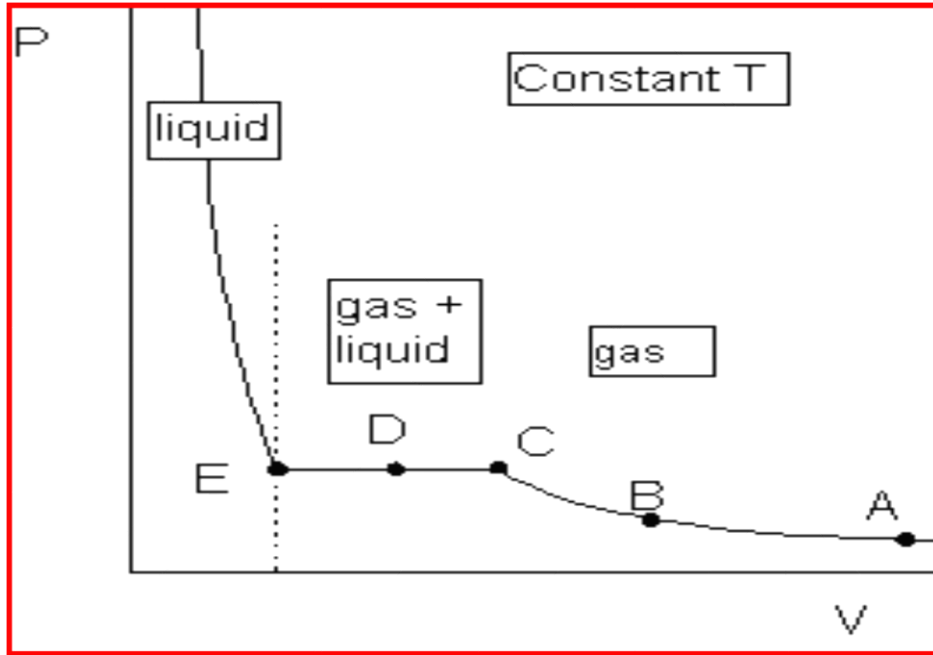


## Thermodynamics

### Isotherms of ideal gases

مخططات بيانية تستخدم لتمثيل مختلف العلاقات الفيزيائية عند ثبوت درجة الحرارة ، حيث يمكن على سبيل المثال رسم العلاقة بين الضغط والحجم وكما مبين في المخطط ادناه والذي يبين تغير حالة المادة مع تغير الضغط من خلال تغير حجمها عند ثبوت درجة الحرارة.



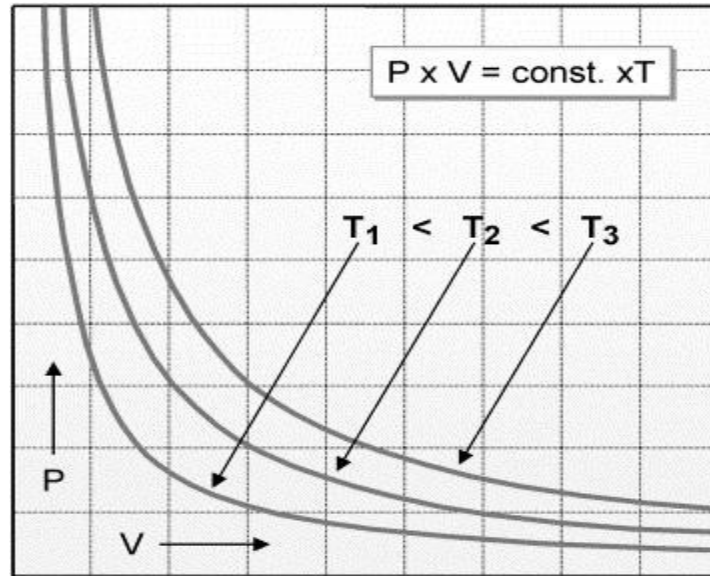
Isotherms of gases:  $p(V)$  curve at constant temperature

المخطط البياني او الايزوثيرم يبين العلاقة بين الضغط والحجم والذي اخذ عن مديات مختلفة من درجات الحرارة. يمكن ملاحظة الانسيابية في التغير بالنسبة للغاز المثالي والذي يختلف بشكل يمكن مقارنته مع الغاز الحقيقي.

**An isothermal process is a change of a system in which the temperature remains constant:  $\Delta T = 0$ .**

**A hypothetical gas whose molecules exhibit no interaction and undergo elastic collision with each other and with the walls of the container**

Source: Boundless. "Isotherms." *Boundless Physics*. Boundless, 26 May. 2016. Retrieved 30 Jul. 2016 from <https://www.boundless.com/physics/textbooks/boundless-physics-textbook/temperature-and-kinetic-theory-12/ideal-gas-law-104/isotherms-375-6313/>

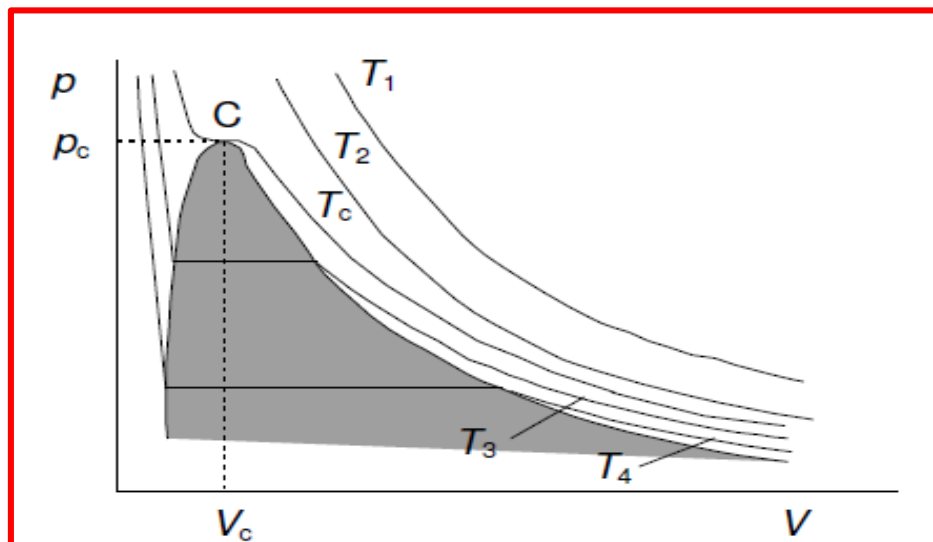


Lower temperature: the isotherm is getting closer to the axes, but keeping the hyperbolic shape (since  $pV = \text{constant}$  always)

Source: Boundless. "Isotherms." *Boundless Physics*. Boundless, 26 May. 2016. Retrieved 30 Jul. 2016 from <https://www.boundless.com/physics/textbooks/boundless-physics-textbook/temperature-and-kinetic-theory-12/ideal-gas-law-104/isotherms-375-6313/>

### Isotherms of real gases

ايزوثيرم للغاز الحقيقي يبين اختلافا مميذا في السلوك بالمقارنة مع الغاز المثالي حيث يمكن ملاحظة التغيير الحاصل في الانحراف والنتائج من قوى التداخل في التجاذب والتنافر بين جزيئات الغاز. كما يمكن ان نلاحظ من الشكل ان السلوك يقترب من المثالية عند الدرجات الحرارية المرتفعة وهذا ملاحظ من اختفاء او الاضمحلال التدريجي للقيمة المبينة في الرسم ادناه.



high temperature: nearly hyperbolic (nearly ideal gas)  
lower temperature: distorted hyperbolic function

من الشكل المبين اعلا يمكن ان نلاحظ وجود منطقة مؤشر عليها بالرمز

C= critical

والتي تعني النقطة الحرجة وفيها لا يمكن اسالة الغاز عند هذه النقطة مهما زاد الضغط المسلط على النظام. لهذه النقطة خصوصية حيث ان لكل غاز له نقطة حرجة عند درجة حرارة وضغط وحجم والتي يمكن ان تحسب وكما مبين في العلاقات المبينة.

**Significance of the critical temperature:** if the temperature is higher,  
The gas cannot be liquefied by compression

$$V_j^c = 3 \cdot b$$

$$p^c = a / 27 \cdot b^2$$

$$T^c = 8 \cdot a / 27 \cdot R \cdot b$$

*Critical isotherm: a point having horizontal tangent appears (critical point)*

*Critical temperature: temperature of the critical isotherm*

*Critical pressure: pressure belonging to the critical point*

*Critical molar volume: molar volume belonging to of the critical point*

## Kinetic energy and temperature

النظرية الحركية تبين ان العلاقة بين درجة الحرارة والطاقة الحركية هي علاقة طردية .

Average kinetic energy of the gas molecules depends on the average mass and velocity.

$$KE_{avg} = \frac{1}{2} N_A m \overline{u^2}$$

$$KE = PV = n RT$$

$$\text{IN THE SAME TIME } PV = \frac{1}{3} M u^2$$

For that

$$KE_{avg} = \frac{1}{2} N_A m u^2$$

$N_A$  is Avogadro's number.

$$KE_{avg} = (3/2) RT$$

$$R \text{ gas constant} = 8.314 \text{ J/mol} \cdot \text{K}.$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}^2$$

$N_A \cdot \text{mass} = \text{molar mass in kg/mol}$

Simplifying the equation relating temperature and kinetic energy gives

$$\frac{1}{2} m \overline{v^2} = \frac{3}{2} k_B T$$

من هذا نجد عدت مصطلحات للتعبير عن حركة الجزيئات او الذرات في النظام وهي كما مبين:

1-Root Mean Square Speed ( $v_{\text{rms}}$ ) and the average of Root Mean Square Speed  $\sqrt{u^2}$

$$\sqrt{u^2} = u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{N_A m}}$$

$$u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mathcal{M}}}$$

2-Most Probable Speed  $v_{\text{mp}}$

$$v_{\text{mp}} = \sqrt{\frac{2k_B T}{m}} = 1.41 \sqrt{\frac{k_B T}{m}}$$

3-Graham's Law of Effusion

**For two different gases at the same T, the ratio of their rates of effusion is given by the following equation:**

$$\frac{\text{rate}_A}{\text{rate}_B} = \sqrt{\frac{\mathcal{M}_B}{\mathcal{M}_A}}$$

### **Important note:**

1-If  $n$  is the number of moles contained in a sample of any substance,  $N$  is the number of

molecules,  $M_{sam}$  is the mass of the sample,  $m$  is the molecular mass, and  $M$  is the molar mass, then

$$n = \frac{N}{N_A}, \quad M = mN_A, \quad n = \frac{M_{sam}}{M} = \frac{M_{sam}}{mN_A}.$$

2-from law of gas  $PV=n RT$  we can remember that:

$$pV = NkT \quad (\text{ideal gas law}).$$

Here,  $k$  is the **Boltzmann constant**, and  $N$  the number of molecules.

$$k = \frac{R}{N_A} = \frac{8.31 \text{ J/mol} \cdot \text{K}}{6.02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 1.38 \times 10^{-23} \text{ J/K}.$$

3-the relation between the three types of speeds:

$$\begin{aligned} v_P &= \sqrt{\frac{2RT}{M}} \quad (\text{most probable speed}). &= 1.41 \sqrt{\frac{kT}{m}} \\ v_{\text{avg}} &= \sqrt{\frac{8RT}{\pi M}} &= 1.59 \sqrt{\frac{kT}{m}} \\ v_{\text{rms}} &= \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad (\text{rms speed}), &= 1.73 \sqrt{\frac{kT}{m}} \end{aligned}$$