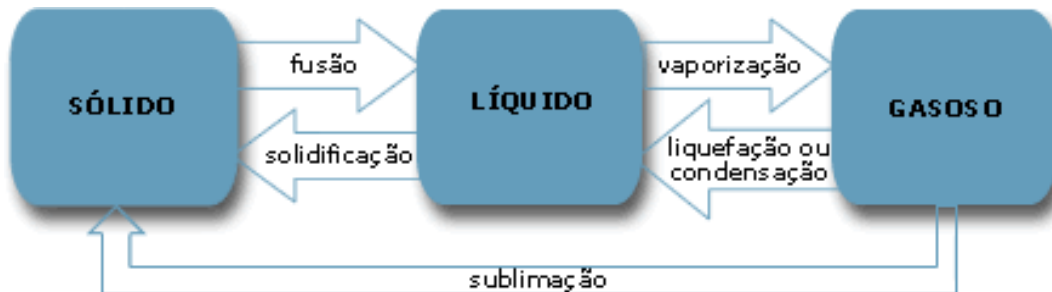


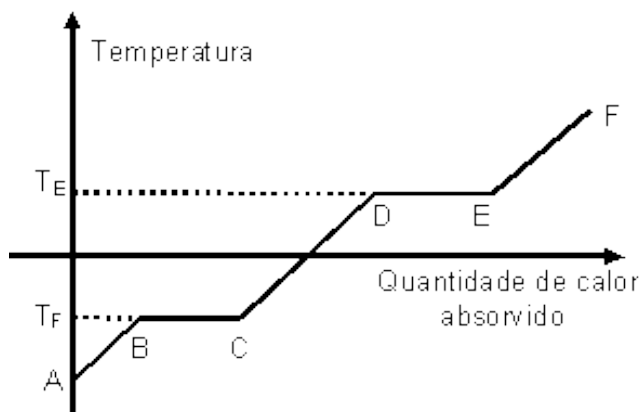
## Estados Físicos da matéria

Toda matéria, dependendo da temperatura, pode se apresentar em três estados: sólido, líquido e gasoso.

O diagrama a seguir mostra as mudanças de estado, com os nomes particulares que cada uma delas recebe.



Quando uma substância pura é aquecida a pressão constante ela pode sofrer variação na temperatura ou mudança de estado, podemos perceber a passagem pelos três estados na curva de aquecimento abaixo que ilustra a variação da temperatura de uma substância em função do calor absorvido pela mesma.



Cada trecho do diagrama indica:

- AB - somente sólido
- BC - sólido em fusão + líquido
- CD - líquido
- DE - líquido em ebulição + vapor
- EF - vapor
- $T_F$  - temperatura de fusão
- $T_E$  - temperatura de ebulição.

A fusão de uma substância pode ocorrer de duas formas:

### 1) Fusão nítida ou cristalina

Durante a fusão, conseguimos distinguir os dois estados físicos ao mesmo tempo. Um exemplo é a fusão do gelo. Enquanto parte do gelo já se fundiu (virou água), a outra parte continua sólida.

### 2) Fusão pastosa

A substância passa por um amolecimento gradativo durante a fusão, tornando-se pastoso e depois se liquefaz completamente. A parafina e o vidro por exemplo, vão amolecendo, passando por um estado pastoso e, em seguida, vai de uma vez para o estado líquido.

A mudança líquido gasoso, que chamamos **vaporização**, deve ser subdividida em:

a) **Evaporação**: é o processo pelo qual as moléculas na superfície líquida, adquirem energia suficiente ao receberem calor passando do estado líquido para o de vapor. É um processo espontâneo e lento, que se verifica a uma temperatura qualquer .

**A velocidade de evaporação depende:**

#### 1-Da superfície livre

Quanto maior for a área desta superfície maior será a velocidade de evaporação.

#### 2- Da pressão exercida sobre o líquido

A pressão do meio exterior sobre o líquido é promovida pelo choque de várias moléculas sobre a membrana superficial. Estas moléculas ao se chocarem com as moléculas do líquido que passariam pela membrana fazem as mesmas retornarem ao líquido, dificultando a evaporação.

#### 3- Da volatilidade do líquido

Quanto mais o líquido for volátil, maior será a velocidade.

#### 4-Da temperatura do líquido

Quanto maior for a temperatura do líquido, maior a velocidade

#### 5-Da concentração de vapor do líquido no ambiente

Quanto mais vapor do líquido estiver presente no ambiente, mais lenta a evaporação

b) **Ebulição**: é um processo que se verifica a uma determinada temperatura (a pressão tem influência sobre a temperatura, veremos posteriormente). Logo é um processo forçado. É mais rápido que a evaporação.

c) **Calefação**: ocorre quando uma massa de líquido cai sobre uma superfície aquecida a uma temperatura superior a temperatura de ebulição do líquido.

A calefação é um processo quase instantâneo. Ao observarmos gotas d'água caírem sobre uma chapa bem quente, notamos que as gotas vaporizam rapidamente emitindo um chiado característico

# Influencia da pressão na mudança de estado físico

## 1.PRESSÃO X TEMPERATURA DE FUSÃO

Na maioria das substâncias, o aumento de pressão acarreta aumento na temperatura de fusão.

Na água, um aumento de pressão diminui a temperatura de fusão.

A fusão de um material **sólido puro** obedece a dois princípios básicos:

1. A uma dada pressão, todo o material sofre fusão a uma temperatura determinada.
2. Não havendo variação de pressão, a temperatura de fusão se mantém constante.

Vamos estudar a influência da pressão na temperatura de fusão das substâncias em duas partes: para a maioria das substâncias e para a água.

A maioria das substâncias ao sofrer fusão sofre expansão (aumenta de volume). Para tais substâncias, o aumento da pressão acarreta um aumento da temperatura de fusão. A água faz exceção à regra, pois ao sofrer fusão ela sofre contração (diminui de volume), para a água um aumento de pressão leva a uma redução da temperatura de fusão.

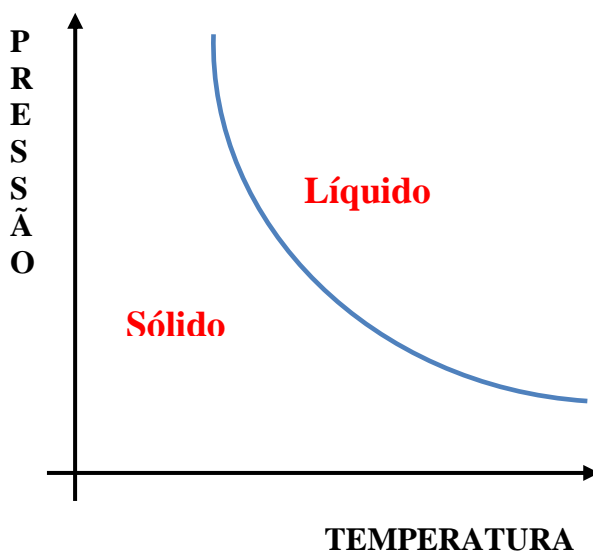
### 1.1 Fusão com redução de volume.(Água, Ferro , Bismuto e Antimonio)

Quando a fusão ocorre com redução de volume, ela é favorecida pela aproximação das moléculas.Sendo assim,se esta substancia for submetida a um aumento de pressão, estaremos aproximando as moléculas,o que favorece a fusão levando a uma redução na temperatura em que esta mudança ocorre.

Maior pressão       $\Rightarrow$       redução da temperatura de fusão

Menor pressão       $\Rightarrow$       aumento da temperatura de fusão

Sendo assim, a curva de fusão para estas substancias tem a forma abaixo:



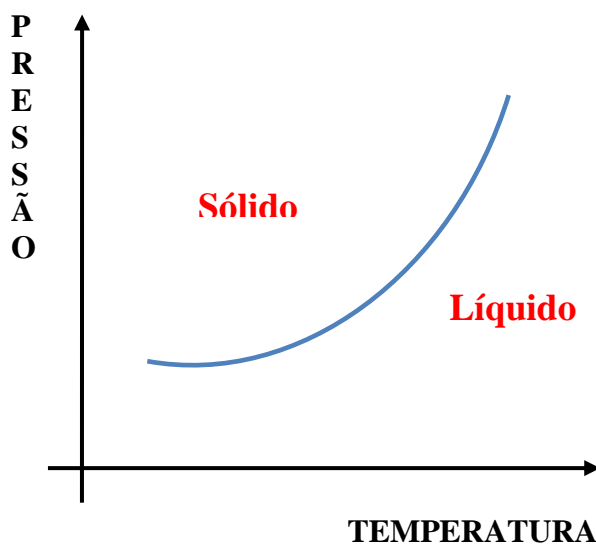
## 1.2 Fusão com aumento de volume

Quando a fusão ocorre com aumento de volume, ela é favorecida pelo afastamento das moléculas. Sendo assim, se esta substância for submetida a um aumento de pressão, estaremos aproximando as moléculas, o que desfavorece a fusão levando a um aumento na temperatura em que esta mudança ocorre.

Maior pressão  $\Rightarrow$  aumento da temperatura de fusão

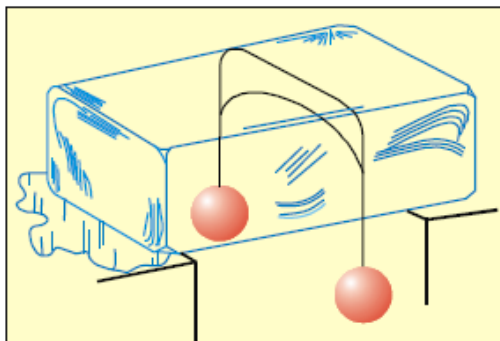
Menor pressão  $\Rightarrow$  redução da temperatura de fusão

Sendo assim, a curva de fusão para estas substâncias tem a forma abaixo:



### Experiência de Tyndall (regelo)

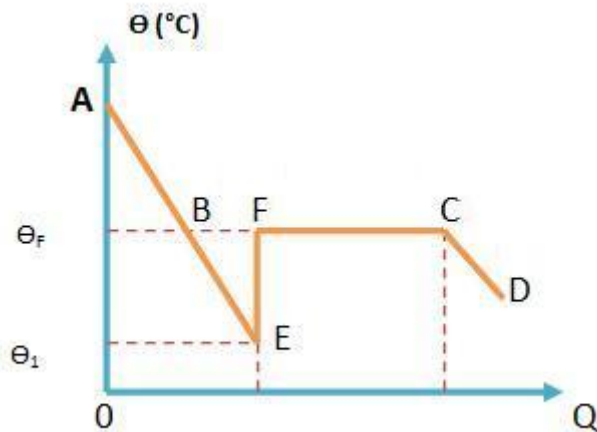
Considere um bloco de gelo numa temperatura inferior a  $0^{\circ}\text{C}$ . Se passarmos sobre o bloco de gelo um fio fino de metal com dois pesos de alguns quilogramas nas extremidades, o acréscimo de pressão nos pontos de contato do fio com o gelo diminui a temperatura de fusão e provoca o derretimento do gelo sob o fio. Nas regiões em que o fio já atravessou o bloco, a água, livre de pressão do fio, volta a se congelar (regelo). Desta forma, o fio de metal atravessa o bloco de gelo sem que haja rompimento deste.



## Superfusão ou sobrefusão

Uma substância encontra-se superfundida quando estiver no estado líquido a uma temperatura inferior à do seu ponto de fusão. Para se conseguir água neste estado deve-se baixar lentamente a temperatura da massa líquida que se encontra em repouso dentro de um recipiente. Na verdade a superfusão da água é muito comum nos congeladores de nossos refrigeradores domésticos, apesar de raramente ser notada. Se o líquido superfundido é perturbado, ocorre rapidamente a cristalização, razão pela qual se torna difícil para as pessoas notarem tal efeito. Entretanto, dado o hábito brasileiro de gelar bem a cerveja, muitos de nós já observamos a cerveja superfundida. A cerveja líquida que se encontrava bem abaixo do seu ponto de fusão, ao ser retirada do “freezer”, fica parcialmente cristalizada devido à movimentação da garrafa.

sobrefusão é um estado de equilíbrio muito instável de tal forma que, se jogarmos no sistema líquido um cristal do sólido correspondente ou se agitarmos o sistema, parte do líquido se solidifica rapidamente — trecho EF e o sistema volta (se aquece) à temperatura de solidificação — ponto F. A partir do ponto F, o fenômeno da solidificação desenrola-se normalmente, estando, a partir do ponto C, todo o sistema no estado sólido.



Observemos que no diagrama o trecho AE corresponde ao resfriamento do líquido, sendo que no trecho BE o líquido está em sobrefusão. Ao ser provocado o distúrbio no sistema, há solidificação repentina de uma parcela  $m_5$  da massa total  $m$ . Esta solidificação liberta calor que fica no próprio sistema, provocando o seu aquecimento e a volta à temperatura de solidificação.

## 2. PRESSÃO X TEMPERATURA DE EBULIÇÃO

Todas as substâncias sofrem ebulição com aumento de volume. Sendo assim:

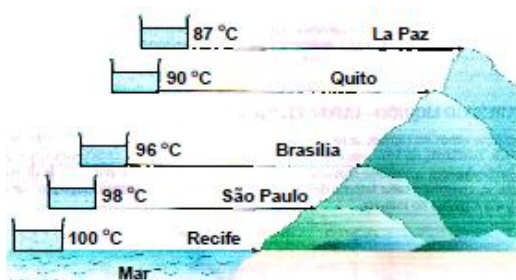
Maior pressão  $\Rightarrow$  aumento da temperatura de ebulição

Menor pressão  $\Rightarrow$  redução da temperatura de ebulição

Um aumento da pressão sobre um líquido fará com que o ponto de ebulição aumente. Assim, no alto do Everest, a água sofre ebulição abaixo de  $100^{\circ}\text{C}$  e dentro de uma panela de pressão, acima de  $100^{\circ}\text{C}$ .

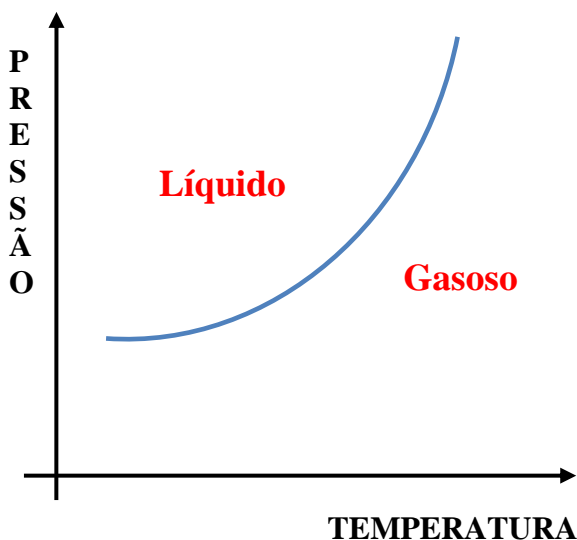
A tabela ilustra a temperatura de ebulição da água em algumas cidades.

Cidade Temperatura de ebulição ( $^{\circ}\text{C}$ )



Vejamos, por exemplo, o caso da água. Ao nível do mar, a pressão exercida pelo ar é, como já dito anteriormente, de 1 atmosfera. A água ferve então a  $100^{\circ}\text{C}$ . Já na cidade de São Paulo, por exemplo, que está a uma altitude maior (700m acima do nível do mar), a pressão atmosférica é menor, e a água ferve a cerca de  $98^{\circ}\text{C}$ .

**A curva de ebulição então fica com a forma abaixo.**



Um caso curioso acontece na Lua. Lá não existe ar e, portanto, a pressão atmosférica é nula. Se levamos até lá um bloco de gelo e colocarmos ao sol para derreter, observaremos uma sublimação, isto é, a passagem direta do água do estado sólido para o estado gasoso.

Como se explica esse fato?

Acontece que a ausência de pressão impede que lá exista água no estado líquido. A falta de forças de pressão faria a água ferver, mesmo estando a qualquer temperatura.

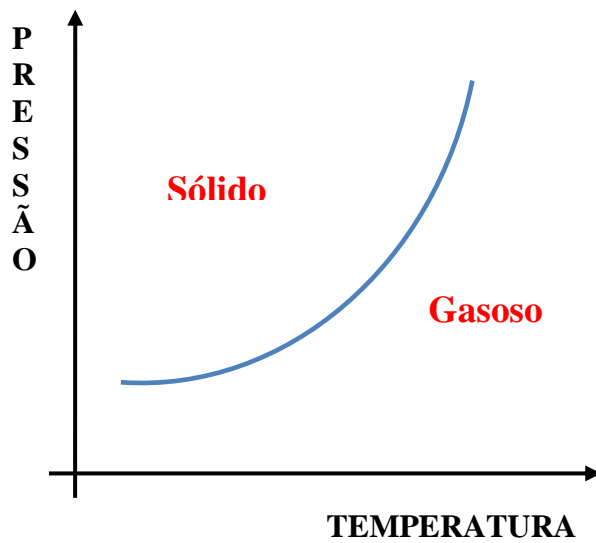
### 3.PRESSÃO X TEMPERATURA DE SUBLIMAÇÃO

Assim como na ebulição,todas as substancias sublimam com aumento de volume.Sendo assim:

Maior pressão  $\Rightarrow$  aumento da temperatura de sublimação

Menor pressão  $\Rightarrow$  redução da temperatura de sublimação

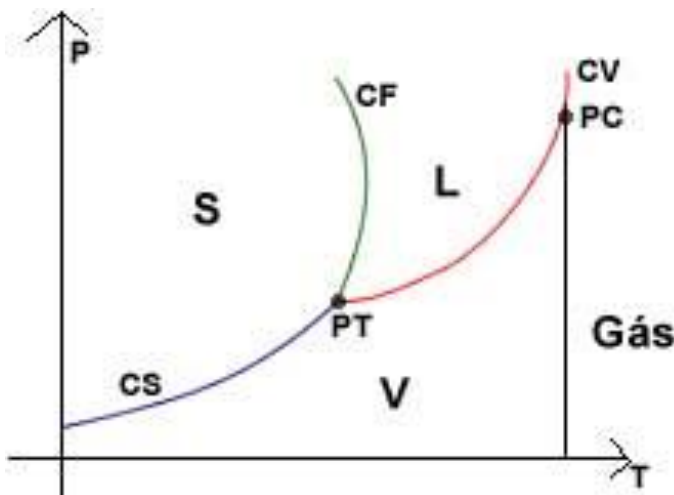
A curva de sublimação tem a forma abaixo



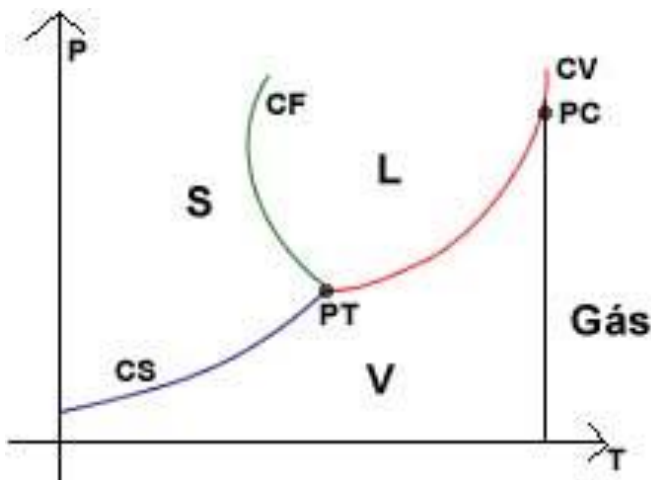
As tres curvas vistas aqui separadamente , formam juntas o diagrama de fases

Diagrama de fases

1º Caso : Substâncias puras em geral:



2º Caso: Exceção (Água , ferro , bismuto e antimônio);



**Legenda:**

- CF: Curva de fusão;
- CV: Curva de Vaporização;
- CS: Curva de Sublimação;
- PT: Ponto Triplo (três fases);
- PC: Ponto Crítico (separa gás de vapor);

**Vale ressaltar que :**

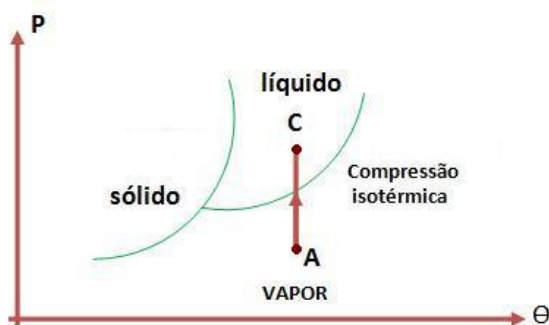
**1- Ponto triplo**

È um ponto em que a uma determinada condição de temperatura e pressão ,os três estados da matéria (sólido, líquido e gasoso) existem ao mesmo tempo em equilíbrio termodinâmico.

**2-Temperatura crítica (ponto crítico)**

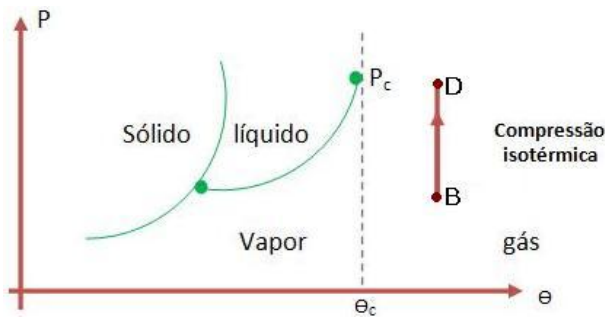
È a temperatura a partir da qual a substancia se encontra no estado gasoso na forma de gás ( separar o vapor do gás). Veja que o estado físico do gás está relacionado com uma situação mais energizada das partículas do sistema gasoso.

**Observe os diagramas abaixo:**



**Podemos perceber que quando a substancia se encontra sobre a forma de vapor, ela pode ser liquefeita por compressão isotérmica(aumentar a pressão mantendo a temperatura constante)**





Já para o gás, por mais que aumentemos a pressão não ocorre uma volta ao estado líquido, se não reduzirmos a temperatura até um valor abaixo da temperatura crítica, ou seja, até que ela se torne vapor. Após esse processo, basta comprimir o gás isotermicamente.

Siga o resumo abaixo para melhor entendimento.

**Vapor:** substância que se **liquefaz** numa **compressão isotérmica** (estado 1 → estado 2)



**Gás:** substância que **não se liquefaz** numa **compressão isotérmica** (estado 3 → estado 4)



### PRESSÃO MÁXIMA DE VAPOR ( $p_{m\acute{a}x}$ )

Colocando-se um **líquido**, a uma determinada temperatura, no interior de um recipiente fechado, o líquido começa a **evaporar** e a **pressão** desse **vapor** começa a **aumentar**.



Após certo tempo, o vapor atinge uma **pressão máxima** que **cessa a evaporação do líquido**. Essa pressão é chamada de **pressão máxima de vapor ( $p_{m\acute{a}x}$ )** e o vapor é denominado de **vapor saturante**

Se **todo o líquido evapora**, porém o vapor **não atinge a pressão máxima de vapor ( $p < p_{m\acute{a}x}$ )**, este é denominado de **vapor seco**.

# Leitura complementar

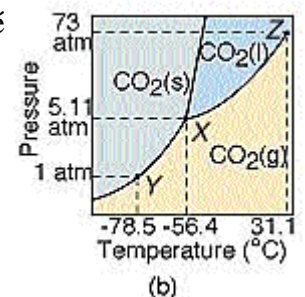
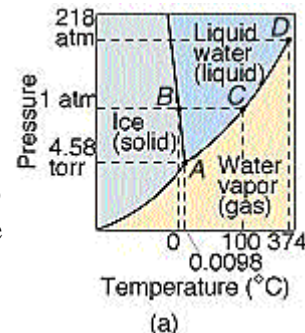
## 1-Diagrama de fases do dióxido de carbono

O diagrama de fases do  $\text{CO}_2$  tem alguns traços em comum com a da água: curva de sublimação, a curva de vaporização, ponto triplo, a temperatura crítica e pressão. Evidentemente, o  $P$  e os valores de  $T$  são exclusivos de dióxido de carbono. Os diagramas de fase de água e dióxido de carbono são comparados aqui.

O ponto triplo da ocorre dióxido de carbono a uma pressão de 5,2 atm (torr 3952) e 216,6 K ( $-56,4^\circ\text{C}$ ). À temperatura de 197,5 K ( $-78,5^\circ\text{C}$ ), a pressão do vapor de dióxido de carbono sólido é de 1 atm (torr 760). A esta pressão, a fase líquida não é estável, o sólido sublima simplesmente. Assim, o dióxido de carbono sólido é denominado **gelo seco**, porque não passam por um estado líquido em sua transição de fase a pressão ambiente.

A temperatura crítica para o dióxido de carbono é  $31,1^\circ\text{C}$ , e a pressão crítica é de 73 atm. Acima da temperatura crítica, o fluido é chamado de super-fluido crítica.

Para ser mais preciso, a ponto de várias partes do diagrama de fases estão mais abaixo. No diagrama de fases de (a)  $\text{H}_2\text{O}$  e (b)  $\text{CO}_2$ , os eixos não estão em escala. Em (a), para a água, observe o ponto triplo A ( $0,0098^\circ\text{C}$ , 4,58 torr), a fusão normal (ou congelação) o ponto B ( $0^\circ\text{C}$ , 1 atm), o ponto de ebulição normal C ( $100^\circ\text{C}$ , 1 atm), e o ponto crítico D ( $374,4^\circ\text{C}$ , 217,7 atm). Em (b), o dióxido de carbono, observe o ponto triplo X ( $-56,4^\circ\text{C}$  e 5,11 atm), o ponto Y normal sublimação ( $-78,5^\circ\text{C}$ , 1 atm), e o ponto crítico Z ( $31,1^\circ\text{C}$ , 73,0 atm).



## 2-Dilatação irregular da água

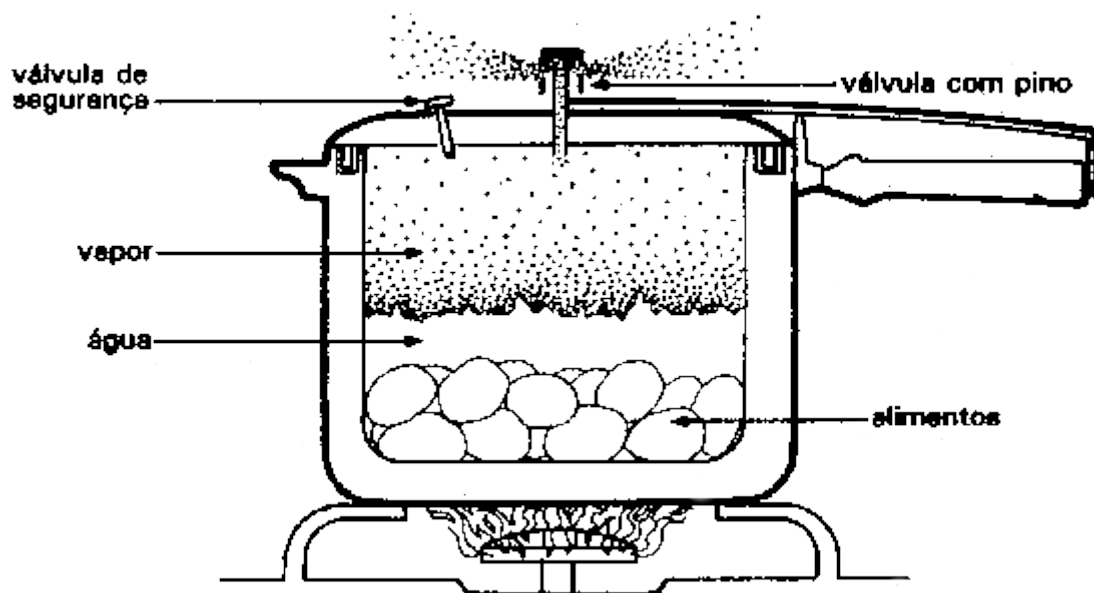
A maioria das substâncias, ao ser aquecida, sofre aumento em seu volume. Outras, no entanto, ao serem aquecidas, sofrem redução em seu volume. A água é um exemplo deste comportamento irregular.

Verifica-se experimentalmente que uma certa massa de água, ao ser aquecida de  $0^\circ\text{C}$  até  $4^\circ\text{C}$ , apresenta uma redução em seu volume. Após  $4^\circ\text{C}$ , a água se dilata normalmente. Isto ocorre porque, no estado sólido, cada molécula da água se liga a outras quatro através de pontes de hidrogênio. Isso forma uma estrutura hexagonal semelhante a um favo de mel, com lacunas entre as moléculas. Quando o gelo se funde, esta estrutura se quebra e os espaços vazios começam a ser preenchidos. A partir de  $4^\circ\text{C}$ , o volume da água vai aumentando com a temperatura em consequência da maior energia cinética das moléculas.

O fato de a água apresentar esse comportamento irregular é muito importante na natureza. É graças a ele que, nos países onde o inverno é rigoroso, os lagos e rios se congelam na superfície, enquanto no fundo permanece água a  $4^\circ\text{C}$ , que se deslocou para esta posição em virtude de sua densidade ser mais elevada nesta temperatura.

### 3. Panela de pressão

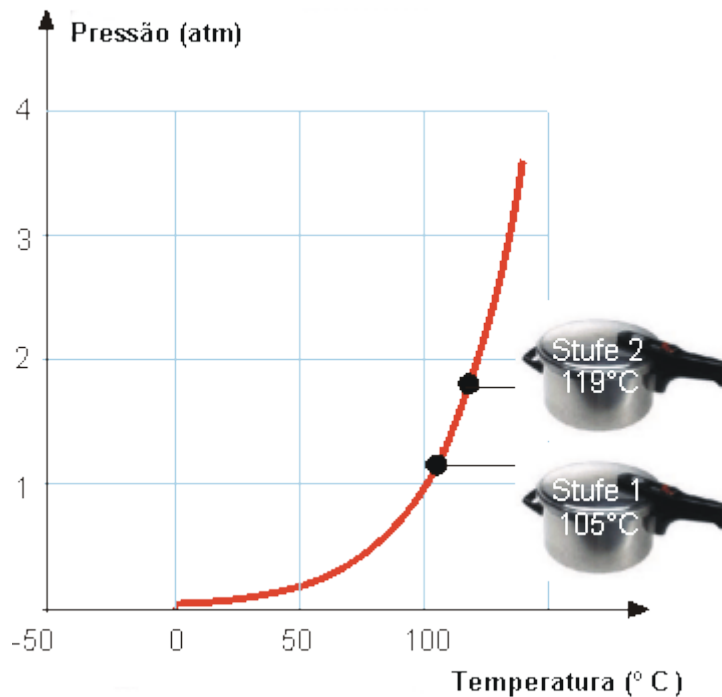
A água ferve normalmente a  $100^{\circ}\text{C}$ , ao nível do mar e num recipiente aberto. Qualquer que seja o tempo que a água demore para ferver nessas condições, a temperatura continuará a mesma. Se você mantiver alta a chama de gás, depois que a água já estiver fervendo, estará apenas desperdiçando gás. O que estiver dentro da água levará o mesmo tempo para cozinhar. O excesso de calor produzirá apenas a evaporação mais rápida da água. É possível, entretanto, tornar a água mais quente que  $100^{\circ}\text{C}$ , aumentando a pressão. É o que fazem as panelas de pressão. Como são recipientes fechados, conservam o calor e a pressão aumenta. Nessas panelas, em vez de ferver a  $100^{\circ}\text{C}$ , a água (e o vapor) atinge temperaturas mais altas, cerca de  $120^{\circ}\text{C}$ . Evidentemente a carne, batata e feijão ou qualquer outro alimento cozinham muito mais depressa. Como o vapor exerce uma pressão considerável, as panelas possuem válvulas de segurança que funcionam quando a pressão atingir um ponto perigoso.



Na figura acima você tem 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; há também uma válvula de segurança, que só abre em situações extremas, quando a válvula central estiver entupida e houver perigo de explosão.

O alimento é colocado na panela, como uma certa quantidade de água. A panela é fechada e levada ao fogo. O calor da chama aquece toda a panela, elevando a temperatura da água até que ela ferva. Como a panela é totalmente fechada, o vapor d'água que se vai formando não pode dispersar e a pressão interna da panela aumenta: torna-se maior que a pressão atmosférica.

O aumento da pressão faz com que a água no interior da panela entre em ebulição, a uma temperatura acima de  $100^{\circ}\text{C}$ . A pressão do vapor d'água, porém, aumenta até certo limite. Superado esse limite, ela se torna suficientemente elevada para que o vapor levante o pino da válvula central e comece a sair da panela. A partir desse momento, a pressão do vapor se estabiliza porque é controlada pelo escapamento do vapor através da válvula. Em consequência, a temperatura no interior da panela também não aumenta mais.



A panela de pressão foi inventada pelo físico francês Denis Papin, que 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 a gelatina comestível. 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.

Fonte: <http://www.vocesabia.net/ciencia/como-funciona-a-panela-de-pressao>