

## TEORIA CINÉTICA DOS GASES

### META

Fazer com que o estudante comece a pensar no ensino de ciências como algo “orgânico” que está em profunda transformação. Fazer com que os alunos percebam, através de um texto básico complementado com atividades lúdicas, *applets* de ensino, vídeos, que o conceito de máquina térmica pode ser apreendido de forma simples e divertida. Que os estudantes percebam que a terminologia está intimamente ligada à tecnologia dos motores e refrigeradores.

### OBJETIVOS

Ao final desta aula, o aluno deverá:

estar cientes das novas possibilidades e dos desafios que envolvem o ensino de ciências em geral. Estes, também, devem ter compreendido que as ciências naturais estão baseadas na experimentação e que esta é feita de ensaios, experiências e medidas e que estas levam a compreensão e matematização dos conceitos físicos (naturais em geral). Que o conceito da Teoria Cinética dos gases é de fundamental importância na compreensão dos fenômenos naturais e na interpretação do mundo microscópico dos gases em termos de um modelo mecânico.

### PRÉ-REQUISITOS

Os alunos deveram ter cursado psicologia da educação física A e B

### INTRODUÇÃO

Vamos nesta aula apresentar a teoria cinética dos gases e em seguida, como aplicação, apresentaremos a teoria dos estados de agregação da matéria em função deste modelo mecânico. Por que modelo mecânico da matéria? Por que neste modelo se faz a suposição de que a matéria é constituída de partículas microscópicas, denominadas de átomos e moléculas, que se movem dentro de uma caixa e que o espaço envolve esta? Exemplo, um quarto, um vidro, uma bacia ou a própria atmosfera.

É bom frisar que apesar de não ser ministrado no ensino médio, o paradigma mecanicista está embutido na maioria das explicações, modelos, que fazemos de nosso mundo físico. Assim, é de fundamental importância que abordemos esse assunto e que fique claro para você que sem percebemos estamos usando modelos que os nossos alunos não dominam ou desconhecem.

### TEORIA [UFSM]

Os gases não têm formas permanentes nem volumes definidos porque tendem a preencher completamente os recipientes onde são colocados. Os gases têm alta compressibilidade e nas mesmas condições exercem aproximadamente a mesma pressão.

A teoria cinética explica de modo satisfatório essas e outras propriedades dos gases a partir de um modelo microscópico em que um gás é descrito como composto de um grande número de partículas não interagentes em contínuo movimento, colidindo umas com as outras e com as paredes do recipiente.

Como o volume ocupado pelas partículas é muito menor do que o volume do recipiente, as forças exercidas pelas partículas umas sobre as outras são muito pouco efetivas. Isso explica a alta compressibilidade do gás e a tendência que as partículas têm de ocupar todo o volume disponível.

A pressão do gás é compreendida em termos da taxa de transferência da quantidade de movimento das partículas para as paredes do recipiente por causa das colisões, e a temperatura em termos da energia cinética média das partículas.

A teoria cinética é uma teoria microscópica em que as leis da mecânica newtoniana são consideradas verdadeiras em escala molecular. Mas como um gás é descrito como composto de um número extremamente grande de partículas, não se pode pretender especificar as posições e as velocidades de cada uma dessas partículas e tentar aplicar as leis de Newton para calcular os valores individuais das grandezas físicas de interesse.

Ao invés disso, procedimentos estatísticos são usados para calcular valores médios. De qualquer forma, o que se mede experimentalmente são valores médios e os resultados da teoria concordam muito bem com os dados experimentais.

## MODELO PARA UM GÁS IDEAL

Todo modelo é uma construção imaginária que incorpora apenas as características consideradas importantes para a descrição do sistema físico em questão.

Estas características são selecionadas intuitivamente ou por conveniência matemática.

A validade de um modelo é determinada pela experimentação.

O modelo da teoria cinética para um gás ideal se baseia nas seguintes hipóteses.

- O gás é constituído por um número muito grande de partículas (moléculas) em movimento desordenado.
- As forças intermoleculares são desprezíveis, isto é, as moléculas exercem ações apenas nas colisões mútuas e com as paredes do recipiente e o seu movimento, entre colisões sucessivas, é retilíneo e uniforme.
- As colisões são elásticas e de duração desprezível.
- As dimensões das moléculas são muito menores do que a distância média entre elas e o seu volume próprio pode ser desprezado frente ao volume do recipiente.
- O movimento das moléculas que constituem o gás se dá segundo as leis de Newton.

A característica mais importante desse modelo da teoria cinética é que as moléculas, na maior parte do tempo, não exercem forças umas sobre as outras, exceto quando colidem. Para justificar essa característica considere-se o seguinte.

Segundo a lei das pressões parciais de Dalton, a pressão total de uma mistura de gases é a soma das pressões que cada gás exerceria se os demais não estivessem presentes. Isto significa que são desprezíveis as forças entre as moléculas de um gás e as moléculas dos outros gases da mistura.

Agora, pensando em um gás como uma mistura de dois gases idênticos, pode-se concluir que são desprezíveis as forças entre suas próprias moléculas.

Assim, todas as propriedades macroscópicas óbvias de um gás são conseqüências primárias do movimento das suas moléculas e é por isso que se fala em teoria cinética dos gases.

As conseqüências mais importantes desse modelo cinético são as relações:

$$PV = \frac{2}{3}N \left\{ \frac{1}{2} m[v^2] \right\}$$

$$\frac{1}{2} m[v^2] = \frac{3}{2}kT$$

onde  $P$  representa a pressão,  $V$ , o volume,  $T$ , a temperatura *Kelvin*,  $N$ , o número de moléculas do gás,  $k$ , a constante de *Boltzmann*, e  $[v^2]$ , o valor médio dos quadrados dos módulos das velocidades de translação.

A primeira expressão relaciona a pressão do gás à energia cinética média de translação das suas moléculas.

A segunda expressão relaciona a temperatura absoluta (*Kelvin*) a essa mesma energia cinética média.

Se a pressão de um gás aumenta (a volume constante), a energia cinética média de suas moléculas aumenta e, também, a sua temperatura.

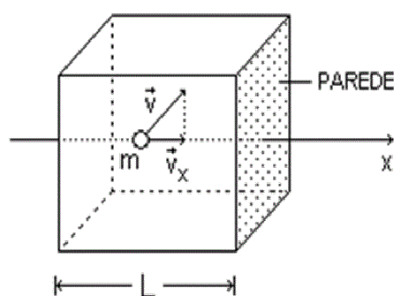
## PRESSÃO

A expressão que relaciona a pressão de um gás ideal à energia cinética média de translação das suas moléculas:

$$PV = \frac{2}{3} N \left\{ \frac{1}{2} m [v^2] \right\}$$

pode ser deduzida pela teoria cinética porque esta relaciona a pressão do gás às variáveis microscópicas do movimento das suas moléculas considerando a pressão exercida pelo gás sobre as paredes do recipiente que o contém como devida aos choques de suas moléculas contra estas paredes.

Como a pressão é a mesma em todas as paredes do recipiente, basta considerar a pressão em uma única parede. Assim, considere-se uma molécula de massa  $m$  que se move em um recipiente cúbico.



A distância  $d$ , percorrida no intervalo de tempo  $\Delta t$ , e  $n'$ , o número de colisões da molécula contra a parede em questão durante o mesmo intervalo de tempo  $\Delta t$ , são:

$$d = v_x \Delta t$$

e

$$n' = d / 2L = v_x \Delta t / 2L$$

onde  $v_x$  é o módulo da componente da velocidade da molécula ao longo do eixo x e L, o comprimento da aresta do cubo.

Se  $\Delta t'$  é o intervalo de tempo entre duas colisões sucessivas:

$$\Delta t' = 2L / v_x$$

o módulo da força que a parede exerce sobre a molécula em uma colisão é:

$$F' = ma = m [ (-v_x) - (v_x) ] / \Delta t' = -2mv_x / \Delta t'$$

Pela terceira lei de Newton, o módulo da força exercida pela molécula sobre a parede em uma colisão é:

$$F = -F' = 2mv_x / \Delta t' = mv_x^2 / L$$

e o módulo da força total sobre a parede devido a todas as N moléculas é:

$$F_T = m (v_{1x}^2 + v_{2x}^2 + \dots + v_{Nx}^2) / L = mN [v_x^2] / L$$

onde  $[v_x^2]$  é o valor médio dos quadrados dos módulos das componentes das velocidades das moléculas do gás ao longo do eixo x.

Sendo  $A = L^2$  a área da parede considerada, a pressão do gás sobre essa parede é:

$$P = F_T / A = mN [v_x^2] / V$$

onde V é o volume do recipiente.

Mas,  $v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$ . E como existe, no recipiente, um número muito grande de moléculas que se movem de maneira completamente aleatória:

$$[v_x^2] = [v_y^2] = [v_z^2]$$

e

$$[v^2] = 3 [v_x^2]$$

e se pode escrever:

$$PV = N \{ \frac{1}{2} m[v^2] \}$$

Aqui,  $mN = M$  é a massa do gás e  $[v^2]$  é o valor médio do quadrado das velocidades moleculares.

Esta expressão relaciona a pressão de um gás ideal com a energia cinética média de translação das suas moléculas. Este resultado continua verdadeiro mesmo levando-se em conta as colisões entre moléculas. Nas

colisões elásticas entre partículas idênticas existe a troca das velocidades. Assim, se uma molécula é desviada de sua trajetória antes de colidir com a parede, outra toma o seu lugar.

E o resultado é, também, independente da forma do recipiente. Dado um recipiente qualquer, pode-se imaginar no seu interior uma região cúbica e, para esta, vale a demonstração dada acima. E como a pressão é a mesma em todos os pontos do recipiente se o gás está em equilíbrio, a pressão calculada também vale para as paredes, qualquer que seja a sua forma.

## TEMPERATURA

A expressão que relaciona a temperatura absoluta do gás ideal à energia cinética média de translação das suas moléculas pode ser deduzida da seguinte forma.

A pressão de um gás ideal está relacionada à energia cinética média de translação das suas moléculas pela expressão:

$$PV = N \left\{ \frac{1}{2} m[v^2] \right\}$$

Sendo  $N_A$  o número de Avogadro,  $k$ , a constante de Boltzmann, e  $n$ , o número de mols do gás, como  $N = nN_A$  e  $N_A = R / k$ , a expressão acima pode ser escrita:

$$PV = nR \left( \frac{2}{3k} \right) \left\{ \frac{1}{2} m[v^2] \right\}$$

Para que esta expressão, dada pela teoria cinética, esteja conforme a equação de *Clapeyron*  $PV = nRT$ , deve ser verdade que:

$$kT = \frac{1}{2} m[v^2]$$

ou seja, a energia cinética média das moléculas de um gás ideal deve ser diretamente proporcional à temperatura absoluta deste gás.

Costuma-se dizer que a temperatura é uma medida da energia cinética média das moléculas do gás.

Conforme a lei zero da termodinâmica, a temperatura deve estar relacionada com uma grandeza física que caracterize o estado de um gás e que seja igual para dois gases quaisquer que se encontrem em equilíbrio térmico. Assim, é a energia cinética média do movimento de translação das moléculas do gás que possui esta propriedade excepcional.

Se as energias cinéticas médias das moléculas de dois gases são iguais, não existe, em termos médios, qualquer fluxo de energia entre esses gases.

## ENERGIA INTERNA

A soma de todas as energias cinéticas e energias potenciais de todas as partículas que constituem o sistema em questão é chamada de energia interna do sistema.

No caso de um gás ideal, a energia interna é simplesmente a soma das energias cinéticas das moléculas que o constituem.

## EQÜIPARTIÇÃO DA ENERGIA

No modelo cinético para um gás ideal, cada molécula possui apenas movimento de translação.

Como este movimento pode ser decomposto em três movimentos ortogonais, afirma-se que cada molécula tem três graus de liberdade.

Por outro lado, da expressão:

$$kT = \frac{1}{2} m[v^2]$$

pode-se ver que, para cada grau de liberdade de translação, cada molécula tem uma energia  $\frac{1}{2} kT$ .

Assim, a energia interna de um gás ideal, isto é, a soma das energias cinéticas das  $N$  moléculas que o constituem, pode ser escrita:

$$U = N \left\{ \frac{1}{2} m[v^2] \right\} = 3N \left\{ \frac{1}{2} kT \right\}$$

Para a descrição dos gases reais, principalmente quanto aos seus calores específicos, é necessário levar em conta outros graus de liberdade como, por exemplo, os graus de liberdade de rotação (para moléculas não esféricas) e de vibração (para moléculas não rígidas).

Se o resultado acima for estendido a estes outros graus de liberdade, pode-se enunciar o teorema de equi-partição de energia:

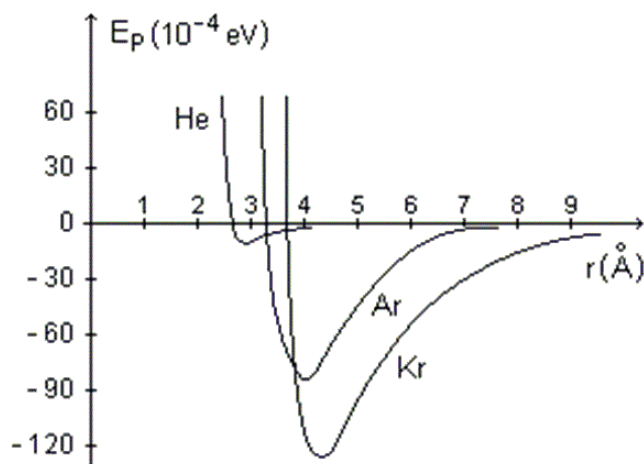
A cada grau de liberdade de cada molécula, qualquer que seja a natureza do movimento correspondente, está associada uma energia  $\frac{1}{2} kT$ .

## FORÇAS INTERMOLECULARES

As moléculas exercem atração umas sobre as outras quando separadas por distâncias da ordem de alguns *angstroms* e a intensidade destas forças diminui rapidamente à medida que as distâncias intermoleculares aumentam. Em outras palavras, as forças intermoleculares têm alcances muito curtos.

Quando as moléculas estão muito próximas umas das outras, elas se repelem e a intensidade desta força de repulsão aumenta muito rapidamente à medida que diminui a separação intermolecular.

Estas características das forças intermoleculares são representadas indiretamente pela curva da energia potencial de um par de moléculas em função da distância entre seus centros de massa.



A figura mostra as curvas de energia potencial para três gases inertes.

Como, a 20 °C,  $kT = 253 \times 10^{-4} \text{ eV}$ , o valor da energia potencial é bem menor que o valor de  $kT$  para temperaturas ordinárias, desde que as moléculas não estejam muito próximas umas das outras.

E pelo fato de as moléculas estarem em geral bastante separadas a pressões ordinárias, a energia potencial média de interação é muito menor do que a energia cinética média e, em consequência, é esta última que é grandemente responsável pelo comportamento observado dos gases. Isso explica o sucesso do modelo cinético dos gases.

## ESTADOS FÍSICOS OU AGREGAÇÃO DAS MOLÉCULAS [MARCELO]

A matéria pode ser encontrada em três estados: sólido, líquido e gasoso. O que determina o estado em que a matéria se encontra é a proximidade das partículas que a constitui e a força de sua ligação. Essa característica obedece a fatores como:

Força de Coesão: faz com que as moléculas se aproximem umas das outras.

Força de Repulsão: faz com que as moléculas se afastem umas das outras.

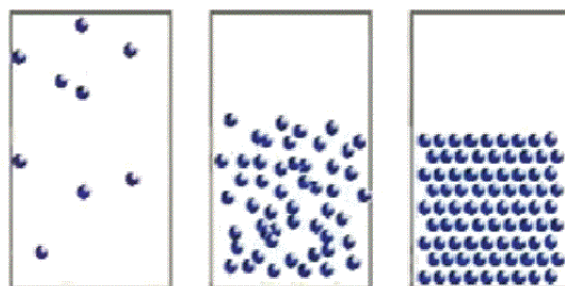
**Solid, Liquid, Gas:  
Molecular Scale**

Figura 9.1 – Sólido, Líquido e Gás. Escala Molecular

Esses estados de agregação da matéria também são chamados de estados físicos da matéria e dependem da temperatura e pressão.

. Importante: O volume, a densidade e a forma de um composto, podem variar de acordo com a temperatura.

Para cada substância existe uma faixa de temperatura e pressão na qual ela mantém seu estado físico como sólido, líquido ou gasoso, mudando apenas de fase de agregação.

Exemplo: a substância água, à temperatura inferior ou igual a  $0^{\circ}\text{C}$ , submetida à pressão de 1atm, se encontra na fase sólida; entre  $0^{\circ}\text{C}$  e  $100^{\circ}\text{C}$ , submetida à mesma pressão, se encontra na fase líquida e a temperaturas acima de  $100^{\circ}\text{C}$ , também submetida à mesma pressão, passará para a forma de vapor de água, ou seja, fase gasosa.

**FASE GASOSA**

Como expomos acima, nesta fase as partículas da substância estão com maior energia cinética. Elas ficam muito distantes umas das outras. Movem-se com muita velocidade e colidem entre si. Nesse estado elas não estão ligadas e só interagem no momento da colisão.

Um gás qualquer colocado dentro de uma garrafa de 1litro adquire a forma da garrafa e seu volume será de 1litro. Podemos dizer que uma substância na fase gasosa possui forma e volume variáveis.

Por que os gases são compressíveis? Sabendo que os gases (ao contrário dos líquidos e sólidos) não têm volume fixo, com um aumento de pressão podemos comprimi-los, ou reduzir o seu volume. Os gases são compressíveis porque há muito espaço entre as partículas que os compõem.



Figura 9.2 - Os três estados físicos básicos da matéria. Fonte: Portal SãoFrancisco.

### FASE LÍQUIDA

Na fase líquida as partículas, átomos ou moléculas, estão um pouco mais ligados em relação às partículas da fase gasosa, mas não totalmente unidas. Não há nenhum arranjo definido. A energia cinética é intermediária entre a fase gasosa e a fase sólida.

As partículas nos líquidos “deslizam” umas sobre as outras e se movem. Isto é o que proporciona a fluidez no líquido. Essa fluidez denominamos de viscosidade. Todos os líquidos podem fluir, e alguns mais que os outros. A água, por exemplo, flui com mais facilidade que o mel. Então dizemos que a água tem baixa viscosidade e que o mel tem alta viscosidade. Os líquidos com baixa viscosidade oferecem menor resistência para fluir.

### FASE SÓLIDA

Na fase sólida, as partículas que formam a substância não possuem energia cinética de translação possuindo somente energia cinética de vibração; elas permanecem praticamente imóveis, unidas por forças de atração mútuas e dispostas, em geral, de acordo com um arranjo geométrico definido.

No caso das moléculas de água, esse arranjo é em forma de anéis, no qual sempre há um átomo de hidrogênio entre dois de oxigênio. O arranjo das moléculas de água, na fase sólida, é o responsável pelo aumento do seu volume. Então, ao se congelar, a água se expande, formando o gelo que é menos denso que a água na fase líquida.

Um bloco de mármore, sobre uma mesa, muda de forma e volume com o passar do tempo? Podemos concluir que uma substância sólida possui forma e volume próprios.

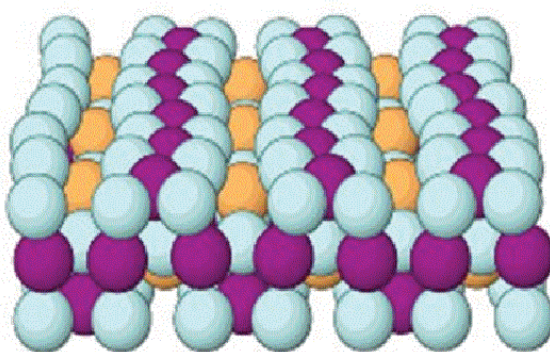


Figura 9.3 - Estrutura cristalina do sólido. Fonte: cq.ufam.edu.br

## MUDANÇA DE FASES E GRÁFICOS

No nosso dia-a-dia observamos que o gelo se derrete sob a ação do calor transformando-se em água. A água ferve sob calor mais intenso transformando-se em vapor d'água. A água, neste caso, apresenta três estados: sólido, líquido e gasoso. São também chamados de estados físicos ou estado de agregação da matéria. Quando se transformam de um estado para o outro chamamos de Mudança de Estados Físicos. Cada transformação recebe um nome

sólida

líquida



vapor

sólida

líquida

vapor

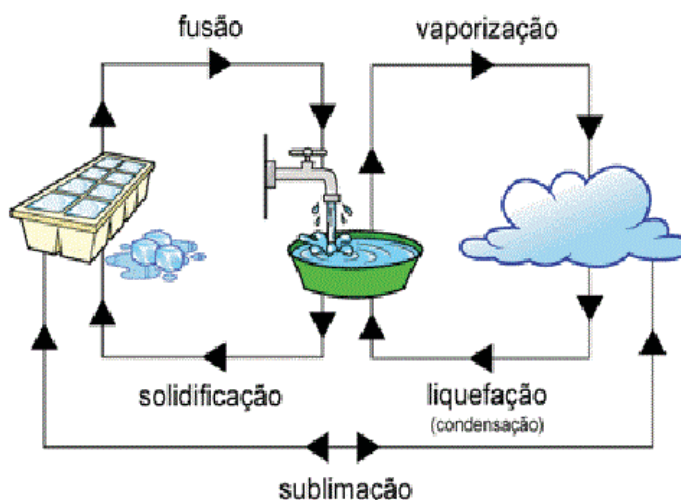
Fusão – mudança do estado sólido para o líquido.

Vaporização – mudança do estado líquido para o gasoso.

Liquefação ou Condensação – mudança do estado gasoso para o líquido.

Solidificação – mudança do estado líquido para o sólido.

Sublimação – mudança do estado sólido para o gasoso e vice-versa.



Fonte: [cienciaparavida.blogspot.com](http://cienciaparavida.blogspot.com)

A fusão obedece a algumas leis:

- uma determinada substância funde-se sempre na mesma temperatura, em determinada pressão. Essa temperatura é o ponto de fusão (PF)

A água se funde a  $0^{\circ}\text{C}$  e o ferro a  $1500^{\circ}\text{C}$ .

- durante a fusão, a temperatura permanece constante, ou seja, não é alterada.
- durante a fusão, as substâncias aumentam de volume, exceto a água, ferro e a prata.



Figura .9.4 - Curva de Aquecimento. (Fonte: <http://educacao.uol.com.br>).

A temperatura em que uma substância começa a se solidificar é a mesma que ela começa a se fundir. O ponto de solidificação é o mesmo que o ponto de fusão.

A mudança da fase líquida para gasosa é dada de três maneiras. A evaporação é um processo mais lento que ocorre sem temperatura e pressão determinada. A ebulição é um processo rápido e depende de cada substância que possui a sua temperatura e pressão já determinada. É caracterizada pelo aparecimento de grande quantidade de bolhas.



Figura 9.5 - Curva de Aquecimento. (Fonte: <http://educacao.uol.com.br>).

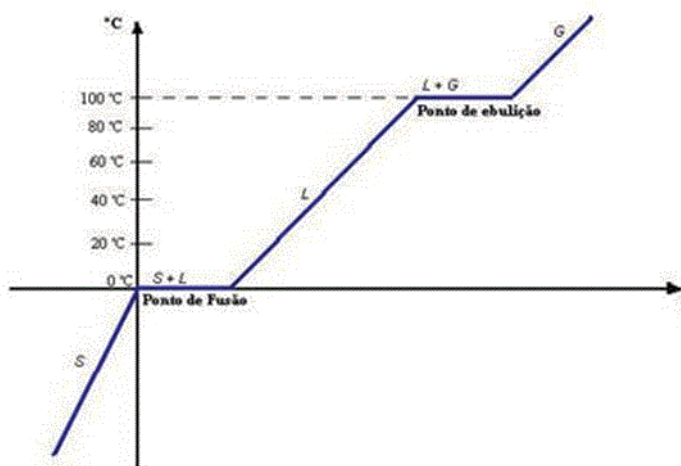
A ebulição obedece a algumas leis:

- as substâncias entram em ebulição sempre na mesma temperatura.
- durante a ebulição, a temperatura segue inalterada.

Usamos o termo liquefação para indicar o aumento de pressão, transformando o sólido em gás.

A sublimação é um processo desencadeado a partir de uma temperatura e pressão determinadas e não passa pela fase líquida.

Gráfico das Mudanças de Estados Físicos:



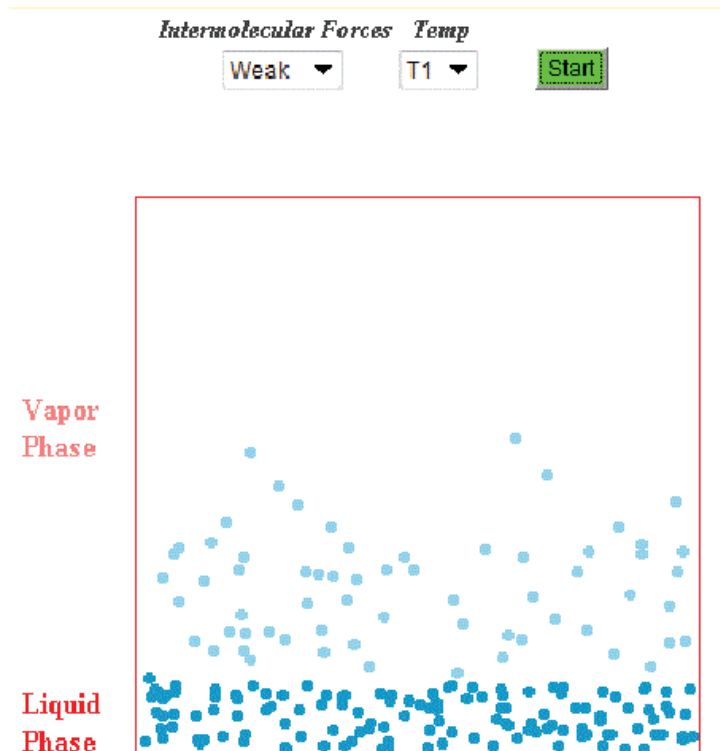
## ATIVIDADES

Analise os *Applets* de Ensino abaixo

1. *Virtual Chemistry Experiments*

<http://www.chm.davidson.edu/ronutt/che115/phase/phase.htm>

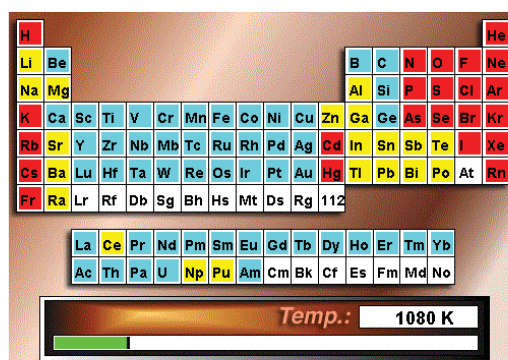




2. Site de ensino administrado pelo professor W. Bauer. (Fonte: <http://www.lon-capa.org>).

java applet

### Applet: Phase Transition Temperatures

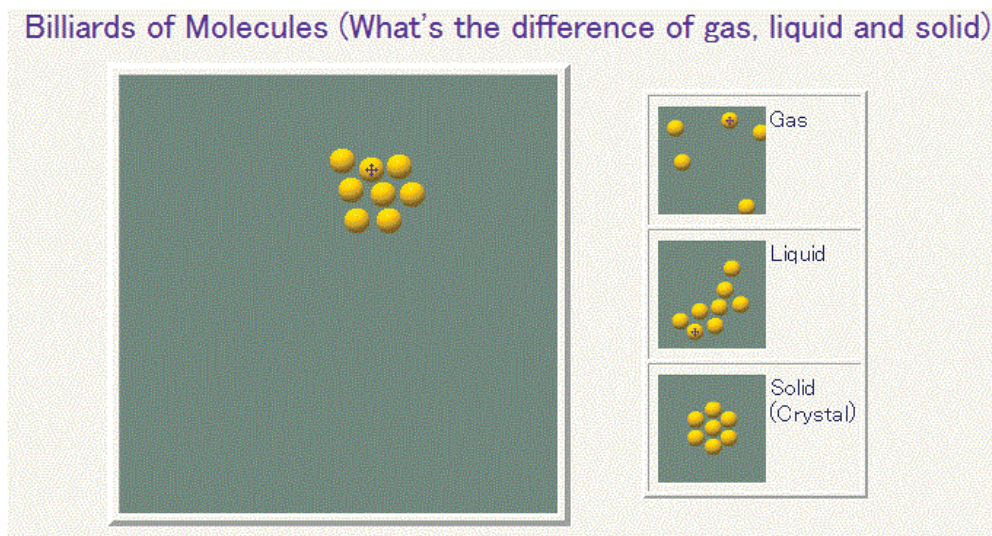


In this applet you can visualize the melting and boiling temperatures for all elements - where known. Shown is the periodic table, where all elements are color-coded: blue for solids, yellow for liquids, and red for gases. The elements in white do not have stable isotopes, and their phase transition temperatures are not known.

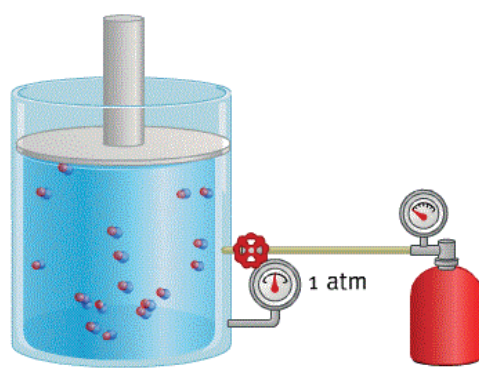
The applet initially assumes room temperature, 298 K = 25°C. You can change the temperature by pressing the arrow keys on your keyboard ("right": +15 K, "left": -15 K). Of course, you can also adjust the temperature by dragging the temperature slider with your mouse.

Se você arrastar o cursor verde acima, que significa que você está mudando a temperatura, a cor da tabela periódica também irão mudar, indicando o estado físico de cada elemento. Azul para sólidos, amarelo para líquidos e vermelho para gases.

3. Site de ensino administrado pelo professor Noriyoshi Kato. <http://www2.biglobe.ne.jp/~norimari/science/JavaApp/Mole/e-Mole.html>

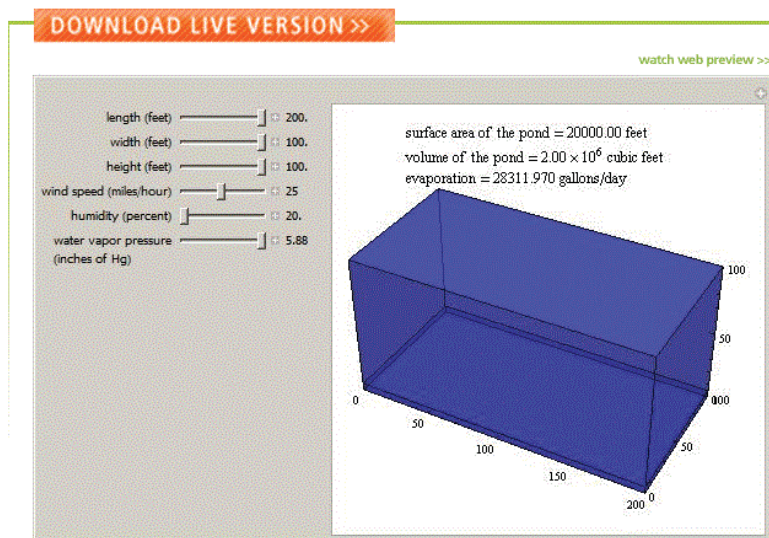


4. Site de ensino administrado pelo professor Raymond Shang. <http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/flash.mhtml>  
<http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/gasesv6.swf>

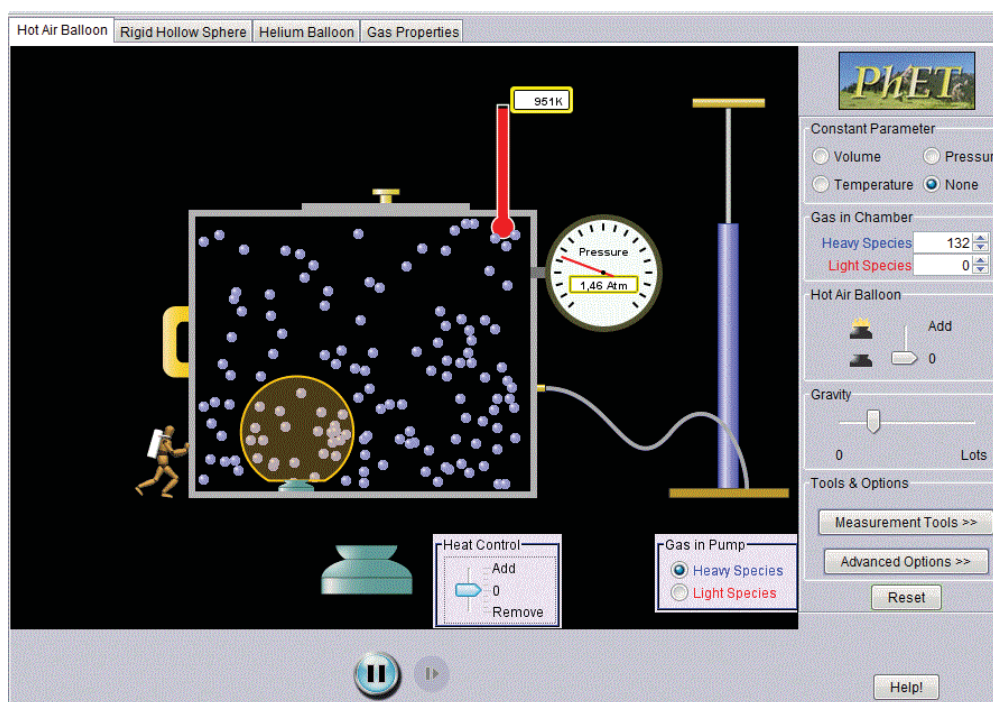


5. Projeto Wolfram - <http://demonstrations.wolfram.com/topic.html?topic=Physics&start=21&limit=20&sortmethod=recent>

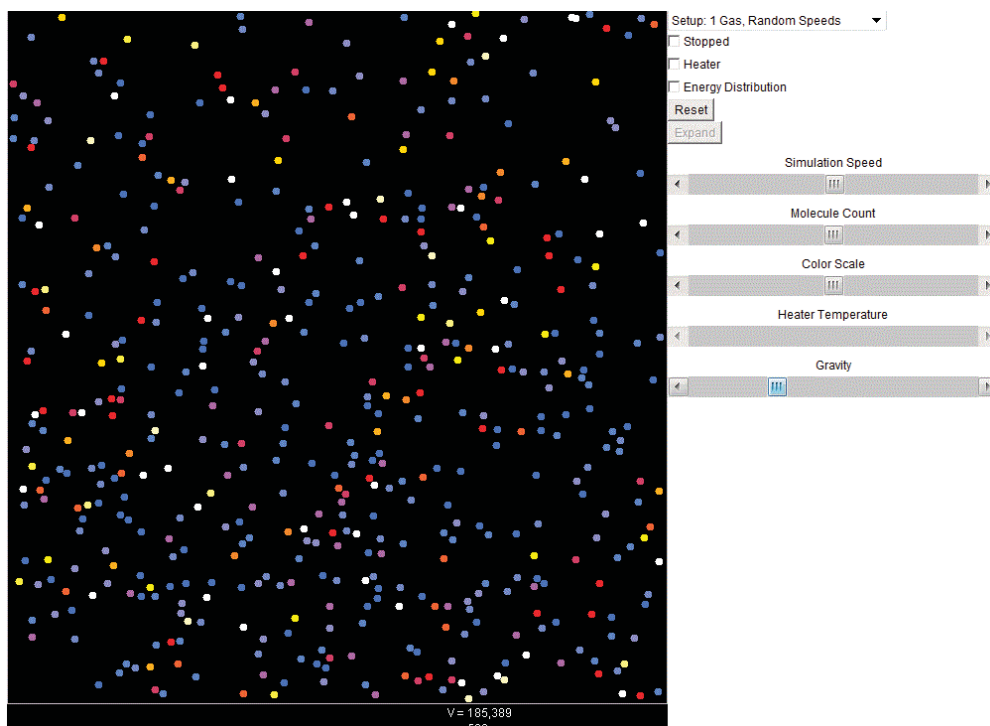
## Evaporation of Water from a Pool or Pond



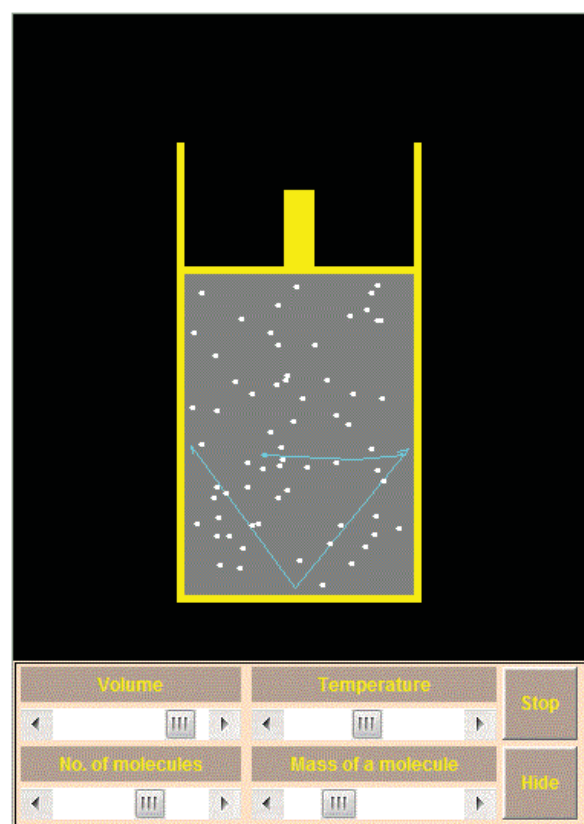
### 6. Projeto PhET -



### 7. Página do Professor Falstad.(Fonte: <http://www.falstad.com>).



8. General Physics Java Applets <http://surendranath.tripod.com/Applets/Heat/MolMotion/MolMotionApplet.html>

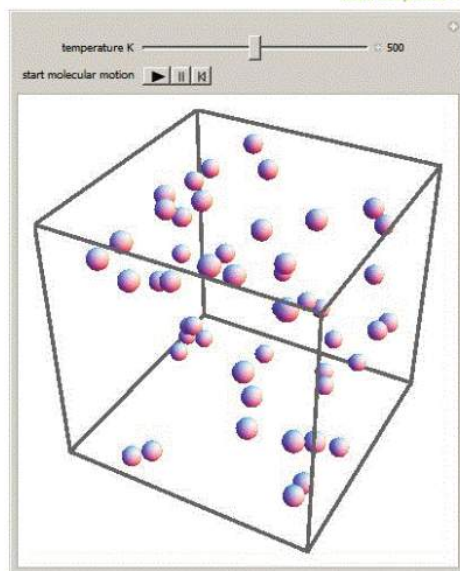


9. Projeto Wolfrand - <http://demonstrations.wolfram.com/query=molecular+motion+in+solids>

## Molecular Motion in Solids, Liquids, and Gases

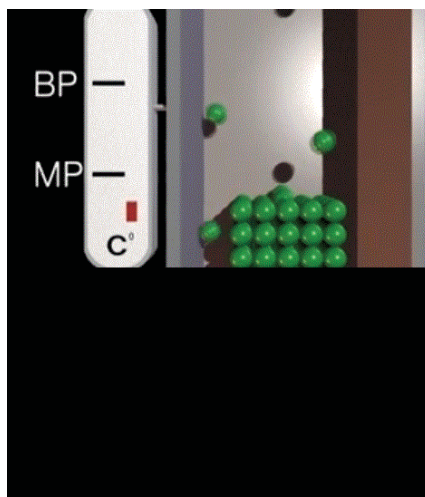
DOWNLOAD LIVE VERSION >>

watch web preview >>

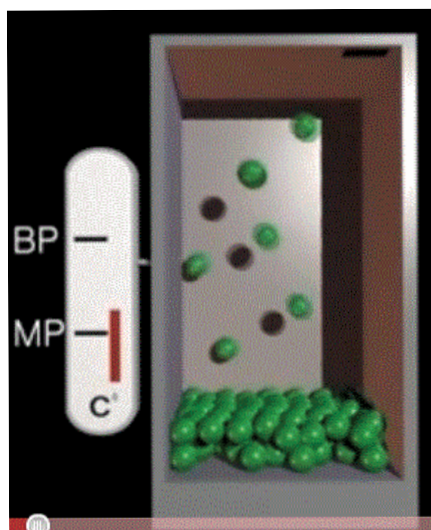


### VÍDEOS AULAS

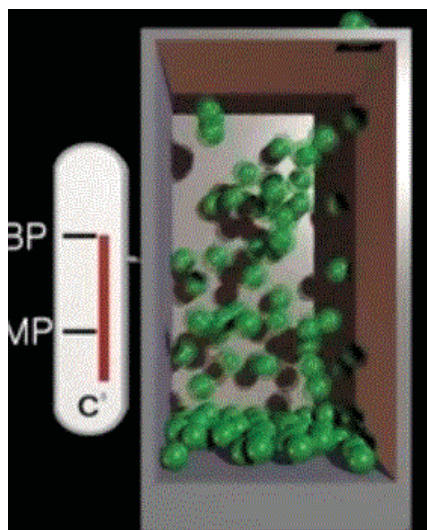
1. Novo Telecurso - Ensino Médio - Física - Aula 25 (1 de 2) - <http://www.youtube.com/watch?v=SfjKqwBDqYo>
2. canal seesunflower - <http://www.youtube.com/user/SeeSunflower#p/c/B74F9C00A6728BC3>
3. Helder Santos; iPed - <http://www.youtube.com/watch?v=BAKKcaw5v1A>
4. Prof. Noronha – gratisvideoaulas - [http://www.youtube.com/watch?v=G\\_\\_Oo-umZKk&feature=related](http://www.youtube.com/watch?v=G__Oo-umZKk&feature=related)
5. Video com animação - <http://www.youtube.com/watch?v=dHRLdx7v1pA&feature=related>



Fase sólida



Fase líquida



Fase gasosa

## ATIVIDADES

1. Quando você explica os três estados básicos da matéria sem usar o modelo da teoria cinética dos gases, que modelo está se usando?
2. Podemos explicar o fenômeno de expansão de um saco de pipoca em um forno de microondas em termos de um modelo de partículas em movimento e ganhando volume? Explique.
3. Tome um saco de supermercado ou de lixo e coloque dentro dele 6 pedrinhas, feche-o e depois o chacoalhe. Depois retire as pedrinhas e coloque 6 limões ou laranjas e chacoalhe novamente.
  - a) O que aconteceu com as colisões das paredes do saco? Relacione a intensidade do impacto com a massa inercial e tamanho das partículas.



- b) Podemos fazer uma comparação desse fenômeno com a pressão de um gás?
4. Por que quando saímos do mar ou de um banho parece que a temperatura do ambiente está mais fria?
5. Por que a gasolina se evapora mais rapidamente que a água?
6. Tome uma caixa bem larga e coloque nela várias bolinhas. Coloque uma diferente ou com uma marca e chacoalhe a caixa e observe qualitativamente o que o ocorre com o trajeto da bolinha diferente. Compare seu movimento com a do *applet 3 (General Physics Java Project)*
7. Faça uma pesquisa sobre o que é o movimento *Browniano*.
8. Explique, usando a teoria cinética dos gases, como o perfume de uma flor chega até ao nosso nariz. Tome o exemplo de uma flor a dois metros de nós.
9. Pegue um talco ou pó de giz e espalhe no ar. Observe se algumas partículas flutuam momentaneamente no ar. Explique o fenômeno.

### COMENTÁRIO SOBRE AS ATIVIDADES

Os alunos e futuros professores devem ter sentido dificuldade em fazer o experimento sugerido pelo professor Luiz Ferraz Neto. Isso é normal já que nem todos nós temos facilidade em manusear ou adquirir alguns dos materiais. Mas devem ter observado pelos experimentos aqui propostos que podemos fazer muita coisa de forma simples e engenhosa. Que não precisamos ficar presos à literatura.

Os futuros professores devem ter ficado cientes que a teoria cinética dos gases está na base toda a construção mecânica das explicações e modelos que usamos para explicar os estados de agregação da matéria. Eles devem ter percebidos que existe muito material de apoio na *internet*, principalmente *applets* de ensino. Que o tema teoria cinética dos gases pode ser muito bem explorado em sala de aula.

Estes devem, através de vídeo aulas, percebidos que mesmo alguns projetos sérios não conseguem se afastar do conceito das aulas teóricas baseadas na exposição de conceitos e na resolução de exercícios.

Respostas as questões

1. O fenomenológico.
2. Sim, e só lembrar que as pipocas vão explodindo e aumentando de volume. Que nesta explosão ela ganha energia cinética que transfere para o saco por colisão.
3. Eles têm que fazer os experimentos e comentar.
4. Porque a evaporação retira calor do nosso corpo.
5. Porque a energia de ligação das moléculas da gasolina é menor que das moléculas de água.

6. Eles têm que fazer os experimentos e comentar.
7. Tem que fazer a pesquisa.
8. O perfume chega às nossas narinas pelo movimento *Browniano*.
9. Eles têm que perceber que as moléculas do ar colidem com as partículas de pó e a sustentam momentaneamente no ar.

## CONCLUSÃO

Mostramos através de um texto simples complementado com alguns experimentos de baixo custo e vários *applets* de ensino, que o conceito da teoria cinética dos gases ideais pode ser ensinado de forma lúdica e menos teórica. Também ficou claro que esta lei é um tema que envolve muitos fatos (experiências) corriqueiros e cotidianos e que podemos torná-lo um tema mais atraente e menos decorativo para os alunos.

Deve ter ficado claro para o futuro professor que os conceitos e paradigmas envolvidos na teoria cinética dos gases ideais está envolvida na explicação dos fenômenos termodinâmicos.

Estes devem ter ficado cientes que existem diversos materiais de apoio ao ensino de física, como ludotecas e vídeos aulas, que podem ser usados como reforço no aprendizado.

## RESUMO

Apresentamos aqui um texto simples sobre a teoria cinética dos gases recheado de *applets* de ensino. Complementamos este com alguns experimentos de baixo custo elaborados por nós mesmos e por outros retirados de diversos sites de ensino – principalmente do *site* feira de ciências. Mostramos que existem vários vídeos aulas, alguns feitos de forma profissional, que devem ser sugeridas aos seus futuros alunos.

Mostramos que, devido a sua grande importância, existem vários *sites* de ensino com *applets* sobre esse tema. Que este tema não deve ser negligenciado em um curso de física.

## REFERÊNCIAS

- Marcelo – Portal de química. <http://www.soq.com.br/conteudos/ef/substancias/p1.php>
- Projeto GEF. UFSM. <http://www.ufsm.br/gef/index.html>
- Halliday, D., Resnick, R., Walker, J.; **Física**, Vol. 2, Livros Técnicos e Científicos Editora, Rio de Janeiro, 1996
- Tipler, P.A.; **Física (Para Cientistas e Engenheiros), Vol.2, Gravitação Ondas e Termodinâmica**, 3a Ed., Livros Técnicos e Científicos Editora S.A., 1995.

