

Regionale  
Lehrerfortbildung  
**Chemie mit Gasen  
aus Gasflaschen**

---

# 1) Vom Nutzen der Gasgesetze

Allgemeine Gasgleichung idealer Gase:

$$p * V = n * R * T$$

p: Druck in Pascal [Pa]

V: Volumen in Kubikmeter [m<sup>3</sup>]

n: Stoffmenge in mol [mol]

R: Gaskonstante 8,314 Joule pro mol und Kelvin [J/mol\*K]

T: Temperatur in Kelvin [K]



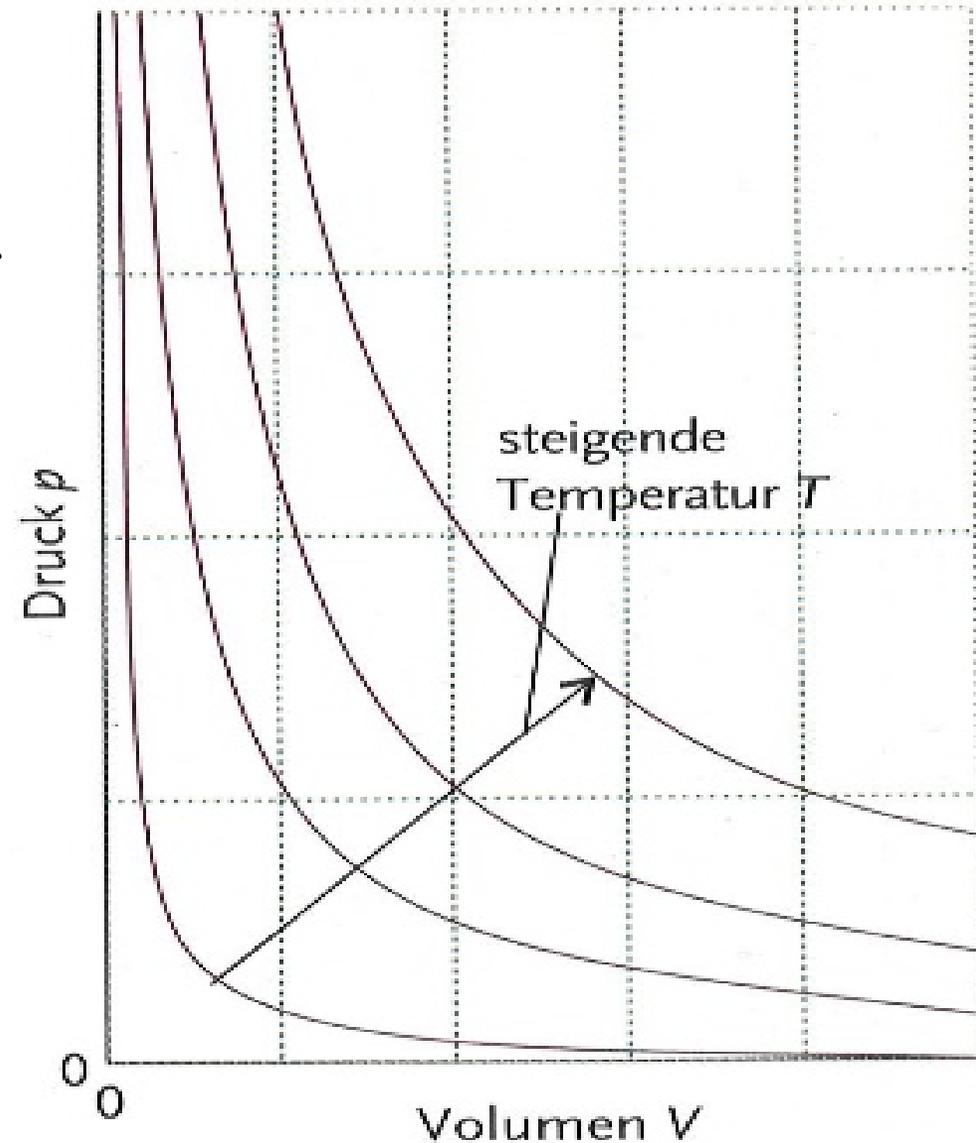
Was zeichnet ein ideales Gas aus?

- Die Teilchen besitzen kein Eigenvolumen
- Die Teilchen haben keine Wechselwirkungen miteinander (keine Anziehung oder Abstoßung)

## Vom Nutzen der Gasgesetze

Gesetz von Boyle-Mariott: konst. Temperatur

$$p \sim 1 / V \text{ (indirekt proportional)}$$



## Vom Nutzen der Gasgesetze

Schnelles Auftauchen aus 30 Metern  
(Panik: Anhalten der Luft):

$$p * V = n * R * T$$

$$\underbrace{p_1 * V_1}_{30 \text{ m Tiefe}} = \underbrace{p_2 * V_2}_{0 \text{ m Tiefe}}$$

$$V_2 = p_1 * V_1 / p_2 = 61 * 4 \text{ bar} / 1,013 \text{ bar}$$

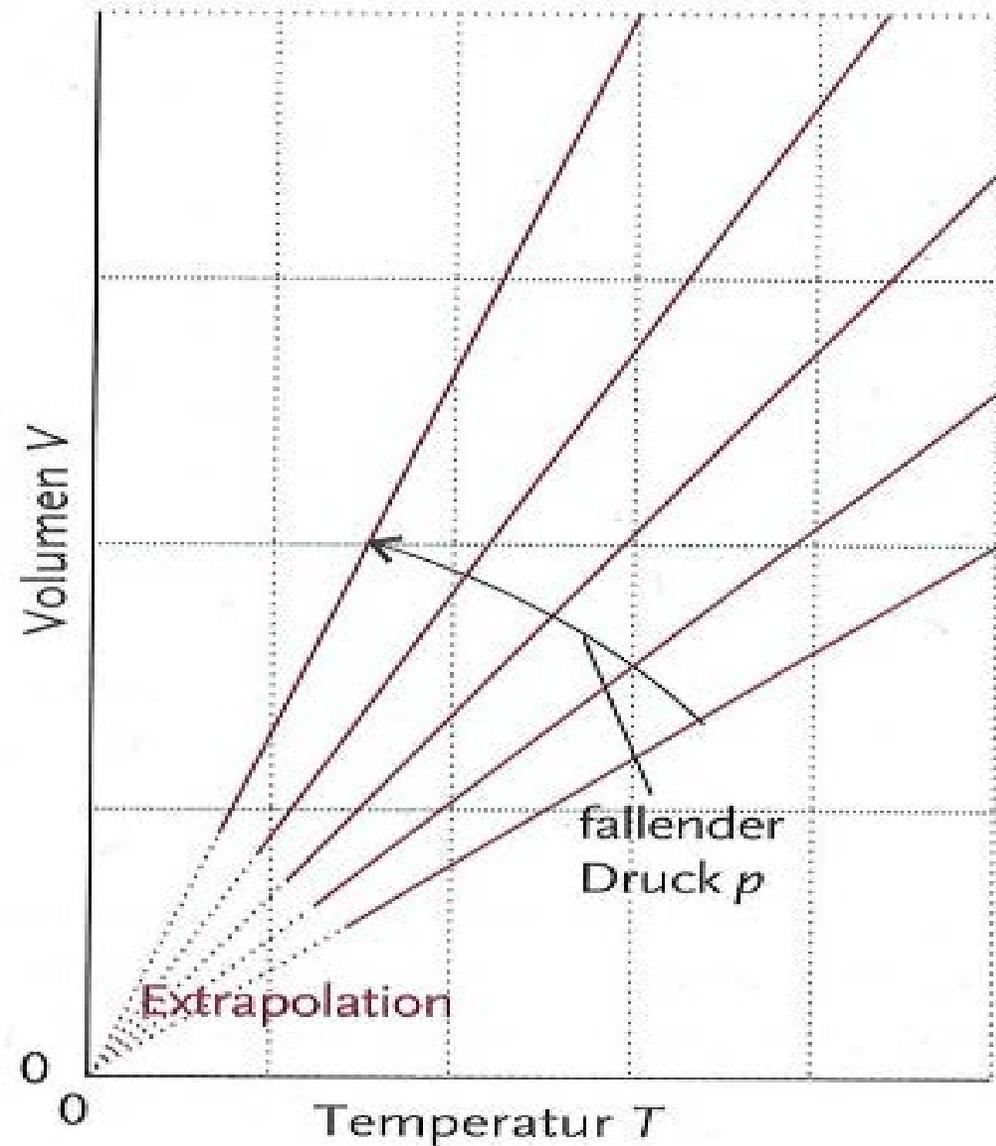
$$= \underline{\underline{241}} \text{ Luftvolumen}$$



## Vom Nutzen der Gasgesetze

Gesetz von Gay-Lussac : konst. Druck

$T \sim V$  (direkt proportional)



## Vom Nutzen der Gasgesetze

Übertragung auf den Einsatz von Gasen im Chemieunterricht:

- 1) Vorausschauendes Experimentieren (Stoffmengeneinsatz)
- 2) Gefährdungspotential beim Einsatz von Gasen

### **Versuch 1: Verflüssigung von Sauerstoffgas mit flüssigem Stickstoff**

- 1) *Wieviel Sauerstoffgas benötigt man, um 20 ml flüssigen Sauerstoff zu erhalten?*
- 2) *Gefahr: Wieviel gasförmigen Stickstoff erhält man aus einem Liter flüssigen Stickstoff?*

## Vom Nutzen der Gasgesetze

### Versuch: Verflüssigung von Sauerstoffgas mit flüssigem Stickstoff

Geg.:  $V(\text{O}_2) = 20 \text{ ml}$

$\rho(\text{O}_2) = 1,14 \text{ g/cm}^3$

1) Berechnung der Masse des flüssigen Sauerstoffs

$$m(\text{O}_2) = \rho(\text{O}_2) * V(\text{O}_2) = 1,14 \text{ g/cm}^3 * 20 \text{ cm}^3 = 22,8 \text{ g}$$

2) Berechnung der Stoffmenge des flüssigen Sauerstoffs

$$n(\text{O}_2) = m(\text{O}_2) / M(\text{O}_2) = 22,8 \text{ g} / 32 \text{ g/mol} = 0,7125 \text{ mol}$$

## Vom Nutzen der Gasgesetze

3) Berechnung des Volumens des aus der Flasche entnommenen Sauerstoffgases

$$p * V = n * R * T$$

$$V = n * R * T / p = 0,7125 \text{ mol} * 8,314 \text{ J/mol} * \text{K} * 293,15 \text{ K} / 101300 \text{ Pa} = 0,017142 \text{ m}^3 = \underline{\underline{17,142 \text{ l}}}$$

## Vom Nutzen der Gasgesetze

### **Versuch 2: Schauversuch mit Heliumluftballons**

1) Berechnung des Volumens des Heliumgases außerhalb der Gasflasche

$$p_1 * V_1 = p_2 * V_2$$

$$V_2 = p_1 * V_1 / p_2 = 200 \text{ bar} * 10 \text{ l} / 1,013 \text{ bar} = 1974,3 \text{ l}$$

2) Berechnung der Anzahl der mit Helium befüllbaren Luftballons

$$N (\text{Luftballons}) = 1974,3 \text{ l} / 14 \text{ l} = 141 \text{ Luftballons}$$