição na tabela periódica



Exercícios:

Para responder às questões 1 e 2, considere as seguintes informações:

- a) para elementos de uma mesma família, quanto maior o número de níveis, maior o raio;
b) genericamente, para elementos de um mesmo período, quanto maior o número de prótons, menor será o raio;

- Quais os elementos de maior raio: ${}_{3}\text{Li}$ ou ${}_{19}\text{K}$? ${}_{11}\text{Na}$ ou ${}_{17}\text{Cl}$?
- Qual elemento tem menor raio: ${}^{19}\text{K}$ ou ${}^{20}\text{Ca}$?
- (UFRJ)** Dois ou mais íons ou, então, um átomo e um íon que apresentam o mesmo número de elétrons denominam-se espécies isoeletrônicas. Comparando-se as espécies isoeletrônicas F^- , Na^+ , Mg^{2+} e Al^{3+} , conclui-se que:
a) a espécie Mg^{2+} apresenta o menor raio iônico.
b) a espécie Na^+ apresenta o menor raio iônico.
c) a espécie F^- apresenta o maior raio iônico.
d) a espécie Al^{3+} apresenta o maior raio iônico.
e) a espécie Na^+ apresenta o maior raio iônico.
- (Unifor-CE)** Dentre os elementos a seguir, o que deve apresentar menor temperatura de ebulição, sob pressão ambiente, é o:
a) sódio b) ferro c) oxigênio d) bromo e) iodo
- Descreva como varia o raio atômico nos períodos e grupos.

6. Os elementos X, Y e Z pertencem ao grupo 2. Associe a esses elementos os períodos 2, 4 e 6.

Elemento	X	Y	Z
Raio Atômico (Angstrom)	1,97	2,22	1,12

7. Três elementos X, Y e Z pertencem ao 3º período. Associe a esses elementos os grupos 1, 13 e 15.

Elemento	X	Y	Z
Raio Atômico (Angstrom)	1,28	1,9	1,43

- Para cada um dos conjuntos abaixo, coloque os elementos em ordem crescente do raio atômico.
a) Li, Be, Rb, N b) Pb, C, Na, Cs c) S, N, Te, P
- O raio atômico de três elementos segue a ordem: $X > Y > Z$. Qual deles está situado no grupo:
a) 15 e 2º período? b) 1 e 6º período?
- Descreva a variação do volume atômico nos grupos e nos períodos.
- Dentre os três elementos de cada conjunto, qual possui o menor e o maior volume atômico?
a) Bi, Fe, Se b) I, Zn, Ni c) Ba, Co, Br d) V, Sr, Mn
- Quais são os elementos de maior volume atômico no 3º e 4º períodos?

13. Coloque os elementos em ordem crescente de volume atômico:

- a) Rb, Ag, Li b) Al, Na, Pb c) K, Fe, Os d) I, Rh, S

14. O volume de três elementos segue a ordem: $X > Y > Z$. Qual deles está situado no grupo:

- a) 2 e 6º período? b) 7 e 4º período?

15. (UFRGS) Propriedades periódicas dos elementos químicos são aquelas que:

- a) aumentam de valor com o aumento do número atômico. d) apresentam o mesmo tipo de variação nos grupos e períodos da tabela periódica.
b) apresentam repetição numa determinada seqüência, quando os elementos são colocados em ordem crescente de massas atômicas. e) se repetem de maneira semelhante a cada período da tabela periódica.
c) apresentam significativas diferenças para os representantes de um mesmo grupo ou família.

16. (UFAL) Dos elementos seguintes, qual apresenta a menor energia de ionização?

- a) H b) F c) Na d) Li e) Cs

17. (F. Objetivo-SP <adaptada>) Um elemento que tem raio atômico grande e pequena energia de ionização, provavelmente, é um:

- a) metal b) não-metal c) gás nobre d) halogênio e) n.d.a

18. (Fesp-SP) Massa atômica, densidade, ponto de fusão, volume atômico, raio atômico e calor específico são propriedades periódicas e aperiódicas dos elementos. Constituem propriedades periódicas:

- a) massa atômica, densidade e calor específico. d) densidade, volume atômico e calor específico.
b) densidade, ponto de fusão e volume atômico. e) volume atômico, ponto de fusão e massa atômica.
c) densidade, massa atômica e volume atômico.

19. (UFRGS) Pela posição ocupada na tabela periódica, qual dos elementos é o mais denso?

- a) chumbo b) ósmio c) mercúrio d) urânio e) bário

20. (Fuvest-SP) Considere os seguintes átomos neutros: A (18 elétrons), B (17 elétrons), C (11 elétrons) e D (2 elétrons).

- a) A que família pertencem?
b) Coloque-os em ordem crescente dos potenciais de ionização.

21. Descreva a variação de densidade na tabela periódica.

22. Dentre os elementos de cada conjunto, qual possui a menor e a maior densidade?

- a) Re, Fe, Se b) I, Zn, Ni c) Ba, Co, Au d) Sr, Mn, V

23. Associe aos períodos 3, 4 e 5 os seguintes elementos, sabendo que pertencem a um mesmo grupo.

Elemento	Densidade (g/mL)
X	7,31
Y	2,70
Z	5,91

24. A densidade de três elementos segue a ordem $X > Y > Z$. Qual deles está situado no grupo:

- a) 16 e 3º período b) 7 e 5º período

25. Os metais de transição possuem altos pontos de fusão em relação aos metais dos elementos representativos. O que se pode concluir sobre as forças de atração entre os átomos desses metais?

33. Responda ao que se pede utilizando a tabela abaixo.

B	C														D		E	H	I
L										M					N				
							G												
A																			

- a) Entre os elementos representados na família dos gases nobres, qual apresenta 1º potencial de ionização maior?
 b) Entre os elementos representados no 3º período, qual apresenta 1º potencial de ionização menor?
 c) Entre os elementos representados, qual o que apresenta 1ª afinidade eletrônica maior?
 d) Entre os elementos representados no 4º período, qual exige menor quantidade de energia para perder o 1º elétron?
 e) Entre os elementos representados, qual o que libera maior quantidade de energia pela entrada de 1 elétron?
 f) Entre os elementos representados, qual o que possui átomos de maior tamanho?

34. Responda ao que se pede com base na tabela abaixo.

G																			J
																		F	
	H																		L
A			B				C								D			E	
M																			

- I) Entre os elementos representados acima, escreva o que possui maior:
 a) Eletonegatividade
 b) Afinidade Eletrônica
 c) Potencial de Ionização
 d) Densidade
 e) Tamanho
 f) Volume Atômico

II) Entre os elementos L e J, qual apresenta maior ponto de ebulição?

III) Entre os elementos A, C e E, qual o de maior ponto de fusão?

IV) Quais os elementos, entre os representados acima, que apresentam 5 camadas eletrônicas?

V) Entre os elementos acima registre os que pertencem às seguintes famílias:

- a) Metais alcalinos
 b) Calcogênios
 c) Halogênios
 d) Metais alcalino-terrosos
 e) Gases nobres

35. Entre o elemento de $Z = 12$ e o de $Z = 20$, qual o que apresenta o maior volume atômico?

36. Para os elementos de números atômicos 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9 e 10, responda:

- a) Qual o que possui 1º potencial de ionização maior?
 b) Qual o que possui maior afinidade eletrônica?
 c) Qual o que possui átomos maiores?
 d) Qual o de 1ª energia de ionização menor?

37. Ordenar em ordem crescente de eletonegatividade os seguintes elementos; H, Na, F, Au, Fe.

Capítulo 4 - Ligações Químicas



Ligações químicas requerem energia para se estabelecerem e liberam energia ao se desfazerem

4.0 - Estabilidade dos Gases Nobres

Uma molécula somente será formada se esta for mais estável e tiver menor energia do que os átomos individuais. Para melhor compreender o que ocorre em termos de estrutura eletrônica, consideremos inicialmente os elementos do grupo 18. Eles compreendem os gases nobres conhecidos por sua inércia química. Os átomos dos gases nobres geralmente não reagem com nenhum outro átomo. A baixa reatividade decorre de suas energias já serem baixas e não poderem ser diminuídas mais ainda através da formação de compostos. Essa estrutura é denominada de estrutura de gás nobre, e se constitui num arranjo de elétrons particularmente estável.

Portanto, dos 114 elementos químicos conhecidos, apenas 6 (os Gases Nobres) são encontrados na natureza na forma de átomos isolados. Os demais elementos encontram-se sempre ligados uns aos outros, de diferentes maneiras, nas mais diversas combinações. Comparando-se as propriedades dos Gases Nobres com a dos outros elementos, observamos que os Gases Nobres apresentam praticamente:

- a) Os mais elevados potenciais de ionização
- b) Nenhuma afinidade eletrônica
- c) Nenhuma eletronegatividade
- d) Nenhuma eletropositividade

Desta forma, podemos afirmar que os GASES NOBRES são elementos **muito estáveis**.

4.1 - A Regra do Octeto

Ao nosso redor estão presentes diversas substâncias, cada qual com uma composição química característica. Será possível fazer previsões sobre a fórmula de uma substância quando átomos dos diferentes elementos se unem? Em muitos casos essas previsões são possíveis. Vamos entender o modo pelo qual os átomos se unem e como isso influencia as propriedades dos materiais.

Desde o século passado os cientistas sabem que os átomos da maioria dos elementos químicos não apresentam existência isolada. Assim, por exemplo, átomos de oxigênio podem ser encontrados combinados com outros iguais a ele (O_2 , O_3) ou com átomos de outros elementos formando diferentes substâncias (CO , CO_2 , H_2O , SO_2 , SO_3 , etc.). Contudo, átomos de oxigênio (O) não possuem existência isolada. Na natureza, todos os sistemas tendem a adquirir a maior estabilidade possível. Os átomos ligam-se uns aos outros para aumentar a sua estabilidade. Estudos revelaram que os **gases nobres** (He , Ne , Ar , Xe , Kr e Rn), nas condições ambientes, apresentam átomos estáveis isolados, isto é, não unidos a outros átomos, sendo, portanto, os únicos estáveis.

Dessa forma, um conjunto formado por átomos isolados de qualquer gás nobre é estável, mas um conjunto formado por átomos isolados dos outros elementos é instável e sua estabilização é alcançada através da formação de ligações químicas, cuja natureza depende das configurações eletrônicas de seus átomos participantes.

Quando dois átomos se combinam (reagem) entre si, dizemos que entre eles se estabeleceu uma ligação química. Como a parte mais externa dos átomos é a sua eletrosfera, e para ocorrer uma ligação química é necessário que os átomos se aproximem, é fácil perceber que os elétrons mais externos do átomo são os responsáveis pela ocorrência das ligações químicas. As ligações químicas são decorrentes de dois fatores importantes:

- a força de atração eletrostática que existe entre as cargas elétricas com sinais opostos;
- a tendência que os elétrons apresentam de formarem pares

Assim, para que ocorra uma ligação química, os átomos podem perder ou ganhar elétrons ou,

então, compartilhar seus elétrons. A ocorrência de uma dessas possibilidades depende das características dos átomos envolvidos. Verificou-se que, em grande parte dos casos de ligação, os átomos unidos apresentam distribuição eletrônica externa semelhante à dos gases nobres, isto é, dois elétrons no subnível **s** e seis elétrons no subnível **p** ou, ainda, somente dois elétrons no subnível 1s.

Os átomos dos gases nobres são os únicos que possuem a camada da valência (mais externa) completa, isto é, com oito elétrons (ou dois, no caso da camada K), ocasionando que a saturação da camada da valência com oito elétrons (ou dois, no caso da camada K) aumente a estabilidade do átomo.

A configuração eletrônica com a camada da valência completa é chamada configuração estável e os átomos dos gases nobres são os únicos que já têm a camada da valência completa.

	Camada de valência	Estabilidade	Encontrados
Gases Nobres	completa (8 elétrons) Exceção: ${}^2\text{He}$, K=2	grande	Isolados
Demais átomos	Incompleta (1 a 7 elétrons)	pequena	Combinados

Distribuição eletrônica dos gases nobres

Gás Nobre	K	L	M	N	O	P
Hélio	2	-----				$1s^2$
Neônio	2	8	-----			$1s^2 2s^2 2p^6$
Argônio	2	8	8	-----		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Criptônio	2	8	18	8	-----	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$
Xenônio	2	8	18	18	8	
Radônio	2	8	18	32	18	8

Camada de Valência
(2 ou 8 elétrons) ←

Então, Gilbert Newton Lewis propôs uma teoria para explicar a ligação entre os átomos, que ficou conhecida como modelo de octeto de elétrons (ou, simplesmente, regra do octeto). De acordo com esse modelo:

➤ Os átomos dos diferentes elementos ligam-se uns aos outros, doando, recebendo ou compartilhando elétrons na tentativa de adquirir uma configuração eletrônica igual a de um gás nobre (estável): 8 elétrons na camada de valência ou, então, 2 elétrons se a camada de valência for a primeira camada.

OBS: Valência: Entende-se por valência a capacidade de combinação dos átomos. Ela corresponde ao número de elétrons que um átomo pode ganhar ou perder.

	Família	Elétrons ganhos ou perdidos	Valência	Eletronegatividade
Metais	Alcalinos	Perde 1	1	+1
	Alcalinos Terrosos	Perde 2	2	+2
	Família do Boro	Perde 3	3	+3
Não-Metais	Família do Carbono	Perde ou ganha 4	4	± 4
	Família do Nitrogênio	Ganha 3	3	-3
	Calcogênios	Ganha 2	2	-2
	Halogênios	Ganha 1	1	-1

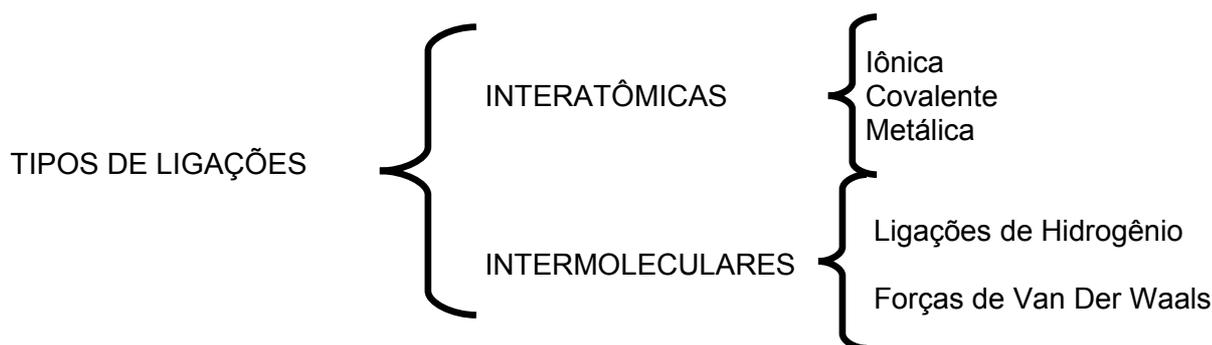
Lembramos que:

Metais - a maioria tem menos de 4 elétrons na camada de valência. Numa ligação química, têm tendência a doar elétrons da última camada.

Não-metais - a maioria tem mais de 4 elétrons na camada de valência. Numa ligação química, têm tendência a receber elétrons

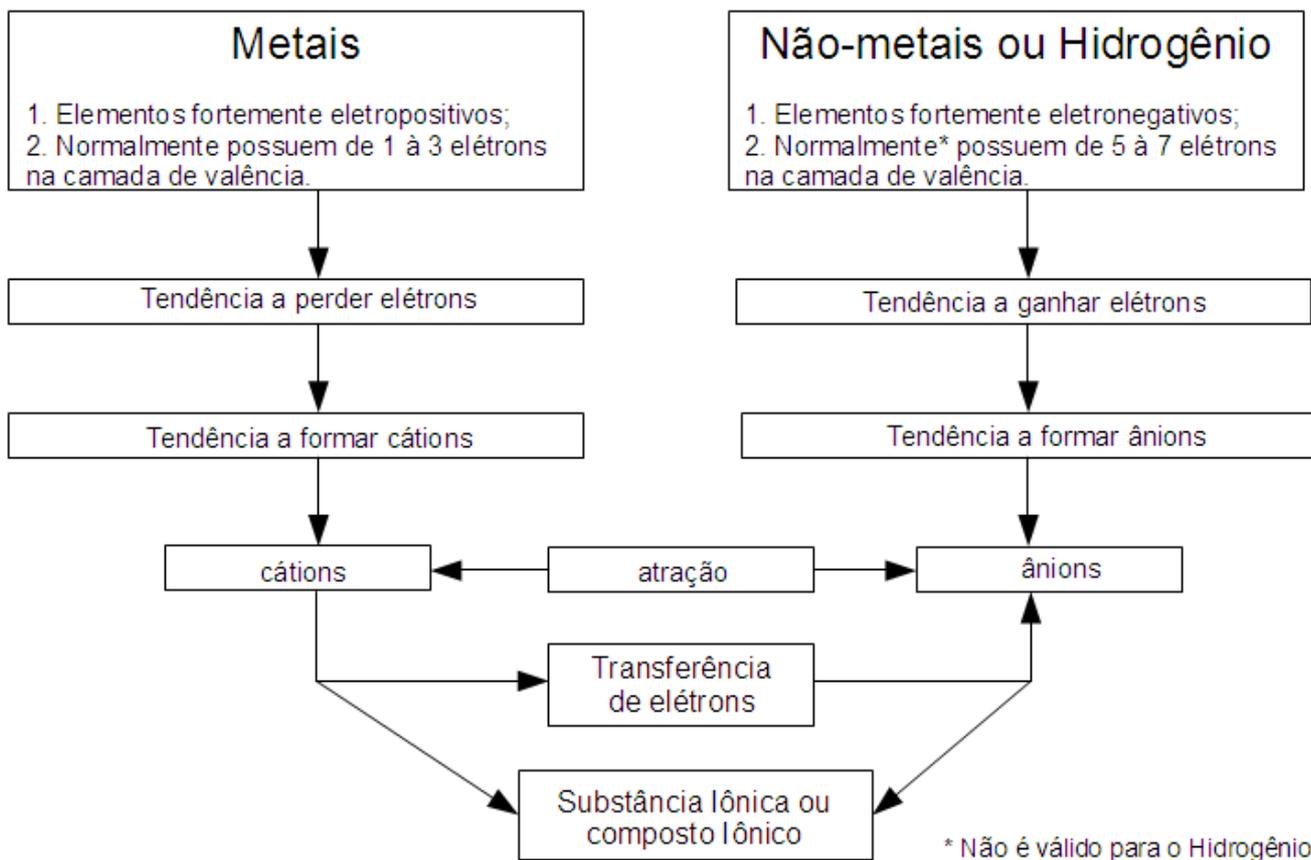
A seguir, estudaremos, separadamente, os três diferentes tipos de ligações químicas, a saber: **Ligação Iônica, Covalente e metálica.**

OBS: As ligações iônica, covalente e metálica são consideradas ligações **INTERATÔMICAS**, pois ocorrem entre os átomos das substâncias.



4.2 - Ligação iônica ou eletrovalente

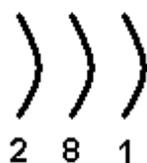
Átomos que formam íons com facilidade tendem a constituir entre si um tipo de ligação conhecida como *ligação iônica* ou *eletrovalente*. É o que ocorre entre átomos que apresentam facilidade em perder elétrons (ou seja, que têm baixo potencial de ionização) e átomos com facilidade em receber elétrons (os de alta afinidade eletrônica). É devido a essa complementaridade que os átomos com 1, 2 ou 3 elétrons na última camada (geralmente metais) tendem a perdê-los para átomos que possuem 5, 6 ou 7 elétrons na última camada (geralmente não-metais). Nessa transferência de elétrons, os átomos obedecem à regra do octeto, ou seja, ficam ambos com 8 elétrons na última camada, formando uma ligação iônica.



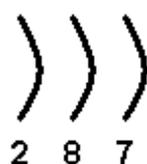
→ Da combinação de um metal com um não-metal, ou da combinação de um metal com o hidrogênio resulta uma substância iônica.

Consideremos átomos neutros dos elementos sódio e cloro:

$_{11}\text{Na}$:



$_{17}\text{Cl}$:

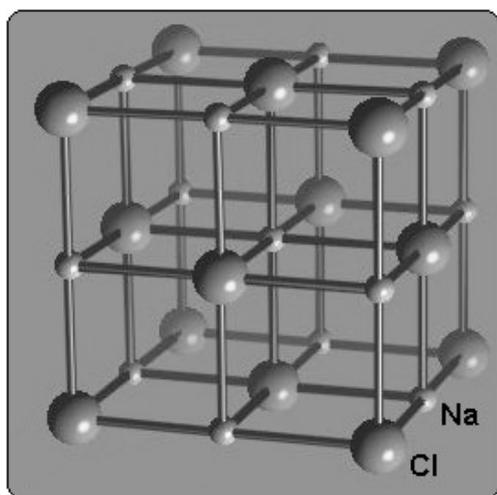


Nenhum deles é estável de acordo com a regra do octeto, pois ambos não apresentam oito elétrons na última camada. Contudo, se houver a transferência de um elétron do sódio para o cloro, ambos atingirão estabilidade.

Esse processo pode ser esquematizado, simplificada, representando-se, por exemplo, os elétrons da última camada, chamada camada de valência, ao redor do símbolo do elemento:



Os íons Na^+ e Cl^- possuem cargas elétricas opostas e, portanto, se atraem mutuamente. Essa atração mantém os íons unidos, formando uma substância muito conhecida, o sal de cozinha, representado pela fórmula NaCl . Tal união é chamada de ligação iônica ou eletrovalente. Se conseguíssemos ampliar um daqueles cristais de sal presentes num saleiro, veríamos um “amontoado” de cátions Na^+ e ânions Cl^- , conhecido como **retículo cristalino iônico**.

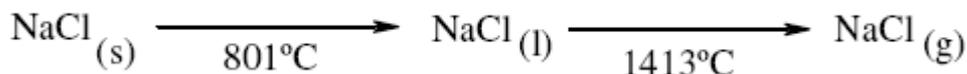


Retículo Cristalino

Os elementos das famílias 1, 2 e 3, que são **metais**, apresentam um, dois e três elétrons, respectivamente na camada de valência. Para ficarem estáveis, de acordo com a regra do octeto, deverão **perder** esses elétrons. Já os elementos das famílias 15, 16 e 17, predominantemente **ametais**, deverão **receber o número de elétrons que faltam para completar o octeto**.

Todo composto iônico apresenta íons fortemente unidos devido a atração entre cargas elétricas de sinais opostos: os cátions e ânions presentes no retículo cristalino. Dessa forma, os compostos iônicos apresentam as seguintes características:

1. São sólidos na temperatura ambiente (formam retículo cristalino)
2. Possuem altos pontos de fusão e ebulição



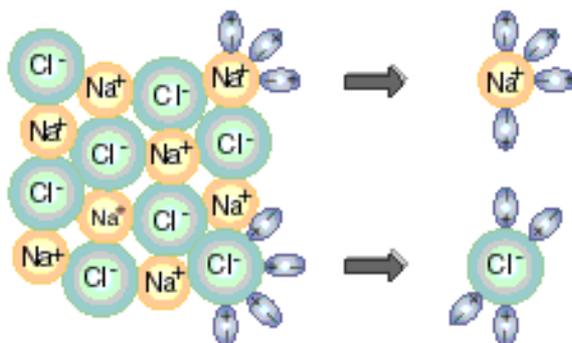
3. São condutores de eletricidade quando fundidos ou em solução aquosa (entretanto, os sólidos iônicos são maus condutores de eletricidade)
4. Solúveis em água
5. Quando submetidos a impacto quebram facilmente, produzindo faces planas. São, portanto, duros e quebradiços

Observações:

- Quanto maior a diferença de eletronegatividade entre os átomos que formam a substância iônica, mais acentuado o caráter iônico.

Ex: Qual das substâncias (FeCl_2 e CsF) possui caráter iônico maior? R: _____

- a) Quando um sólido iônico se dissolve na água, o retículo cristalino se desmancha e os íons ficam livres. Esse fenômeno faz com que soluções aquosas de substâncias iônicas sejam boas condutoras de eletricidade. Por isso, soluções desse tipo são chamadas de **soluções iônicas ou eletrolíticas**. As substâncias que dissolvidas em água, originam soluções iônicas são chamadas de **eletrólitos**.

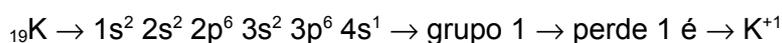


Fonte: <http://www.ilumina.com.br/novidades/mar05/001.htm>

Determinação das fórmulas dos compostos iônicos

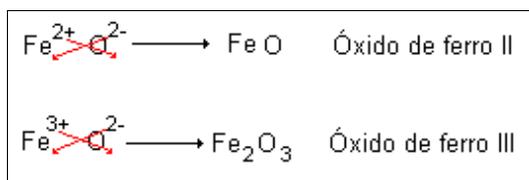
A fórmula correta de um composto iônico é aquela que estabelece a proporção mínima de combinação entre os átomos, de modo a formar um sistema eletricamente neutro.

Exemplo: Qual a fórmula do composto resultante da união dos elementos ${}_{19}\text{K}$ e ${}_{8}\text{O}$?



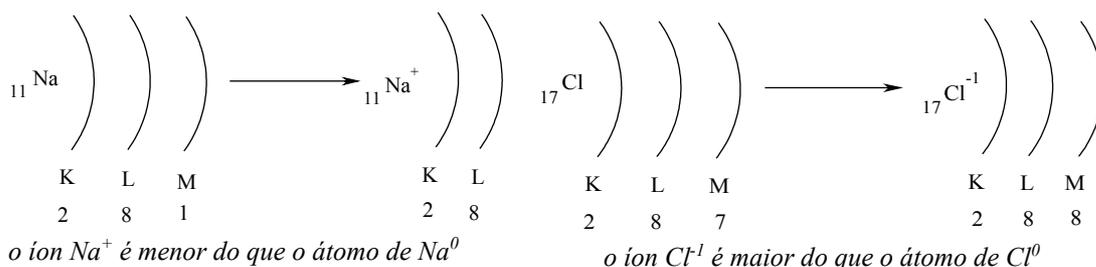
Há elementos químicos que formam cátions com várias cargas. É o que ocorre, por exemplo, com o Ferro, que forma os cátions Fe^{+2} e Fe^{+3} . Nesse caso, há duas possibilidades de nomenclatura:

- 1) Usar números romanos:



- 2) Usar os sufixos **OSO (carga menor)** e **ICO (carga maior)**.
 FeO = Óxido ferroso e Fe_2O_3 = Óxido férrico

Tamanho dos Íons

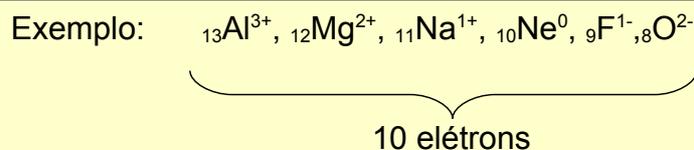


➤ **O tamanho de um cátion é sempre menor que o do átomo de origem, e o tamanho de um ânion é sempre maior que o do átomo de origem.**

Espécies Isoeletrônicas

São as espécies químicas que têm o mesmo número de elétrons e de níveis eletrônicos, mas diferentes números de prótons. Quanto maior for o Z da série, maior será o número de prótons e a atração núcleo-eletrosfera e, conseqüentemente, menor será o raio.

Numa série de íons isoeletrônicos, quanto maior for o Z, menor será o tamanho do íon.



CUIDADO COM O HIDROGÊNIO!

O hidrogênio apresenta apenas um elétron. Para ficar com eletrosfera de gás nobre (igual a do hélio), ele precisa receber um elétron. Assim, em ligação iônica, o hidrogênio apresenta carga negativa. Portanto, apesar de estar localizado na família 1 da tabela periódica, o hidrogênio se assemelha muito mais aos halogênios, pois, como eles, apresenta tendência a receber elétrons.

✓ **O hidrogênio não é um metal alcalino.**

Exercícios:

1. Escreva a fórmula e pesquise o nome dos compostos formados pelos seguintes átomos e/ou íons (consulte a tabela de cátions e ânions).
 - a) cálcio e flúor
 - b) alumínio e oxigênio
 - c) potássio e enxofre
 - d) magnésio e oxigênio
 - e) Fe^{+3} e bromo
 - f) Fe^{+2} e enxofre
 - g) Ag^+ e iodo
 - h) Cu^{+2} e bromo
 - i) lítio e fósforo

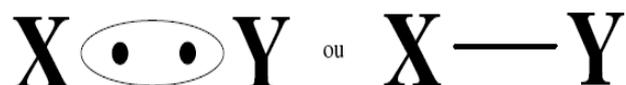
2. Utilizando a tabela de cátions e ânions, construa a fórmula dos seguintes compostos.

- | | |
|--------------------------|------------------------|
| a) fluoreto de sódio | i) iodeto plumboso |
| b) cloreto de bário | j) carbonato de amônio |
| c) sulfeto de sódio | k) nitrato de zinco |
| d) óxido de ferro III | l) sulfito de prata |
| e) óxido de ferro II | m) fosfato de cromo II |
| f) óxido de potássio | n) cianeto níqueloso |
| g) carbonato de alumínio | o) nitrito cobáltico |
| h) sulfato de magnésio | p) sulfito de cálcio |

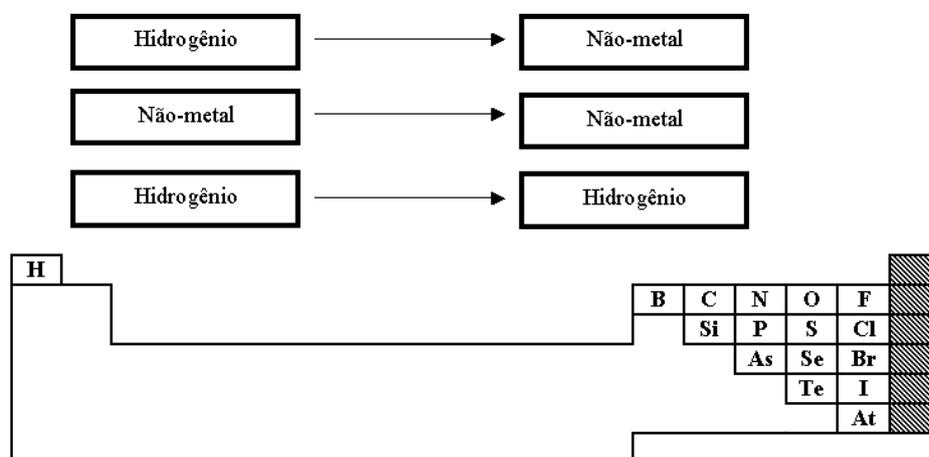
4.3 - Ligação covalente ou molecular

Ocorre entre átomos com tendência de receber elétrons. Nesse tipo de ligação, ocorre o compartilhamento ou emparelhamento de elétrons (**note bem que na ligação iônica ocorria a doação ou transferência de elétrons**), ou seja, quando dois átomos precisam ganhar elétrons para adquirir a configuração eletrônica de um gás nobre (adquirir estabilidade), eles compartilham seus elétrons mais externos, de modo que um átomo possa “utilizar” os elétrons do outro. Esse compartilhamento de elétrons é a base da **LIGAÇÃO COVALENTE**.

Genericamente, para a molécula diatômica XY, temos:



Na ligação covalente, ao contrário da ligação iônica, nenhum dos participantes deseja doar elétrons. Assim, as ligações covalentes são encontradas nos seguintes casos:

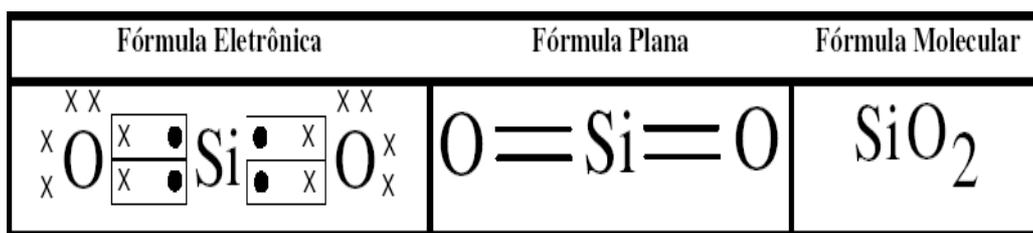


Os pares eletrônicos que se formam são constituídos por um elétron de cada átomo e pertencem simultaneamente a ambos os átomos ligados. Nesse caso, não ocorre nem ganho nem perda de elétrons e as estruturas formadas são eletricamente neutras. Os conjuntos formados através de ligações covalentes apresentam-se como unidades isoladas e de grandeza limitada, chamadas moléculas; por isso a ligação covalente é também chamada **ligação molecular**.

Então, as substâncias formadas por ligação covalente são chamadas de substâncias moleculares e podem ser sólidas, líquidas e gasosas.

- Ex.:
- $C_{12}H_{22}O_{11} \rightarrow$ açúcar (sólido)
 - $H_2O \rightarrow$ água (líquido)
 - $CO_2 \rightarrow$ gás carbônico (gasoso)

Diferentes representações de uma substância covalente, o dióxido de silício, comumente utilizado na produção de vidro.



As possíveis ligações dos elementos dos grupos 14, 15, 16 e 17.

Grupo 14	Grupo 15	Grupo 16	Grupo 17
$\text{—X}\equiv$	$\text{X}\equiv$	$\text{X}=\text{—}$	X—
=X=	—X=	<X>	
>X=	<X 		
<X 			

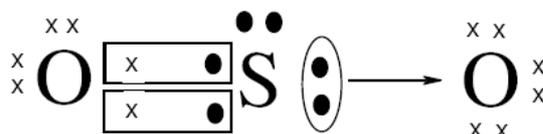
4.4 - Ligação Covalente Coordenada ou dativa

A ligação covalente coordenada dativa, conhecida também como apenas ligação dativa, é a que une dois átomos através de um ou mais pares de elétrons provenientes de apenas um desses átomos. Nesse tipo de ligação, apenas um desses átomos já apresentava anteriormente o octeto completo.

Exemplo:

1) SO₂ - dióxido de enxofre, um poluente atmosférico comum nas grandes cidades.

- a) Fórmula molecular: SO₂
- b) Fórmula eletrônica:



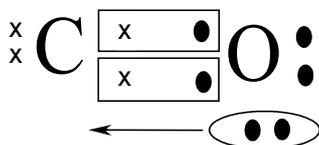
c) Fórmula estrutural



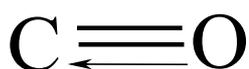
2) CO - monóxido de carbono, um componente letal quando em excesso em ambientes pouco ventilados.

a) Fórmula molecular: CO

b) Fórmula eletrônica:



c) Fórmula estrutural



Ocorrência de ligação dativa:

Grupo 14	Grupo 15	Grupo 16	Grupo 17
não faz ligação dativa	pode fazer até 1 ligação dativa	pode fazer até 2 ligações dativas	pode fazer até 3 ligações dativas
$\text{—X} \equiv$			
=X=			
>X=			

Resumo das diferenças entre a ligação iônica e a covalente

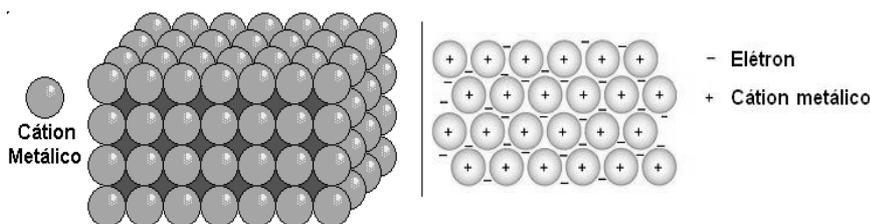
Ligação Iônica	Ligação Covalente
Metal + não-metal	Não-metal + não-metal
Transferência de elétrons	Compartilhamento de elétrons
Altos pontos de fusão e ebulição	Baixos pontos de fusão e ebulição
Conduz corrente elétrica no estado líquido ou em solução aquosa.	Não conduz corrente elétrica
Há uma grande diferença de eletronegatividade entre os átomos $> 1,7$	Pequena diferença de eletronegatividade $< 1,7$
Formam retículo cristalino	Formam moléculas
São sólidos a temperatura ambiente	São sólidos, líquidos ou gasosos a temperatura ambiente
São solúveis em solvente polares	Semelhante dissolve semelhante

4.5 – Ligação metálica

Num sólido, os átomos estão dispostos de maneira variada, mas sempre próximos uns aos outros, compondo um retículo cristalino. Enquanto certos corpos apresentam os elétrons bem presos aos átomos, em outros, algumas dessas partículas permanecem com certa liberdade de se movimentarem no cristal. É o que diferencia, em termos de condutibilidade elétrica, os corpos condutores dos isolantes. Sendo assim, uma vez que os metais são bons condutores de corrente elétrica, é de se esperar que eles possuam elétrons livres em sua estrutura para se movimentar. Essa é uma das evidências que conduziram à elaboração do modelo da ligação química existente nos metais.

Como visto anteriormente (em ligações iônicas), os metais não exercem uma atração muito alta sobre os elétrons da sua última camada (têm grande tendência a perder elétrons da última camada e transformar-se em cátions) e, por isso, possuem alta tendência de perder elétrons (esses elétrons, entretanto, são simultaneamente atraídos por outros íons, que então o perdem novamente e assim por diante. Por isso, apesar de predominarem íons positivos e elétrons livres, diz-se que os átomos de um metal são eletricamente neutros). Dessa forma, um metal sólido é constituído por átomos metálicos (cátions) em posições ordenadas com seus elétrons de valência livres para se movimentar por todo o metal. Assim, temos um “amontoado” organizado de íons metálicos positivos mergulhados em um “**mar de elétrons**” livres. Este é o chamado **modelo do mar de elétrons (ou modelo do gás eletrônico)** que explica, por exemplo, a condutividade elétrica, a maleabilidade, a ductilidade e outras propriedades dos metais.

➤ A regra do octeto não explica a ligação metálica



• Propriedades dos metais

- Brilho característico;
- Alta condutividade térmica e elétrica;
- Altos pontos de fusão e ebulição;
- Maleabilidade (fáceis de transformar em lâminas);
- Ductibilidade (fáceis de transformar em fios);
- Resistência à tração (o que permite, por exemplo, utilizar metais como o ferro – sob a forma de aço – em cabos de elevadores);

• Ligas metálicas

São materiais com propriedades metálicas que contêm dois ou mais elementos químicos, sendo a totalidade, ou pelo menos a maior parte dos átomos presentes, de elementos metálicos. Apesar da grande variedade de metais existentes, a maioria não é empregada em estado puro, mas em ligas com propriedades alteradas em relação ao material inicial, o que visa, entre outras coisas, a reduzir os custos de produção.

As indústrias automobilísticas, aeronáuticas, navais, bélicas e de construção civil são as principais responsáveis pelo consumo de metal em grande escala. São também representativos os setores de eletrônica e comunicações, cujo consumo de metal, apesar de quantitativamente inferior, tem importância capital para a economia contemporânea. Ligas metálicas são materiais de propriedade semelhantes às dos metais e que contêm pelo menos um metal em sua composição. Há ligas formadas somente de metais e outras formadas de metais não-metais (carbono, fósforo, boro,

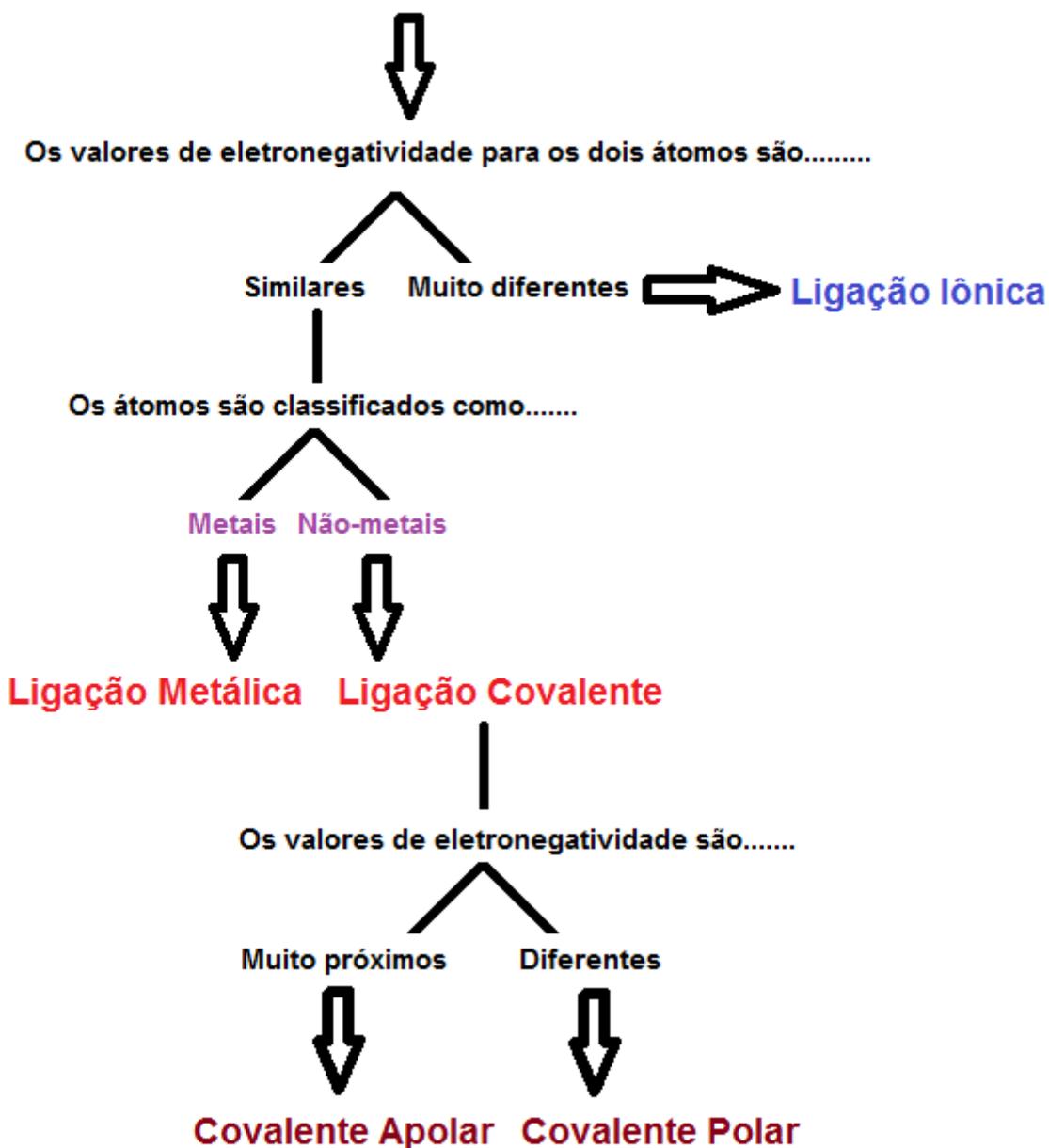
silício, arsênio, antimônio) É interessante constatar que as ligas possuem propriedades diferentes dos elementos que as originam. Algumas propriedades são tais como diminuição ou aumento do ponto de fusão, aumento da dureza, aumento da resistência mecânica.

Ligas metálicas mais comuns no cotidiano:

- Aço - constituído por Fe e C;
- Aço inoxidável - constituído por Fe, C, Cr e Ni;
- Ouro 18 quilates – constituído por ouro e cobre;
- Amálgama dental (utilizada em obturação) - constituída por Hg , Ag e Sn ;
- Latão (utilizado em armas e torneiras) - constituído por Cu e Zn;
- Bronze (utilizado em sinos) – constituído por Cu e Sn;
- “Liga leve” (utilizada em rodas) – constituída por Al e Mg;
- “Metal monel” (utilizado em moedas) – constituído por Ni e Cu;

→ **Resumindo:**

Dois átomos estão perto o suficiente para seus orbitais atômicos se ligarem



Exercícios:

1. Por que os gases nobres são estáveis?
2. Explique a regra do octeto.
3. A ligação iônica baseia-se na _____ de elétrons.
4. A ligação iônica ou _____ ocorre entre _____ e _____.
5. Escreva a fórmula das substâncias obtidas na ligação entre:
a) cálcio e flúor.
b) alumínio e oxigênio
c) potássio e enxofre

6. A ligação covalente ou _____ ocorre entre _____ e _____

_____, baseando-se no _____ de elétrons.

7. O hidrogênio é considerado _____ e estabiliza com _____ elétrons.
8. Qual a fórmula do composto formado entre os elementos genéricos $_{13}A$ e $_8B$?
9. Qual a fórmula do composto formado entre os elementos genéricos $_{12}A$ e $_8B$?
10. Assinale a alternativa correta. Qual composto apresenta ligação eletrovalente?
a) Cl_2 b) HCl c) P_4 d) $NaCl$ e) SO_2
11. Assinale a alternativa correta. Assinale a provável fórmula do composto formado entre $_{19}K$ e $_{53}I$
a) K_2I b) K_2I_2 c) KI_2 d) KI_3 e) KI
12. Dois elementos, representados por X e Y, combinam-se. As distribuições de elétrons de X e Y são as seguintes:

Níveis	K	L	M	N
X	2	8	8	1
Y	2	8	6	

Que alternativa apresenta a fórmula e o tipo de ligação do composto formado?

a) X_2Y , iônico b) XY_2 , covalente c) XY_2 , iônico d) X_2Y , covalente e) X_7Y_2 , covalente
13. Assinale a alternativa correta. A fórmula do composto formado pelos íons A^{+3} e B^{-3} é:
a) A_3B_3 b) A_3B c) AB_3 d) AB e) A_2B_2
14. Assinale a alternativa correta. As ligações químicas predominantes entre os átomos dos compostos H_2S , PH_3 e $AgBr$ são, respectivamente:
a) iônica, covalente e iônica b) covalente, iônica e iônica c) iônica, covalente e covalente
d) covalente, covalente e iônica e) iônica, iônica e covalente
15. Assinale a alternativa correta. Considerando suas posições na tabela periódica, o hidrogênio

e o oxigênio devem formar o composto de fórmula:

- a) HO b) HO₂ c) H₂O d) H₂O₃ e) H₃O₂

16. Assinale a alternativa correta. Elementos alcalinos e alcalino-terrosos têm em comum o fato de:

- a) existirem livres na natureza; b) formarem cátions; c) ocuparem a região central na tabela periódica; d) serem não-metálicos; e) serem pouco reativos;

17. Assinale a alternativa correta. Um elemento M da família dos metais alcalino-terrosos forma um composto binário iônico com um elemento X da família dos halogênios. Assinale, entre as opções abaixo, a fórmula mínima do respectivo composto:

- a) MX b) MX₂ c) M₂X d) M₂X₇ e) M₇X₂

18. Assinale a alternativa correta. O composto formado a partir das substâncias Ba e Br deve apresentar fórmula e ligação química, respectivamente:

- a) BaBr, iônica b) BaBr₃, covalente c) Ba₂Br, metálica
d) BaBr₂, covalente e) BaBr₂, iônica

Um elemento metálico X reage com enxofre, originando um composto de fórmula XS. Um outro elemento Y, também metálico, ao reagir com enxofre, origina um composto de fórmula Y₂S. Com esses dados, responda às questões 19 e 20:

19. Em que grupo da tabela periódica está o elemento X?

- a) 1 b) 2 c) 11 d) 16 e) 17

20. Em que coluna da tabela periódica está o elemento Y?

- a) 1 b) 2 c) 16 d) 17 e) 15

21. Assinale a alternativa correta. Um certo elemento tem número atômico igual a 37. Qual a carga mais provável do seu íon?

- a) +1 b) +2 c) +3 d) -2 e) -1

22. Assinale a alternativa correta. Os elementos P e Br podem combinar-se formando a substância:

- a) PBr, covalente b) PBr₂, iônica c) PBr₂, covalente
d) PBr₃, iônica e) PBr₃, covalente.

23. Assinale a alternativa correta. Dois elementos químicos X e Y combinam-se formando uma substância molecular XY₂. X e Y podem ter números atômicos, respectivamente:

- a) 1 e 7 b) 2 e 9 c) 13 e 16 d) 15 e 35 e) 20 e 35

24. Assinale a alternativa correta. Uma substância iônica foi representada pela fórmula X₂Y. Sendo assim, na tabela periódica, é possível que X e Y se localizem, respectivamente, nas colunas:

- a) 1 e 2; b) 1 e 16; c) 2 e 1; d) 2 e 15; e) 2 e 17.

25. Assinale a alternativa correta. Qual dos compostos abaixo apresenta ligação iônica?

- a) HNO₃ b) C₁₂H₂₂O₁₁ c) KBr d) N₂ e) P₂O₅

26. Faça a fórmula dos compostos iônicos formados pelos seguintes elementos

- | | | |
|------------|------------|-----------|
| a) Al e O | e) Ca e F | i) Li e S |
| b) Na e Cl | f) Ga e O | j) Cs e N |
| c) K e S | g) Sr e P | k) K e O |
| d) Rb e I | h) Ba e Br | l) Mg e I |

- m) Na e P
n) Ba e S
- o) Be e F
p) Al e Br

27. Quantos elétrons existem no último nível dos átomos dos gases nobres?

28. Que relação existe entre a teoria do octeto e a estabilidade química?

29. Qual a diferença entre O e O₂?

30. Qual a fórmula química da substância cloro?

31. Quais as principais propriedades (características) dos metais?

32. O que é o aço?

33. Qual o metal que está presente tanto nas ligas de latão quanto nas de bronze?

34. As fórmulas iônicas de alguns compostos constituídos por elementos representativos são dadas abaixo. Para cada caso, determine quais os grupos dos elementos X e Y.

- a) X⁺¹Y⁻¹ b) X⁺³Y⁻¹ c) X⁺²Y⁻² d) X⁺¹Y⁻³

35. Os pares de átomos abaixo formam ligação covalente simples. Para cada caso, qual a fórmula molecular da substância formada?

- a) H e Cl b) Br e Br c) H e S d) S e Cl e) N e H f) N e N g) H e H

36. Qual a fórmula do composto iônico formado por um metal do grupo 13 e um não-metal do grupo 17?

37. Das substâncias a seguir, diga se são formadas por ligação iônica ou por ligação covalente.

- | | | |
|-----------------------------------|----------------------|-----------------------------------|
| a) NaCl | j) CaCl ₂ | s) OF ₂ |
| b) HNO ₃ | k) KI | t) PCl ₃ |
| c) H ₂ | l) SrO | u) SiCl ₄ |
| d) CO | m) BaO | v) CuO |
| e) MgO | n) MnO ₂ | w) BaF ₂ |
| f) H ₂ SO ₄ | o) FeO | x) KOH |
| g) Li ₂ S | p) ZnO | y) MgS |
| h) NO ₂ | q) NH ₃ | z) Al ₂ O ₃ |
| i) SO ₃ | r) CO ₂ | |

38. (UCDB-MT) Assinale a alternativa correta. Para adquirir configuração eletrônica de gás nobre, o átomo de número atômico 16 deve:

- a) Perder dois elétrons d) Receber dois elétrons
b) Receber seis elétrons e) Perder seis elétrons
c) Perder quatro elétrons

4.6 – Número de oxidação ou valência

NOX – Número de Oxidação

É a carga real ou aparente que um átomo adquire quando estabelece uma ligação (iônica ou covalente) com outros átomos. Essa carga é devida a perda ou ganho de elétrons, no caso de ligação iônica; ou então a diferença de eletronegatividade entre os átomos, no caso de ligação covalente. Alguns elementos, quando estabelecem ligação, irão apresentar **sempre** o mesmo nox, sendo ditos elementos de nox fixo, ou seja, que não irão variar.

Regras para o cálculo do NOX:

1ª.) Nas substâncias simples, o NOX vale zero.

Ex: Fe, O₂, O₃, C_{grafite}, S₈, etc.

2ª.) O NOX dos metais alcalinos vale sempre +1.

Ex: Na⁺, K⁺, Li⁺, etc.

3ª.) O NOX dos metais alcalinos-terrosos vale sempre +2.

Ex: Ca²⁺, Mg²⁺, etc.

4ª.) O NOX dos calcogênios vale -2.

Ex: O²⁻, S²⁻, etc.

5ª.) O NOX dos halogênios vale -1.

Ex: F⁻, Cl⁻, Br⁻, I⁻.

6ª.) A soma do NOX deve ser igual a zero, exceto quando se trata de íon.

Ex: NaCl, NaBr, AgNO₃, (PO₄)³⁻, (SO₄)²⁻, Fe²⁺, Fe³⁺, S²⁻

7ª.) Os seguintes elementos apresentam NOX fixo:

Al = +3	Fe = +2 e +3	Zn = +2
Ag = +1	Cu = +1 e +2	Cd = +2

8ª.) O hidrogênio apresenta NOX valendo +1, exceto quando ligado a metais (hidretos metálicos).

Ex: H₂O, H₂SO₄, HNO₃, NaH, KH, LiH, CaH₂, MgH₂.

9ª.) Peróxido: NOX do oxigênio = -1

Ex: H₂O₂, Na₂O₂, K₂O₂, CaO₂, BaO₂

Superóxido: NOX = -1/2 Ex: BaO₄, CaO₄.

- **Ligado ao Flúor, o oxigênio passa a ter NOX = +2 (Exceção).**

Ex: OF₂

- **Substância composta por dois elementos**

Aplicar a regra da tesoura (a carga do primeiro elemento, cátion, é o coeficiente do segundo elemento, ânion; e a carga do ânion é o coeficiente do cátion).

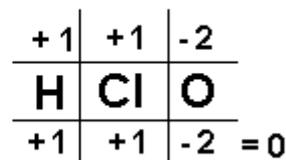
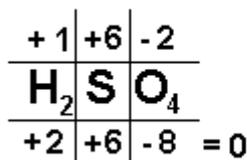
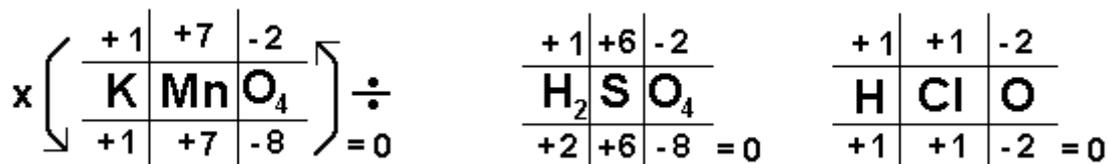
Exemplos: BaCl₂, CaO, Al₂O₃



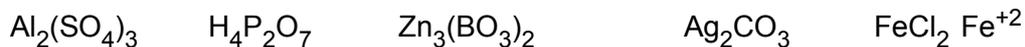
- **Substância composta por três ou mais elementos**

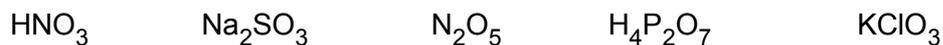
Aplicar a regra da cadeia. A soma do nox de todos os átomos do composto é igual à zero.

Exemplos: KMnO₄, HClO, H₂SO₄



Exercício: Calcule o NOX dos elementos presentes nas substâncias abaixo.





4.7 - Moléculas polares a apolares

Quando imaginamos que cada elemento possui uma carga nuclear e uma configuração eletrônica diferente, não fica difícil esperar que os átomos de elementos diferentes tenham capacidades diferentes de atrair elétrons, quando participam de uma ligação química.

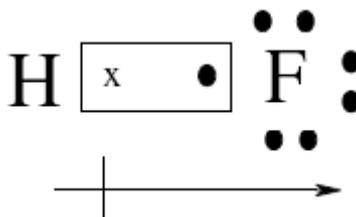
Consequentemente, introduz-se o termo eletronegatividade, que é definido como a atração que um átomo exerce sobre os elétrons, em uma ligação química, ou seja, trata-se da capacidade que os átomos de um determinado elemento possuem de atrair elétrons. Há várias décadas os químicos se preocupam em estabelecer escalas numéricas para expressar a eletronegatividade. Dentre as muitas existentes, a mais importante é a que foi elaborada pelo químico americano Linus Pauling.

1												13	14	15	16	17	
H 2.1													B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Li 1.0	Be 1.5												Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
Na 0.9	Mg 1.2																
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	
Cs 0.8	Ba 0.9	La* 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.4	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac† 1.1	* Lantanídeos: 1.1–1.3 † Actinídeos: 1.3–1.5														

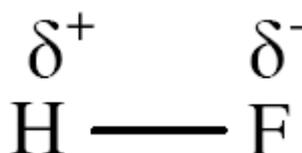
- Não se define eletronegatividade para os gases nobres, pois eles não apresentam tendência a receber ou compartilhar elétrons.

4.8 - Polaridade das ligações

Considere uma molécula de HF. O par de elétrons compartilhado não é atraído igualmente por ambos os átomos, uma vez que o Flúor é mais eletronegativo que o hidrogênio.



Embora o par de elétrons esteja sendo compartilhado, ele se encontra mais deslocado no sentido do Flúor. Dizemos que no Flúor apareceu uma *carga parcial negativa* (simbolizada por δ^-) e no hidrogênio uma *carga parcial positiva* (simbolizada por δ^+). A ligação entre H e F é chamada de **ligação covalente polar**.



Então, podemos dizer que a **Ligação Covalente Polar** ocorre entre átomos diferentes (átomos de diferentes eletronegatividades);

Ex: HF, HBr, HI, HCl

Considere, agora, o caso da molécula de H₂. Como ambos os átomos nela presentes possuem a mesma eletronegatividade, não haverá polarização de ligação e dizemos que se trata de uma **ligação covalente apolar**.



Então, podemos dizer que a **Ligação Covalente Apolar** ocorre entre átomos iguais (átomos de mesma eletronegatividade);

Ex: O₂, Cl₂, Br₂, I₂, F₂, H₂.

4.8.1 – Polaridade das moléculas

Como apresentado acima, em uma molécula de HF ocorre o aparecimento de pólos, ou seja, de uma diferença de eletronegatividade que implica no aparecimento de uma carga parcial negativa para o flúor e de uma carga parcial positiva para o hidrogênio. Podemos, então, dizer que, além de a molécula apresentar uma *ligação polar*, esta também recebe o nome de **molécula polar**. A polarização da ligação apresenta uma direção, um sentido e uma intensidade (que depende da diferença de eletronegatividade Δ entre os átomos). Assim, podemos representar a polarização por

um vetor. Cargas iguais, positiva e negativa, separadas por uma distância constituem um **dipolo**. A molécula de HF, com seus centros de carga positiva e negativa, é, portanto, um dipolo; diz-se que é polar.

Vetor momento de dipolo ou momento dipolar (μ) é aquele que representa a polarização de uma ligação covalente e é definido, quantitativamente, através do produto da carga comum a ambas as extremidades do dipolo pela distância entre as cargas, $\mu = Q \cdot d$

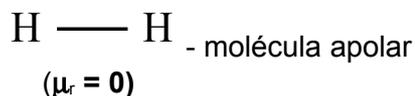
O vetor μ possui a direção da reta que passa pelo núcleo dos átomos que tomam parte na ligação considerada e é orientado no sentido do pólo positivo para o negativo. As ligações apolares possuem vetor momento dipolar nulo ($\mu = 0$). Uma molécula muito polar é aquela que tem um grande momento dipolar, enquanto que uma molécula não-polar tem um momento dipolar nulo. No caso de moléculas com mais de dois átomos, para saber se a molécula é polar ou apolar, devemos somar todos os vetores momento de dipolo de todas as ligações e concluir se ele é nulo ou não. *Podemos, inclusive, ter uma molécula apolar, ainda que existam ligações polares.*

A polaridade de uma molécula com mais de dois átomos é expressa pelo vetor momento de dipolo resultante (μ_r). Se ele for nulo, a molécula será apolar; ao contrário, se o vetor dipolar resultante apresentar um valor diferente de zero, a molécula será dita polar.

Resumindo:

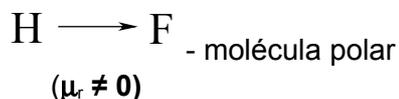
LIGAÇÃO APOLAR – MOLÉCULA APOLAR

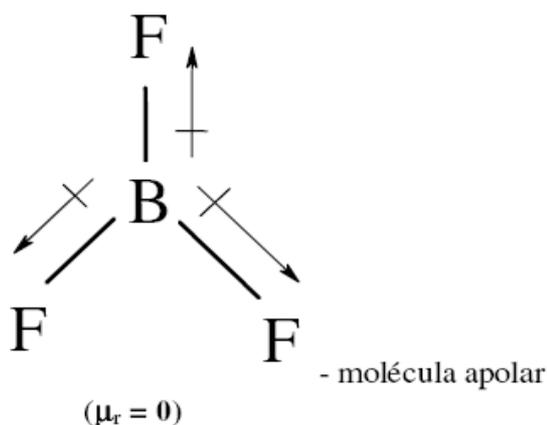
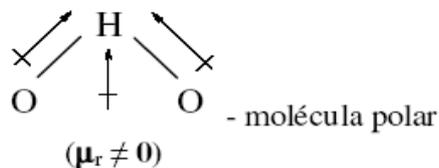
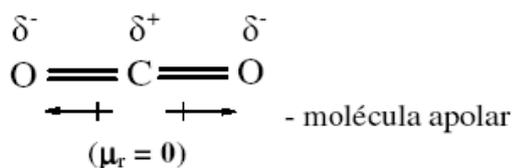
Ex: O₂, Cl₂, Br₂, I₂, F₂, H₂.



**LIGAÇÃO POLAR – MOLÉCULA APOLAR ($\mu = 0$)
MOLÉCULA POLAR ($\mu \neq 0$)**

Ex: HCl, HF, CO₂, NH₃, O₂, H₂O, BF₃, CH₄, Cl₂





Exercício:

1. Determine se a molécula é polar ou apolar. Diga também se a ligação é polar ou apolar.

- | | |
|----------------------|---------------------|
| a) HBr | k) PCl ₃ |
| b) F ₂ | l) HCN |
| c) CH ₄ | m) PH ₃ |
| d) NH ₃ | n) Cl ₂ |
| e) H ₂ O | o) CBr ₄ |
| f) CO ₂ | p) CS ₂ |
| g) CH ₂ O | q) SO ₃ |
| h) SO ₂ | r) I ₂ |
| i) CCl ₄ | s) Br ₂ |
| j) H ₂ S | |

4.9 - Forças intermoleculares

As moléculas de uma substância sólida ou líquida se mantêm unidas através da atração existente entre elas. Quanto maior for a força de atração maior será a coesão entre as moléculas. Isso ocasionará um aumento nos pontos de fusão e ebulição da substância. As moléculas dos gases praticamente não exercem forças de atração entre si. Por isso os gases apresentam baixos pontos de ebulição e extrema facilidade de se expandir. As forças intermoleculares ocorrem, portanto, em

compostos covalentes nos estados líquido e sólido - *não são verificadas no estado gasoso* (Ex: $H_2O_{(l)}$, $NH_3_{(g)}$) – e são classificadas em dois tipos: Força de Van der Waals e Ligação de hidrogênio.

FORÇAS INTERMOLECULARES

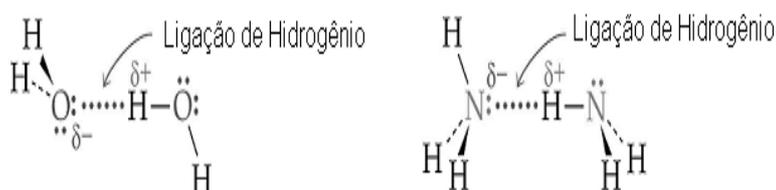
- Forças de Van der Waals
- Ligações de Hidrogênio

4.10 - Ligações de Hidrogênio

Também conhecidas como *pontes de hidrogênio*, são um caso especial da atração entre dipolos permanentes. As ligações de hidrogênio são atrações intermoleculares anormalmente intensas e ocorrem entre moléculas que apresentam ligações entre hidrogênio e átomos muito eletronegativos (F, O, N). Devido às pequenas dimensões de H, F, O e N e devido também à grande diferença de eletronegatividade, nas ligações destes elementos com o hidrogênio, ocorrem pólos intensos em volumes muito pequenos.

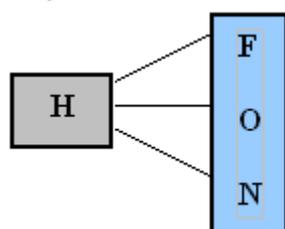
As ligações de hidrogênio são atrações muito fortes e contribuem de modo decisivo na ligação intermolecular total, o que explica os pontos de ebulição anormalmente altos de moléculas como H_2O , NH_3 e HF , em relação aos hidretos das respectivas famílias. As moléculas podem apresentar mais de um tipo de força intermolecular, que então se interagem para aumentar a coesão entre as moléculas. Nos álcoois, por exemplo, o metanol ($H_3C - OH$) tem PE = $64,6^\circ C$ e o etanol ($H_3C - CH_2 - OH$) tem PE = $78,4^\circ C$. A principal força intermolecular existente entre as moléculas dos álcoois é a ligação de hidrogênio, mas como a molécula de etanol é maior, as dispersões de London são mais intensas. Logo, da interação das duas forças, resulta um maior ponto de ebulição, em relação ao metanol. Outra consideração importante é que, quanto maior o número de grupos OH ou NH, maior será a intensidade das ligações de hidrogênio e maior será o ponto de ebulição.

➤ Esquemas das ligações de hidrogênio



Resumindo:

Ligações de Hidrogênio: ocorre quando o Hidrogênio está ligado ao Flúor ou Oxigênio ou Nitrogênio

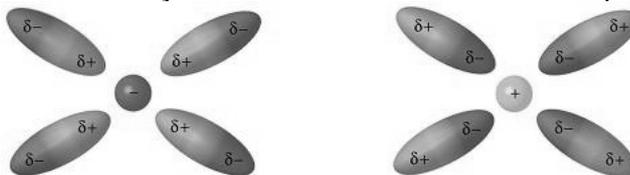


Exemplos: HF , NH_3 , H_2O , etc.

4.11 - Forças de Van der Waals

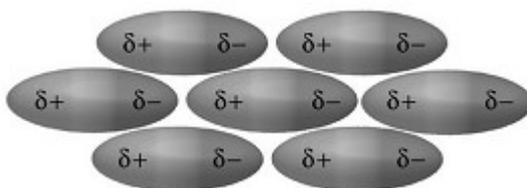
São divididas em vários tipos, conforme a natureza das partículas¹⁸:

- **Íon - Dipolo permanente:** Atração entre um íon e uma molécula polar (dipolo).

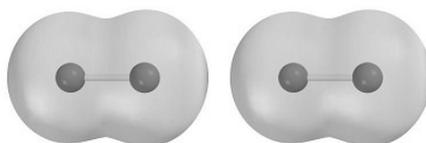


- **Íon - Dipolo induzido:** Atração entre um íon e uma molécula apolar. O íon causa uma atração ou repulsão eletrônica com a nuvem eletrônica da molécula apolar, causando uma deformação da nuvem eletrônica na molécula apolar e provocando a formação de dipolos (induzidos).

- **Dipolo permanente - Dipolo permanente:** Atração entre moléculas polares. Os dipolos atraem-se pelos pólos opostos (positivo-negativo).



- **Dipolo permanente - Dipolo induzido:** Atração entre uma molécula polar e uma molécula apolar. O dipolo causa repulsão eletrônica entre seu pólo positivo e a nuvem eletrônica da molécula apolar e uma repulsão entre esta nuvem e seu pólo negativo. Isso causa uma deformação da nuvem eletrônica na molécula apolar, provocando a formação de dipolos (induzidos).
- **Dipolo induzido - Dipolo induzido:** Também chamada **Força de dispersão de London**, é uma atração que ocorre entre moléculas apolares, que quando se aproximam umas das outras, causam uma repulsão entre suas nuvens eletrônicas, que então se deformam, induzindo a formação de dipolos. Essa força é mais fraca que a do tipo dipolo permanente - dipolo permanente. Logo, as substâncias que apresentam esse tipo de ligação apresentam menor ponto de fusão e ebulição. Quanto maior for o tamanho da molécula, mais facilmente seus elétrons podem se deslocar pela estrutura. Maior é então, a facilidade de distorção das nuvens eletrônicas, e mais forte são as forças de dispersão de London. Isso faz com que a substância tenha maior ponto de ebulição.



Curiosidade: A característica que lagartixas e pequenos lagartos apresentam de se deslocar sobre superfícies pouco rugosas (paredes) se deve às Forças de Van Der Waals presentes nas suas patas.

¹⁸ http://www.geocities.com/Vienna/Choir/9201/ligacoes_quimicas2.htm

- **Resumindo**, em termos de Forças de Van Der Waals, basta diferenciar apenas os dois tipos abaixo, ou seja, a que se aplica a moléculas polares (dipolo permanente) e a que se aplica a moléculas apolares (dipolo induzido ou Forças de Dispersão de London).

- **Dipolo-dipolo ou dipolo permanente – dipolo permanente ou dipolar**: ocorre em moléculas polares.

Ex: HCl, SO₂, PCl₃, H₂S, HBr, etc.

- **Dipolo instantâneo - dipolo induzido ou dipolo induzido - dipolo induzido ou forças de London**: ocorre em moléculas apolares.

Ex: CO₂, O₂, CH₄, I₂, SO₃, etc.

- **Ordem crescente das forças intermoleculares.**

Dipolo instantâneo-dipolo induzido (Forças de London) < dipolo-dipolo (dipolo permanente) < ligações de hidrogênio.

- **OBSERVAÇÃO**: quanto mais forte for a força de atração intermolecular, maior será o seu ponto de ebulição. Ex.: CH₄ < HCl < NH₃

Exercício:

1. Classifique as moléculas de acordo com as forças intermoleculares que se estabelecem entre elas.

a) CCl₄
b) HF
c) SO₂
d) CO₂
e) CH₄
f) NH₃
g) PH₃

h) H₂
i) HBr
j) F₂
k) H₂O
l) HCN
m) PCl₃
n) Br₂

4.12 - Fórmulas eletrônicas ou estruturas de Lewis

Em 1916, o químico norte-americano G.N. Lewis desenvolveu um método de colocar os elétrons em átomos, íons e moléculas. Este método faz uso de diagramas, agora chamados de **estruturas de Lewis**. A estrutura de Lewis para um átomo consiste no seu símbolo químico, rodeado por um número de pontos (ou algumas vezes de • ou x) correspondentes ao número de elétrons da camada de valência do átomo. Como o sódio tem apenas um elétron na camada de valência, sua estrutura de Lewis é:



(O ponto pode ser colocado à esquerda, à direita, acima ou abaixo do símbolo.)

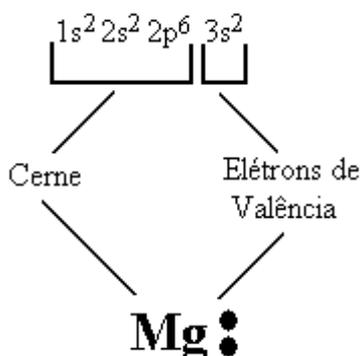
Um átomo de cloro possui sete elétrons de valência; sua estrutura de Lewis é, portanto:



(O ponto pode aparecer em qualquer um dos lados do símbolo.)

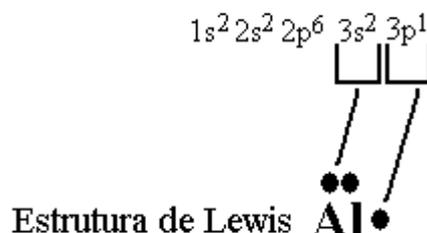
O símbolo químico numa estrutura de Lewis (Cl no exemplo anterior) representa o **tronco** ou **cerne** do átomo, isto é, **o núcleo e todos os elétrons da camada de valência**. Então, temos para o átomo de magnésio a seguinte configuração eletrônica e estrutura de Lewis:

Configuração eletrônica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$



Os pontos na estrutura de Lewis são geralmente agrupados para mostrar se os elétrons se encontram ou não emparelhados num orbital. Assim, para o átomo de alumínio

Configuração eletrônica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$



Os três elétrons de valência são mostrados como sendo um par (os dois elétrons 3s) e um elétron isolado (o 3p). esta convenção de pares e elétrons isolados do átomo no estado fundamental nem sempre é seguida.

As estruturas de Lewis para os átomos do terceiro período são dadas na tabela 1.

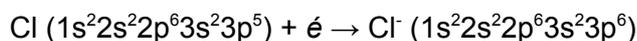
Tabela 1 – As estruturas de Lewis para os átomos do terceiro período.

Átomo	Configuração eletrônica	Estruturas de Lewis
Na (Z = 11)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	Na•
Mg (Z = 12)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Mg:
Al (Z = 13)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Al:
Si (Z = 14)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	•Si:
P (Z = 15)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	•P•
S (Z = 16)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	•S•
Cl (Z = 17)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	•Cl•
Ar (Z = 18)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	•Ar•

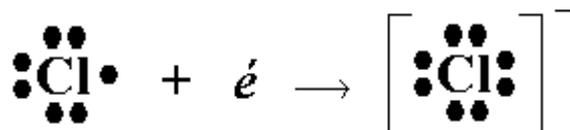
→ **As estruturas de Lewis dos íons monoatômicos**

A regra do octeto estabelece que, com exceção do hélio, os átomos dos gases nobres possuem uma camada de valência especialmente estável, $ns^2 np^6$, ou seja, um octeto. Os outros átomos em geral reagem para atingir esta configuração ganhando ou perdendo elétrons, o que resulta num íon cuja configuração eletrônica é semelhante à do gás nobre mais próximo na tabela periódica.

Vamos considerar inicialmente os não-metais. Um típico não-metal, para completar o seu octeto, tem a tendência de ganhar elétrons, pois necessita apenas de poucos elétrons para ter um octeto na sua camada de valência. O resultado é um ânion cuja configuração eletrônica é a mesma do gás nobre que o sucede na tabela periódica. Por exemplo, um átomo de cloro ganha um elétron para se tornar um íon cloreto:

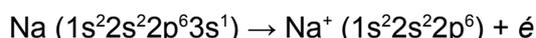


O íon cloreto resultante possui a mesma configuração eletrônica que o átomo de argônio, o primeiro gás nobre, logo após o átomo de cloro na tabela periódica. Devido a isto, dizemos que o íon cloreto e o átomo de argônio são **isoeletrônicos**. Usando as estruturas de Lewis, este processo de ganhar elétrons é

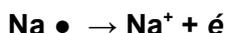


O sinal negativo fora dos colchetes indica a carga do íon, e o colchete serve para separar o sinal negativo dos pontos. (Os colchetes devem ser sempre incluídos, principalmente numa estrutura escrita à mão.)

Vamos agora considerar os metais. Um metal típico possui uma baixa energia de ionização e poucos elétrons na sua camada de valência. Em muitas reações há energia suficiente para que um átomo perca seus elétrons de valência para formar um cátion que é isoeletrônico com o gás nobre que o precede na tabela periódica. Por exemplo, pouca energia é necessária para que um átomo de sódio perca seu elétron de valência e se torne um íon sódio:



Note que o íon sódio é isoeletrônico do neônio, o gás nobre que o precede na tabela periódica. Usando as estruturas de Lewis, o processo é

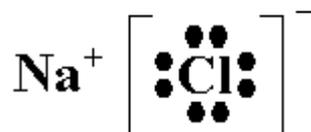


É importante verificar que os oito elétrons na camada L do Na^+ , que agora é a sua camada externa, não são mostrados. Neste tipo de estrutura de Lewis, os pontos servem para apenas os elétrons da camada de valência do *átomo original*, por isso a estrutura do Na^+ não apresenta pontos.

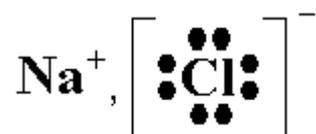
Em algumas de suas reações, os átomos de alguns metais de pós-transição não perdem todos os seus elétrons de valência, ficando alguns elétrons np no cátion. Por outro lado, os elementos de transição podem perder, além de seus elétrons de valência, alguns ou todos os seus elétrons $(n-1)d$. Em cada um destes casos o cátion resultante não é isoeletrônico com o gás nobre que o precede na tabela periódica. [Uma exceção ocorre quando um metal de transição perde todos os seus elétrons $(n-1)d$.]

→ As estruturas de Lewis dos íons iônicos

A estrutura de Lewis de um composto iônico consiste na combinação entre as estruturas de Lewis dos íons individuais. Portanto, a estrutura de Lewis do NaCl é

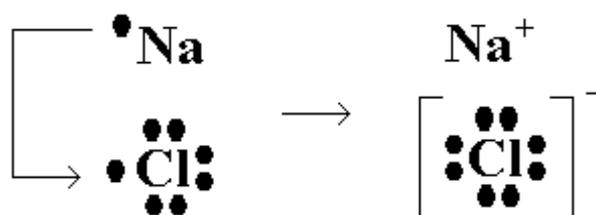


ou, separando as duas partes com uma vírgula,

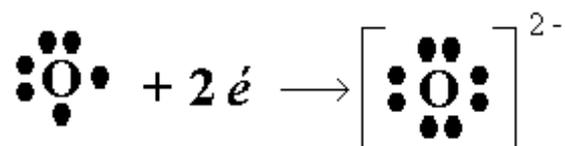


Note que isto não significa que no cloreto de sódio Na^+ é ligado a apenas um Cl^- . A notação simplesmente mostra que a proporção no composto entre íons Na^+ e Cl^- é 1:1.

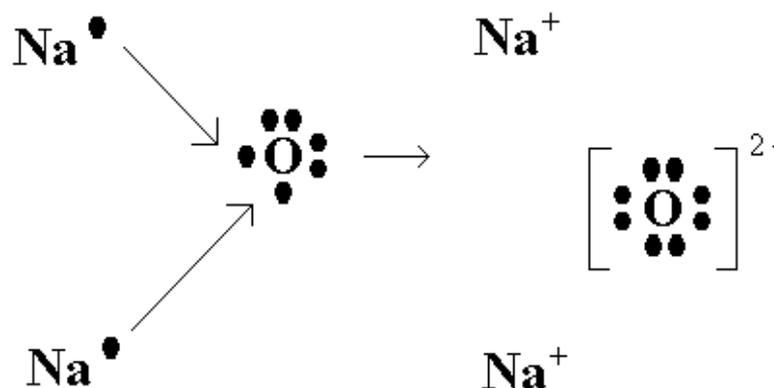
A regra do octeto ajuda a prever a fórmula estequiométrica (relação de combinação entre os átomos) de compostos iônicos. Para compor uma fórmula unitária de NaCl , um elétron é transferido de um átomo de Na para um átomo de Cl , e isto resulta em íons nos quais a regra do octeto é obedecida e que são mais estáveis em relação às novas mudanças de suas camadas de valência.



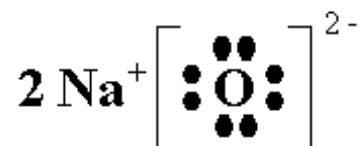
No óxido de sódio, a situação é diferente porque o átomo de oxigênio possui apenas seis elétrons de valência e, portanto, necessita de dois elétrons para completar o seu octeto:



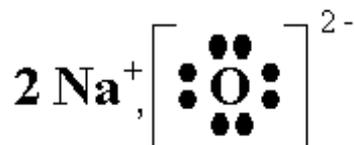
Como o sódio pode perder apenas um elétron de valência (e a sua segunda energia de ionização é alta, o que dificulta a perda de um segundo elétron), são necessários dois átomos de sódio para fornecer dois elétrons para um único átomo de oxigênio:



A estrutura de Lewis para o óxido de sódio é escrita como



ou como



e a fórmula empírica (mínima) do óxido de sódio é, portanto, Na_2O .

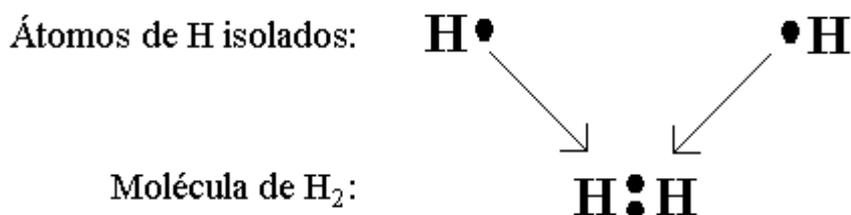
Exercício:

1. Escreva a estrutura de Lewis para:

- Cloreto de cálcio
- Sulfeto de potássio
- Nitreto de bário

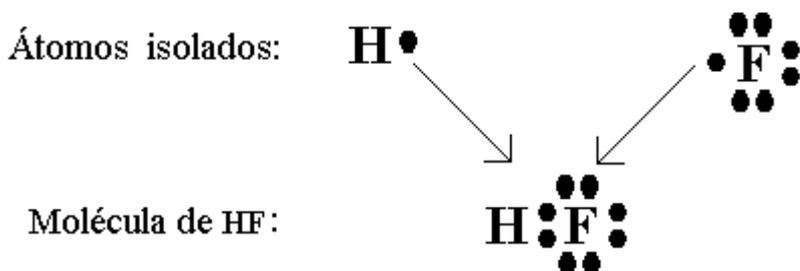
→ As estruturas de Lewis e a ligação covalente

A ligação covalente consiste no compartilhamento de pares eletrônicos entre dois átomos e pode ser representada por meio de estruturas de Lewis. A formação da molécula de H_2 a partir de dois átomos de H pode ser mostrada da seguinte maneira.



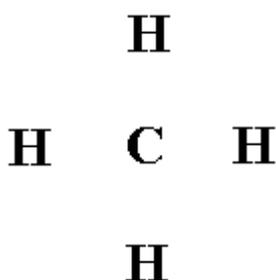
Observe que o par de elétrons compartilhados é representado por um par de pontos entre os dois símbolos.

No fluoreto de hidrogênio, uma outra molécula diatômica, a formação da ligação covalente pode ser esquematizada como

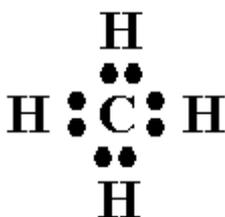


Como anteriormente, o par compartilhado é colocado entre os dois símbolos. Os outros seis elétrons são agrupados aos pares ao redor do átomo de flúor, como **pares solitários** ou **não-compartilhados**. Pares solitários de elétrons ocupam a camada de valência de apenas um dos dois átomos, portanto não estão diretamente envolvidos na ligação. Muitas estruturas onde a ligação é covalente são ilustrações da regra do octeto; por exemplo, no HF, oito elétrons de valência são associados com o átomo de flúor. (O hidrogênio nunca obedece à regra do octeto; sua camada de valência pode acomodar apenas dois elétrons.)

O primeiro passo para desenhar uma estrutura de Lewis é fazer o “inventário de elétrons”, isto é, determinar o número total de elétrons de valência que serão representados como pontos na estrutura final. Isto é feito adicionando-se os elétrons de valência (*ns* e *np*) dos átomos a serem ligados. Por exemplo, para desenhar a estrutura de Lewis para a molécula de metano (CH₄), contamos com oito elétrons, quatro provenientes dos átomos de carbono (grupo 14) e o restante vindo um de cada átomo de hidrogênio. Há, portanto, oito elétrons a serem representados na estrutura de Lewis. Uma vez contabilizados os elétrons, escolhemos onde serão colocados. Para isso, devemos primeiramente determinar a estrutura da molécula. (Devemos saber quais átomos estão ligados entre si.) No CH₄, existe apenas uma possibilidade: cada um dos quatro átomos de H deve estar ligado ao átomo de C. Qualquer outra possibilidade requer que um átomo de H forme duas ou mais ligações covalentes e como isto implica na ocupação de mais de dois elétrons na camada K do átomo de H, isto não ocorre. O hidrogênio nunca forma mais de uma ligação covalente. Assim, o átomo de carbono que é chamado **átomo central**, ou **átomo principal**, forma quatro ligações, uma com cada átomo de H:



Em seguida, inserimos os oito elétrons, como quatro pares ao redor do átomo de carbono:



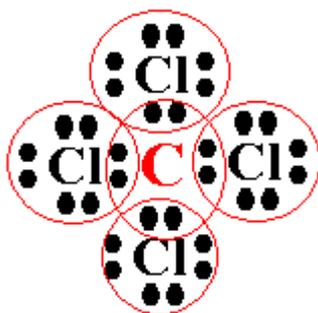
Esta estrutura de Lewis mostra como os oito elétrons de valência são usados na ligação de carbono e hidrogênio formando metano. Verifica-se ainda que a regra do octeto é obedecida, porque há oito elétrons ao redor do átomo de carbono.

Exercício:

1. Escreva a estrutura de Lewis para as seguintes moléculas:

- a) Amônia, NH₃
- b) Água, H₂O

Como podemos prever qual é o átomo central numa molécula? Quando um elemento estiver presente com um único átomo (ou em menor quantidade), ele é o átomo central. Além disso, os átomos dos grupos 2, 13, 14 e 15 provavelmente serão átomos centrais. Por exemplo, no tetracloreto de carbono, CCl₄, ambas as regras citadas predizem que o carbono é o átomo central. Sua estrutura de Lewis é



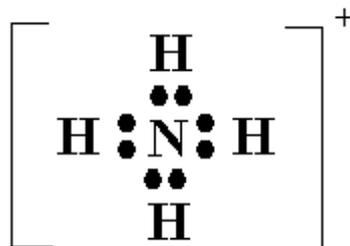
Nesta estrutura, os círculos foram desenhados ao redor dos elétrons a serem contados para cada átomo a fim de verificar a obediência à regra do octeto. Observe que cada par compartilhado é contado duas vezes, uma com cada átomo do par.

As estruturas de Lewis também podem ser descritas com íons poliatômicos (íons formados por dois ou mais átomos ligados entre si por meio de uma ligação covalente; são moléculas com alguma carga). O procedimento é exatamente o mesmo que o usado com moléculas, exceto pelo fato de no total de elétrons serem adicionados elétrons no lugar das cargas negativas, um elétron por cada carga negativa, e subtraídos elétrons no lugar das cargas positivas, um por cada carga.

Exemplo: cátion amônio, NH_4^+

Número de elétrons de valência:	5	(do N)
	4	(dos 4H)
	-1	(da carga positiva)
	8	
	(total a ser mostrado)	

o N é o átomo central. A estrutura de Lewis é, portanto,



Colocamos o sinal + fora dos colchetes para indicar que o íon possui uma carga positiva.

Exercício:

1. Escreva a estrutura de Lewis para as seguintes moléculas ou íons

- a) Íon hipoclorito, ClO^-
- b) etano, C_2H_6
- c) hidrazina, N_2H_4

→ **As estruturas de Lewis para ligações múltiplas**

Dois átomos podem compartilhar mais de um par de elétrons. Uma ligação com dois pares compartilhados é denominada **ligação dupla** e com três pares, **ligação tripla**.

Exemplo: molécula de eteno (etileno), C_2H_4 .

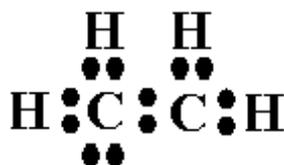
O número total de elétrons de valência na molécula é $2 \cdot (4)$ [do carbono] + 4 [dos 4 hidrogênios] = 12. Neste exemplo, como no item b do exercício anterior (etano), os dois átomos de carbono estão ligados entre si; portanto, o esboço da estrutura é



Agora usamos um par de elétrons para ligar os átomos adjacentes de dois em dois:



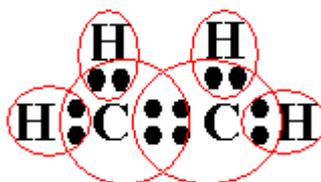
Isto gasta 10 elétrons. Onde colocaremos os dois últimos? Se os colocarmos na camada de valência de um C,



a regra do octeto é violada pelo outro, e se deixarmos um para cada átomo, ambos não seguem a regra, portanto, a única solução é colocar o par entre os dois átomos de carbono, formando a ligação dupla:



Note que, na estrutura de Lewis, os quatro elétrons da dupla ligação são contados para cada átomo de carbono:



Exercício:

1. Escreva a estrutura de Lewis para a molécula de etino (acetileno), C_2H_2 .

Capítulo 5 – Hidretos



Hidrogênio, fonte de vida

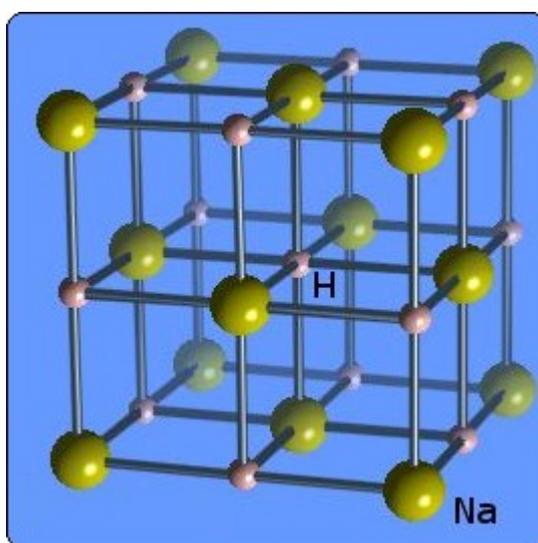
5.1 - Conceito

Os hidretos são compostos binários formados pelo hidrogênio e outro elemento. Estes compostos se dividem em três grandes grupos: iônicos, metálicos e covalentes. É uma classe de compostos em que o Hidrogênio apresenta valência -1, lembrando que, exeto neste caso, o Hidrogênio sempre tem carga de valência +1.

- hidretos iônicos ou salinos. Ex: LiH, NaH, FrH
- hidretos metálicos ou intersticiais. *Detalhes a seguir.*
- hidretos covalentes ou moleculares. *Detalhes a seguir.*

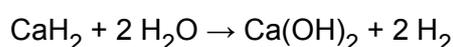
5.2 - Hidretos iônicos ou salinos

Os hidretos iônicos, assim como todos os compostos iônicos, são sólidos de elevado ponto de fusão. Os hidretos iônicos apresentam maior densidade que seus respectivos metais. Isto ocorre porque o H⁻ ocupa os interstícios do retículo cristalino do metal sem provocar distorções no mesmo.



Hidreto do Sódio. NaH

O Hidreto de Cálcio (CaH₂), também conhecido como Hidrolita, é considerado como hidreto iônico mais importante. O Hidreto de Cálcio é fabricado tanto para fins industriais quanto para fins militares, sendo um importante produtor do gás Hidrogênio, através da reação:

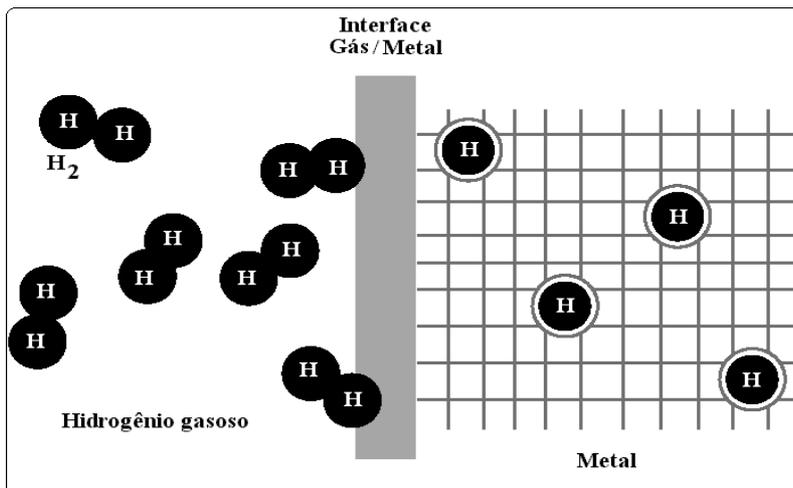


A reação de 1g desta substância com a água gera cerca de um litro de Hidrogênio. Graças à hidrolita é possível transportar grandes quantidades de H₂ em um pequeno volume.

5.3 - Hidretos metálicos ou intersticiais

Metais pesados como Níquel, Platina, Paládio, possuem a habilidade de adsorver o Hidrogênio gasoso, dando origem aos hidretos metálicos. A ligação química nesta classe de hidretos é intermediária entre a ligação metálica e a covalente. Por apresentar características similares às de uma ligação metálica, o produto Metal/Hidrogênio pode ser considerado uma liga metálica.

O gás Hidrogênio (H_2) penetra a interface metálica e se divide em átomos de Hidrogênio. Não se sabe ao certo se o Hidrogênio presente nas



posições intersticiais fica na forma atômica ou na forma de íons H^+ com elétrons deslocalizados. Todavia, o hidrogênio estocado desta forma apresenta propriedades redutoras muito altas, isto ajuda a compreender por que inúmeras reações são extremamente lentas e não se realizam do ponto de vista prático quando o gás hidrogênio está na forma de moléculas de H_2 , mas são facilmente realizadas com o hidrogênio ocluso dentro de um metal, isto é, sob a forma de hidreto metálico. Em função de as ligações metal-hidrogênio serem fracas e o hidrogênio estar praticamente no estado atômico, ele é muito mais reativo que o Hidrogênio gasoso. Assim, podemos dizer que o Hidrogênio em oclusão esta em *estado ativado*.

Os hidretos metálicos são formados por metais do bloco *d* e *f* da Tabela Periódica. Porém, vale ressaltar que elementos centrais do bloco *d* não formam hidretos. A ausência da formação de hidretos nesta região da tabela periódica é chamada de "lacuna do hidrogênio".

Veja na tabela a seguir a lacuna do hidrogênio.

Bloco s		Hidretos intermediários										Bloco p					
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																	
2	Li	Be										B	C	N	O	F	
3	Na	Mg										Al	Si	P	S	Cl	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr				Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb					Pd		Cd	In	Sn	Sb	Te	I
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta							Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At
7	Fr	Ra	Ac														
Hidretos iônicos		Bloco d										Hidretos covalentes					
		Bloco f															
		Ce	Pr	Nd		Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
		Th	Pa	U	Np	Pu	Am										
		Hidretos metálicos															

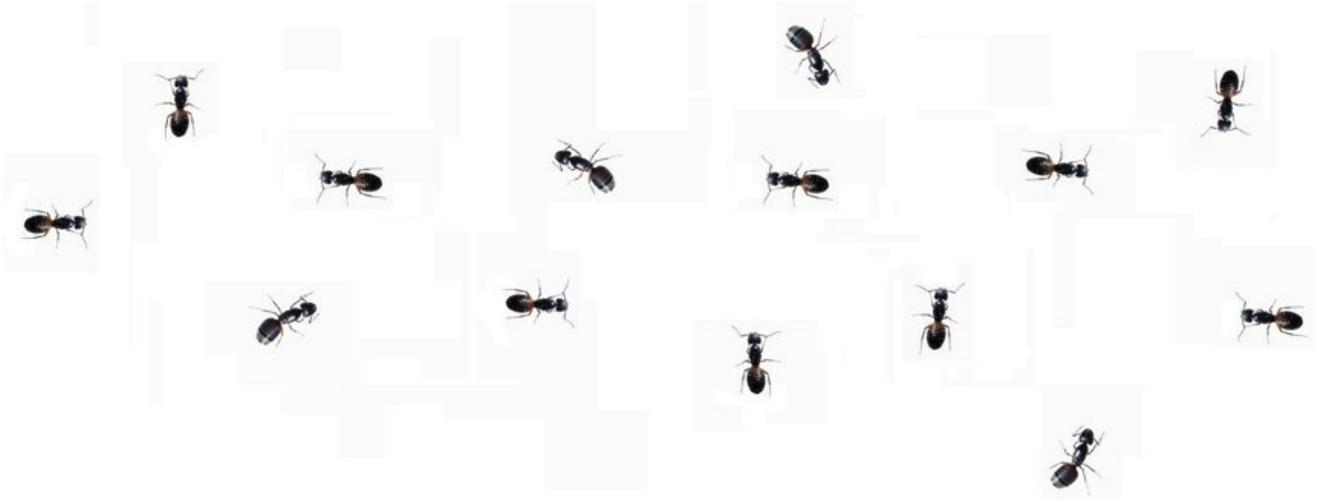
Tabela da lacuna do hidrogênio

5.4 - Hidretos covalentes ou moleculares

São os hidretos do bloco *p* da tabela Periódica. São, na sua maioria, gases ou líquidos de baixo ponto de ebulição. Nesta classe estão todos os hidretos dos não-metais, isto é, dos grupos 13, 14, 15, 16 e 17. O Bismuto (Bi), Estanho (Sn) e o Chumbo (Pb) são metais, porém, devido à sua posição na Tabela Periódica, formam hidretos semelhantes aos dos não-metais, ou seja, hidretos covalentes. Todos os hidretos mencionados acima são gasosos em condições normais, com exceção da água (H₂O), que é líquida. Esses Hidretos são covalentes porque a diferença de eletronegatividade entre o átomo e o Hidrogênio é muito pequena, e são mantidos unidos por forças de van der Waals, que são fracas. Desta forma, são voláteis e apresentam baixo ponto de fusão e ebulição, não conduzem corrente elétrica e tem fórmula molecular XH_(18-n), onde n é a coluna da Tabela Periódica em que X está localizado.

Casos mais particulares, como os Hidretos do Grupo 13 que são eletrodeficientes e formam compostos poliméricos, não serão estudados aqui, assim como os Hidretos formados por C, N e O. Vamos deixar este tema super interessante para estudos posteriores.

Capítulo 6 - Ácidos de Arrhenius

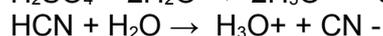
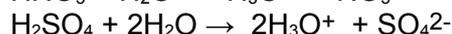
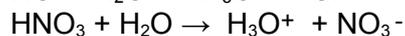


Com uma picada carregada de ácido fosfórico as formigas castigam seus agressores sem piedade

6.1 - Conceito

Ácidos de Arrhenius são substâncias que liberam somente como íon positivo o cátion Hidrogênio (H^+), quando em soluções aquosas. Na prática, o cátion H^+ se combina com uma molécula de água formando o cátion hidrônio ou hidroxônio (H_3O^+).

Exemplos:



A palavra ácido vem do Latim *acidu*. Os ácidos são substâncias que possuem pH inferior a 7,0, que, ao reagirem com bases, formam sais; são substâncias que conduzem corrente elétrica em solução aquosa sendo que outra propriedade interessante é sua ação sobre os indicadores colorimétricos, que pode ser vista na tabela a seguir:

Indicador	ÁCIDO	ÁLCALI
Tornassol	Rosa 	Azul 
Fenolftaleína	Incolor 	Vermelho 
Alaranjado de metila	Vermelho 	Amarelo 

Grupo Tchê Química

É importante notar que, na verdade, a cor do indicador não depende do ácido ou do álcali, ele vem da relação dos íons H^+ (liberados pelo ácido) e dos íons OH^- (liberados pelo álcali).

6.2 - Classificação dos ácidos

1- Quanto ao número de Hidrogênios ionizáveis (H^+):

a) monoácidos: na ionização a molécula libera apenas **1** cátion H^+ . Ex: HCl , HNO_3 , HCN ...

b) diácidos: na ionização a molécula libera **2** cátions H^+ . Ex: H_2SO_4 , H_2MnO_4 , H_2CrO_4

c) triácidos: na ionização a molécula libera **3** cátions H^+ . Ex: H_3PO_4 , H_3AsO_4 , H_3SbO_4 ...

d) tetrácidos: na ionização a molécula libera **4** cátions H^+ . Ex: $H_4P_2O_7$, $H_4Fe(CN)_6$, H_4SiO_4 ...

2- Quanto a presença ou não de Oxigênio na molécula:

a) hidrácidos: não contêm oxigênio. Ex: HCl , $H_4Fe(CN)_6$, H_2S ...

b) oxiácidos: contêm oxigênio. Ex: HNO_3 , H_2MnO_4 , H_3PO_4 , H_4SiO_4 ...

3- Quanto ao grau de ionização:

a) Ácidos fortes : $50\% \leq \alpha \leq 100\%$. **Atenção: H_2SO_4 , HNO_3 , $HClO_4$, HBr , HCl e HI são os únicos ácidos fortes existentes.**

b) Ácidos moderados: $5\% \leq \alpha < 50\%$. Ex: H_3PO_4

c) Ácidos fracos: $0 \leq \alpha < 5\%$. Ex: $HClO$

4- Quanto ao número de elementos constituintes:

- a) Binários: apresentam dois elementos. Exemplos: HBr, HCl, H₂S, HF.
- b) Ternários: apresentam três elementos. Exemplos: H₂SO₄, H₃PO₄.
- c) Quaternários: apresentam quatro elementos. Exemplos: HOCN, H₄Fe(CN)₆.

6.3 - Nomenclatura dos ácidos

a) Hidrácidos (ácidos que não contem oxigênio):

O nome é escrito sempre com a terminação ÍDRICO. Conforme a regra a seguir:

Ácido +ídrico.
Nome do ânion

Exemplos:

HBr – Ácido bromídrico	HCN - Ácido cianídrico
H₂S – Ácido sulfídrico	HF - Ácido fluorídrico

b) Oxiácidos

1) Se o elemento forma apenas **um** oxiácido (NO_x fixo), usa-se a terminação **ico**:

Ácido +ico.
Nome do ânion

Exemplos:

Nº de oxidação (+6): H₂CrO₄	ácido Crômico
Nº de oxidação (+6): H₂Cr₂O₇	ácido dicrômico
Nº de oxidação (+6): H₂MnO₄	ácido mangânico
Nº de oxidação (+7): HMnO₄	ácido permangânico

2) Se o elemento forma apenas **dois** oxiácidos, usa-se a terminação **ico**, para o oxiácido com maior NO_x e **oso** para o oxiácido com menor No_x.

Ácido +ico ou oso.
Nome do ânion

Exemplos:

Nº de oxidação (+4): H₂SO₃	ácido sulfuroso
Nº de oxidação (+6): H₂SO₄	ácido sulfúrico
Nº de oxidação (+3): HNO₂	ácido nitroso
Nº de oxidação (+5): HNO₃	ácido nítrico

3) Se o elemento é capaz de formar **três** ou **quatro** oxiácidos, comumente ocorre com os elementos do Grupo 17 (halogênios) da tabela periódica. É preciso controlar o NOx do elemento central do ácido.

Nox	Nome
+ 1	Ácido hipo.....oso
+ 3	Ácido.....oso
+ 5	Ácido.....ico
+ 7	Ácido per.....ico

Exemplos:

Nº de oxidação (+1): **HClO** ácido hipocloroso
 Nº de oxidação (+3): **HClO₂** ácido cloroso
 Nº de oxidação (+5): **HClO₃** ácido clórico
 Nº de oxidação (+7): **HClO₄** ácido perclórico

Nota: Além dos prefixos **per** e **hipo** em casos especiais como o do Fósforo, em que o NOx é sempre o mesmo (+5) e o que varia é o grau de hidratação da molécula, são usados os prefixos **orto**, **meta** e **piro**.

HPO₃ - ácido metafosfórico
H₃PO₄ - ácido ortofosfórico
H₄P₂O₇ - ácido pirofosfórico

Exercícios:

1. Nomear os seguintes ácidos:

- a) HCl
- b) HClO
- c) HClO₂
- d) HClO₃
- e) HClO₄
- f) H₂S
- g) H₂SO₄
- h) HNO₃
- i) H₂SO₃
- j) HNO₂
- k) HI
- l) HBr
- m) HCN
- n) H₃PO₄
- o) H₂CO₃
- p) HMnO₄
- q) HCN

- a) Ácido Nítrico
- b) Ácido Perclórico
- c) Ácido Fluorídrico
- d) Ácido Cloroso
- e) Ácido Pirofosfórico
- f) Ácido Sulfuroso
- g) Ácido Acético

2. Escreva a fórmula molecular dos seguintes ácidos:

3. Exercícios de fixação

1. Por ionização, em solução aquosa, os ácidos de Arrhenius produzem o cátion _____ ao lado de um ânion qualquer;
1. O cátion H₃O⁺ chama-se _____ ou _____;
2. Um ácido é tanto mais forte quanto maior for seu _____;
3. A terminação característica dos nomes dos

hidrácidos é _____;

4. A terminação característica dos nomes dos oxiácidos é _____ ou _____;

4. Escreva as equações de ionização total dos seguintes ácidos:

- a) ácido bromídrico;
- b) ácido nitroso;
- c) ácido sulfuroso;
- d) ácido pirofosfórico

5. Complete as equações abaixo registrando a ionização total dos ácidos.

- a) $\text{HF} \rightarrow$ _____
- b) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ _____
- c) $\text{HCN} \rightarrow$ _____
- d) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ _____
- e) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow$ _____
- f) $\text{H}_4\text{SiO}_4 \rightarrow$ _____

6. Classifique os seguintes ácidos de acordo com os seguintes critérios: mono, di, tri,ácidos (1); hidrácidos ou oxiácidos (2); forte, moderado ou fraco (3);

HNO_3 : (1) _____
(2) _____
(3) _____

H_2SO_4 : (1) _____
(2) _____
(3) _____

HBr: (1) _____
(2) _____
(3) _____

HNO_3 : (1) _____
(2) _____
(3) _____

H_2S : (1) _____
(2) _____
(3) _____

H_2CO_3 : (1) _____
(2) _____
(3) _____

HIO_4 : (1) _____
(2) _____
(3) _____

HClO_3 : (1) _____
(2) _____
(3) _____

HCN: (1) _____
(2) _____
(3) _____

HBrO: (1) _____
(2) _____
(3) _____

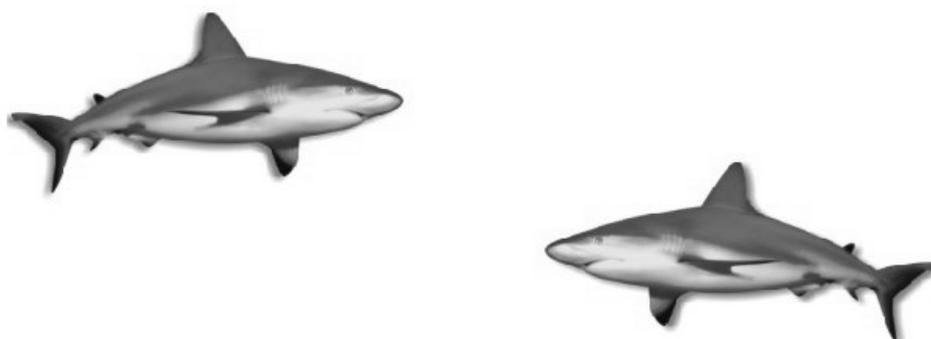
H_3PO_3 : (1) _____
(2) _____
(3) _____

HIO_2 : (1) _____
(2) _____
(3) _____

7. Complete as equações de ionização total dos ácidos abaixo registrando a formação do íon hidrônio ou hidroxônio.



Capítulo 7 - Bases de Arrhenius

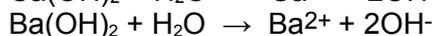
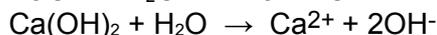
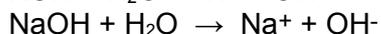
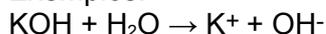


O aroma característico dos peixes vem da amônia presente em seus corpos

7.1 - Conceito

Bases de Arrhenius são substâncias que formam o íon OH^- (íon oxidrila) em solução aquosa.

Exemplos:



O grupo das bases muitas vezes é apresentado como “bases ou álcalis”, porém logo iremos entender que todo álcali é uma base, mas nem toda base é um álcali; por exemplo, o hidróxido de amônia, que é uma base, mas não é um álcali.

Bases são um conjunto de inúmeras substâncias solúveis em água, capazes de tornar o papel tornassol azul e reagem com ácidos formando sal e água. O grupo das bases inclui alguns tipos de óxidos, hidróxidos de certos metais e a amônia. Os detalhes serão vistos ao longo do livro.



Salsola kali

Como foi dito anteriormente, todos os álcalis são bases. Álcalis são carbonatos ou hidróxidos de metais alcalinos que, em solução aquosa, liberam o grupo OH^- e, reagem com ácidos formando sal e água. Os álcalis são um grupo específico de bases.

A palavra “álcali” tem origem Árabe [Árab., *al-gili*, são as cinzas calcinadas de uma planta costeira que cresce na areia, em especial a *Salsola kali*]. O radical Árabe desta palavra vem do Latim *Kalium*, sendo esta é a origem do símbolo do elemento Potássio (K, *Kalium*). As cinzas restantes da queima de vegetais são uma fonte tradicional para a obtenção de bases fortes desde os tempos mais remotos, em especial o KOH. Os álcalis tem a propriedade de serem escorregadios ou lisos ao toque, devido a reação cáustica que provocam dissolvendo a superfície da pele.

Curiosidade: Você sabia que a palavra “cáustico” vem do Lat. causticu e do Gr. kaustikós, e significa “que queima”?

7.2 - Classificação das bases

1- Quanto ao número de oxidrilas (OH^-):

a) monobases: possuem apenas uma oxidrila: KOH, NH_4OH , NaOH...

b) dibases: possuem duas oxidrilas: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$

c) tribases: possuem três oxidrilas: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$...

d) tetrabases: possuem quatro oxidrilas: $\text{Pb}(\text{OH})_4$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$

➤ *Não são conhecidas bases com mais de quatro oxidrilas por molécula.*

2- Quanto à solubilidade em água:

a) Solúveis: São os hidróxidos dos metais do Grupo 1 (metais alcalinos) e o NH_4OH . Todavia, é redundante dizer que o hidróxido de amônio é solúvel em água, pois o hidróxido de amônio já é uma solução aquosa, tendo em vista o fato de não existir um composto sólido de fórmula NH_4OH .

Exemplos: KOH , NH_4OH , NaOH

b) Pouco solúveis: São os hidróxidos dos metais dos Grupo 2 (metais alcalino-terrosos). Estes álcalis são pouco solúveis quando comparados aos do Grupo 1, mas são bastante solúveis quando comparados com os álcalis de outros metais. Os metais deste grupo costumam provocar o fenômeno descrito como “água dura”.

Exemplos: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, ...

c) Praticamente não-solúveis: São os álcalis dos demais metais, que apresentam uma solubilidade muito baixa.

Exemplos: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_4$, $\text{Sn}(\text{OH})_4$...

Veja a tabela a seguir para comparar o grau de solubilidade de alguns álcalis:

SOLUBILIDADE DE BASES NA ÁGUA EM g/l à 20°C	
NaOH 1090	$\text{Mg}(\text{OH})_2$ 0,009
KOH 1120	$\text{Al}(\text{OH})_3$ 0,008
CsOH 3857	$\text{Fe}(\text{OH})_2$ $\pm 10^{-3}$
$\text{Ba}(\text{OH})_2$ 38,9	$\text{Mn}(\text{OH})_2$ $\pm 10^{-3}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$ 1,65	$\text{Fe}(\text{OH})_3$ $\pm 10^{-7}$

3- Quanto ao grau de dissociação iônica:

Conforme é o grau de dissociação iônica, as bases são classificadas como:

a) Fortes: Se α próximo de 100% e temperatura igual à 25°C. São bases fortes as bases pertencentes aos metais dos grupos 1 (metais alcalinos) e 2 (alcalino-terrosos). Este fato ocorre porque as bases dos metais já são compostos iônicos no estado sólido e, em soluções suficientemente diluídas, a dissociação atinge 100%, pois as moléculas de água conseguem desmontar completamente o retículo cristalino.

b) Fracas: Se α inferior à 5% (próximo de zero) e temperatura igual à 25°C, as bases são consideradas fracas. As bases dos demais metais por serem pouco solúveis em água e moleculares só podem ser consideradas fracas. A única base da Química Inorgânica que é solúvel em água e não pertence aos grupos 1 e 2 é o hidróxido de amônio (NH_4OH), porém, como seu grau de ionização à 25°C é próximo de 1%, esta também é uma base fraca.

α → *Letra Grega alfa, que indica o grau de dissociação iônica.*

7.3 - Nomenclatura das bases

a) Se a base contém apenas uma hidroxila

Hidróxido de.....
Nome do elemento

Exemplos:

NaOH – hidróxido de sódio
KOH - hidróxido de potássio

b) Se a base contém duas hidroxilas, adiciona-se os sufixos **ico** ou **oso** após o nome do elemento, ou um algarismo romano indicando o número de oxidação do elemento.

Hidróxido de.....+ oso ou ico
Nome do elemento

Exemplos:

Fe(OH)₃ – hidróxido férrico

Fe(OH)₂ - hidróxido ferroso

ou

Fe(OH)₃ - hidróxido de ferro III

Fe(OH)₂ - hidróxido de ferro II

Sn(OH)₄ - hidróxido estânico

Sn(OH)₂ - hidróxido estanoso

ou

Sn(OH)₄ - hidróxido de estanho IV

Sn(OH)₂ - hidróxido de estanho II

Exercícios

1. Nomear as seguintes bases:

- a) KOH
- b) NaOH
- c) Ba(OH)₂
- d) Fe(OH)₂
- e) Al(OH)₃
- f) LiOH
- g) Fe(OH)₃
- h) Sr(OH)₂
- i) CeOH
- j) Pb(OH)₄
- k) Mg(OH)₂
- l) AgOH

2. Escreva as fórmulas das seguintes bases:

- a) hidróxido de estanho II
- b) hidróxido de estanho IV
- c) hidróxido de amônio
- d) hidróxido de cálcio
- e) hidróxido cuproso
- f) hidróxido de zinco
- g) hidróxido de platina IV
- h) hidróxido de níquel III

- i) hidróxido cobaltoso
- j) hidróxido cobáltico
- k) hidróxido áurico
- l) hidróxido de cobre II

3. Exercícios de fixação

- 1. Por dissociação, os hidróxidos produzem um cátion _____ e o ânion _____.
- 2. Uma base é tanto mais forte quanto maior for seu _____.
- 3. Na nomenclatura das bases, usamos a terminação ICO quando o elemento se encontra em seu estado de oxidação _____; no caso contrário, a terminação será _____.
- 4. Quando o elemento forma uma única base, basta dizer _____.

5. Escreva as equações de dissociação iônica das seguintes bases:
- | | |
|------------------------------|----------------------------------|
| a) hidróxido de bário _____ | e) hidróxido de zinco _____ |
| b) hidróxido de amônio _____ | f) hidróxido de platina IV _____ |
| c) hidróxido de cálcio _____ | g) hidróxido férrico _____ |
| d) hidróxido cuproso _____ | h) hidróxido estânico _____ |
| | i) hidróxido de chumbo II _____ |

4. Classifique as bases de acordo com os seguintes critérios: mono, di, tri,bases (1); forte ou fraca (2); solúvel ou insolúvel na água (3).

- | | | | |
|-----------------------|-------------------------------------|-----------------------|-------------------------------------|
| NaOH: | (1) _____
(2) _____
(3) _____ | AgOH: | (1) _____
(2) _____
(3) _____ |
| Fe(OH) ₃ : | (1) _____
(2) _____
(3) _____ | Ca(OH) ₂ : | (1) _____
(2) _____
(3) _____ |
| Zn(OH) ₂ : | (1) _____
(2) _____
(3) _____ | CuOH: | (1) _____
(2) _____
(3) _____ |
| NH ₄ OH: | (1) _____
(2) _____
(3) _____ | Pb(OH) ₄ : | (1) _____
(2) _____
(3) _____ |
| RbOH: | (1) _____
(2) _____
(3) _____ | Al(OH) ₃ : | (1) _____
(2) _____
(3) _____ |
| Sr(OH) ₂ : | (1) _____
(2) _____
(3) _____ | KOH: | (1) _____
(2) _____
(3) _____ |

5. Usando a convenção: (a) base forte e solúvel em água; (b) base forte e pouco solúvel em água; (c) base fraca e solúvel em água; (d) base fraca e praticamente insolúvel em água, pode-se classificar as seguintes bases.

- | | |
|--------------------------------|----------------------------------|
| a) hidróxido cúprico _____ | d) hidróxido de amônio _____ |
| b) hidróxido de rubídio _____ | e) hidróxido de estanho II _____ |
| c) hidróxido de magnésio _____ | f) hidróxido de sódio _____ |

6. Para cada cátion abaixo dado faça a fórmula e escreva o nome do hidróxido obtido na combinação.

- | | |
|---------------------|---------------------|
| a) Li ⁺ | f) Cr ³⁺ |
| b) Cu ⁺ | g) Ni ³⁺ |
| c) Cu ²⁺ | h) Mn ⁴⁺ |
| d) Ni ²⁺ | i) Au ³⁺ |
| e) Mg ²⁺ | j) Sn ⁴⁺ |

Capítulo 8 - Óxidos

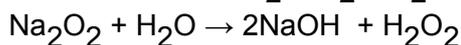
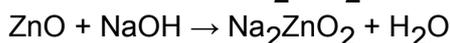
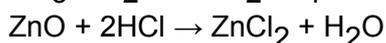
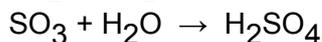
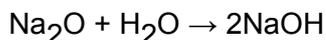


Óxidos, na natureza cíclica do Universo, são o fim ou o início?

8.1 - Conceito

O termo óxido, tem origem na palavra Grega oxýs, e significa azedo. Sob o ponto de vista químico, é a designação genérica de combinações binárias do oxigênio com outro elemento. Portanto, **Óxidos** são compostos binários formados pelo Oxigênio e outro elemento químico, onde o Oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

Exemplos:

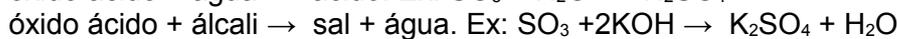


OBS: Os compostos OF_2 (fluoreto de oxigênio), O_2F_2 (difluoreto de dioxigênio) não são óxidos, pois o Flúor é mais eletronegativo que o Oxigênio.

8.2 - Classificação dos óxidos

- *Óxidos Ácidos ou anidridos*; São óxidos de não-metais (exceto NO , N_2O , SiO_2 , H_2O e CO) ou de metais com NO_x elevado. (+5,+6 ou +7)

Reações características



Ex.: Cl_2O , Cl_2O_7 , CO_2 , CrO_3 , I_2O_5 , MnO_3 , Mn_2O_7 , N_2O_3 , N_2O_5 , SO_2 , SO_3 , SiO_2 , P_2O_3 , P_2O_5

- *Óxidos Básicos*; São óxidos de metais com NO_x baixo (+1 ou +2), Grupos 1 e 2. Obs: o ZnO possui NO_x +2, mas ele é considerado um óxido anfótero.

Reações características



Ex.: Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O , MgO , CaO , SrO , BaO , RaO , Cu_2O , CuO , Hg_2O , HgO , Ag_2O , FeO , NiO , CoO , MnO

- *Óxidos Anfóteros ou anfipróticos*; Óxidos de metais de NO_x +3 ou +4, mais o ZnO , que possui NO_x +2.

Reações características



Ex.: Al_2O_3 , As_2O_3 , As_2O_5 , Cr_2O_3 , Fe_2O_3 , MnO_2 , PbO , PbO_2 , Sb_2O_3 , Sb_2O_5 , SnO , SnO_2 , ZnO

- *Óxidos Neutros*; Os únicos óxidos neutros que existem são o NO , N_2O , SiO_2 , H_2O e CO (memorize). Estes óxidos não reagem com a água, nem com os ácidos, nem com as bases.

- *Óxidos mistos, duplos ou salinos*; São óxidos que se comportam como se fossem o resultado da mistura de dois outros óxidos do mesmo elemento químico. Estes óxidos são metálicos, sólidos e de estrutura iônica. Possuem uma fórmula geral M_3O_4 , onde M é um metal. Reagem como se fossem mistura de dois óxidos.

Reações características:

óxido salino + ácido \rightarrow sal(1) + sal(2) + água.

Exemplos:



Fe_3O_4 , Pb_3O_4 , Mn_3O_4 ,

- *Peróxidos*; São óxidos que reagem com água ou ácidos diluídos produzindo H_2O_2 . Nos peróxidos, o NOx do Oxigênio vale -1. O H_2O_2 é um líquido molecular. Os demais peróxidos são sólidos iônicos contendo o ânion O_2^{2-} .

Reações características

peróxido + água \rightarrow álcali + H_2O_2 . Ex: $Na_2O_2 + H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2O_2$

peróxido + ácido \rightarrow sal + H_2O_2 . Ex: $Na_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O_2$

Ex.: Li_2O_2 , Na_2O_2 , K_2O_2 , Rb_2O_2 , Cs_2O_2 , MgO_2 , CaO_2 , SrO_2 , BaO_2 , RaO_2 , Ag_2O_2 , H_2O_2

- *Superóxidos ou polióxidos*; São formados por metais alcalinos e alcalinos-terrosos, mais freqüentemente com K, Cs e Rb. São sólidos iônicos e possuem oxigênio com NOx = - 1/2.

Ex.: KO_2 , RbO_2 , Na_2O_4 , Li_2O_4 , CaO_4 , MgO_4

8.3 - Nomenclatura dos óxidos

Existem várias maneiras de nomearmos os óxidos. Estudaremos aqui duas dessas maneiras.

1- Nomenclatura Geral (aplicada para todos os óxidos)

Considerando um óxido genérico do tipo E_xO_y , onde x é o índice do elemento ligado ao oxigênio e y é o número de oxigênios na fórmula. Podemos dar um nome para esse óxido utilizando o seguinte esquema:

prefixo + óxido de + prefixo + nome do elemento ligado ao oxigênio

Prefixos:

1 \rightarrow mon (é omitido quando se refere ao elemento ligado ao oxigênio)	4 \rightarrow tetr
2 \rightarrow di	5 \rightarrow pent
3 \rightarrow tri	6 \rightarrow hexa
	7 \rightarrow hept

Exemplos:

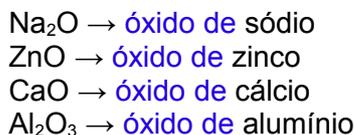
$CO_2 \rightarrow$ dióxido de carbono	$SO_3 \rightarrow$ trióxido de enxofre
$CO \rightarrow$ monóxido de carbono	$P_2O_5 \rightarrow$ pentóxido de difósforo
$SO_2 \rightarrow$ dióxido de enxofre	$Br_2O_7 \rightarrow$ heptóxido de dibromo

2- Nomenclatura para óxidos de metais

Para óxidos de metais com um único NOx (metais alcalinos, alcalinos-terrosos, Zinco, Prata e Alumínio), pode-se dar o nome para eles pela seguinte regra:

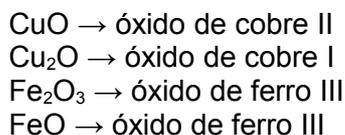
Óxido de + nome do metal

Exemplos:



Para óxidos de metais com Nox variável (os demais óxidos), acrescenta-se o número de oxidação do metal em algarismos romanos.

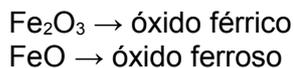
Exemplos:



Essa nomenclatura, na qual se utiliza os algarismos romanos para se expressar o NOx do metal, é conhecida como Sistema Stock. O nome desse sistema foi dado em homenagem ao químico alemão Alfred Stock (1876-1946).

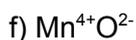
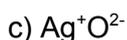
Também pode ser utilizada a nomenclatura que emprega as terminações ico e oso para os óxidos de mais elevado e mais baixo nox do metal, respectivamente. Essa nomenclatura, no entanto, obriga o aluno a conhecer os números de oxidação possíveis para cada metal.

Exemplos:



Exercícios:

1. Faça a fórmula e escreva o nome dos óxidos abaixo. Para os elementos com Nox variável, utilize a terminação com números romanos.



2. Escreva a fórmula dos óxidos abaixo:

a) Óxido de cobalto II _____

f) Óxido de cobre I _____

b) Óxido de níquel II _____

g) Óxido de sódio _____

c) Óxido de níquel III _____

h) Óxido de cálcio _____

d) Óxido de zinco _____

i) Óxido de potássio _____

e) Óxido de chumbo IV _____

j) Óxido de bário _____

- | | |
|------------------------------------|---------------------------------|
| k) Óxido de alumínio _____ | s) Trióxido de enxofre _____ |
| l) Óxido de prata _____ | t) Monóxido de dicloro _____ |
| m) Óxido ferroso _____ | u) Dióxido de carbono _____ |
| n) Óxido de lítio _____ | v) Dióxido de silício _____ |
| o) Óxido de magnésio _____ | x) Monóxido de nitrogênio _____ |
| p) Óxido de cromo III _____ | y) Óxido cobaltoso _____ |
| q) Óxido de manganês VII _____ | w) Óxido de estrôncio _____ |
| r) Tetróxido de dinitrogênio _____ | z) Óxido de rádio _____ |

3. Escreva o nome dos óxidos abaixo. Para os elementos com NO_x variável, utilizar tanto a nomenclatura com números romanos, como as terminações ICO e OSO.

- | | |
|---|---|
| a) CoO _____ | n) Al ₂ O ₃ _____ |
| b) Co ₂ O ₃ _____ | o) SnO _____ |
| c) MnO _____ | p) SnO ₂ _____ |
| d) MnO ₂ _____ | q) PbO _____ |
| e) Fe ₂ O ₃ _____ | r) PbO ₂ _____ |
| f) FeO _____ | s) N ₂ O ₃ _____ |
| g) SO ₂ _____ | t) N ₂ O ₅ _____ |
| h) SO ₃ _____ | u) MnO ₃ _____ |
| i) P ₂ O ₃ _____ | v) NO ₂ _____ |
| j) N ₂ O ₄ _____ | x) Cl ₂ O ₇ _____ |
| k) Sb ₂ O ₅ _____ | y) ClO ₂ _____ |
| l) Li ₂ O _____ | w) Br ₂ O _____ |
| m) SrO _____ | z) I ₂ O ₄ _____ |

4. Escreva a fórmula e o nome de todos os óxidos dos metais alcalinos e alcalino-terrosos.

- a) _____
- b) _____
- c) _____
- d) _____
- e) _____
- f) _____
- g) _____
- h) _____
- i) _____
- j) _____
- k) _____
- l) _____

5. Qual a diferença entre um óxido e um peróxido? E entre um óxido e um superóxido?

6. Escreva a fórmula molecular e estrutural do peróxido de hidrogênio. Qual o nome usual pelo qual a sua solução aquosa é conhecida?

7. Escreva as fórmulas de:

- | | |
|-------------------------|-----------------------|
| a) peróxido de potássio | d) peróxido de lítio |
| b) peróxido de bário | e) peróxido de cálcio |
| c) peróxido de magnésio | |

8. Nomeie os compostos abaixo

- | | |
|----------------------------------|-----------------------------------|
| a) K ₂ O ₂ | d) K ₂ O |
| b) BaO ₂ | e) Na ₂ O ₂ |
| c) RbO ₂ | |

9. Exercícios de fixação.

- Óxido é um composto formado por _____ elementos, dos quais um é obrigatoriamente o _____, que deve ser o elemento mais _____.
 - Um óxido básico, ao reagir com a água, produz uma _____; ao reagir com um ácido, produz _____.
 - Os óxidos básicos são formados, em geral, por _____ com números de oxidação _____.
10. Um anidrido, ao reagir com água, produz um _____; ao reagir com uma base, produz _____ e _____.
11. Os óxidos ácidos são formados, em geral, por _____, ou por _____ com números de oxidação _____.
12. Os óxidos anfóteros podem ser considerados como intermediários entre os óxidos _____ e os óxidos _____.
13. Os óxidos neutros não reagem nem com _____, nem com _____, nem com _____.
14. Óxidos duplos se comportam como reunião de dois _____ de um mesmo _____.
15. Os peróxidos, reagindo com _____ ou com _____ diluídos, produzem _____. Em condições idênticas, os superóxidos produzem _____, além de água oxigenada.

Capítulo 9 - Sais de Arrhenius



**O Sal (NaCl) é um dos produtos químicos mais antigos e valorizados pelo homem.
Nos dias de hoje, existe o sal *light* com 50% a menos de Sódio e isto poderia ser equivalente à gasolina *light*, com 50% a mais de álcool.
(se não é gasolina, não é.....)**

9.1 - Conceito

Sal é todo composto que em água se dissocia liberando um cátion diferente de H^+ e um ânion diferente de OH^- . A reação de um ácido com uma base recebe o nome de neutralização ou salificação.

9.2 – Classificação dos sais

Os sais podem ser classificados em 4 diferentes grupos, segundo a sua natureza:

- **Sais normais** (antigamente denominado sal neutro); são provenientes da neutralização total de um ácido ou de uma base. Na sua fórmula não aparece H^+ nem OH^- .

Exemplos: $NaCl$ - cloreto de sódio
 K_2CO_3 - carbonato de potássio
 $CuCl_2$ - cloreto de cobre II

- **Hidrogenossal** (antigamente denominado sal ácido); são sais provenientes da neutralização parcial de um ácido. Estes sais apresentam dois íons, sendo um deles composto pelo íon H^+ (hidrogênio ionizável) e somente um ânion.

Exemplos: $NaHSO_4$ - monohidrogenossulfato de sódio
 NaH_2PO_4 - dihidrogenofosfato de sódio

- **Hidróxissal** (antigamente denominado sal básico); são sais provenientes da neutralização parcial de uma base. Estes sais apresentam dois íons, sendo um deles formado pelo íon OH^- e somente um cátion.

Exemplos: $Ca(OH)NO_3$ - nitrato monobásico de cálcio
 $Al(OH)Cl_2$ - cloreto monobásico de alumínio
 $Al(OH)_2Cl$ - cloreto dibásico de alumínio

- **Sais duplos ou mistos**; são sais que apresentam dois cátions diferentes (exceto o hidrogênio ionizável H^+) ou dois ânions diferentes (exceto a hidroxila OH^-).

Os sais também são classificados quanto à presença de água, presença de Oxigênio e quanto ao número de elementos:

- **Quanto à presença de água;**
 - Hidratados: $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$, $CaSO_4 \cdot 2 H_2O$
 - Anidros: $NaCl$, KCl , $CaSO_4$
- **Quanto à presença Oxigênio;**
 - Oxissais : KNO_3 , $CaCO_3$, $CaSO_4$

- **Quanto ao número de elementos;**
 - Binários: CaCl_2 , KBr , NaCl
 - Ternários: CaSO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 - Quaternários: NaCNO , $\text{Na}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$

9.3 - Nomenclatura dos sais

Para sais normais utiliza-se a seguinte regra:

NOME DO SAL = nome do ânion + de + nome do cátion

O nome do ânion é proveniente do ácido que originou o sal. Para nomearmos o ânion, utilizaremos a seguinte tabela:

Nome do ácido				Nome do ânion		
	elemento	ídrico	TROCA		elemento	eto
hipo	elemento	oso	TROCA	hipo	elemento	ito
	elemento	oso	TROCA		elemento	ito
	elemento	ico	TROCA		elemento	ato
per	elemento	ico	TROCA	per	elemento	ato

Exemplos:

H_2SO_4 ácido sulfúrico, ânion SO_4^{-2} sulfato

HCl ácido clorídrico, ânion Cl^- cloreto

HClO_4 ácido perclórico, ânion ClO_4^- perclorato

O nome do cátion é proveniente da base que originou o sal.

Exemplos:

NaOH hidróxido de sódio, cátion Na^+ sódio

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ hidróxido de ferro III, cátion Fe^{3+} ferro III

NH_4OH hidróxido de amônio, cátion NH_4^+ amônio

Agora que já sabemos nomear os cátions e ânions, podemos usar a regra aprendida inicialmente para nomear os sais.

Exemplos:

NaCl cloreto de sódio.

Na_2CO_3 carbonato de sódio.

FeCl_3 cloreto de ferro III ou cloreto férrico.

KClO_4 perclorato de potássio.

AgNO_3 nitrato de prata.

Na_2SO_3 sulfito de sódio.

Para os hidrogenossais, valem as regras estudadas para os sais normais, acrescentando-se no início do nome (mono, di ou tri) hidrogeno.

Exemplos:

Na_2HPO_4 monohidrogenofosfato de sódio.

NaH_2PO_4 dihidrogenofosfato de sódio.

NaHCO_3 (mono)hidrogenocarbonato de sódio ou bicarbonato de sódio.

No caso dos hidroxissais, acrescenta-se hidroxí no início do nome em vez de hidrogeno.

Exemplos:

Ca(OH)Br hidroxibrometo de cálcio.

$\text{Al(OH)}_2\text{NO}_3$ dihidroxinitrato de alumínio.

Exercícios:

1. Faça a combinação de todos os cátions com todos os ânions apresentados nas tabelas abaixo e escreva o nome dos sais formados. Dica: Ao terminar este exercício você deverá ter obtido 121 fórmulas.

CÁTIONS	ÂNIONS
Na^+ - sódio	CO_3^{2-} - carbonato
K^+ - potássio	SO_4^{2-} - sulfato
Ag^+ - prata	SO_3^{2-} - sulfito
Cu^+ - cobre I	NO_3^- - nitrato
Cu^{2+} - cobre II	NO_2^- - nitrito
Fe^{2+} - ferro II	PO_4^{3-} - fosfato
Fe^{3+} - ferro III	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ - pirofosfato
Pb^{2+} - chumbo II	IO_4^- - periodato
Pb^{4+} - chumbo IV	IO_3^- - iodato
Ni^{2+} - níquel II	CrO_4^{2-} - cromato
Ni^{3+} - níquel III	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ - dicromato

2. Escreva a equação de dissociação para cada sal, seu nome e o nome de cada íon formado.

a) NaCl

b) $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$

c) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

d) $\text{Sn}_3(\text{PO}_4)_4$

3. Escreva o nome dos compostos abaixo

- a) AgNO_3 _____
b) KCl _____
c) NaBr _____
d) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ _____
e) KI _____
f) Na_2SO_3 _____
g) CaSO_4 _____
h) Na_2SO_3 _____
i) K_3PO_4 _____
j) NaNO_3 _____
k) $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ _____
l) MgCO_3 _____
m) KBrO_3 _____

- n) CuSO_4 _____
o) FeS _____
p) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ _____
q) $\text{Sr}(\text{CN})_2$ _____
r) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ _____
s) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ _____
t) $\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$ _____
u) NH_4IO_3 _____
v) FeSiO_3 _____
x) $\text{Hg}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$ _____
y) $\text{Pt}(\text{SO}_4)_2$ _____
w) CuCl _____
z) $\text{Fe}_4(\text{P}_2\text{O}_7)_3$ _____

4. Escreva a fórmula dos seguintes compostos:

- a) carbonato ferroso _____
b) sulfato de cromo III _____
c) nitrato de níquel II _____
d) sulfato de chumbo IV _____
e) nitrito de potássio _____
f) cloreto estanoso _____
g) cloreto férrico _____
h) periodato de cádmio _____
i) cromato de bismuto _____

- j) ortossilicato de potássio _____
k) hipiodito de magnésio _____
l) ferrocianeto de amônio _____
m) cloreto cúprico _____
n) borato ferroso _____
o) fosfito mercúrico _____
p) piroarseniato estânico _____
q) ortofosfato áurico _____

5. (U.E.Londrina-PR) Considere as seguintes soluções aquosas:

Solução	Cor
CuSO_4	Azul
KNO_3	Incolor
Na_2SO_4	Incolor
K_2CrO_4	Amarela

A partir dessa tabela, é possível concluir que os íons responsáveis pelas cores azul e amarela são:

- a) Cu^{2+} e SO_4^{2-} b) K^+ e CrO_4^{2-} c) K^+ e SO_4^{2-} d) Na^+ e NO_3^- e) Cu^{2+} e CrO_4^{2-}

Resumão de Ácidos, Álcalis, Óxidos e Sais

ÁCIDOS

Característica: contêm o elemento H como primeiro elemento na nomenclatura. Ex: HCl, H₂SO₄..

Nomenclatura

Coluna 17

+1 hipo.....oso

+3oso

+5ico

+7 perico

Outro grupo

Se NO_x = número do grupo → **ICO** (quando tem o mesmo número da coluna)

Se NO_x = número do grupo -2 → **OSO** (quando não é o mesmo número da coluna)

Ácido **nome do elemento** + **ICO** ou **OSO**

Quando não existir o elemento Oxigênio (O) na molécula, o ácido tem sempre a terminação **IDRICO**.

Ex; HCl = ácido clorídrico.

ÁLCALIS

Característica: contêm um metal ligado a uma hidroxila (OH⁻).

Nomenclatura

Hidróxido de **nome do metal** + número de hidroxilas, quando este for diferente do NO_x.

Ex: Ca(OH)₂ = Hidróxido de cálcio,

ÓXIDOS

Característica: Compostos binários em que o segundo elemento é o Oxigênio (O).

Nomenclatura

1- Óxidos iônicos (da tabela de NO_x fixos):

Óxido de **nome do elemento**

2- Metal de NO_x variado:

Óxido de **nome do elemento** + NO_x do metal em algarismos romanos.

3- Não-metais:

Prefixo (Mono, di, tri..)óxido de Prefixo (Mono, di, tri..)nome do elemento.

Ex:

Na₂O → Óxido de sódio

Fe₂O₃ → Óxido de Ferro III

CO₂ → Dióxido de Carbono

SAIS

Tabela para nomenclatura de SAIS					
Coluna					ácido sal
13	14	15	16	17	
-	-	-	-	+7	Per...ico.....ato
+3	+4	+5	+6	+5	ico.....ato
+1	+2	+3	+4	+3	oso.....ito
-	-	-	-	+1	hipo..oso.....ito

Capítulo 10 – Reações químicas



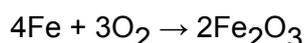
A simples chama de uma vela contém propriedades fascinantes

10.1- Equações químicas

As equações químicas são regidas pela Lei da conservação da massa; todas as demais propriedades físicas podem variar, porém a massa se mantém a mesma antes e após a reação. Esta Lei vale para todas as reações químicas, com exceção das reações nucleares, pois, nestas reações, uma parcela da massa é convertida em energia, segundo a equação $E = m.c^2$.

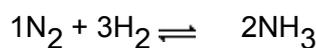
As equações químicas são representações gráficas de reações químicas do ponto de vista qualitativo e quantitativo, através da utilização de fórmulas químicas. Como estas representações derivam do trabalho de Berzelius, os símbolos químicos também apresentam um resultado quantitativo; desta forma, quando escrevemos Ouro como Au, também indicamos 197g deste elemento, e não apenas o elemento em si.

A equação,



significa que seis moléculas de Oxigênio estão reagindo com duas moléculas de Ferro para formar Óxido de Ferro III. Isto também quer dizer que 96g de Oxigênio (16×6) se combinam com 111,6g de Ferro ($55,8 \times 2$) para formar 207,6g de Óxido de Ferro III.

Nas equações químicas também é costume colocar uma flecha com duplo sentido indicando um equilíbrio dinâmico, onde um certo número de moléculas segue um certo rumo da flecha, enquanto um número proporcional ruma para o lado oposto; isto implica que a reação atingiu o equilíbrio e não que ela tenha acabado. A flecha dupla também serve para informar que uma reação é reversível.

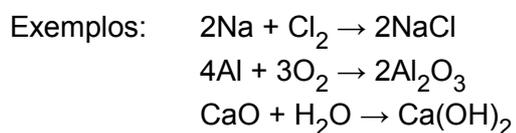


10.2 - Classificação das Reações Químicas

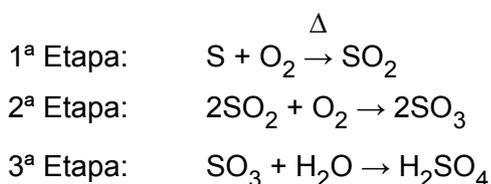
De maneira genérica, as reações químicas (em se tratando de química inorgânica) podem ser agrupadas em apenas seis tipos.

- **Reações de síntese (ou de adição)**

Em uma reação de síntese, duas ou mais substâncias reagem produzindo uma única substância.

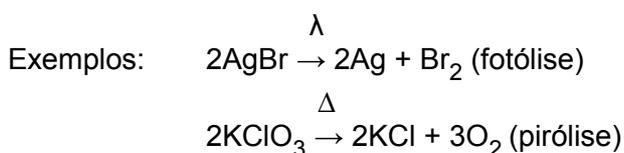


OBS: Para se obter um determinado produto, pode ser preciso efetuar uma seqüência de reações de síntese. O ácido sulfúrico (H_2SO_4), por exemplo, usado na fabricação de corantes, detergentes, produtos químicos, plásticos, adubos, etc., é fabricado em três etapas, sendo todas elas reações de síntese.



- **Reações de decomposição (ou de análise)**

Essas reações são opostas às de síntese, ou seja, ocorrem quando temos apenas um reagente que se separa (decompõe) em duas ou mais substâncias (simples ou compostas) quando submetido a algum tipo de energia, como calor, eletricidade ou luz, por exemplo.

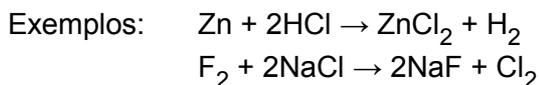


Certas reações de análise ou de decomposição recebem nomes especiais, como:

- Pirólise: decomposição pelo calor (na indústria é chamada também de calcinação);
- Fotólise: decomposição pela luz;
- Eletrólise: decomposição pela eletricidade;

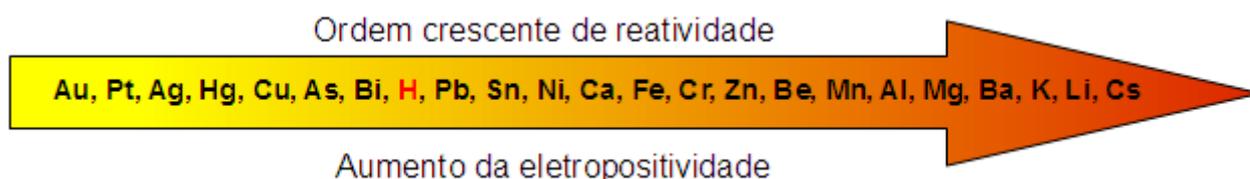
- **Reações de simples troca (ou de deslocamento ou de substituição)**

Nessas reações temos um elemento livre (substância simples) reagindo com um composto (substância composta – substância constituída por diferentes elementos). O elemento livre desloca (ou seja, substitui) outro elemento do composto. Para que isso ocorra, é necessário que o elemento livre seja mais reativo do que o elemento a ser deslocado do composto. Em outras palavras, trata-se da reação entre uma substância simples e uma substância composta, produzindo também uma substância simples e uma substância composta.

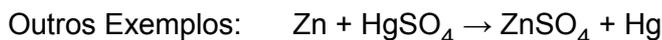


Comportamento dos metais

Os metais têm sempre tendência para ceder elétrons; consequentemente, os metais se oxidam e agem como redutores. Os químicos, comparando vários metais, conseguiram determinar quais são os metais que têm maior tendência e quais os que têm menor tendência para ceder elétrons, segundo a **Fila da Reatividade** ou **Fila de Tensões Eletrolíticas**, apresentada a seguir.

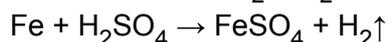
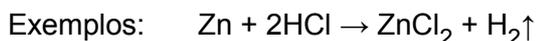


Qualquer metal dessa fila pode ceder elétrons, ou seja, reduzir cátions de outro metal colocado à sua direita na fila. Desse modo, estamos prevenindo a ocorrência ou não de reações de deslocamento entre metais.



$\text{Ag} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow$ **Não ocorre** (pois a *Ag* vem depois do *Al* na fila de reatividade)

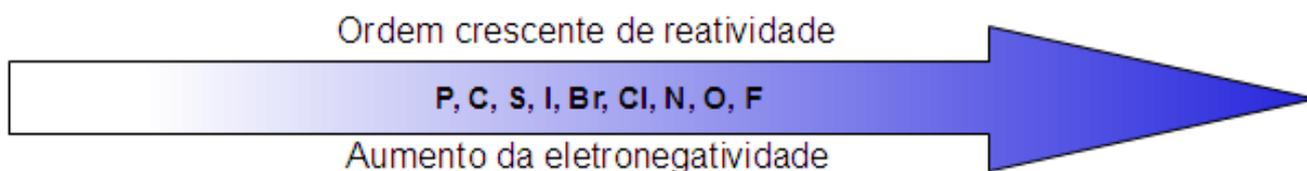
Reações de Metais com ácidos



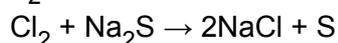
$\text{Au} + \text{HCl} \rightarrow$ **Não ocorre** (pois o *Au* vem depois do *H* na fila de reatividade)

Comportamento dos não-metais

Os não-metais têm sempre tendência para receber elétrons; conseqüentemente, os não-metais se reduzem e agem como oxidantes. Podemos também arrumar os não-metais em uma fila de reatividade.



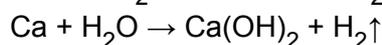
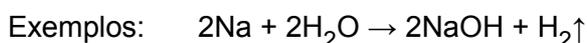
Qualquer não-metal dessa fila pode “receber elétrons” ou “oxidar”, ou seja, “deslocar” qualquer outro não-metal que venha mais adiante na fila.



$\text{I}_2 + \text{NaCl} \rightarrow$ **Não ocorre** (pois o *I* vem depois do *Cl* na fila de reatividade).

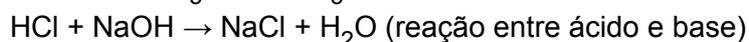
Reações de Metais com água

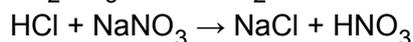
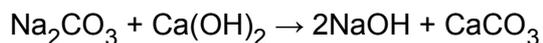
Os metais alcalinos e alcalino-terrosos reagem com água à temperatura ambiente (a única exceção é o magnésio, que só reage com água quente), fornecendo um hidróxido e hidrogênio gasoso.



- **Reações de dupla troca (ou de dupla substituição)**

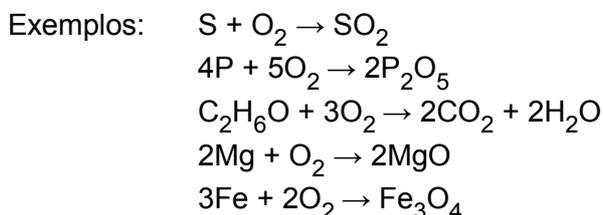
Essas reações ocorrem entre ácidos, bases e sais. É caracterizada por ser uma reação entre duas substâncias compostas que origina, como produtos, também duas ou mais substâncias compostas.





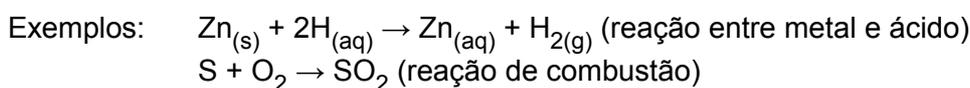
- **Reações de combustão**

Ocorrem entre substâncias simples ou compostas e o oxigênio, liberando luz e calor. Toda reação de combustão é exotérmica, ou seja, ocorre com liberação de calor.



- **Reações de oxirredução**

Nessas reações ocorre variação no número de oxidação de pelo menos um elemento.



Observe que uma reação pode ter mais de uma classificação. A reação acima, de formação do dióxido de enxofre, pode ser classificada, simultaneamente, como reação de síntese, de combustão e de oxirredução.

10.3 - Balanceamento de Reações Químicas

Concordando que as equações químicas servem para descrever genericamente o que ocorre em uma reação química, elas não são apresentadas balanceadas, porque os coeficientes da equação indicam quanta matéria participou da reação, e isto varia de reação para reação. O balanceamento, em termos simples, serve para informar quanto produto se forma após uma certa quantidade de reagente ter reagido.

- O balanceamento das equações químicas precisa ser feito antes que a equação possa ser utilizada de forma a ser quimicamente representativa de uma reação qualquer.
- Todos os cálculos químicos precisam ser feitos com equações balanceadas.
- Uma equação química balanceada apresenta números iguais de cada átomo para cada lado da equação.
- A Lei da conservação da Massa é a razão do balanceamento de equações químicas. Esta Lei foi formulada por Antoine Laurent Lavoisier, esta descrita no *Traité élémentaire de Chimie*, publicado em 1789, disponível no idioma original na *Bibliothèque Nationale de France*. A forma resumida de descrever a Lei da conservação da Massa é a seguinte:

“Em uma reação química ordinária a matéria não é nem criada nem destruída”

Conseqüentemente, é preciso que, ao concluir uma reação química, exista o mesmo número de átomos de cada elemento de quando a reação se iniciou.

10.3.1 - Método de balanceamento por tentativas ou direto

Este modelo de balanceamento se mostra muito útil para as equações químicas simples, baseando-se nas seguintes regras práticas:

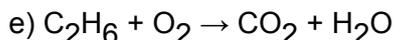
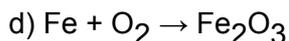
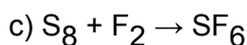
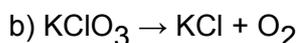
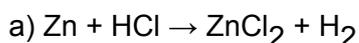
1ª – Selecionar os elementos (ou radicais) que apareçam apenas uma vez no primeiro e segundo membros da equação química;

2º - Caso vários elementos (ou radicais) satisfaçam a condição anterior, deve-se optar por aquele que possui os índices maiores;

3º – Após a seleção do elemento (ou radical), inverter os seus índices do primeiro para o segundo membro da equação e vice-versa, utilizando agora estes índices como coeficientes (escreva inclusive o coeficiente 1, apenas para lembrar que aquela parcela já foi ajustada);

4º - Com a inversão feita, use os dois coeficientes para acertar os demais.

Exemplos



10.3.2 - Método de balanceamento de equações de oxido-redução

O modelo de balanceamento de equações pelo método de oxidação-redução não é intelectualmente muito mais desafiador do que o modelo de balanceamento pelo método das tentativas. Este modelo pode, inclusive, ser considerado um modelo de tentativas mais elaborado.

Regras práticas para balanceamento de equações redox

1º – Determinar o número de oxidação dos elementos envolvidos na reação para facilitar os cálculos.

2º - Calcular o total de elétrons perdidos e recebidos pelos elementos que sofrem oxidação e redução. Isto é feito multiplicando a variação do NOX pela maior atomicidade com que o elemento aparece na equação.

3º - O total de elétrons perdidos será invertido com total de elétrons recebidos, isto é, o coeficiente do elemento que sofre oxidação será o total de elétrons recebidos, e o coeficiente de elemento que sofre redução será, respectivamente, o total de elétrons perdidos.

4º - Escolha do membro da equação em que o total de elétrons perdidos ou recebidos (coeficientes da equação) será colocado.

Os coeficientes invertidos, adquiridos da informação vinda do total de elétrons ganhos ou perdidos, devem ser colocados ao lado do elemento cujo NOX não se repete na equação, não

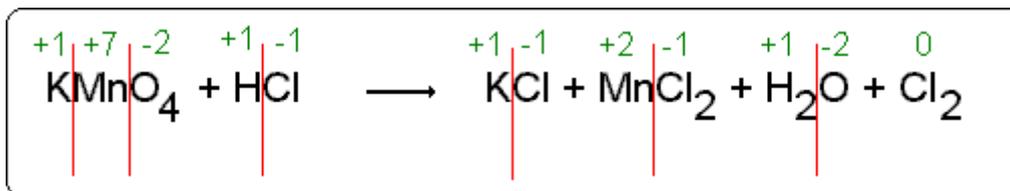
importa o membro em que o elemento se encontre.

5º - Após determinar os coeficientes iniciais, o ajuste final é feito por tentativas.

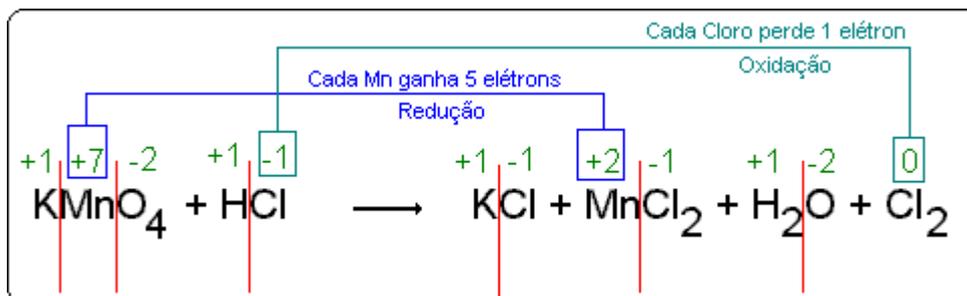
Exemplo



1º - Determinar o número de oxidação dos elementos envolvidos na reação para facilitar os cálculos.



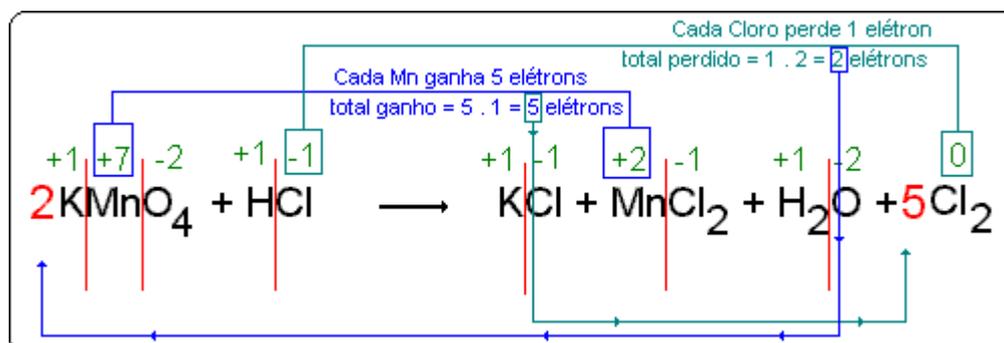
2º - Calcular o total de elétrons perdidos e recebidos pelos elementos que sofrem oxidação e redução. Isto é feito multiplicando a variação do NOX pela maior atomicidade com que o elemento aparece na equação.



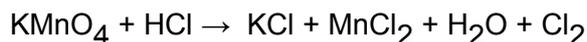
Temos então que:

- **Cl** perdeu 1 elétron (oxidação); porém, como são 2 átomos de Cloro, o total de elétrons perdido é 2.
- **Mn** recebe 5 elétrons (redução); como existe apenas 1 átomo de Manganês, não há multiplicação alguma, pois a maior atomicidade do Mn já é 1.

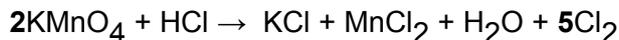
3º e 4º - Fazer o ajuste inicial dos coeficientes utilizando a regra 3. Devemos colocar o coeficiente sempre ao lado dos elementos que apresentaram variação no NOX.



Com esta primeira “etapa” do balanceamento a equação já passou de:



Para:



Você notou que o coeficiente 5 foi colocado ao lado do Cl_2 e não ao lado do MnCl_2 ? Isto ocorreu porque, no caso do MnCl_2 , o NOX se manteve o mesmo e a regra é clara ao impor que o coeficiente DEVE ser colocado ao lado do elemento que teve variação no NOX.

5º – Agora basta finalizar o ajuste por tentativas. E teremos como resultado final a seguinte equação balanceada:



Você notou que com este método são fornecidas pistas para o balanceamento final da equação?

10.3.3 - Método algébrico de balanceamento das equações químicas

O modelo algébrico de balanceamento de equações químicas segue regras matemáticas para balancear QUALQUER reação química. Todavia, é um método muito trabalhoso, que pode ser evitado quando possível.

1ª - considerar os coeficientes da equação química como incógnitas algébricas;

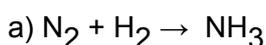
2ª - escrever uma equação algébrica para cada um dos elementos químicos, traduzindo a igualdade que deve haver entre o número total de átomos desse elemento no primeiro e no segundo membros da equação química;

3º - resolver o sistema algébrico assim obtido.

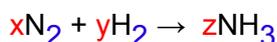
Devemos, porém, observar que o sistema algébrico assim obtido será sempre indeterminado e terá sempre grau de determinação igual a um (isto é, o sistema terá sempre uma, e somente uma, incógnita a mais que o número de equações algébricas independentes). Por este motivo, somos sempre obrigados a atribuir um valor arbitrário a uma e somente uma das incógnitas (ou seja, dos coeficientes da equação química). Devemos salientar que isto deve e pode ser feito porque os coeficientes de uma equação química não são números fixos, mas apenas números que obedecem a uma proporção fixa.

4º – Substituir o valor das incógnitas nas equações iniciais.

Exemplos:



1ª – Atribuir incógnitas algébricas aos coeficientes da equação



2ª - Escrever uma equação algébrica para cada um dos elementos químicos, traduzindo a igualdade

que deve haver entre o número total de átomos desse elemento no primeiro e no segundo membros da equação química

Para o Nitrogênio: $2x = z$

Para o Hidrogênio: $2y = 3z$

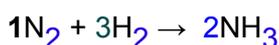
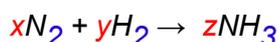
3ª - Fica claro, neste ponto, que este é um sistema indeterminado, pois é formado por duas equações com três incógnitas. Este sistema não pode ser resolvido, a menos que seja atribuído um valor arbitrário a uma das variáveis; desta forma, será arbitrado o valor 1 para a variável x . Assim teremos o seguinte resultado:

$x = 1$, substituindo o valor de x na equação do Nitrogênio, temos:

$2 \cdot 1 = z$, isto implica que, $z = 2$. Ao se substituir o valor de z na equação do Hidrogênio, temos:

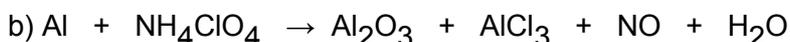
$$2y = 3 \cdot 2 \rightarrow y = 6/2 \rightarrow y = 3$$

4ª – Substituindo os valores das incógnitas na equação temos:

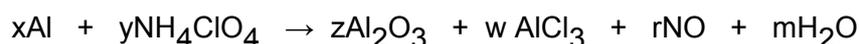


ou simplesmente, $1N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$

Agora, que tal tentarmos alguma coisa um pouco mais elaborada e sem o auxílio do sistema de cores? Então veja a seguinte equação:



1ª –



2ª -

Para o Alumínio: $x = 2z + w$

Para o Nitrogênio: $y = r$

Para o Hidrogênio: $4y = 2m$

Para o Cloro: $y = 3w$

Para o Oxigênio: $4y = 3z + r + m$

3ª – Resolvendo o sistema, vamos escolher $y = 1$. Se $y = 1$, temos: (os números de 1 à 5 indicam apenas a ordem em que as incógnitas foram substituídas nas equações - é só uma sugestão)

5- Para o Alumínio: $x = 2z + w \rightarrow x = 2 \cdot (1/3) + 1/3 \rightarrow x = 1$

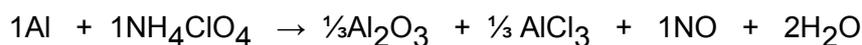
1- Para o Nitrogênio: $y = r \rightarrow r = 1$

2- Para o Hidrogênio: $4y = 2m \rightarrow m = 4/2 \rightarrow m = 2$

3- Para o Cloro: $y = 3w \rightarrow w = 1/3$

4- Para o Oxigênio: $4y = 3z + r + m \rightarrow 4 = 3z + 1 + 2 \rightarrow z = 1/3$

4ª – Substituindo os valores na equação:



Note que é possível eliminar as frações dos coeficientes, basta para tanto multiplicar tudo por 3, e então finalmente temos:

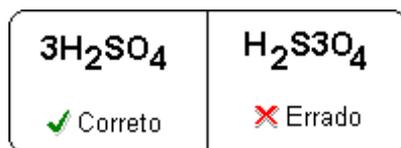


que é a resposta final!

• **Sugestões para o balanceamento de equações:**

Ao balancear as equações químicas, existem diversos fatores que precisam ser levados em consideração:

1. Você só pode colocar números como índices na frente das moléculas, nunca no meio da molécula alterando a composição do composto



2. Faça o balanceamento de moléculas grandes e com muitos átomos primeiro. Adicionar índices à frente destas moléculas pode bagunçar o ajuste de outras; por isto utilize as moléculas menores para realizar ajustes finos.

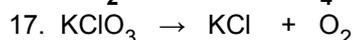
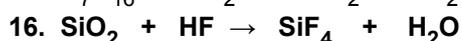
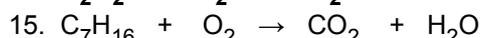
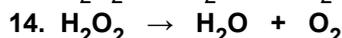
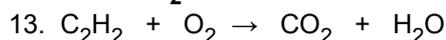
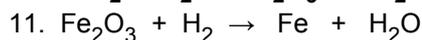
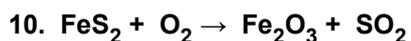
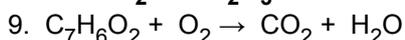
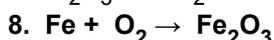
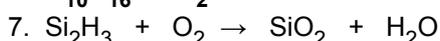
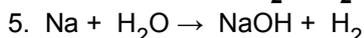
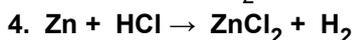
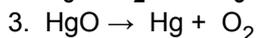
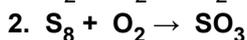
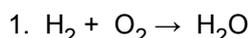
3. Se você não quiser manter números fracionários como índices, você poderá multiplicar toda a equação por um mesmo valor, de forma a neutralizar a fração.



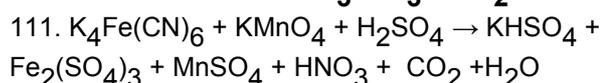
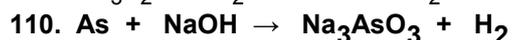
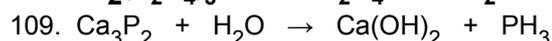
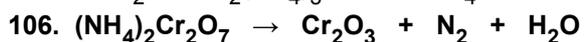
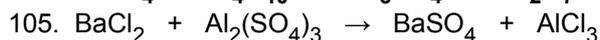
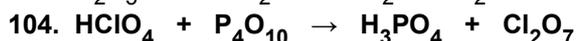
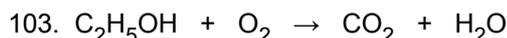
4. Deixe as moléculas que representam elementos puros por último; assim, quando você balancear estas moléculas não irá causar o desajuste de outras moléculas já balanceadas.

Exercícios:

1. Hora da diversão! Faça o balanceamento das equações químicas a seguir.



19. $P_4O_{10} + H_2O \rightarrow H_3PO_4$
20. $Sb + O_2 \rightarrow Sb_4O_6$
21. $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
22. $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$
23. $PCl_5 + H_2O \rightarrow HCl + H_3PO_4$
24. $H_2S + Cl_2 \rightarrow S_8 + HCl$
25. $Fe + H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + H_2$
26. $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$
27. $N_2 + O_2 \rightarrow N_2O$
28. $CO_2 + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + O_2$
29. $SiCl_4 + H_2O \rightarrow H_4SiO_4 + HCl$
30. $H_3PO_4 \rightarrow H_4P_2O_7 + H_2O$
31. $CO_2 + NH_3 \rightarrow OC(NH_2)_2 + H_2O$
32. $Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$
33. $Fe_2(SO_4)_3 + KOH \rightarrow K_2SO_4 + Fe(OH)_3$
34. $H_2SO_4 + HI \rightarrow H_2S + I_2 + H_2O$
35. $Al + FeO \rightarrow Al_2O_3 + Fe$
36. $Na_2CO_3 + HCl \rightarrow NaCl + H_2O + CO_2$
37. $P_4 + O_2 \rightarrow P_2O_5$
38. $K_2O + H_2O \rightarrow KOH$
39. $Al + O_2 \rightarrow Al_2O_3$
40. $Na_2O_2 + H_2O \rightarrow NaOH + O_2$
41. $C + H_2O \rightarrow CO + H_2$
42. $H_3AsO_4 \rightarrow As_2O_5 + H_2O$
43. $Al_2(SO_4)_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Al(OH)_3 + CaSO_4$
44. $FeCl_3 + NH_4OH \rightarrow Fe(OH)_3 + NH_4Cl$
45. $Ca_3(PO_4)_2 + 6 SiO_2 \rightarrow P_4O_{10} + CaSiO_3$
46. $N_2O_5 + H_2O \rightarrow HNO_3$
47. $Al + HCl \rightarrow AlCl_3 + H_2$
48. $H_3BO_3 \rightarrow H_4B_6O_{11} + H_2O$
49. $Mg + N_2 \rightarrow Mg_3N_2$
50. $NaOH + Cl_2 \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$
51. $Li_2O + H_2O \rightarrow LiOH$
52. $CaC_2 + H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$
53. $Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + H_2O$
54. $Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbO + NO_2 + O_2$
55. $BaO + H_2O \rightarrow Ba(OH)_2$
56. $Ca + AlCl_3 \rightarrow CaCl_2 + Al$
57. $NH_3 + NO \rightarrow N_2 + H_2O$
58. $H_3PO_3 \rightarrow H_3PO_4 + PH_3$
59. $Fe_2O_3 + C \rightarrow CO + Fe$
60. $FeS + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$
61. $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$
62. $Si + S_8 \rightarrow Si_2S_4$
63. $Hg_2CO_3 \rightarrow Hg + HgO + CO_2$
64. $SiC + Cl_2 \rightarrow SiCl_4 + C$
65. $Al_4C_3 + H_2O \rightarrow CH_4 + Al(OH)_3$
66. $V_2O_5 + HCl \rightarrow VOCl_3 + H_2O$
67. $Ag_2S + KCN \rightarrow KAg(CN)_2 + K_2S$
68. $Au_2S_3 + H_2 \rightarrow Au + H_2S$
69. $ClO_2 + H_2O \rightarrow HClO_2 + HClO_3$
70. $KO_2 + CO_2 \rightarrow K_2CO_3 + O_2$
71. $MgNH_4PO_4 \rightarrow Mg_2P_2O_7 + NH_3 + H_2O$
72. $MnO_2 + HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$
73. $Pb + Na + C_2H_5Cl \rightarrow Pb(C_2H_5)_4 + NaCl$
74. $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow CaHPO_4 + H_2O$
75. $Zn + NaOH + H_2O \rightarrow Na_2Zn(OH)_4 + H_2$
76. $SrBr_2 + (NH_4)_2CO_3 \rightarrow SrCO_3 + NH_4Br$
77. $Hg(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow Hg_3(PO_4)_2 + H_2O$
78. $Ca_3(PO_4)_2 + SiO_2 + C \rightarrow CaSiO_3 + P_4 + CO$
79. $I_4O_9 \rightarrow I_2O_6 + I_2 + O_2$ (esta equação pode ser balanceada com uma combinação de diferentes coeficientes)
80. $C_2H_3Cl + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + HCl$
81. $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow NH_3 + H_2O + Cr_2O_3 + O_2$
82. $Al + NaOH + H_2O \rightarrow NaAl(OH)_4 + H_2$
83. $NH_4Cl + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCl_2 + NH_3 + H_2O$
84. $Al + NH_4ClO_4 \rightarrow Al_2O_3 + AlCl_3 + NO + H_2O$
85. $H_2SO_4 + NaHCO_3 \rightarrow Na_2SO_4 + CO_2 + H_2O$
86. $Ca_{10}F_2(PO_4)_6 + H_2SO_4 \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2 + CaSO_4 + HF$
87. $Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + Ca(H_2PO_4)_2$
88. $H_3PO_4 + (NH_4)_2MoO_4 + HNO_3 \rightarrow (NH_4)_3PO_4 \cdot 12MoO_3 + NH_4NO_3 + H_2O$
89. $C_4H_{10} + Cl_2 + O_2 \rightarrow CO_2 + CCl_4 + H_2O$
90. $C_7H_{10}N + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O + NO_2$
91. $H_3PO_4 + HCl \rightarrow PCl_5 + H_2O$
92. $HCl + K_2CO_3 \rightarrow KCl + H_2O + CO_2$
93. $Ca(ClO_3)_2 \rightarrow CaCl_2 + O_2$
94. $C_2H_5OH + O_2 \rightarrow CO + H_2O$
95. $Xe + F_2 \rightarrow XeF_6$
96. $NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + H_2O$
97. $Au_2O_3 \rightarrow Au + O_2$
98. $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$
99. $Fe_3O_4 + H_2 \rightarrow Fe + H_2O$
100. $O_2 \rightarrow O_3$
101. $I_2 + HNO_3 \rightarrow HIO_3 + NO_2 + H_2$
102. $C_6H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

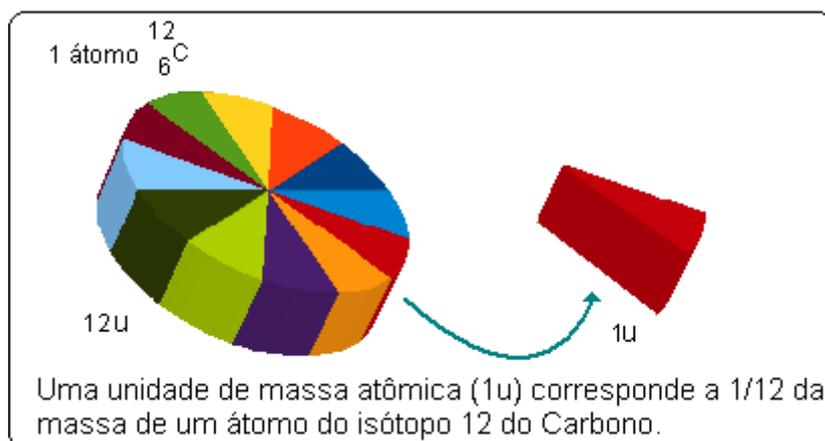


10.4 – Grandezas Químicas e Cálculo Estequiométrico

➤ GRANDEZAS QUÍMICAS

Para diversos utensílios do nosso dia-a-dia é conveniente usarmos como medidas de peso o kg, por exemplo. Quando pesamos um pacote de açúcar e dizemos que ele tem 5kg, estamos comparando a massa do pacote com certa massa padrão, que é o quilograma.

Os átomos e as moléculas são partículas tão pequenas que as unidades usuais não seriam convenientes (por exemplo, hoje, sabemos que um átomo de hidrogênio tem aproximadamente 0,000 000 000 000 000 000 001 660g, ou $1,66 \cdot 10^{-24}\text{g}$). Surgiu, então, entre os químicos a ideia de usar um certo átomo como padrão de pesagem dos demais átomos e moléculas. Atualmente, o padrão escolhido é o átomo do isótopo de carbono de número de massa igual a 12 (é o átomo que possui 6 prótons e 6 nêutrons em seu núcleo). A esse átomo foi atribuída arbitrariamente a massa 12 (para coincidir com o seu número de massa); então, desse átomo separou-se uma “fatia” correspondente a 1/12, que é usada como unidade (1/12 de 12 é igual a 1) internacional para a medida das massas atômicas e moleculares. Desse critério resulta a definição:



✓ Unidade de massa atômica (u) é igual a 1/12 da massa de um átomo de isótopo de carbono-12(C^{12}).

• Massa Atômica

✓ **Massa atômica** é a massa do átomo medida em unidades de massa atômica (u), ou seja, a massa atômica indica, portanto, quantas vezes um átomo considerado é mais pesado que 1/12 do isótopo C^{12} , isto é, quantas vezes um átomo considerado é mais pesado que 1u.

Logo, dizer que a massa atômica do elemento ${}^4_2\text{He}$ é igual a $4u$ é o mesmo que dizer que a massa de um átomo de hélio é 4 vezes maior que a massa de $1/12$ do átomo de carbono-12.

O que significa dizer que a massa atômica do Alumínio é $27u$? É o mesmo que dizer que a massa de um átomo de alumínio é 27 vezes maior que a massa de $1/12$ do átomo de carbono-12.

- **Massa atômica de um elemento químico**

Na natureza, quase todos os elementos químicos são misturas de isótopos, com diferentes porcentagens em massa chamadas de abundâncias relativas. Por exemplo, todo o cloro da natureza é uma mistura dos isótopos 35 e 37, na seguinte proporção:

Isótopo	Abundância na natureza	Massa Atômica
Cl^{35}	75,4%	34,969u
Cl^{37}	24,6%	36,966u

Conseqüentemente, a massa atômica do elemento cloro é dada pela média ponderada das massas dos isótopos do elemento.

$$\text{M.P} = \frac{M_1 \cdot \% + M_2 \cdot \% + M_3 \cdot \%}{100}$$

$$\text{M.P Cl} = \frac{34,969 \cdot 75,4 + 36,966 \cdot 24,6}{100 (75,4 + 24,6)} = 35,460 \text{ u}$$

Exercícios:

1. Dada a tabela

Isótopos	Massa atômica (u)	Ocorrência (%)
${}^{20}\text{Ne}$	20,00	90,92
${}^{21}\text{Ne}$	21,00	0,26
${}^{22}\text{Ne}$	22,00	8,82

Calcule a massa atômica do Neônio.

2. O elemento Zinco apresenta 4 isótopos: ${}^{64}\text{Zn}$, ${}^{66}\text{Zn}$, ${}^{67}\text{Zn}$ e ${}^{68}\text{Zn}$ com suas respectivas ocorrências na natureza: 50,4%, 27,2%, 4,6% e 17,8%. Determine a massa atômica do elemento Zinco.
3. O elemento cloro é formado por dois isótopos: ${}^{35}\text{Cl}$ e ${}^{37}\text{Cl}$. A massa atômica do cloro é aproximadamente 35,5u. Qual a ocorrência do isótopo ${}^{37}\text{Cl}$?

✓ **Massa molecular:** é a massa da molécula e indica quantas vezes ela é mais pesada do que $1u$, ou seja, nada mais é do que a massa da molécula medida em unidades de massa atômica (u). Em outras palavras, massa molecular é igual à soma das massas atômicas dos átomos que formam a molécula (expressa também em u).

Calculamos a massa molecular através da soma das massas atômicas dos átomos formadores da molécula.

Exemplos: Ureia, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2 = (1.12) + (1.16) + (2.14) + (4.1) = 60\text{u}$

Dióxido de carbono, $\text{CO}_2 = (1.12) + (2.16) = 44\text{u}$

Ácido sulfúrico, $\text{H}_2\text{SO}_4 = (2.1) + (1.32) + (4.16) = 98\text{u}$

Exercícios:

- (Fuvest-SP)** O peso atômico do cloro é 35,457. O fato de esse número não ser inteiro indica que:
 - No núcleo do átomo de cloro devem existir outras partículas além de prótons e nêutrons.
 - O cloro se apresenta na natureza como uma mistura de isótopos.
 - Há um erro experimental na determinação
 - dos pesos atômicos.
 - O número de Avogadro não é um número inteiro.
 - O peso atômico leva em conta o peso dos elétrons.
- (PUC-RS)** O cromo natural é uma mistura de quatro isótopos com as seguintes massas isotópicas e abundâncias naturais:

Massa isotópica	Abundância natural (%)
49,946	4,35
51,941	83,79
52,941	9,50
53,939	2,36

Baseado nestes dados, calcule a massa atômica do cromo.

- a) 49,95 b) 51,90 c) 52,00 d) 53,94 e) 208,77

3. Determine a massa molecular das espécies abaixo:

a) HNO_3 b) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ c) H_2O_2 d) HCN e) H_2SO_4 f) H_2CO_3
g) H_3PO_4 h) H_3BO_3 i) HCl

➤ **As massas atômicas de todos os elementos, quando expressas em gramas, contêm o mesmo número de átomos.**

Assim, a massa atômica do hidrogênio é 1u e a do Chumbo é 207u. Desse modo, 1g de hidrogênio e 207g de chumbo contêm o mesmo número de átomos.

Essa conclusão também se aplica a substâncias formadas por moléculas ou íons.

➤ **As massas moleculares de todas as substâncias, quando expressas em gramas, contêm o mesmo de moléculas (ou de fórmulas iônicas mínimas).**

Nesse sentido, a massa molecular do composto H_2SO_4 é 98u e a do composto NH_3 é 17u (ambos são compostos moleculares). Portanto, 98g de H_2SO_4 e 17g de NH_3 contêm o mesmo número de moléculas.

Dessa forma, surge o Número de Avogadro.

✓ **Número de Avogadro** é o número de átomos ($6,02 \cdot 10^{23}$) existentes quando a massa atômica de um elemento é expressa em gramas.

Generalizando, o Número de Avogadro é o número de “espécies” ($6,02 \cdot 10^{23}$ átomos, moléculas, fórmulas, íons, etc.) existentes quando a massa atômica, massa molecular, massa fórmula da espécie considerada é expressa em gramas.

- **Mol e quantidade de matéria**

Uma mesma porção de substância pode ser expressa de quatro maneiras diferentes: em *massa*, em *volume*, em *número de partículas* e em *quantidade de matéria*. Quantidade de matéria e massa não devem ser confundidas. A quantidade de matéria refere-se ao número de partículas (átomos, moléculas, íons) que constitui uma amostra de substância. Quanto maior o número de partículas, maior a quantidade de matéria, e vice-versa. Enquanto a massa é medida em gramas, quilogramas, etc., e o volume é medido em centímetros cúbicos, metros cúbicos, etc., a quantidade de matéria é medida em mol, uma unidade de medida especial (cujo símbolo também é mol). Ora, sabemos que a matéria é formada por partículas (átomos, íons, moléculas, elétrons, etc.) e que, nas reações químicas, ocorrem trocas e reagrupamentos entre essas partículas. Assim, tornou-se muito importante, na Química, o seguinte conceito:

✓ **1 mol** é um conjunto de 602.000.000.000.000.000.000.000 (ou, abreviadamente, $6,02 \cdot 10^{23}$) partículas (átomos, íons, moléculas, partículas, etc), ou seja, um mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas partículas elementares quantos átomos existem em 0,012kg (ou 12 gramas) de carbono-12.

Como já vimos, em 12g de carbono-12 existe um número de átomos igual ao valor da constante de Avogadro, isto é, $6,02 \cdot 10^{23}$. Portanto, podemos também trabalhar com a seguinte definição:

✓ **Um mol** é a quantidade de matéria que contém $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas

Exemplificando, temos:

1 mol de moléculas contém $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas

1 mol de átomos contém $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos

1 mol de íons contém $6,02 \cdot 10^{23}$ íons

1 mol de elétrons contém $6,02 \cdot 10^{23}$ elétrons

1 mol de laranjas contém $6,02 \cdot 10^{23}$ laranjas!

Exemplos práticos:

1 mol de alumínio é a quantidade de matéria de $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de Al.

1 mol de água é a quantidade de matéria de $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O

O **mol** é uma das sete unidades básicas do Sistema Internacional de Unidades (SI). O valor $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas/mol é denominado constante de Avogadro e representado por NA.

Massa Molar

Como já vimos, um mol é a quantidade de matéria de qualquer amostra de substância que contenha $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas. Em gramas, a massa desse conjunto de partículas é chamada *massa molar*.

✓ **Massa Molar (M)** é a massa, em gramas, de **1 mol** da substância (ou elemento, ou íon, etc.).

Como a 1 mol sempre corresponde o número de Avogadro, podemos dizer:

✓ **Massa Molar** é a massa, em gramas, de qualquer amostra de substância que contenha $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas (átomos, moléculas ou fórmulas iônicas mínimas).

A massa molar é medida em gramas por mol (g/mol), já que ela é a massa em gramas de 1 mol da substância. Como já foi visto, a massa atômica e a massa molecular, quando expressas em gramas, contêm $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas. Isso nos permite formular a seguinte definição prática.

✓ **A massa molar** de qualquer substância é sempre o valor numérico da massa atômica ou molecular seguido da unidade g/mol.

Exemplos:

- A massa atômica do ferro é 56u e sua massa molar é 56g/mol. Isso significa que 1 mol de ferro (ou $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de Fe) corresponde a uma massa de 56g.
- A massa molecular da água é 18u e a sua massa molar é 18g/mol. Isso significa que 1 mol de água (ou $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H₂O) corresponde a 18g de massa.
- A massa molecular do cloreto de sódio é 58,5u e sua massa molar é 58,5g/mol. Isso significa que 1 mol dessa substância, ou $6,02 \cdot 10^{23}$ fórmulas unitárias NaCl, tem 58,5g de massa.

Volume Molar dos Gases

De um modo geral dizemos que:

✓ **Volume Molar (VM)** dos gases é o volume ocupado por 1 mol de qualquer gás, em determinada pressão e temperatura. O volume molar independe da natureza do gás, mas varia com a pressão e a temperatura. Verifica-se, experimentalmente, que, nas condições normais de temperatura e pressão (CNTP), o volume molar é 22,71 L/mol.

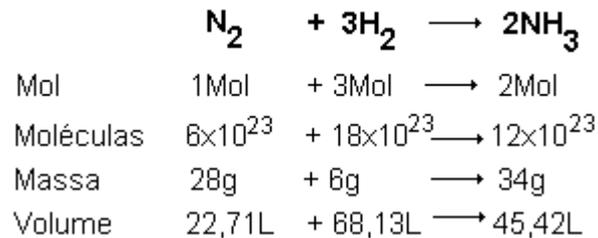
• **RELAÇÕES ENTRE MOL, MASSA MOLAR, MOLÉCULAS, ÁTOMOS E VOLUME:**

$1 \text{ Mol} \rightarrow x \text{ gramas} \rightarrow x \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \rightarrow x \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \rightarrow 22,71 \text{ L (CNTP)}$
--

Obs: CNTP = condições normais de temperatura e pressão (0°C e 1atm).

$1 \text{ Mol} \left\{ \begin{array}{l} - 6,02 \times 10^{23} \\ - \text{Massa (g)} \\ - 1 \text{ Coeficiente} \\ - 22,71 \text{ litros} \end{array} \right.$

Reações Molares



Equação de Clapeyron

$PV = nRT$

Onde, **P** = pressão, em atm;

n = número de mols;

V = volume, em litros;

R = 0,082 atm.L/mol.K ou 8,31 J/mol.K;

T = temperatura, em Kelvin;

• **CÁLCULO ESTEQUIOMÉTRICO**

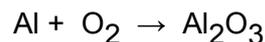
A palavra estequiometria tem origem nas palavras Gregas *stoikheion* (elemento) e *metriã* (medida). Compreendendo a etimologia da palavra fica claro que a estequiometria é um estudo das medidas dos elementos, ou seja, da fração que cada elemento participa em uma reação química. O cálculo estequiométrico se baseia na condição da invariabilidade dos pesos atômicos dos elementos químicos e dos pesos moleculares dos compostos. Ao interpretar as reações químicas ponderalmente os símbolos químicos apresentam sentido relativo ao peso. Existem basicamente 10 formas diferentes de se utilizar o cálculo estequiométrico, elas são utilizadas conforme são requeridas.

1- Relações Molares (Mol – Mol)

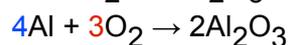
Os dados da questão e as incógnitas pedidas são expressas em termos de mols.

Exemplo: Quantos mols de O_2 reagem com 3,17 mols de Al?

1- Escrever a reação:



2- Balancear a equação:



3- Converter as unidades para mols, caso elas não tenham sido fornecidas assim.

4- Fazer os cálculos

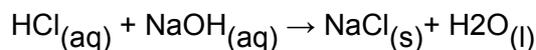
$$\begin{array}{rcl} 4 \text{ mols de Al} & \text{-----} & 3 \text{ mols de O}_2 \\ 3,17 \text{ mols Al} & \text{-----} & X \text{ mols de O}_2 \end{array}$$

$$X = 2,38 \text{ mols de O}_2$$

2- Relações Mol – Massa

Os dados da questão são expressos em termos de mols (ou massa) e a incógnita é pedida em massa (ou quantidade em mols). Isto é facilmente resolvido aplicando-se um fator de conversão.

Exemplo: Quantos mols de ácido clorídrico são necessários para produzir 23,4 gramas de cloreto de sódio a partir da equação: (massas atômicas: Na = 23; Cl= 35,5)



$$\begin{array}{l} 58,5 \text{ g} \text{-----} 1 \text{ mol de HCl}_{(\text{aq})} \\ 23,4 \text{ g de NaCl}_{(\text{s})} \text{-----} X \text{ mol de HCl}_{(\text{aq})} \end{array}$$

$$X = \frac{23,4}{58,5}$$

$$X = \mathbf{0,4} \text{ mol de HCl}_{(\text{aq})}$$

3- Relações massa – massa

As informações da questão e as incógnitas pedidas são expressas em termos de massa.

Exemplo: Qual a massa de água, dada em gramas, produzida a partir de 8g de hidrogênio gás?

1. Escrever a equação da reação : $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$
2. Ajustar seus coeficientes: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
3. Fazer os cálculos:

$$4\text{g} \rightarrow 36\text{g}$$

$$8\text{g} \rightarrow x$$

$$x = \frac{8 \cdot 36}{4}$$

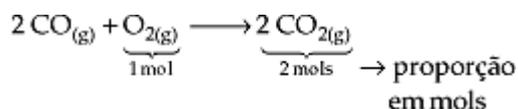
$$X = \mathbf{72\text{g}}$$

4- Relações Massa – Volume

Os dados da questão são expressos em termos de massa e a incógnita é pedida em termos de volume. Caso o sistema não se encontre nas CNTP, deve-se calcular a quantidade em mols do gás e, a seguir, através da equação de estado, determinar o volume correspondente.

Exemplo: Calcular o volume de CO_2 produzido numa temperatura de 27° e pressão de 1 atm, na reação de 16 g de oxigênio com monóxido de carbono. Dado: constante universal dos gases: $0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

Resolução:



$$1 \cdot 32 \text{ g} \text{-----} 2 \text{ mols} \rightarrow \text{relação do problema}$$

$$16 \text{ g} \text{-----} n \rightarrow \text{dado e pergunta}$$

$$n = 1,0 \text{ mol}$$

$$\text{Equação de estado: } P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$1 \cdot V = 1 \cdot 0,082 \cdot 300$$

$$V = 24,6 \text{ L}$$

5- Relações entre o número de moléculas (átomos) e massa, quantidade em mols ou volume. Os dados da questão são expressos em termos de número de moléculas ou número de átomos e a quantidade incógnita é pedida em massa, mols ou volume.

Exemplo: Quantas Moléculas de água são produzidas a partir de 16g de oxigênio gás?

1º - Escrever a equação da reação: $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

2º - Ajustar seus coeficientes: $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

3º - Fazer os cálculos:

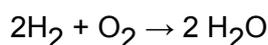
$$\begin{array}{r} 32g \text{ ----- } 12,04 \times 10^{23} \\ 16g \text{ ----- } x \\ X = \frac{16 \cdot 12,04 \times 10^{23}}{32} \\ X = 6,02 \times 10^{23} \end{array}$$

6- Problemas Envolvendo mais de uma Reação

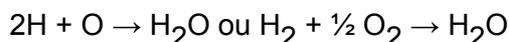
Problemas que envolvem mais de uma reação devem ter escritas e balanceadas todas as reações envolvidas no problema. Neste caso, nota-se que é possível efetuar a soma algébrica dessas reações, bastando, para isso, multiplicar ou dividir as reações a fim de cancelarmos as substâncias intermediárias e restar uma única reação.

7- Problemas Envolvendo a Lei de Gay-Lussac

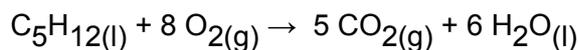
“Os volumes das substâncias gasosas participantes de uma reação química, estando nas mesmas condições de temperatura e pressão, guardam entre si uma relação constante entre os menores números inteiros possíveis”.



e não



Exemplo: Se 20,0 litros de CO_2 são produzidos durante a combustão do pentano, C_5H_{12} , quantos litros de O_2 estavam presentes no início da reação? (Volume molar de um gás nas CNTP 22,71 L/mol)



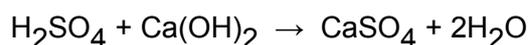
$$\begin{array}{r} 8 \cdot 22,71 \text{ ----- } 5 \cdot 22,71 \\ x \text{ ----- } 20 \end{array}$$

$$x = 32,0 \text{ L}$$

8- Problemas Envolvendo Reagentes em Excesso ou Reagente Limitante

Quando são fornecidas quantidades (massa, volume, mols, etc.) de dois reagentes, devemos verificar se existe excesso de algum reagente. As quantidades de substâncias que participam da reação química são sempre proporcionais aos coeficientes da equação. Se a quantidade dos reagentes estiver fora da proporção indicada pelos coeficientes da equação, reagirá somente a parcela que se encontra de acordo com as proporções. A parte que estiver em excessos não reage e é considerada excesso.

Exemplo: (PUCSP/96) - 10,00g de ácido sulfúrico são adicionados a 7,40g de hidróxido de cálcio. Sabe-se que um dos reagentes está em excesso. Após completar a reação, restarão:



- a) 0,02g de H_2SO_4
- b) 0,20g de H_2SO_4
- c) 0,26g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- d) 2,00g de H_2SO_4
- e) 2,00g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$.

Parte 1 – Encontrar o reagentes em excesso limitante



$$\begin{array}{r} 98\text{g} \text{ ----- } 74\text{g} \\ 10\text{g} \text{ ----- } 7,4\text{g} \text{ (excesso de ác. Sulfúrico)} \end{array}$$

O reagente detectado em excesso não pode ser levado em conta para o cálculo da massa pedida.

Parte 2 – Ajustar as proporções

$$\begin{array}{r} 98\text{g} \text{ ----- } 74\text{g} \\ 9,8\text{g} \text{ ----- } 7,4\text{g} \\ \\ 10\text{g} - 9,8\text{g} = \mathbf{0,2\text{g}} \end{array}$$

9- Sistema em que os reagentes são substâncias impuras

Nesta situação é importante calcular a massa referente à parte pura, arbitrando que as impurezas não participam da reação. O Grau de pureza (p), é o quociente entre a massa da substância pura e a massa total da amostra (substância impura).

$$p = \frac{\text{massa da substância pura}}{\text{massa total da amostra}}$$

Exemplo: (U.E. MARINGÁ/SP/96) - A decomposição térmica do CaCO_3 , se dá de acordo com a equação. $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$. Quantas toneladas de óxido de cálcio serão produzidas através da decomposição de 100 toneladas de carbonato de cálcio com 90% de pureza? (Ca = 40; O = 16; C = 12)

- a) 40,0 t.
- b) 56,0 t.
- c) 62,2 t.
- d) 50,4 t.
- e) 90,0 t.

Parte 1 (calcular como se a pureza fosse 100%)

$$\begin{array}{r} 100\text{g} \text{ ----- } 56\text{g} \\ 100\text{ t} \text{ ----- } 56\text{ t} \end{array}$$

Parte 2 (Ajustar a pureza)

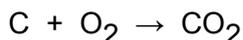
$$\begin{array}{r} 100\% \text{ ----- } 56\text{ t} \\ 90\% \text{ ----- } X\text{ t} \end{array}$$

$$\mathbf{X=50,4\text{ t}}$$

10- Sistemas envolvendo rendimentos das reações

Se uma reação química não gera as quantidades esperadas de produtos de acordo com a proporção da reação química, significa que o rendimento não foi total. O rendimento de uma reação é o quociente entre a quantidade de produto realmente obtida e a quantidade esperada, de acordo com a proporção da equação química.

Exemplo: A combustão de 36g de grafite (C) provocou a formação de 118,8g de gás carbônico. Qual foi o rendimento da reação? (C = 12; O = 16)



$$\begin{array}{r} 12\text{g} \text{ ----- } 44\text{g} \\ 36\text{g} \text{ ----- } x \end{array}$$

$$X = \frac{36 \times 44}{12}$$

$$X = 132\text{ g}$$

132g se o rendimento tivesse sido de 100%, mas a reação produziu apenas 118,8 g. para calcular o rendimento da reação, temos que equacionar o projetado com o obtido.

$$\begin{array}{r} 132\text{g} \text{ ----- } 100\% \\ 118,8\text{g} \text{ ----- } X \end{array}$$

$$X = \frac{118,8 \times 100}{132} \rightarrow \mathbf{X = 90,0\%}$$

10.5 - Resumo do cálculo estequiométrico

A estequiometria é o cálculo das quantidades de reagentes e/ou produtos das reações químicas, baseado nas Leis das Reações e executado com o auxílio das equações químicas correspondentes. Os cálculos estequiométricos seguem geralmente as seguintes regras:

1. Escrever a equação química mencionada no problema.
2. Acertar os coeficientes dessa equação (lembrando que os coeficientes indicam a proporção em número de mols existentes entre os participantes da reação).
3. Estabelecer uma regra de três entre o dado e a pergunta do problema, obedecendo aos coeficientes da equação, e que poderá ser escrita em massa, ou em volume, ou em número de moles, etc., conforme as conveniências do problema.

Exercícios:

1. Calcule as massas atômicas dos seguintes elementos:

- a) Enxofre: S^{32} : 95% - S^{33} : 0,78% - S^{34} : 4,22%
b) Potássio: K^{39} : 93,7% - K^{41} : 6,3%

2.(UFRGS) Massa atômica de um elemento é:

- a) a soma do número de prótons com o número de nêutrons
b) a massa do isótopo mais estável expressa em u.m.a.
c) o número de massa do isótopo mais estável
d) a média ponderada das massas de seus isótopos expressa em u.m.a.
e) o número de vezes que a massa do átomo deste elemento é maior que a massa do C-12

3.(UFRGS) Suponha que um elemento químico apresente duas variedades isotópicas cujas massas atômicas são M_1 e M_2 e cujas porcentagens na mistura natural são 25% e 75%, respectivamente. Nestas condições, a massa atômica do elemento será dada por:

- a) $M_1 + M_2$
b) $M_2 - M_1$
c) $0,5M_1 + 0,5M_2$
d) $0,25M_1 + 0,75M_2$
e) $0,1M_1 + 0,1M_2$

4.(UFCE) Um elemento Y apresenta três isótopos A, B e C de massas respectivamente 1, 2 e 3 e contribuições de 60, 30 e 10%, respectivamente. Qual a massa atômica do elemento hipotético Y?
a) 1u b) 1,15u c) 1,1u d) 1,5u e) 1,6u

5.(CESGRANRIO) Um elemento X tem massa atômica 63,5u e apresenta os isótopos X-63 e X-65. A abundância do isótopo 63 no elemento X é:
a) 25% b) 63% c) 65% d) 75% e) 80%

6.(FAPA) Se os elementos químicos (1)sódio (2)boro (3)bromo (4)neônio forem colocados em ordem crescente de suas massas atômicas, será encontrado o número
a)1234 b)1324 c)2413 d)2431 e)4321

7. (PUCRS) Atualmente o termo "mol" é definido como

- a)A quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos contidos em 0,012 quilogramas de carbono 12.
b)A massa atômica ou molecular expressa em gramas.
c)Um sinônimo de molécula-grama, átomo-grama, ou íon grama.
d)A massa de qualquer substância que encerra $6,02 \times 10^{23}$ moléculas.
e)O número de átomos que estão presentes em 1 grama de qualquer substância elementar, em repouso e no estado fundamental.

8.(PUCRS) O elemento químico cuja massa atômica equivale a quarenta vezes $1/12$ da massa do isótopo de carbono 12 é o

- a)magnésio b)zircônio c)enxofre
d)mercúrio e)cálcio

9.(UCPel) Em uma amostra de 1,15g de sódio, o número de átomos é igual a

- a) $6,02 \times 10^{23}$ b) $3,01 \times 10^{23}$ c) $3,01 \times 10^{22}$
d) $6,02 \times 10^{22}$ e) $1,15 \times 10^{23}$

10.(UPF) O número de átomos de ouro em um anel que pesa 6g é

- a)6 gramas
b) $32,83 \times 6,02 \times 10^{23}$ átomos
c) $18,35 \times 10^{21}$ átomos

- d)197 gramas
e) $6,02 \times 10^{23}$ átomos

11.(UPF) Dezenove gramas de césio 137 causaram o acidente em Goiânia. O número de átomos de césio espalhados no acidente é de, aproximadamente:

- a)19 b)137 c) $8,3 \times 10^{22}$ d) 6×10^{23}
e) 19×10^{23}

12.(FAPA) Colocando-se uma barra de cobre num dos pratos de uma balança e uma barra de ferro no outro prato, verifica-se que a balança fica equilibrada. Portanto, conclui-se que

- a)o número de átomos dos dois metais é o mesmo sobre os pratos da balança.
b)as massas atômicas são iguais.
c)o número de átomos de ferro é maior que o número de átomos de cobre.
d)os dois metais tem mesma densidade.
e)a massa atômica do ferro é maior que a massa atômica do cobre.

13.(IPA) Sabendo que pessoa necessita, através da alimentação, de uma média diária de 55 gramas de nitrogênio, qual o número de átomos correspondentes a esse valor?

- a) $5,5 \times 10^{24}$ b) $2,52 \times 10^{24}$ c) $6,02 \times 10^{23}$
d) $3,18 \times 10^{23}$ e) $2,36 \times 10^{24}$

14.(IPA) Em 10 gramas de sódio existem:

- a)26 átomos b) $10,2 \times 10^{23}$ átomos
c) $6,2 \times 10^{23}$ átomos d) $2,6 \times 10^{23}$ átomos
e) $10,8 \times 10^{23}$ átomos

15.(IPA) A massa, em gramas, de $3,01 \times 10^{23}$ átomos de sódio é:

- a)10,5 b)10 c)11,5 d)12 e)n.d.a

16.(UFRGS) Cada litro de água do mar contém 390mg de potássio. Logo, o número de átomos de potássio presentes em um litro de água do mar é, aproximadamente,

- a) $3,9 \times 10^{20}$ b) $6,02 \times 10^{21}$ c) $3,9 \times 10^{23}$
d) $6,02 \times 10^{23}$ e) $6,02 \times 10^{24}$

17.(PUCRS) Um alfinete de ferro de massa equivalente a 0,0558g é constituído de _____ átomos de ferro.

- a) 1×10^{21} b) 1×10^{23} c) 3×10^{20}
d) 6×10^{20} e) 6×10^{23}

18.(PUCRS) O corpo de um homem adulto contém aproximadamente 1kg de cálcio, responsável principalmente pela solidez do esqueleto. A quantidade de matéria de cálcio, em mol, no corpo humano aproxima-se de

- a)14,4 b)24,9 c)50 d)83,3 e)166,7

19.(PUCRS) Num prato de uma balança colocamos 1000g de Ag e em outro prato 1 kg de Fe. Podemos concluir que

- a) em ambos os pratos o número de átomos é o mesmo
b) há mais átomos de ferro do que de prata
c) há mais átomos de prata do que de ferro
d) haverá um desequilíbrio entre os pratos da balança
e) nada podemos concluir, pois faltam dados que só poderiam ser obtidos experimentalmente

20.(UPF) O ferro é essencial a vida do homem porque está presente, na forma iônica, nos glóbulos vermelhos do sangue e transporta oxigênio para os tecidos. No sangue de um adulto há aproximadamente 2,9 g de ferro, que estão contidos em cerca de $2,6 \times 10^{13}$ glóbulos vermelhos. O número de átomos de ferro em cada glóbulo vermelho é:

- a)0,051 b) $1,2 \times 10^9$ c) $3,1 \times 10^{22}$
d) $2,9 \times 6 \times 10^{23}$ e) 6×10^{23}

21.(PUCRS) Um traço feito a lápis de 10cm de comprimento apresentou uma massa de carbono igual a 5×10^{-4} g. Que distância, em quilômetros, teria um traço de mesma espessura contendo um mol de átomos de carbono?

- a)0,1 b)0,5 c)1,0 d)1,2 e)2,4

22.(UCPel) Um frasco contém uma mistura de 16g de gás oxigênio e 55g de gás carbônico. Qual o número total de moléculas dos dois gases no frasco?

- a) $1,05 \times 10^{23}$ b) $1,05 \times 10^{22}$
c) $1,05 \times 10^{24}$ d) $1,35 \times 10^{24}$
e) $1,35 \times 10^{23}$

23.(UCPel). Qual o volume ocupado por 7g de $N_2(g)$, nas CNTP?

- a)2,8 litros b)5,6 litros c)0,56 litros
d)56 litros e)11,2 litros

24. **(FAPA)** 5,6 litros de gás ozônio(O_3), nas CNTP, contém aproximadamente uma massa, em gramas, de:
a) 48 b) 36 c) 24 d) 12 e) 6
25. **(FAPA)** A quantidade de matéria, em mols, contidas em 88g de CO_2 , é:
a) 1 b) 2 c) 3 d) 4 e) 5
26. **(FAPA)** A massa molar do ácido sulfídrico, em gramas, é aproximadamente
a) 34 b) 56 c) 82 d) 89 e) 98
27. **(LA SALLE)** Em um pacote de açúcar (sacarose) contendo 855g do mesmo, estão presentes _____ de sacarose.
Dado: sacarose = $C_{12}H_{22}O_{11}$
a) $2,4 \times 10^{24}$ moléculas b) $1,5 \times 10^{-23}$ moléculas
c) $4,9 \times 10^{27}$ moléculas d) $2,4 \times 10^{23}$ moléculas
e) $1,5 \times 10^{24}$ moléculas
28. **(LA SALLE)** A aspirina, nome comercial do ácido acetilsalicílico, $C_9H_8O_4$, contém, 4 gramas deste ácido por comprimido. O número de moléculas de ácido acetilsalicílico ingeridas ao tomarmos um comprimido de aspirina é:
a) 6×10^{23} b) $1,3 \times 10^{23}$ c) $1,3 \times 10^{21}$
d) 4×10^{21} e) 1×10^{21}
29. **(IPA)** 10 gramas de certo gás ocupam um volume de 2,24 litros nas CNTP. O mol deste gás será:
a) 100 gramas b) 10 gramas c) 10,2 gramas
d) 22 gramas e) 1 grama
30. **(IPA)** Dispondo de 36 gramas de glicose ($C_6H_{12}O_6$), podemos afirmar que esta amostra possui:
a) 0,2 mol de moléculas b) 0,5 mol de moléculas
c) 1 mol de moléculas d) 2 mol de moléculas
e) 5 mol de moléculas
31. **(IPA)** A massa de ácido fosfórico, H_3PO_4 , que tem peso correspondente a 1,5 mol deste ácido é:
a) 98g b) 196g c) 98,5g d) 49g e) 147g
32. **(IPA)** Em um mol de água, tem-se:
a) $6,02 \times 10^{-23}$ moléculas de água
b) $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água
c) $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de gás
d) $6,02 \times 10^{-23}$ átomos de oxigênio
e) $6,02 \times 10^{-23}$ átomos de água
33. **(IPA)** Em 98 gramas de ácido sulfúrico existem:
a) $6,02 \times 10^{23}$ moléculas
b) $6,02 \times 10^{23}$ átomos
c) $12,04 \times 10^{23}$ moléculas
d) $98 \times 6,02 \times 10^{23}$ moléculas
e) 98 átomos
34. **(IPA)** A massa total, em gramas, de 1 mol de fósforo, mais $3,01 \times 10^{24}$ átomos de cálcio, mais 33,6 litros de Hélio nas CNTP é
a) 147 b) 280 c) 237 d) 197 e) 297
35. **(IPA)** Analisando a molécula de gás carbônico, podemos afirmar que uma molécula deste gás corresponde a:
a) $7,3 \times 10^{23}g$ b) $73 \times 10^{24}g$ c) $7,3 \times 10^{-23}g$
d) $0,4 \times 10^{23}g$ e) $4 \times 10^{-23}g$
36. **(IPA)** Com 0,4 mol de moléculas de metano (CH_4), nas CNTP, o volume ocupado é de aproximadamente
a) 9,2 litros b) 8,9 litros c) 8,5 litros
d) 8,3 litros e) 9,4 litros
37. **(IPA)** Ao ingerir um litro de água, um indivíduo terá bebido quantas moléculas de água?
Dado: densidade da água = 1g/mL
a) $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água
b) $0,3 \times 10^{23}$ moléculas de água
c) 18 moléculas de água
d) $3,3 \times 10^{23}$ moléculas de água
e) nenhuma das anteriores
38. **(UFRGS)** O número de Loschmidt é o numeral que indica a quantidade de moléculas contidas em 1cm³ de uma espécie química gasosa, nas condições normais de temperatura e pressão. Este número é de, aproximadamente,
a) $2,69 \times 10^{19}$ b) $3,72 \times 10^{19}$ c) $2,69 \times 10^{22}$
d) $3,72 \times 10^{22}$ e) $6,02 \times 10^{23}$
39. **(UFRGS)** Um extintor de incêndio contém 4,4kg de CO_2 . O volume máximo de gás que é liberado na atmosfera, a 27°C e 1 atm, é, em litros,
a) 0,229 b) 2,46 c) 24,6 d) 229,4 e) 2460
40. **(PUCRS)** O número de moléculas em 18g de água pura, nas CNTP, é o mesmo que em
a) 1 litro de água líquida
b) 22,4 litros de água líquida
c) 11,2 litros de hidrogênio gasoso
d) 11,2 litros de oxigênio gasoso

e) 22,4 litros de nitrogênio gasoso

41. (PUCRS) A massa molar do oxigênio atômico é a metade da massa molar da substância de fórmula a) Ge b) N_2 c) C_2H_6 d) H_2O_2 e) CH_3OH

42. (PUCRS) Supondo que um recipiente de 13kg de GLP contivesse somente butano (C_4H_{10}), líquido, ao ser liberado nas CNTP, o gás ocuparia um volume correspondente ao resultado da expressão

- a) $V = 13 \times 22,4 \times 58$
- b) $V = 13000 \times 22,4 \times 58$
- c) $V = 13 \times 22,4 / 58$
- d) $V = 58 / 13 \times 22,4$
- e) $V = 13000 \times 22,4 / 58$

43. (PUCRS) As substâncias que apresentam massas molares mais próximas entre si têm como fórmulas, respectivamente,

- a) HCl e CO_2
- b) N_2 e H_2O
- c) $Al(OH)_3$ e Na_2S
- d) HClO e SO_2
- e) KCl e K_2SO_4

44. (PUCRS) Considerando-se as seguintes massas de compostos a seguir,
I- 80g de hidróxido de sódio
II- 49g de ácido sulfúrico
III- 37,3g de cloreto de potássio
IV- 56,6g de nitrato de prata

pode-se afirmar que as que correspondem a um mesmo número de mol são
a) I e II b) I e III c) II e III d) II e IV e) III e IV

45. (PUCRS) Uma porção equivalente a "x" gramas de "gelo seco" produz, por sublimação, nas condições normais de temperatura e pressão, um volume de gás carbônico, em litros, igual a
a) $x \cdot 22,4 / 44$ b) $x / 22,4$ c) $x \cdot 44 / 22,4$
d) $x \cdot 22,4$ e) $x / 22,4 \cdot 44$

46. (UFRGS) A massa de duas moléculas de água é
a) 36g b) 6×10^{23} g c) 12×10^{23} g
d) 36×10^{-23} g e) 6×10^{-23} g

47. (UFRGS) A massa de etanol (C_2H_6O) que deve ser adicionada a 64g de metanol (CH_4O) para preparar uma mistura que contenha o mesmo número de moléculas de ambos os alcoóis é
a) 32g b) 46g c) 64g d) 92g e) 126g

48. (PUCRS) O número de moléculas de água existentes numa gota de massa igual a 5×10^{-2} g é:
a) $2,77 \times 10^{-3}$ b) $2,77 \times 10^3$ c) $1,67 \times 10^{-21}$
d) $1,67 \times 10^{21}$ e) $1,2 \times 10^{23}$

49. (PUCRS) Qual a massa de uma molécula de hidrogênio?

- a) 1g b) 2g c) $1/6 \times 10^{23}$ g
- d) $2/6 \times 10^{23}$ g e) $22,4/6 \times 10^{23}$ g

50. (IPA) Em meio mol de água, podemos afirmar que existem

- a) $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de água
- b) $6,02 \times 10^{23}$ átomos de água
- c) $6,02 \times 10^{23}$ átomos de hidrogênio
- d) $6,02 \times 10^{23}$ átomos de oxigênio
- e) $6,02 \times 10^{23}$ elétrons

51. (UFRGS) A borracha natural é constituída pela união de várias macromoléculas – $(C_5H_8)_n$.

Sabendo que uma amostra de borracha apresenta $3,01 \times 10^{26}$ átomos de carbono, qual a massa, em gramas, desta amostra?

- a) 68 b) 68×5 c) 68×100 d) $68 \times 6,02 \times 10^{23}$
- e) $68 \times 3,01 \times 10^{26}$

52. (UFRGS) Meio mol de moléculas de cloreto de hidrogênio (HCl) possui:

- a) 60×10^{22} átomos b) 15×10^{22} átomos
- c) 60×10^{11} átomos d) 30×10^{22} átomos
- e) 3×10^{22} átomos

53. (UFRGS) O cloreto de mercúrio I, também conhecido como calomelano, possui fórmula Hg_2Cl_2 .

O número de átomos de mercúrio existente em um mol deste composto é aproximadamente:

- a) 1 b) 2 c) 6×10^{23} d) $1,2 \times 10^{24}$ e) $2,4 \times 10^{24}$

Capítulo 11 - Radioquímica



Radioquímica: tornando a vida possível.

11.1 Introdução

A radioquímica é a fração da química responsável pelo estudo das aplicações de isótopos radioativos na química. Ao contrário do que acreditam as mentes estreitas, a radioquímica, assim como a química, traz inúmeros benefícios a nossa vida. Sem a radioquímica não existiriam maneiras de detectar ossos quebrados sem recorrer a processos cirúrgicos; não existiriam os alimentos irradiados que se conservam por longos períodos de tempo; também não existiria a radioterapia que combate o câncer e, muito menos, as usinas nucleares, que fornecem energia elétrica aos nossos lares nos dando conforto.

A radioatividade é um fenômeno apresentado por nuclídeos que se decompõem de maneira espontânea ou artificial, provocando a emissão de radiações ou partículas subatômicas. A palavra radioatividade deriva das palavras *rádio + atividade*, propriedade que corresponde à desintegração espontânea efetuada por átomos de certos elementos instáveis que se transformam em átomos de outro elemento, acompanhada de emissão de radiação.

Radiação é uma denominação genérica dada à energia emitida na forma de ondas eletromagnéticas. Existem diversas formas de radiação sendo que a ordem crescente de seu comprimento de onda é: raios cósmicos, raios gama, raios-X, radiações ultravioleta, luz visível, radiações infravermelhas e as ondas hertzianas.

11.2 - Tipos de radiações

As radiações citadas a seguir são um resumo das principais formas de radiações.

a) Raios cósmicos - são radiações com grande poder ionizante e de penetração; sua incidência aumenta com a altitude. Estima-se que, ao nível do mar, um volume comparável ao de uma cabeça humana receba cerca de 300 raios cósmicos por segundo.

b) Raios gama - são radiações eletromagnéticas (fótons) que acompanham as desintegrações radioativas; apresentam um grande poder de penetração e apresentam um comprimento de onda entre 0.0001nm e 0.1nm. Muito úteis na esterilização de alimentos.

c) Raios-X - são radiações eletromagnéticas com comprimento de onda entre 0,001 e 10nm descobertas em 1895 por Roentgen¹⁹. Com a fantástica propriedade de atravessar materiais de baixa densidade, como a carne, e de serem absorvidos por materiais de densidade elevada, como os ossos do corpo humano, que contêm cálcio (elemento mais denso), são amplamente utilizados para se obter radiografias.

Somente os raios que ultrapassam o corpo impressionam a chapa fotográfica posicionada para esta finalidade. Assim, os ossos criam uma imagem de sombras que torna possível sua visualização.

Ser invisível ao olho nu não significa ser indetectável. Os raios-X podem ser facilmente detectados por três formas distintas: ionização do ar e outros gases; enegrecimento de filmes fotográficos, do mesmo modo que a luz, e por fazerem alguns materiais fluorescer.

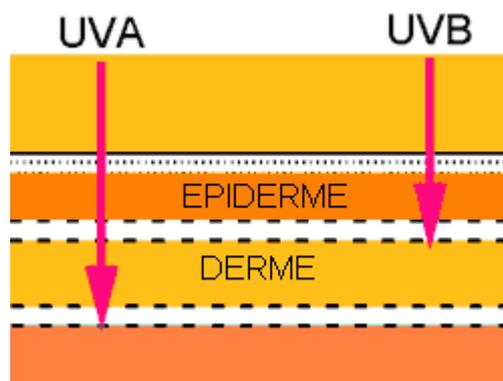
d) Radiações ultravioleta - ondas eletromagnéticas com comprimento de onda entre 100 e 400 nm. Estas radiações são subdivididas em:

- UVA 400nm - 320nm. Os raios UVA apresentam um grande comprimento de onda e penetram profundamente na pele, causando envelhecimento precoce, enrugamento, uma série de

¹⁹ Wilhelm Conrad Roentgen (1845-1923). Físico Alemão.

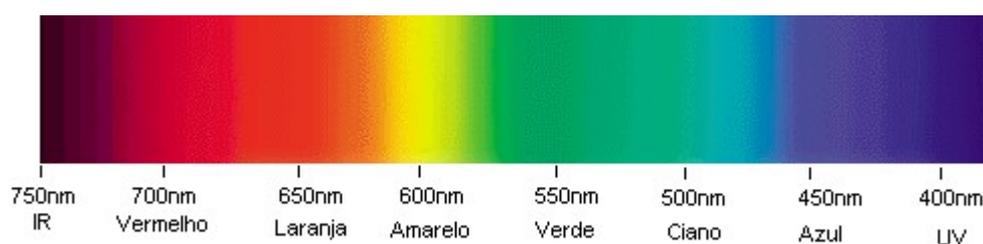
alergias. A letra A vem do Inglês *Ageing* (envelhecimento). Estes raios são presentes durante todo o tempo em que a luz solar presente

- UVB 320nm - 290nm. Estes raios são na sua maior parte absorvidos pela pele (epiderme e derme). Ativam a melanina, o pigmento da cor da pele. Todavia, a letra B de UVB não vem da ordem alfabética, mas do Inglês *Burn* (queimar), uma vez que estes raios provocam queimaduras na pele. Os horários de maior intensidade dos raios UVB são entre 10:00 e 14:00h.
- UVC 290nm - 100nm. Os raios UVC nunca atingiam a superfície da terra pois eram filtrados pela camada de ozônio; entretanto, hoje em dia, quem sabe?



e) Luz visível - este é o conjunto de comprimentos de onda que podemos ver, que variam do violeta ao vermelho, com todas as outras cores que vemos compreendidas entre estas.

Cor	Comprimento de onda (nm)	Frequência (10^{12} Hz)
vermelho	780 - 622	384 - 482
laranja	622 - 597	482 - 503
amarelo	597 - 577	503 - 520
verde	577 - 492	520 - 610
azul	492 - 455	610 - 659
violeta	455 - 390	659 - 769



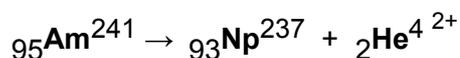
f) Radiações infravermelhas - são radiações com comprimento de onda maior que a luz visível, situadas logo após o vermelho. Apresenta comprimento de onda entre 750nm e 1mm. Apresentam as mais diversas aplicações como a visão noturna, imagens térmicas, aquecimento, comunicações, espectroscopia.

g) Ondas hertzianas - assim como as demais, são ondas eletromagnéticas, porém com grande comprimentos de onda. Como apresentam comprimentos de onda muito grande, é mais interessante apresentar suas frequências em Hertz (Hz); desta forma, seus comprimentos variam entre 9 kHz e 3000 Ghz. São amplamente utilizadas nos meios de comunicação.

11.3 – Partículas emitidas pela desintegração nuclear

Partículas alfa (α) - são emitidas diretamente do núcleo do átomo; são compostas de dois prótons, dois nêutrons e apresentam carga $2+$; são, assim, núcleos de Hélio ionizados que um átomo instável emite ao se desintegrar.

Ao emitir uma partícula alfa, o núcleo do átomo se transforma em outro núcleo atômico com número atômico menor em duas unidades e número de massa quatro unidades menor. Por exemplo:

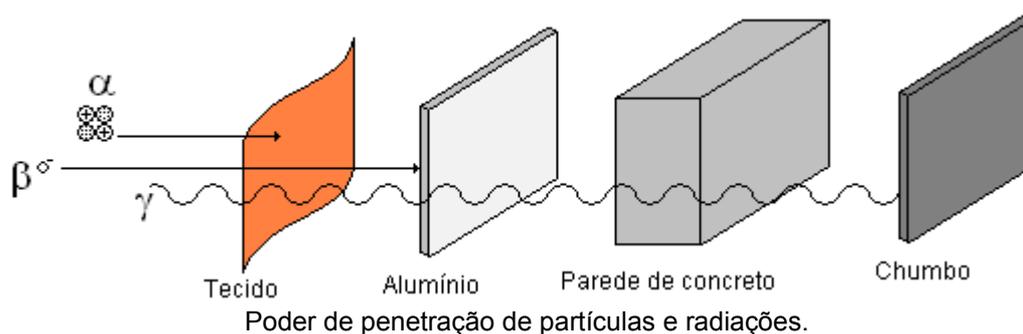


Apesar de terem um poder de penetração pequeno, as partículas alfa causam danos aos tecidos vivos.

Partículas beta (β^- e β^+) - é uma forma de radiação ionizante emitida por certos tipos de núcleos radiativos, isto é, esta radiação possui energia suficiente para ionizar átomos e moléculas. Ocorre pela emissão de elétrons (β^-) e/ou pósitrons (β^+), quando um nêutron é convertido em um próton, com emissão de um elétron. E no caso de um elétron do tipo antineutrino, temos um decaimento do tipo β^- . Já quando um próton é convertido em um nêutron, com a emissão de um pósitron e de um elétron do tipo neutrino, temos um decaimento do tipo β^+ .

Raios gama (γ), ver acima.

A ilustração demonstra o poder de penetração das principais partículas e radiações.



As partículas alfa, por serem muito grandes, apresentam um poder de penetração pequeno e não conseguem, sequer, atravessar uma fina camada de tecido. As partículas beta, por serem elétrons, apresentam grande velocidade e atravessam os tecidos sem maiores problemas causando danos durante a sua passagem, porém, apenas uma camada de Alumínio, de apenas alguns milímetros. Já a radiação gama, penetra tecidos, Alumínio, e concreto com grande facilidade e é bloqueada por uma camada de chumbo.

11.4 - Meia-vida dos elementos

Ao emitir radiações, os elementos perdem energia. O termo meia-vida é utilizado para determinar o tempo necessário para que a energia de um isótopo seja reduzida pela metade. Após o primeiro período de meia-vida, somente a metade dos átomos radioativos originais permanecem radioativos. No segundo período, somente $1/4$, e assim por diante. Alguns isótopos apresentam meia-vida de frações de segundos; outros, de bilhões de anos. A meia-vida é uma característica própria de cada isótopo.

À medida em que um elemento perde partículas alfa ou beta, ele passa por um processo chamado de decaimento radioativo, transformação radioativa ou transmutação, que é um processo onde um elemento radioativo (elemento pai) se converte em outro elemento mais estável (elemento filho), chamado radiogênico.

A tabela a seguir demonstra a transmutação e o período de meia-vida de alguns elementos:

Elemento-pai	Radiogênico	Meia-vida
Potássio-40	Argônio-40	1,25 bilhões de anos
Rubídio-87	Estrôncio-87	48,8 bilhões de anos
Tório-232	Chumbo-208	14 bilhões de anos
Urânio-235	Chumbo-207	704 bilhões de anos
Urânio-238	Chumbo-206	4.47 bilhões de anos
Carbono-14	Nitrogênio-14	5730 anos

Nem todos os elementos apresentam períodos de meia-vida tão longos; a tabela a seguir apresenta a meia-vida de alguns elementos menos estáveis:

Elemento	Meia-vida
Polônio-214	0,164 segundos
Oxigênio-15	2 minutos
Bismuto-212	60,5 minutos
Sódio-24	15 horas
Iodo-131	8 dias
Fósforo-32	14,3 dias
Cobalto-14	5,3 anos

O processo de decaimento radioativo prossegue até que um núcleo (elemento) não-radioativo seja formado. Lembre-se que existem três tipos de decaimento radioativo, alfa, beta e gama.

- Decaimento **alfa**: o núcleo emite uma partícula alfa; isto provoca a redução da massa em 4 unidades e do número atômico em 2 unidades. O Urânio-238 apresenta este tipo de decaimento.
- Decaimento **beta**: o núcleo libera uma partícula beta; isto não reduz a massa atômica, mas reduz o número atômico em uma unidade.
- Decaimento **gama**: o núcleo libera um raio gama (fóton); este tipo de decaimento é quase sempre acompanhado de decaimentos alfa e beta. Todavia, neste tipo de decaimento o número atômico e o número de massa permanecem iguais, o elemento pai e o radiogênico são os mesmos, porém o núcleo passa de um estado excitado (maior energia) para um estado relaxado (menor energia).

A meia-vida dos elementos pode ser calculada com grande precisão através da seguinte equação:

$$E_r = E_0 \cdot 0,5^{\frac{t}{t_1/2}}$$

E_r = quantidade restante do elemento
 E_0 = quantidade inicial do elemento
 t = tempo transcorrido
 $\frac{t_1}{2}$ = meia vida da substância

Por exemplo, se hoje você possui 157g de Carbono-14, qual será a massa deste isótopo que irá existir daqui há 2000 anos, sabendo que a meia-vida deste elemento é de 5730 anos?

$$E_r = 157 \cdot 0,5^{(2000/5730)}$$
$$E_r = 123,262\text{g}$$

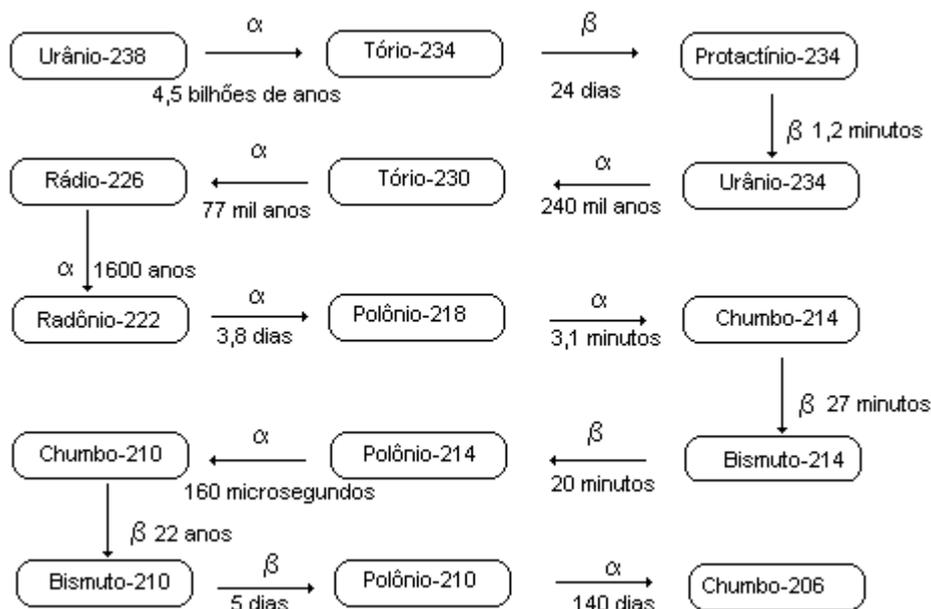
Assim, temos que, após 2000 anos, a quantidade de Carbono-14 residual da amostra inicial é aproximadamente igual à 123g. Esta equação é a base de um processo muito utilizado por arqueólogos, denominado datação por Carbono-14.

Datação por Carbono-14

Na atmosfera existe cerca de uma parte de Carbono-14 para cada 10^{12} partes de Carbono-12. O carbono-14 é formado quando raios cósmicos atingem o Nitrogênio do ar presente nas camadas mais altas da atmosfera. O Carbono-14 é produzido continuamente na atmosfera e também está continuamente se desintegrando. Os organismos vivos absorvem o Carbono-14 diretamente da atmosfera por fotossíntese ou, indiretamente, por ingestão de plantas ou animais. Desta forma, a mesma proporção de Carbono-14 existente na atmosfera é encontrada nos organismos vivos. Ao morrer, os organismos deixam de absorver Carbono-14 que, paulatinamente, se desintegra à medida em que a quantidade de Carbono-12 se mantém constante. Comparando a fração de Carbono-14 e Carbono-12 de seres mortos com suas proporções relativas aos seres vivos, obtém-se a idade da amostra.

11.5 - Séries ou Famílias Radioativas

As séries ou famílias radioativas são um conjunto de átomos relacionados entre si por sucessivas desintegrações. Existem apenas três séries que ocorrem naturalmente.



Família do Urânio-238

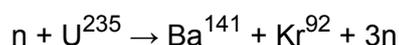
As outras duas famílias são do Actínio (começa com Urânio-235 e termina com Chumbo-207) e do Tório (começa com Tório-232 e termina com Chumbo-208).

Também existem as séries artificiais de transmutação e transurânica.

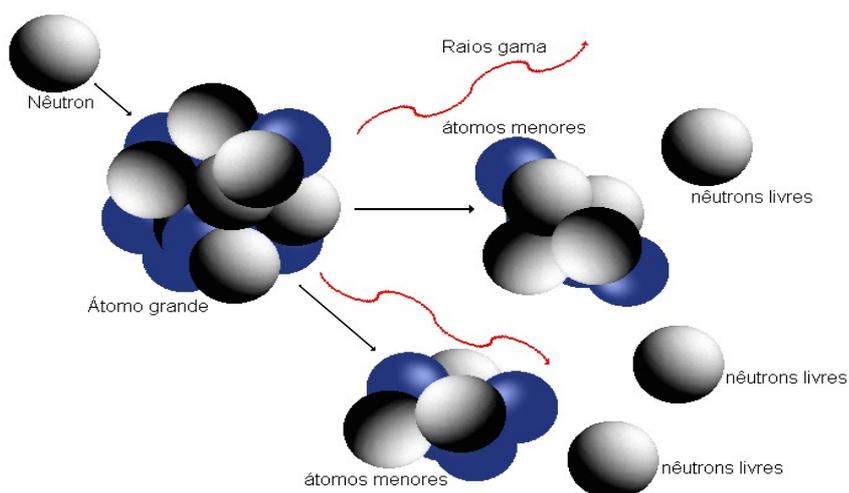
11.6 – Fissão e Fusão nuclear

Fissão, palavra originária do Latim, *fissione*, e significa rotura, quebra, cisão. A fissão nuclear é a quebra de um núcleo atômico pesado e instável através do bombardeamento deste núcleo com nêutrons originando dois núcleos atômicos médios (com maior estabilidade), mais 2 ou 3 nêutrons e uma grande quantidade de energia.

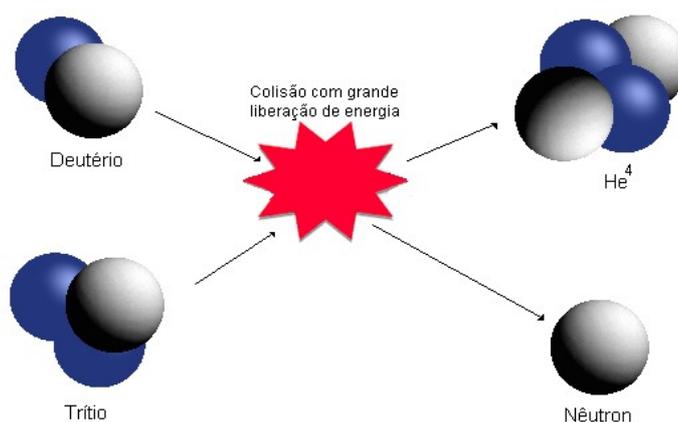
Uma reação de fissão típica é:



A energia média liberada na fissão de 1 grama de U^{235} é da ordem de 10^4 kW.h.



Fusão também é uma palavra originária do Latim, *fusionem*, porém é o ato de fundir, juntar, unir, associar. Este processo é inverso à fissão, ou seja, é a união de núcleos pequenos formando núcleos maiores e liberando uma quantidade muito grande de energia.



11.7 – Irradiação e contaminação radiológica

A irradiação é a exposição de um corpo à radiação. Isto pode ser feito a distância, sem necessidade de contato. O tratamento de certos tumores com a Bomba de Cobalto faz uso da irradiação; assim sendo, irradiar não significa contaminar.

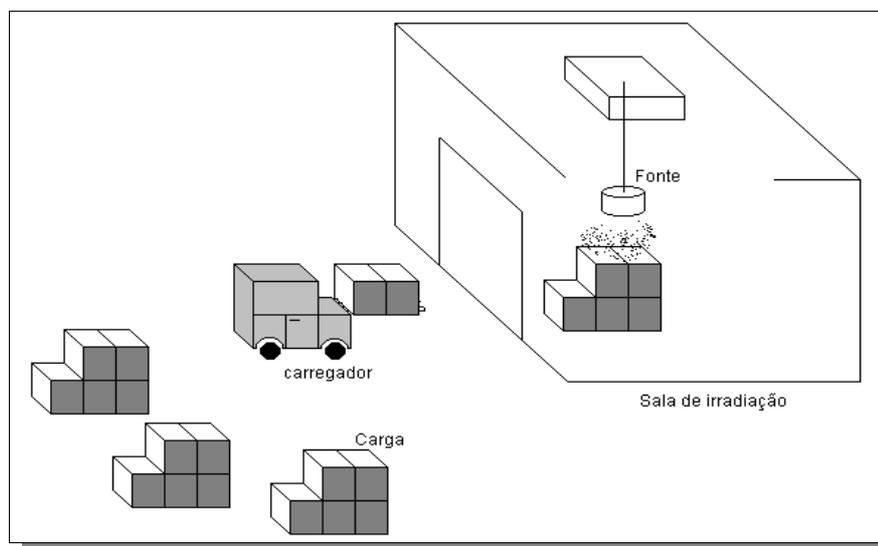
A contaminação radiológica ocorre quando um elemento radioativo está em um local onde não deveria estar. A descontaminação do local é feita retirando-se o material contaminante. Sem o agente radiológico, o lugar não apresentará irradiações e nem ficará radioativo. É importante ter em vista que a irradiação não contamina, mas a contaminação irradia.

11.8 - A irradiação de alimentos

O interesse dos pesquisadores em saúde pública pela irradiação dos alimentos existe há pelo menos 100 anos. Nos Estados Unidos, Institutos de Tecnologia vêm realizando pesquisas nessa área desde 1899 e na Europa, cientistas alemães e franceses mostravam interesse pelo assunto a partir de 1914. Entretanto, os resultados dessas pesquisas não foram os mais animadores, porque o processo de irradiação provocava alterações que comprometiam a aceitação do produto pelos consumidores. Mas as pesquisas não pararam por aí. A partir de 1950, novos estudos começavam a revelar benefícios trazidos pela irradiação dos alimentos. Além do potencial de diminuir a incidência de intoxicações alimentares, a irradiação inibe o brotamento de raízes e tubérculos, desinfeta frutos, vegetais e grãos, atrasa a decomposição, elimina organismos patogênicos e aumenta o tempo de prateleira de carnes, frutos do mar, frutas, sucos de frutas que podem ser conservados durante muito tempo (anos) sem refrigeração.

A irradiação é, portanto, o processo de expor os alimentos a doses elevadas de raios gama, feixes de elétrons ou raios-X. Este procedimento torna inativos os microrganismos nocivos, matando-os ou esterilizando-os, sem tornar os alimentos radioativos. As formas de radiação utilizadas no processo de irradiação do alimento provocam ionização, ou seja, criam cargas positivas ou negativas; a formação dessas cargas resulta em efeitos químicos e biológicos que impedem a divisão celular em bactérias pela ruptura de sua estrutura molecular. Os níveis de energia utilizados para se conseguir esse efeito não são suficientes para induzir radioatividade nos alimentos. O alimento, em hipótese alguma, entra em contato com a fonte de radiação.

Na irradiação de alimentos, os raios gama são produzidos por isótopos radioativos, mais frequentemente o Cobalto-60 ou o Césio-137. Depois que o Cobalto-60 é produzido, ele é duplamente encapsulado em tubos de aço inoxidável, o que impede qualquer vazamento de radiação. A meia-vida desse elemento é de 5,3 anos. Os produtos a serem irradiados, embalados ou a granel, passam pela câmara de irradiação através de um sistema transportador composto por esteiras, onde são submetidos a um campo de irradiação num ritmo controlado preciso, de forma a receber a quantidade exata de energia para o tratamento. Os níveis de energia são baixos e os produtos irradiados não se tornam radioativos.



A irradiação pode induzir a formação de algumas substâncias, chamadas de produtos radiolíticos, na constituição dos alimentos. Estas substâncias não são radioativas e não são exclusivas dos alimentos irradiados. Muitas delas são substâncias encontradas naturalmente nos alimentos ou produzidas durante o processo de aquecimento (glicose, ácido fórmico, dióxido de carbono, etc.). Pesquisas sobre essas substâncias não encontraram associação entre a sua

presença e efeitos nocivos aos seres humanos. Em relação aos nutrientes, a irradiação promove poucas mudanças. Outros processos de conservação, como o aquecimento, podem causar reduções muito maiores dos nutrientes. As vitaminas, por exemplo, são muito sensíveis a qualquer tipo de processamento, no caso da irradiação, sabe-se que a vitamina B1 (tiamina) é das mais sensíveis, mas mesmo assim as perdas são mínimas. A vitamina C (ácido ascórbico), sob efeito da irradiação, é convertida em ácido dehidroascórbico, que é outra forma ativa da vitamina C.

A principal causa de vários países estarem utilizando alimentos irradiados é a questão econômica. Segundo organizações internacionais ligadas ao controle de alimentos, cerca de 25% de toda produção mundial de alimentos se perde pela ação de microorganismos, insetos e roedores. A germinação prematura de raízes e tubérculos condena à lata de lixo toneladas desses produtos e é um fenômeno mais intenso nos países de clima quente, como o Brasil. A irradiação ajuda a reduzir essas perdas e também reduz a dependência de pesticidas químicos, alguns deles extremamente nocivos para o meio ambiente. Entre os alimentos submetidos a esse processo estão as frutas, vegetais, temperos, grãos, frutos do mar, carne e aves. Mais de 1,5 toneladas de alimentos é irradiada no mundo a cada ano, segundo a Fundação para Educação em Alimentos Irradiados (entidade norte-americana). Embora essa quantidade represente apenas uma pequena fração do que é consumido no mundo todo, a tendência é crescer.

Entretanto, existe uma preocupação, não só por parte das autoridades, mas principalmente por parte da população no que se refere à dose segura para irradiar alimentos. O debate continua aceso quanto à segurança da irradiação alimentar. No entanto, mais de 30 anos de estudos ainda não conseguiram encontrar qualquer risco diretamente associado à ingestão de alimentos irradiados. A dose de radiação é medida em Grays (G) ou quilograys (kGy), onde 1 Gray = 0,001 kGy = 1 Joule de energia absorvida por quilograma de alimento irradiado. Um comitê de investigação da Organização Mundial de Saúde confirmou a "não-toxicidade" da irradiação para qualquer tipo de alimento, desde que não se ultrapasse uma determinada dose (até 10kGy). Para 95% dos alimentos a tratar, a quantidade de irradiação necessária não se aproxima desse limite. De acordo com a OMS (Organização Mundial da Saúde), alimentos irradiados com doses de até 10kGy não necessitam de avaliação toxicológica ou nutricional. Os alimentos irradiados consumidos no mundo não recebem mais do que essa dosagem. Para retardar o amadurecimento de frutas, por exemplo, não é necessário mais do que 1 kGy. Para inibir o brotamento de raízes e tubérculos (batata, cebola, alho, etc.) a dose necessária varia de 0,05 a 0,15 kGy. Para prevenir que os grãos sejam infestados por insetos, 0,1 a 2kGy são suficientes.

Outra preocupação da população está na indagação no que se refere às possíveis alterações que a irradiação pode causar nos alimentos como, por exemplo, cor, textura, sabor, etc. Nem todos os alimentos podem ser irradiados. Um exemplo é o leite, que adquire um sabor impalatável. Para se adotar a irradiação como um processo de conservação do alimento, é preciso que se realize um estudo das suas características organolépticas pós-tratamento. Na maioria dos alimentos, entretanto, essas alterações são mínimas ou simplesmente inexistem.

No Brasil, a legislação sobre irradiação de alimentos existe desde 1985 (Portaria DINAL nº 09 do Ministério da Saúde, 08/03/1985). Apenas uma empresa realiza esse serviço e está localizada em São Paulo. O Instituto de Pesquisas Nucleares, situado na USP (Universidade de São Paulo), além de realizar pesquisas na área, realiza um trabalho junto aos produtores, mostrando os benefícios e vantagens da irradiação de alimentos.

A experiência mostra que os consumidores, quando devidamente informados, reagem positivamente à oferta de alimentos irradiados. Um estudo realizado na Alemanha revelou que os consumidores se preocupam com o processamento dos alimentos que consomem, no entanto essa preocupação foi maior no caso dos pesticidas (55%) e conservantes (43%) do que da irradiação (38%) e embora uma parcela dos consumidores seja extremamente contrária à irradiação dos alimentos a maioria muda de opinião após serem expostos a campanhas educativas. Na Argentina, uma campanha de esclarecimento aumentou muito a aceitabilidade das cebolas irradiadas. Na França aconteceu o mesmo depois que uma rede de supermercados colocou à venda morangos irradiados. Após o esclarecimento da população, os consumidores passaram a preferir os produtos irradiados, devido a sua melhor qualidade. De fato, isso mostra que, quando bem esclarecidos, os consumidores dão a devida importância à segurança e à qualidade dos produtos que consomem.

11.9 - A catástrofe de Chernobyl

Chernobyl é uma cidade da antiga União Soviética, na atual Ucrânia. Nesta cidade, ocorreu, em 1986, um acidente com um reator nuclear alimentado com Urânio enriquecido, refrigerado à água fervente e moderado a grafite. Este tipo de reator evoluiu a partir de um modelo cujo objetivo é a produção de Plutônio a partir do Urânio em seu interior (com finalidades belicistas).

Este é o tipo de problema que não se resolve por si só, apesar das negativas do governo da URSS que demorou dois dias para reconhecer o acidente onde o mundo já sabia que algo de errado estava acontecendo.

Na cidade próxima à cidade de Uppsala, na Suécia, monitores de radiação na Central Nuclear de Forsmark detectaram níveis incomuns de iodo e cobalto, motivando a evacuação dos funcionários da área acreditando haver um vazamento nuclear. Para o espanto de todos, o problema não estava na central, mas no ar. Uma nuvem radiológica se movia em direção à Europa.

Encurtando uma longa história, neste acidente foram liberadas na atmosfera uma coleção de elementos radioativos. Este foi um acidente de verdade e mereceu a devida cobertura da mídia.

11.10 - O caso Goiânia

Em 1987, apenas 1 ano depois da catástrofe de Chernobyl, ocorreu um pequeno incidente no Brasil. Um roubo, efetuado por R. S. Alves e W. Mota, de um aparelho de radioterapia abandonado que continha uma fonte de Cloreto de Césio, do Instituto Goiano de Radioterapia, acabou mal. A mídia, ainda apavorada com o acontecido na URSS, deu uma cobertura sensacionalista ao fato, incluindo definitivamente na história do Brasil estes dois cidadãos que contribuíram de forma decisiva para o fim ou estrangulamento do Programa Nuclear Brasileiro.

Em 1990, o Brasil dispunha de pouco mais 10.500 profissionais na área nuclear sendo que este valor foi decaindo paulatinamente para, provavelmente, menos de 8.000 em 2006.

Com isto, o Brasil não só perdeu a sua motivação à pesquisa nuclear, como também perdeu parte de sua soberania e de seu orgulho. O Brasil sempre foi atrasado na pesquisa nuclear, mas os vinte anos seguintes ao roubo do aparelho foram marcados pela sua sombra e pouco se progrediu nesta área.

A área nuclear é um mercado de milhões de Dólares que o Brasil se privou de explorar. Neste mercado estão incluídos alimentos irradiados, que duram muito mais sem apodrecer e são uma opção vital em um país no qual uma boa parcela da população passa fome. O mercado de rádio-fármacos passou anos sem investimentos e o Brasil apresenta um potencial enorme para a exportação destes produtos. O reprocessamento do Urânio é um mercado que só é explorado pelos Franceses, assim como o da estocagem de lixo radiológico. E o Brasil tem capacidade de ganhar este mercado! O mercado de energia também sofreu um duro golpe, mas parece que ninguém quis saber que o modelo das plantas nucleares que o Brasil possui era diferente do usado em Chernobyl, o que importava é que tinha o nome nuclear.

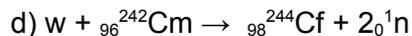
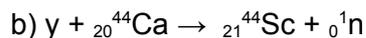
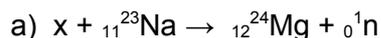
O futuro do Brasil não será o de ser o maior exportador de banana, goiaba, mandioca, nabo ou beterraba. O Brasil será o maior exportador de energia. Já exportamos álcool, estamos iniciando planos de exportar biodiesel, iremos exportar energia elétrica e outras fontes de energia que nem se houve falar. E precisamos ter em mente que a exportação de energia também inclui a energia nuclear.

Exercícios:

1. Que característica comum apresentam os núcleos de átomos com número atômico maior que 83?
2. De que fator depende a estabilidade do núcleo?
3. Quais os tipos de radiações lançadas por átomos radioativos?
4. Como se pode definir radioatividade?
5. Qual é a região do átomo responsável pela radioatividade?
6. O que constitui cada uma das radiações α , β e γ ?
7. Quais dessas três radiações possuem carga elétrica?
8. Por que no experimento de Rutherford a radiação β sofre um desvio maior que a α ?
9. O que é o poder de penetração de uma radiação?
10. Qual das radiações (α , β ou γ) possui maior e menor poder de penetração? Por quê?
11. Cite pelo menos três efeitos das radiações?
12. O que são fluorescência e fosforescência?
13. O que é um contador Geiger e como funciona?
14. Determine o valor do número atômico (Z) e do número de massa (A) do nuclídeo formado quando o radônio $^{222}_{86}\text{Rn}$ emite uma partícula α . Escreva a equação nuclear balanceada.
15. O nuclídeo $^{227}_{89}\text{Ac}$ emite uma partícula β e forma outro nuclídeo, ^A_ZX . Determine os valores de A e Z e escreva a equação nuclear balanceada.
16. Calcule o número de partículas α . e β que o urânio 238 ($^{238}_{92}\text{U}$) precisa emitir para se transformar em rádio 226 ($^{226}_{88}\text{Ra}$). Escreva a equação nuclear balanceada.
17. Qual é a partícula emitida em cada uma das transformações abaixo?
 - a) $^{232}_{90}\text{Th} \rightarrow ^{228}_{88}\text{Ra}$ _____
 - b) $^{208}_{81}\text{Tl} \rightarrow ^{208}_{82}\text{Pb}$ _____
 - c) $^{216}_{85}\text{At} \rightarrow ^{212}_{83}\text{Bi}$ _____
 - d) $^{212}_{82}\text{Pb} \rightarrow ^{212}_{83}\text{Bi}$ _____
18. Quantas partículas α . e quantas partículas β são emitidas quando o átomo de $^{232}_{90}\text{Th}$ se transforma em $^{224}_{88}\text{Ra}$?
19. A partir de um átomo radioativo, chega-se ao elemento $^{220}_{86}\text{Rn}$ por meio de três emissões α . E duas emissões β . Qual é o átomo inicial?
20. Na sequência radioativa abaixo, qual é o total de partículas α .e β emitidas?
 $^{218}_{84}\text{Po} \rightarrow ^{214}_{82}\text{Pb} \rightarrow ^{214}_{83}\text{Bi} \rightarrow ^{214}_{84}\text{Po} \rightarrow ^{210}_{82}\text{Pb}$
- 21) Um átomo de $^{231}_{91}\text{Pa}$ transforma-se, por emissão de uma partícula α , no átomo X.
 - a) Equacione a reação.
 - b) Dê o número de nêutrons do átomo X.
 - c) Dê o nome do elemento X.
21. Defina velocidade média de desintegração radioativa.
22. Quais os fatores que determinam a velocidade de desintegração?
23. A meia-vida do cério-137 é de 30 anos. Se tivermos 12g desse elemento, após quanto tempo essa massa será reduzida para 0,75g?
24. A meia-vida do $^{227}_{89}\text{Ac}$ é de 20 anos. Se tivermos 16g desse elemento, qual a massa que restará após 60 anos?
25. A meia-vida do $^{131}_{53}\text{I}$ é de 8 dias. Quanto tempo será necessário para restar apenas 1/32 dessa substância?
26. Após 12 dias, uma substância radioativa tem a sua atividade reduzida para 1/8 da inicial. Qual é a meia-vida dessa substância?
27. Um isótopo radioativo tem meia-vida igual a 5min. Dispondo-se em um dado de 6g desse isótopo, qual será a sua massa após 20 minutos?

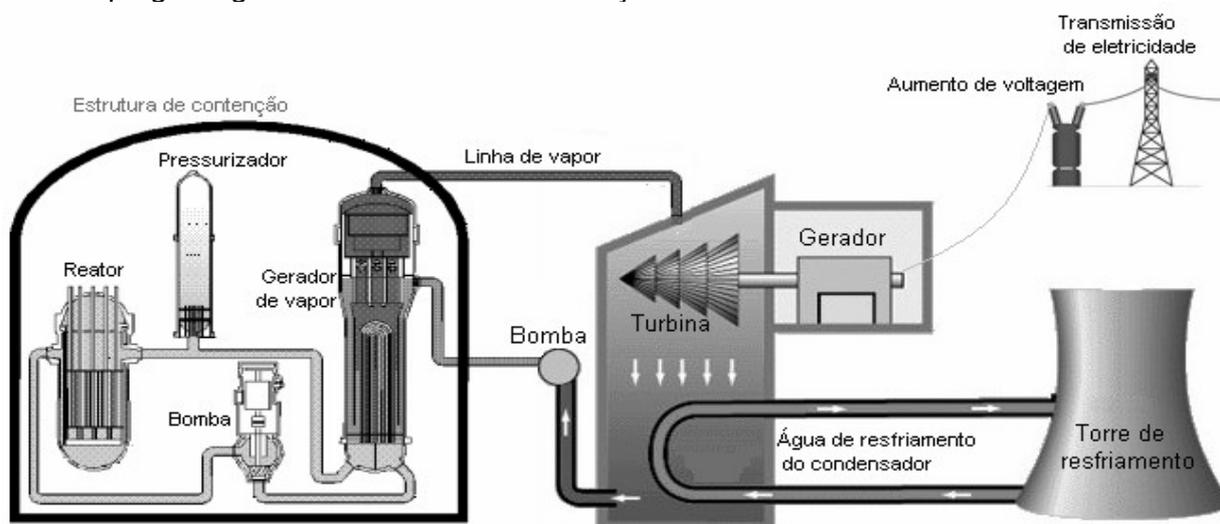
28. Após 90 anos, restou 1/8 da massa inicial do isótopo do célio-137. Determine a meia-vida desse isótopo.
29. O enxofre-35 é usado em pesquisas sobre o volume das células. Esse isótopo perde 87,5% de sua atividade após 262,5 dias. Calcule a meia-vida desse isótopo?
30. Nas equações nucleares abaixo, identifique as

partículas x, y, z e w:



11.11 – Energia nuclear

A energia nuclear consiste no uso controlado de reações de desintegração nuclear para a obtenção de energia sob a forma de calor. O calor é convertido em energia cinética para movimentar uma turbina. A turbina converte a energia cinética em energia elétrica. E a energia elétrica, gerada pelas usinas nucleares é consumida com segurança em milhares de lares e indústrias no Brasil, gerando empregos e garantindo a soberania da nação.



A grande vantagem das Centrais Térmicas Nucleares é a enorme quantidade de energia que pode ser gerada sem a liberação de fuligem ou gases tóxicos, ou seja, a grande potência disponibilizada pelo combustível (urânio). Observe a comparação acima entre o urânio, o carvão e o diesel.



Urânio
10g



Carvão
1200kg



Diesel
700kg

O combustível nuclear exaurido, por ser radioativo, necessita ser estocado com cuidado especiais. Entretanto, através dos processos de decaimento radiológico, o combustível nuclear usado transforma-se com o tempo. Após 40 anos, o fluxo radiológico liberado pelo combustível será 99% menor do que era no momento em que o combustível exaurido foi removido do reator. Todavia, o combustível continua radiativo e deve ser conduzido para a disposição final.

11.12 – Armas atômicas

11.12.1 - Armas atômicas convencionais

As armas atômicas convencionais são produzidas a base de Urânio empobrecido. O [Urânio](#) é um elemento de ocorrência natural, que apresenta na sua constituição três isótopos radioativos principais: U-238, U-235 e U-234. O minério de urânio mais comum e importante é a Uraninite, composta por uma mistura de UO_2 com U_3O_8 . Outros minerais que contem Urânio são a Euxenite, a Carnotite, a Branerite e a Cofinite.

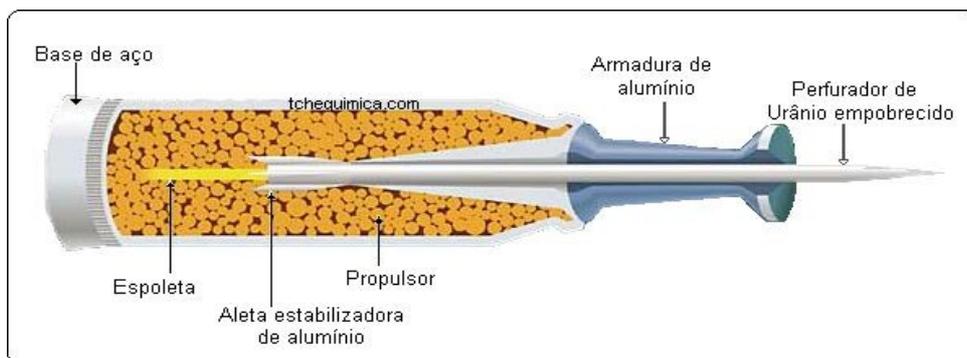
O Urânio empobrecido é o resíduo do processo de enriquecimento do Urânio, que consiste no aumento da concentração do Urânio-235, um isótopo de Urânio que pode sofrer fissão. No processo de enriquecimento do Urânio, praticamente todo U-234 (isótopo radioativo) e aproximadamente 66% do U-235 são separados do Urânio natural, deixando assim um resíduo constituído, na sua maior parte, por U-238. Com grande parte de seus isótopos radioativos principais (U-235 e U-234) removidos, o Urânio empobrecido apresenta cerca de 60% da radioatividade do Urânio natural. Todavia, nada impede que o Urânio empobrecido contenha traços de outros isótopos radioativos que possam ter sido introduzidos ou deixados durante seu processamento.

O Urânio empobrecido apresenta comportamento Físico, Químico e toxicológico similar à forma metálica do Urânio natural, desta forma, assim como o Urânio natural, partículas finas (pó) de Urânio empobrecido inflamam-se com facilidade produzindo óxidos.

Munições feitas a base de Urânio empobrecido são consideradas “armas convencionais”. O que torna o Urânio empobrecido uma opção atraente para o quesito militar é, basicamente, a sua densidade e a sua dureza. Isso permite que projéteis fabricados com esse tipo de material penetrem com relativa facilidade em diversas camadas de blindagens. Quando um projétil penetrante, fabricado à base de urânio empobrecido, atinge a blindagem de um carro de combate, devido à grande pressão envolvida nesta situação, parte do projétil e parte da blindagem normalmente derretem. Após a blindagem ser transpassada, parte do projétil que não derreteu, juntamente com fragmentos da blindagem, atingem o interior do carro de combate ricocheteando e causando grandes danos internos. As partículas de urânio empobrecido podem, também, contribuir para a ignição de produtos inflamáveis, munições e combustível no interior do veículo, aumentando seus efeitos destruidores em combate.

A figura ao lado ilustra a montagem da munição perfurante de blindagem manufaturada com Urânio empobrecido.

Um dos problemas do uso desse tipo de munição é sua interação

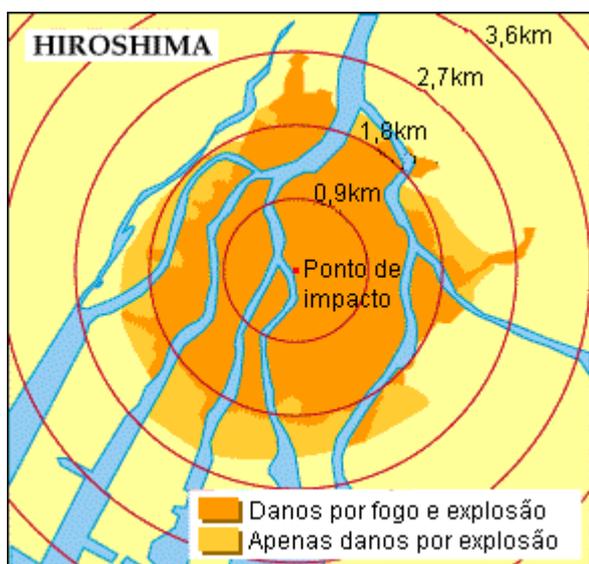


com a comunidade civil. Após seu uso, o Urânio empobrecido pode penetrar no organismo de não-combatentes principalmente através da inalação ou da ingestão de partículas do material. Essas partículas, ao serem inaladas, depositam-se nos pulmões e irradiam as células pulmonares provocando danos. Posteriormente, passam para o sangue, intestino (onde serão filtradas e expelidas) ou para os nódulos linfáticos (onde terão um efeito negativo no sistema imunológico). As partículas de Urânio empobrecido ingeridas que não são expelidas imediatamente (por expiração) acabam por ser depositadas no sangue, causando a redução dos glóbulos brancos e debilitando o sistema imunológico. Após a entrada no sistema circulatório, as partículas de Urânio depositam-se nos rins e, posteriormente, são, em parte, expelidas na urina. Os músculos, o fígado e os ossos são outros órgãos-alvos afetados após as partículas serem depositadas no sangue.

11.12.2 - Armas atômicas termonucleares

As armas atômicas termonucleares são importantes instrumentos de dissuasão e retaliação em escala total. Esse tipo de arma garante soberania às nações quando a diplomacia não funciona mais.

Em 1945, o Japão foi a primeira nação a ter civis incinerados por armas termonucleares. As cidades que inauguraram o incrível poder destas bombas foram Hiroshima e Nagasaki. A figura e a tabela a seguir permitem estimar a eficiência da bomba sobre a cidade de Hiroshima:



Distancia do ponto de impacto (km)	Mortos	Feridos	População
0 - 1.0	86,00%	10,00%	31.2
1.0 - 2.5	27,00%	37,00%	144.8
2.5 - 5.0	2,00%	25,00%	80.3
Total	27,00%	30,00%	256.3

A fotografia a seguir ilustra a cidade Japonesa de Nagasaki antes e depois da detonação de *Fat Man* (do Inglês Homem Gordo), uma bomba nuclear a base de Plutônio. A potência desta bomba foi estimada em aproximadamente 21 kiloton de TNT²⁰, ou $8,78 \cdot 10^{13} \text{ J}$ ($\approx 88 \text{ TJ}$).



²⁰ TNT = trinitrotolueno.

História relacionada as armas termonucleares

Na década de 1950, o casal Rosenberg²¹ foi acusado de fornecer a antiga União Soviética (URSS) segredos relativos a produção da bomba atômica. O julgamento do casal iniciou em 1951 e foi concluído em 1953. Os Rosenberg foram julgados e considerados culpados de conspiração para cometer espionagem. A pena pelo crime de conspiração contra o estado foi a cadeira elétrica, e em 19 de Junho de 1953 o casal Rosenberg foi executado.

Exercícios de lógica, raciocínio, pesquisa extraclasse e debate escolar:

1. Quais as diferenças entre os tipos de armas nucleares?
2. Qual a diferença entre as armas convencionais que utilizam e não utilizam o Urânio empobrecido em sua composição química?
3. a) Utilizando os dados disponíveis da cidade de Hiroshima, escolha uma cidade qualquer e estime os efeitos de um ataque termonuclear sobre a mesma.
b) Após estimar os efeitos do ataque você se considera capaz de compreender por que este tipo de arma não deve ser usado?
4. Se você fosse presidente de uma nação com este tipo de poder de dissuasão, quais eventos o levariam a autorizar o uso de armas termonucleares?
5. As armas nucleares trazem a paz ou fazem a paz?
6. Na sua opinião, armas nucleares garantem a soberania de uma nação ou são um investimento desnecessário?
7. Pergunte ao seu **professor de história** por que durante a “Guerra Fria” os vermelhos e os azuis nunca chegaram às “vias de fato”. O temor de uma retaliação em escala total teve alguma influência sobre o confronto direto?

²¹Julius Rosenberg (1918 – 1953); Ethel Greenglass Rosenberg (1915 – 1953)

Capítulo 12 – Teorias Modernas Ácido-Base

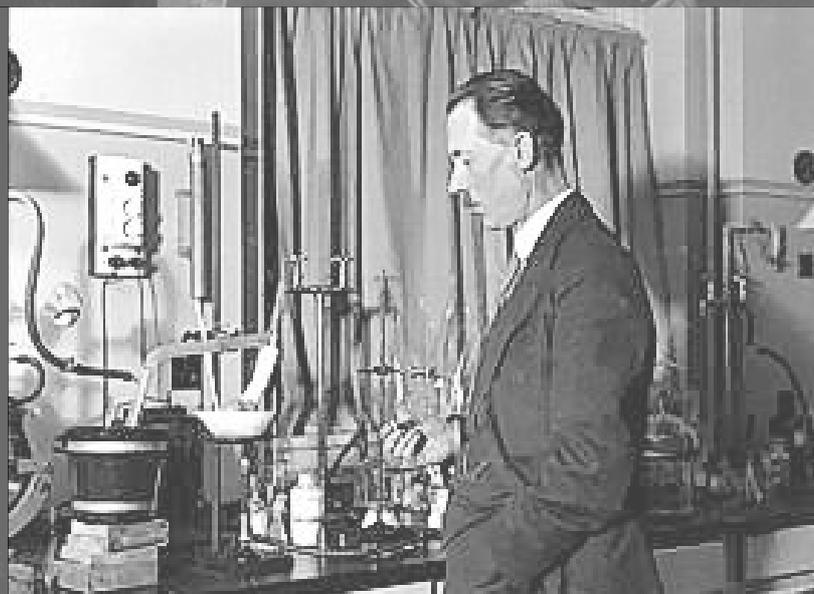
Arrhenius



Lewis



Lowry



Brønsted

Os postulados de grandes químicos e cientistas ainda são a base da ciência dos dias atuais

12.1 – Introdução

Já abordamos alguns aspectos relevantes sobre ácidos e bases nos capítulos 6 e 7 deste livro, mas é conveniente salientarmos que a teoria de Arrhenius para definir o comportamento de ácidos e bases não é a única, sendo, inclusive, a menos abrangente de todas, como veremos nesse capítulo. Mesmo que tenhamos discutido os aspectos conceituais de ácidos e bases de Arrhenius, recapitularemos aqui para que possamos comparar a Teoria ácido-base de Arrhenius com as demais teorias propostas por outros cientistas. Desta forma, nada mais interessante do que começar o nosso estudo tratando da importância destes compostos no nosso dia-a-dia.

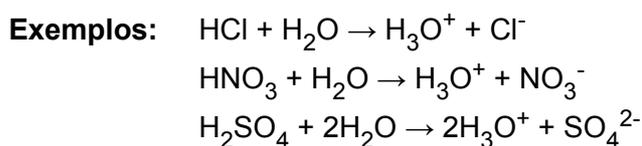
Ácidos e bases estão entre os mais familiares de todos os compostos químicos existentes. Ácido acético no vinagre, cítrico no limão e em outras frutas cítricas, hidróxido de magnésio (leite de magnésia) em antiácidos estomacais e amônia em produtos de limpeza do lar estão entre os ácidos e bases que lidamos com acentuada frequência no nosso dia-a-dia. Outro ácido extremamente importante é o ácido clorídrico, que está presente no suco gástrico e é essencial no auxílio à digestão dos alimentos. É secretado pelo estômago em quantidade que varia entre 1,2 e 1,5 litros por dia.

As propriedades características dos ácidos e bases vêm sendo estudadas há séculos por diversos cientistas das mais variadas nacionalidades. Ácidos apresentam sabor azedo, reagem com metais como o ferro e o zinco, por exemplo, liberando o gás hidrogênio (H₂). Na presença de papel tornassol, mudam sua cor do azul para o vermelho. Por outro lado, as bases apresentam sabor adstringente e na presença de papel tornassol alteram sua cor do vermelho para o azul. Quando ácidos e bases reagem em proporções equivalentes, as características ácidas e básicas desaparecem para formar uma nova substância, o sal.

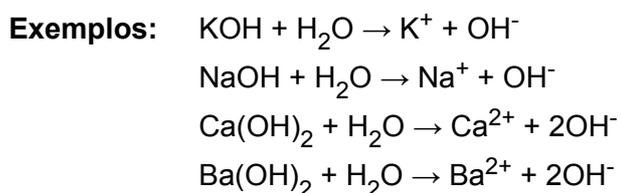
Mas, afinal, o que faz um ácido ser um ácido e uma base ser uma base? Em 1777 o químico francês Antoine Laurent Lavoisier propôs que todos ácidos continham um elemento comum, o oxigênio. De fato, a palavra oxigênio é derivada do grego e significa “acid former”. A idéia de Lavoisier teve que ser modificada, entretanto, quando o químico inglês Sir Humphrey Davy (1778 – 1829) mostrou, em 1810, que o ácido muriático (nome comercial do ácido clorídrico) contém apenas hidrogênio e cloro, mas não oxigênio. Os estudos de Davy sugeriram, posteriormente, que o elemento comum nos ácidos é o hidrogênio, e não o oxigênio. Essa idéia de que o hidrogênio combinado era o responsável pelo comportamento ácido não era totalmente correta, pois a existência de muitos compostos contendo hidrogênio que não eram ácidos não podia ser explicada satisfatoriamente.

12.2 – Definição de Arrhenius

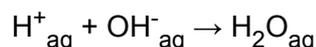
A relação entre o comportamento ácido e a presença de hidrogênio em um composto tornou-se mais clara em 1884 através do químico sueco Svante Arrhenius (1859 – 1927). Arrhenius, através da sua teoria da dissociação eletrolítica, propôs que ácidos são substâncias que contêm hidrogênio e produzem o íon H⁺ [H₃O⁺] (íon hidrônio) como único cátion, quando em solução aquosa.



Em contrapartida, **bases** são substâncias que contêm oxidrila (grupo OH) e liberam íons OH⁻ (íons hidróxido) em solução aquosa.



Na visão de Arrhenius, a **neutralização** é definida como sendo a combinação do íon H^+ com o íon OH^- para formar moléculas de H_2O .



A teoria de Arrhenius aponta para as propriedades de muitos ácidos e bases comuns, mas apresenta importantes **limitações**.

- A teoria de Arrhenius está restrita para soluções aquosas;
- Não aponta para a basicidade da amônia (NH_3), por exemplo, que não contém grupo OH;
- O solvente não desempenha um papel importante na teoria de Arrhenius. Um ácido é esperado para ser um ácido em qualquer solvente. Mas isto se mostra não ser totalmente verdade. Por exemplo, HCl é um ácido em água, isto é, libera como cátion o íon H^+ , comportando-se da maneira que Arrhenius espera. Entretanto, se o HCl está dissolvido no benzeno, não há dissociação, o HCl permanece como uma molécula não-dissociada, não liberando o íon H^+ . A natureza do solvente desempenha um papel crítico nas propriedades das substâncias ácido-base;
- Todos os sais na teoria de Arrhenius devem produzir soluções que não são nem ácidas, nem básicas. Não é o caso. Se uma quantidade equivalente de HCl e amônia reagem, por exemplo, a solução formada torna-se levemente ácida. Em contrapartida, se uma quantidade equivalente de ácido acético e hidróxido de sódio reagem, a solução resultante será básica. Arrhenius não apresenta explicação para este fato;
- A necessidade da presença do íon hidróxido como característica de uma base levou Arrhenius a propor a fórmula HH_4OH como sendo a fórmula da amônia em água. Isso levou a um erro de concepção de que NH_4OH fosse a base verdadeira, não NH_3 .

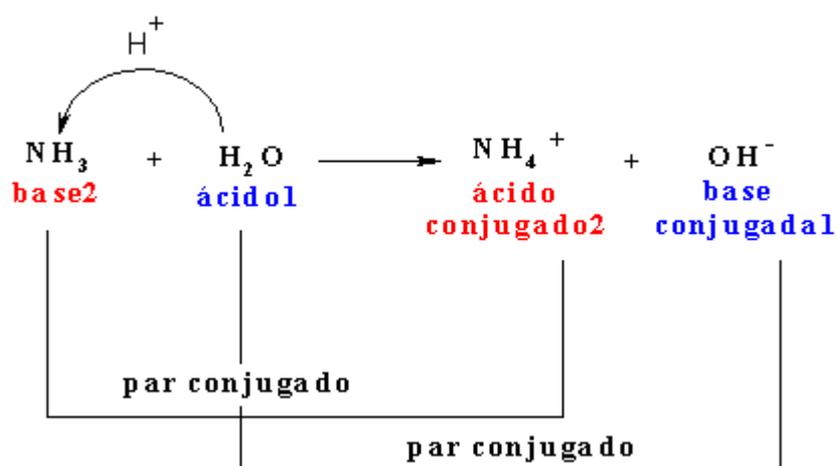
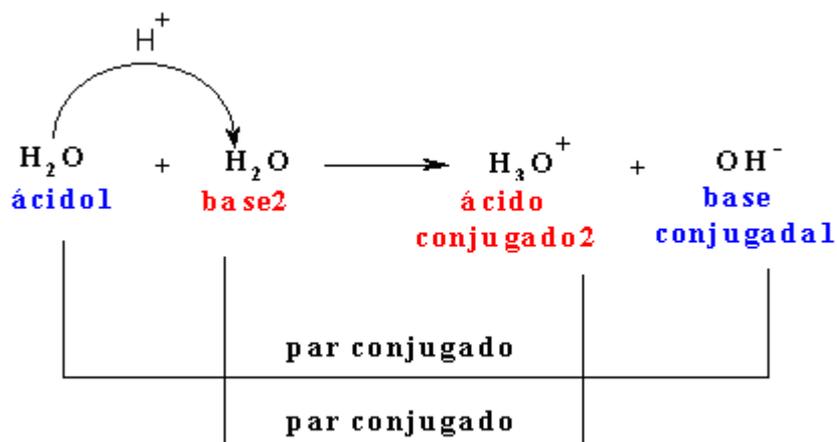
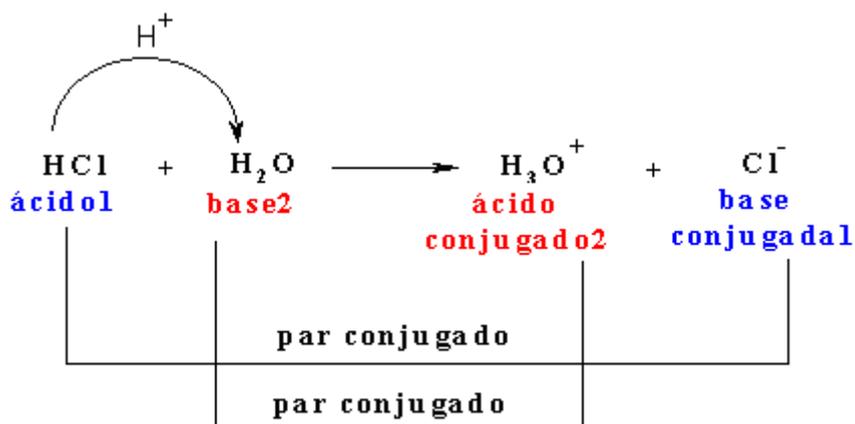
A teoria de Arrhenius sobre o comportamento ácido-base explicou satisfatoriamente reações de ácidos protônicos com hidróxidos metálicos. Foi uma contribuição significativa para o pensamento químico no início do século XIX. Nós usamos esta teoria na introdução de ácidos e bases e na discussão de algumas de suas reações. O modelo de Arrhenius de ácidos e bases, embora em uma esfera de ação limitada, levou para o desenvolvimento de outras teorias mais abrangentes sobre o comportamento ácido-base.

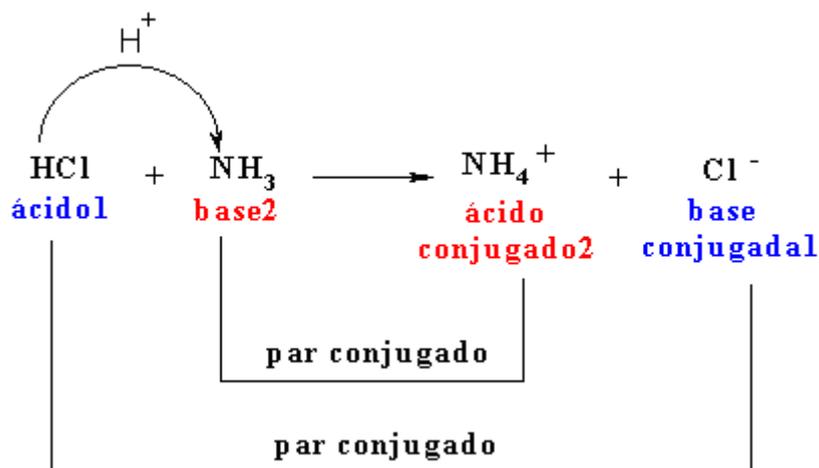
12.3 – Teoria de Brønsted-Lowry (Teoria Protônica)

Em 1923, uma teoria mais abrangente (uma extensão da teoria de Arrhenius) de ácidos e bases foi proposta independentemente pelo químico dinamarquês Johannes Brønsted e pelo químico inglês Thomas Lowry. De acordo com a teoria de Brønsted-Lowry, um **ácido** é qualquer substância (molécula ou íon) que pode transferir um próton (íon H^+) para outra substância, e uma **base** é qualquer substância que pode aceitar um próton. Em outras palavras, ácidos são espécies doadoras

de prótons, bases são espéciesceptoras de prótons e reações ácido-base são tidas como reações de transferência de prótons. Na teoria ácido-base de Brønsted-Lowry haverá a formação de um par ácido-base conjugado, isto é, sempre o ácido terá a sua base conjugada e vice-versa, ou seja, a base certamente terá o seu ácido conjugado.

Exemplos:





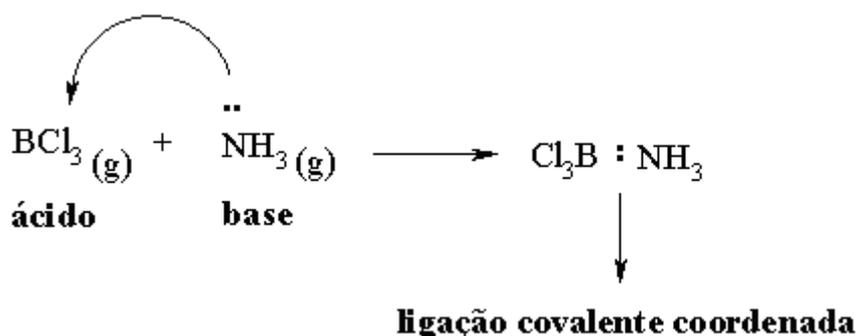
12.4 - Definição de Lewis

Uma definição de ácido-base ainda mais abrangente foi sugerida pelo químico americano Gilbert Newton Lewis em 1923, no mesmo ano em que Brønsted e Lowry fizeram suas proposições. De acordo com Lewis, **ácido** é uma espécie química (molécula ou íon) com orbital vazio capaz de receber um par de elétrons em uma reação, enquanto **base** é uma espécie química (molécula ou íon) que pode doar um par de elétrons para formar uma ligação covalente coordenada em uma reação. **Em resumo:** ácido é um receptor de par de elétrons enquanto base é um doador de par de elétrons. Toda reação ácido-base de Lewis consiste na formação de uma ligação covalente coordenada.

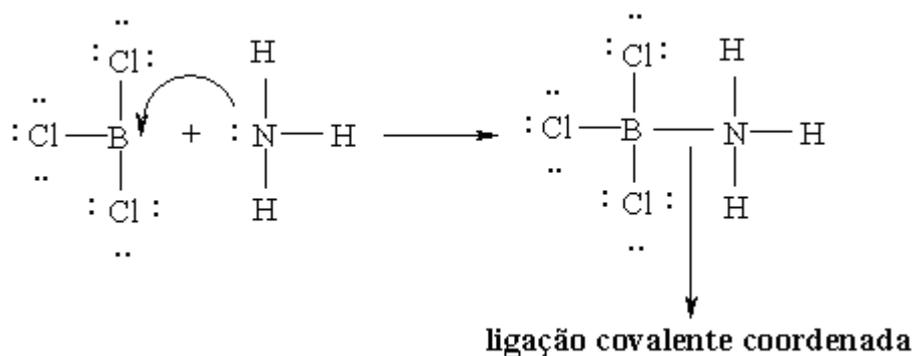
Estas definições não especificam que um par de elétrons deva ser transferido de um átomo para outro – somente que um par de elétrons, residindo originariamente em um átomo, deva ser compartilhado entre dois átomos. **Neutralização** é definida como a formação de uma ligação covalente coordenada. Isto resulta em uma ligação covalente em que ambos elétrons foram fornecidos por um átomo.

* A teoria de Lewis não depende de prótons, nem de reações com solventes. Amplia a definição para todas as reações químicas.

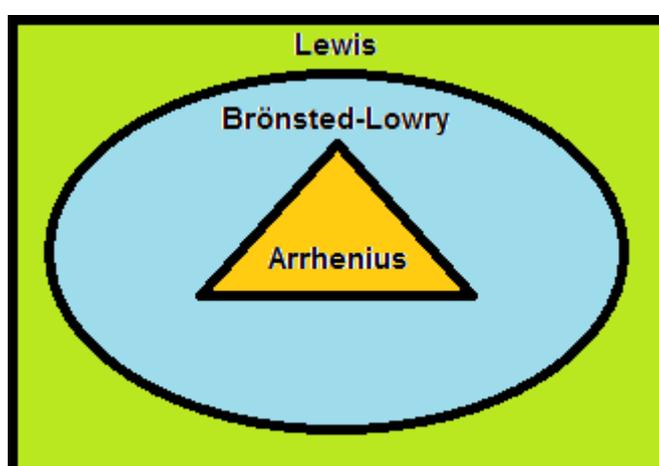
Exemplo:



ou

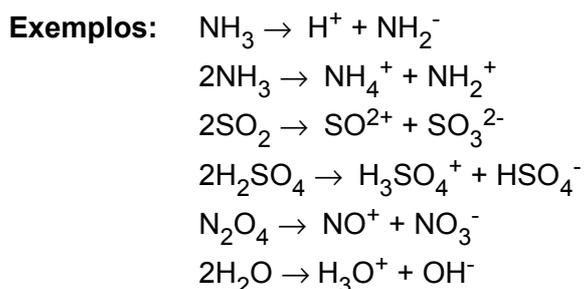


→ Podemos correlacionar as três teorias discutidas acima através do diagrama abaixo, que demonstra, em termos de abrangência, qual a teoria menos específica, isto é, a mais abrangente.



12.5 - Definição pelo Sistema Solvente

A definição pelo sistema solvente de ácidos e bases tem a intenção de estender o conceito de Arrhenius para outros solventes que apresentam auto-dissociação. De acordo com esta definição, um **ácido** é uma substância que aumenta a concentração de cátions relacionados com o solvente, e uma **base** é uma substância que aumenta a concentração de ânions relacionados com o solvente. Em água, então, um ácido é uma substância que produz íons H^+ (ou H_3O^+) e uma base é uma substância que produz íons OH^- . No solvente NH_3 , um ácido produz NH_4^+ e uma base, NH_2^- . No solvente SO_2 , um ácido produz SO^{2+} e uma base, SO_3^{2-} .



12.6 – Ácidos e Bases Duros e Moles

Essa teoria utiliza ácido e base de Lewis. De acordo com o químico americano Ralph Pearson, o termo “DURO” é usado para descrever graficamente os casos em que os ácidos e as bases tendem a formar ligações iônicas. O termo “MOLE” descreve graficamente os casos em que os ácidos e as bases tendem a formar ligações covalentes.

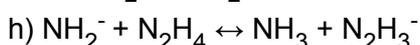
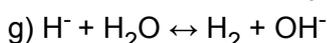
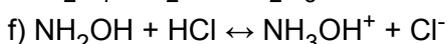
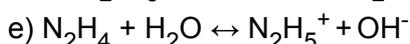
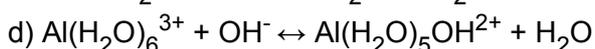
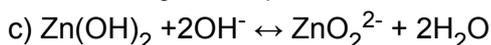
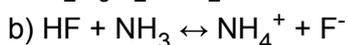
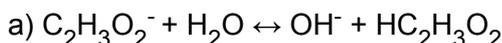
Pearson resumiu o comportamento experimental dessas duas classes utilizando uma regra: ácidos duros preferem ligar-se com bases duras e ácidos moles preferem ligar-se com bases moles. Esta regra não é absoluta, pois existe uma variação de ácidos muito duros e bases muito moles. O maior problema é que não existem muitos experimentos suficientes para avaliar com detalhes a classificação, por isso é que podemos contar somente com uma tabela que nos dá uma boa idéia de quais são os ácidos e bases duros e moles.

ÁCIDOS DUROS	ÁCIDOS MOLES	BASES DURAS	BASES MOLES
H ⁺ , Li ⁺ , K ⁺ , Be ²⁺ , Mg ²⁺ , Ca ²⁺ , Sr ²⁺ , Al ³⁺ , BF ₃ , Al(CH ₃) ₃ , AlCl ₃ , Se ³⁺ , Ti ⁴⁺ , Zr ⁴⁺ , VO ²⁺ , Cr ³⁺ , MoO ³⁺ , WO ⁴⁺ , Ce ³⁺ , Lu ³⁺ , CO ₂ , SO ₃ .	Pd ²⁺ , Pt ²⁺ , Cu ⁺ , Ag ⁺ , Au ⁺ , Hg ²⁺ , Ti ⁺ , B(CH ₃) ₃ , B ₂ H ₆ , Ga(CH ₃) ₃ , GaCl ₃ , GaBr ₃ , GaI ₃ , [Fe(CO) ₅], [Co(CN) ₅] ³⁻ .	NH ₃ , RNH ₂ , N ₂ H ₄ , H ₂ O, ROH, R ₂ O, OH ⁻ , NO ₃ ⁻ , ClO ₄ ⁻ , CO ₃ ²⁻ , SO ₄ ²⁻ , PO ₄ ³⁻ , CH ₃ COO ⁻ , F ⁻ , Cl ⁻ .	H ⁻ , CN ⁻ , SCN ⁻ , S ₂ O ₃ ²⁻ , I ⁻ , RS ⁻ , R ₂ S, CO, B ₂ H ₆ , C ₂ H ₄ , R ₃ P, P(OR) ₃ .

É bom termos um certo cuidado com esta regra, pois ela não nos diz que um ácido duro não se combina com uma base mole, ela nos mostra apenas uma preferência.

Exercícios:

- Dê três propriedades que sejam características gerais de ácidos e bases.
- Qual a definição de Arrhenius de ácidos e bases?
- Qual a definição de Brønsted-Lowry de ácido e base? Por que ela é menos restrita do que o conceito de Arrhenius?
- Identifique os dois pares ácido-base conjugados, em cada uma das seguintes reações:



- i) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \leftrightarrow \text{H}_3\text{SO}_4^+ + \text{NO}_3^-$
j) $\text{HClO}_4 + \text{N}_2\text{H}_4 \leftrightarrow \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{ClO}_4^-$
k) $\text{HSO}_3^- + \text{H}_3\text{PO}_3 \leftrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{PO}_3^-$
l) $\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+ + (\text{CH}_3)_3\text{N} \leftrightarrow \text{C}_5\text{H}_5\text{N} + (\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$
m) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
n) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{NH}_2 \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{O}^- + \text{NH}_3$
o) $\text{NO}_2^- + \text{N}_2\text{H}_5^+ \leftrightarrow \text{HNO}_2 + \text{N}_2\text{H}_4$

Glossário



Consulte o dicionário de Química do Grupo Tchê Química, disponível em: <http://www.dicionario.tchequimica.com>

Palavras não-encontradas nesse dicionário podem ser solicitadas através do endereço: tchequimica@tchequimica.com

Demais comentários podem ser enviados para o nosso Yahoo Group, disponível em:

<http://br.groups.yahoo.com/group/tchequimica/>



tchequimica



Porto Alegre -RS:
(51) 9154-2489 ou 9919-9758



tchequimica@tchequimica.com

Tabelas diversas

DENSIDADE DA ÁGUA DESTILADA em g/ml x °C.

Temperatura, °C	Densidade	Temperatura, °C	Densidade	Temperatura, °C	Densidade
0,00	0,99987	13,00	0,99940	26,00	0,99681
1,00	0,99993	14,00	0,99927	27,00	0,99654
2,00	0,99997	15,00	0,99913	28,00	0,99626
3,00	0,99999	16,00	0,99897	29,00	0,99597
4,00	1,00000	17,00	0,99880	30,00	0,99567
5,00	0,99999	18,00	0,99862	31,00	0,99537
6,00	0,99997	19,00	0,99843	32,00	0,99505
7,00	0,99993	20,00	0,99823	33,00	0,99473
8,00	0,99988	21,00	0,99802	34,00	0,99440
9,00	0,99981	22,00	0,99780	35,00	0,99406
10,00	0,99973	23,00	0,99756	36,00	0,99371
11,00	0,99963	24,00	0,99732	37,00	0,99336

DENSIDADE DO MERCÚRIO*

Temperatura	Densidade (g/ml)
15°C	13.5581
16°C	13.5557
17°C	13.5533
18°C	13.5507
19°C	13.5483
20°C	13.5458
21°C	13.5434
22°C	13.5409
23°C	13.5385
24°C	13.5360
25°C	13.5336
26°C	13.5311
27°C	13.5287
28°C	13.5262
29°C	13.5238
30°C	13.5213

*Per NBS August 29, 1975

Misturas Frigoríficas

Os algarismos indicam partes em peso	Descida da temperatura de [°C] para		ΔT
4 água* + 1 cloreto de sódio	+10	-12	22°C
1 água* + 1 nitrato de amônio	+10	-15	25°C
1 água* + 1 nitrato de sódio + 1 cloreto de amônio	+8	-24	32°C
3 gelo moído + 1 cloreto de sódio	0	-21	21°C
1,2 gelo moído + 2 cloreto de cálcio (CaCl ₂ .6H ₂ O)	0	-39	39°C
1,4 gelo moído + 2 cloreto de cálcio (CaCl ₂ .6H ₂ O)	0	-55	55°C
Metanol ou acetona + anidrido carbônico seco (gelo seco)	+15	-77	92°C

- Entenda-se gelo. (Fonte: Manual Merck)

Tabela de conversão de Fahrenheit para Célsius

°F	°C	°F	°C	°F	°C	°F	°C
125	51,6	82	27,8	39	3,9	-4	-20
124	51,1	81	27,2	38	3,3	-5	-20,5
123	50,5	80	26,6	37	2,8	-6	-21,1
122	50	79	26,1	36	2,2	-7	-21,6
121	49,4	78	25,5	35	1,7	-8	-22,2
120	48,8	77	25	34	1,1	-9	-22,8
119	48,3	76	24,4	33	0,6	-10	-23,3
118	47,7	75	23,9	32	0	-11	-23,9
117	47,2	74	23,3	31	-0,6	-12	-24,4
116	46,6	73	22,8	30	-1,1	-13	-25
115	46,1	72	22,2	29	-1,7	-14	-25,5
114	45,5	71	21,6	28	-2,2	-15	-26,1
113	45	70	21,1	27	-2,8	-16	-26,6
112	44,4	69	20,5	26	-3,3	-17	-27,2
111	43,8	68	20	25	-3,9	-18	-27,8
110	43,3	67	19,4	24	-4,4	-19	-28,3
109	42,7	66	18,9	23	-5	-20	-28,9
108	42,2	65	18,3	22	-5,6	-21	-29,4
107	41,6	64	17,8	21	-6,1	-22	-30
106	41,1	63	17,2	20	-6,7	-23	-30,5
105	40,5	62	16,7	19	-7,2	-24	-31,1
104	40	61	16,1	18	-7,8	-25	-31,6
103	39,4	60	15,5	17	-8,3	-26	-32,2
102	38,9	59	15	16	-8,9	-27	-32,7
101	38,3	58	14,4	15	-9,4	-28	-33,3
100	37,7	57	13,9	14	-10	-29	-33,9
99	37,2	56	13,3	13	-10,5	-30	-34,4
98	36,6	55	12,8	12	-11,1	-31	-35
97	36,1	54	12,2	11	-11,7	-32	-35,5
96	35,5	53	11,7	10	-12,2	-33	-36,1
95	35	52	11,1	9	-12,8	-34	-36,6
94	34,4	51	10,5	8	-13,3	-35	-37,2
93	33,9	50	10	7	-13,9	-36	-37,7
92	33,3	49	9,4	6	-14,4	-37	-38,3
91	32,7	48	8,9	5	-15	-38	-38,9
90	32,2	47	8,3	4	-15,5	-39	-39,4
89	31,6	46	7,8	3	-16,1	-40	-40
88	31,1	45	7,2	2	-16,7		
87	30,5	44	6,7	1	-17,2		
86	30	43	6,1	0	-17,8		
85	29,4	42	5,6	-1	-18,3		
84	28,9	41	5	-2	-18,9		
83	28,3	40	4,4	-3	-19,4		

Tabela de conversão de Célsius para Fahrenheit

°C	°F	°C	°F	°C	°F	°C	°F
50	122	24	75,2	-2	28,4	-28	-18,4
49	120,2	23	73,4	-3	26,6	-29	-20,2
48	118,4	22	71,6	-4	24,8	-30	-22
47	116,6	21	69,8	-5	23	-31	-23,8
46	114,8	20	68	-6	21,2	-32	-25,6
45	113	19	66,2	-7	19,4	-33	-27,4
44	111,2	18	64,4	-8	17,6	-34	-29,2
43	109,4	17	62,6	-9	15,8	-35	-31
42	107,6	16	60,8	-10	14	-36	-32,8
41	105,8	15	59	-11	12,2	-37	-34,6
40	104	14	57,2	-12	10,4	-38	-36,4
39	102,2	13	55,4	-13	8,6	-39	-38,2
38	100,4	12	53,6	-14	6,8	-40	-40
37	98,6	11	51,8	-15	5		
36	96,8	10	50	-16	3,2		
35	95	9	48,2	-17	1,4		
34	93,2	8	46,4	-18	-0,4		
33	91,4	7	44,6	-19	-2,2		
32	89,6	6	42,8	-20	-4		
31	87,8	5	41	-21	-5,8		
30	86	4	39,2	-22	-7,6		
29	84,2	3	37,4	-23	-9,4		
28	82,4	2	35,6	-24	-11,2		
27	80,6	1	33,8	-25	-13		
26	78,8	0	32	-26	-14,8		
25	77	-1	30,2	-27	-16,6		

TABELA DE CÁTIONS E ÂNIONS

Ânions

Monovalentes			
Hidreto	H^-	Metaborato	BO_2^-
Hidroxila (ou Oxidrila)	OH^-	Metarsenito	AsO_2^-
Fluoreto	F^-	Metantimonito	SbO_2^-
Brometo	Br^-	Cloroaurato	AuCl_4^-
Cloreto	Cl^-	Fluoborato	BF_4^-
Iodeto	I^-	Bicarbonato	HCO_3^-
Hipoclorito	ClO^-	Bissulfito	HSO_3^-
Clorito	ClO_2^-	Bissulfato	HSO_4^-
Clorato	ClO_3^-	Sulfidrato	HS^-
Perclorato	ClO_4^-	Formiato	HCO_2^-
Hipobromito	BrO^-	Periodato	IO_4^-
Bromito	BrO_2^-	Nitrito	NO_2^-
Bromato	BrO_3^-	Nitrato	NO_3^-
Perbromato	BrO_4^-	Cianeto	CN^-
Hipiodido	IO^-	Isocianeto	NC^-
Iodito	IO_2^-	Cianato	OCN^-
Iodato	IO_3^-	Isocianato	NCO^-
Metafosfato	PO_3^-	Fulminato	ONC^-
Hipofosfito	H_2PO_2^-	Tiocianato ou sulfocianeto	SCN^-
Permanganato	MnO_4^-	Acetato	CH_3COO^-
Aluminato	AlO_2^-	Ferrito	FeO_2^-
Bismutato	BiO_3^-		

Bivalentes			
Óxido	O^{-2}	Dicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$
Peróxido	O_2^{-2}	Manganito	MnO_3^{-2}
Sulfeto	S^{-2}	Manganato	MnO_4^{-2}
Sulfito	SO_3^{-2}	Hiponitrito	$\text{N}_2\text{O}_2^{-2}$
Sulfato	SO_4^{-2}	Fosfito	HPO_3^{-2}
Tiosulfato	$\text{S}_2\text{O}_3^{-2}$	Metassilicato	SiO_3^{-2}
Hipossulfato	$\text{S}_2\text{O}_6^{-2}$	Tetraborato	$\text{B}_4\text{O}_7^{-2}$
Pirossulfato	$\text{S}_2\text{O}_7^{-2}$	Estanato	SnO_3^{-2}
Persulfato	$\text{S}_2\text{O}_8^{-2}$	Estanito	SnO_2^{-2}
Hipossulfito	$\text{S}_2\text{O}_4^{-2}$	Zincato	ZnO_2^{-2}
Pirossulfito	$\text{S}_2\text{O}_5^{-2}$	Molibdato	MoO_4^{-2}

Tetrationato	$S_4O_6^{-2}$	Tungstato	WO_4^{-2}
Selenieto	Se^{-2}	Ferrato	FeO_4^{-2}
Selenito	SeO_3^{-2}	Plumbito	PbO_2^{-2}
Seleniato	SeO_4^{-2}	Plumbato	PbO_3^{-2}
Telureto	Te^{-2}	Cloroplatinato	$PtCl_6^{-2}$
Telurito	TeO_3^{-2}	Fluorsilicato	SiF_6^{-2}
Carbonato	CO_3^{-2}	Cromato	CrO_4^{-2}
Oxalato	$C_2O_4^{-2}$		

Trivalentes

Nitreto	N^{-3}	Arseniato	AsO_4^{-3}
Fosfeto	P^{-3}	Antimonito	SbO_3^{-3}
Fosfato	PO_4^{-3}	Antimoniato	SbO_4^{-3}
Borato	BO_3^{-3}	Ferricianeto	$Fe(CN)_6^{-3}$
Arsenito	AsO_3^{-3}		

Tetraivalentes

Silicato (Ortossilicato)	SiO_4^{-4}	Piroarseniato	$As_2O_7^{-4}$
Hipofosfato	$P_2O_6^{-4}$	Piroantimoniato	$Sb_2O_7^{-4}$
Pirofosfato	$P_2O_7^{-4}$	Ferrocianeto	$Fe(CN)_6^{-4}$

Cátions

Monovalentes

Hidrogênio	H ⁺	Prata	Ag ⁺
Hidrônio (ou Hidroxônio)	H ₃ O ⁺	Tálio I (talioso)	Tl ⁺
Sódio	Na ⁺	Cobre I (cuproso)	Cu ⁺
Lítio	Li ⁺	Mercúrio I (mercuroso)	(Hg ₂) ²⁺
Potássio	K ⁺	Ouro I (auroso)	Au ⁺
Césio	Cs ⁺	Amônio	NH ₄ ⁺
Rubídio	Rb ⁺	Frâncio	Fr ⁺

Bivalentes

Berílio	Be ⁺²	Ferro II (ferroso)	Fe ⁺²
Magnésio	Mg ⁺²	Manganês II (manganoso)	Mn ⁺²
Cálcio	Ca ⁺²	Estanho II (estanosos)	Sn ⁺²
Estrôncio	Sr ⁺²	Titânio II (titanoso)	Ti ⁺²
Bário	Ba ⁺²	Platina II (platinoso)	Pt ⁺²
Rádio	Ra ⁺²	Mercúrio II (mercúrico)	Hg ⁺²
Zinco	Zn ⁺²	Níquel II (niqueloso)	Ni ⁺²
Cádmio	Cd ⁺²	Cromo II (cromoso)	Cr ⁺²
Cobre II (cúprico)	Cu ⁺²	Paládio II (paládicos)	Pd ⁺²
Cobalto II (cobaltoso)	Co ⁺²	Chumbo II (plumboso)	Pb ⁺²

Trivalentes

Alumínio	Al ⁺³	Cromo III (crômico)	Cr ⁺³
Antimônio III (antimonioso)	Sb ⁺³	Ferro III (férico)	Fe ⁺³
Arsênio III (arsenioso)	As ⁺³	Níquel III (niquélico)	Ni ⁺³
Bismuto	Bi ⁺³	Ouro III (áurico)	Au ⁺³
Cobalto III (cobáltico)	Co ⁺³	Gálio	Ga ⁺³
Tálio III (tálico)	Tl ⁺³	Índio	In ⁺³

Tetravalentes

Chumbo IV (plúmbico)	Pb ⁺⁴	Titânio IV (titânico)	Ti ⁺⁴
Estanho IV (estânico)	Sn ⁺⁴	Paládio IV (paládico)	Pd ⁺⁴
Manganês IV (mangânico)	Mn ⁺⁴	Platina IV (platínico)	Pt ⁺⁴

Pentavalentes

Antimônio V (antimônico)	Sb ⁺⁵	Arsênio V (arsênico)	As ⁺⁵
--------------------------	------------------	----------------------	------------------

Elementos da Tabela Periódica

A

[Actínio](#)
[Alumínio](#)
[Amerício](#)
[Antimônio](#)
[Argônio](#)
[Arsênio](#)
[Astató](#)

B

[Berquélío](#)
[Berílio](#)
[Bismuto](#)
[Boro](#)
[Bromo](#)
[Bário](#)
[Bóhrio](#)

C

[Califórnio](#)
[Carbono](#)
[Chumbo](#)
[Cloro](#)
[Cobalto](#)
[Cobre](#)
[Criptônio](#)
[Cromo](#)
[Cádmio](#)
[Cálcio](#)
[Cério](#)
[Césio](#)
[Cúrio](#)

D

[Darmstádio](#)
[Disprósio](#)
[Dúbnio](#)

E

[Einstênio](#)
[Enxofre](#)
[Érbio](#)
[Escândio](#)
[Estanho](#)
[Estrôncio](#)
[Európio](#)

F

[Ferro](#)
[Flúor](#)
[Frâncio](#)

[Férmio](#)
[Fósforo](#)

G

[Gadolínio](#)
[Germânio](#)
[Gálio](#)

H

[Hidrogênio](#)
[Háfnio](#)
[Hássio](#)
[Hélio](#)
[Hólmio](#)

I

[Índio](#)
[Iodo](#)
[Iródio](#)
[Ítrio](#)
[Itérbio](#)

L

[Lantânio](#)
[Laurêncio](#)
[Lutécio](#)
[Lítio](#)

M

[Magnésio](#)
[Manganês](#)
[Meitnério](#)
[Mendelévio](#)
[Mercúrio](#)
[Molibdênio](#)

N

[Neodímio](#)
[Neptúnio](#)
[Nitrogênio](#)
[Nióbio](#)
[Nobélio](#)
[Neônio](#)
[Níquel](#)

O

[Ósmio](#)
[Ouro](#)
[Oxigênio](#)

P

[Paládio](#)
[Platina](#)
[Plutônio](#)
[Polônio](#)
[Potássio](#)
[Praseodímio](#)
[Prata](#)
[Promécio](#)
[Protactínio](#)

R

[Roentgenium](#)
[Rubídio](#)
[Rutherfordó](#)
[Rutênio](#)
[Rádio](#)
[Radônio](#)
[Rênio](#)
[Ródio](#)

S

[Samário](#)
[Seabórgio](#)
[Selênio](#)
[Silício](#)
[Sódio](#)

T

[Tecnécio](#)
[Telúrio](#)
[Titânio](#)
[Tungstênio](#)
[Tálio](#)
[Tântalo](#)
[Térbio](#)
[Tório](#)
[Túlio](#)

U

[Urânio](#)

V

[Vanádio](#)

X

[Xenônio](#)

Z

[Zinco](#)
[Zircônio](#)

**RESPOSTAS DO LIVRO
INTRODUÇÃO CLÁSSICA À QUÍMICA GERAL**

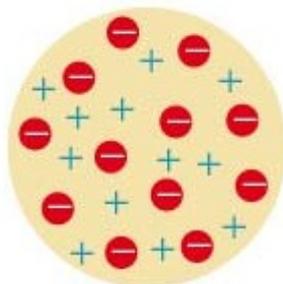


**Eduardo Goldani
Luis De Boni**

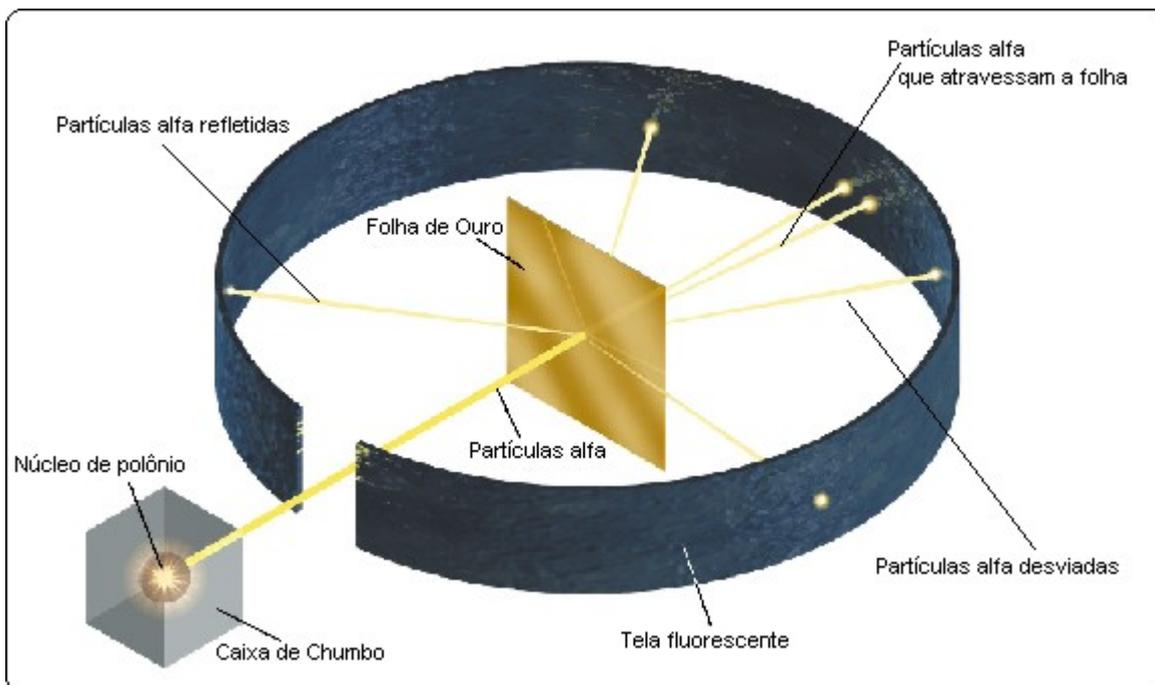
Respostas do Livro 1

Pág 14

1. Leucipo e Demócrito (450 a.C.). Segundo a Teoria Atomística de Leucipo e Demócrito (\pm 450 a.C.) “todas as coisas são constituídas por seres reais indivisíveis (os átomos) e por vácuos”. Os átomos são todos formados da mesma matéria e diferem entre si pelo tamanho e pela forma. Leucipo e Demócrito eram filósofos e não chegaram a estudar o átomo, simplesmente propuseram a existência do mesmo. Átomo = não divisível.
2. Em 1808, Dalton apresentou seu modelo atômico: o átomo como uma minúscula esfera maciça, indivisível, impenetrável e indestrutível. O modelo atômico de Dalton era comparado a uma "bola de bilhar".
3. Postulados da Teoria Atômica de Dalton
 - Todos os elementos são formados por átomos (partículas indivisíveis);
 - Todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos – em particular, eles têm a mesma massa;
 - Os átomos de um tipo de elemento são diferentes dos átomos de todos os outros elementos (os átomos de elementos diferentes são diferentes entre si) – em particular, os átomos de um elemento têm massa diferente da massa dos outros elementos;
 - Átomos são indestrutíveis e mantêm a sua identidade (propriedades, características - permanecem inalterados) em reações químicas;
 - Compostos são formados pela associação de átomos em uma proporção numérica fixa, por exemplo, 1:1, 1:2, 1:3, 2:5, etc.
 - O peso do composto é igual à soma dos pesos dos átomos dos elementos que o constituem.
4. O modelo de Thomson era comparado a um “pudim de passas ou pudim de ameixas”, onde o pudim seria **toda** a esfera positiva e, as passas, os elétrons, de carga negativa.



5. Em 1911, o físico neo-zelandês Ernest Rutherford bombardeou uma fina lâmina de ouro (de espessura de 0,0001 cm) com partículas alfa (que eram positivas) provenientes de uma amostra de Polônio, observando que a maioria destas partículas atravessava a lâmina de ouro. Apenas algumas poucas eram desviadas ou ricocheteavam. Assim, os átomos não poderiam ser maciços, como pensava Thomson, e sim apresentavam mais espaço vazio do que matéria compacta, pois as partículas alfa não conseguiriam atravessá-los. A região que concentrava a massa e a carga positiva localizava-se no centro (núcleo), cercada por elétrons periféricos em movimento.



A experiência de Rutherford

Conclusões de Rutherford

- O átomo não é maciço, apresentando mais espaço vazio do que preenchido;
- A maior parte da massa do átomo se encontra em uma pequena região central (núcleo) dotada de carga positiva, onde estão os prótons;
- Na região ao redor do núcleo (eletrosfera) estão os elétrons, muito mais leves (1836 vezes) que os prótons;

Surgiu então, em 1911, o modelo do átomo nucleado, conhecido como o **modelo planetário do átomo**: o átomo é constituído por um núcleo central positivo, muito pequeno em relação ao tamanho total do átomo, porém com grande massa e ao seu redor, localizam-se os elétrons com carga negativa (compondo a "enorme" eletrosfera) e com pequena massa, que neutraliza o átomo.

6.

- Um elétron num átomo adquire apenas certas energias, e cada energia é representada por uma órbita definida, particular. Se o elétron recebe energia ele "pula" para uma outra órbita mais afastada do núcleo. Pode ocorrer no elétron a perda de energia por irradiação e, sendo assim, o elétron "cai" para uma órbita mais próxima do núcleo. Todavia o elétron não pode ficar entre duas órbitas definidas, específicas, pois essa não seria uma órbita estável (órbita não específica);
- Os elétrons nos átomos movimentam-se ao redor do núcleo em trajetórias circulares e definidas, chamadas de *camadas* ou *níveis*;
- Cada um desses níveis possui um valor definido de energia;
- Não é permitido a um elétron permanecer entre dois desses níveis ou camadas, mas apenas em uma delas com nível próprio de energia. Devido a esse comportamento, dizemos que a energia dos elétrons é **quantizada**. Esse termo, que está relacionado à palavra quantidade, significa que os aumentos ou diminuições dessa energia se fazem em quantidades definidas, e não em quantidades quaisquer (valores intermediários);
- Movendo-se em uma órbita estacionária, o elétron não emite nem absorve energia;
- A cada órbita corresponde um determinado nível de energia, e quanto mais externo do núcleo, maior o conteúdo energético do elétron;
- O estado fundamental de um átomo corresponde ao seu estado de menor energia;
- Um elétron pode passar de um nível para outro de maior energia (saltar para uma órbita mais

energética), desde que **absorva** certa quantidade de energia. Quando isso ocorre, dizemos que o elétron foi **excitado**.

- Quando o elétron retorna a sua órbita original (ao nível de energia inicial), **libera** a mesma quantidade de energia que absorveu emitindo um *quantum* (ou fóton) de energia, na forma de luz de cor bem definida, ou outra radiação eletromagnética;

7.

- Teste da chama;
- Fogos de artifício;
- Luminosos e lâmpadas (neônio e lâmpadas de vapor de Na ou Hg);
- Fluorescência e fosforescência
- Raio Laser;
- Bioluminescência: a luz dos vaga-lumes;

O elétron passa de uma camada para outra, mais externa, absorvendo energia. Ao retornar à camada de origem, libera a mesma energia absorvida na forma de luz.

8.

	Dalton	Thomson	Rutherford	Bohr
Ano	1808	1897	1911	1913
Características	Maciço, indivisível, indestrutível (bola de bilhar)	Descoberta do elétron (ideia de estrutura elétrica). Maciço, porém divisível (pudim de passas)	Modelo do átomo nucleado, conhecido como o modelo planetário do átomo: átomo constituído por um núcleo central positivo, muito pequeno em relação ao tamanho total do átomo, porém com grande massa e, ao seu redor, localizam-se os elétrons com carga negativa (compondo a "enorme" eletrosfera) e com pequena massa, que neutraliza o átomo.	Os elétrons giram ao redor do núcleo em órbitas bem definidas e apresentam uma energia quantizada.

- O átomo não é maciço, apresentando mais espaço vazio do que preenchido;
- Tal fato ocorre em função de os elétrons passarem e uma camada para outra, mais externa, absorvendo energia e, ao retornar à camada de origem, liberam a mesma energia absorvida na forma de luz com coloração amarela (cor característica do referido elemento).
- E
- C
- B
- D
- E
- A
- E
- E
- B
- 7-2-7-1-6-5-4-3-2-2-3-1-3-3-1-8-6
- Theodoro Augusto Ramos foi graduado em Engenharia Civil pela Escola Politécnica do Rio de Janeiro em 1917. A Escola Politécnica é uma escola cuja origem remonta a 1792, sendo um dos mais antigos cursos superiores do País.
- Theodoro Ramos foi o primeiro a utilizar a Teoria da Relatividade Geral de Albert Einstein para explicar as raias espectrais do átomo de Hidrogênio através de uma série de complexos cálculos de difícil interpretação até mesmo para os dias de hoje.
- Pode;

24. Prótons, nêutrons e elétrons;
25. No núcleo;
26. O elétron absorve energia;
27. Na eletrosfera, ou, em conceitos atuais, em um orbital (região de maior probabilidade de se encontrar um elétron);
28. Características das partículas fundamentais.

Partícula	Carga	Massa
Próton (p)	+	1
Nêutron (n)	Neutra	1
Elétron (e ⁻)	-	9,109389x10 ⁻³¹ kg

29. D
30. B

Pág 18

1. Massa atômica é a média das massas dos isótopos de um elemento químico, enquanto que massa molecular é a soma das massas atômicas dos elementos que compõem uma molécula.
2. (b) (b) (b)
(c) (b) (d)
(a) (b) (a)
(b) (a) (a)
(a) (b) (c)
(c) (d) (a)
(b) (a) (b)
(c) (b) (a)
(c) (c) (b)
(b) (b) (b)
(c) (a) (a)
(d) (b) (b)
(b) (c) (a)
(d) (b) (b)
(a) (a) (a)
(b) (b) (d)
(a) (b) (c)
(a) (d) (d)
3. Cátions são íons positivos (gerados pela perda de elétrons), enquanto que os ânions são os íons negativos (gerados pelo ganho de elétrons);
4. Número de massa corresponde à soma dos prótons e nêutrons, enquanto que o número de nêutrons compreende apenas as partículas sem carga de um elemento.
5. Número de massa corresponde à soma dos prótons e nêutrons, enquanto que o número atômico corresponde ao número de prótons de um elemento.
6. a) 196,96 g/mol; b) 195,08 g/mol; c) 107,87 g/mol;
7. a)Na b)Cf c)Rh d)As e)Ds f)C
8. E
9. D

10. C
11. D
12. A
13. E
14. B

Pág 20

1. São átomos que têm o mesmo número de massa (A), mas diferentes números atômicos (Z). Suas propriedades químicas são totalmente diferentes.
- 2.

	Prótons	Massa	Nêutrons
Isótopos	=	≠	≠
Isóbaros	≠	=	≠
Isótonos	≠	≠	=

3. D
4. 56
5. 33
6. 128
7. a) 50 b) 50 c) 32 d) 10
8. a) 10 b) 18 c) 10 d) 10 e) 10 f) 18 g) 54
9. D
10. B
11. E
12. B
13. A
14. A
15. $z = 26$, $A = 56$, carga = +3
16. $n = 20$ e 19 elétrons
17. a) $p = 18$ $e = 20$ $n = 20$
 b) $p = 18$ $e = 16$ $n = 16$
 c) $p = 23$ $e = 30$ $n = 25$
 d) $p = 54$ $e = 78$ $n = 53$
18. $A = 55$
19. 32
20. nêutrons
21. A
22. A
23. 18
24. a) 3 b) 4 c) 3 d) 7 e) 3 f) 3 g) 3 h) 3 i) 10
25. ${}_2X^3$, ${}_2X^4$ e ${}_{12}X^{24}$ ${}_{12}X^{26}$, pois apresentam o mesmo número atômico.
26. a) II e IV b) III e V c) I e III
27. 22
28. 55
29. a) F b) F c) V d) V e) F
30. 74
31. a) 11 b) 23 c) 11 d) 11 e) 22
32. B
33. D
34. 31
35. A

Pág 25

1. 0,32kg
2. 4756g
3. 5g
4. 179kg
5. 2500L
6. 1500mL
7. 20 xícaras
8. 60 caixas d'água
9. 200 sacos
10. C
11. a) 15 m³ b) 15000 dm³ c) 15.000.000 cm³ d) 15.000.000 mL
12. a) 34900g b) 0,0349t c) 34.900.000 mg

Pág 27

1. Impenetrabilidade
2.
 - **Compressibilidade:** propriedade da matéria que consiste em ter volume reduzido quando submetida à determinada pressão.
 - **Elasticidade:** propriedade que a matéria tem de retornar seu volume inicial depois de cessada a força que age sobre ela.
 - **Maleabilidade:** propriedade que permite à matéria ser moldada. Existem materiais maleáveis e não-maleáveis. Exs.:cobre, prata, ouro.
 - **Ductibilidade:** Propriedade que permite transformar materiais em fios. Exs.:cobre, prata, ouro.
3. É a razão entre a massa e o volume de um corpo.
4. 135 cm³
5. 2,6 g/cm³
6. 8,96 g/cm³
7. a) 300g b) 400g c) 2400g) d) 4000g
8. a) 7143L b) 7,143 m³
9. a) benzeno b) água c) clorofórmio
10. pau-brasil e carvão
11. D
12. $d = m/v$, $d = 31/3,2 = 9,7\text{g/cm}^3$, ou seja, é diferente de $10,5\text{g/cm}^3$ o que indica que o anel não é de prata pura.
13. $15,5\text{g/cm}^3$
14. A
15. C
16. madeira balsa, corpo humano (pulmões cheios) e cera de abelha.
17. $2,7\text{g/cm}^3$

Pág 32

1. Elas sublimam
2. Fusão
3. Vaporização
4. Sublimação
5. Liquefação ou condensação
6. Solidificação
7. evaporação = processo natural; ebulição = processo forçado

8. Gasoso
9. (4) pentano
10. A e B
11. A temperatura do carvão é inferior a 1538°C, senão a churrasqueira derreteria.
12. Oxigênio = gasoso; fenol = sólido; pentano = líquido
13. A temperatura era superior a 1064°C, mas inferior a 2054°C tendo em vista que o anel de rubi permanecia com seu formato original.
14. Fusão e vaporização. Aumentam os espaços (distância) entre os átomos.
15. I – Líquido; II – Líquido; III – Sólido; IV – Sólido; V – Líquido
16. Condensação e Solidificação. Diminuem os espaços entre os átomos.
17. B
18. A
19. E
20. B
21. a) gasoso; b) não, é líquida; c) líquido; d) benzeno; e) as três substâncias.

Pág 36

1. Q – F – Q – F – Q – Q
2. E
3. A
4. E
5. F – Q – F – Q – Q – F – Q – Q – F – F
6. Físico, apenas mudou de estado físico
7. a) processo físico; b) processo químico

Pág 38

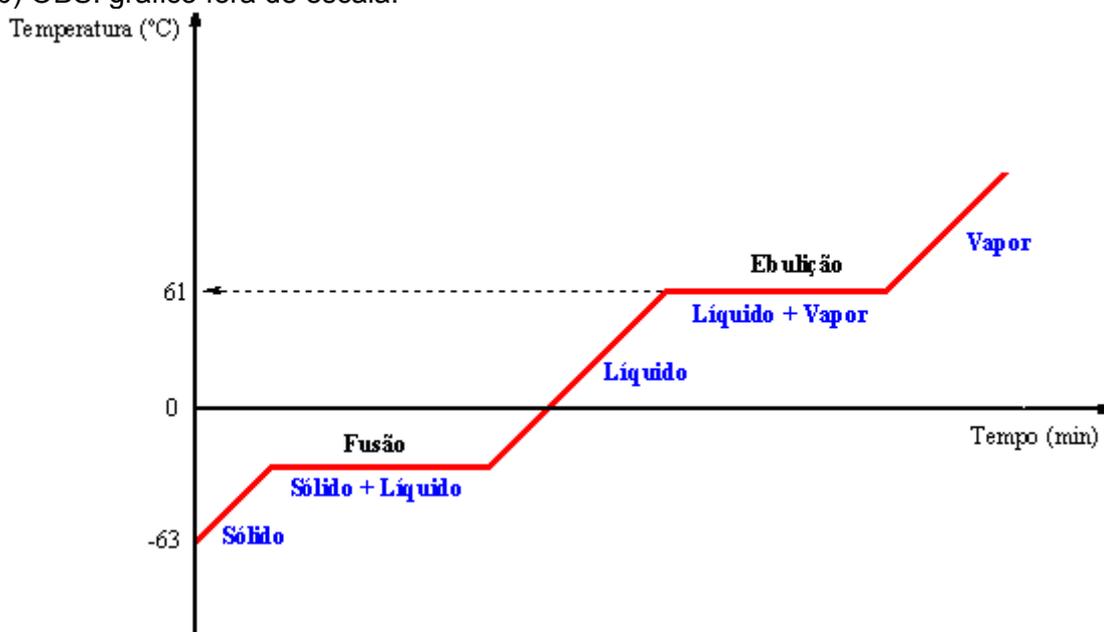
Elemento	Latim	Símbolo
Sódio	<i>Natrium</i>	Na
Fósforo	<i>Phosphorus</i>	P
Enxofre	<i>Súlfur</i>	S
Potássio	<i>Kalium</i>	K
Cobre	<i>Cuprum</i>	Cu
Prata	<i>Argentum</i>	Ag
Estrôncio	<i>Stronium</i>	Sr
Elemento	Latim	Símbolo
Estanho	<i>Stannum</i>	Sn
Antimônio	<i>Stibium</i>	Sb
Tungstênio	<i>Wolfranium</i>	W
Ouro	<i>Aurum</i>	Au
Mercúrio	<i>Hydrargyrum</i>	Hg
Chumbo	<i>Plumbum</i>	Pb
Scândio	<i>Scandium</i>	Sc

1. a) Cu; b) Pt; c) Pu; d) Ar; e) Li; f) H; g) F; h) Ti
2. a) prata; b) Cromo; c) tungstênio; d) bário; e) frâncio; f) silício; g) criptônio; h) magnésio; i) ósmio; j) alumínio;

1. Corpo é uma porção limitada de matéria, enquanto que matéria é tudo aquilo que tem massa e ocupa um lugar no espaço.
2. É qualquer porção limitada do espaço físico contendo ou não matéria e que seja objeto de estudo. É um sinônimo de combinação de partes coordenadas entre si e que concorrem para um resultado ou para formarem um conjunto.
3. Excluindo-se o sistema em estudo, é todo o restante do Universo.
4. Do Latim *molecula*, é o diminutivo da palavra Latina *mole*, que significa de grande massa. Sob o ponto de vista químico, uma molécula é a mais pequena partícula de um elemento ou de um composto químico que possa existir no estado livre e que ainda possui todas as propriedades desse elemento ou composto. Por exemplo, a molécula da água é formada por dois átomos de Hidrogênio e um átomo de Oxigênio. Se esta molécula for dividida não será mais água e sim Hidrogênio gasoso e Oxigênio gasoso.
5. Sólido, líquido e gasoso.
6. Sublimação, liquefação e solidificação.
- 7.

	Sólido	Líquido	Gasoso
Forma	Constante	Varia com a forma do recipiente	Varia com a forma do recipiente
Volume	Constante	Constante	Varia com o volume do recipiente
Influência da Pressão	Não provoca variações de volume	Apresenta certa compressibilidade	Volume bastante variável, pode ser comprimido e expandido
Influência da Temperatura	Alterações de temperatura provocam pequenas alterações de volume	Alterações de temperatura provocam ligeiras alterações de volume	Alterações de temperatura provocam significativas alterações de volume

8. a) clorofórmio: líquido; fenol: sólido; cloro: gasoso
b) OBS: gráfico fora de escala.

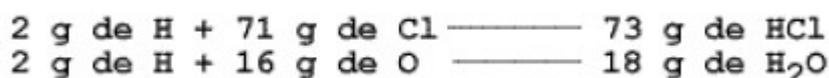


9. B
10. A

1. Energia potencial (simbolizado por **U** ou **E_p**) é a forma de energia que se encontra em um determinado sistema e que pode ser utilizada a qualquer momento para realizar trabalho. A energia potencial é o nome dado a forma de energia quando está “armazenada”, isto é, que pode a qualquer momento manifestar-se. Por exemplo, sob a forma de movimento. A energia hidráulica e a energia nuclear, são exemplos de energia potencial, dado que consistem em “energias” que estão armazenadas.
2. Energia química deriva da forma como os átomos são organizados em diferentes tipos de moléculas. Quando estas moléculas são alteradas para outros tipos de moléculas com menor energia, uma parcela da energia que elas continham é liberada. Por exemplo, as reações que acontecem dentro de uma pilha, ou a queima da gasolina.
3. energia cinética é a quantidade de trabalho que teve que ser realizado sobre um objeto para tirá-lo do repouso e colocá-lo a uma velocidade *v*. Define-se energia potencial elástica a energia potencial de uma corda ou mola que possui elasticidade.
4. Ela tem a interessante característica de se propagar no vácuo.
5. Atualmente, é uma das mais “populares” e bem-aceitas formas de energia. Por exemplo, é a forma de energia que acende as lâmpadas e propicia o funcionamento dos demais utensílios e aparelhos elétrico/eletrônicos.
6. Sim, energia solar em energia elétrica; energia eólica em energia elétrica; energia elétrica em energia térmica, etc.

1. **ANTOINE LAURENT DE LAVOISIER** - **Nascimento:** 26/08/1743, Paris, França; **Falecimento:** 08/05/1794, Paris, França; **Causa:** Guilhotinado (condenado durante a Revolução Francesa); Cientista e pesquisador, introdutor da Química Moderna; descobre a "Lei da Conservação das Massas"; associa-se à "Ferme Générale" (1768), organização financeira de cobrança de impostos sobre inúmeros produtos, acabando por ser preso, acusado de peculato.
2. As massas. A **Lei de Proust** ou a **Lei das proporções constantes** foi elaborada em 1797 pelo químico Joseph Louis Proust. Ele verificou que as massas dos reagentes e as massas dos produtos que participam de uma reação obedecem sempre a uma proporção constante. Essa proporção é característica de cada reação, isto é, independe da quantidade de reagentes utilizados.
3. Por que se você pesar apenas as cinzas, não estará considerando a massa que foi desprendida na forma de fumaça.
4. Lei de Richter-Wenzel ou Lei das Proporções Recíprocas - " A massa de dois elementos que se combinam separadamente com a mesma massa de um elemento, são as mesmas, suas múltiplas ou submúltiplas, com que eles se combinam entre si, caso isso seja possível ". " Quando a massa fixa de um elemento se combina com massas variáveis de outros elementos para formar diferentes compostos, se estes elementos se combinam entre si, combinar-se-ão segundo estas mesmas massas, ou múltiplas, ou submúltiplas ".

Comprovação da Lei

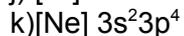
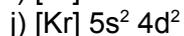
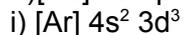
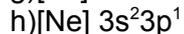
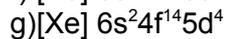
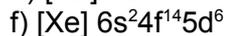
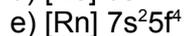
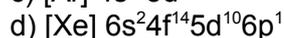
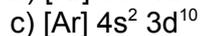
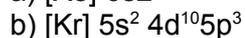
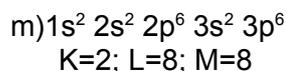
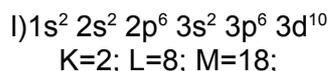
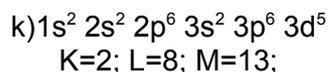
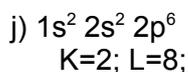
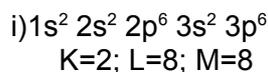
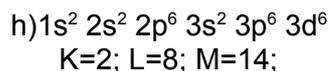
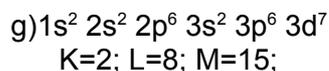
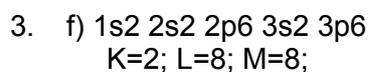
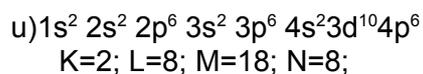
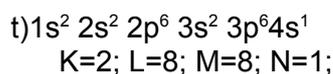
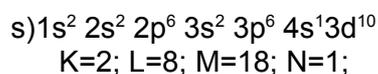
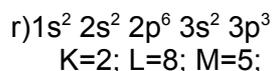
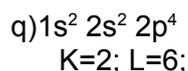
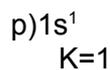


Combinando-se agora, o cloro e o oxigênio na mesma proporção com que foram combinados com o hidrogênio, teremos:



Pág 65

1. Respondido na própria página;
2. b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
K=2; L=8; M=1
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
K=2; L=8; M=7
- d) $1s^2 2s^2$
K=2; L=2
- e) $1s^2 2s^2 2p^3$
K=2; L=5
- f) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
K=2; L=8; M=3
- g) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
K=2; L=8; M=8; N=2
- h) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
K=2; L=8; M=16; N=2
- i) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
K=2; L=8; M=18; N=7
- j) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$
K=2; L=8; M=18; N=8; O=1
- k) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^1$
K=2; L=8; M=18; N=18; O=8; P=1
- l) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^3$
K=2; L=8; M=18; N=32; O=18; P=5
- m) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2$
K=2; L=8; M=18; N=32; O=18; P=8; Q=2
- n) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^4$
K=2; L=8; M=18; N=32; O=12; P=2
- o) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10}$
K=2; L=8; M=18; N=32; O=18; P=2



Pág 67

- a) linear
b) linear
c) tetraédrica
d) piramidal
e) angular
f) linear
g) trigonal plana
h) angular
i) tetraédrica
j) trigonal plana
k) angular
l) piramidal
m) angular
n) linear
o) linear
p) piramidal
q) linear

Pág 92

- E
- E
- A
- A
- D
- C
- B
- A
- C
- C
- B
- D
- I e II
- 1º) Nitrogênio; 2º) Argônio e 3º) Oxigênio. Ordem crescente de pontos de ebulição.
- Dissolução + filtração + destilação simples (ou evaporação).
- Mistura, pois o ponto de ebulição não é constante.
- I – E; II – C; III – D; IV – A; V – B
- Sistema I – Destilação Fracionada; Sistema II – Filtração
- D
- E
- 1 – termômetro; 2 – condensador; 3 – erlenmeyer; 4 – suporte universal; 5 –

balão de destilação (balão de fundo redondo); 6 – bico de Bunsen; 7 – tripé; 8 – tela de amianto;

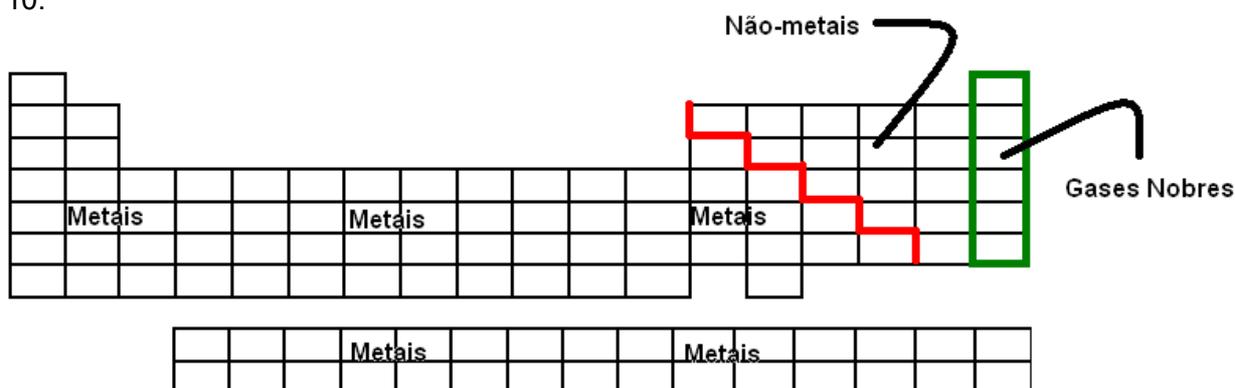
- C
- A
- A
- Efusão e liquefação fracionada.
- O que apresentar a menor temperatura de ebulição.
- Primeiramente, faz-se uma filtração. Dessa forma, teremos a separação do álcool da mistura de areia e sal. A seguir, adiciona-se água (dissolução fracionada) para que o sal possa ser solubilizado. Feito isso, procede-se com uma nova filtração (para a separação da areia) seguida de uma destilação simples.
- Destilação simples;
- A
- A e B
- Filtração
- C
- Destilação simples
- B
- A

Pág 110

- As propriedades dos elementos são funções periódicas de seus números atômicos.
- 7
- Apresentam o mesmo número de níveis eletrônicos (ou camadas).
- 18
- Grupo 1 - Metais Alcalinos
Grupo 2 - Metais Alcalinos Terrosos

- Grupo 13 - Grupo ou Família do Boro
 Grupo 14 - Grupo ou Família do Carbono
 Grupo 15 - Grupo ou Família do Nitrogênio
 Grupo 16 - Calcogênios
 Grupo 17 - Halogênios
 Grupo 18 - Gases Nobres
6. a) Rubídio, 5º período, grupo 1
 b) Bário, 6º período, grupo 2
 c) Germânio, 4º período, grupo 14
 d) Fósforo, 3º período, grupo 15
 e) Flúor, 2º período, grupo 17
 f) Xenônio, 6º período, grupo 18
- g) Magnésio, 3º período, grupo 2
 h) Carbono, 2º período, grupo 14
 i) Ouro, 6º período, grupo 11
7. Bromo e mercúrio
 8. Gases nobres, flúor, cloro, oxigênio, nitrogênio e hidrogênio
 9. Halogênios: Flúor (F), Cloro (Cl), Bromo (Br), Iodo (I), Astató (At); Gases Nobres: Hélio (He), Neônio (Ne), Argônio (Ar), Criptônio (Kr), Xenônio (Xe), Radônio (Rn).

10.



11. Representativos: 1, 2, 13 ao 18; Transição interna: 3; Transição externa: 3 ao 12.

12.

Símbolo	Nome do elemento	Grupo	Período
Na	Sódio	1	3
W	Tungstênio	6	6
Mg	Magnésio	2	3
Al	Alumínio	13	3
C	Carbono	14	2
Zn	Zinco	12	4
Cu	Cobre	11	4
Ag	Prata	11	5
Au	Ouro	11	6
Hg	Mercúrio	12	6
Sn	Estanho	14	5
Sb	Antimônio	15	5
Br	Bromo	17	4
Mn	Manganês	7	4
Ti	Tálio	13	6
Ca	Cálcio	2	4
Fe	Ferro	8	4
V	Vanádio	5	4
Cd	Cádmio	12	5
Ne	Neônio	18	2
O	Oxigênio	16	2
S	enxofre	16	3

13. Sólido

14.

- **Metais:** apresentam alta condutividade elétrica e térmica; em geral são densos, têm a propriedade de refletir a luz, manifestando brilho típico; apresentam altos pontos de fusão e ebulição; apresentam ductibilidade (que é a propriedade de serem facilmente em fios), maleabilidade (que é a propriedade de serem transformados em lâminas); perdem facilmente elétrons dando origem a íons positivos (cátions); poucos elétrons na última camada (menos de 4); À exceção do mercúrio, todos os metais são sólidos a temperatura ambiente de 25° e 1 atm.
- **Não-Metais:** apresentam propriedades opostas às dos metais. São os mais abundantes na natureza e, ao contrário dos metais, não são bons condutores de calor e eletricidade, não são maleáveis e dúcteis e não possuem brilho como os metais (em geral, são opacos). Têm tendência a ganhar elétrons, transformando-se em íons negativos (ânions). Apresentam, via de regra, muitos elétrons (mais de 4) na última camada.

15. o termo “gás nobre” vem do fato de que a característica destes gases é de não combinarem com os demais elementos.

16. Ba – representativo; U – transição interna; I – representativo; Pb – representativo; Fe – transição externa; Au – transição externa; Fr – representativo; Ac – transição interna; K – representativo; Np – transição interna;

17. a) Mg; b) Br; c) Sb; d) Si

18. a) Li = 3; Na = 11; K = 19;

b) Li = 6,94; Na = 22,99; K = 39,09

19. A

20. 2 – 3 – 6 – 4 – 1 – 5

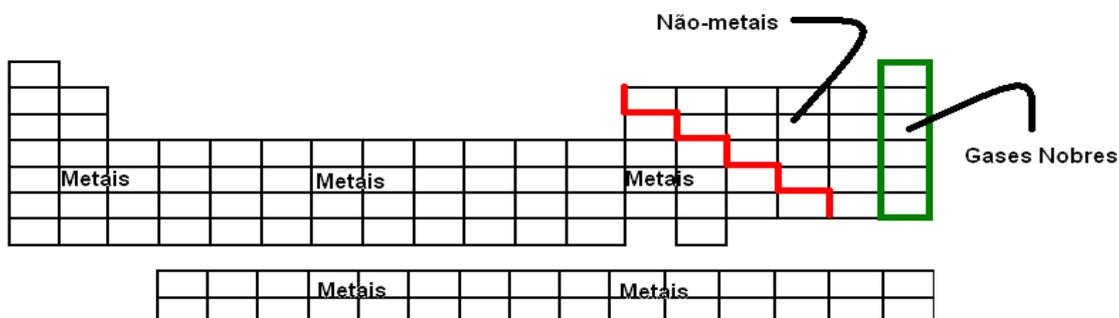
21. 4º período, grupo 13

22. 34

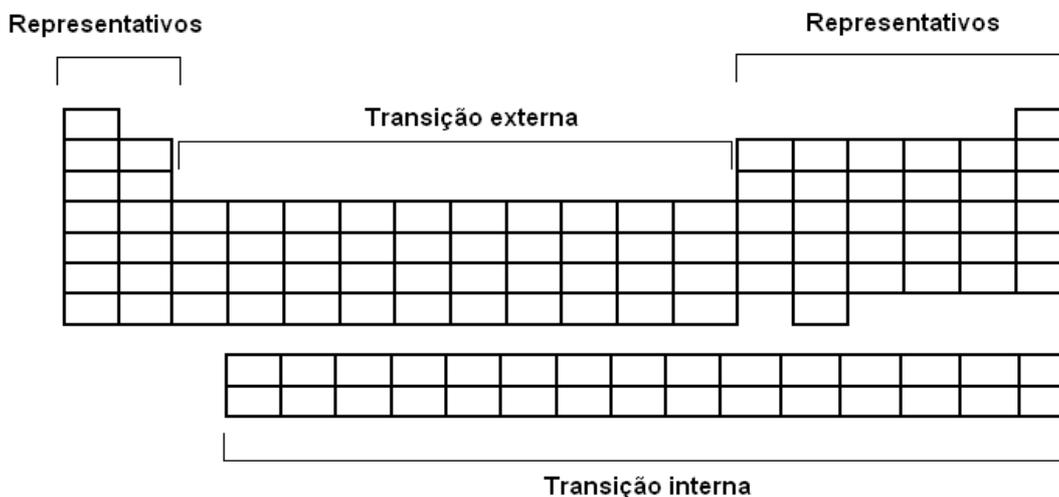
23. 79

24. D

25.



26.



27.

- Grupo 1 - Metais Alcalinos
- Grupo 2 - Metais Alcalinos Terrosos
- Grupo 13 - Grupo ou Família do Boro
- Grupo 14 - Grupo ou Família do Carbono
- Grupo 15 - Grupo ou Família do Nitrogênio
- Grupo 16 - Calcogênios
- Grupo 17 - Halogênios
- Grupo 18 - Gases Nobres

28. São as linhas horizontais da tabela periódica e indicam o número de camadas ou níveis dos elementos.

29. São as colunas da tabela periódica e indicam o número de elétrons na camada de valência para os elementos representativos.

30. 2 – 6 – 8 – 16 – representativo – não-metal.

31.B

32.D

33. As famílias são as colunas da tabela periódica, enquanto que os períodos são as linhas horizontais (7) da tabela periódica.

34. 18 famílias e 7 períodos.

35. As famílias são as colunas da tabela periódica, enquanto que os períodos são as linhas horizontais (7) da tabela periódica.

36. O mesmo número de camadas.

37. O nível de energia ou camada eletrônica em que o elemento se encontra.

38. As propriedades dos elementos são funções periódicas de seus números atômicos.

39.

- **Metais:** apresentam alta condutividade elétrica e térmica; em geral são densos, têm a propriedade de refletir a luz, manifestando brilho típico; apresentam altos pontos de fusão e ebulição; apresentam ductibilidade (que é a propriedade de serem facilmente em fios), maleabilidade (que é a propriedade de serem transformados em lâminas); perdem facilmente elétrons dando origem a íons positivos (cátions); poucos elétrons na última camada (menos de 4); À exceção do mercúrio, todos os metais são sólidos a temperatura ambiente de 25° e 1 atm.
- **Não-Metais:** apresentam propriedades opostas às dos metais. São os mais abundantes na natureza e, ao contrário dos metais, não são bons condutores de calor e eletricidade, não são maleáveis e dúcteis e não possuem brilho como os metais (em geral, são opacos). Têm tendência a ganhar elétrons, transformando-se em íons negativos (ânions). Apresentam, via de regra, muitos elétrons (mais de 4) na última camada.

40. O termo “gás nobre” vem do fato de que a característica destes gases é de não combinarem com os demais elementos. Os gases nobres já foram denominados de “gases inertes”, porém o termo não é exato visto que já tem sido demonstrado que alguns podem participar de reações químicas. Embora existam em quantidades consideráveis na atmosfera terrestre, não foram descobertos devido à baixa reatividade que possuem. A primeira evidência da existência dos gases nobres foi através da descoberta da existência do hélio no sol, feita por análise espectrográfica da luz solar. Mais tarde o hélio foi isolado da atmosfera terrestre por William Ramsay. Os gases nobres apresentam forças de atrações interatômicas muito fracas, daí apresentarem baixos pontos de fusão e ebulição. Por isso são gasosos nas condições normais, mesmo aqueles que apresentam átomos mais pesados.

41. Döbereiner começou a estudar a lista dos elementos conhecidos, registrados com suas propriedades e pesos atômicos, e acabou descobrindo outros dois grupos de elementos com o mesmo padrão. O estrôncio situava-se a meio caminho (em peso atômico, cor, propriedades e

reatividade) entre o cálcio e o bário; e o selênio podia ser igualmente situado entre o enxofre e o telúrio. Döbereiner chamou esses grupos de tríades, e começou uma ampla investigação dos elementos em busca de outros exemplos, mas não conseguiu encontrar mais. A “lei das tríades” de Döbereiner parecia aplicar-se a apenas nove dos 54 elementos conhecidos e foi rejeitada por seus contemporâneos como mera coincidência.

42. V – V – F – V – F – F – F – F

43. a) P; b) B; c) O; d) D = sólido e T = gasoso; e) 17 e 37; f) transição externa; g) gases nobres – gasoso; h) apresentam o mesmo número de camadas;

Pág 119

1. K, Na
2. K
3. C
4. C
5. Aumenta da direita para a esquerda e de cima para baixo
6. $x = 4; y = 6; z = 2$
7. $x = 15; y = 1; z = 13$
8. a) N, Be, Li e Rb; b) C, Na, Pb e Cs; c) N, S, P e Te
9. a) Z b) X
10. Nos períodos, aumenta do centro para as extremidades; nas famílias, cresce de acordo com o número atômico.
11. a) Menor: Fe Maior: Bi
b) Menor: Ni Maior: I
c) Menor: Co Maior: Ba
d) Menor: Mn Maior: Sr
12. Ar e Kr
13. a) Li, As e Rb; b) Al, Na e Pb; c) Fe, K e Os; d) S, Rh e I
14. a) X b) Z
15. E
16. E
17. A
18. B
19. B
20. a) A e D = gases nobres; B = halogênios; C = Metais alcalinos
b) C, B, A, D
21. Nos períodos, aumenta da extremidade para o centro. Nas famílias, cresce com o número atômico.
22. a) Menor: Se Maior: Re
b) Menor: Ni Maior: I
c) Menor: Ba Maior: Au
d) Menor: Sr Maior: Mn
23. $x = 5; y = 3; z = 4$
24. a) Z b) X
25. São muito fortes;
26. a) Menor: Si Maior: Re
b) Menor: S Maior: Fe
c) Menor: Ni Maior: Os
d) Menor: Mn Maior: Ir
27. a) Menor: Ne Maior: Xe
b) Menor: Cd Maior: Rh
c) Menor: Ni Maior: Os
d) Menor: Mn Maior: Ir
28. a) Y b) Z c) X
29. Enxofre: quanto menor o raio, mais energia deverá perder;
30. P
31. a) A
b) F
c) A
d) B
e) E
f) C
g) C
32. a) H
b) I
c) H
d) D
e) D
f) J
g) D
33. a) I
b) B
c) H
d) L
e) H
f) A
34. I - a) F; b) F; c) J; d) C; e) M; f) M
II - L
III - C
IV - A, B, C, D, E
V - a) G, A, M b) I; c) F, E; d) H; e) J, L
35. $Z = 20$
36. a) 10; b) 9; c) 3; d) 3
37. H, F, Na, Fe, Au

31. Apresentam alta condutividade elétrica e térmica; em geral são densos, têm a propriedade de refletir a luz, manifestando brilho típico; apresentam altos pontos de fusão e ebulição; apresentam ductibilidade (que é a propriedade de serem facilmente em fios), maleabilidade (que é a propriedade de serem transformados em lâminas); perdem facilmente elétrons dando origem a íons positivos (cátions); poucos elétrons na última camada (menos de 4); À exceção do mercúrio, todos os metais são sólidos a temperatura ambiente de 25° e 1 atm.
32. O aço é uma liga metálica, constituída por Fe e C.
33. Cobre
34. a) X = grupo 1 e y = grupo 17
 b) X = grupo 13 e y = grupo 17
 c) X = grupo 2 e y = grupo 16
 d) X = grupo 1 e y = grupo 15
35. a) HCl
 b) Br₂
 c) H₂S
 d) SCl₂
36. XY₃
37. a) iônica
 b) covalente
 c) covalente
 d) covalente
 e) iônica
 f) covalente
 g) iônica
 h) covalente
 i) covalente
- j) iônica
 k) iônica
 l) iônica
 m) iônica
 n) iônica
 o) iônica
 p) iônica
 q) covalente
 r) covalente
- s) covalente
 t) covalente
 u) covalente
 v) iônica
 w) iônica
 x) iônica
 y) iônica
 z) iônica
38. D

Pág 140

-2	0	+1-2	+1+6-2	+1+7-2	+2 +5 -2
S	S ₈	H ₂ S	H ₂ SO ₄	KMnO ₄	Ca(NO ₃) ₂
+3 +6 -2	+1 +5 -2	+2 +3 -2	+1 +4 -2	+2 -1	+2
Al ₂ (SO ₄) ₃	H ₄ P ₂ O ₇	Zn ₃ (BO ₃) ₂	Ag ₂ CO ₃	FeCl ₂	Fe ⁺²
+4 -1	0 +1 -2	+2 -1	-2 +2 -1	+5-2	
SnBr ₄	O ₃ Au ₂ O	CaH ₂	O ⁻² CaO ₂	(PO ₄) ⁻³	
+1+5-2	+1 +4 -2	+5-2	+1+5-2	+1+5-2	
HNO ₃	Na ₂ SO ₃	N ₂ O ₅	H ₄ P ₂ O ₇	KClO ₃	

+2-1	+1+3-2	+5-2	+3 -2	+4-1
NiCl ₂	NaClO ₂	NO ₃ ⁻	C ₂ O ₄ ²⁻	SiF ₆ ²⁻
+5-2	+4-2	+1+6-2	+3	-2
P ₂ O ₇ ⁴⁻	SO ₃ ²⁻	HSO ₄ ⁻	Fe ³⁺	S ²⁻

Pág 144

1.

	molécula	ligação
a) HBr	Polar	Polar
b) F ₂	Apolar	Apolar
c) CH ₄	Apolar	Polar
d) NH ₃	Polar	Polar
e) H ₂ O	Polar	Polar
f) CO ₂	Apolar	Polar
g) CH ₂ O	Polar	Polar
h) SO ₂	Polar	Polar
i) CCl ₄	Apolar	Polar
j) H ₂ S	Polar	Polar
k) PCl ₃	Polar	Polar
l) HCN	Polar	Polar
m) PH ₃	Polar	Polar
n) Cl ₂	Apolar	Apolar
o) CBr ₄	Apolar	Polar
p) CS ₂	Apolar	Polar
q) SO ₃	Apolar	Polar
r) I ₂	Apolar	Apolar
s) Br ₂	Apolar	Apolar

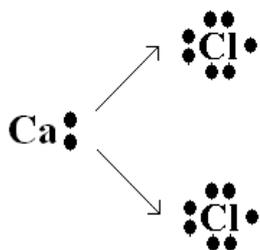
Pág 147

1.

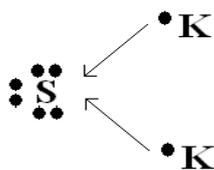
- a) CCl_4 – forças de London
- b) HF – Ligações de hidrogênio
- c) SO_2 - Dipolar
- d) CO_2 - forças de London
- e) CH_4 - forças de London
- f) NH_3 - Ligações de hidrogênio
- g) PH_3 - Dipolar
- h) H_2 - forças de London
- i) HBr - Dipolar
- j) F_2 - forças de London
- k) H_2O - Ligações de hidrogênio
- l) HCN - Dipolar
- m) PCl_3 - Dipolar
- n) Br_2 - forças de London

Pág 152

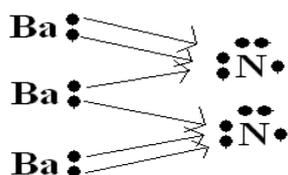
a)



b)

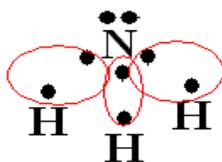


c)

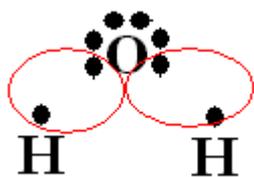


Pág 153

a)

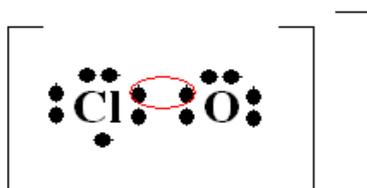


b)

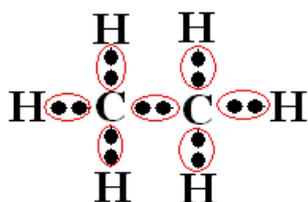


Pág 154

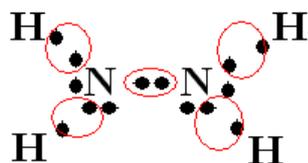
a)



b)



c)



Pág 155



1.
 - a) HCl – ácido clorídrico
 - b) HClO – ácido hipocloroso
 - c) HClO₂ - ácido cloroso
 - d) HClO₃ - ácido clórico
 - e) HClO₄ – ácido perclórico
 - f) H₂S - ácido sulfídrico
 - g) H₂SO₄ - ácido sulfúrico
 - h) HNO₃ - ácido nítrico
 - i) H₂SO₃ - ácido sulfuroso
 - j) HNO₂ - ácido nitroso
 - k) HI - ácido iodídrico
 - l) HBr - ácido bromídrico
 - m) HCN - ácido cianídrico
 - n) H₃PO₄ - ácido fosfórico
 - o) H₂CO₃ - ácido carbônico
 - p) HMnO₄ - ácido permangânico
 - q) HCN - ácido cianídrico

2.
 - a) Ácido Nítrico - HNO₃
 - b) Ácido Perclórico - HClO₄
 - c) Ácido Fluorídrico - HF
 - d) Ácido Cloroso - HClO₂
 - e) Ácido Pirofosfórico - H₄P₂O₇
 - f) Ácido Sulfuroso - H₂SO₃
 - g) Ácido Acético - CH₃COOH

3.

1. hidrogênio (H⁺)
1. hidrônio ou hidroxônio;
2. grau de ionização;
3. ídrico;
4. OSO ou ICO;

4.

- a) ácido bromídrico;
HBr → H⁺ + Br⁻
- b) ácido nitroso;
HNO₂ → H⁺ + NO₂⁻
- c) ácido sulfuroso;
H₂SO₃ → 2H⁺ + SO₃⁻
- d) ácido pirofosfórico
H₄P₂O₇ → 4H⁺ + P₂O₇⁻⁴

5.

- a) HF → H⁺ + F⁻
- b) H₃PO₄ → 3H⁺ + PO₄⁻³
- c) HCN → H⁺ + CN⁻
- d) H₂SO₄ → 2H⁺ + SO₄⁻
- e) H₂S → 2H⁺ + S⁻²
- f) H₄SiO₄ → 4H⁺ + SiO₄⁻⁴

6.

HNO₃: (1) monoácido
(2) oxiácido
(3) forte

HBr: (1) monoácido
(2) hidrácido
(3) forte

H₂S: (1) diácido
(2) hidrácido
(3) fraco

HIO₄: (1) monoácido
(2) oxiácido
(3) fraco

HCN: (1) monoácido
(2) hidrácido

(3) fraco

H₃PO₃: (1) triácido
(2) oxiácido
(3) fraco

H₂SO₄: (1) diácido
(2) oxiácido
(3) forte

HNO₃: (1) monoácido
(2) oxiácido
(3) forte

H₂CO₃: (1) diácido
(2) oxiácido
(3) fraco

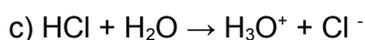
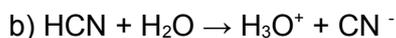
HClO₃: (1) monoácido
(2) oxiácido
(3) fraco

(3) fraco

HBrO: (1) monoácido
(2) oxiácido

HIO₂: (1) monoácido
(2) oxiácido
(3) fraco

7.



Pág 168

1.

- a) KOH – hidróxido de potássio
- b) NaOH - hidróxido de sódio
- c) Ba(OH)₂ - hidróxido de bário
- d) Fe(OH)₂ - hidróxido de ferro II
- e) Al(OH)₃ - hidróxido de alumínio
- f) LiOH - hidróxido de lítio
- g) Fe(OH)₃ - hidróxido de ferro III
- h) Sr(OH)₂ - hidróxido de estrôncio
- i) CeOH - hidróxido de cério
- j) Pb(OH)₄ - hidróxido de chumbo IV
- k) Mg(OH)₂ - hidróxido de magnésio
- l) AgOH - hidróxido de prata

1. metálico; oxidrila

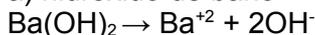
2. grau de dissociação.

3. mais elevado ; Oso

4. hidróxido + nome do elemento.

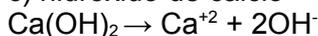
5.

a) hidróxido de bário

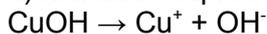


b) hidróxido de amônio
 $\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

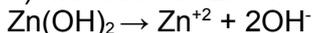
c) hidróxido de cálcio



d) hidróxido cuproso



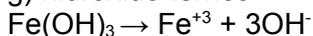
e) hidróxido de zinco



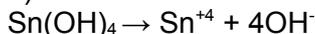
f) hidróxido de platina IV



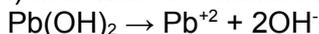
g) hidróxido férrico



h) hidróxido estânico



i) hidróxido de chumbo II



2.

- a) hidróxido de estanho II - Sn(OH)₂
- b) hidróxido de estanho IV - Sn(OH)₄
- c) hidróxido de amônio - NH₄OH
- d) hidróxido de cálcio - Ca(OH)₂
- e) hidróxido cuproso - CuOH
- f) hidróxido de zinco - Zn(OH)₂
- g) hidróxido de platina IV - Pt(OH)₄
- h) hidróxido de níquel III - Ni(OH)₃
- i) hidróxido cobaltoso - Co(OH)₂
- j) hidróxido cobáltico - Co(OH)₃
- k) hidróxido áurico - Au(OH)₂
- l) hidróxido de cobre II - Cu(OH)₂

3.

4.

NaOH: (1) monobase
(2) forte
(3) solúvel

(2) fraca
(3) insolúvel

Fe(OH)₃: (1) tribase
(2) fraca
(3) insolúvel

NH₄OH: (1) monobase
(2) fraca
(3) solúvel

Zn(OH)₂: (1) dibase

RbOH: (1) monobase
(2) forte

	(3)solúvel		(2)fraca (3)insolúvel
Sr(OH) ₂ :	(1)dibase (2)forte (3)solúvel	Pb(OH) ₄ :	(1)tetrabase (2)fraca (3)insolúvel
AgOH:	(1)monobase (2)fraca (3)insolúvel	Al(OH) ₃ :	(1)tribase (2)fraca (3)insolúvel
Ca(OH) ₂ :	(1)dibase (2)forte (3)solúvel	KOH:	(1)monobase (2)forte (3)solúvel
CuOH:	(1)monobase		

5.

- a) hidróxido cúprico - d
- b) hidróxido de rubídio - a
- c) hidróxido de magnésio - b
- d) hidróxido de amônio - c
- e) hidróxido de estanho II - d
- f) hidróxido de sódio - a

6.

- a) Li⁺ - LiOH hidróxido de lítio
- b) Cu⁺ - CuOH hidróxido de cobre I
- c) Cu²⁺ - Cu(OH)₂ hidróxido de cobre II
- d) Ni²⁺ - Ni(OH)₂ hidróxido de níquel II
- e) Mg²⁺ - Mg(OH)₂ hidróxido de magnésio
- f) Cr³⁺ - Cr(OH)₃ hidróxido de cromo III
- g) Ni³⁺ - Ni(OH)₃ hidróxido de níquel III
- h) Mn⁴⁺ - Mn(OH)₄ hidróxido de manganês IV
- i) Au³⁺ - Au(OH)₃ hidróxido de ouro III
- j) Sn⁴⁺ - Sn(OH)₄ hidróxido de estanho IV

Pág 173

1.

- a) Al³⁺O²⁻ - Al₂O₃ óxido de alumínio
- b) Be²⁺O²⁻ - BeO óxido de berílio
- c) Ag⁺O²⁻ - Ag₂O óxido de prata
- d) Au³⁺O²⁻ - Au₂O₃ óxido de ouro III
- e) Cr³⁺O²⁻ - Cr₂O₃ óxido de cromo III
- f) Mn⁴⁺O²⁻ - MnO₂ óxido de manganês IV

2.

- a) Óxido de cobalto II - CoO
- b) Óxido de níquel II - NiO
- c) Óxido de níquel III - Ni₂O₃
- d) Óxido de zinco - ZnO
- e) Óxido de chumbo IV - PbO₂
- f) Óxido de cobre I - Cu₂O
- g) Óxido de sódio - Na₂O
- h) Óxido de cálcio - CaO
- i) Óxido de potássio - K₂O
- j) Óxido de bário - BaO
- k) Óxido de alumínio - Al₂O₃
- l) Óxido de prata - Ag₂O
- m) Óxido ferroso - FeO
- n) Óxido de lítio - Li₂O
- o) Óxido de magnésio - MgO
- p) Óxido de cromo III - Cr₂O₃
- q) Óxido de manganês VII - Mn₂O₇
- r) Tetróxido de dinitrogênio - N₂O₄

- s) Trióxido de enxofre - SO_3
- t) Monóxido de dicloro - Cl_2O
- u) Dióxido de carbono - CO_2
- v) Dióxido de silício - SiO_2

3.

- a) CoO – óxido de cobalto II ou cobaltoso
- b) Co_2O_3 - óxido de cobalto III ou cobáltico
- c) MnO - óxido de manganês II ou manganoso
- d) MnO_2 - óxido de manganês IV
- e) Fe_2O_3 - óxido de ferro III ou férrico
- f) FeO - óxido de ferro II ou ferroso
- g) SO_2 – dióxido de enxofre
- h) SO_3 – trióxido de enxofre
- i) P_2O_3 – trióxido de difósforo
- j) N_2O_4 – tetróxido de dinitrogênio
- k) Sb_2O_5 – pentóxido de antimônio
- l) Li_2O – óxido de lítio
- m) SrO – óxido de estrôncio

4.

- a) Li_2O óxido de lítio
- b) Na_2O óxido de sódio
- c) K_2O óxido de potássio
- d) Rb_2O óxido de rubídio
- e) Cs_2O óxido de célio
- f) Fr_2O óxido de frâncio

- x) Monóxido de nitrogênio - NO
- y) Óxido cobaltoso - CoO
- w) Óxido de estrôncio - SrO
- z) Óxido de rádio - RaO

- n) Al_2O_3 – óxido de alumínio
- o) SnO – óxido de estanho II ou estanoso
- p) SnO_2 - óxido de estanho IV ou estânico
- q) PbO – óxido de chumbo II ou plumboso
- r) PbO_2 – óxido de chumbo IV ou plúmbico
- s) N_2O_3 – trióxido de dinitrogênio
- t) N_2O_5 – pentóxido de dinitrogênio
- u) MnO_3 – trióxido de manganês
- v) NO_2 – dióxido de nitrogênio
- x) Cl_2O_7 – heptóxido de dicloro
- y) ClO_2 – dióxido de cloro
- w) Br_2O – óxido de dibromo
- z) I_2O_4 – tetróxido de diiodo

- g) BeO óxido de berílio
- h) MgO óxido de magnésio
- i) CaO óxido de cálcio
- j) SrO óxido de estrôncio
- k) BaO óxido de bário
- l) RaO óxido de rádio

5.

Peróxidos; São óxidos que reagem com água ou ácidos diluídos produzindo H_2O_2 . Nos peróxidos, o NO_x do Oxigênio vale -1 . *Superóxidos ou polióxidos*; São formados por metais alcalinos e alcalinos-terrosos, mais frequentemente com K, Cs e Rb. São sólidos iônicos e possuem oxigênio com $\text{NO}_x = -\frac{1}{2}$.

6.

H_2O_2 ; H – O – O – H; água oxigenada

7.

- a) peróxido de potássio K_2O_2
- b) peróxido de bário BaO_2
- c) peróxido de magnésio MgO_2

- d) peróxido de lítio Li_2O_2
- e) peróxido de cálcio CaO_2

8. Nomeie os compostos abaixo

- a) K_2O_2 peróxido de potássio
- b) BaO_2 peróxido de bário
- c) RbO_2 peróxido de rubídio

- d) K_2O óxido de potássio
- e) Na_2O_2 peróxido de sódio

9.

- 2; oxigênio, eletronegativo.
- Base; sal.
- Metais; +1 e +2.

10. Ácido; sal e água.

11. Não metais; metais; +5, +6, +7.
12. Ácidos; básicos.
13. Água, ácido; base.
14. Óxidos; elemento químico.
15. Água; ácidos; X_2O_2 ; XO_2

Pág 179

1.

Na_2CO_3 – carbonato de sódio
 Na_2SO_4 – sulfato de sódio
 Na_2SO_3 – sulfito de sódio
 $NaNO_3$ – nitrato de sódio
 $NaNO_2$ – nitrito de sódio
 Na_3PO_4 – fosfato de sódio
 $Na_4P_2O_7$ – pirofosfato de sódio
 $NaIO_4$ – periodato de sódio
 $NaIO_3$ – iodato de sódio
 Na_2CrO_4 – cromato de sódio
 $Na_2Cr_2O_7$ – dicromato de sódio

K_2CO_3 – carbonato de potássio
 K_2SO_4 – sulfato de potássio
 K_2SO_3 – sulfito de potássio
 KNO_3 – nitrato de potássio
 KNO_2 – nitrito de potássio
 K_3PO_4 – fosfato de potássio
 $K_4P_2O_7$ – pirofosfato de potássio
 KIO_4 – periodato de potássio
 KIO_3 – iodato de potássio
 K_2CrO_4 – cromato de potássio
 $K_2Cr_2O_7$ – dicromato de potássio

Ag_2CO_3 – carbonato de prata
 Ag_2SO_4 – sulfato de prata
 Ag_2SO_3 – sulfito de prata
 $AgNO_3$ – nitrato de prata
 $AgNO_2$ – nitrito de prata
 Ag_3PO_4 – fosfato de prata
 $Ag_4P_2O_7$ – pirofosfato de prata
 $AgIO_4$ – periodato de prata
 $AgIO_3$ – iodato de prata
 Ag_2CrO_4 – cromato de prata
 $Ag_2Cr_2O_7$ – dicromato de prata

Cu_2CO_3 – carbonato de cobre I
 Cu_2SO_4 – sulfato de cobre I
 Cu_2SO_3 – sulfito de cobre I
 $CuNO_3$ – nitrato de cobre I
 $CuNO_2$ – nitrito de cobre I
 Cu_3PO_4 – fosfato de cobre I
 $Cu_4P_2O_7$ – pirofosfato de cobre I
 $CuIO_4$ – periodato de cobre I
 $CuIO_3$ – iodato de cobre I
 Cu_2CrO_4 – cromato de cobre I

$Cu_2Cr_2O_7$ – dicromato de cobre I

$CuCO_3$ – carbonato de cobre II
 $CuSO_4$ – sulfato de cobre II
 $CuSO_3$ – sulfito de cobre II
 $Cu(NO_3)_2$ – nitrato de cobre II
 $Cu(NO_2)_2$ – nitrito de cobre II
 $Cu_3(PO_4)_2$ – fosfato de cobre II
 $Cu_2P_2O_7$ – pirofosfato de cobre II
 $Cu(IO_4)_2$ – periodato de cobre II
 $Cu(IO_3)_2$ – iodato de cobre II
 $CuCrO_4$ – cromato de cobre II
 $CuCr_2O_7$ – dicromato de cobre II

$FeCO_3$ – carbonato de ferro II
 $FeSO_4$ – sulfato de ferro II
 $FeSO_3$ – sulfito de ferro II
 $Fe(NO_3)_2$ – nitrato de ferro II
 $Fe(NO_2)_2$ – nitrito de ferro II
 $Fe_3(PO_4)_2$ – fosfato de ferro II
 $Fe_2P_2O_7$ – pirofosfato de ferro II
 $Fe(IO_4)_2$ – periodato de ferro II
 $Fe(IO_3)_2$ – iodato de ferro II
 $FeCrO_4$ – cromato de ferro II
 $FeCr_2O_7$ – dicromato de ferro II

$Fe_2(CO_3)_3$ – carbonato de ferro III
 $Fe_2(SO_4)_3$ – sulfato de ferro III
 $Fe_2(SO_3)_3$ – sulfito de ferro III
 $Fe(NO_3)_3$ – nitrato de ferro III
 $Fe(NO_2)_3$ – nitrito de ferro III
 $FePO_4$ – fosfato de ferro III
 $Fe_4(P_2O_7)_3$ – pirofosfato de ferro III
 $Fe(IO_4)_3$ – periodato de ferro III
 $Fe(IO_3)_3$ – iodato de ferro III
 $Fe_2(CrO_4)_3$ – cromato de ferro III
 $Fe_2(Cr_2O_7)_3$ – dicromato de ferro III

$PbCO_3$ – carbonato de chumbo II
 $PbSO_4$ – sulfato de chumbo II
 $PbSO_3$ – sulfito de chumbo II
 $Pb(NO_3)_2$ – nitrato de chumbo II
 $Pb(NO_2)_2$ – nitrito de chumbo II
 $Pb_3(PO_4)_2$ – fosfato de chumbo II
 $Pb_2P_2O_7$ – pirofosfato de chumbo II

Pb(IO₄)₂– periodato de chumbo II
Pb(IO₃)₂– iodato de chumbo II
PbCrO₄– cromato de chumbo II
PbCr₂O₇– dicromato de chumbo II

Pb(CO₃)₂– carbonato de chumbo IV
Pb(SO₄)₂– sulfato de chumbo IV
Pb(SO₃)₂– sulfito de chumbo IV
Pb(NO₃)₄– nitrato de chumbo IV
Pb(NO₂)₄– nitrito de chumbo IV
Pb₃(PO₄)₄ – fosfato de chumbo IV
PbP₂O₇– pirofosfato de chumbo IV
Pb(IO₄)₄– periodato de chumbo IV
Pb(IO₃)₄– iodato de chumbo IV
Pb(CrO₄)₂– cromato de chumbo IV
Pb(Cr₂O₇)₂– dicromato de chumbo IV

NiCO₃– carbonato de níquel II
NiSO₄– sulfato de níquel II
NiSO₃– sulfito de níquel II

Ni(NO₃)₂– nitrato de níquel II
Ni(NO₂)₂– nitrito de níquel II
Ni₃(PO₄)₂ – fosfato de níquel II
Ni₂P₂O₇– pirofosfato de níquel II
Ni(IO₄)₂– periodato de níquel II
Ni(IO₃)₂– iodato de níquel II
NiCrO₄– cromato de níquel II
NiCr₂O₇– dicromato de níquel II

Ni₂(CO₃)₃ – carbonato de níquel III
Ni₂(SO₄)₃– sulfato de níquel III
Ni₂(SO₃)₃– sulfito de níquel III
Ni(NO₃)₃ – nitrato de níquel III
Ni(NO₂)₃ – nitrito de níquel III
NiPO₄ – fosfato de níquel III
Ni₄(P₂O₇)₃– pirofosfato de níquel III
Ni(IO₄)₃ – periodato de níquel III
Ni(IO₃)₃ – iodato de níquel III
Ni₂(CrO₄)₃– cromato de níquel III
Ni₂(Cr₂O₇)₃– dicromato de níquel III

2.

- a) NaCl → Na⁺ + Cl⁻ cloreto de sódio, íons sódio e cloreto
b) Ba₃(PO₄)₂ → 3Ba⁺² + PO₄⁻³ – fosfato de bário, íons bário e fosfato
c) Al₂(SO₄)₃ → 2Al⁺³ + 3SO₄⁻² – sulfato de alumínio, íons alumínio e sulfato
d) Sn₃(PO₄)₄ → 3Sn⁺⁴ + 4PO₄⁻³ – fosfato de estanho IV, íons estânico e fosfato

3.

- a) AgNO₃ – nitrato de prata
b) KCl – cloreto de potássio
c) NaBr – brometo de sódio
d) (NH₄)₂S – sulfeto de amônio
e) KI – iodeto de potássio
f) Na₂SO₃ – sulfito de sódio
g) CaSO₄ – sulfato de cálcio
h) Na₂SO₃ – sulfito de sódio
i) K₃PO₄ – fosfato de potássio
j) NaNO₃ – nitrato de sódio
k) Ca(NO₂)₂ – nitrito de cálcio
l) MgCO₃ – carbonato de magnésio
m) KBrO₃ – bromato de potássio
n) CuSO₄ – sulfato de cobre II
o) FeS – sulfeto de ferro II
p) Fe₂(SO₄)₃ – sulfato de ferro III
q) Sr(CN)₂ – cianeto de estrôncio
r) Na₂Cr₂O₇ – dicromato de sódio
s) Al₂(CO₃)₃ – carbonato de alumínio
t) Zn₃(PO₄)₂ – fosfato de zinco
u) NH₄IO₃ – iodato de amônio
v) FeSiO₃ – meta silicato de ferro II
x) Hg₃[Fe(CN)₆]₂ – ferricianeto de mercúrio II
y) Pt(SO₄)₂ – sulfato de platina IV
w) CuCl – cloreto de mercúrio I
z) Fe₄(P₂O₇)₃ – pirofosfato férrico

4.

- a) carbonato ferroso - FeCO₃
b) sulfato de cromo III - Cr₂(SO₄)₃
c) nitrato de níquel II - Ni(NO₃)₂
d) sulfato de chumbo IV - Pb(SO₄)₂
e) nitrito de potássio - KNO₂
f) cloreto estânico - SnCl₂
g) cloreto férrico - FeCl₃
h) periodato de cádmio - Cd(IO₄)₂
i) cromato de bismuto - Bi₂(CrO₄)₃
j) ortossilicato de potássio - K₄SiO₄
k) hipiodito de magnésio - Mg(IO)₂
l) ferrocianeto de amônio - NH₄[Fe(CN)₆]
m) cloreto cúprico - CuCl₂
n) borato ferroso - Fe₃(BO₃)₂
o) fosfito mercúrico - HgHPO₃
p) piroarseniato estânico - Sn₃(AsO₄)₄
q) ortofosfato áurico - AuPO₄

5. E

Pág 191

1. $2, 1 \rightarrow 2$
2. $1, 12 \rightarrow 8$
3. $2 \rightarrow 2, 1$
4. $1, 2 \rightarrow 1, 1$
5. $2, 2 \rightarrow 2, 1$
6. $1, 8 \rightarrow 10, 16$
7. $4, 11 \rightarrow 8, 6$
8. $4, 3 \rightarrow 2$
9. $2, 15 \rightarrow 14, 6$
10. $4, 11 \rightarrow 2, 8$
11. $1, 3 \rightarrow 2, 3$
12. $2, 1 \rightarrow 2$
13. $2, 5 \rightarrow 4, 2$
14. $2 \rightarrow 2, 1$
15. $1, 11 \rightarrow 7, 8$
16. $1, 4 \rightarrow 1, 2$
17. $2 \rightarrow 2, 3$
18. $4 \rightarrow 3, 1$
19. $1, 6 \rightarrow 4$
20. $4, 3 \rightarrow 1$
21. $1, 5 \rightarrow 3, 4$
22. $1, 3 \rightarrow 2, 3$
23. $1, 4 \rightarrow 5, 1$
24. $8, 8 \rightarrow 1, 16$
25. $3, 4 \rightarrow 1, 4$
26. $1, 3 \rightarrow 2$
27. $2, 1 \rightarrow 2$
28. $6, 6 \rightarrow 1, 6$
29. $1, 4 \rightarrow 1, 4$
30. $2 \rightarrow 1, 1$
31. $1, 2 \rightarrow 1, 1$
32. $2, 3 \rightarrow 1, 6$
33. $1, 6 \rightarrow 3, 2$
34. $1, 8 \rightarrow 1, 4, 4$
35. $2, 3 \rightarrow 1, 3$
36. $1, 2 \rightarrow 2, 1, 1$
37. $1, 5 \rightarrow 2$
38. $1, 1 \rightarrow 2$
39. $4, 3 \rightarrow 2$
40. $2, 2 \rightarrow 4, 1$

41. $1, 1 \rightarrow 1, 1$
42. $2 \rightarrow 1, 3$
43. $1, 3 \rightarrow 2, 3$
44. $1, 3 \rightarrow 1, 3$
45. $2, 6 \rightarrow 1, 6$
46. $1, 1 \rightarrow 2$
47. $2, 6 \rightarrow 2, 3$
48. $6 \rightarrow 1, 7$
49. $3, 1 \rightarrow 1$
50. $2, 1 \rightarrow 1, 1, 1$
51. $1, 1 \rightarrow 2$
52. $1, 2 \rightarrow 1, 1$
53. $2 \rightarrow 1, 3$
54. $2 \rightarrow 2, 4, 1$
55. $1, 1 \rightarrow 1$
56. $3, 2 \rightarrow 3, 2$
57. $4, 6 \rightarrow 5, 6$
58. $4 \rightarrow 3, 1$
59. $1, 3 \rightarrow 3, 2$
60. $4, 7 \rightarrow 2, 4$
61. $4, 5 \rightarrow 4, 6$
62. $4, 1 \rightarrow 2$
63. $1 \rightarrow 1, 1, 1$
64. $1, 2 \rightarrow 1, 1$
65. $1, 12 \rightarrow 3, 4$
66. $1, 6 \rightarrow 2, 3$
67. $1, 4 \rightarrow 2, 1$
68. $1, 3 \rightarrow 2, 3$
69. $2, 1 \rightarrow 1, 1$
70. $4, 2 \rightarrow 2, 3$
71. $2 \rightarrow 1, 2, 1$
72. $1, 4 \rightarrow 1, 2, 1$
73. $1, 4, 4 \rightarrow 1, 4$
74. $1, 1 \rightarrow 1, 2$
75. $1, 2, 2 \rightarrow 1, 1$
76. $1, 1 \rightarrow 1, 2$
77. $3, 2 \rightarrow 1, 6$
78. $2, 6, 10 \rightarrow 6, 1, 10$
79. Esta equação pode ser balanceada com uma

- combinação de de diferentes coeficientes.
- 8,9,7,9** **4,1,7,15**
2,2,2,3 **2,1,3,6**
80. $2, 5 \rightarrow 4, 2, 2$
 81. $2 \rightarrow 4, 2, 2, 3$
 82. $2, 2, 6 \rightarrow 2, 3$
 83. $2, 1 \rightarrow 1, 2, 2$
 84. $3, 3 \rightarrow 1, 1, 3, 6$
 85. $1, 2 \rightarrow 1, 2, 2$
 86. $1, 7 \rightarrow 3, 7, 2$
 87. $1, 2 \rightarrow 2, 1$
 88. $1, 12, 21 \rightarrow 1, 21, 12$
 89. $2, 4, 11 \rightarrow 6, 2, 10$
 90. $2, 21 \rightarrow 14, 10, 2$
 91. $1, 5 \rightarrow 1, 4$
 92. $2, 1 \rightarrow 2, 1, 1$
 93. $1 \rightarrow 1, 3$
 94. $1, 2 \rightarrow 2, 3$
 95. $1, 3 \rightarrow 1$
 96. $1 \rightarrow 1, 2$
 97. $2 \rightarrow 4, 3$
 98. $2, 13 \rightarrow 8, 10$
 99. $1, 4 \rightarrow 3, 4$
 100. $3 \rightarrow 2$
 101. $1, 6 \rightarrow 2, 6, 2$
 102. $2, 15 \rightarrow 12, 6$
 103. $1, 3 \rightarrow 2, 3$
 104. $12, 1 \rightarrow 4, 6$
 105. $3, 1 \rightarrow 3, 2$
 106. $1 \rightarrow 1, 1, 4$
 107. $2 \rightarrow 1, 1, 1$
 108. $1 \rightarrow 2, 2$
 109. $1, 6 \rightarrow 3, 2$
 110. $2, 6 \rightarrow 2, 3$
 111. $10, 122, 299 \rightarrow 162, 5, 122, 60, 60, 188$

Pág 194

1. 20,179
2. 65,394
3. 25%

Pág 195

1. B
2. C (51,99637)

- | | |
|---------|--------|
| 3. a)63 | f)62 |
| b)178 | g)98 |
| c)34 | h)62 |
| d)29 | i)36,5 |
| e)98 | |

Pág 203

1)a-32,09u b-39,13u 2)d 3)d 4)d 5)d 6)c 7)a 8)e 9)c 10)c 11)c 12)c 13)e 14)d 15)c 16)b 17)d 18)b 19)b 20)b 21)e 22)c 23)b 24)d 25)b 26)a 27)e 28)b 29)a 30)a 31)e 32)b 33)a 34)c 35)c 36)b 37)e 38)a 39)e 40)e 41)e 42)e 43)c 44)c 45)a 46)e 47)d 48)d 49)d 50)d 51)c 52)a 53)d

Pág 218

1. Todos são instáveis, em razão das grandes forças de repulsão entre os prótons.
2. Principalmente da relação entre o número de nêutrons e prótons.
3. α , β e γ
4. É a emissão espontânea de radiação por um núcleo instável.
5. O núcleo.
6. α – dois prótons e dois nêutrons
 β – elétrons
 γ – ondas eletromagnéticas
7. Apenas α e β .
8. Porque a massa de uma partícula β é muito menor que a de uma partícula α .
9. É a propriedade que uma radiação tem de atravessar materiais.
10. γ possui o maior poder de penetração, uma vez privado de carga elétrica, o que impede a interferência dos elétrons e prótons dos átomos do material. α , por sua vez, possui o menor poder de penetração, uma vez dotado de maior carga e massa.
11. Ionização de gases, fluorescência, fosforescência, produção de reações químicas e efeitos biológicos.
12. Fluorescência é o fenômeno pelo qual uma substância emite luz quando atingida por radiações; na fosforescência, a substância emite luz, mesmo quando não exposta a radiações.
13. É um instrumento que permite verificar a presença de radiações e medi-las. Seu funcionamento baseia-se, essencialmente, na passagem de eletricidade por um tubo contendo argônio, passagem que só é possível quando esse gás se ioniza sob o efeito das radiações que incidem sobre ele.
14. ${}_{86}^{222}\text{Rn} \rightarrow {}_2^4\alpha + {}_{84}^{218}\text{Po}$
15. ${}_{89}^{227}\text{Ac} \rightarrow {}_{-1}^0\beta + {}_{90}^{227}\text{Th}$, $A = 227$ e $Z = 90$
16. ${}_{92}^{238}\text{U} \rightarrow x {}_2^4\alpha + y {}_{-1}^0\beta + {}_{88}^{226}\text{Ra}$, logo, ${}_{92}^{238}\text{U} \rightarrow 3 {}_2^4\alpha + 2 {}_{-1}^0\beta + {}_{88}^{226}\text{Ra}$
17. a) α b) β c) α d) β
18. duas partículas α e duas partículas β
19. ${}_{90}^{232}\text{Th}$
20. duas partículas α e duas partículas β
21. É o número de desintegrações por unidade de tempo que ocorrem numa substância radioativa.
22. O tipo e o número de átomos do isótopo.
23. 120 anos
24. 2g
25. 40 dias
26. 4 dias
27. 0,375g
28. 30 anos
29. 87,5 dias

30. $x = {}_1^2\text{H}$ (dêuteron)
 $y = {}_1^1\text{p}$ (próton)
 $z = {}_0^1\text{n}$ (nêutron)
 $w = {}_2^4\alpha$

Pág 222

Respostas de ordem pessoal

Pág 229

1. Ácidos:

- Tornam vermelho o papel tornassol azul e a fenolftaleína de vermelha para incolor;
- Conduzem corrente elétrica em solução aquosa;
- Quando adicionados ao mármore ou carbonatos, produzem uma efervescência com liberação de gás carbônico.
- Apresentam sabor azedo;

Bases:

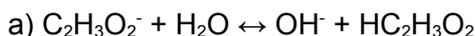
- Apresentam sabor amargo;
- Reagem com os ácidos produzindo sal;
- Tornam azul o papel tornassol vermelho e a fenolftaleína de incolor para vermelha;
- Conduzem corrente elétrica em solução aquosa;
- São untuosas ao tato.

2. *Ácido* é qualquer composto molecular que em solução aquosa sofre ionização liberando como único cátion o íon H^+ ou H_3O^+ (hidroxônio ou hidrônio).

Bases ou Hidróxidos são substâncias que, ao serem dissolvidas em água, sofrem dissociação iônica, originando o ânion OH^- , denominado hidroxila ou oxidrila, como único ânion.

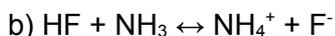
3. *Ácido*: É toda espécie química (molécula ou íon) capaz de doar um próton na forma de H^+ .
Base: É toda espécie química (molécula ou íon) capaz de receber um próton na forma de H^+ .
 Essa teoria é menos restrita, pois a teoria de Arrhenius está restrita para soluções aquosas, enquanto que a de Brønsted-Lowry não especifica essa condição.

4.



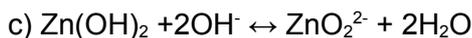
H_2O = ácido e OH^- = base conjugada

$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ = base e $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ = ácido conjugado



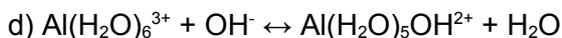
HF = ácido e F^- = base conjugada

NH_3 = base e NH_4^+ = ácido conjugado



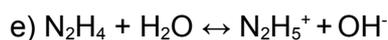
$\text{Zn}(\text{OH})_2$ = ácido e ZnO_2^{2-} = base conjugada

2OH^- = base e $2\text{H}_2\text{O}$ = ácido conjugado

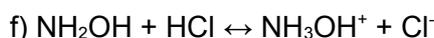


$\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6^{3+}$ = ácido e $\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}^{2+}$ = base conjugada

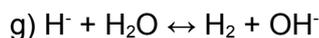
OH^- = base e H_2O = ácido conjugado



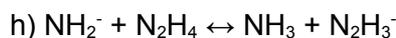
H_2O = ácido e OH^- = base conjugada
 N_2H_4 = base e N_2H_5^+ = ácido conjugado



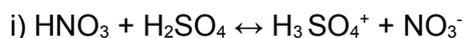
HCl = ácido e Cl^- = base conjugada
 NH_2OH = base e NH_3OH^+ = ácido conjugado



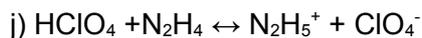
H_2O = ácido e OH^- = base conjugada
 H^+ = base e H_2 = ácido conjugado



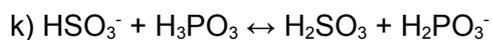
N_2H_4 = ácido e N_2H_3^- = base conjugada
 NH_2^- = base e NH_3 = ácido conjugado



HNO_3 = ácido e NO_3^- = base conjugada
 H_2SO_4 = base e H_3SO_4^+ = ácido conjugado



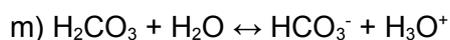
HClO_4 = ácido e ClO_4^- = base conjugada
 N_2H_4 = base e N_2H_5^+ = ácido conjugado



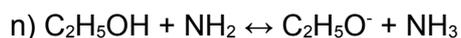
H_3PO_3 = ácido e H_2PO_3^- = base conjugada
 HSO_3^- = base e H_2SO_3 = ácido conjugado



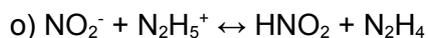
$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$ = ácido e $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ = base conjugada
 $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ = base e $(\text{CH}_3)_3\text{NH}^+$ = ácido conjugado



H_2CO_3 = ácido e HCO_3^- = base conjugada
 H_2O = base e H_3O^+ = ácido conjugado



$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ = ácido e $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-$ = base conjugada
 NH_2 = base e NH_3 = ácido conjugado



N_2H_5^+ = ácido e N_2H_4 = base conjugada
 NO_2^- = base e HNO_2 = ácido conjugado

Referências Bibliográficas

- PERUZZO, Francisco Miragaia; CANTO, Eduardo Leito do. **Química Geral e Inorgânica**. 4. ed. São Paulo: Moderna, 2006. Vol. 1. 648 p. (Química na Abordagem do Cotidiano).
- VALLE, Cecília. **Tecnologia e Sociedade: 8ª série**. 2. ed. Curitiba: Positivo, 2005. 320 p. (Coleção Ciências).
- FELTRE, Ricardo. **Fundamentos da Química**. 3. ed. São Paulo: Moderna, 2001. Vol. Único. 740 p.
- HARTWIG, Dácio Rodney.; SOUZA, Edson de.; MOTA, Ronaldo Nascimento. **Química Geral e Inorgânica**. 1. ed. São Paulo: Scipione, 1999. Vol. 1. 415 p. (Química 1).
- SARDELLA, Antônio.; FALCONE, Marly. **Química**. 1. ed. São Paulo: Ática, 2007. Vol. Único. 672 p.
- LEMBO, Antônio. **Química Geral**. São Paulo: Ática, 1999. Vol. 1. 472 p. (Química Realidade e Contexto).
- USBERCO, João.; SALVADOR, Edgard. **Química Geral**. 12. ed. São Paulo: Saraiva, 2006. Vol. 1. 478 p. (Química).
- BRADY, J.E; Humiston, G.E. **Química Geral**. 2. ed. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científicos, 1991. Vol. 1. 410 p.
- RUSSEL, J.B.; **Química Geral**. 2. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 1993. Vol. 2. 648p.
- BROWN, L. T., LEMAY, H. E., BURSTEN, B. E., BURDGE, J. R. **Química - a ciência central**, São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.
- MAHAN, B. M., MYERS, R. J. **Química - um curso universitário**, São Paulo: Edgard Blücher Ltda, 1998.
- HARRIS, D. C. **Química Analítica Quantitativa**. Rio de Janeiro: LTC S.A, 2002.
- MASTERTON, W.L.; SLOWINSKI, E.J.; STANITSKI, C. L.; **Princípios de Química**. Rio de Janeiro: Guanabara Koogan S.A. 1990.
- Tipler, P. A. **Óptica e Física Moderna**. 4 ed. Rio de Janeiro: Mc Graw-Hill. 1991. volume 4.
- Apostila dos professores do Colégio Estadual Dom João Becker (2003).
- Apostila do Professor Aknaton Ribeiro do Colégio Farroupilha (2004).
- VOGEL, A. I. **Química Analítica Qualitativa**,. tradução da 5ª ed. São Paulo: Mestre Jou. 1981.
- BOSQUILHA, G. E. **Minimanual Compacto de Química**. 1. ed. São Paulo: Rideel. 1999. 707 p.
- FELTRE, Ricardo. **Química Geral**. 4. ed. São Paulo: Moderna, 1994. Vol. 1, 467 p.
- SARDELLA, A. **Química**. São Paulo: Ática, 2002. Vol. Único. 414 p.

- BIANCHI, J. C. de A.; ALBRECHT, C. H.; MAIA, D. J; **Universo da Química**. São Paulo: FTD. 2005. Vol. Único. 688 p.

Sites consultados:

<http://www.tchequimica.com>
<http://elementy.ru/trefil/8>
<http://wug.physics.uiuc.edu/courses/phys150/fall02/slides/lect20/sld006.htm>
http://www.astro.washington.edu/larson/Astro101/LecturesFraknoi/hydrogen_atom.html
<http://www.blazelabs.com/f-p-conv.asp>
<http://theory.uwinnipeg.ca/physics/bohr/node3.html>
<http://www.faqs.org/docs/qp/chap04.html>
<http://physics.gmu.edu/~rms/astro113/lecture1.html>
<http://www.answers.com/topic/bohr-model>
<http://www.iun.edu/~cpanhd/C101webnotes/index.html>
<http://www.control.co.kr/java1/masong/absorb.html>
<http://www.colorado.edu/physics/2000/quantumzone/bohr.html>
http://www.chem.ufl.edu/~itl/2045/lectures/lec_10.html
<http://www.faqs.org/docs/qp/chap04.html>
<http://www.spaceandmotion.com/Physics-Louis-de-Broglie.htm>
<http://chemed.chem.purdue.edu/genchem/topicreview/bp/ch18/soluble.html>
http://www.launc.tased.edu.au/online/sciences/PhysSci/pschem/soln/Sol_Rule.htm
<http://www.analion.com.br/Condutividade.htm>
http://www.linde-gastherapeutics.com.br/international/web/ig/br/likegalhbr.nsf/docbyalias/hp_no
http://www.vanderkrogt.net/elements/chemical_symbols.html
<http://alphachisigma.org/alchemy/symbols/>
http://www.levity.com/alchemy/images_s.html
<http://www.lib.umich.edu/tcp/docs/dox/alchem.html>
<http://www.sacredspiral.com/Database/alchemy/alky10.html>
<http://www.wordsources.info/saturn.html>
<http://www.cocemsuacasa.com.br/ebook/pages/3355.htm>
<http://www.eletronuclear.gov.br/tecnologia/index.php?idSecao=2&idCategoria=19>
<http://www.cnen.gov.br/ensino/energ-nuc.asp>
[http://www.eoearth.org/article/Nuclear_Energy_and_the_Fossil_Fuels_\(historical\)](http://www.eoearth.org/article/Nuclear_Energy_and_the_Fossil_Fuels_(historical))
http://members.tripod.com/~netopedia/quimic/calc_quimicos.htm

• Os endereços eletrônicos a seguir dizem respeito a algumas imagens presentes nesse material.

- <http://ouniverso.blogs.sapo.pt/arquivo/094011.html>, acessado em 16/01/2008.
- <http://www.algosobre.com.br/quimica/materia-e-energia.html>, acessado em 16/01/2008.
- www.enem.coc.com.br, acessado em 16/01/2008.
- http://www.sxc.hu/pic/m/b/br/brokenarts/189795_glass_2_filling_with_water.jpg, acessado em 17/01/2008.
- <http://www.bemparana.com.br/imagens/colunistas/bares/070701/1.jpg>, acessado em 17/01/2008.
- http://www.sxc.hu/pic/m/b/br/brokenarts/189795_glass_2_filling_with_water.jpg, acessado em 21/01/2008.

- <http://images.jupiterimages.com/common/detail/13/41/23044113.jpg>, acessado em 21/01/2008.
- http://www.physorg.com/newman/gfx/news/2006/water_ice_lg.jpg, acessado em 23/01/2008.
- lh3.google.com/.../s800/42-15534833_LoRes.jpg, acessado em 23/01/2008.
- <http://middlezonemusings.com/wp-content/uploads/2007/06/glass-of-water.jpg>, acessado em 23/01/2008.
- <http://www.dkimages.com/discover/previews/792/961578.JPG>, acessado em 23/01/2008.
- <http://www.fazfacil.com.br/Metais.htm>, acessado em 23/01/2008.
- cidadesdobrasil.com.br/img_cn/IMG12-905-1478.gif, acessado em 23/01/2008.
- http://www.netsabe.com.br/netsabe/telastriangulos/imagens/peneira3_big1.gif, acessado em 28/01/2008.
- www2.uol.com.br/debate/1192/fotos/garimpo01.jpg, acessado em 28/01/2008.
- www.santateresa.g12.br/.../centrifuga.jpg, acessado em 28/01/2008.
- <http://profmarialuiza.vilabol.uol.com.br/imagens/centrifugacao.jpg>, acessado em 29/01/2008.
- http://bp0.blogger.com/_75rAIP2dC18/RhvdrL9_kMI/AAAAAAAAAGY/MhZy6OAuqG8/s1600-h/salinas.jpg, acessado em 29/01/2008.
- <http://www.necton.pt/images/salz-huegel.jpg>, acessado em 29/01/2008.
- http://www.heritageinterp.com/_borders/Slovenia_-_Salt_Pans_Photo.jpg, acessado em 29/01/2008.
- http://www.ianskipworth.com/photo/pcd1403/salar_de_uyuni_20_4.jpg, acessado em 31/01/2008.
- <http://www.aguideinfrance.com/Movies/seldeguerande.jpg>, acessado em 31/01/2008.
- <http://www.ramsar.org/pictures/waders-cadiz-2003-3.jpg>, acessado em 31/01/2008.
- <http://static.hsw.com.br/gif/oil-refining-diagram.gif>, acessado em 31/01/2008.
- www.santateresa.g12.br/.../craqueamento.jpg, acessado em 31/01/2008.