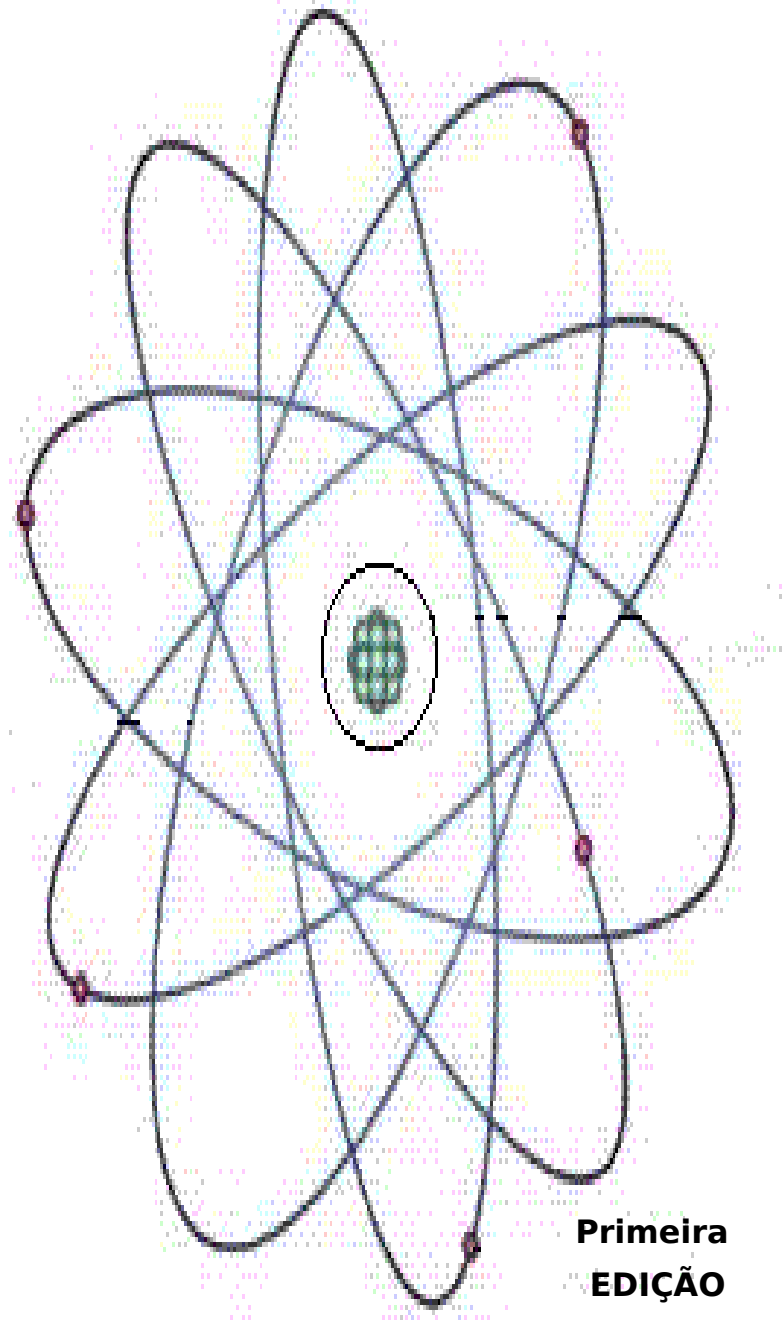




FUNDAMENTOS DE QUÍMICA



Primeira
EDIÇÃO

Dra. Luciane Nóbrega Juliano
Msc. Sabrina Moro Villela Pacheco



MINISTÉRIO DA EDUCAÇÃO
SECRETARIA DE EDUCAÇÃO MÉDIA E TECNOLÓGICA
CENTRO FEDERAL DE EDUCAÇÃO TECNOLÓGICA DE SANTA CATARINA
UNIDADE DE ENSINO DE ARARANGUÁ

Apostila de Fundamentos de Química
Desenvolvida pelas Profs. Dra. Luciane Nóbrega Juliano e Msc. Sabrina Moro Villela Pacheco
Professoras de 1º e 2º Graus da Unidade de Ensino de Araranguá
Para a Unidade Curricular de FUNDAMENTOS DE QUÍMICA do Curso Técnico Têxtil em
Malharia e Confecção.

A reprodução desta apostila deverá ser autorizada pelo CEFET.

Esse material não é indicado para uso em pesquisas de caráter científico.

SUMÁRIO

1 - Introdução.....	5
2 - Modelos atômicos.....	7
2.1 O Modelo Atômico de Dalton.....	9
2.2 O Modelo Atômico de Thomson.....	10
2.1.1 Raios Catódicos e Ampola de Crookes.....	11
2.1.2 As conclusões de Thomson que provaram experimentalmente que a matéria era constituída de elétrons.....	14
2.2 O modelo atômico de Rutherford.....	16
2.3 O modelo atômico de Bohr.....	18
2.4 Número atômico e número de massa.....	20
2.4.1 Isótopos, isóbaros e isótonos.....	22
2.4.1.1 Isótopos.....	22
2.4.1.2 Isóbaros.....	22
2.4.1.3 Isótonos.....	22
2.5 Íons.....	22
3 - Classificação Periódica dos Elementos.....	24
3.1 Tabela periódica atual.....	26
3.1.1 Períodos.....	26
3.1.2 Famílias.....	27
3.1.2.1 Elementos da família A.....	28
3.1.2.2 Elementos da família B.....	28
3.1.2.3 Lantanídeos e actinídeos.....	29
3.2 Elementos artificiais, metálicos, semi-metálicos e não-metálicos.....	29
3.3 Propriedades dos elementos.....	30
3.3.1 Energia de ionização.....	30
3.3.2 Eletroafinidade.....	31
3.3.3 Eletronegatividade.....	32
3.4 Conexão com a Área Têxtil.....	33
4 - Funções inorgânicas.....	34
4.1 Teoria eletrolítica de Arrhenius.....	35
4.1.1 O conceito ácido-base de Arrhenius.....	36
4.1.2 Classificação dos ácidos e bases.....	37
4.1.2.1 Bases.....	37

4.1.2.2 ácidos.....	37
4.1.3 Nomenclatura dos ácidos e bases.....	38
4.1.3.1 Bases.....	38
4.1.3.2 Ácidos.....	39
4.2 Sal e óxido.....	40
4.2.1 Sal.....	40
4.2.1.1 Classificação dos sais.....	40
4.2.1.2 Nomenclatura dos sais	41
4.2.2 Óxido.....	42
4.2.2.1 Classificação dos óxidos.....	42
4.2.2.2 Nomenclatura dos óxidos.....	42
4.3 pH e pOH.....	43
4.4 Conexão com a Área Têxtil.....	46
5 - Funções orgânicas.....	48
5.1 Como dar nomes aos compostos orgânicos.....	48
5.2 Nomes de alguns compostos de cadeia normal.....	49
5.2.1 Hidrocarbonetos.....	49
5.3 Derivados halogenados (haletos de alquila).....	52
5.4 Compostos oxigenados.....	52
Aldeídos: são compostos que apresentam o grupo funcional chamado carbonila (C = O) na extremidade da cadeia.....	53
5.5 Funções nitrogenadas.....	55
5.6 Nomenclatura de compostos de cadeia ramificada.....	56
5.7 Conexão com a Área têxtil.....	59
6 - Soluções e dispersões.....	62
6.1 Classificação das dispersões.....	62
6.2 Estudos das concentrações e soluções.....	64
7 - Referencias	67
8 - Anexos.....	70

1 - Introdução

A humanidade desde sempre tenta entender como funciona a natureza. As ciências naturais como a química tem permitido, através de seus instrumentos e métodos, conhecer a realidade externa bem além do alcance de uma mente individual e dos sentidos. Considerando isso, um dos objetivos da química é de que o indivíduo reconheça o valor da ciência na busca do conhecimento da realidade e se utilize dela no seu cotidiano.

Com relação aos objetivos da unidade curricular fundamentos de química, pode-se dizer que a mesma visa a interação do conhecimento químico com o desenvolvimento tecnológico e científico atual relacionados à área têxtil. A unidade curricular de fundamentos de química deve discutir papel da química sobre diversos processos pertencentes as indústrias textuárias, tais como fiação, tecelagem, beneficiamento e controle de qualidade. A forma em que tais processos são conduzidos dependerá de vários fatores, tais como das características químicas de cada material. Além disso, para compreender os eventos que regem a química têxtil e como requisito obrigatório para atuar nas atividades executadas em laboratórios de estamparia e controle de qualidade e, compreender as mesmas, torna-



se necessário conhecer os principais conceitos básicos da química geral, inorgânica e orgânica.

2 - Modelos atômicos

Os modelos atômicos são um conjunto de hipóteses sobre a estrutura e o comportamento do átomo.

O conceito de "átomo" não é tão recente como poderá parecer à primeira vista. Na verdade os filósofos gregos Demócrito¹ (Figura 1) e Leucipo² (Figura 2), do século 4 a. C., foram os primeiros a empregar este termo, que em grego quer dizer indivisível [3]. Acreditava-se que a matéria seria constituída de elementos da natureza como fogo, água, terra e ar, que misturados em diferentes proporções resultariam em propriedades físico-químicas diferentes. Leucipo e Demócrito imaginaram que a matéria não poderia ser dividida infinitamente, mas partindo-a várias vezes, chegaríamos a uma partícula muito pequena: uma esfera indivisível, impenetrável e invisível. Com a ajuda de Lucrécio³ (Figura 3), a idéia dos filósofos teve rápida propagação [5].

¹ Demócrito de Abdera (nascimento: cerca de [460 a.C.](#) - [370 a.C.](#)). Foi discípulo e depois sucessor de Leucipo de Mileto [1].

² Leucipo de Mileto (nascimento: cerca de 500 a.C.), filósofo grego. Tradicionalmente, Leucipo é considerado o mestre de [Demócrito de Abdera](#) e, talvez, o verdadeiro criador do [atomismo](#) (segundo a tese de [Aristóteles](#)) [2].

³ Tito Lucrécio (nascimento: cerca 99 a.C.) poeta e filósofo latino que viveu no século I a.C. Escreveu: *De rerum natura*, onde apresenta a teoria de que a luz visível seria composta de pequenas partículas. Teoria incompleta, apesar de bastante consistente, é uma espécie de visão antiga da atual teoria dos [fótons](#) [4].

“Naquele tempo (430 a.C.), caminhando pelas areias próximas ao mar Egeu, Leucipo disse a seu discípulo Demócrito: "Esta areia, vista de longe, parece ser um material contínuo, mas de perto é formada de grãos, sendo um material descontínuo. Assim ocorre com todos os materiais do Universo". "Mas, mestre", interrompeu Demócrito, "como posso acreditar nisso se a água que vemos aqui aparenta continuidade tanto de longe como de perto?" Respondeu-lhe Leucipo: "Muitos vêem e não enxergam; use os 'olhos da mente', pois estes nunca o deixaram na escuridão do conhecimento. Em verdade, em verdade lhe digo: todos os materiais são feitos de partículas com espaços vazios ou vácuo entre elas. Essas partículas são tão pequenas que mesmo de perto não podem ser vistas. Muitos séculos passarão até que essa verdade seja aceita. Chegará o dia em que essas partículas serão até 'vistas' pelo homem. Ide e ensinai a todos e aqueles que nela acreditarem encontraram encontrarão respostas para as suas perguntas sobre o Universo"[6].

Vale a pena ressaltar que na época, Aristóteles, ao contrário de Demócrito, postulou a continuidade da matéria, ou, não constituída por partículas indivisíveis. Os filósofos adotaram o modelo atômico de Aristóteles, da matéria contínua, que foi seguido pelos pensadores e cientistas até o século XVI d.C.

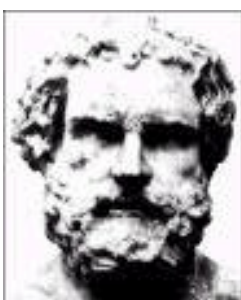


Figura 1: Demócrito de Abdera [7].

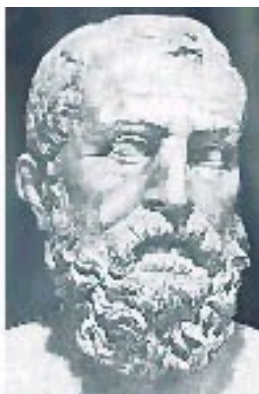


Figura 2: Leucipo de Mileto. [7].

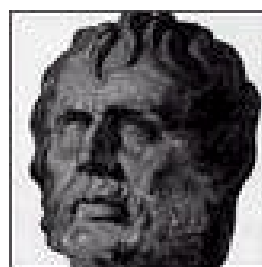


Figura 3: Tito Lucrecio [8].

2.1 O Modelo Atômico de Dalton

Em 1807, o cientista John Dalton⁴ foi o criador da primeira teoria atômica moderna na passagem do século XVIII para o século XIX.

Em 1803 Dalton publicou o trabalho “*Absorption of Gases by Water and Other Liquids*” (*Absorção de gases pela água e outros líquidos*), neste delineou os princípios de seu modelo atômico. Segundo Dalton:

- Átomos de elementos diferentes possuem propriedades diferentes entre si.
- Átomos de um mesmo elemento possuem propriedades iguais e de peso invariável.
- Átomos são partículas maciças, indivisíveis e esféricas formadoras da matéria.
- Nas reações químicas, os átomos permanecem inalterados.
- Na formação dos compostos, os átomos entram em proporções numéricas fixas.
- O peso total de um composto é igual à soma dos pesos dos átomos dos elementos que o constituem.

Em 1808, Dalton (Figura 4) propôs a teoria do modelo atômico, onde o átomo é uma minúscula esfera maciça, impenetrável, indestrutível e indivisível. Todos os átomos de um mesmo elemento químico são idênticos. Seu modelo atômico foi chamado de *modelo atômico da bola de bilhar*.

Em 1810 foi publicada a obra “*New System of Chemical Philosophy*” (*Novo sistema de filosofia química*), nesse trabalho haviam testes que provavam suas observações, tais como:

4 John Dalton (1766-1844) Físico, químico e professor de inglês, foi considerado o criador da primeira Teoria Atômica Moderna. Ele afirmou que a maior diferença entre os átomos eram suas massas e foi o primeiro a criar uma tabela de pesos atômicos. Foi, também, o primeiro a publicar a lei das pressões parciais num trabalho que incluía informações sobre a solubilidade dos gases [9].

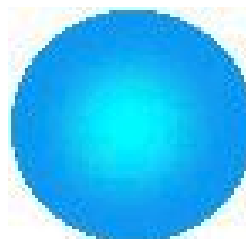
- Os átomos são indivisíveis e indestrutíveis;
- Existe um número pequeno de elementos químicos diferentes na natureza;
- Reunindo átomos iguais ou diferentes nas variadas proporções, podemos formar todas as matérias do universo conhecidas;

Para Dalton, o átomo era um sistema contínuo. Apesar de um modelo simples, Dalton deu um grande passo na elaboração de um modelo atômico, pois foi o que instigou na busca por algumas respostas e proposição de futuros modelos [6].

O modelo atômico de Dalton foi muito útil no desenvolvimento da química. No entanto, a medida que novas evidências surgiam, teorias e modelos foram sendo aperfeiçoados ou substituídos por outros. E foi isso que aconteceu com a teoria de Dalton e seu modelo [10].



Figura 4: John Dalton [11].



*Figura 5:
Representação do
modelo atômico de
Dalton [12].*

2.2 O Modelo Atômico de Thomson

O modelo atômico de Dalton, ou seja, a idéia de que o átomo é uma esfera maciça e indivisível vigorou até o final do século 19, quase praticamente durante todo o século 19. Somente em 1887, surgiu o

modelo atômico de Thomson, que provou que o átomo era divisível em partículas ainda menores, invalidando o modelo de Dalton.

Thomson⁵ demonstrou que os [raios catódicos](#) podiam ser interpretados como sendo um feixe de partículas carregadas. Utilizando-se de uma Ampola de Crookes (onde há descargas elétricas em campos elétricos e magnéticos), Thomson conseguiu relacionar a carga com a massa do elétron e determinou o valor dessa relação:

$$\frac{\text{carga do elétron}}{\text{massa do elétron}} = \frac{q}{m} \cong 1,76 \cdot 10^8 \text{ C/g}$$

Thomson verificou que o valor dessa relação (carga/massa) era igual para qualquer gás que fosse colocado dentro da [Ampola de Crookes](#). Com isso, ele conclui que os elétrons deveriam ser um componente de toda matéria (já que qualquer gás apresentava a mesma relação carga/massa do elétron).

2.1.1 Raios Catódicos e Ampola de Crookes

Raios catódicos podem ser compreendidos como sendo **um feixe de partículas carregadas de carga elétrica negativa**. Para melhor compreensão é necessário analisar, ou pelo menos imaginar um fato (ou

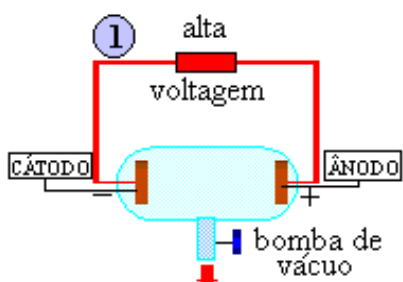
⁵ Joseph John Thomson (1856 – 1940) Físico inglês que, ao longo de sua vida recebeu inúmeros prêmios científicos e condecorações, entre os quais o Prêmio Nobel, em 1906. Em 1908 foi ungido cavalheiro pelo governo inglês e tornou-se Sir J. J. Thomson. Foi agraciado com o título de doutor honoris causa por muitas universidades de todo o mundo, entre as quais Oxford, Columbia, Göttingen, Edinburgh, Sorbonne e Princeton. Mas certamente a grande glória e o imenso prestígio que desfrutou em vida e sua glória após a morte estará para sempre ligada à esta partícula extremamente pequena: o elétron [13].

uma "experiência"). Consideremos um tubo de vidro contendo gás no seu interior e munido de dois eletrodos. Quando o tubo contém gás sob pressão normal, verifica-se que não há descarga elétrica no seu interior (não há emissão de luz), mesmo quando aplicada nos eletrodos uma diferença de potencial da ordem de 10^4 volts (10.000 volts) (Figura 6).

Rarefazendo-se progressivamente, ou seja, diminuindo-se a pressão progressivamente no gás, por meio de bomba de vácuo, até atingir a pressão da ordem de 10 mmHg, aparece um fluxo luminoso **partindo do cátodo** e dirigindo-se ao ânodo.

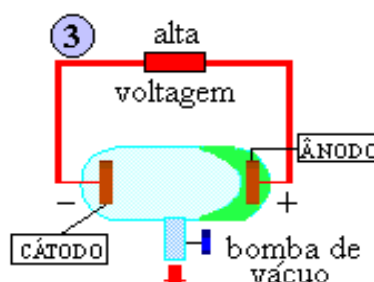
Continuando a diminuição da pressão sob o gás até atingir aproximadamente 1 mmHg, a luminosidade passa a diminuir. Quando a pressão for da ordem de 10^{-2} mmHg, desaparecerá o feixe luminoso, permanecendo apenas uma mancha luminosa na parede do tubo oposta ao cátodo (Figura 7).

Esta experiência mostra que "alguma coisa" sai do **cátodo**, sendo por isso chamada de **raio catódico**. Para produzir descargas elétricas em alto vácuo, utilizam-se tubos especiais denominados **ampolas de Crookes**, com as quais se consegue reduzir a pressão interna (rarefazer) até 10^{-9} atm (vácuo praticamente perfeito).



Não há descarga elétrica enquanto a pressão do gás for maior que 10 mmHg.

Figura 6: Tubo com gás a pressão normal [14].



Pressão do gás menor que 10^{-2} mmHg: há descarga sem emissão de luz visível; somente a parede do tubo oposta ao cátodo adquire luminosidade esverdeada.

Figura 7: Tubo com gás a baixas pressões [14].

Veja algumas das "ações" dos raios catódicos (elétrons) no nosso dia-a-dia:

· **Televisão:** O tubo de imagem dos televisores é uma ampola de Crookes (alto vácuo) com certas adaptações. Os raios catódicos incidem na superfície interna do vidro, que é revestida com tinta fluorescente. Durante a descarga, a tela fica iluminada.

· **Lâmpada Fluorescente:** A lâmpada fluorescente contém vapor de mercúrio (Hg) como gás residual. A parede interna do vidro da lâmpada é revestida de tinta fluorescente. Pela descarga no interior da lâmpada, ocorre a formação de vapor de mercúrio. A pressão do vapor formado emite luz ultravioleta (invisível), o qual excita os elétrons contidos na tinta fluorescente, que por sua vez, emite luz visível característica dessa

lâmpada. (Lembrando que as lâmpadas fluorescentes são aquelas "brancas", chamadas também de lâmpadas frias).

· **Lâmpadas de Sódio (Na) e Lâmpadas de Mercúrio (Hg):** A luz emitida pelas lâmpadas de sódio e de mercúrio resultam da descarga elétrica em tubos, que são os cilindros de vidro, contendo vapor de sódio e vapor de mercúrio como gás residual submetidos a baixa pressão.

2.1.2 As conclusões de Thomson que provaram experimentalmente que a matéria era constituída de elétrons.

Com o aparecimento da ampola de Crookes, Thomson dedicou-se a pesquisar a natureza dos raios catódicos, chegando às seguintes conclusões:

- Os raios catódicos são perpendiculares ("fazem 90°") à superfície do cátodo e a direção deles não depende da posição do ânodo na ampola. Com a colocação de um anteparo interceptando os raios catódicos, nota-se o aparecimento de sua sombra na parede da ampola, o que evidencia que os raios catódicos se propagam em linha reta.
- Os raios catódicos são desviados por um campo elétrico e magnético, o que evidencia que são constituídos de partículas com carga elétrica; pelo sentido do desvio, conclui-se que são partículas eletricamente negativas (Figura 8).

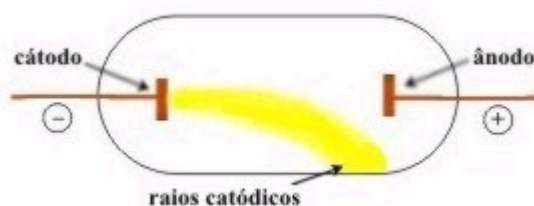


Figura 8: Ilustração do desvio dos raios catódicos quando submetidos ao campo magnético [14].

Baseado nessas propriedades e principalmente no fato da relação carga/massa do elétron ser constante para qualquer gás que fosse colocado na ampola de Crookes, Thomson concluiu que os raios catódicos se compunham de elétrons, ou seja, de pequenas partículas carregadas de eletricidade negativa associadas aos átomos constituintes do cátodo. Assim, ficou provado, experimentalmente, que a matéria é constituída de elétrons [14].

Thomson (Figura 9) representou o átomo como uma esfera uniforme, de carga elétrica positiva, incrustada de elétrons (partículas de cargas elétricas negativas). Daí vem o nome do modelo: "pudim de passas" (Figura 10).

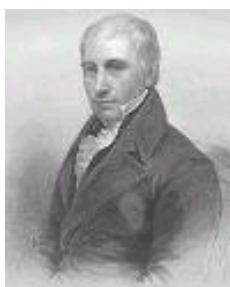


Figura 9: Joseph John Thomson [16].

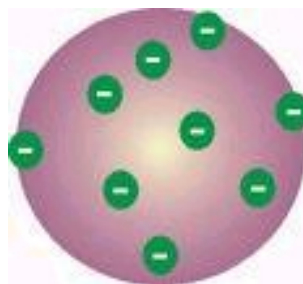


Figura 10: Representação do modelo atômico de Thomson [17].

2.2 O modelo atômico de Rutherford

A teoria atômica de Rutherford⁶ foi elaborada a partir de uma experiência que foi realizada em 1911 e que por sua vez, consistia em bombardear uma lâmina de ouro com partículas alfa provenientes do elemento polônio, protegido por um bloco de chumbo, conforme ilustrado pela Figura 11.



*Figura 11:
Bombardeamento de
lâmina de ouro com
partículas alfa [19].*

Com base nesta experiência Rutherford constatou que:

- ↪ A maioria das partículas alfa atravessavam livremente a lâmina de ouro;
- ↪ Poucas partículas alfa sofriam desvio;
- ↪ Pouquíssimas partículas alfa não atravessavam a lâmina de ouro.

⁶ Ernest Rutherford (1871-1937) Foi um dos físicos experimentais mais relevantes da física nuclear. Por meio do desvio magnético, conseguiu demonstrar que a radioatividade é composta por pelo menos três elementos: os raios positivos ou alfa, os negativos ou beta e os gama, impossíveis de desviar. Em 1902, chegou à conclusão de que os elementos radiativos desagregavam-se numa série de componentes, postulando a lei da decomposição atômica. Por estas e outras descobertas, recebeu em 1908 o Prêmio Nobel de Química. Em 1911, desenvolveu um modelo atômico que o levou a descrever o átomo como um núcleo denso ao redor do qual giram os elétrons [17].

Essas constatações foram possíveis graças à ocorrência de luminosidade na tela detectora, que é refletida pelo sulfeto de zinco (ZnS). Esses resultados mostraram que a lâmina de ouro funcionava como uma “peneira” isto é, a sua massa estaria distribuída de maneira não-uniforme. Assim, admitindo apenas o modelo atômico de Thomson, o átomo homogêneo, seria de esperar que o feixe de partículas alfa, de grande energia, atravessasse a lâmina de ouro com grandes desvios. No entanto, não era isso que estava ocorrendo. Um novo modelo de átomo deveria, então ser criado para explicar esses resultados. Em fevereiro de 1911, Rutherford defendeu uma tese em que chega a conclusões que o levam a elaborar um novo modelo atômico: o átomo nuclear.

Rutherford concluiu que a massa de lâmina de ouro, estaria distribuída em pequenos pontos, que ele chamou de núcleos. Os desvios das partículas alfa, positivas foram explicadas admitindo que o núcleo é positivo e, portanto, formado por prótons. As partículas que não atravessavam a lâmina teriam colidido frontalmente com esses núcleos.

Como o átomo é neutro, o núcleo positivo estaria cercado pelos elétrons numa região negativa, que foi denominada eletrosfera. Rutherford (Figura 12) supôs que os elétrons estariam dispostos ao redor do núcleo, tal como os planetas ao redor do sol, conforme ilustrado na Figura 13 [20].



Figura 12: Ernest Rutherford [20].

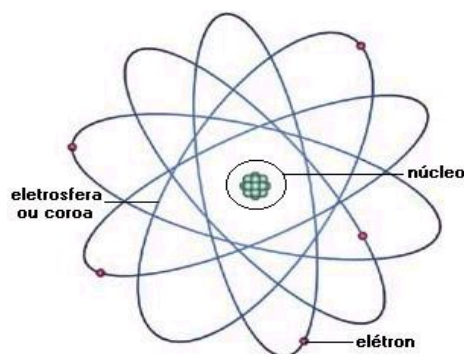


Figura 13: Representação do modelo atômico de Rutherford [20].

2.3 O modelo atômico de Bohr

O modelo atômico de Rutherford foi muito criticado pela Física Clássica, pois, se os elétrons giravam ao redor do núcleo, eles deveriam perder energia e acabariam por cair no núcleo. Isso, evidentemente não ocorria, pois o átomo é uma estrutura estável. Deveria então, haver uma explicação que justificasse esse modelo. Essa explicação foi dada pelo cientista Niels Bohr.

O modelo de Bohr⁷ (Figura 14) fez uso da teoria quântica e da constante de Planck, para estabelecer que um átomo emite radiação eletromagnética apenas quando um elétron salta de um nível quântico para outro. Esse modelo foi fundamental para os desenvolvimentos futuros da física atômica teórica.

Em 1916, Bohr desenvolveu uma teoria relacionando os números quânticos a sistemas que seguem as leis da física clássica, e fez outras contribuições importantes à física teórica. Seu trabalho ajudou a formulação do conceito de que os elétrons se organizam em camadas e

⁷ Niels Bohr (1885-1962) Físico dinamarquês, estudou na Universidade de Copenhague, onde recebeu seu doutorado em 1911. No mesmo ano, foi para a Universidade de Cambridge, na Inglaterra, para estudar física nuclear com Thomson, mas logo transferiu-se para a Universidade de Manchester, para trabalhar com Ernest Rutherford. A teoria atômica de Bohr, pela qual recebeu o Prêmio Nobel de Física em 1922, foi publicada em diversos artigos entre 1913 e 1915 [20].

que os elétrons da camada mais externa determinam as propriedades químicas do átomo.

Bohr elaborou uma nova teoria sobre a distribuição e o movimento dos elétrons, partindo do modelo atômico de Rutherford. Essa teoria fundamenta-se em três postulados:

- Os elétrons descrevem, ao redor do núcleo, órbitas circulares, com energia fixa e determinada. Tais órbitas chamam-se órbitas estacionárias ou camadas eletrônicas, representadas pelas letras K, L, M, N, O, P e Q a partir do núcleo, ou níveis de energia representados pelos números 1, 2, 3, 4...(Figura 15);
- Os elétrons movimentam-se nas órbitas estacionárias e, nesse momento, não emitem energia espontaneamente;
- Quando um elétron recebe energia suficiente do exterior, ele salta para outra órbita. Após receber essa energia, o elétron tende a voltar à sua órbita original, devolvendo a energia recebida na forma de luz ou calor. A energia recebida ou devolvida é igual à diferença das energias das órbitas em que o salto ocorreu.

Apesar de permitir uma melhor compreensão do átomo, o modelo de Bohr não é perfeito. As principais restrições à ele são:

- O elétron na verdade não apresenta trajetória circular ou elíptica ao redor do núcleo, com se fosse um satélite;
- Ele não explica porque o elétron apresenta energia constante;
- Ele não explica satisfatoriamente a eletrosfera dos átomos com muitos elétrons.

Assim, esse modelo recebeu várias reformas e outros modelos foram criados. Entretanto para os estudos do ensino médio, o modelo de Bohr é o mais acessível [19].



Figura 14: Niels Bohr [21].

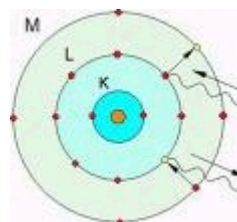


Figura 15:
Representação do
modelo atômico de
Bohr [9].

2.4 Número atômico e número de massa

Em 1932, o inglês James Chadwick descobriu outra partícula subatômica de massa muito próxima à do próton, porém sem carga elétrica. Essa partícula, passou a ser chamada de nêutron, localizada no núcleo do átomo, juntamente com os prótons [10]. Dessa forma, as partículas fundamentais constituintes dos átomos são nêutrons (carga elétrica neutra e massa relativa=1), próton (carga elétrica positiva e massa relativa=1) e elétrons (carga elétrica negativa e massa relativa desprezível) (Figura 16).

Ao longo do estudo da química, duas expressões serão de fundamental importância: número atômico e número de massa. Chama-se o número atômico de um elemento o número de prótons no seu núcleo. Para um átomo neutro, este é também o número de elétrons que o átomo possui. O número atômico geralmente é representado pela letra Z.

Chama-se o número de massa de um elemento a soma do número de prótons com o número de nêutrons, isto é, o número de partículas que constituem o núcleo. Representa-se geralmente pela letra A.



Figura 16: Partículas constituintes dos átomos [12].

Ao representar um átomo, os químicos convencionaram escrever o número atômico na parte inferior esquerda do símbolo e o número de massa na parte superior esquerda ou superior.

Assim por exemplo:

${}^6_6\text{C}^{12}$ = representam um átomo do elemento químico carbono com 6 prótons, 6 elétrons e 6 nêutrons.

${}^{11}_{11}\text{Na}^{23}$ = representam um átomo do elemento químico sódio com 11 prótons, 11 elétrons e 12 nêutrons.

${}^{17}_{17}\text{Cl}^{37}$ = representam um átomo do elemento químico cloro com 17 prótons, 17 elétrons e 20 nêutrons [10].

Vale a pena lembrar que um elemento químico é o conjunto de átomos que possuem um mesmo número atômico (Z). Todos esses átomos possuem as mesmas propriedades químicas.

2.4.1 *Isótopos, isóbaros e isótonos*

2.4.1.1 **Isótopos**

São átomos de um mesmo elemento químico que apresentam diferentes número de massa e diferentes número de nêutrons, ou seja são átomos de mesmo número atômico e diferentes número de massa.

Exemplos: ${}_1\text{H}^1$, ${}_1\text{H}^2$ e ${}_1\text{H}^3$.

2.4.1.2 **Isóbaros**

São átomos de elementos químicos diferentes mas com mesmo número de massa.

Exemplos: ${}_{20}\text{Ca}^{40}$ e ${}_{19}\text{K}^{40}$.

2.4.1.3 **Isótonos**

São átomos de elementos químicos diferentes, mas com mesmo número de nêutrons.

Exemplos: ${}_9\text{F}^{19}$ e ${}_{10}\text{Ne}^{20}$.

2.5 **Íons**

Entre as partículas que formam o átomo, os elétrons possuem carga negativa e os prótons possuem carga positiva. Assim, se o número de elétrons for igual ao número de prótons, a carga total do átomo é nula, pois a carga positiva de cada próton será compensada pela carga negativa do elétron correspondente. Dizemos que um átomo nessa situação está eletricamente neutro.

Quando um átomo está eletricamente neutro, ele possui prótons e elétrons em igual número. Em determinadas circunstâncias, átomos podem ganhar ou perder elétrons. Quando isso acontece, sua carga total

deixa de ser zero, ou seja, o átomo deixa de ser eletricamente neutro e passa a ser dotado de carga elétrica. Dizemos que o átomo se transformou em um íon.

Se um átomo neutro recebe elétrons, passa a ficar com excesso de cargas negativas, ou seja, transforma-se em íon negativo. Por outro lado, se um átomo neutro perde elétrons, passa a apresentar um excesso de prótons, isto é, transforma-se em um íon positivo.

- Íons negativos são chamados de ânions.
- Íons positivos são chamados de cátions.

Os íons monovalentes, isto é, que possuem apenas uma carga elétrica, são representados como: Na^+ , Cl^- , Já os íons bivalentes ou divalentes (2 cargas), trivalentes (3 cargas) e tetravalentes (4 cargas) podem ser representados de formas diferentes como, por exemplo: N^{3-} ou N^{4-} [10].

3 - Classificação Periódica dos Elementos

Até o final do século XVII, eram conhecidos apenas 14 elementos; um século depois, esse número se elevou para 33. Já no século XIX, 83 elementos eram do conhecimento humano e, no vigésimo, essa cifra ultrapassou o número de 110.

Conforme o crescimento do número de elementos descobertos, tornou-se imperiosa a necessidade de organizá-los de forma coerente para facilitar os estudos. Dessa forma, em 1869, dois químicos, trabalhando independentemente, o russo Dimitri Ivanovitch Mendeleiev⁸ e o alemão

⁸ Dimitri Ivanovitch Mendeleiev (1834-1907) Químico russo, publicou muitos trabalhos sobre as propriedades dos gases e natureza das soluções. Estudou vários tipos de explosivo, tornando-se então conselheiro científico das Forças Armadas russas. Aos 35 anos de idade, publicou seu trabalho mais importante — a Classificação Periódica dos elementos químicos. Essa classificação tornou-se um marco fundamental na História da Química e, até hoje, é indispensável à compreensão global de todos os fenômenos químicos [24].

Lothar Meyer⁹, observaram que certos elementos possuíam propriedades muito semelhantes, o que permitia reuni-los em grupos.

Por ser mais completa, a obra de Mendeleev foi mais aceita. Sua classificação consistia em agrupar os elementos de tal forma que se tornou possível prever várias de suas propriedades. Mendeleev ordenou os elementos em função de suas massas atômicas crescentes, respeitando suas propriedades químicas.

Com os conhecimentos sobre a estrutura atômica, ficou demonstrado que a verdadeira identidade de um elemento está relacionado com o número de prótons. Isso implicou uma reformulação na tabela de Mendeleev.



Figura 17: Dimitri Ivanovitch Mendeleev [24].

⁹ Lothar Meyer Julius (1830-1870), médico alemão, dedicou-se aos estudos de química. Meyer mostrou a relação de periodicidade entre volume atômica e massa atômica, traçando um gráfico destas propriedades. Após isso, ele tentou mostrar a mesma relação de periodicidade de outras propriedades dos elementos, em função da massa atômica. Praticamente na mesma época, Mendeleev consegue mostrar uma relação de periodicidade de várias propriedades dos elementos em função da massa atômica. Entretanto, o seu trabalho recebeu maior destaque, pois, até mesmo, previa elementos desconhecidos na época. http://www.netsaber.com.br/biografias/ver_biografia_c_4063.html.

3.1 Tabela periódica atual

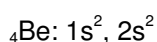
Dentre os 112 elementos conhecidos e agrupados na tabela periódica atual (Figura 18), temos os naturais, que constituem a matéria do nosso mundo físico e os artificiais, que foram obtidos em laboratórios de pesquisa nuclear.

Os elementos encontram-se organizados conforme a disposição na tabela periódica em períodos, séries ou linhas da tabela e famílias, grupos ou colunas da tabela.

3.1.1 Períodos

Denomina-se período ou série, cada uma das linhas da tabela. O número do período corresponde ao número de camadas ocupadas pelos elétrons. Dessa forma existem sete períodos.

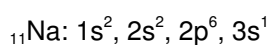
Veja:



K L → 2º período

(2 camadas: K e L)

Neste caso, o elemento Be – berílio possui quatro elétrons na sua eletrosfera, distribuídos em 2 camadas (camada K e L) e um subnível (o subnível s).



K L M → 3º período

(3 camadas: K, L e M)

Neste exemplo, o elemento Na – sódio possui 11 elétrons em sua eletrosfera, distribuídos em 3 camadas (camada K, L e M) e 2 subníveis (subníveis s e p).

Diagram illustrating the periodic table with color-coded groups and labels for atomic number, symbol, and name.

Legend:

- Green: Hidrogênio
- Yellow: Metais
- Pink: Semi-metais
- Purple: Não-metais
- Blue: Gases nobres

Figura 18: Tabela periódica atual.

3.1.2 Famílias

As dezoito colunas da tabela são denominadas famílias ou grupos. Os elementos que pertencem a uma mesma família apresentam propriedades químicas semelhantes, pois possuem a mesma quantidade de elétrons na última camada.

Observamos na tabela que as famílias são designadas pelas letras A e B. Aquelas indicadas pela letra A e a família zero recebem denominações específicas:

- Família 1 (1A): alcalinos;
- Família 2 (2A): alcalino-terrosos;
- Família 3 (3A): família do boro;
- Família 4 (4A): família do carbono;
- Família 5 (5A): família do nitrogênio;
- Família 6 (6A): calcogênios;
- Família 7 (7A): halogênios.

É importante ressaltar que:

- O hidrogênio é diferente de todos os outros elementos e deveria ser colocado isoladamente na tabela; contudo, ele aparece na família 1 (1A) por apresentar 1 elétron no subnível s da sua última camada;
- A família 8B corresponde a três colunas;
- A numeração oficial das famílias, feita pela IUPAC, vai de 1 a 18; a numeração tradicionalmente é dada por 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A, 7A, 0, 1B, 2B, 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B [19].

3.1.2.1 Elementos da família A

Os elementos das família A, representam suas propriedades com mais regularidade dentro do próprio grupo, sendo por isso chamados em conjunto de elementos representativos e possuem as seguintes características:

- os elétrons mais externos se encontram em um subnível s ou p da última camada;
- todos os elementos de uma mesma família possuem a mesma configuração eletrônica na última camada.

Por tais características, é perfeitamente possível localizar um elemento representativo na tabela periódica (família e período) em função da sua configuração eletrônica ou pela posição do elemento na tabela, estabelecer a configuração eletrônica da camada de valência.

3.1.2.2 Elementos da família B

Os elementos da família B são chamados de elementos de transição porque não apresentam a mesma regularidade mostrada nos representativos, quanto à variação das propriedades.

3.1.2.3 Lantanídeos e actinídeos

Originalmente, na tabela periódica os lantanídeos (Z de 57 à 71) encontram-se no sexto período, família 3B, e os actinídeos (Z de 89 à 103) no sétimo período, família 3B. Por razões de organização e aspecto visual da tabela, os elementos citados ficam abaixo da mesma.

Dos 112 elementos, 87 são metais, pois conduzem bem o calor e a eletricidade. (A prata é o melhor condutor de eletricidade). Eles são dúcteis (fáceis de transformar em fios) e maleáveis (fáceis de transformar em lâminas), e em condições ambientais são sólidos, exceção do mercúrio, que é líquido.

Existem onze elementos não metálicos. Eles são maus condutores de calor e eletricidade e não são dúcteis nem maleáveis.

Os semi-metais são em número de sete elementos, sendo que suas propriedades são intermediárias às dos metais e dos não-metais. São todos sólidos nas condições ambientais.

Os gases nobres são seis elementos e são encontrados isoladamente na natureza na forma de moléculas monoatômicas (substâncias simples).

Os elementos artificiais cisurânicos, isto é, que vêm antes do urânio (Z<92), são quatro e podem ser sintetizados pelo homem. Os elementos artificiais transurânicos, isto é, que vêm depois do urânio (Z>92), também são sintetizados pelo homem [10].

3.2 Elementos artificiais, metálicos, semi-metálicos e não-metálicos

Como a tabela periódica foi elaborada com base nas propriedades físicas e químicas dos elementos, analisando-a, podemos obter informações sobre os mesmos. As propriedades podem ser divididas em periódicas e aperiódicas. As propriedades periódicas são as que se

repetem de períodos em períodos. Isso já não acontece com as aperiódicas.

O conhecimento das propriedades periódicas constitui a essência do estudo da classificação periódica. Dentre elas, vamos analisar as seguintes: energia de ionização, eletroafinidade e eletronegatividade.

3.3 Propriedades dos elementos

3.3.1 Energia de ionização

Potencial de ionização ou energia de ionização a medida da energia fornecida a um átomo isolado no estado gasoso para retirar um elétron, formando um íon gasoso positivo.

Íon é uma estrutura eletricamente carregada, derivada de um átomo ou grupo de átomos que perdeu (íon positivo ou cátion) ou ganhou (íon negativo ou ânion) elétrons. O átomo isolado é uma idealização teórica, pois é praticamente impossível isolar um átomo. Assim, para entendermos o conceito de potencial de ionização e estudar sua variação, vamos considerar o exemplo do sódio (${}_{11}\text{Na}$). Se tivermos um mol de átomos de sódio ($6,02 \cdot 10^{23}$ átomos) no estado gasoso (g) e fornecermos ao sistema 119 quilocalorias (kcal^{*}), cada átomo de sódio deverá perder um elétron e se transformar em um íon gasoso positivo. Assim 119 kcal/mol é o valor do potencial de ionização do sódio.

Podemos traduzir esse fenômeno na forma de reação química:



Átomo	Energia	Íon positivo	Elétron
neutro	com absorvida	(cátion)	11 retirado
11 prótons e		prótons e	
11 elétrons		10 elétrons	

* Kcal – unidade de energia que pode ser fornecida em elétron-volt (eV): $1 \text{ eV} \approx 23,1 \text{ kcal/mol}$.

Quanto à variação da energia de ionização, numa família, à medida que aumenta o tamanho do átomo (de cima para baixo), aumenta a facilidade para remoção de um elétron de valência; portanto, quanto maior o tamanho do átomo, menor a energia de ionização. Logo, numa família, a energia de ionização aumenta de baixo para cima.

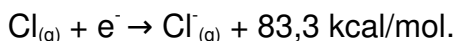
Em um período, o tamanho do átomo aumenta da direita para a esquerda, portanto a atração do núcleo sobre os elétrons de valência aumenta da esquerda para a direita. O que significa que em um período, a energia de ionização aumenta da esquerda para a direita.

Ao fornecermos a energia a um átomo, podemos retirar um, dois ou mais elétrons. Assim, falamos em primeiro potencial de ionização, segundo potencial de ionização, etc.

3.3.2 Eletroafinidade

A eletroafinidade ou afinidade eletrônica é a medida de energia liberada por um átomo isolado no estado gasoso ao receber um elétron, formando um íon gasoso negativo.

Como a energia de ionização, também podemos representar este fenômeno por uma equação química. Consideremos a ionização do cloro (${}_{17}\text{Cl}$):



Átomo neutro	Energia recebida	Íon negativo (ânion)	Energia liberada
com 17 prótons e 17 elétrons	17	com 17 prótons e 18 elétrons	17

O elétron recebido entra na camada de valência.

À medida que o tamanho do átomo diminui, o elétron que o átomo adquiriu é mais atraído pelo núcleo. Com isso, o ânion fica mais estável e, portanto, ocorre uma liberação de energia maior. Logo, à medida que o tamanho do átomo diminui, a eletroafinidade aumenta.

Então, numa família, a eletroafinidade aumenta de baixo para cima. Em um período, o tamanho do átomo diminui da esquerda para a direita, a eletroafinidade aumenta da esquerda para a direita (Figura 19).



Figura 19: Variação da eletroafinidade [25].

3.3.3 Eletronegatividade

A eletronegatividade é a propriedade pela qual um átomo apresenta maior ou menor tendência em atrair elétrons para si, resultando da ação conjunta da energia de ionização e da eletroafinidade.

Linus Pauling estabeleceu uma escala de valores para a eletronegatividade atribuindo ao elemento flúor o maior valor 4,0.

A variação da eletronegatividade na tabela periódica é igual à da eletroafinidade, pois representam um mesmo comportamento para os átomos [19] (Figura 20).



Figura 20: Variação da eletronegatividade [25].

3.4 Conexão com a Área Têxtil

Determinados elementos químicos podem influenciar de maneira negativa ou positiva em alguns tipos de processos têxteis. Um controle mais apurado de certos metais deve ser realizado nos processos de tingimento ou mesmo na produção de uma fibra de algodão de qualidade.

O ferro e o cálcio são os nutrientes minerais mais freqüentemente associados a problemas técnicos nas fibras de algodão. Teores elevados de ferro causam irregularidades no processo de tingimento, reduzindo a absorção de corantes em algumas áreas da fibra. O excesso de cálcio deixa o tecido mais rugoso e, conseqüentemente, menos agradável ao tato. Essas características são indesejáveis para usos mais nobres da fibra do algodão.

Os metais citados podem influenciar não somente nos processos de tingimento, mas também na própria produção do algodão. Nos últimos três anos, algumas indústrias têxteis brasileiras que adquirem algodão produzido nas condições de cerrado, em especial de Goiás, têm reclamado da qualidade da fibra, alguns dos quais ligados à nutrição mineral, em especial cálcio, do ferro e do boro devido ao seu excesso no solo, ocasionando desequilíbrio em relação aos demais nutrientes, promovendo competição e antagonismo iônico.

Fonte: FREIRE, R. M. M. e colaboradores. **Influência dos Níveis de Cálcio e Ferro na Qualidade da Fibra do Algodão no Estado de Goiás. I. Ensaio com Doses Crescentes de Ca e Fe.** V Congresso Brasileiro de Algodão.

4 - Funções inorgânicas

Como vimos, com a descoberta de um número cada vez maior de elementos, os químicos sentiram a necessidade de organizá-los de forma a estudá-los melhor, chegando a tabela periódica.

Essa necessidade também surgiu com as substâncias^{**}. Em função de suas propriedades, principalmente as químicas, elas foram reunidas, inicialmente em dois grupos:

- ácidos: substâncias com sabor azedo e que alteravam a cor de alguns corantes vegetais;
- bases: substâncias com sabor adstringente, capazes de tornar a pele lisa e escorregadia, e de alterar a coloração de certos corantes vegetais.

Cada grupo representa uma função química, ou seja, um conjunto de compostos que apresentam propriedades químicas semelhantes.

^{**} Substância – Uma **substância** é formada por átomos de elementos específicos em proporções específicas. Cada substância possui um conjunto definido de propriedades e uma composição química. <http://pt.wikipedia.org/wiki/Subst%C3%A2ncia>

4.1 Teoria eletrolítica de Arrhenius

No final do século XIX, Arrhenius¹⁰, estudando a condutividade elétrica das substâncias na presença de água, apresentou um novo conceito para ácidos e bases.

Ele verificou que determinadas soluções aquosas conduziam corrente elétrica e outras não. Observe os esquemas e acompanhe a descrição das experiências.

- 1) Colocando água pura em um béquer e dois fios desencapados ligados à uma lâmpada, verificou-se que a mesma permanecia apagada. Quando foi adicionado à água um pouco de sal de cozinha ou algumas gotas de ácido clorídrico e agitado, verificou-se que a lâmpada acendeu, indicando que o circuito montado se fechou sem que as lâminas se tocassem. Isso evidenciou que a solução em questão, conduziu corrente elétrica, ou seja, tratava-se de uma solução eletrolítica.
- 2) Em outra aparelhagem como a anterior, colocando água pura em um béquer, verificou-se novamente que lâmpada não acendeu. Após adicionar um pouco de açúcar a agitar, verificou-se que a lâmpada continuava apagada, indicando que o circuito não se fechou e, portanto, a solução em questão não conduziu corrente elétrica. Uma solução assim recebe o nome de solução não-eletrolítica.

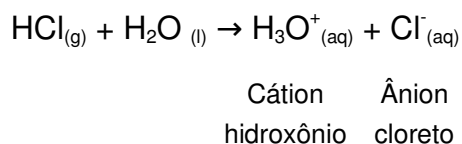
Para justificar esse comportamento distinto entre as soluções, Arrhenius propôs que as substâncias, na presença de água, se dividem em entidades menores, podendo ou não ter carga elétrica.

Nas soluções eletrolíticas, essas entidades são estruturas carregadas eletricamente, denominadas íons (do grego, “viajante”), que conduzem eletricidade. Nas soluções não-eletrolíticas, essas entidades são as moléculas e, portanto, não tem carga, não conduzindo eletricidade.

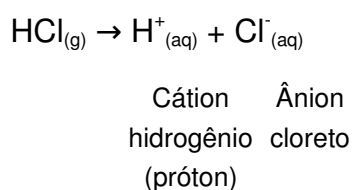
¹⁰ Svante August Arrhenius (1859-1927) Físico e químico suéco. Tornou-se famoso por sua tese desenvolvida em 1884 que comentava sobre a condução elétrica das dissoluções eletrolíticas.

Esse modelo apresentado por Arrhenius é conhecido como teoria da dissociação eletrolítica.

Esse fenômeno pode ser representado pela equação:



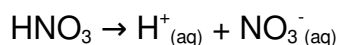
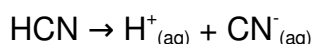
Considerando apenas a quebra da molécula HCl podemos escrever:



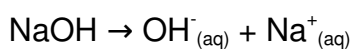
4.1.1 O conceito ácido-base de Arrhenius

Com base na existência de íons nas soluções eletrolíticas, de acordo com a teoria da dissociação eletrolítica, Arrhenius estabeleceu o conceito de ácido-base:

- ácidos: substâncias que, dissolvidas em água, se ionizam, liberando, na forma de cátions, íons H^+ .



- bases: substâncias que, dissolvidas em água, sofrem dissociação iônica, liberando na forma de ânions, exclusivamente íons OH^- (íons hidróxido).



H₂O



4.1.2 Classificação dos ácidos e bases

4.1.2.1 Bases

A classificação das bases pode ser realizadas de acordo com os seguintes critérios:

1. Número de íons hidróxidos por fórmula. Monobase: apresenta um íon OH⁻ na fórmula. (exemplo: NaOH). Dibase: apresentam dois íons OH⁻ na fórmula. Exemplo: Ca(OH)₂. Tribase: apresentam três íons OH⁻ na fórmula. (exemplo: Fe(OH)₃).
2. Solubilidade em água. Entende-se por solubilidade, a propriedade que as substâncias apresentam de se solubilizarem em outras. Assim, temos: Bases solúveis: dissolvem-se em água. Bases insolúveis: não se dissolvem em água. Todas as bases de cátions 1A e NH₄OH são solúveis. As demais são pouco solúveis.
3. Força. Conforme o grau de dissociação iônica (α), as bases são classificadas em: Fortes – apresentam α elevado e próximo de 100%. Fracas – apresentam α baixo e próximo de 0%. Todas as bases de cátions 1A e 2A são fortes. As demais são fracas.

4.1.2.2 ácidos

Costumam-se a se classificar os ácidos de acordo com os seguintes critérios:

1. Número de hidrogênios ionizáveis na molécula. Monoácido: a molécula contém um hidrogênio ionizável. (exemplo: HCl). Diácido: a molécula contém dois hidrogênios ionizáveis. (exemplo: H₂S). Triácido: a molécula contém três hidrogênios ionizáveis. (exemplo:

H₃PO₄). Tetrácido: a molécula contém quatro hidrogênios ionizáveis. (exemplo: H₄P₂O₇).

2. Número de elementos na molécula. A molécula de um ácido pode apresentar dois ou mais elementos. Assim, temos: Ácido binário: a molécula contém dois elementos (exemplo: HCl). Ácido ternário: a molécula contém três elementos (exemplo: HNO₃). Ácido quaternário: a molécula contém dois elementos (exemplo: HOCN).
3. Presença de oxigênio na molécula. A molécula de um ácido pode apresentar ou não o elemento oxigênio. Assim, temos: hidrácido – molécula não contém oxigênio (exemplo: HCl). oxácido – molécula contém oxigênio (exemplo: HNO₃).
4. Força. Quando dissolvemos um ácido em água verificamos que as moléculas sofrem ionização. Entretanto, ao analisarmos a solução resultante, constatamos que nem todas as moléculas encontram-se ionizadas. Vamos supor que 1000 moléculas de um ácido qualquer foram colocadas em água e apenas 250 se ionizaram. Se relacionarmos o número de moléculas ionizadas com o número de moléculas total, teremos: Número de moléculas ionizadas/ Número de moléculas adicionadas = $250/1000 = 25\%$

4.1.3 Nomenclatura dos ácidos e bases

4.1.3.1 Bases

A fórmula geral de uma base pode ser representada por B(OH)_y, sendo B o cátion de carga y. Como todas as bases possuem o grupo OH⁻, o que difere umas das outras é exatamente o cátion. Portanto, o nome de uma base é função do cátion. A nomenclatura das bases, ao contrário da nomenclatura dos ácidos, é muito simples, pois basta escrever a palavra hidróxido seguida da preposição de e do nome do cátion correspondente:

NaOH = hidróxido de sódio

Ca(OH)_2 = hidróxido de cálcio

NH_4OH = hidróxido de amônio

Zn(OH)_2 = hidróxido de zinco

Alguns metais formam cátions com cargas diferentes dando origem a bases diferentes. Para diferenciá-las, indica-se a carga do cátion em numeral romano à frente do nome ou, usa-se a terminação ico para cátion de carga maior ou oso para cátion de carga menor.

Exemplos: Fe(OH)_2 = hidróxido ferroso ou hidróxido de ferro II

Fe(OH)_3 = hidróxido férrico ou hidróxido de ferro III

Da mesma forma que para os ânions, sempre que necessário deve-se consultar a tabela de cátions e ânions (Anexo 1).

4.1.3.2 Ácidos

É necessário saber associar a fórmula, dos principais ácidos, com seus respectivos nomes e vice-versa. Genericamente, a fórmula de um ácido pode ser representada por H_xA , sendo A o ânion formado por um ou mais elementos. Veja a relação entre os nomes do ânion e do ácido correspondente e alguns exemplos:

Terminação	
Ânion	Ácido
ato	ico
eto	ídrico
ito	oso

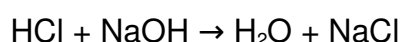
Ânion	Nome	Ácido	Nome
NO_3^-	nitrato	HNO_3	Ácido nítrico
Cl^-	cloreto	HCl	Ácido clorídrico
ClO_2^-	clorito	HClO_2	Ácido cloroso

4.2 Sal e óxido

Além das funções ácido e base existem ainda as funções sal e óxido.

4.2.1 Sal

Sal é toda a substância iônica que resulta da reação de um ácido com uma base. Essa reação é chamada de reação de neutralização:



ácido base sal

4.2.1.1 Classificação dos sais

Os sais podem ser classificados quanto aos seguintes critérios:

1. Presença de oxigênio – sal oxigenado (oxissal): o oxigênio participa de sua estrutura (exemplos: KNO_3 , Na_2SO_4). Sal não oxigenado: o oxigênio não participa de sua estrutura (exemplo: NaCl , NH_4Br).
2. Número de elementos constituintes – sal binário: sal constituído por dois elementos (exemplo: KCl). Sal ternário: sal constituído por três elementos (exemplo: NaNO_3). Sal quaternário: sal constituído por quatro elementos (exemplos: NaOCN).
3. Natureza dos íons – sal normal: não apresenta hidrogênio ionizável, nem íons OH^- ; é obtido por reações de neutralização total, ou seja, em que a quantidade de íons H^+ do ácido é igual a quantidade de íons OH^- da

base. (exemplos: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$). Hidrogenosal: sal que apresenta hidrogênio ionizável; forma-se quando só alguns dos hidrogênios ionizáveis são neutralizados pela base, ocorrendo uma reação de neutralização parcial (no caso dos ácidos). (exemplos: $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$).

4. Presença de água no retículo cristalino – sal hidratado: sal que apresenta moléculas de água intercaladas em seu retículo cristalino; as moléculas de água constituem a chamada água de cristalização ou água de hidratação (exemplo: $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Sal anidro: não apresenta água de cristalização (exemplo: NaCl).

4.2.1.2 Nomenclatura dos sais

Os sais podem ser representados pela fórmula geral $\text{xB}^{\text{y}+}\text{yA}^{\text{x}-}$, sendo B um cátion diferente de H^+ e A um ânion diferente de OH^- . O índice do cátion é dado pela carga do ânion, e o índice do ânion é dado pela carga do cátion, de tal forma que o conjunto é eletricamente neutro.

Assim para obtermos o nome de um sal a partir de sua fórmula, basta escrevermos o nome do ânion seguido da preposição de e do nome do cátion. Exemplo:

$\text{Zn}(\text{NO}_2)_2$ = nitrito de zinco

Os nomes dos cátions e ânions encontram-se ilustrados na tabela 1.

Deve-se consultar sempre que necessário a tabela de cátions e ânions. Como ocorre com as bases, se um elemento formar cátions com cargas diferentes, usamos algarismos romanos para diferenciá-los, ou ainda, as terminações oso para o de menor carga e ico para o de maior carga. Por exemplo, o níquel (Ni) forma os cátions Ni^{+2} , que recebe o nome de cátion níqueloso ou níquel II, e Ni^{+3} , que recebe o nome de cátion níquelico ou níquel III. Dessa forma,

NiCO_3 = carbonato de níquel II ou carbonato níqueloso;

$\text{Ni}(\text{SO}_3)_3$ = sulfito de níquel III ou sulfito de níquelico.

4.2.2 Óxido

Óxidos são compostos formados por dois elementos, sendo que o mais eletronegatividade desses elementos deve ser o oxigênio:



Assim compostos binários formados por oxigênio e flúor não são considerados óxidos, pois o flúor é mais eletronegatividade que o oxigênio.

4.2.2.1 Classificação dos óxidos

Os óxidos podem ser classificados quanto aos seguintes critérios

1. básicos: reagem com água, formando uma base, e reagem com ácido, formando sal e água; para formar uma base, é necessário um cátion, portanto estes óxidos são todos iônicos. Exemplo: $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KOH}$.
2. Ácidos: reagem com água, formando um ácido e reagem com base, formando sal e água. Esses óxidos são moleculares. Exemplo: $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$.

4.2.2.2 Nomenclatura dos óxidos

Os óxidos são nomeados de acordo com os seguintes grupos de divisão:

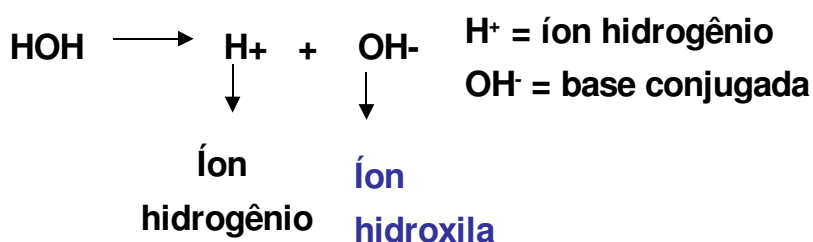
1. óxidos moleculares: o óxido liga-se a um não metal ou hidrogênio: escrevemos a palavra óxido seguida da preposição de e do nome do elemento associado ao oxigênio; antes da palavra óxido e do nome do elemento, colocados os prefixos mono, di, tri, tetra, penta, etc,

para indicar a quantidade de átomos de oxigênio e do elemento existente na fórmula. Exemplo: CO_2 = dióxido de carbono.

2. Óxidos iônicos: o óxido liga-se a um metal: escrevemos a palavra óxido seguida da preposição de e do nome do elemento associado ao oxigênio. Exemplo: FeO = óxido de ferro II ou óxido ferroso.

4.3 pH e pOH

Água (H_2O): dissocia-se em partículas positivas e negativas.



Quando a água está neutra, diz-se que a concentração [] (mols/L) de H^+ e OH^- é igual.

Quando $[\text{H}^+]$ ou $[\text{OH}^-]$ aumenta ou diminui é devido ao acréscimo de substâncias conhecidas como ÁCIDOS ou BASES.

ÁCIDOS: liberam H^+ em solução aquosa (Brønsted-Lowry)

Ex: $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$: ácido clorídrico (monoprótico – libera 1H^+)

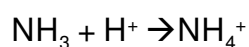
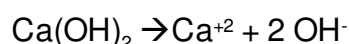
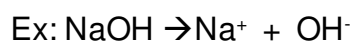
$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$: ácido sulfúrico (diprótico – libera 2H^+)

$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$: ácido fosfórico (triprótico – libera 3H^+)

Obs: Os íons hidrogênios são dissociados um de cada vez

BASES: possuem a capacidade de fornecer íons OH⁻ ou de receber íons H⁺

Quando falamos em base conjugada, queremos dizer que existe um EQUILÍBRIO e que aquela base aceita de volta um íon hidrogênio para se tornar REAGENTE.



pH: medida da concentração de íons H⁺ em solução aquosa

Medido em valores que vão de 0 a 14 :

0 ----- 6,9	(pH ácido – predominância de H ⁺)
7	(pH neutro – igualdade de H ⁺ e OH ⁻)
7,1 ----- 14	(pH básico – predominância de OH ⁻)

Ex. $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$: estão sendo liberados íons H⁺

Qual a solução mais ácida:

Se tivéssemos 15 moléculas de HCl?

Se tivéssemos 150 moléculas de HCl?

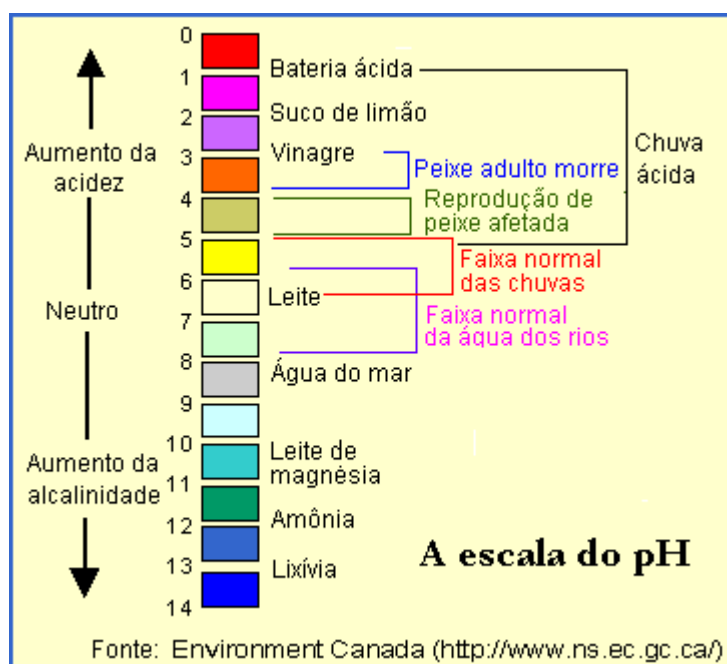
Cálculo do pH : logaritmo da concentração de H⁺

$$\text{pH} = - \log [\text{H}^+]$$

$$\text{pOH} = - \log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

pH de algumas soluções comuns



Quanto maior for o pH, menor será a concentração de íons hidrogênio
Quanto menor for o pH, maior será a concentração de íons hidrogênio
Idem para o pOH, só que em relação ao íon hidroxila.

NEUTRALIZAÇÃO: Reação entre um ácido forte e uma base forte.

Como produtos são formados um sal e água.

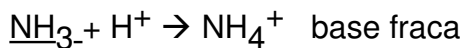
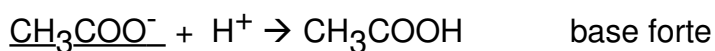
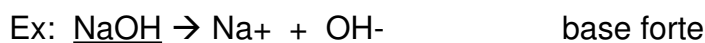
ÁCIDO FORTE: LIBERA H⁺ FACILMENTE

Ex. $HA \rightarrow H^+ + A^-$: 15HA liberam 15 H⁺ - ácido forte

$HB \rightarrow H^+ + B^-$: 15 HB liberam somente 10H⁺ - ácido moderadamente forte

$HC \rightarrow H^+ + C^-$: 15 HC liberam somente 1H⁺ - ácido fraco

BASE FORTE: LIBERA OH⁻ FACILMENTE OU NÃO ACEITA UM H⁺ FACILMENTE

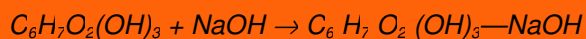


4.4 Conexão com a Área Têxtil

Dos vários produtos inorgânicos utilizados nos processos têxteis, merece destaque o hidróxido de sódio.

O hidróxido de cálcio pode ser aplicado nas seguintes etapas dos processos de beneficiamento: mercerização, purga e alvejamento.

Um grande número de estudiosos concluiu que, o que se forma é, provavelmente, uma combinação de adição, conforme o esquema abaixo (Álcali-celulose), nas condições usuais de concentrações e temperatura de mercerização:



Quando este Álcali-celulose é colocada em contato com a água de lavagem, ele é decomposto, formando a celulose hidratada, que difere da nativa em:

- Mudanças morfológicas;
- Mudança na intensidade das interações entre as unidades da macromolécula (Ex.: maior rendimento do corante nos tingimentos).

O conhecimento das substâncias inorgânicas também é aplicável a outros processos, tais como os de tingimento e estamparia.

Na área de estamparia, a versatilidade de aplicações dos pigmentos deve-se à possibilidade de obtenção de dos mesmos não só de todas as nuances de cores, como também de todos os níveis de resistência solicitados pelos materiais onde serão aplicados.

Os pigmentos a base de óxido possuem a seguinte constituição química:

Tabela 1. Demonstrativo dos produtos mais comuns à base de óxido.

Cor	Componente	Fórmula	Variações de Cor
Vermelho	Óxido de ferro III	α - Fe ₂ O ₃	Amarelo - Azul
Amarelo	Hidróxido de Ferro	α - FeOOH	Verde - Vermelho
Preto	Óxido de ferro II e III	Fe ₃ O ₄	Azul - Vermelho
Marrom	Óxido de ferro	Misturas	
Verde	Óxido de Cromo	Cr ₂ O ₃	Azul - Amarelo
Azul	Óxido de Cobalto	Co(Al,Cr) ₂ O ₄	Vermelho - Verde

Eles são largamente utilizados no mercado por algumas de suas características: a) Opacidade elevada, b) Alto poder de cobertura, c) Facilidade de uso, d) Ótima relação custo/benefício, e) Baixa Absorção de Óleo. Os óxidos, por sua forte ligação química metálica, possuem resistência extremamente forte à luz. Isto também se dá devido à ligação do íon ferro ser a mais estável, ou seja, sua oxidação garante uma estabilidade que, em condições normais, não é quebrada. Tendo em vista que essa resistência conferida pela ligação iônica se observa também no ponto de vista de agregação do pigmento ao material, pois os mesmos ficam impregnados aos materiais, mesmo após sucessivas lavagens e intempéries eles permanecem ligados ao material.

5 - Funções orgânicas

Conforme já citado anteriormente, função química representa um conjunto de compostos com comportamentos químicos semelhantes. Essa semelhança no comportamento químico é reconhecido nas fórmulas por alguma particularidade em comum.

Hoje são conhecidos milhões de compostos orgânicos e cada um é identificado por um nome.

5.1 *Como dar nomes aos compostos orgânicos*

Os nomes dos compostos orgânicos são dados seguindo-se as regras da IUPAC^{***}. Para os compostos de cadeia normal, o nome é constituído de três partes, a saber:

PREFIXO + INFIXO + SUFIXO

- **prefixo**: indica o número de átomos de carbono na cadeia.

Para os dez primeiros, temos:

^{***} International Union of Pure and Applied Chemistry.

1 C - MET	6 C - HEX
2 C - ET	7 C - HEPT
3 C - PROP	8 C - OCT
4 C - BUT	9 C - NON
5 C - PENT	10 C - DEC

- **infixo**: indica o tipo de saturação da cadeia (ligação simples, dupla ou tripla).

AN : para cadeia com ligações simples somente.

EN : para cadeia com pelo menos uma ligação dupla.

IN : para cadeia com pelo menos uma ligação tripla.

Sufixo: é a terminação característica da função química.

5.2 Nomes de alguns compostos de cadeia normal

5.2.1 Hidrocarbonetos

Compostos constituídos apenas por átomos de carbono e hidrogênio.

ALCANOS – apresentam cadeia saturada. Fórmula-geral: C_nH_{2n+2} .

Exemplos:

Nº de carbonos	fórmula	prefixo	infixo	sufixo	nome
1	CH ₄	met	an	o	metano
2	C ₂ H ₆	et	an	o	etano
3	C ₃ H ₈	prop	an	o	propano
4	C ₄ H ₁₀	but	an	o	butano

- **ALCENOS** – cadeia insaturada com uma ligação dupla. Fórmula-geral: C_nH_{2n} .

Exemplos:Exemplos:

Nº de carbonos	fórmula	prefixo	infixo	sufixo	nome
2	C_2H_4	et	en	o	eteno
3	C_3H_6	prop	en	o	propeno
4	C_4H_8	but	en	o	buteno
5	C_5H_{10}	pent	en	o	penteno

- **ALCINOS** – cadeia insaturada com uma ligação tripla. Fórmula-geral: C_nH_{2n-2} .

Exemplos:

Nº de carbonos	fórmula	prefixo	infixo	sufixo	nome
2	C_2H_2	et	in	o	etino
3	C_3H_4	prop	in	o	propino
4	C_4H_6	but	in	o	butino

- ♦ **ALCADIENOS** – cadeia com duas ligações duplas. Fórmula-geral: C_nH_{2n-2} .

Exemplo: $H_2C = CH - CH = CH_2$ 1,3-butadieno

- ♦ **CICLO ALCANOS** – cadeia saturada (alcano) fechada. Fórmula-geral: C_nH_{2n} .

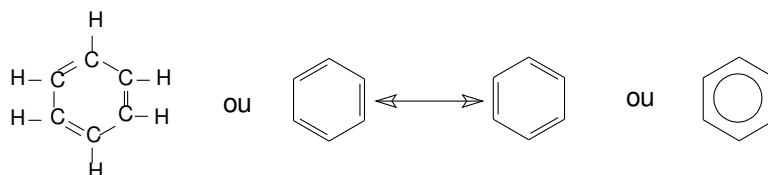


- ♦ **CICLO ALCENOS** – cadeia fechada com ligação dupla. Fórmula-geral: C_nH_{2n-2} .

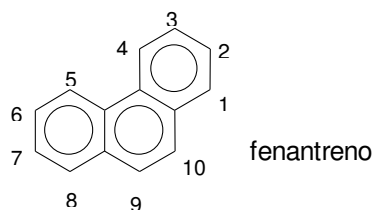
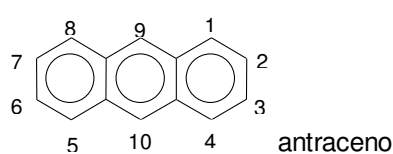
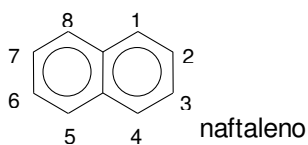


♦ **AROMÁTICOS**

São derivados do benzeno. Todo composto aromático possui o anel ou núcleo benzênico:



benzeno



5.3 Derivados halogenados (haleto de alquila)

Derivam de hidrocarbonetos pela substituição de um ou mais átomos de H por átomos de halogênios (F, Cl, Br e I). Para dar o nome IUPAC, escreve-se o nome do halogênio seguido do hidrocarboneto correspondente.

Exemplos: CH_3Cl – clorometano; $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$ – bromoetano.

5.4 Compostos oxigenados

- ♦ **Álcoois:** são compostos que possuem o grupo $-\text{OH}$ ligado a um carbono saturado. A fórmula estrutural dos álcoois é conseguida substituindo-se um ou mais hidrogênios de um hidrocarboneto pela hidroxila.

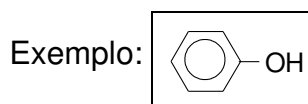
Exemplos:

fórmula	prefixo	infixo	sufixo	nome
CH_3OH	met	an	ol	metanol
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	et	an	ol	etanol
$\text{C}_3\text{H}_5\text{OH}$	prop	en	ol	propenol

Enóis: são compostos que possuem o grupo $-\text{OH}$ ligado a carbono sp^2 , isto é, com dupla ligação.

Exemplo: $\text{H}_2\text{C} = \text{CHOH}$ etenol

- ♦ **Fenóis:** são compostos que apresentam o grupo $-\text{OH}$ ligado diretamente ao anel benzênico.

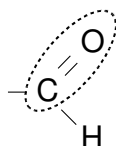


hidróxibenzeno (fenol comum)

- ◆ **Éteres:** são compostos que apresentam o grupo funcional – O – . O oxigênio aparece na cadeia como heteroátomo. Na nomenclatura oficial usa-se o sufixo OXI.

Exemplo: $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{C}_2\text{H}_5$ metoxi-etano

- ◆ **Aldeídos:** são compostos que apresentam o grupo funcional chamado carbonila ($\text{C} = \text{O}$) na extremidade da cadeia.

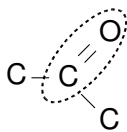


carbonila no
aldeído

Exemplos:

fórmula	prefixo	infixo	sufixo	nome
HCHO	met	an	al	metanal
CH_3CHO	et	an	al	etanal
$\text{H}_2\text{C}=\text{CHCHO}$	prop	en	al	propenal

- ◆ **Cetonas:** são compostos que apresentam o grupo funcional carbonila no meio da cadeia.

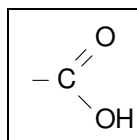


carbonila na
cetona

Exemplos:

fórmula	prefixo	infixo	sufixo	nome
H_3CCOCH_3	prop	an	ona	propanona
$\text{H}_3\text{CCH}_2\text{COC}$ H_3	but	an	ona	butanona
$\text{HC}\equiv\text{CCOCH}_3$	but	in	ona	butinona

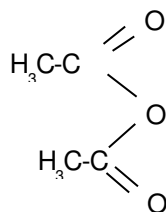
Ácidos carboxílicos: são compostos que apresentam o grupo funcional chamado carboxila (-COOH).



Exemplos:

fórmula	prefixo	infixo	sufixo	nome
HCOOH	met	an	óico	ác. metanóico
H_3CCOOH	et	an	óico	ác. etanóico
$\text{H}_2\text{C}=\text{CHCOO}$ H	prop	en	óico	ác. propenóico

- ♦ **Anidridos:** os anidridos derivam dos ácidos carboxílicos pela desidratação de duas moléculas destes. Para dar o nome de um anidrido substitui-se apenas a palavra ácido por **anidrido**.



Exemplo: 2 H₃C-COOH → anidrido etanóico

ácido etanóico

Sais de ácidos carboxílicos: derivam destes pela substituição do H da carboxila por um cátion metálico. Para dar o nome, substitui-se o sufixo óico por **OATO** e a seguir o nome do cátion.

Exemplos: HCOO⁻Na⁺ metanoato de sódio; CH₃COO⁻K⁺ etanoato de potássio

- ♦ **Ésteres:** diferem estruturalmente dos ácidos carboxílicos pela substituição do H da carboxila por uma cadeia carbônica. Utiliza-se o sufixo **OATO** no lugar de óico.

Exemplo:

HCOOCH₃ – metanoato de metila (deriva do ácido metanóico).

5.5 Funções nitrogenadas

- ♦ **Amidas:** Estruturalmente, diferem dos ácidos pela substituição do –OH da carboxila pelo grupo NH₂.

Exemplos:

fórmula	prefixo	infixo	sufixo	nome
HCONH_2	met	an	amida	metanamida
H_3CCONH_2	et	an	amida	etanamida
$\text{H}_2\text{C}=\text{CHCONH}_2$	prop	en	amida	propenamida

↳ **Aminas:** São compostos nitrogenados que possuem o grupo funcional $-\text{NH}_2$ (amino). As aminas diferem das amidas pois não possuem oxigênio na estrutura. Derivam da amônia (NH_3) pela substituição de um, dois ou três hidrogênios (aminas primárias, secundárias e terciárias, respectivamente).

Exemplos:

fórmula	prefixo	infixo	sufixo	nome
H_3CNH_2	met	il	amina	metilamina
$\text{H}_3\text{CCH}_2\text{NH}_2$	et	il	amina	etilamina

a) **Nitrilas:** são compostos que apresentam o grupo funcional $\text{C}\equiv\text{N}$ (cianeto).

◆ Exemplo: $\text{H}_3\text{C}-\text{CN}$ etanonitrila

5.6 Nomenclatura de compostos de cadeia ramificada

Para dar os nomes dos compostos de cadeia ramificada, primeiramente identifica-se a **cadeia principal**. As demais cadeias da estrutura são

consideradas como **ramificações** e recebem nomes característicos (chamados grupos orgânicos ou radicais^{****}).

Características da cadeia principal (na ordem de prioridade):

- 1º) Possui o grupo funcional;
- 2º) Possui o maior número de insaturações;
- 3º) Possui o maior número de átomos de carbono;
- 4º) Possui o maior número de grupos orgânicos substituintes.

Normas IUPAC para a nomenclatura de compostos com cadeia ramificada:

- 1- O nome da cadeia principal é dado da mesma maneira que a cadeia normal;
- 2- Numeram-se os carbonos da cadeia principal, a partir da extremidade mais próxima do grupo funcional, das insaturações ou dos grupos orgânicos, nesta ordem;
- 3- A soma dos números que localizam grupo funcional, insaturações ou grupos orgânicos deve ser a menor possível;
- 4- Os números são escritos, de preferência, antes dos nomes dos grupos, separados destes por hífen, e separados entre si por vírgulas;
- 5- Grupos iguais repetidos no mesmo composto recebem os prefixos **di**, **tri**, **tetra**, etc;
- 6- Os grupos são escritos em ordem de complexidade ou em **ordem alfabética** (recomendado pela IUPAC).

****Atualmente o expressão “grupo orgânico” vem sendo mais utilizada do que o termo “radical” para definir os grupos substituintes na cadeia principal.

Grupos orgânicos

a) Grupos orgânicos derivados de alcanos, alcenos e alcinos

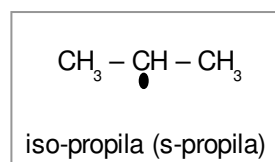
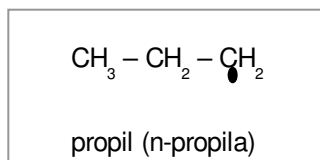
Os mais utilizados são, sem dúvida, os grupos derivados dos alcanos pela saída de um átomo de hidrogênio (monovalentes), chamados de **alquil**, **alquila** ou **alcoíla**.

O nome IUPAC para as alquilas é: **PREFIXO + IL** (ou **ILA**).

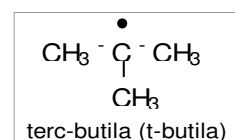
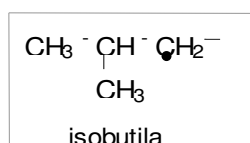
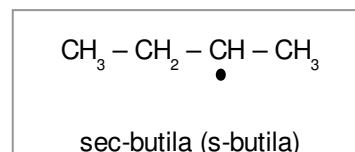
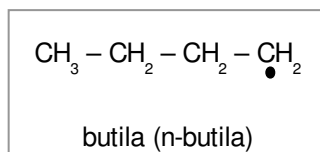
Nº de C	prefixo	sufixo	nome	Fórmula
1	met	IL	METIL(A)	$\text{H}_3\text{C}\cdot$
2	et	IL	ETIL(A)	CH_3CH_2

Os grupos alquil com mais de dois átomos de carbono são:

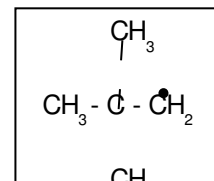
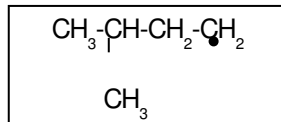
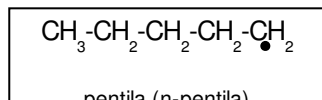
➤ derivados do propano:



➤ derivados do butano:



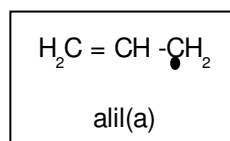
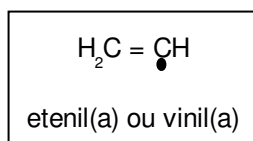
➤ **derivados do pentano:**



- **Iso** e **neo** são escritos juntos com o nome, enquanto **n**, **s (sec)** e **t (terc)**, são separados por hífen.

Os grupos **alquenil(a)** são os derivados dos alcenos e que possuem somente uma valência livre.

O nome IUPAC dos alquenilas é: **PREFIXO + EN + IL(A)**. Os mais importantes são:



Os grupos **alquinil(a)** são os derivados dos alcinos e que possuem uma única valência livre [6].

5.7 **Conexão com a Área têxtil**

A maior parte dos corantes utilizados na indústria têxtil são de origem sintética, possuindo em suas estruturas diferentes grupamentos orgânicos que por sua vez, podem lhe conferir cor, sítios de ligação na fibra e várias outras características.

Os corantes, atualmente sintéticos, são compostos orgânicos complexos que, quando aplicados às fibras têxteis, têm a habilidade de criar uma certa cor, devido à presença de grupos químicos insaturados, denominados CROMÓFOROS. Assim, substâncias que possuem cromóforos em diferentes arranjos, produzirão a sensação de diferentes tonalidades. Embora os cromóforos forneçam cores às substâncias, a intensidade ou o brilho da cor depende da presença de um ou mais grupos químicos, denominados AUXOCROMOS, que também podem fornecer substantividade para o substrato.

A definição técnica de um corante é: *um composto químico que pode ser fixado num material qualquer, por exemplo, numa fibra têxtil de forma mais ou menos permanente, e que produz na mente humana a sensação visual de uma dada cor.* Os produtos de cor podem ser divididos em corantes, que são solúveis no meio ao qual eles são aplicados, e pigmentos, que são insolúveis no meio de aplicação. As principais propriedades que um corante deve possuir são: 1) Intensidade de cor, 2) Solubilidade em solução aquosa e 3) Habilidade para ser adsorvido e retido pela fibra (substantividade) ou para combinar-se quimicamente com ela (reatividade). No tingimento os corantes devem ser capazes de difundirem-se nas fibras, e o corante difundido deve ser mantido dentro da fibra. Isso pode ocorrer de três modos diferentes:

1-O corante pode ser substantivo à fibra e, neste caso, tornar-se fisicamente ligado à fibra por uma ou mais formas: forças iônicas, pontes de hidrogênio ou forças de Van der Waals. As forças iônicas são as mais simples de se entender, podendo-se defini-la como sendo a atração entre íons carregados positiva e negativamente, um no corante e outro na fibra. A ponte de hidrogênio está associada ao compartilhamento de elétrons, neste caso, entre o corante e as moléculas das fibras. As forças de Van der Waals são as atrações entre átomos ou moléculas quando postas muito próximas umas das outras.

2-O corante pode reagir também, para formar uma ligação química covalente com as fibras.

3-Grupos de solubilização temporários podem ser removidos, deixando o corante encajado e insolúvel no substrato fibroso.

Os corantes devem ser solúveis, molecularmente dispersíveis, ou capazes de se tornarem solúveis no meio em que são aplicados. Sendo esse meio de aplicação, geralmente, a água. Os grupos de substituição que conferem solubilidade à molécula de corante na água, são de dois tipos: aqueles que são parte integrante da molécula e aqueles que são introduzidos temporariamente, para serem removidos durante o processo de tingimento.

Alguns exemplos de grupos substituintes nos diferentes tipos de corantes, encontram-se abaixo.

Grupos	Corantes
$-\text{SO}_3\text{Na}$ (ou $-\text{COONa}$)	diretos, ácidos
$-\text{NH}_2^+\text{HCl}^-$, $-\text{NR}_3^+\text{Cl}^-$	básicos
$-\text{OH}$, $-\text{NH}_2$, $-\text{SO}_2\text{NH}_2$	dispersos

6 - Soluções e dispersões

Conceito: É a mistura entre duas ou mais substâncias.

Obs.: Uma dispersão é constituída de duas porções, dispersgente e disperso.

Dispersgente: É a porção da dispersão em maior quantidade

Disperso: É a porção da dispersão em menor quantidade.

* Uma dispersão será chamada solução, quando disperso possuir um diâmetro médio inferior a 1nm.

1 nm (Nanômetro) = $10^{-9} m$ (metros).

Obs.: **Uma solução** é constituída de duas porções, soluto e solvente.

Soluto: É aquele que se encontra em menor quantidade.

Solvente: É aquele que se encontra em maior quantidade.

Obs: O soluto referido é aquele dissolvido no solvente.

6.1 Classificação das dispersões

*Pode ser realizada quando ao tamanho médio das partículas dispersas (x)

Solução verdadeira ou Solução: $x < 1 \text{ nm}$

Ex: água e sal, água e açúcar, água e álcool

Solução coloidal: $1 \leq x \leq 100 \text{ nm}$.

Ex: gelatina, goma de tacaca, tinta.

Solução Grosseira ou Suspensão $x > 100 \text{ nm}$

Ex: água e areia,

***Quanto a concentração:**

- **Diluída** : é quando se tem pouco soluto em relação ao solvente ($M = 0,1 \text{ n} / \ell$)
- **Concentrada**: É quando se tem muito soluto em relação ao solvente.

Nota: Coeficiente de solubilidade: (C_s) É quantidade de soluto necessário para saturar uma certa quantidade de solvente em uma determinada condição de temperatura e pressão.

***Quanto a saturação:**

a) Insaturada: Contém menos soluto que o estabelecido pelo coeficiente de solubilidade.

b) Saturada: Contém quantidade de soluto igual ao estipulado pelo coeficiente de solubilidade.

c) Saturada sem corpo de fundo: sem deposição de soluto no fundo do recipiente.

d) Saturada com copo de fundo: com deposição de soluto no fundo do recipiente.

e) Supersaturada: Contém quantidade de soluto no fundo do recipiente

6.2 Estudos das concentrações e soluções

$$\text{Concentração} = \frac{\text{Quantidade de soluto}}{\text{Quantidade de solvente ou de solução}}$$

- a) **Concentração comum (C)** É a relação entre a massa de soluto (em grama) e o volume da solução (em litro)

$$C = \frac{m' \text{ (g)}}{V \text{ (l)}}$$

- Molaridade ou concentração Molar (M)** É a razão entre o nº de mols de soluto o volume da solução em (litro).

$$M = \frac{n'}{v \text{ (l)}}$$

$$n' = \frac{m'}{\text{Mol}}$$

$$M = \frac{m'}{\text{Mol} \cdot v \text{ (l)}}$$

- b) **Titulo- (T)** = É a razão entre massa de soluto e massa de solução.

$$T = \frac{m'}{\text{---}}$$

$$T = \frac{m'}{m' + m''}$$

$$m = (m' + m'')$$

A Porcentagem (%) = É dada pelo produto:

$$\% = T \cdot 100$$

$$\% = \frac{m' \cdot 100}{m}$$

Fração molar (x) = É a relação entre o nº de mols de soluto ou solvente e o nº de solução

$$X' = \frac{n'}{n}$$

$$X'' = \frac{n''}{n}$$

$$X' = \frac{n'}{n' + n''}$$

$$n = n' + n''$$

$$X' + X'' = 1$$

Normalidade (N) = É a razão entre o nº de equivalentes de soluto e o volume da solução (em litro)

$$N = \frac{ne}{V(l)}$$

$$Eq-g = \frac{Mol}{X}$$

$$ne = \frac{m'}{Eq-g}$$

$$N = \frac{m'}{Eq-g \cdot V(l)}$$

$$N = \frac{m' \cdot x}{Mol \cdot V(l)}$$

$$N = \frac{m' \cdot x}{mol \cdot V(1)}$$

Obs.: A densidade de uma solução é dada pela razão entre a massa da solução e volume da mesma.

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

c) **Diluição:** Consiste em reduzir a concentração de uma solução pela adição de solvente puro na solução.

$$C_i \cdot V_i = C_f \cdot V_f$$

$$N_i \cdot V_i = N_f \cdot V_f$$

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$$

d) **Mistura de soluções:**

$$C_f \cdot V_f = C_1 \cdot V_1 + C_2 \cdot V_2$$

$$N_f \cdot V_f = N_1 \cdot V_1 + N_2 \cdot V_2$$

$$M_f \cdot V_f = M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2$$

7 - Referencias

- [1] Disponível em: <pt.wikipedia.org/wiki/Demócrito_de_Abdera>. Acesso em 26 dez. 2007.
- [2] Disponível em: <pt.wikipedia.org/wiki/Leucipo_de_Mileto>. Acesso em 26 dez. 2007.
- [3] Disponível em: <<http://www.ajc.pt/cienciaj/n31/atomo.php>>. Acesso em 28 dez. 2007.
- [4] Disponível em: <pt.wikipedia.org/wiki/Lucrécio>. Acesso em 26 dez. 2007.
- [5] Disponível em: <<http://www.tiosam.com/enciclopedia>>. Acesso em 28 dez. 2007.
- [6] Disponível em: <<http://pt.wikipedia.org/wiki/%C3%81tomo>>. Acesso em 29 dez. 2007.
- [7] Disponível em: <<http://www.filosofico.net>>. Acesso em 29 dez. 2007.
- [8] Disponível em: <<http://www.perso.wanadoo.es>>. Acesso em 29 dez. 2007.
- [9] Disponível em: <<http://www.geocities.com>>. Acesso em 29 dez. 2007.
- [10] PERUZO, F. M. Química – na abordagem do cotidiano. vol. 1, 2.^a ed., São Paulo: Moderna, 1998.

- [11] Disponível em: <<http://www.monografias.com>>. Acesso em 02 jan. 2008.
- [12] Disponível em: <<http://www.geocities.com>>. Acesso em 02 jan. 2008.
- [13] Disponível em: <<http://www.colegiosaofrancisco.com.br>>. Acesso em 02 jan. 2008.
- [14] Disponível em:
<<http://enciclopediavirtual.vilabol.uol.com.br/quimica/atomistica/evolucaodosmodelos.html>>. Acesso em 02 jan. 2008.
- [15] Disponível em: <<http://www.biografiasyvida.com>>. Acesso em 02 jan. 2008.
- [16] Disponível em: <<http://www.fortunecity.com>>. Acesso em 02 jan. 2008.
- [17] Disponível em: <<http://www.netsaber.com.br/biografias>>. Acesso em 02 jan. 2008.
- [18] Disponível em:
<<http://www.encyclopediavirtual.vilabol.uol.com.br/quimica/atomistica/resumododelosmodelos.htm>>. Acesso em 02 jan. 2008.
- [19] SARDELLA, A. Química. Vol. Único. 5.^a ed., São Paulo: Ática, 2000.
- [20] Disponível em: <<http://www.chemistry.about.com>>. Acesso em 02 jan. 2008.
- [21] Disponível em: <<http://www.ashp.cuny.edu>>. Acesso em 02 jan. 2008.
- [22] Disponível em: <<http://www.chemistry.about.com>>. Acesso em 02 jan. 2008.
- [23] Disponível em: <<http://www.chemistry.about.com>>. Acesso em 02 jan. 2008.
- [24] FELTRE, R. Química vol. 1, 4.^a ed., São Paulo: Moderna: 21, 1996.
- [25] Disponível em: <<http://200.136.76.125/colégio/tabelas/quimica.asp>>. Acesso em 02 jan. 2008.
- [26] Disponível em: <[http://www.quimicaonline.blogger.com.br/Funcoes%20organicas%20\(nomenclatura\).doc](http://www.quimicaonline.blogger.com.br/Funcoes%20organicas%20(nomenclatura).doc)>. Acesso em 03 jan. 2008.



[26] Disponível em: <<http://200.136.76.125/colegio/tabelas/quimica.asp>>. Acesso em 02 jan. 2008.

8 - Anexos

Tabela de cátions e ânions.

TABELA DE CÁTIONS

+1 (Monopositivos)

Li	Lítio
Na	Sódio
K	Potássio
Rb	Rubídio
Cs	Césio
Ag	Prata
NH ₄	Amônio
H ₃ O	Hidroxônio (Hidrônio)

+2 (Dipositivos)

Be

Berílio

Mg	Magnésio
Ca	Cálcio
Sr	Estrôncio
Ba	Bário
Ra	Rádio
Zn	Zinco

+3 (Tripositivos)

Al	Alumínio
----	----------

+1 e +2 (Mono e Dipositivos)

Cu	Cobre
Hg	Mercúrio

+2 e +3 (Di e Tripositivos)

Fe	Ferro
Co	Cobalto
Ni	Níquel

+1 e +3 (Mono e Tripositivos)

Au	Ouro
----	------

+2 e +4 (Di e Tetrapositivos)

Sn	Estanho
Pb	Chumbo

Pt

Platina

TABELA DE ÂNIONS

Monovalentes (-1)

Cl	Cloreto
Br	Brometo
I	Iodeto
F	Fluoreto
ClO	Hipoclorito
ClO ₂	Clorato
ClO ₃	Clorato
ClO ₄	Perclorato
BrO	Hipobromito
BrO ₂	Bromito
BrO ₃	Bromato
IO	Hipiodido
IO ₃	Iodato
IO ₄	Periodato
NO ₂	Nitrito
NO ₃	Nitrato
N ₃	Azoteto
NH ₂	Amideto
CN	Cianeto
OCN	Cianato
NCO	Isocianato
ONC	Fulminato

SCN	Tiocianato
PO ₃	Metafosfato
H ₂ PO ₂	Hipofosfito
MnO ₄	Permanganato
CH ₃ COO	Etanoato (acetato)
OH	Hidróxido
[Al(OH) ₄]	Tetraidroxialuminato
H	Hidreto
O ₂	Superóxido
HS	Hidrogenossulfeto
HSO ₃	Hidrogenossulfito ou sulfito ácido ou bissulfito
HSO ₄	Hidrogenossulfato ou sulfato ácido ou bissulfato
HCO ₃	Hidrogenocarbonato ou bicarbonato ou carbonato ácido
H ₂ PO ₄	Diidrogenofosfato ou fosfato diácido

Bivalentes (– 2)

S	Sulfeto
SO ₃	Sulfito
SO ₄	Sulfato
S ₂ O ₇	Pirossulfato
HPO ₃	Fosfito
SiO ₃	Metassilicato
CrO ₄	Cromato
Cr ₂ O ₇	Dicromato
O	Óxido

O_2	Peróxido
$[Zn(OH)_4]$	Tetraidroxizincato
$[PtCl_6]$	Hexacloroplatinato
HPO_4	Hidrogenofosfato ou fosfato ácido
Trivalentes (– 3)	
N	Nitreto
PO_4	Ortofosfato (fosfato)
AsO_4	Arsenato
$[Fe(CN)_6]$	Ferricianeto
Tetravalentes (– 4)	
P_2O_7	Pirofosfato
SiO_4	Ortossilicato
$[Fe(CN)_6]$	Ferrocianeto