

Química Tecnológica Geral – Prof^a. Maria Teresa

Você sabia que o açúcar que nós consumimos em nossas mesas é uma substância pura, do ponto de vista químico, fabricada em grande escala e de maior consumo mundial?

A purificação do caldo, a cristalização da molécula de sacarose, a separação do álcool dos demais constituintes do vinho fermentado, nada disso pode ser compreendido sem o conhecimento e as perspectivas fornecidas pela Química. A disciplina Química Tecnológica Geral (QTG) tem como objetivo introduzir os conceitos básicos da química que estão presentes no processo de fabricação do açúcar e do álcool.

Esperamos que as aulas apresentadas, que em sua maioria são revisões de assuntos estudados no colegial, sejam claras.

Os tópicos estão apresentados de forma sintética e com apenas os conteúdos necessários, sem grande aprofundamento.

Para fixação dos conteúdos, elaboramos exercícios. Caso apareçam dúvidas, não hesite em contatar o professor e/ou os tutores.

Passe e repasse as aulas até verificar se entendeu.

Os exercícios de treino são ferramentas de entendimento. Faça quantos e quantas vezes forem necessárias, até que sinta que não há dúvidas sobre o entendimento. Todas as vezes que você se deparar com uma palavra que necessita de explicação ou definição, coloque-a no banco de palavras para formação do nosso glossário.

Unidade 1 - Estrutura da matéria

1.1 Primeiras Palavras

Existe uma grande diferença entre a maçã e a semente. Comemos a maçã e jogamos a semente, mas não podemos estudar a fruta ignorando a semente. Da mesma forma não podemos estudar a produção das moléculas do açúcar e do etanol ignorando a natureza delas e o ambiente em que estão inseridas.

Tudo à nossa volta é matéria. Os nossos olhos nos informam da grande diferença existente entre inúmeros materiais presentes no planeta. Algumas vezes conseguimos até perceber se existem mais de uma substância em determinada matéria.

Abordaremos nesta primeira unidade, aspectos da estrutura da matéria. Como a matéria é formada. Assim, esta unidade é composta pelas seguintes aulas:

Aula 1 - O átomo

Aula 2 – Os elétrons

Aula 3 – Elementos químicos e Tabela Periódica

Aula 4 – Ligações químicas

Aula 5 – Polaridade das moléculas

Aula 6 - Substâncias simples e compostas; substâncias puras e misturas.

Aula 7 - Substância de interesse para o setor sucroalcooleiro.

1.2 Texto básico para estudo

“O que é Química?”. Química é a ciência que estuda a matéria em seus diferentes aspectos: **Sua natureza** - do que é formada, que átomos, como estes estão ligados e arranjados no espaço; **Suas propriedades** - porque as substâncias são sólidas ou líquidas, duras ou moles, solúveis em água ou em outro solvente, densas, se reagem e porque reagem; **Sua composição** - se é pura, se é uma mistura, portanto, a química investiga de que substâncias são formadas as diferentes matérias. O suco de laranja, por exemplo, é uma mistura de: água, açúcares, ácidos orgânicos, vitamina C, sais minerais e muitas outras substâncias químicas. Estuda ainda, **as transformações** da matéria, como o homem transforma a flor do algodão em tecido, o couro em calçados, o petróleo em plásticos, a areia em vidro, a cana-de-açúcar em açúcar e álcool, estudando, também, novas transformações e obtenção de novos materiais.

Não há como viver sem a matéria. Ela nos acompanha em todos os momentos da vida. As diferentes matérias existem porque são combinações diferentes das substâncias existentes no planeta e fabricadas pelo homem por meio de reações químicas. Vejamos então, a unidade fundamental da matéria: o átomo.

1.3.1. O Átomo

A constituição da matéria sempre foi um enigma e uma busca constante da humanidade. O homem primitivo, que viveu entre 10 mil e 5 mil anos antes de Cristo, começou a mudar sua vida quando dominou e produziu o fogo. Após o domínio do fogo, o homem aprendeu a cozinhar seus alimentos, a extrair pigmentos das plantas para fazer pinturas, a utilizar plantas para fazer remédios. Percebeu que juntando duas ou mais matérias, com características químicas diferentes, poderia produzir um terceiro material com características ainda diferentes das anteriores.

Por volta dos anos 500 antes de Cristo, Demócrito e Leucipo propuseram a existência de uma partícula indivisível - **o átomo**, sendo, desta forma, atribuído aos gregos o primeiro modelo atômico. A palavra átomo vem do grego e tem o seguinte significado:

a = não

tomo = divisão

átomo = não divisível.

Platão e Aristóteles, contrariamente às idéias de Demócrito, propuseram 4 elementos básicos como sendo os responsáveis pela produção da matéria existente na natureza: o fogo, o ar, a água e a terra. Aristóteles sistematizou essa teoria. Segundo ele, a matéria primeira seria formada pelos 4 elementos, os quais seriam formados por quatro qualidades: quente, úmido, frio e seco e levariam, em proporções diferentes, tais qualidades à matéria formada.

Durante muitos anos a evolução do conhecimento nesta área foi muito pequena. A teoria Atômica atual, somente teve início por volta do ano 1700 com os estudos desenvolvidos por Boyle e Lavoisier. Até a primeira metade do século XIX a teoria dos 4 elementos ainda era a aceita.

Dalton reviveu a idéia dos átomos e declarou que tudo o que existia na natureza era composto por estas partículas. Para Dalton, existia um número pequeno de elementos e as diferentes combinações de átomos, iguais ou diferentes, em diferentes proporções, dariam origem à toda a matéria do universo conhecido.

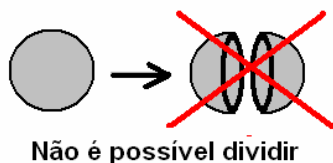


Figura - O átomo de Dalton

Thonsom, em 1897, demonstrou que existiam partículas no átomo que eram (1000x) menor que o átomo e que possuíam cargas elétricas negativas. Imaginou, em seu experimento, a carga e a massa destas partículas e calculou a trajetória que elas fariam. Calculou, também, o impulso que as partículas receberiam da fonte de energia e observou que a luz nascia do ponto exato onde, pelos seus cálculos, os minúsculos projéteis deveriam incidir. Thonsom propôs, assim, que o átomo era uma pequena esfera carregada positivamente contendo partículas negativas.

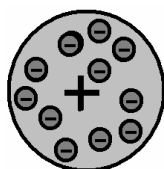


Figura - O átomo de Thonson "pudim de passas"

Após Thonsom, Rutherford revelou com seu famoso experimento que a matéria é um grande espaço vazio. Utilizando-se de partículas alfa, direcionadas com auxílio de uma placa de chumbo, bombardeou uma lâmina fina de ouro e observou que em um anteparo contendo um filme fotográfico a maior incidência de cintilações ocorria no centro desse anteparo, como se não houvesse nada no percurso das partículas alfa. Algumas cintilações aconteciam em regiões espaçadas como se as partículas tivessem sido desviadas e outras cintilações aconteciam em regiões anteriores à lâmina de ouro, indicando que as partículas alfa tinham sido rebatidas e voltado. Rutherford diz, então, que o átomo é constituído por duas regiões, uma bastante densa e muito pequena em relação ao tamanho do átomo, o **núcleo**, e uma segunda região, bastante grande e praticamente vazia, onde se localizavam os elétrons de Thonsom.

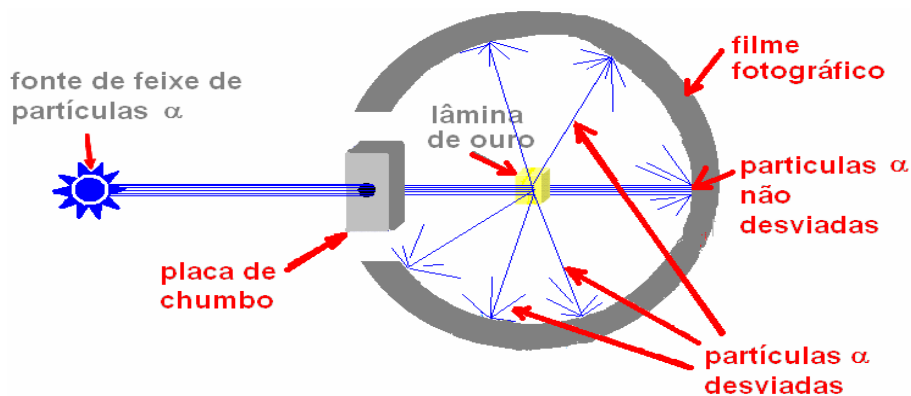


Figura – O experimento de Rutherford

Bohr contribuiu para o aperfeiçoamento do modelo de Rutherford, baseando-se na teoria quântica de Max Planck e Albert Einstein. Bohr explicou o comportamento do elétron no átomo apresentando seus postulados:

- o átomo possui um núcleo, denso, pequeno e positivo rodeado por partículas negativas, os elétrons. A esta região deu-se o nome de **eletrosfera**.

- a eletrosfera está dividida em camadas ou níveis de energia e os elétrons nessas camadas apresentam energia constante, ocupando sempre as órbitas de menor energia.

- os elétrons podem saltar para camadas mais externas sendo que, para isso, necessitam ganhar energia externa e em quantidade definida.

- o elétron que recebeu uma determinada quantidade de energia suficiente para saltar para uma camada de maior energia, salta e fica instável e tende a voltar para sua camada de origem. Na sua volta, ele devolve a mesma quantidade de energia que havia ganhado para o salto, emitindo assim um fóton de luz, ou seja, a energia recebida e liberada corresponde a um quantum de energia.

Logo após Bohr enunciar seu modelo, verificou-se que um elétron em uma mesma camada apresentava energia diferente e isso somente seria possível se as órbitas não fossem circulares e sim elípticas.

O modelo atômico atual é de responsabilidade de Schrödinger. É um modelo matemático e probabilístico. Nesse modelo, se utilizam de equações matemáticas chamadas **funções de onda** para determinar as regiões de grande densidade eletrônica. Em 1926, Schrödinger criou o conceito de orbital. Os elétrons não se encontram em órbitas e sim em orbitais. **Orbital é a região do espaço de grande probabilidade de se encontrar o elétron.**

A estrutura da matéria é complexa e o modelo atômico evoluiu, sendo atualmente bastante sofisticado. Para o nosso entendimento, basta ficarmos com o modelo simplificado de Rutherford-Bohr, no qual o átomo é a menor partícula da matéria que confere características a esta. Ele é constituído por partículas das quais três são de maior importância para nossos estudos. O **próton**, com carga positiva e massa equivalente a 1 **u.m.a.** (uma unidade de massa atômica), o **nêutron**, sem carga elétrica e também com massa equivalente a 1 u.m.a, e o **elétron**, com carga elétrica negativa e massa mil e oitocentas vezes menor que a massa do próton ou do nêutron. No núcleo do átomo se encontram os prótons e os nêutrons e na eletrosfera os elétrons.

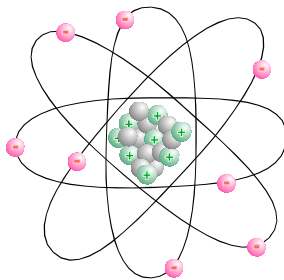


Figura – O átomo de Rutherford-Bohr

Partículas subatômicas estão presentes no átomo e são responsáveis pela estrutura do núcleo do átomo, pela coesão entre as partículas positivas.

1.3.2. Os Elétrons

Vejam como os elétrons estão distribuídos no átomo. A eletrosfera dos átomos existentes no planeta Terra está dividida em 7 camadas ou níveis eletrônicos e cada elétron nessas camadas apresenta energia específica e constante.

Existe um número máximo de elétrons encontrados em cada camada. Na camada K são encontrados apenas dois elétrons, na L oito, na M dezoito, na N trinta e dois, na O trinta e dois, na P dezoito e na Q dois elétrons.

Os elétrons, como foi visto, se encontram nos orbitais, que são regiões do espaço de maior probabilidade de encontrá-los. O uso matemático das equações de onda para calcular os orbitais levou o cientista Dirac a obter 4 números quânticos para os elétrons: O número quântico **principal**, o **secundário**, o **magnético** (também chamado azimutal) e o número quântico **spin**.

Todo elétron possui os quatro números quânticos, é como se fossem o "endereço" do elétron. Dois elétrons não podem ter o mesmo conjunto de números quânticos. Ou seja, se dois elétrons se encontram na mesma camada, no mesmo subnível e no mesmo orbital eles possuirão spins contrários.

O **número quântico principal**, simbolizado por **(n)** indica em que camada ou nível de energia se encontra o elétron. Para os átomos existentes no planeta Terra, n pode assumir valores que vão de 1 até 7. A primeira camada, a camada K, possui número quântico principal igual a 1. A segunda, a camada L, possui n igual a 2. O da camada M é 3, e assim por diante.

O **número quântico secundário**, **(λ)**, localiza o subnível de energia em que se encontra o elétron. Seus valores variam para os átomos existentes entre 0 e 3. O subnível de energia fornece a forma espacial do orbital em que se encontra o elétron, O subnível "**s**" tem o seu número quântico secundário igual a zero e a região do espaço é uma esfera.

Para o subnível "**p**" o número quântico secundário (λ) é igual a 1, e a região no espaço tem forma de halteres (quase aqueles pesos de fazer ginástica). Para o subnível "**d**" o número quântico secundário assume o valor 2 e as formas espaciais vão ficando mais complexas, apresentando agora 4 regiões lobulares. Para o orbital "**f**" o número quântico secundário é 3, e não vamos descrever sua forma em função da sua complexidade.

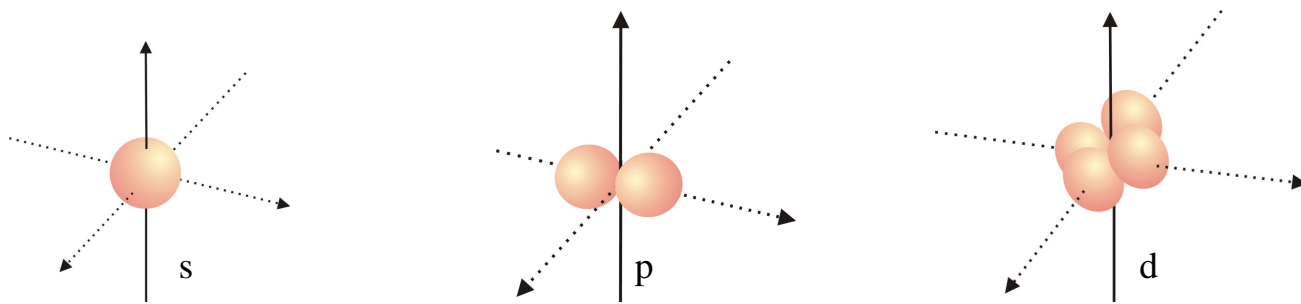


Figura - Orbitais s, p e d

O **número quântico magnético** fornece a orientação espacial do subnível de energia em que se encontra o elétron. Os valores possíveis de número quântico magnético vão de $-\lambda$ até λ passando pelo zero. Dessa forma, para o subnível "s", cujo número quântico secundário é zero, somente temos um número quântico magnético que também é zero. Já que a esfera apresenta uma única possibilidade de orientação no espaço.

O subnível "p", cujo número quântico secundário (λ) é 1, apresenta números quânticos magnéticos que podem assumir valores de -1 até +1 ocorrendo, então, 3 possibilidades: -1, 0 e +1. Esses valores estão relacionados com as possíveis orientações dos orbitais no espaço. Como se observa nas figuras dos orbitais "p": p_x , p_y e p_z .

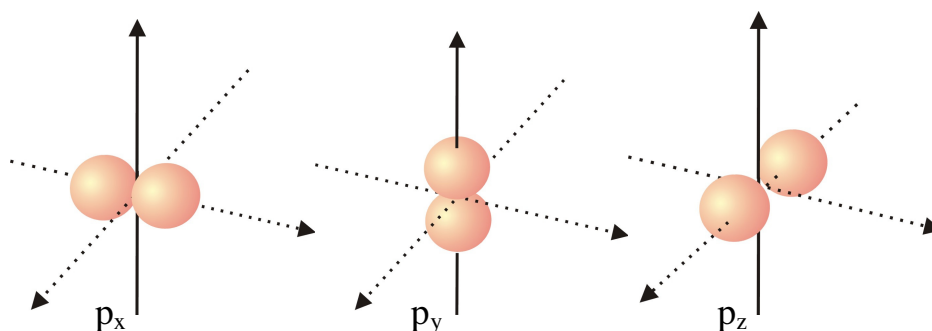


Figura - Orbitais p

Para o subnível d, cujo número quântico secundário (λ) é 2, o número quântico magnético pode assumir os valores que vão de -2 até 2, ou seja -2, -1, 0, +1 e +2. Indicando 5 possibilidades de orientação no espaço. Cinco orbitais "d" como pode ser observado.

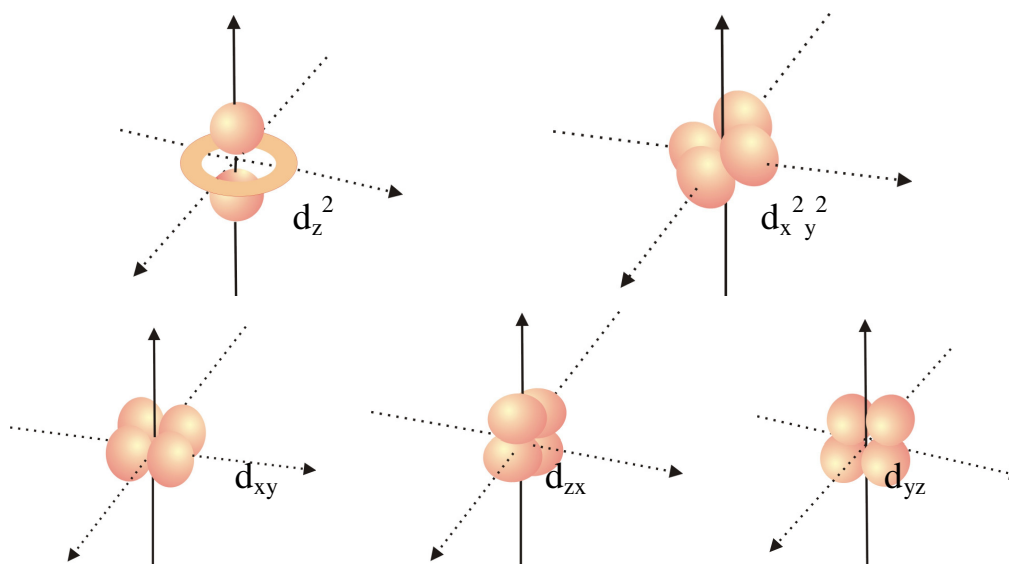


Figura dos orbitais d

Seguindo o mesmo raciocínio, o número quântico magnético para o subnível de energia "f" pode assumir valores -3, -2, -1, 0, 1, 2 e 3 e as formas espaciais dos orbitais são mais complexas. Observe a foto dos orbitais apresentada na Internet, na wikipédia.

Dentro de cada orbital, como já vimos, só podemos encontrar 2 elétrons. Cada um girando em um sentido. O último número quântico a ser apresentado é o **número quântico spin**, que indica o sentido de rotação do elétron em um orbital, que por convenção pode ser um dos 2 valores $+ \frac{1}{2}$ ou $- \frac{1}{2}$.

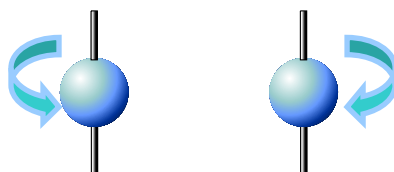


Figura - Os "spins" do elétron

Os elétrons estão distribuídos na eletrosfera sempre assumindo primeiro as posições de menor energia, ou seja, o preenchimento de um subnível se dá somente quando o anterior tiver sido preenchido. Linus Pauling nos ajuda a fazer a distribuição dos elétrons no átomo, Pauling criou um diagrama que nos leva a preencher camadas e subníveis de acordo com a energia dos elétrons. Observe como fazer a distribuição eletrônica no vídeo disponível nesta aula.

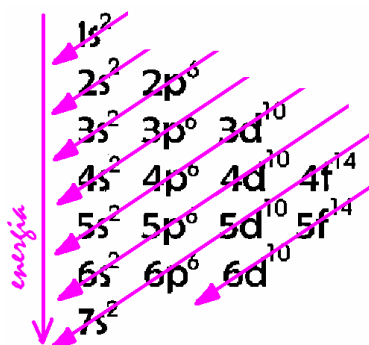


Figura - Diagrama de Linus Pauling

1.3.3 Elementos Químicos e Tabela Periódica

Toda matéria existente ao nosso redor, que provavelmente deve ser por volta de milhões, se constitui numa combinação de um pouco mais de uma centena de átomos. Esses elementos estão organizados em uma tabela. Um átomo de um elemento x se difere de um outro, pelo número de prótons existentes em seu núcleo. Dessa forma, o átomo mais simples possui um próton no núcleo. É o átomo de Hidrogênio. O número de prótons do átomo é simbolizado pela letra "**Z**" e é chamado de **número atômico**. O próximo átomo, o de número atômico 2, que possui, portanto, 2 prótons no núcleo, trata-se do átomo de Hélio. O seguinte é o átomo de Lítio que possui 3 prótons no núcleo. Observe na Tabela Periódica, as seqüências de átomos.

Tabela Periódica dos elementos

	IA																	VIII A						
1	1 H																	2 He						
2	3 Li	4 Be																	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB			IB	IIB	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar						
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr						
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe						
6	55 Cs	56 Ba	*La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn						
7	87 Fr	88 Ra	+Ac	104 Rf	105 Ha	106	107	108	109	110														

Série dos Lantanídeos	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
Série dos Actinídeos	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Observe a legenda das cores

H - gás	Li - sólido	Br - líquido	Tc - sintético
 Não metais	 Metais de transição	 Metais terras raras	 Halogênios
 Metais alcalinos	 Metais alcalinos terrosos	 Outros metais	 Gases nobres (elementos inertes)

Um átomo pode possuir diferentes números de nêutrons no núcleo e dessa forma possuir massas diferentes. O número de massa de um átomo é simbolizado por "A" e é a soma de prótons e nêutrons existentes no núcleo do átomo.

Podemos encontrar átomos com mesmo número de prótons e diferentes números de massa. Estes átomos são chamados **Isótopos**. Por exemplo, o átomo de hidrogênio somente apresenta o próton no seu núcleo, mas pode ocorrer na natureza acompanhado de um ou dois nêutrons. A presença dos nêutrons aumenta a massa do átomo. Os isótopos de hidrogênio são o Hidrogênio, o Deutério e o Trítio. Somente os isótopos do hidrogênio recebem nomes especiais. Os demais isótopos recebem o nome da massa do isótopo. Por exemplo, os isótopos do oxigênio são: o oxigênio-16, oxigênio-17 e o oxigênio-18.

Observe que o número de prótons ou número atômico do elemento vem convencionalmente escrito ao lado esquerdo e abaixo do símbolo e o número de massa vem grafado acima do símbolo. Nesse caso, tanto faz se escrito a esquerda ou a direita do símbolo.



Figura - Símbolo do elemento com o seu Z e A

Todos os elementos existentes estão organizados na “**Tabela Periódica dos Elementos Químicos**”. Esta organização se deve principalmente aos estudos de Mendeleev e Mayer. A tabela está organizada de forma que os elementos foram colocados em ordem crescente de número atômico (Z), em fileiras horizontais chamadas de períodos.

Um período começa com um elemento que possui um elétron em uma nova camada. Assim, a última camada de elétrons, a chamada camada de valência, em um mesmo período, é a mesma que vai se completando com elétrons ao longo do período.

As propriedades dos elementos químicos são funções periódicas, se repetindo a cada período. Observe que cada elemento se difere do que o antecede imediatamente, por um elétron a mais na última camada. Observe o alumínio, o silício e o fósforo, que possuem número atômico 13, 14 e 15 e, assim 13, 14, e 15 elétrons respectivamente na eletrosfera.

A tabela periódica é constituída também por 18 colunas verticais que são chamadas famílias. Os elementos que compreendem uma família possuem semelhanças no comportamento químico e a mesma configuração eletrônica na camada de valência.

Os elementos conhecidos como gases nobres, por exemplo, o Hélio, Neônio, Argônio, apresentam oito elétrons na última camada, e são todos gases altamente estáveis.

A tabela periódica é um instrumento muito útil. Observe que nos quadrados de cada elemento podemos encontrar várias informações: o símbolo químico do elemento, o nome do elemento, a massa atômica e o número atômico. Às vezes, a tabela apresenta a distribuição eletrônica ou estrutura eletrônica, o ponto de fusão e ebulição, a densidade, entre outras informações. O número de informações dependerá do editor.

Dentre as propriedades químicas periódicas dos elementos uma é muito importante para o entendimento do nosso próximo assunto, a eletronegatividade.

Eletronegatividade é a propriedade que está relacionada com a atração dos elétrons da camada de valência pelo núcleo do átomo. Nas famílias, a eletronegatividade diminui com o aumento do número atômico, ou seja, quanto menor o nº atômico maior a eletronegatividade. Isso ocorre porque nas famílias os elétrons da camada de valência encontram-se cada vez mais afastados do núcleo, diminuindo a força de atração eletrostática entre os prótons do núcleo e os elétrons.

Nos períodos, a eletronegatividade aumenta com o aumento do número atômico. O elemento mais eletronegativo, ou seja, o elemento que exerce maior atração eletrostática é o Flúor e o elemento menos eletronegativo é o Frâncio.

1.3.4 Ligações Químicas

Na natureza não encontramos os átomos isolados, como os vimos até agora. Eles estão, na sua grande maioria, combinados. Os elementos se ligam para formar moléculas ou grupos de átomos com carga elétrica, e então formar a matéria existente em nosso planeta. Veremos como os átomos se combinam para formar as substâncias, ou, como se dão as ligações químicas.

Na natureza a regra é “**todos os sistemas tendem a adquirir a maior estabilidade possível**”. Ou seja, uma ligação química será formada somente se esta levar a um sistema mais estável, se a união levar a um estado de energia menor que o dos átomos individuais. Como a

quantidade de átomos livres na natureza é infinitamente inferior à quantidade de átomos ligados, conclui-se que os estados combinados são de maneira geral mais estáveis do que os estados não combinados. Por exemplo, encontramos na natureza muito mais oxigênio combinado do que livre. Pense, por exemplo, na molécula de água – H₂O, no ar – CO₂ e O₂, na areia – SiO₂.

A regra do octeto nos ajuda a prever quais átomos se ligam e como estão ligados e alguns outros aspectos das ligações químicas. A **Regra do Octeto** diz que um átomo adquire estabilidade quando possui oito elétrons na sua camada eletrônica mais externa, também chamada "camada de valência", ou quando adquire configuração eletrônica de um gás nobre¹.

Observe o átomo de sódio. Seu número atômico é 11, possui, portanto, 11 prótons no núcleo. Como os átomos no seu estado fundamental são neutros, ele possui 11 elétrons distribuídos na eletrosfera.

A distribuição se dá da seguinte forma: 1s², 2s², 2p⁶, 3s¹, apresentando um elétron na última camada. Observe na Tabela Periódica que o gás nobre da família anterior, o neônio, possui distribuição eletrônica 1s², 2s², 2p⁶. Para adquirir a configuração do Neônio, o Sódio deve perder um elétron.

Observe agora o átomo de cloro. O número atômico (Z) do cloro é 17, possuindo, portanto, 17 elétrons distribuídos na eletrosfera. A distribuição mostra que sua última camada é a 3 e possui 7 elétrons. Para que o cloro fique com 8 elétrons na última camada, adquirindo assim configuração eletrônica de um gás nobre, deverá receber 1e⁻. Observe então que para formar ligações químicas alguns átomos devem ceder elétrons e outros receber, atendendo assim à regra do octeto e ficando mais estável que o átomo no estado fundamental.

Para facilitar a visualização da camada de valência e, os trabalhos para entendimento do assunto, vamos nos valer das estruturas de Lewis. As estruturas de Lewis são esquemas onde o Símbolo do elemento químico encontra-se rodeado pelos elétrons de sua última camada, que podem ser representados por bolinhas ou cruzinhas. O átomo de cloro possui 7 elétrons na última camada. O átomo de Magnésio possui dois, o de sódio possui um.



Figura - Estruturas de Lewis do cloro do magnésio e do sódio

Ao perder 1 elétron o sódio adquire uma carga positiva e nenhum elétron desemparelhado. O cloro no estado fundamental possui sete elétrons em sua última camada e precisa ganhar 1 elétron para ficar com oito elétrons. Quando isso ocorre, ele fica com excesso de cargas elétricas negativas em relação à sua carga nuclear.

Ao reagirmos o cloro com o sódio, o cloro recebe um elétron do sódio ficando com 8 elétrons na sua última camada. O sódio também fica com oito elétrons em sua última camada que agora é a camada L ou segunda camada.

¹ Os gases nobres recebem esse nome em função da grande estabilidade que apresentam.

A ligação química é neste caso iônica, pois se dá através de forças de atração entre cargas eletrônicas existentes entre o íon sódio que ficou positivo e o íon do elemento cloro que ficou negativo. Os compostos iônicos são aqueles formados por ligações entre dois íons **“ligações iônicas”**.

Uma ligação química sempre acontece entre dois átomos e com a participação de 2 elétrons. Estes dois elétrons podem ser um de cada átomo ou os dois de um dos átomos. Existem basicamente três tipos de ligações químicas, as ligações iônicas que acabamos de ver, nas quais os elétrons são transferidos totalmente para o outro átomo, as **ligações covalentes ou moleculares**, nas quais os elétrons são compartilhados, ficando ao mesmo tempo nos 2 átomos. E as **ligações metálicas**.

Como vimos, nem todos os elementos perdem ou ganham elétrons com facilidade como o cloro e o sódio. A maioria dos elementos compartilha seus elétrons. Nas moléculas diatômicas como o oxigênio, o nitrogênio, o hidrogênio, os átomos competem igualmente pelos elétrons e os elétrons são compartilhados pelos dois átomos.

Os elétrons de valência, os que se encontram, portanto, na última camada, é que podem ser compartilhados. Observe as estruturas de Lewis para as ligações covalentes dos átomos diatômicos citados.



Figura - Estruturas de Lewis para N₂, O₂, e H₂

A ligação covalente é formada entre 2 átomos que compartilham elétrons. O número de elétrons que são compartilhados é o número que falta para que o átomo possua uma distribuição eletrônica igual à do gás nobre do seu período ou do período anterior.

Uma observação importante que podemos fazer aqui, é que os compostos podem possuir os 2 tipos de ligações. Observe que o nitrogênio possui 5 elétrons na sua camada de valência e o oxigênio possui 6. Para ambos ficarem com 8, o Nitrogênio precisa de 3 e o Oxigênio precisa de 2. Eles irão partilhar 3 elétrons.



Figura – Estrutura de Lewis para o NO

As ligações iônicas em solução aquosa podem se romper fornecendo íons à solução e, dessa forma, conduzir corrente elétrica. As ligações covalentes não fornecem íons à solução. Assista ao vídeo sobre eletrólitos e não eletrólitos.

As ligações metálicas, como o próprio nome indica, são específicas dos metais. Estes, apresentam estruturas sólidas geométricas bem definidas. Os núcleos fixos dão origem a redes de

átomos, chamados retículos cristalinos. Resultados experimentais realizados com metais mostram que os elétrons de valência estão sempre se movimentando livremente entre os núcleos.

Um conceito importante que nasce do domínio que os átomos exercem sobre os elétrons nas ligações químicas é o de oxidação e redução. Na formação de uma ligação iônica, por exemplo, um dos átomos cede elétrons definitivamente para o outro. No NaCl o sódio faz isso. Dizemos que o sódio sofreu oxidação, perdeu elétrons. Obviamente, o sódio só pode doar um elétron a outro átomo, se o outro receber. Uma redução ocorre quando um átomo ganha elétrons. Esse fenômeno de doar e receber elétrons é chamado de oxi-redução ou redox. O estado de oxidação ou número de oxidação é a carga elétrica do íon, isto é, o número de elétrons que o átomo perdeu ou ganhou. Para o sódio, o número de oxidação ou Nox é +1. Para o cloro, o Nox é -1.

Tabela - Algumas regras práticas para determinar o número de oxidação

1.Os átomos dos elementos e das substâncias simples tem Nox = 0. Exemplos: Al, O ₂
2.Nos compostos contendo hidrogênio, o átomo desse elemento tem geralmente Nox = +1. A única exceção ocorre nos compostos do tipo LiH, NaH, nesses casos (hidretos), o hidrogênio fica com Nox = -1, por ser o átomo mais eletronegativo.
3.O número de oxidação do oxigênio em seus compostos é, geralmente, igual a -2. Porém, se esse elemento estiver ligado ao flúor, o único átomo mais eletronegativo que o oxigênio, poderão acontecer os seguintes casos: em OF ₂ , o oxigênio terá Nox = +2 e em O ₂ F ₂ , o oxigênio terá Nox = +1, na água oxigenada H ₂ O ₂ o Nox é igual a = -1
4.Os metais alcalinos (família IA) e a prata Ag tem sempre Nox = +1
5.Os metais alcalinos terrosos (família IIA) e o zinco Zn tem sempre Nox = +2
6.Os halogênios (família 6 A) em compostos binários apresentam sempre. Nox = -1

1.3.5 Polaridade das ligações e das moléculas

A polaridade de uma ligação química depende da eletronegatividade dos elementos que a compõe. Ou seja, depende da força com que os átomos que estão fazendo parte da ligação química atraem os elétrons da ligação. Quanto maior a diferença de eletronegatividade entre os átomos, maior será a polarização da ligação. Em moléculas formadas por átomos iguais a ligação entre estes átomos não é polarizada. A menos que a eletronegatividade dos átomos sejam iguais, as moléculas formadas por átomos diferentes a ligação é polarizada.

A Polaridade da molécula depende da **polaridade das ligações** e da **geometria das moléculas**, ou seja, quando o centro de cargas positivas e negativas da molécula não for coincidente, a molécula é polar (dizemos que uma molécula é polar quando possui momento dipolar diferente de zero). Isso ocorre com moléculas que possuem ligações polarizadas, ou com moléculas cujo arranjo espacial é de tal forma que os dipolos formados pelas ligações não se cancelam.



não polar



polar

Figura - Moléculas polares e não polares

Nas moléculas diatômicas monoelementares, gás hidrogênio, por exemplo, possuindo dois átomos com eletronegatividades iguais os elétrons da ligação são atraídos com mesma intensidade. O centro de carga positiva e negativa se localiza no ponto exato da metade da distância entre os dois núcleos. O momento dipolar é nulo. Na molécula de cloreto de hidrogênio, o átomo de hidrogênio e de cloro possuem eletronegatividade muito diferentes, sendo que o momento dipolar da molécula não é nulo, pois os centros de carga negativa e positiva não são coincidentes. Ambos estão localizados no eixo da ligação, mas o centro de carga negativa está mais perto do átomo de cloro, enquanto que o centro de carga positiva está perto do átomo de hidrogênio.

Já na molécula do gás carbônico $O = C = O$, o oxigênio é bastante eletromagnético atraindo os elétrons em sua direção e tornando as ligações polarizadas. Entretanto, como as ligações são arranjadas de forma simétrica no espaço, elas se anulam fazendo com que o momento dipolar da molécula seja zero.

Na molécula de trifluoreto de boro cada ligação B-F é polar, uma vez que o flúor é mais eletronegativo que o Boro. Mas como estas ligações estão arranjadas simetricamente no espaço (ângulos de 120°), os dipolos das ligações se cancelam.

Observe a molécula de metano. Ocorre que cada ligação carbono-hidrogênio é polar com o carbono, sendo mais eletronegativo que o hidrogênio. Porém, como a molécula é tetraédrica com ângulos de $109,5^\circ$, os dipolos das ligações se cancelam levando à uma molécula com somatória de momentos dipolares igual à zero.

Em vista disso, é possível prever quando as moléculas são polares. A molécula é polar quando é formada por átomos que fazem ligações polarizadas e a soma dos momentos dipolares das ligações não é nula.

O ácido cianídrico, por exemplo, possui as duas ligações carbono-hidrogênio e carbono-nitrogênio polarizadas. O nitrogênio é o elemento de maior eletronegatividade e o carbono possui eletronegatividade maior que a do hidrogênio. Estes fatos fazem com que o momento dipolar resultante da molécula seja diferente de zero. O momento dipolar resultante tem direção no sentido do átomo de nitrogênio.

A água é uma molécula com grande momento dipolar, cada ligação na água é bastante polarizada já que o oxigênio é bastante eletronegativo. As duas ligações O - H estão arranjadas no espaço de forma assimétrica com um momento dipolar diferente de zero, já que as polaridades das ligações não se anulam.

Na molécula de amônia as ligações nitrogênio e hidrogênio também são polarizadas com a carga parcial positiva no hidrogênio, já que a eletronegatividade do nitrogênio é maior que a do hidrogênio. Como a molécula não é simétrica, as polaridades das ligações não se anulam, e a molécula possui assim um momento dipolar, já que os três dipolos não se cancelam.

Observe a molécula de cloreto de metila e experimente explicar se ela é polar ou apolar, e por quê. Uma molécula pode ser representada por um dipolo elétrico. Um dipolo pode ser verificado por seu comportamento frente a um campo elétrico. As características de polaridade das moléculas ajudam no entendimento de algumas propriedades químicas da matéria, por exemplo, porque

algumas substâncias são sólidas outras gasosas ou líquidas, porque existem diferenças nos pontos de ebulição, etc. Já para nós, ajuda a explicar como o etanol é removido da água no processo de destilação ou, ainda, ajuda a entender como se controla a cristalização do açúcar.

1.3.6 Substâncias simples e compostas. Substâncias puras e misturas.

Vimos que qualquer tipo de matéria é composta por átomos. Que existe um número incontável de tipos de matérias, mas existe apenas uma centena de elementos químicos ou átomos quimicamente diferentes.

Vimos que elementos podem se combinar por meio de ligações químicas formando compostos químicos, moléculas ou grupos de íons. Uma substância pura é um conjunto de moléculas quimicamente iguais, ou seja, um conjunto de átomos combinados em proporções definidas, que pode ser simples quando os átomos constituintes forem do mesmo elemento químico, por exemplo:

Gás nitrogênio	N_2	somente nitrogênio
Gás oxigênio	O_2	somente oxigênio
Ozônio	O_3	somente oxigênio
Grafite	C_6	somente carbono
Enxofre	S_8	somente enxofre

Uma substância pura composta é aquela cujos átomos constituintes são de elementos diferentes. Os exemplos são inúmeros, já que na natureza existem poucas substâncias puras simples. A grande maioria das substâncias puras ou espécies químicas são combinações específicas de elementos químicos diferentes, o açúcar, por exemplo:

Água	H_2O ,
Gás carbônico	CO_2 ,
Ácido sulfúrico	H_2SO_4
Sacarose	$C_{12}H_{22}O_{11}$
Sal de cozinha	$NaCl$

Uma substância pura possui um nome e será sempre representada por uma fórmula. Mistura é a reunião de duas ou mais espécies químicas que podem ocorrer em diferentes proporções. As misturas podem ser homogêneas ou heterogêneas. As misturas também recebem o nome de soluções ou dispersões. Água com açúcar, Sangue, Água com sal, Tijolo, Maionese, Granito.

Diferenciamos uma mistura homogênea de uma substância pura através de suas constantes físicas, tais como ponto de ebulição, ponto de fusão, densidade e solubilidade.

As substâncias puras, por exemplo, mantêm suas constantes durante a mudança de estado. Isso pode ser observado por intermédio dos gráficos de mudanças de fase. A mudança de fase de uma substância pura, a passagem do estado sólido para o estado líquido, por exemplo, se dá a uma mesma temperatura. Esta temperatura é o ponto de fusão. O mesmo ocorre com a passagem do estado líquido para o gasoso (ponto de ebulição). A mudança de fase de uma substância pura sempre acontece a uma temperatura constante e apresenta neste ponto um patamar. A mudança de fase de uma mistura não apresenta um patamar e sim uma rampa.

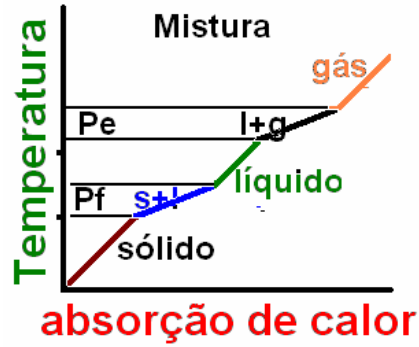
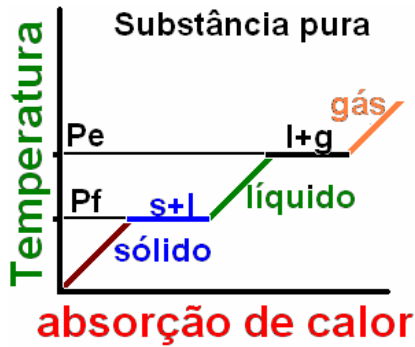


Figura – variação da temperatura na mudança de fase das substâncias puras e misturas

Exceções são as misturas azeotrópicas. O caso típico de uma mistura azeotrópica de nosso interesse é a mistura de etanol e água que em proporção de 96 % de etanol e 4% de água se comporta como se fosse uma substância pura, destilando-se à temperatura constante de 78 ° C.

As misturas eutéticas são aquelas que apresentam ponto de fusão constante, comportando-se também como substância pura.

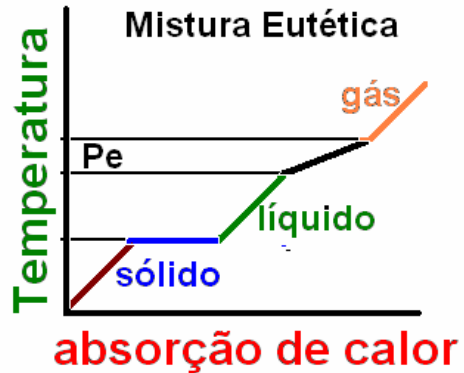
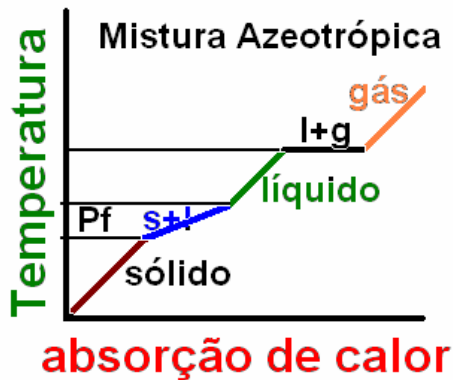


Figura – variação da temperatura na mudança de fase de misturas azeotrópicas e eutéticas

A grande maioria dos diferentes tipos de materiais são misturas. Observe a sua volta e reflita sobre os diferentes materiais: madeira, água, solo, folha, fruta, roupa... De maneira geral, quase a totalidade dos materiais que nos rodeiam são formados por duas ou mais substâncias, ar, álcool combustível, soro caseiro, sangue, água do mar, óleo, água dos rios, leite, suco de uva, vinho...

As misturas homogêneas apresentam aspecto uniforme, exibindo uma única fase em toda sua extensão. Nesse caso não há separação de fases. A mistura heterogênea apresenta duas fases como o óleo e água. Algumas misturas aparentemente homogêneas, na verdade não são homogêneas. Uma solução coloidal se constitui numa mistura heterogênea em que se observa uma única fase a olho nu, mas ao microscópio de alta resolução observam-se duas fases. O caldo de cana é uma solução coloidal. A real diferença entre ser heterogênea e homogênea depende da capacidade de resolução do instrumento de observação. Por exemplo, o sangue a olho nu apresenta uma única fase, mas ao microscópio não. O caldo de cana possui a mesma característica.

1.3.7 Substâncias Químicas de Interesse para o Setor Sucro-alcooleiro.

Vimos nesta unidade que os átomos se ligam para formar substâncias químicas. As substâncias podem ser iônicas, moleculares e metálicas. Podem ser substâncias químicas simples, que são aquelas formadas pelos mesmos elementos ou compostas, que são formadas por elementos diferentes. Uma substância pura é formada por uma mesma molécula enquanto que uma mistura apresenta composição variável. As misturas homogêneas apresentam uma única fase e as heterogêneas apresentam mais fases.

E o que isso tem a ver com a química do processamento da cana-de-açúcar?

A cana de açúcar é um ser vivo vegetal e, como todo ser vivo cresce como consequência de várias mudanças, que chamamos de transformações bioquímicas. Estas transformações fisiológicas levam as diferentes espécies de vegetais com diferentes características específicas. Os vegetais são classificados em famílias. A cana-de-açúcar pertence à família das gramíneas e seu nome científico é *Saccharum Officinarum*. Os vegetais de forma geral crescem utilizando duas substâncias químicas como matéria prima, a água (H₂O) e o gás carbônico (CO₂) do ar atmosférico para produzir inúmeros compostos químicos que possuem diferentes funções na planta.

Dentre estes compostos encontra-se a sacarose, que junto com os constituintes do bagaço, celulose hemicelulose e lignina, formam as substâncias químicas de maior interesse comercial da cana. A cana é, portanto, formada por inúmeras substâncias químicas que podem ser representadas por suas moléculas, cujos constituintes são basicamente os átomos de carbono, hidrogênio e oxigênio.

O colmo é composto de bagaço e caldo. O bagaço é o combustível utilizado na indústria. A indústria de açúcar e álcool quando bem conduzida é auto-suficiente em energia, podendo até gerar energia excedente. Esta energia, oriunda da queima do bagaço, pode ser utilizada externamente em pequenas vilas próximas à usina, é o que chamamos de co-geração de energia.

O caldo de cana é uma mistura em parte homogênea, sendo a água o solvente e o açúcar e outros compostos iônicos e moleculares os solutos, e, também em parte heterogênea, constituída por várias substâncias químicas insolúveis em água e que se apresentam estáveis. O caldo é uma solução aquosa turva e esverdeada.

A água é a substância química que se encontra em maior quantidade. Os demais constituintes são fibras que compõe o bagaço e grande parte são substâncias solúveis em água, como os açúcares que compõe o caldo.

Composição média da cana-de-açúcar	
Compostos	Teor
Água	65 - 75
Açúcares	11 - 18
Fibras	8 - 14
Sólidos solúveis	12 - 23

Principais constituintes da cana-de-açúcar	
Compostos	Sólidos solúveis (%)
Açúcares	75 a 93
Sacarose	70 a 91
Glicose	2 a 4
Frutose	2 a 4
Sais minerais	1,5 a 4,5
Sais orgânicos	1,0 a 3,0
Proteínas	0,5 a 0,6
Polissacarídeos	0,3 a 0,6
Ceras e graxas	0,05 a 0,15
Substâncias coloridas e ou precursoras de cor	3 a 5

Pode-se dizer que a garapa ou caldo é água com açúcar. Trata-se, quimicamente, de água com sacarose. Estão presentes no caldo, em quantidades bastante reduzidas, outros açúcares como a glicose e a frutose, também chamados de açúcares redutores. Sais minerais, como sais de potássio, e sais de ácidos orgânicos, como os aconitatos, também estão presentes, entre centenas de outros compostos que apesar de presentes em pequenas quantidades possuem grande influência na qualidade do açúcar e do álcool produzidos.

Dentre as substâncias não dissolvidas do caldo, as particuladas, encontram-se as fibras, também chamadas de bagacilho. Trata-se, de partículas extremamente finas do bagaço e que não foram retidas pelo processo de filtração do caldo. Estas fibras estão **suspensas** junto com os **colóides** que são aglomerados de moléculas insolúveis em água, como amido, proteínas e outros compostos de alto peso molecular e que são responsáveis pela **turbidez** do caldo ou pela heterogeneidade do caldo. Estes compostos estão presentes na ordem de 0,1 a 1,5 %.

A sacarose é o açúcar que recuperamos na forma sólida e com alto grau de pureza. Os outros açúcares, a glicose e a frutose, não se cristalizam nas condições da sacarose e prejudicam a cristalização dela se estiverem presentes em grande quantidade.

A pureza da cana é uma medida importante para sua comercialização. A pureza é a relação existente entre o teor de sacarose e os outros constituintes presentes.

Na fabricação do açúcar e do álcool, trabalhamos com diversas misturas e algumas substâncias com alto grau de pureza.

A sacarose é uma substância molecular sólida e bastante solúvel. À temperatura ambiente conseguimos dissolver cerca de 55g de sacarose em 50g de água. À temperatura próxima da ebulição é possível concentrarmos o caldo e obter uma solução com 90g de sacarose em 10g de água. É assim que ela é removida da solução. A molécula de sacarose é formada por carbono, oxigênio e hidrogênio, possuindo a seguinte fórmula molecular $C_{12}H_{22}O_{11}$.

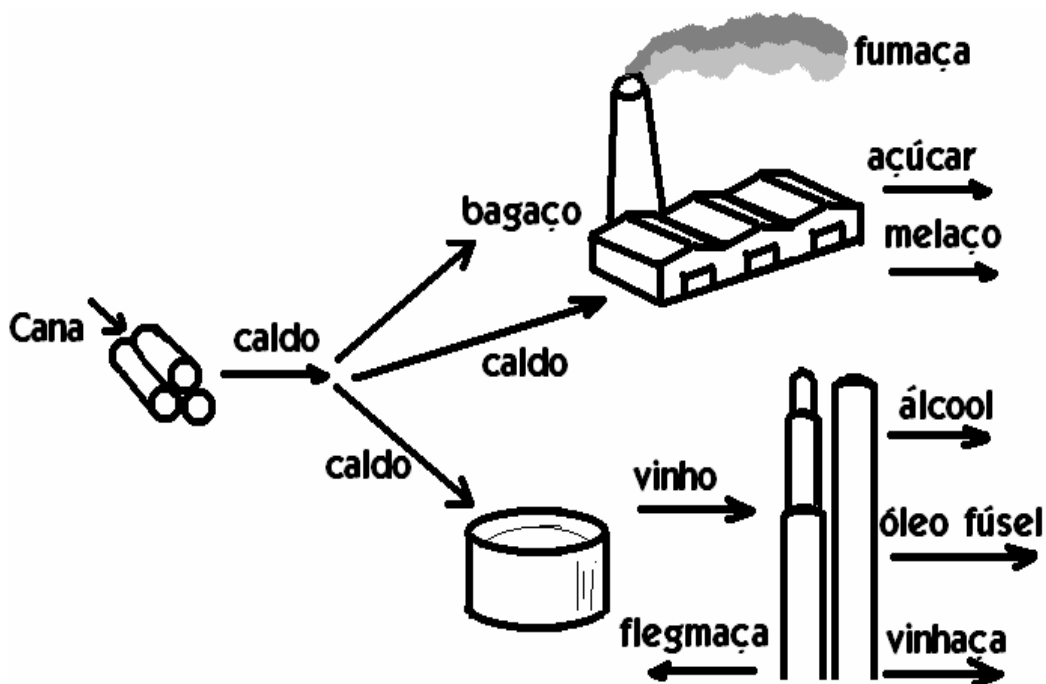
O etanol também é uma substância molecular, de alto grau de pureza, cuja fórmula molecular é C_2H_6O . Ele é obtido a partir da molécula de sacarose que junto com a frutose e glicose

são consumidas por microorganismos chamados leveduras, que as transforma em álcool através da fermentação alcoólica.

Outras substâncias químicas de alto grau de pureza estão presentes no processo, como o enxofre. Substância de alto grau de pureza, simples, formada pelo elemento enxofre, e com fórmula molecular S_8 . O enxofre dá origem ao sulfito, composto de grande importância, mas o enxofre pode dar origem também ao sulfato que é indesejável na usina. Utilizamos também na clarificação do caldo o óxido de cálcio. Uma substância de alto grau de pureza, formada por 1 átomo de oxigênio e um de cálcio.

Esta substância, após reagir com água forma o hidróxido de cálcio, também chamado de leite de cal, utilizado para remover as impurezas do caldo permitindo que se tenha água com sacarose e um mínimo de outras substâncias presentes.

Outros álcoois também são produzidos em concentração extremamente pequena. A usina de açúcar e a destilaria de álcool são unidades industriais. A primeira separa com alto grau de pureza a molécula de sacarose do caldo e, a segunda, transforma a molécula de sacarose e dos outros dois açúcares a através da fermentação em moléculas principalmente de etanol, que é o álcool obtido da cana.



Questões

1. O que caracteriza uma ligação covalente?
2. Tente fazer um relato claro e conciso sobre a estrutura da matéria na superfície da Terra.
3. Porque um sólido iônico em água é bom condutor de eletricidade e um molecular não é?