

UNIVERSIDADE FEDERAL DO RIO DE JANEIRO
CENTRO DE CIÊNCIAS MATEMÁTICAS E DA NATUREZA
INSTITUTO DE QUÍMICA
CURSO DE LICENCIATURA EM QUÍMICA
MONOGRAFIA DE PROJETO FINAL DE CURSO



FÍSICO- QUÍMICA NA COZINHA



Aluno: Silviane Nunes Barreto
Orientador: Roberto de Barros Faria

NOVEMBRO DE 2009

**UNIVERSIDADE FEDERAL DO RIO DE JANEIRO
INSTITUTO DE QUÍMICA
CURSO DE LICENCIATURA EM QUÍMICA**

FÍSICO- QUÍMICA NA COZINHA

SILVIANE NUNES BARRETO

**Monografia apresentada como
exigência parcial à conclusão do curso
de Licenciatura Plena em Química da
Universidade Federal do Rio de
Janeiro**

NOVEMBRO DE 2009

**UNIVERSIDADE FEDERAL DO RIO DE JANEIRO
INSTITUTO DE QUÍMICA
CURSO DE LICENCIATURA EM QUÍMICA**

FOLHA DE APROVAÇÃO

Curso: Licenciatura em Química

Licenciando: Silviane Nunes Barreto

Orientador: Roberto de Barros Faria

Título da Monografia: Físico- Química na Cozinha

BANCA EXAMINADORA:

.....
Roberto Marchiori, DQI/IQ/UFRJ

.....
Sérgio de Paula Machado, DQI/IQ/UFRJ

DEDICATÓRIA

Dedico esta monografia às pessoas que mais amo: meus pais, minhas irmãs e meu namorado principalmente a minha mãe Martha, meus grandes incentivadores e a razão pela qual concluí o curso.

AGRADECIMENTOS

Agradeço primeiramente a Deus pela vida e pela força que eu não acreditava ter; aos meus pais e minhas irmãs pelo incentivo, amizade e compreensão; a meu namorado Bruno pelo carinho e participação em todos os momentos, ao meu orientador e Professor Faria: uma pessoa muito prestativa, sua dedicação e entusiasmo servem de exemplo, que veio a colaborar com sua sabedoria; sem eles, não teria realizado este trabalho; e a todos aqueles que passaram por minha vida e deixaram um pouco de si, durante o curso universitário.

RESUMO

Esta monografia tem o objetivo de descrever a química existente na cozinha mais particularmente a físico-química. O assunto é abordado de forma simples, com a intenção de sua utilização no ensino médio, já que a cozinha faz parte do cotidiano dos alunos. Para elaboração desse trabalho, foram feitas pesquisas em livros de química geral, físico-química e bioquímica, além de pesquisa na Internet e livros relacionados com a química na cozinha.

Inicialmente apresentam-se as formas de condução de calor ao aquecer os alimentos, é apresentado de forma rápida alguns cuidados e explicações sucintas a respeito de frituras e um breve entendimento de porque os alimentos se comportam de forma diferente ao cozinharem. Posteriormente a panela de pressão é apresentada como um dispositivo utilizado para alterar o ponto de ebulição da água fazendo com que os alimentos cozinhem mais rapidamente. Funcionamento, cuidados e invenção são os pontos abordados. Depois do estudo da aceleração da velocidade da reação através da panela de pressão, a geladeira é abordada como equipamento utilizado para retardar a velocidade das reações de degradação nos alimentos. E, por último é apresentado um estudo a respeito da solubilização de gases em líquidos, fazendo uma abordagem através das bebidas gaseificadas (refrigerantes).

Os aspectos químicos encontrados na cozinha vão muito além dos mencionados no trabalho. O gás de cozinha (butano), encontrado no botijão de gás é um ótimo meio de exemplificação da combustão, o uso do detergente e sabão ao lavar a louça, é ótimo para explicar vários aspectos como por exemplo, a polaridade das moléculas e reações orgânicas de saponificação e formação de emulsões. Como vemos a química na cozinha é diversa, porém no trabalho, o enfoque foi dado apenas em alguns aspectos.

A aplicação na área de ensino é bastante importante, e a cozinha é um instrumento prático para se realizar experiências simples que despertem nos jovens a inserção da química e da física no cotidiano das pessoas e a importância de se entender os aspectos ensinados.

SUMÁRIO

1) CAPÍTULO 1: O COZIMENTO	01
1.1) Como esquentar os alimentos?	01
1.2) Proteínas	03
1.3) Por que a gema cozinha depois da clara?	03
1.4) Por que é preciso fritar em muito óleo?	03
1.5) Por que as peças a fritar devem estar secas?	04
1.6) Cozinhar legumes	05
2) CAPÍTULO 2: PANELA DE PRESSÃO	06
2.1) Invenção	06
2.2) Acidentes e cuidados	07
2.3) Funcionamento	08
2.4) Pressão máxima de vapor e ponto de ebulição	09
2.5) Energia de ativação	12
2.6) Influência da temperatura na velocidade	12
2.7) Equação de Arrhenius	13
2.8) Como descobrir a pressão e temperatura de uma panela de pressão?	13
2.9) Alterando o ponto de ebulição e fusão	15
2.10) Gráficos de mudanças de fase	19
3) CAPÍTULO 3: GELADEIRA E CONSERVAÇÃO DOS ALIMENTOS	22
3.1) Tipos de conservação dos alimentos	22
3.2) Geladeira e utilidade	24
3.3) Escurecimento de alguns vegetais	27
3.4) Funcionamento da geladeira	27
3.5) Exemplo de refrigeração	30
3.6) Freons e o meio ambiente	31
4) CAPÍTULO 4: REFRIGERANTES	35
4.1) Composição dos refrigerantes	35
4.2) Dissolução de CO ₂ no refrigerante	35
4.3) Solubilidade de gases em líquidos	36

4.4) Como o gás entra no líquido?	37
4.5) Problemas na troca gasosa	38
4.6) A lei de Henry	39
5) CONCLUSÕES	41
6) BIBLIOGRAFIA	42

ÍNDICE DAS FIGURAS

Figura 01: <i>Ilustração de uma panela de pressão.</i>	08
Figura 02: <i>Detalhes de uma panela de pressão.</i>	09
Figura 03: <i>Dados de temperatura de ebulição da água de acordo com a altitude.</i>	11
Figura 04: <i>Alteração do ponto de ebulição com a pressão.</i>	16
Figura 05: <i>Alteração da temperatura de ebulição, utilizando uma seringa.</i>	16
Figura 06: <i>Ilustração da água entrando em ebulição, dentro da seringa.</i>	17
Figura 07: <i>Experiência da barra de gelo, sobre dois apoios</i>	17
Figura 08: <i>Alterando o ponto de fusão.</i>	18
Figura 09: <i>Aumentando a pressão sobre o gelo e alterando seu ponto de ebulição</i>	18
Figura 10: <i>Pectina</i>	24
Figura 11: <i>geladeira</i>	25
Figura 12: <i>interior da geladeira</i>	25
Figura 13: <i>gaveta de verduras</i>	26
Figura 14: <i>Compressor</i>	28
Figura 15: <i>Válvulas de expansão</i>	28

Figura 16: <i>Esquema do ciclo de refrigeração</i>	29
Figura 17: <i>Ciclo de refrigeração</i>	31
Figura 18: <i>Esquema da reação de um freon em contato com radiação ultravioleta, onde em rosa estão representados os átomos de cloro e de verde os de oxigênio.</i>	32
Figura 19: <i>Refrigerantes, diversas marcas</i>	35
Figura 20: <i>Reações de formação dos ácidos na chuva</i>	38
Figura 21: <i>William Henry, físico e químico inglês (1775-1836)</i>	39

ÍNDICE DAS TABELAS

Tabela 01: <i>Comparação dos tempos de cozimento em panela aberta e em panela de pressão.</i>	12
Tabela 02: <i>Estado físico da água de acordo com a pressão e temperatura</i>	20
Tabela 03: <i>Estado físico de uma substância genérica, em que o equilíbrio da fase sólida e líquida também se estabeleça a 1 atm e 0°C, porém ela se expande na fase líquida e contrai na fase sólida</i>	21
Tabela 04: <i>Relação de freons e suas respectivas fórmulas</i>	33
Tabela 05: <i>Constante de solubilidade dos gases em água em diferentes temperaturas</i>	39

ÍNDICE DOS GRÁFICOS

Gráfico 01 e 02: <i>Representação da temperatura da água em respectivas pressões</i>	10 e 15
Gráfico 03: <i>Curva de fusão (solidificação) da água</i>	20
Gráfico 04: <i>Curva de fusão (solidificação) para a maioria das substâncias</i>	21

INTRODUÇÃO

Vários questionamentos existem a respeito do modelo de educação oferecida no ensino fundamental e médio. Em diversas disciplinas educacionais, como por exemplo, Didática geral, Instrumentação para a Química no cotidiano e Didática especial da Química, os alunos (graduação) são induzidos a refletir sobre o melhor meio de aprendizagem.

A educação deve preparar o aluno para a vida, aprender não consiste em decorar fórmulas, mas sim compreender o processo que se encontra atrás delas. Logo, aprende melhor o aluno que consegue relacionar e inserir a aprendizagem em sua vida. Nesta monografia não será discorrido a respeito da forma de ensino, mas sim sobre alguns fenômenos comuns que ocorre em nossas cozinhas e que podem ser facilmente inseridos no ensino médio.

CAPÍTULO 1: O COZIMENTO

1.1 Como esquentar os alimentos?

O excesso de aquecimento pode provocar reações químicas, isto é, dissociar as moléculas, rearranjá-las e criar novas. Os alimentos são misturas químicas e as qualidades que buscamos modificar pelo cozimento são manifestações das propriedades químicas dessas misturas.

Em todos os casos, o calor aumenta a energia cinética dos átomos e das moléculas, provocando reações. O calor se transmite aos pratos através de três mecanismos: a convecção, a condução e a radiação.

A condução, em primeiro lugar, é o fenômeno que age quando se aquece um sólido: uma colher de metal deixada num líquido em ebulição queima nossos dedos. Igualmente o calor transmitido por um forno à superfície de um assado, por exemplo, se transmite progressivamente às moléculas do interior. De fato as moléculas superficiais, agitadas pelo calor, chocam-se contra as moléculas ainda mais internas, passam para elas a agitação, portanto o calor.

O calor é a agitação das moléculas. Os alimentos são como pilhas de bolas de bilhar: se você agitar as bolas da beirada, elas transmitirão sua agitação às bolas adjacentes mais ao centro da pilha, que transmitirão em seguida sua energia às bolas ainda mais para dentro da pilha, etc. É o fenômeno de aquecimento por condução.

A convecção, por outro lado, acelera a transmissão de calor nos líquidos: quando se esquentar uma panela de água no fogão, é a água no fundo que é aquecida primeiro, por contato

com a base do recipiente, que é levada ao fogo, o calor se transmite naturalmente por condução, mas, além disso, a água quente do fundo, menos densa que a água fria que se acha acima dela, sobe e é substituída pela água fria, que é então aquecida. Correntes de líquido, chamadas correntes de convecção, circulam dentro do líquido e distribuem rapidamente o calor.

A convecção foi descoberta pelo Conde Rumford, um aventureiro genial que se casou com a viúva de Lavoisier e que, entre muitos outros estudos científicos, tinha-se perguntado por que seu molho de maçãs permanecia quente muito tempo depois que sua sopa tinha esfriado. A explicação é que a convecção é tanto mais ativa quanto menos viscoso for o meio: em um meio viscoso, o líquido circula dificilmente. Na sopa pouco viscosa de Rumford, a convecção trocava rapidamente o calor com a tigela e o ar, ao passo que o calor do molho, viscoso, não podia escapar senão por condução, lentamente, portanto. O molho ficava quente por mais tempo que a sopa.

O terceiro modo de aquecimento é o aquecimento por radiação, neste caso, nosso principal exemplo seria o cozimento por microondas. Microondas são ondas de radiação eletromagnética, parecidas com as ondas de rádio, mas com um comprimento de onda mais curto e, portanto, como $E = hc/\lambda$, é composta de fótons de maior energia. O comprimento de onda e a energia são relacionados: quanto menor o comprimento de onda, maior a energia. A radiação eletromagnética consiste de ondas de energia, que viajam pelo espaço à velocidade da luz. As propriedades específicas de uma radiação são dadas pelo comprimento de onda específico que se relaciona com sua energia.

Moléculas polares tendem a alinhar-se com a direção de um campo elétrico, exatamente como um ímã numa bússola tende a se alinhar com o campo magnético da Terra. As principais moléculas polares dos alimentos são as de água. As microondas do forno, que têm frequência de 2,45 GHz, produzem um campo elétrico que reverte sua direção 4,9 bilhões de vezes por segundo. As moléculas de água tentam acompanhar a direção, invertendo sua orientação para frente e para trás 4,9 bilhões de vezes por segundo.

Nessa agitação, as moléculas energizadas pelas microondas, virando-se freneticamente, batem contra as outras. Uma vez tendo levado o empurrão, uma molécula que antes estava estacionária torna-se uma molécula em movimento rápido, e uma molécula em movimento rápido, por definição, é uma molécula quente. É assim que a virada das moléculas, induzida pelas microondas, é transformada em calor espalhado.

Por mais estranho que pareça, fornos de microondas não são muito bons para derreter gelo. Isso é porque as moléculas de água no gelo estão unidas de modo bastante forte numa

estrutura rígida, a sua estrutura cristalina, de modo que elas não conseguem virar-se para frente e para trás sob a influência da oscilação das microondas. Quando você descongela um alimento no forno de microondas, está aquecendo principalmente as outras partes, e não o gelo da comida, e o calor resultante então flui para os cristais de gelo e os derrete.

1.2 Proteínas

Alguns alimentos são compostos basicamente por proteínas, como por exemplo, a carne e o ovo. As proteínas sujeitas ao aquecimento se desnaturam, o calor excessivo desnatura as proteínas porque a agitação molecular promove a destruição de ligações de hidrogênio e interações hidrofóbicas o que leva a um desenovelamento da molécula; em geral, há coagulação da proteína.

O tratamento com ácidos leva à alteração da carga líquida da proteína, em determinados valores de pH onde haja excesso de cargas positivas ou negativas, as repulsões colombianas correspondentes concorrem para desestabilizar a estrutura compacta da proteína. A conformação nativa das proteínas é estável apenas numa faixa estreita de valores de pH.

1.3 Por que a gema cozinha depois da clara?

As gemas só coagulam a uma temperatura de oito graus superior à de coagulação das claras. Durante o cozimento de um ovo, a coagulação das proteínas da clara absorve energia e estabiliza a temperatura perto dos 60 °C, impedindo que a gema coagule. Igualmente, a água que esquentamos numa panela em pressão ambiente se evapora, mas sua temperatura não ultrapassa os 100 °C enquanto houver líquido.

Essa diferença de temperatura de coagulação se deve ao fato, de que a composição da clara é diferente da composição da gema. Ambas são formadas principalmente por proteínas, porém as proteínas constituintes são diferentes, cada proteína tem sua temperatura característica de desnaturação e conseqüente coagulação, por exemplo, a ovomucina é a proteína mais difícil de coagular existente na clara.

1.4 Por que é preciso fritar em muito óleo?

A frigideira aquecida transmite seu calor ao óleo, cuja temperatura pode-se elevar bem acima dos 100 °C, que é o máximo atingido pela água. Levadas a estas temperaturas altíssimas, as moléculas da superfície das peças a fritar criam, ao coagular, a casquinha característica das frituras. Ao fritar a superfície do alimento parece seca, é que a umidade de superfície, levada a uma

temperatura superior a 100 °C, evaporou-se.

O óleo utilizado em uma fritura deve ser bastante quente, pois se a crosta não se formar rapidamente, o óleo penetrará na peça que está colocado nele, embebendo-a. A temperatura inicial deve ser tanto mais elevada quanto maior for a peça a fritar: aquecendo-se ela esfria o óleo em que é colocada. Um pedaço grande esfria mais o óleo do que um pequeno. Como a temperatura máxima do óleo é limitada, uma boa solução, durante o cozimento de uma grande quantidade de alimentos, é a utilização de uma grande quantidade de óleo, onde uma grande quantidade de calor será armazenada.

Seria um grande erro usar pouco óleo de fritura sob pretexto de recear que ele engordure as peças a fritar; pelo contrário, elas fritariam num óleo demasiado frio e não ficariam crocantes: torna-se-iam abomináveis esponjas de óleo.

É importante saber também que o óleo não suporta um aquecimento excessivo; assim como a manteiga aquecida demais escurece, carboniza, um óleo exageradamente aquecido se degrada. Os óleos não possuem a mesma capacidade de suportar o aquecimento, porém as indústrias já se preocupam em produzir óleos especiais para fritura e que suportem altas temperaturas.

1.5 Por que as peças a fritar devem estar secas?

Vimos que o óleo de fritura deve ser em quantidade abundante, porque a inércia térmica de um corpo aquecido é proporcional à sua massa: a peça fria que se introduz no óleo aquecido esfria-o menos se o óleo for em grande quantidade.

Os alimentos colocados no óleo quente devem estar secos: primeiramente, seria uma perda de calor inútil se o óleo tivesse primeiro que evaporar a água da superfície da peça a fritar, antes de efetuar a fritura propriamente dita. E, em segundo lugar, evita-se as projeções de gorduras quando os alimentos a fritar estão secos: quando se joga subitamente a água no óleo numa temperatura superior a de sua vaporização, ela se transforma rapidamente em vapor e, ao se dilatar violentamente, projeta o óleo circundante.

A consistência fritável e crocante, a coloração dourada e o sabor característico das frituras são devidos em parte à coagulação das proteínas e à caramelização dos glicídios (açúcar e amido) durante a fritura. Para os alimentos que não comportam glicídios na superfície, a farinha de rosca é um bom paliativo, já que como farinha, é essencialmente composta de glicídios. Todavia, como a farinha de rosca não se cola na carne, por exemplo, é preciso passar a peça a se fritar no ovo batido

antes de salpicá-la com farinha de rosca.

Pode-se melhorar o procedimento e evitar que, sob a ação de uma garfada, a crosta formada se solte: passando a carne na farinha branca, depois no ovo e finalmente na farinha de rosca. A camada de farinha de rosca coagulada se colará na carne por causa da goma de amido formada. O método fica ainda mais eficiente se furarmos a peça com um garfo: o ovo e a farinha penetrarão pelos orifícios e fixarão a camada grelhada dentro da peça a fritar.

1.6 Cozinhar legumes

O objetivo é amaciar os legumes, cujas células são, contrariamente às células animais, protegidas por uma parede fibrosa, dura. Enfraquecida pelo cozimento (a celulose não é modificada quimicamente, mas as pectinas e a hemicelulose, sim), a parede torna-se porosa e a desnaturação de suas proteínas faz com que elas percam sua capacidade de regular os movimentos da água no interior das células para o exterior ou em sentido inverso: a água pode atravessar as paredes, ao passo que as moléculas grandes são bloqueadas.

Compreende-se então se pusermos legumes em água sem sal eles incham porque a água entra nas células vegetais, em razão do fen meno da osmose. Em contrapartida, se a água do cozimento é salgada demais, os legumes endurecem (particularmente as cenouras), porque a água não entra nas células para reduzir a concentra o em sal, ao contrário.

Alimentos ricos em amido, como por exemplo, as batatas, amolecem quando submetidos ao aquecimento. Os grãos de amido, que ficam dentro das células da batata, são feitos de moléculas de glicose. Quando a batata está crua, os grãos são secos e têm consistência dura, já que, nesse estado, a água não consegue penetrar nos grãos.

O calor do cozimento d  energia para as moléculas de água se agitarem e interagirem com as moléculas de glicose, que começam a inchar - em alguns casos, chegam a desmanchar. Os grãos de amido tornam-se moles, inchados e gelificados quando postos na água a temperaturas compreendidas entre 58 e 66  C. A batata perfeitamente cozida está cheia desses grãos inchados, macios, e cuja temperatura atingiu 66  C em todos os lugares. Quando o fogo é apagado, o "gel" de amido fica um pouco mais duro, mas ainda bem mais mole do que o original.

CAPÍTULO 2: PANELA DE PRESSÃO

2.1 Invenção

A panela de pressão foi inventada pelo físico francês Denis Papin, que em 1679 depois de estudar algumas relações descobriu que se os alimentos fossem cozidos a temperaturas superiores a 100 °C poderia se garantir a economia de tempo no cozimento dos alimentos e a melhor conservação destes. Denis percebeu que para isso era necessário alterar a pressão em que a panela estivesse sendo submetida. Publicou em 1861 uma descrição do equipamento, denominando-o digestor. Numa reunião de cientistas da Royal Society, Papin demonstrou que o seu invento era capaz de reduzir ossos à gelatina comestível. No início Denis não usava as válvulas em suas panelas e ao realizar suas experiências, estas explodiam. Só após algumas experiências Denis percebeu que existia uma pressão limite, acima da qual poderia ocorrer uma explosão do recipiente. Para que isso não ocorresse, ele criou as válvulas, que só deixam o vapor sair conforme a água atinge sua temperatura de ebulição que está acima dos 100 °C.

A maioria das panelas de pressão são feitas de alumínio, mas as primeiras panelas de pressão foram feitas de ferro. Somente em 1905 elas passaram a ser feitas de alumínio na busca de encontrar um material que facilitasse a troca de calor entre a chama e o líquido dentro da panela. O alumínio além de ser um ótimo condutor térmico é também menos oxidável que o ferro, o que fez das panelas de alumínio mais duráveis em relação às de ferro.

Atualmente, esse recipiente é empregado não só nas tarefas domésticas, mas também nos hospitais (sob a forma de autoclaves para esterilizar material cirúrgico), na indústria de papel (como digestor para cozer polpa de madeira) e nas fábricas de conservas alimentícias.

No cozimento da polpa de madeira, por exemplo, a pressão obtida por um digestor possibilita reduzir as lascas até que as fibras se soltem o suficiente para fabricar o papel. Nos hospitais, as altas temperaturas das autoclaves permitem esterilização mais segura. Nas fábricas de conservas, o cozimento sob pressão garante melhor preservação dos alimentos, eliminando maior número de bactérias.

2.2 Acidentes e cuidados

"Certa vez estava cozinhando, uma sopa de ervilhas para minha filha de repente, a panela começou a fazer um barulho horrível, fiquei muito assustada peguei minha filha e sai para chamar minha vizinha, quando sai de casa, escutei um barulho como o de uma explosão. Logo depois voltei para minha casa e fiquei abismada com o que tinha acontecido, parecia que um furacão tinha passado ali, o fogão tinha afundado e havia um buraco enorme no teto da cozinha. Ainda bem que sai dali em tempo".



(Depoimento verídico de A.M.S. – dona de casa)

Este é apenas um relato sobre os acidentes que podem ocorrer com panelas de pressão, neste caso nada grave ocorreu, mas em alguns casos a pessoa pode sofrer até queimaduras graves, por isso é importante;

- Não abrir a panela antes que todo o vapor saia;
- Verificar sempre a válvula de segurança, limpando-a para, evitar que ela fique entupida e trocá-la quando danificada.
- Ficar atento ao barulho de respiro de pressão.
- Não permitir a presença de crianças na cozinha enquanto a panela estiver cozinhando, dentre outros cuidados.

2.3 Funcionamento

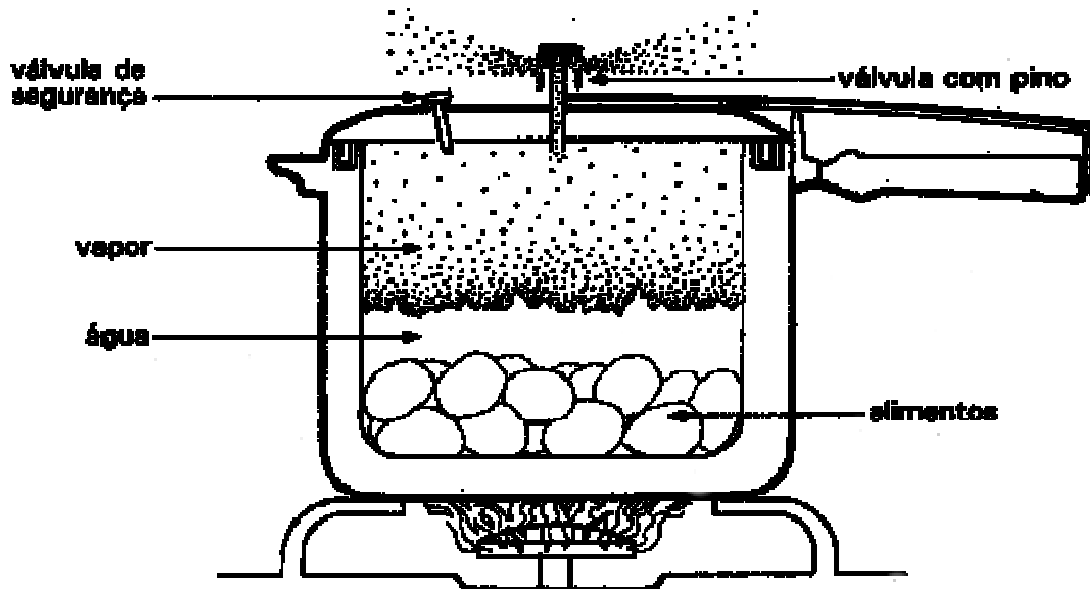


Figura 1. *Ilustração de uma panela de pressão*

Na figura acima é apresentado um esquema de uma panela de pressão: ela tem uma tampa, vedada com uma argola de borracha; no centro da tampa há uma válvula, que é mantida fechada por um pino relativamente pesado, mas que pode movimentar-se para cima, permitindo a abertura da válvula quando o vapor de água possui pressão suficiente para empurrá-las; há também uma válvula de segurança, que só abre em situações extremas, quando a válvula central estiver entupida e houver perigo de explosão. Elas podem estar nas bordas das panelas, em baixo do cabo ou mesmo na tampa.

O alimento é colocado na panela, com uma certa quantidade de água. A panela de pressão, um recipiente hermeticamente fechado, é levada ao fogo. O calor da chama aquece toda a panela, elevando a temperatura da água. Ao atingir a temperatura de ebulição, as moléculas de água irão colidir continua e incessantemente contra as paredes da panela e da tampa, exercendo uma pressão nestas paredes. Como a panela é totalmente fechada, o vapor de água não poderá dispersar-se, portanto a água que evaporar no início do cozimento aumentará progressivamente a pressão na panela de maneira que as moléculas de água saiam com mais dificuldade do líquido, até adquirirem pressão suficiente para saírem da panela levantando o pino da válvula central.

Veja abaixo o esquema de uma panela de pressão, com todos os seus respectivos componentes;

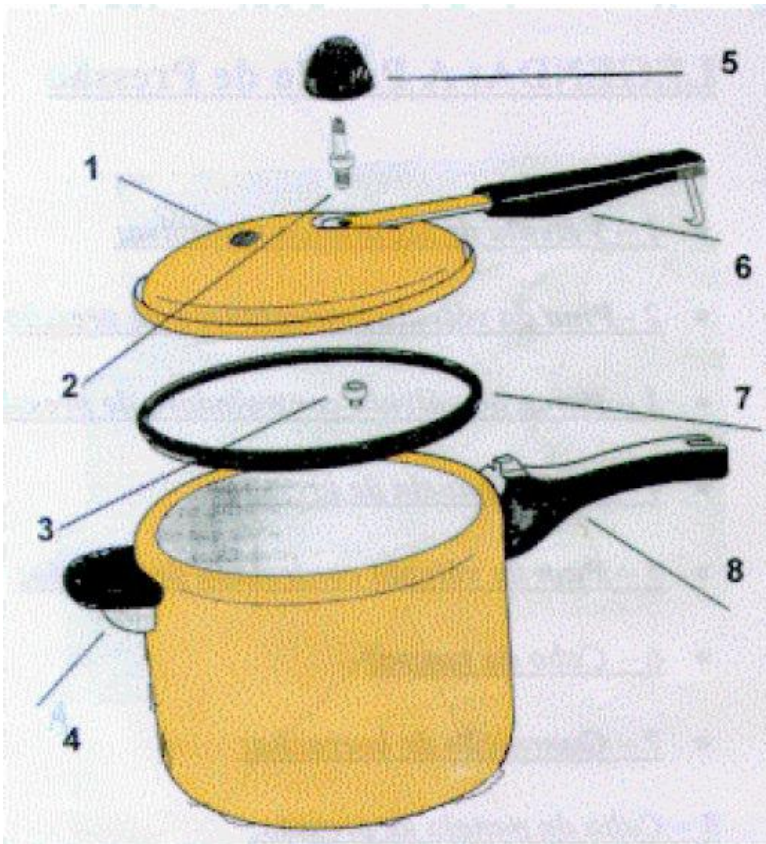


Figura 2. Detalhes de uma panela de pressão. 1- Válvula de segurança; 2- Pino da válvula Central; 3- Porca da válvula Central; 4- Asa da Panela de Pressão; 5- Peso da válvula central; 6- Cabo da Tampa; 7- Guarnição de Borracha; 8- Cabo da Panela de Pressão.

A pressão do vapor d'água, porém, aumenta até certo limite. A pressão de vapor é mantida no nível desejado, de aproximadamente 2 atm, por meio de um tipo de dispositivo que limita a pressão. Em muitos casos, é um pequeno peso na parte de cima do tubo da válvula. Superado esse limite, ela se torna suficientemente elevada para que o vapor levante o pino da válvula central e comece a sair da panela e esse vapor assobia enquanto escapa. A partir desse momento, a pressão do vapor se estabiliza porque é controlada pelo escapamento do vapor através da válvula.

2.4 Pressão máxima de vapor e ponto de ebulição

Dizemos que um líquido entra em ebulição (ferve) quando ocorre a formação de um grande número de bolhas de vapor que sobem pelo líquido, “estourando” na superfície. Isto ocorre quando a pressão de vapor(p) é maior ou igual à pressão atmosférica(p_{atm}).

A pressão máxima de vapor é a pressão de equilíbrio entre as duas fases (líquido e vapor), a uma dada temperatura. À mesma temperatura, líquidos diferentes apresentam diferentes pressões

máximas de vapor e á medida que aquecemos um líquido, a quantidade de vapor aumenta, acarretando um aumento da pressão máxima de vapor.

Vejamos o caso da água, analisando o gráfico a seguir:

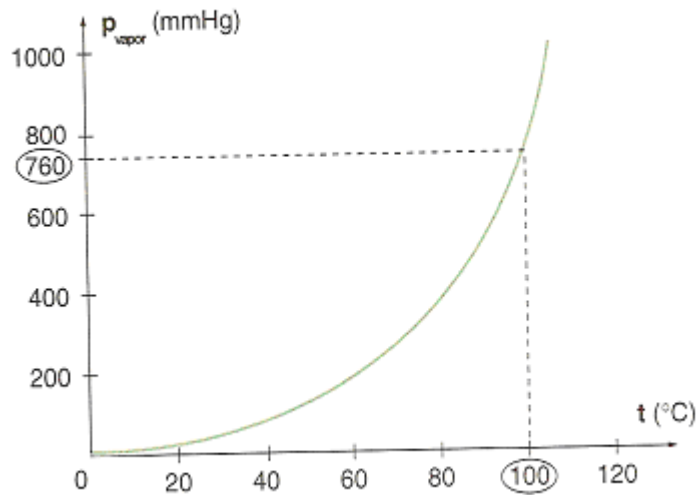


Gráfico 1. Representação da temperatura da água em respectivas pressões.

No nível do mar, onde a pressão atmosférica é de 760 mmHg (1 atm), a água ferve a 100 °C. Para poder escapar da forma líquida e passar para a gasosa, as moléculas da água tem de lutar contra a pressão para baixo produzida pela atmosfera. Quando a pressão atmosférica é menor, como acontece a grandes altitudes, as moléculas de água podem ferver sem ter de ficar tão quentes, ou seja, em pressões menores ela entra em ebulição a temperaturas menores que 100 °C: é o que ocorre em grandes altitudes, como em La Paz (Bolívia). A altitude de La Paz vai de 3250 a 4 mil metros acima do nível do mar. A temperatura de ebulição da água diminui 0,06 °C para cada 300 metros acima do nível do mar. Então, a 4 mil metros, a água vai ferver a 86 °C.

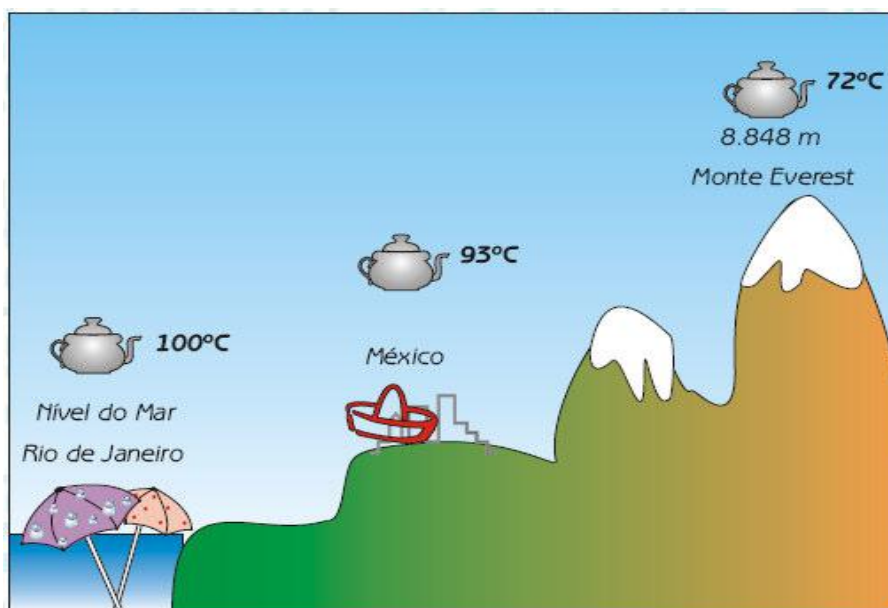


Figura 3. Dados de temperatura de ebulição da água de acordo com a altitude.

Observe que em cada região a água ferve a uma temperatura diferente, por exemplo; no Rio de Janeiro a água ferve a 100 °C, na cidade do México ferve a 93 °C e no Monte Evereste a 72 °C, isto ocorre, pois cada região está submetida a uma pressão atmosférica diferente.

A pressões maiores que 1 atm, a água ferve a temperaturas maiores que 100 °C: é o que acontece na panela de pressão.

Para atravessar esse “manto” maior de pressão e continuar fervendo, as moléculas de água agora têm de atingir uma energia maior do que antes. Para ultrapassar a pressão de 2 atm , elas precisam de uma energia próxima a 120 °C, que passa a ser a nova temperatura de ebulição. O vapor, a alta temperatura e alta pressão aceleram o cozimento passando através de todas as partes do alimento.

Esse aumento da temperatura de ebulição faz com que as reações químicas se efetuem cerca de três vezes mais depressa na água a 120 °C do que na água fervendo a 100 °C.

ALIMENTO	PANELA DE PRESSÃO (Tempo médio de cozimento em minutos)	PANELA NORMAL (Tempo médio de cozimento em minutos)
Batata	8	25
Cenoura	9	27
Beterraba	20	60
Feijão Preto	29	90
Feijão Cariquinha	26	76
Lula	22	65
Ervilha Seca	10	30
Bife rolé	21	60

Tabela 1. Comparação dos tempos de cozimento em panela aberta e em panela de pressão.

2.5 Energia de Ativação

As moléculas para reagirem necessitam ter uma energia mínima. Este fato pode ser visualizado como sendo uma barreira de energia que deve ser vencida pelos reagentes para que a reação ocorra. A energia necessária para vencer esta barreira é denominada energia de ativação. Se a energia de ativação for pequena, uma elevada proporção das moléculas de uma amostra tem energia cinética suficiente para reagir. Conseqüentemente, a reação será rápida. No caso contrário, se a energia de ativação for elevada, apenas algumas moléculas numa amostra terão energia suficiente para reagir. A reação então será lenta.

2.6 Influência da temperatura na velocidade

A experiência de qualquer um mostra que quando cozinhamos os alimentos numa temperatura mais alta, estes cozinham mais rápido. Isto ocorre porque quando os alimentos são cozidos acontecem reações químicas e o aumento da temperatura faz com que as reações sejam mais rápidas. É Por esta razão que no laboratório aquecemos os reagentes para acelerar as reações.

A velocidade das reações químicas sejam elas feitas num laboratório ou numa indústria química, normalmente são controladas através da temperatura que ocorre a reação. Quando se deseja uma reação rápida, freqüentemente a reação é feita em temperaturas elevadas. No caso de reações que facilmente se tornam incontroláveis ou explosivas, as reações devem ser feitas em temperaturas baixas.

A discussão do efeito da temperatura na velocidade da reação fundamenta-se na teoria das colisões.

A influência da temperatura na velocidade de uma reação pode ser analisada observando-se o comportamento das moléculas reagentes.

Aumentar a temperatura significa aumentar a energia cinética das moléculas, ou seja, aumentar a velocidade das moléculas.

É fácil perceber que moléculas mais rápidas colidem com mais frequência e com mais violência. Logo, mais moléculas reagem em certo intervalo de tempo e, com isso, a velocidade aumenta. Além disso, o aumento de temperatura, faz com que o número de moléculas com energia suficiente para ultrapassar a barreira da energia de ativação é maior.

Maior temperatura → maior velocidade da reação

2.7 Equação de Arrhenius

A velocidade de reação depende da energia e da frequência de colisões entre as moléculas que reagem, da temperatura e da orientação apropriada das moléculas ao colidirem. Estas condições resumem-se na equação de Arrhenius.

$$k = A e^{-E_a / RT} \quad (01)$$

Onde:

k = Constante de velocidade de reação

A = Frequência de colisões com geometria correta quando a concentração dos reagentes = 1 M.

E_a = Energia de ativação

R = Constante dos gases

T = temperatura

$e^{-E_a / RT}$ = fração de moléculas com energia mínima para a reação.

A equação de Arrhenius é valiosa pois pode ser usada para determinar a constante de velocidade, numa dada temperatura, sendo conhecidos a energia de ativação e o fator de frequência A e para calcular a energia de ativação a partir da variação da constante de velocidade com a temperatura.

2.8 Como descobrir a pressão e temperatura de uma panela de pressão?

Iniciaremos um modo prático, de descobrir a pressão e também a temperatura, através do peso da válvula e do diâmetro do furo existente na tampa da panela de pressão. Os cálculos que serão apresentados foram feitos através de dados de uma panela de pressão real, podendo variar de acordo com a panela utilizada.

A válvula foi pesada, encontrando o valor de 49,7 g e o diâmetro do furo igual a 3 mm. Partindo da seguinte fórmula da pressão:

$$P_{\text{válvula}} = \frac{F}{A} = \frac{mg}{\pi r^2} \quad (02)$$

onde: $P_{\text{válvula}}$ = pressão da válvula

F = força

A = área

m = massa

g = gravidade

r = raio

Substituindo os valores temos:

$$P_{\text{válvula}} = \frac{0,0497 \text{ kg} \times 9,8 \text{ m/s}^2}{\pi \times (1,5 \times 10^{-3})^2} \quad (03)$$

$$P_{\text{válvula}} = 68904,9 \text{ Pa} \quad (04)$$

$$P_t = P_{\text{atm}} + P_{\text{válvula}} \quad (05)$$

Onde: P_t = pressão total

P_{atm} = pressão atmosférica

Sabendo que 1 atm é igual a 101325 Pa, teremos:

$$P_t = 101325 + 68904,9 = 170229,9 \text{ Pa} = 1,68 \text{ atm} \quad (06)$$

Logo, a pressão exercida dentro de uma panela, cuja válvula apresenta 49,7 gramas e orifício na tampa igual a 3 mm, é igual a 1,68 atm.

O gráfico que relaciona a pressão e temperatura, é representado abaixo:

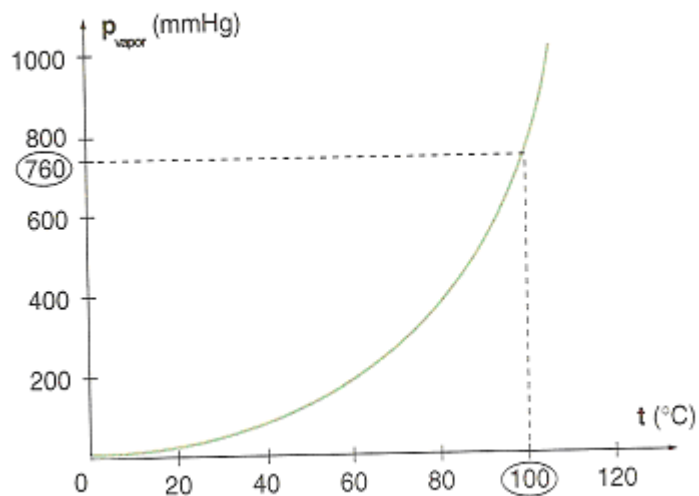


Gráfico 2. Representação da temperatura da água em respectivas pressões.

Usando a equação de Classius- Clapeyron ,

$$\ln p_v = \alpha (1/T) + \beta \quad (07)$$

De acordo com a equação 07 e através do gráfico 02, podemos chegar até a seguinte equação:

$$\ln p_v = -4969,7 (1 / T) + 24,84 \quad (08)$$

Arrumando a equação em função de T, teremos:

$$T = -4969,7 / \ln p_v - 24,84 \quad (09)$$

Substituindo p_v por 170229,9 Pa e resolvendo a equação 08, obtém-se temperatura (T) igual a 388,41 K, correspondente a 115,4 °C.

Portanto, em uma panela de pressão, em que o diâmetro do furo da tampa é três milímetros e o peso da válvula igual a 49,7 gramas, a pressão exercida em seu interior é de 1,68 atm e temperatura de 115,4 °C.

2.9 Alterando o ponto de ebulição e fusão

Para comprovar que as substâncias tem seu ponto de fusão e ebulição alterados quando submetidas a diferentes pressões, vamos fazer duas simples comprovações.

a) Alterando o ponto de ebulição:

Coloque um pouco de água em um recipiente, aqueça este até a água entrar em ebulição, retire da fonte de calor e verifique que a ebulição cessa. Pegue então uma seringa plástica e puxando o seu êmbolo coloque um pouco de água quente dentro dela.

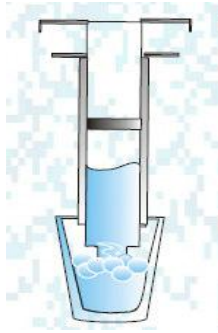


Figura 4. *Alteração do ponto de ebulição com a pressão.*

Pressione com o dedo o bico da seringa e observe o comportamento da água. Em seguida puxe o êmbolo até a extremidade dela, como mostra a foto abaixo:



Figura 5. *Alteração da temperatura de ebulição, utilizando uma seringa.*

Você verá que, quando diminuimos a pressão dentro da seringa, abaxamos o ponto de ebulição da água com isto a água pode entrar novamente em ebulição mesmo estando fora da fonte de calor.

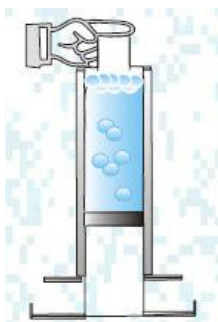


Figura 6. *Ilustração da água entrando em ebulição, dentro da seringa.*

b) Alterando o ponto de fusão:

Será que alterando a pressão, também influenciaremos na temperatura de fusão de uma substância?

Para comprovarmos isto vamos fazer uma nova atividade; Coloque uma barra de gelo entre dois apoios, como mostramos abaixo:

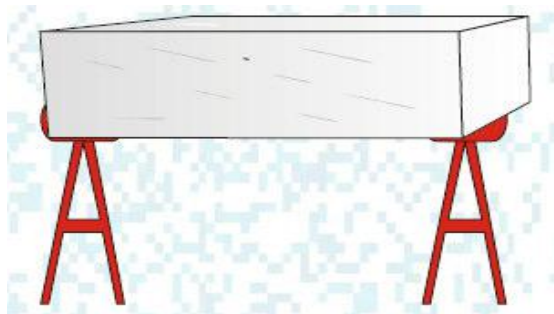


Figura 7. *Experiência da barra de gelo, sobre dois apoios.*

Sobre a barra coloque um arame fino e resistente. Em seguida puxe firme e lentamente as extremidades do arame, fazendo com que este exerça uma pressão considerável sobre o gelo.



Figura 8. *Alterando o ponto de fusão.*

O que acontecerá com a barra de gelo é similar ao que acontece quando alguém patina sobre ele. A lâmina da bota do patinador exerce uma pressão muito grande sobre o gelo fazendo com que ele se funda mesmo estando a uma temperatura inferior a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, com isto o patinador pode deslizar mais facilmente sobre a pista. Assim que o patinador acaba de passar a pressão sobre o gelo volta a ser somente a pressão atmosférica e com isso e a água volta a seu estado sólido, pois sua temperatura ainda é inferior a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$.

Quando penduramos o arame com as pedras sobre o gelo aumentamos a pressão sobre este e conseqüentemente sua temperatura de fusão tornou-se mais baixa, por isso o gelo fundiu se apesar de sua temperatura estar abaixo de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Após a passagem do arame, a água resultante da fusão, situada sobre o arame, está somente sobre a ação da pressão atmosférica e como a temperatura da água ainda é inferior a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ela volta a se congelar, com isto a pedra de gelo não se parte.

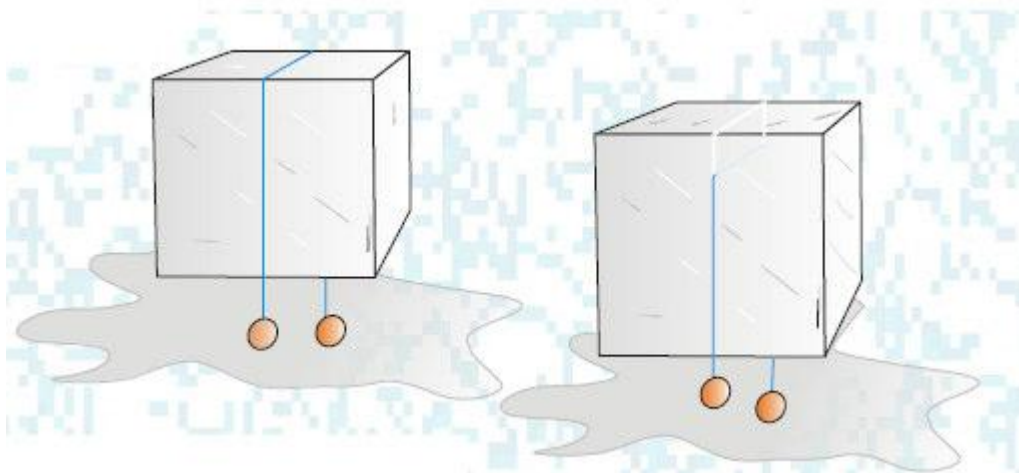


Figura 9. *Aumentando a pressão sobre o gelo e alterando seu ponto de ebulição.*

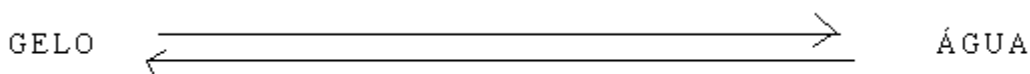
Esta experiência ficou conhecida como “Experiência do Regelo, quem a realizou pela primeira vez foi John Tyndall (1820-1893), um físico irlandês. Como foi comprovado, a pressão realmente influencia no ponto de fusão e ebulição da água. E foi usando esta relação entre a pressão e a temperatura que Denis Papin criou um sistema como as panelas de pressão.

Esse experimento só ocorre com a água/gelo. Isso porque ao aumentarmos a pressão o ponto de fusão aumenta para as outras substâncias, diferente da água para a qual o ponto de fusão diminui.

2.10 Gráficos de mudanças de fase

Consideremos o equilíbrio gelo e água líquida.

Na pressão de 1 atm, esse equilíbrio se estabelece a 0 °C. A fusão do gelo é acompanhada por contração de volume e a solidificação da água é acompanhada de expansão de volume.



Pelo princípio de Le chatelier, um aumento da pressão desloca o equilíbrio para o lado da água (contração de volume); portanto a 0 °C, a uma pressão superior a 1 atm, desaparece a fase gelo. Pelo mesmo princípio de Le Chatelier, o abaixamento da temperatura desloca o equilíbrio para o lado do gelo (processo exotérmico); portanto, a 1 atm, abaixo de 0 °C desaparece a fase água.

O equilíbrio gelo e água, poderá ser mantido com o aumento da pressão, desde que este seja compensado por um abaixamento da temperatura; o equilíbrio será também mantido com a diminuição da pressão, desde que esta seja compensada por uma elevação da temperatura. Em pressões superiores a 1 atm, o equilíbrio só se estabelece a temperaturas inferiores a 0 °C; em pressões inferiores a 1 atm, o equilíbrio só se estabelece a temperaturas superiores a 0 °C. Em outras palavras, o ponto de fusão da água diminui com a elevação da pressão.

De acordo com esse raciocínio, chegamos a seguinte tabela:

Pressão	Temperatura	Estado físico da água
Maior que 1 atm	Igual a 0 °C	Líquido
Menor que 1 atm	Igual a 0 °C	Sólido
Igual a 1 atm	Maior que 0 °C	Líquido
Igual a 1 atm	Menor que 0 °C	Sólido
Maior que 1 atm	Menor que 0 °C	Equilíbrio sólido e líquido
Menor que 1 atm	Maior que 0 °C	Equilíbrio sólido e líquido

Tabela 2. Estado físico da água de acordo com a pressão e temperatura.

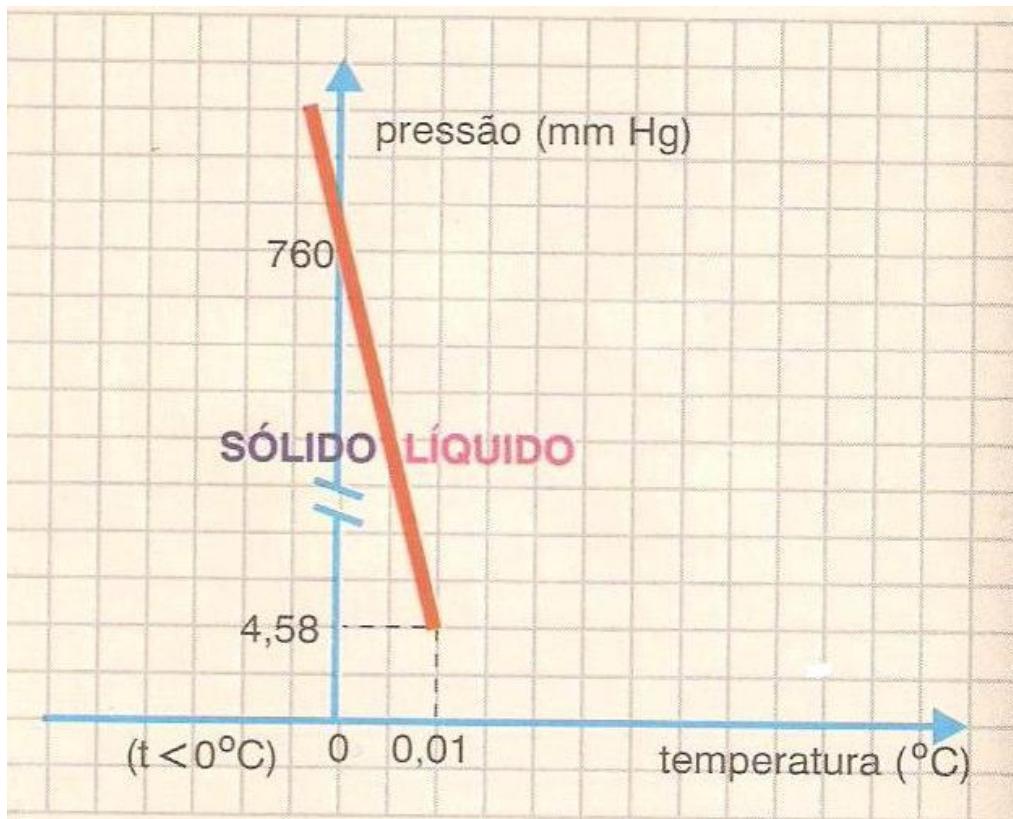


Gráfico 3. Curva de fusão (solidificação) da água.

A maioria das substâncias experimenta expansão de volume durante a fusão e contração de volume durante a solidificação; a água constitui uma das poucas exceções.

Com o mesmo raciocínio utilizado acima, chegamos a seguinte tabela:

Pressão	Temperatura	Estado físico de uma substância qualquer
Maior que 1 atm	Igual a 0 °C	Sólido
Menor que 1 atm	Igual a 0 °C	Líquido
Igual a 1 atm	Maior que 0 °C	Líquido
Igual a 1 atm	Menor que 0 °C	Sólido
Maior que 1 atm	Maior que 0 °C	Equilíbrio sólido e líquido
Menor que 1 atm	Menor que 0 °C	Equilíbrio sólido e líquido

Tabela 3. Estado físico de uma substância genérica, em que o equilíbrio da fase sólida e líquida também se estabeleça a 1 atm e 0 °C, porém ela se expande na fase líquida e contrai na fase sólida.

Podemos concluir então que o aumento da pressão faz com que o ponto de fusão aumente, diferentemente da água.

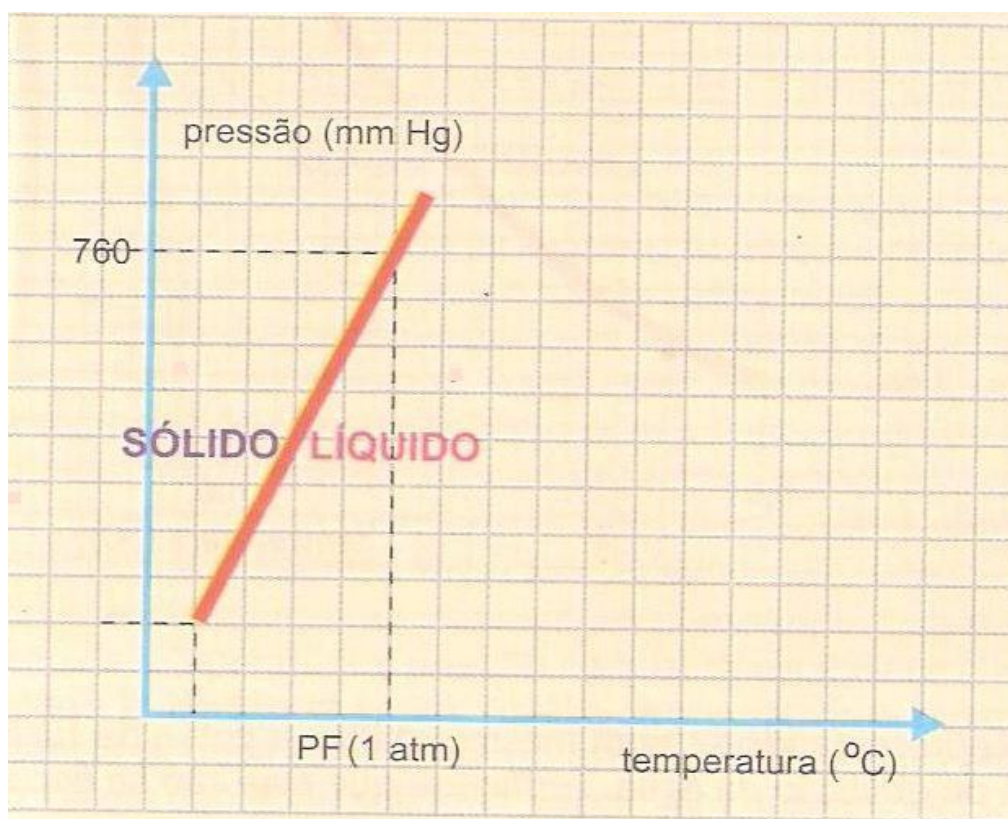


Gráfico 4. Curva de fusão (solidificação) para a maioria das substâncias.

CAPÍTULO 3: GELADEIRA E CONSERVAÇÃO DOS ALIMENTOS

3.1 Tipos de Conservação dos alimentos

A conservação de alimentos visa preservá-los ao longo do tempo, com o objetivo de evitar a deterioração para uso futuro. Os processos de conservação têm por objetivo evitar as alterações nos alimentos, sejam elas de origem microbiana, enzimáticas, físicas ou químicas. Os principais tipos de tratamento existentes são:

- a) Conservação pelo calor;
- b) Conservação por defumação;
- c) Conservação pela adição de açúcar;
- d) Conservação pela adição de sal;
- e) Conservação pelo frio;

a) Conservação pelo calor

Consiste em elevar a temperatura para combater microorganismos, conservando assim o alimento. **Fervura:** Eleva-se a temperatura em até 100°C para eliminar os microorganismos. **Pasteurização:** Aquece-se o alimento entre 65°C e 85°C, e rapidamente, logo em seguida, resfria-se o alimento. Foi inventada pelo químico francês *Louis Pasteur*. O uso de calor para conservar alimentos tem por objetivo a redução da carga microbiana e a desnaturação de enzimas. Vários tipos de tratamento térmico podem ser aplicados, a depender da termo-sensibilidade do alimento e da sua suscetibilidade à deterioração, bem como da estabilidade requerida do produto final. Um tratamento térmico seguro deve ser selecionado com base no binômio tempo-temperatura requerido para inativar os microorganismos patogênicos e deterioradores mais termos-resistentes em um dado alimento e da embalagem.

b) Conservação por defumação

Consiste no processo de aplicação de fumaça aos produtos alimentícios, produzida pela combustão incompleta de algumas madeiras previamente selecionadas. Normalmente é realizado em conjunto com a salga, a cura, a fermentação e outros processos. Em carnes, o contato com o calor e a fumaça provoca a perda da água, a superfície fica ressecada e a coloração estabilizada. A perda de água e a ação dos constituintes da fumaça conferem ao alimento barreiras físicas e químicas eficientes contra a penetração e a atividade de microorganismos. Essa capa protetora pode

ser devido à desidratação, que se processa na superfície do produto, principalmente na defumação à quente, à coagulação protéica que ocorre durante a defumação e ao depósito das substâncias antimicrobianas que existem na fumaça, que se condensam e ficam depositadas na superfície do produto.

c) Conservação pela adição de açúcar

Esse tipo de conservação é utilizado em frutas. Nesse método a fruta é cozida com bastante açúcar (60% - 65%), a pectina é extraída das células da fruta, e adsorve água. Se a fruta não for acídica pode juntar-se um pouco de um suco ácido (p.ex. limão), e as moléculas de pectina são neutralizadas (sob ação do ácido).

A pectina é um polímero de ácido galacturônico, apresenta metoxilação em graus variados e é solúvel em água. As suas ramificações servem para aprisionar a água em redor a fim de tornar o meio mais gel.

Se existir uma grande quantidade de açúcar em solução as moléculas de água passam a ter uma interação maior com as de açúcar (higroscópico) do que com a pectina a qual forma uma rede polimérica que compacta tipo gel (gelifica). Este gel ao arrefecer “aprisiona” os restantes ingredientes da solução (água+açúcar) conferindo uma consistência semi-sólida a sólida.

Os doces e geléias conservam-se muito bem durante tempos longos porque qualquer bactéria que entre neste ambiente de alta concentração em açúcares (até 60-65%) morre rapidamente por desidratação – a água do citoplasma passa muito rapidamente para o exterior da parede celular por osmose.

No entanto, se o recipiente não estiver bem cheio, a água retida no interior do gel pode difundir e evaporar. Ao condensar na superfície a percentagem de açúcar nessa água é muito baixa e pode permitir o desenvolvimento de fungos. Deve, portanto, encher-se ao máximo os recipientes do doce, diminuindo a quantidade de vapor em equilíbrio com a água do gel.

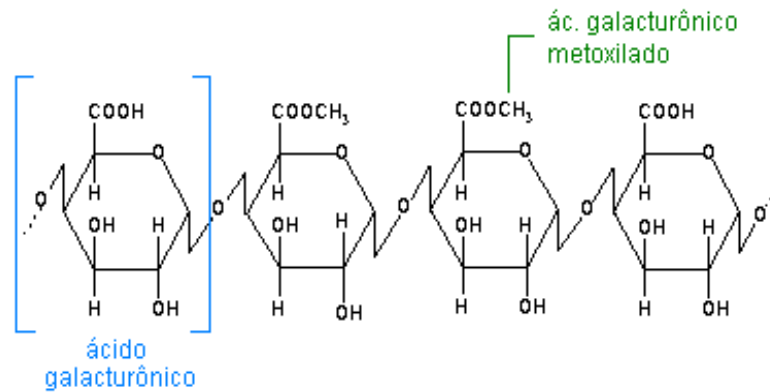


Figura 10. *Pectina*

d) Conservação pela adição de sal

O princípio de conservação pelo sal é basicamente o mesmo que com o açúcar, qualquer bactéria que entre num ambiente de alta concentração em sal (pode ir até 30%) morre rapidamente por desidratação, a água do citoplasma passa muito rapidamente para o exterior da parede celular por osmose. Este processo é aplicado na conservação por salga ou salmoura de peixes (bacalhau), carnes (porco), vegetais (chucrute).

e) Conservação pelo frio

Consiste em arrefecer o alimento, por meio do congelamento (no freezer ou congelador) ou do resfriamento (no frigorífico). O frio dificulta a reprodução dos microorganismos, impedindo sua existência nos alimentos. É o processo de conservação mais utilizado em nossas casas mais especificamente na cozinha, com o uso da tão conhecida geladeira, e é a respeito dela que vamos falar mais detalhadamente.

3.2 Geladeira e utilidade

A geladeira produz temperaturas baixas que promovem o retardamento de certas reações indesejáveis e a inibição de bactérias. Sem a geladeira, teríamos que jogar fora todas as sobras de comida ao invés de guardar para uma outra refeição. Baixas temperaturas ajudam a manter a comida fresca por mais tempo. A idéia básica por trás da refrigeração é diminuir a velocidade da atividade das bactérias (que existem em todos os alimentos) fazendo com que elas demorem mais para

estragar os alimentos. A geladeira é uma das grandes invenções da vida moderna. Até então, uma das formas de conservar os alimentos era salgando-os, e bebidas geladas no verão eram um verdadeiro luxo.



Figura 11. *Geladeira*



Figura 12. *Interior da geladeira*

As bactérias que devem ser inibidas são de dois tipos: as patogênicas (que causam doenças) e as deteriorantes. As bactérias deteriorantes promovem reações de degradação dos alimentos, fazendo com que estes fiquem com gosto ruim, perdendo suas devidas características. Já as patogênicas não alteram o gosto ou aparência dos alimentos, sendo, portanto mais difíceis de serem detectadas.

O resfriamento retarda o desenvolvimento dos microorganismos, isto ocorre porque o metabolismo microbiano é efetuado através de reações enzimáticas as quais são influenciadas, em suas velocidades, pela temperatura. Na refrigeração, são utilizadas temperaturas acima do ponto de congelamento, nela, não ocorre eliminação dos microorganismos, eles apenas ficarão com o seu ciclo de reprodução inibido, retardando a deterioração dos alimentos pelo seu ataque ao mesmo. Por exemplo, uma bactéria irá estragar o leite em duas ou três horas se o leite for deixado na cozinha à temperatura ambiente. Porém, reduzindo a temperatura do leite, ele ficará fresco por uma ou duas

semanas - a baixa temperatura dentro dos refrigeradores desacelera muito a atividade das bactérias.

No congelamento são utilizadas temperaturas abaixo de zero. Na prática, as temperaturas empregadas na conservação dos alimentos, situam-se entre -10 a -40 °C. Neste processo de conservação, ocorre uma redução da população microbiana. A morte dos microrganismos decorre, principalmente, devido aos cristais de gelo formados na célula; à desnaturação de enzimas; à perda de gases da célula; ao abaixamento da atividade de água.



Figura 13. *Gaveta de verduras*

As células vegetais vivem mais lentamente no frio que em temperatura ambiente: as reações bioquímicas se produzem mais lentamente. Por outro lado, os microorganismos também ficam desacelerados, de maneira que proliferam menos e degradam menos os vegetais.

Porém nem todas as frutas e legumes suportam o frio: As batatas amolecem em temperatura inferior a 4 °C porque a transformação do amido em açúcar não se interrompe. Os tomates perdem o sabor ao serem gelados abaixo de 10 °C, porque se degrada um composto químico importante para o sabor.

A maioria dos outros vegetais - cenouras, repolhos, alfaces, etc. - conservam-se bem a 0 °C: suas células contêm sais que evitam o congelamento pelo mesmo fenômeno que baixa até -17 °C a temperatura de uma mistura de gelo e sal, que é conhecido pelo nome de crioscopia, abaixamento do ponto de congelamento, devido a presença de um soluto não volátil.

3.3 Escurecimento de alguns vegetais

Alguns vegetais como, por exemplo, pêras, cerejas, pêssegos, bananas, batatas, maçãs etc, escurecem, após serem cortados. Outros como limões, laranjas e tomates não escurecem.

O escurecimento ocorre, pois, após um desses vegetais serem cortados, células da borda do corte são rompidas, lançando enzimas que em presença do oxigênio do ar escurecem a superfície cortada. Essas enzimas, chamadas polifenolases, oxidam as moléculas de polifenóis incolores dos frutos em compostos de tipo ortoquinona, que se rearranjam, sofrem uma oxidação e polimerizam. Esses polímeros apresentam coloração marrom ou cinzenta.

Os limões, laranjas e tomates não escurecem devido a acidez existente neles, esta acidez limita a ação das enzimas, além disso, o ácido ascórbico é um ótimo antioxidante..

O resfriamento e o cozimento têm o mesmo efeito. Pelo resfriamento, a oxidação se torna mais lenta (um resfriamento de dez graus divide por dois a velocidade de ação das enzimas); e o cozimento desnatura as enzimas, estas são proteínas, isto é, longas moléculas lineares enroladas de maneira específica sobre si mesmas por ligações químicas fracas. Este enrolamento lhes dá propriedades funcionais peculiares, mas o calor, rompendo as ligações fracas, suprime tais propriedades. Os modelos moleculares ficam inativos.

3.4 Funcionamento da geladeira

Para diminuir a temperatura é necessário retirar energia térmica de determinado corpo ou meio. Através de um ciclo termodinâmico, o calor é extraído do ambiente a ser refrigerado e é enviado para o ambiente externo.

Em um ciclo de refrigeração padrão por compressão (geladeira, ar-condicionado), existem basicamente quatro componentes:

Compressor, condensador, dispositivo de expansão (válvula termostática ou Tubo capilar) e evaporador.

O mecanismo básico de uma geladeira funciona assim:

O compressor (Figura 14) comprime o gás refrigerante, isto eleva a pressão e temperatura do fluido refrigerante, de modo que as serpentinas externas de troca de calor da geladeira permitem que o fluido refrigerante dissipe o calor devido à pressurização;



Figura 14. *Compressor*

À medida que esfria, o fluido refrigerante se condensa em forma líquida e flui pela válvula de expansão (Figura 15);

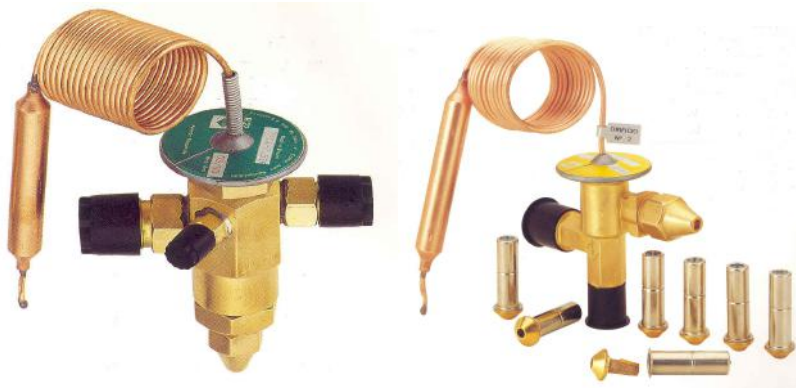


Figura 15. *Válvulas de expansão*

Quando passa pela válvula de expansão, o líquido refrigerante se move da zona de alta pressão para a zona de baixa pressão, e se expande e evapora;

As serpentinas dentro da geladeira permitem que o fluido refrigerante absorva calor, fazendo com que a parte interna da geladeira fique fria. Então, o ciclo se repete.

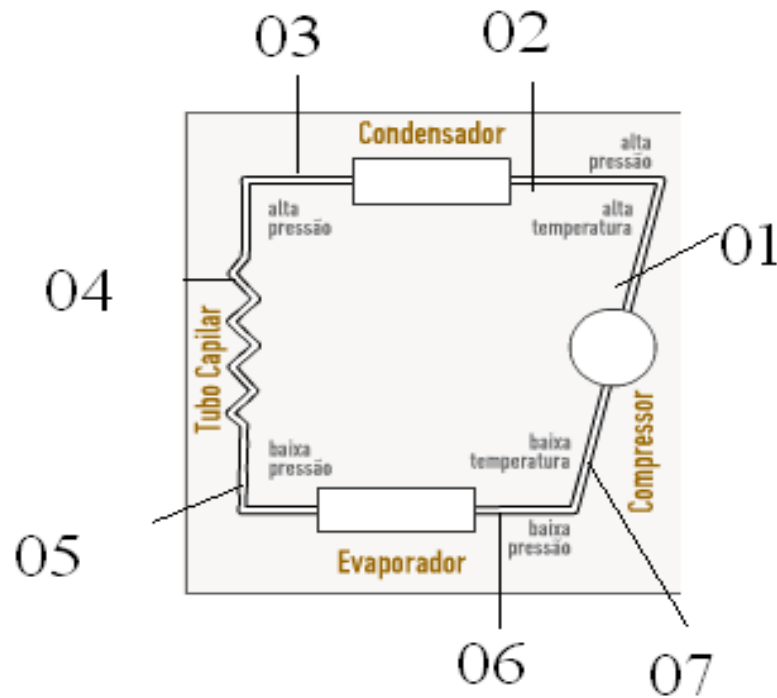


Figura 16: Esquema do ciclo de refrigeração

Através da Figura 16, analisaremos cada um dos pontos numerados de 01 a 07.

Ponto 01: O gás refrigerante é comprimido e devido a compressão, as moléculas do gás se aproximam, com isso a energia potencial entre as moléculas diminui e essa energia é transferida para a energia cinética das moléculas que então aumenta. A energia cinética é representada pela seguinte fórmula:

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2 \quad (10)$$

Onde:

- E_c = energia cinética
- m = massa
- v = velocidade

Se a energia cinética das moléculas de gás aumenta, isto significa que a velocidade das moléculas também aumenta, o que se traduz por um aumento na temperatura do gás. O gás então se encontra a alta pressão e temperatura.

Ponto 02: Inicia-se o processo de troca térmica com o ambiente externo, o calor absorvido através da compressão é liberado. Ao longo da tubulação do condensador, ocorrerá a mudança de vapor para líquido comprimido.

Ponto 03: O calor já foi dissipado para o meio externo, o fluido refrigerante está na forma de líquido

sub-resfriado a alta pressão.

Ponto 04: Início do processo de entrada do fluido refrigerante em estado líquido sub resfriado no dispositivo de expansão (tubo capilar ou válvula de expansão), para ocorrer a queda de pressão.

Ponto 05: Injeção do fluido refrigerante (no estado líquido sob baixa pressão e temperatura) pulverizado na entrada do evaporador para iniciar o processo de absorção do calor.

Ponto 06: Processo de evaporação, líquido é transformado em gás à baixa pressão e temperatura. O refrigerante absorverá o calor do ambiente interno do refrigerador.

Ponto 07: Fluido a baixa pressão e temperatura, mas em estado gasoso, sendo sugado pelo compressor.

3.5 Exemplo de refrigeração

No exemplo a seguir, assumiremos que o refrigerante usado é amônia pura, que ferve a -32 °C. Isto é o que acontece para manter a geladeira fria:

O compressor comprime o gás de amônia. O gás comprimido esquenta quando é pressurizado (vermelho).

As serpentinas na parte traseira deixam que o gás de amônia quente dissipe seu calor. O gás de amônia se condensa em amônia líquida (azul escuro) a alta pressão.

A amônia líquida a alta pressão flui através da válvula de expansão.

A válvula de expansão é como um pequeno buraco. Em um lado do buraco está a amônia líquida a alta pressão. O outro lado do buraco é uma área de baixa pressão (pois o compressor está sugando o gás desse lado).

Ao passar pelo evaporador a amônia evapora (azul claro). Isto faz com que a parte interna fique fria.

Este gás de amônia frio é sugado por um compressor, e o ciclo se repete.

CICLO DE REFRIGERAÇÃO POR COMPRESSÃO PADRÃO

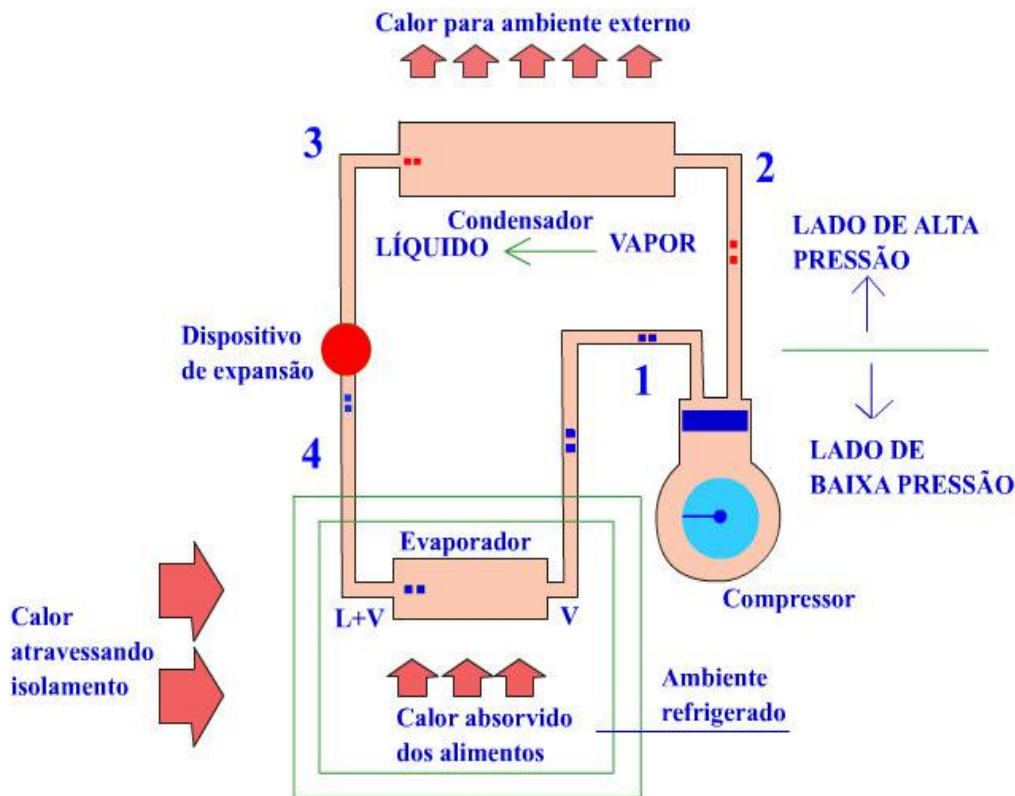


Figura 17. Ciclo de refrigeração

3.6 Freons e o Meio Ambiente

Em meados do século XIX o homem descobriu a propriedade criogênica dos gases: a capacidade de retirar calor de um sistema quando submetido à expansão. E começou a fazer gelo, industrialmente, em grande escala. A partir dessa época, então, tem início a atividade comercial de conservação de alimentos em grande escala. Não havia, sequer, os grandes entrepostos frigoríficos, mas sim as fábricas de gelo. Nos setores comercial e residencial este gelo industrial era usado para fazer essa conservação dos alimentos em pequena escala.

Entre os anos 1800 até 1929 os gases utilizados para fins de refrigeração eram tóxicos. Estes eram: a amônia (NH_3), cloreto de metila (CH_3Cl), e dióxido de enxofre (SO_2). No século XX, na década de 1920, ocorreram muitos acidentes fatais em função de vazamento de cloreto de metila em refrigeradores industriais e até mesmo residenciais.

Muitas empresas e proprietários de equipamentos de refrigeração começaram a deixar seus refrigeradores ao ar livre para prevenir possíveis vazamentos. Devido aos grandes prejuízos e processos judiciais contra as indústrias de refrigeração, estas iniciaram um esforço conjunto para resolver o problema. Além do que, necessitavam de pressão elevada para atingir capacidade

criogênica necessária à fabricação econômica de gelo. Os compressores frigoríficos de então, dada a limitação tecnológica da época, eram tidos como máquinas perigosas, sujeitas a explosão.

Em 1931, um cientista, Thomas Midgely Jr., inventou o gás Freon-12 que, pouco tempo depois, demonstrou pelas suas incríveis propriedades criogênicas ser a alternativa ideal para substituir todos os outros gases fazedores de frio. Tal gás era não inflamável, não explosivo e não tóxico, além de também não ser corrosivo dos metais com que fazia contato. A pressão necessária para fazer valer suas características criogênicas era também menor que a exigida pelos outros gases. A composição do gás freon 12 é CCl_2F_2 .

Nos anos 80 descobriu-se que o Freon e todos os gases do tipo CFC (clorofluorcarbonos) são danosos à camada de ozônio. O erro foi acreditar que os CFCs eram muito estáveis, eram estáveis apenas na troposfera, porém, na estratosfera ele torna-se instável, devido à moléculas ser sensível aos raios ultravioletas e se decomporem e atacar as moléculas de ozônio.

Quando a luz solar de alta energia (1) atinge uma molécula de freon, ela se quebra e produz um átomo de cloro (2). O átomo de cloro atinge uma molécula de ozônio (3). Isso faz com que o ozônio se transforme em oxigênio comum. O oxigênio (O_2) não possui nem o tamanho nem a forma exatos para absorver a radiação solar que é perigosa.

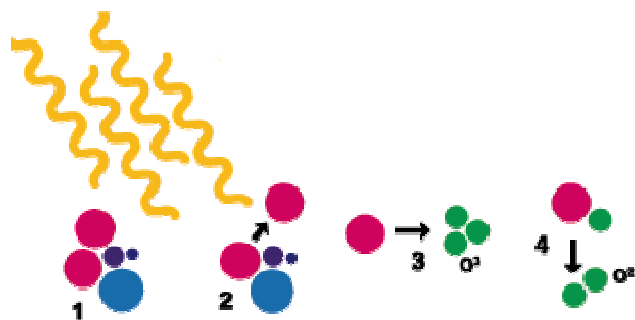


Figura 18. Esquema da reação de um freon em contato com radiação ultravioleta, onde em rosa estão representados os átomos de cloro e de verde os de oxigênio.

Como consequência da destruição da camada de ozônio estratosférica, a Terra fica exposta diretamente às radiações ultravioletas oriundas do Sol e foram detectados vários males oriundos da incidência dessas radiações, entre os quais:

O câncer de pele, preferencialmente nas pessoas de peles mais claras.

A catarata (doença dos olhos).

Na agricultura, a soja, o feijão, a abóbora, o melão e o repolho têm o tamanho de suas folhas diminuído, acarretando menor crescimento. A qualidade das sementes fica piorada.

Há um aumento de pragas, doenças e pestes nas vegetações.

No mar, alguns fitoplânctons não resistem à radiação.

A meta para a proteção da camada de ozônio não pode ser outra a não ser buscar-se sucedâneos para os CFC's. O HCFC(hidroclorofluorcarbono) é o principal substituto do CFC (clorofluorcarbono), a substancia que mais agride a camada de ozônio e que já foi eliminada pelo Brasil em 2006 antecipando as metas estabelecidas pelo Protocolo de Montreal. O HCFC é um gás muito menos prejudicial que os CFCs, porém deverá ser eliminado, pois ainda contem uma percentagem pequena de Cloro e também contribui para o agravamento do aquecimento global..

A eliminação de uso do HCFC está prevista no Protocolo de Montreal, acordo firmado entre países há 20 anos. No acordo, o prazo para eliminação do uso no Brasil possui duas etapas, a primeira é o congelamento do consumo a partir de 2016, nos níveis do consumo de 2015 e posteriormente a eliminação gradual do consumo até a completa eliminação em 2040. O Brasil quer reduzir este prazo de congelamento para 2012 e eliminação para 2030, que é a data prevista para os países do primeiro mundo. Algumas geladeiras no Brasil já utilizam o gás isobutano-R600 ((CH₃)₃CH) como refrigerante, cuja sua agressão ao meio ambiente é praticamente nula.

Freons	Fórmulas
CFC- 11	CCl₃F
CFC -12	CCl₂F₂
CFC - 13	CF₃Cl
CFC - 113	CCl₂FCClF₂
HCFC - 22	CHCl₂F
HCFC -123	CHCl₂CF₃
HCFC- 141b	CH₃CCl₂F
HCFC – 142b	CH₃CClF₂
FCFC -142	CH₃CClF₂
HFC- 134a	CF₃CH₂F

Tabela 4. *Relação de freons e suas respectivas fórmulas.*

Vale assinalar que a família dos CFC's tem como seus principais produtos os seguintes:

CFC-11 – utilizado na fabricação de espumas de poliestireno.

CFC-12 – utilizado em refrigeração.

CFC-13 – utilizado na limpeza de componentes eletrônicos.

As vidas médias estimadas: do CFC-11 é de 75 anos e a do CFC-12 entre 110 e 140 anos, o que indica que a ação maléfica desses produtos é bastante duradoura.

CAPÍTULO 4: REFRIGERANTES

4.1 Composição dos refrigerantes

O refrigerante é composto de água, acidulante, sorbato de potássio, benzoato de sódio, açúcar, corantes, sucos e gás carbônico. Os acidulantes podem ser, por exemplo, o ácido fosfórico como é o caso da coca-cola e pepsi-cola ou ácido cítrico que é o caso do Guaraná e de outras bebidas como Tang e Gatorade. Outro ácido comum a todos os refrigerantes é formado através da mistura do gás carbônico (CO_2) no líquido formando o ácido carbônico (H_2CO_3), também conhecido como água carbonatada. Tanto o ácido fosfórico (H_2PO_3) como a água carbonatada, ácido carbônico, são ácidos fracos. Todos os ácidos possuem um gosto azedo, e alguns deles são usados para aumentar a acidez da bebida e dar um pouco mais de vivacidade à doçura. O ácido fosfórico é também usado para acidificar e aromatizar produtos de confeitaria, balas e queijos processados.



Figura 19. *Refrigerantes, diversas marcas.*

4.2 Dissolução de CO_2 no refrigerante

Apesar do refrigerante abranger assuntos e conceitos amplos na química, vamos nos limitar ao estudo do gás em seu interior e a pressão existente devido a esse gás.

Um refrigerante não é o mesmo quando perde o gás antes dissolvido em seu líquido e vários fatores podem contribuir para isso.

As garrafas de plástico dos refrigerantes são feitas de tereftalato de polietileno, ou PET. Esse material é ligeiramente permeável ao gás carbônico, e com o tempo, pode haver difusão do gás pelas paredes do recipiente, de modo a diminuir a efervescência. Já, as garrafas de vidro não possuem esse problema, pois não são permeáveis.

Para se manter o refrigerante em boas condições de consumo, depois de aberta a garrafa, deve-se tampá-lo bem e mantê-lo gelado. O gás carbônico dissolvido na água produz o ácido carbônico, que dá a sensação de vivacidade. Uma tampa hermética, não deixa que o gás escape, mas este também deve ser mantido gelado. Quanto mais frio estiver um líquido, mais gás carbônico (ou qualquer outro gás) ele consegue absorver e reter. O refrigerante, por exemplo, consegue reter cerca de duas vezes mais gás carbônico à temperatura da geladeira do que à temperatura ambiente.

É por esse motivo que ao abrir uma lata de refrigerante ou cerveja quente, ocorre uma

grande explosão de gás escapando, existe muito mais gás dentro do recipiente do que absorvido pelo líquido quente.

Outra situação que pode fazer ou contribuir com o gás escapando, levando líquido consigo é a agitação do líquido.

O dióxido de carbono dissolve-se muito facilmente na água, mas uma vez dissolvido reluta bastante em sair. Uma razão para isso é que as borbulhas de gás simplesmente não conseguem formar-se espontaneamente.

As moléculas de gás precisam de algo em que se agarrar, onde possam agregar-se num ponto até que haja moléculas suficientes para formar uma bolha. Os locais de reunião, chamados de ponto de nucleação, podem ser partículas microscópicas de poeira no líquido ou imperfeições minúsculas nas paredes do recipiente. Se houver muitos poucos desses pontos de nucleação disponíveis, o gás não vai formar borbulhas e ficará dissolvido no líquido. Os engarrafadores de bebidas usam água altamente filtrada por esse motivo.

Caso haja muitos pontos de nucleação disponíveis, as moléculas de gás irão reunir-se rapidamente em redor deles e formar borbulhas pequenas. À medida que mais e mais moléculas de gás reúnem-se, as borbulhas crescem, terminando por ficar grandes o suficiente para subir pelo líquido e escapar na superfície.

Sacudir a garrafa põe milhões de borbulhas minúsculas no líquido, vindas do espaço do gás acima do líquido. Essas borbulhinhas são extremamente eficazes, pontos de nucleação já prontos, sobre os quais várias moléculas de gás podem reunir-se rapidamente para formar bolhas cada vez maiores. E quanto maiores as bolhas ficam, maior superfície elas oferecem para que outras moléculas de gás reúnam-se, e mais rápido cresçam. Então sacudir o recipiente acelera imensamente a liberação do gás, que acontece com uma força explosiva a ponto de uma porção do líquido ser varrida junto com ele.

Muitos acreditam que o líquido espalhe devido ao aumento da pressão do gás dentro da garrafa, o que é um equívoco já que a pressão do gás sobe temporariamente, dentro de uma garrafa sacudida, fechada. Depois de aberta, a pressão cai à pressão do ar no ambiente. A explicação está na liberação extremamente rápida do gás carbônico no líquido.

4.3 Solubilidade dos gases em líquidos

Água com gás não é apenas o conteúdo daquela garrafinha que você compra no supermercado ou as borbulhas que saem do refrigerante. O simples contato de um gás ou de uma mistura gasosa com um líquido faz com que parte desse gás se dissolva na água. Isso pode parecer estranho, mas é graças a isso que os peixes conseguem obter oxigênio para sua respiração.

Um gás tem suas moléculas em constante movimento e, dessa forma, essas moléculas se chocam com os obstáculos que encontram no caminho. Quando o obstáculo que o gás encontra é a superfície de um líquido, vez por outra, moléculas com um pouco mais de velocidade conseguem penetrar no líquido, ficando dissolvidas.

Como vivemos em um planeta envolto por uma atmosfera gasosa, os líquidos, salvo situações de armazenamento muito especiais, estão sempre em contato com gás, fazendo-os sempre dissolver parte dele. Assim o contato com a atmosfera é que garante que uma parte do oxigênio do ar acabe dentro dos oceanos e dê suporte à respiração de toda fauna marinha.

4.4 Como o gás entra no líquido?

O mecanismo que permite que a molécula de gás entre no líquido, é influenciado por diversos fatores:

- **Pressão do gás:** quanto maior a pressão que um gás exerce, maior o número e a força das colisões de suas moléculas com os obstáculos. Se as colisões tornam-se mais fortes e frequentes, mais moléculas conseguirão penetrar no líquido.

Lembre-se do que acontece quando se abre uma garrafa de refrigerante. Ao aliviar a pressão do gás pela abertura da tampa, menos gás conseguirá ficar dissolvido, daí o aparecimento imediato das borbulhas no refrigerante.

- **Temperatura do líquido:** a temperatura tem a ver com o grau de agitação molecular. Quanto mais agitadas, mais velozes. Quanto mais velozes mais fácil de romper as "barreiras" que encontram pelo caminho. Quando o líquido está quente, todas suas moléculas, inclusive as dos gases dissolvidos, estão mais agitadas, assim fica mais fácil elas escaparem do líquido e, conseqüentemente, mais difícil dissolver um gás dentro dele.

Novamente ao refrigerante: Um refrigerante gelado tem mais gás dissolvido que o quente. Repare pelo número de borbulhas que eles apresentam ou mesmo pela espuma que produzem quando o colocamos em um copo. Não confunda uma coisa: borbulhas são constituídas por gás não dissolvido, ele está na forma gasosa.

- **Agitação da superfície do líquido:** quanto mais agitada estiver a superfície do líquido, mais fácil para as moléculas do gás entrarem ou saírem dele (troca gasosa), pois mais fácil será romper a tensão superficial. É o que acontece quando abrimos uma garrafa de refrigerante após agitá-la.

Este efeito é utilizado e mal compreendido em aquários. Quando colocamos uma pedra

porosa ligada a uma pequena bomba de ar no fundo do aquário, muitos pensam que as bolhas que saem da pedra é que são responsáveis pela introdução de gás na água. Na verdade essas bolhas servem para agitar a superfície da água e facilitar a troca gasosa com a atmosfera.

4.5 Problemas na troca gasosa

Algumas situações podem causar problemas por atrapalharem as trocas gasosas ou até pela existência dessas trocas. Um derramamento de óleo no oceano faz com que surja uma "película protetora" na superfície da água que impedirá a troca gasosa com a atmosfera. O oceano fica carente de oxigênio e saturado de gás carbônico, o que é prejudicial para a vida marinha.

A grande concentração de poluentes na atmosfera também pode influir de maneira muito prejudicial. Gases como o dióxido de carbono (CO_2) e outros óxidos, como os de enxofre e nitrogênio irão se combinar com a água da chuva dando origem a uma solução ácida, daí o nome chuva ácida.

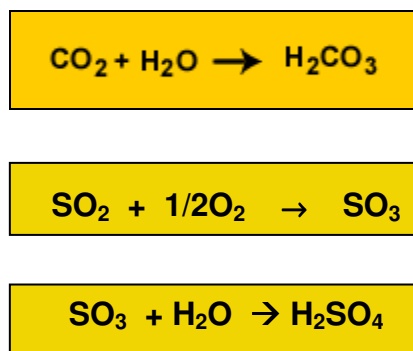


Figura 20. Reações de formação dos ácidos na chuva.

4.6 A lei de Henry

A dissolução gasosa em líquidos é regida por uma lei conhecida como Lei de Henry. Essa lei diz que a solubilidade de um gás em água depende da pressão parcial do gás exercida sobre o líquido. A constante de proporcionalidade utilizada nessa lei varia com o gás e a temperatura, e recebe o nome de constante de Henry.



Figura 21. *William Henry, físico e químico inglês (1775-1836)*

$$X = Kp \quad (11)$$

onde:

X = fração molar de equilíbrio do gás em solução (sua solubilidade);

p = pressão parcial na fase gasosa;

K = constante de proporcionalidade, ou constante da lei de Henry.

Valores da constante da lei de Henry na água ($K \times 10^5 \text{ atm}^{-1}$)				
Gás	0°C	20°C	40°C	60°C
<u>H₂</u>	1,72	1,46	1,31	1,21
<u>N₂</u>	1,86	1,32	1,00	0,874
<u>O₂</u>	3,98	2,58	1,84	1,57

Tabela 5. *Constante de solubilidade dos gases em água em diferentes temperaturas.*

A lei de Henry aplica-se somente quando a concentração do soluto e a sua pressão parcial são baixas, isto é, quando o gás e sua solução são essencialmente ideais, e quando o soluto não

interage fortemente de nenhuma maneira com o solvente.

A Lei de Henry e seu estudo é fundamental para a fabricação de águas minerais gaseificadas e outras bebidas gasosas, bem como em questões ambientais.

CONCLUSÃO

Por ser palco de inúmeros fenômenos químicos e físicos a cozinha apresenta papel importante na ciência. A Química através de suas reações e fenômenos físico-químicos, se faz presente na vida de todos, ainda que não demos conta.

Uma das grandes preocupações no ensino de química é sem dúvida fazer com que o aluno consiga entender a teoria trazendo-a para o seu dia-dia, de modo que a aprendizagem seja assimilável e interessante. Quando se fala de algo que o aluno nunca viu ou nunca ouviu falar, está se ensinando algo abstrato que tem mais dificuldade de ser bem compreendido.

Uma das estratégias mais utilizadas pelos professores, dentro desta abordagem contextualizada e interdisciplinar, é o uso de temas motivadores. Estes, quando estão relacionados com o dia-a-dia dos alunos, permitem que eles tenham mais interesse em aprender Química, uma vez que compreendem que realmente ela está presente em suas vidas. Este procedimento metodológico leva em conta os interesses e os conhecimentos prévios dos alunos e permite que o processo de ensino seja desenvolvido de maneira que o aluno construa e reconstrua o conhecimento.

A cozinha presente em nossas casas serve como ponte para o ensino-aprendizagem de diversos aspectos químicos e deve ser utilizada sempre que necessário nas exemplificações em sala de aula. Quando se fala à respeito da geladeira, fogão e panela de pressão por exemplo, estamos transformando a química em algo concreto e palpável e assim a aprendizagem ocorre mais facilmente.

Apesar de não ser muito utilizada no ensino, a cozinha apresenta aspectos químicos amplos, além dos mencionados nesse trabalho, e deve ser mais utilizada dentro das explicações e despertar a curiosidade necessária para a sua formação.

BIBLIOGRAFIA

- 1) This, Hervé, *Um cientista na cozinha*, editora Ática, 4ª ed, São Paulo, 2008.
- 2) Wolke, Robert L., *O que Einstein disse a seu cozinheiro: a ciência na cozinha*, Jorge Zahar Editor, 1ª ed, Rio de Janeiro, 2003.
- 3) Wolke, Robert L., *O que Einstein disse a seu cozinheiro, 2: mais ciência na cozinha*, Jorge Zahar Editor, 1ª ed, Rio de Janeiro, 2005.
- 4) <http://dragaoquimica.multiply.com/journal/item/4>, acessado em Maio de 2009.
- 5) <http://casa.hsw.uol.com.br/geladeiras2.htm>, acessado em Maio de 2009.
- 6) <http://br.geocities.com/abgalimtec/textoagb.htm>, acessado em Maio de 2009.
- 7) http://pt.wikipedia.org/wiki/Panela_de_press%C3%A3o, acessado em Março de 2009.
- 8) <http://educar.sc.usp.br/licenciatura/2003/fc/versaodolivro2.pdf>, acessado em Março de 2009.
- 9) <http://www.efeitojoule.com/2008/05/como-funciona-panela-de-pressao.html>, acessado em Março de 2009.
- 10) <http://www.fernandodannemann.recantodasletras.com.br/visualizar.php?id=122956>, acessado em Março de 2009.
- 11) <http://www.ecientificocultural.com/BFQ/solu09.htm>, acessado em Abril de 2009.
- 12) <http://educacao.uol.com.br/quimica/ult1707u33.jhtm>, acessado em Abril de 2009.
- 13) <http://www.mulherdeclasse.com.br/Refrigerantes.htm>, acessado em Abril de 2009.
- 14) http://br.monografias.com/trabalhos2/uso-refrigerantes-saude/uso-refrigerantes-saude2.shtml#_Toc152334215, acessado em Abril de 2009.
- 15) <http://www.brasilecola.com/saude/refrigerante.htm>, acessado em Abril de 2009.
- 16) <http://www.sbirt.ibict.br>, acessado em Junho de 2009.
- 17) http://mundoestranho.abril.com.br/alimentacao/pergunta_287807.shtml, acessado em Julho de 2009.
- 18) <http://itqconservantes.com.br>, acessado em Julho de 2009.

- 19) http://pt.wikipedia.org/wiki/Conserva%C3%A7%C3%A3o_de_alimentos, acessado em Julho de 2009.
- 20) <http://www.cena.usp.br/irradiacao/conservacao.htm>, acessado em Julho de 2009.
- 21) <http://pt.wikipedia.org/wiki/Freon>, acessado em Junho de 2009.
- 22) <http://educar.sc.usp.br>, acessado em Junho de 2009.
- 23) http://www.revistadofrio.com.br/noticias_ler.php?codigo=383, acessado em Junho de 2009.
- 24) Kotz, Jonh C., Química geral e reações químicas vol.2, editora pioneira tomson, 1ª ed, São Paulo, 2002.
- 25) Peter, Atkins, Físico – Química vol. 1, editora LTC, sétima edição, Rio de Janeiro, 2003.
- 26) Chassot, A. I. *Catalisando transformações na educação*. Ijuí: UNIJUÍ, 1995.
- 27) Santos, W. L. P. dos; Schnetzler, R. P. *Educação em Química*. Ijuí: UNIJUÍ, 1997.