

Gay-Lussac-Gesetz

Untersuchungen über den Einfluß von Temperaturänderungen auf das Volumen und den Druck eines Gases wurden zuerst von Jacques Charles (1787) durchgeführt und wurden von Joseph Gay-Lussac (1802) beträchtlich erweitert.

Endformel: $V=k*T$ ist eine Gerade der Form $y=f(x)=m*x$ Druck p =konstant (isobare Zustandsänderung)

k =konstant und hängt von der Gasmenge und den Druck ab
 T =Temperatur in K (Kelvin) mit 0° Celsius= $273,15^\circ$ Kelvin
 V =Volumen

Endformel: $p=k*T$ hier bleibt das Volumen konstant (isochore Zustandsänderung)

k =konstant, abhängig von Volumen und Druck (Anfangswerte)
 T =Temperatur in K
 p =Druck

Die absolute Temperatur (Kelvinskala) kennt keine negativen Werte.

Die Temperatur nach Celsius kennt negative und positive Werte

$V=k*T$ wenn man hier doppelte Temperaturwerte nach der Celsiuskala einsetzt, dann verdoppelt sich das **Volumen nicht !!**

Herleitung

Erhöht man bei konstanten Druck die Temperatur um 1° Celsius, so nimmt das Volumen um $1/273$ seines Wertes bei 0° Celsius zu.

Erwärmt man nun 273 ml (Milliliter) Gas bei konstanten Druck von 0° Celsius auf 1° Celsius, so ergibt sich $V=V_0+V_0*1/273*t=V_0*(1+t/273)=V_0*(273+t)/273$

Nun benutzt man die Kelvinskala (Temperatur) 0° Celsius= $273,15^\circ$ Kelvinskala

$T=273+t$ eingesetzt

$V(T)=V_0*(T/273)=V_0/273*T$ mit $V_0/273=k$ =konstant

$$V(T)=k*T$$

Analog kann man die Formel $p(T)=k*T$ herleiten, mit den Werten aus Versuchen

Nullvolumen

Theoretisch ergibt sich das Nullvolumen mit $V(T)=k*T$ mit $T=0=-273,15^\circ$ Celsiuskala

Es gibt kein Stoff, der bei dieser Temperatur kein Volumen hat.

Gas **verflüssigt** sich und wird auch **fest** bei tiefen Temperaturen und dann gelten die Formeln nicht mehr.

Propangasflasche

$p_1=4$ bar bei $T=273,15^\circ$ K (0° Celsius) und $p_2=10$ bar bei $T=303,15^\circ$ K (30° - 35° Celsius)

Eine Proberechnung ergibt, daß die Formel $P(T)=k*T$ nicht gilt.

Propangas liegt in der Flasche **flüssig und gasförmig** vor und der Druck in der Flasche ist von der Temperatur abhängig.

Das Gleichgewicht Temperatur und Druck in der Flasche ergibt sich aus der **Dampfdruckkurve** von Propangas.

- je höher die Temperatur, um so höher ist der Druck in der Flasche.

Beispiel

Ein Behälter mit 10 l (Liter) Gas $p=2,5$ bar $t=0^\circ$ Celsius ($T=273,15^\circ$ Kelvin).

Bei welcher Temperatur beträgt der Druck $p=4$ bar ?

1. $p_1=k*T_1$

2. $p_2=k*T_2$ ergibt $p_1/p_2=(k*T_1)/(k*T_2)=k/k*T_1/T_2$ ergibt $T_2=p_2/p_1*T_1$ mit $T_1=273^\circ$ K

$T_2=4 \text{ bar}/2,5 \text{ bar}*273^\circ \text{ K}=436,8^\circ \text{ K}$ sind $t=436,8-273=$ **136,8** $^\circ$ Celsius

Hinweis: Das Volumen eines Gases vergrößert sich um $1/273$, wenn das Gas um 1° erwärmt wird.

Rechnet man mit **273° K** anstatt mit $273,15^\circ$ K, so ist der Fehler vernachlässigbar klein.