

Partialdruck

Dalton-Gesetz: Der Gesamtdruck eines Gasgemisches (Gase reagieren nicht miteinander) ist die Summe der Partialdrücke (Teildrücke)

$$P_{\text{ges}} = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

2 Gase A und B ergibt $P(A) = \frac{n(A)}{n(A)+n(B)} \cdot P_{\text{ges}}$ und $P(B) = \frac{n(B)}{n(A)+n(B)} \cdot P_{\text{ges}}$

$n(A)$ Anzahl der mol (Teilchenzahl)

$n(B)$ Anzahl der mol (Teilchenzahl)

$p_1/p_2 = v_1/v_2$ Verhältnis Partialdrücke = Verhältnis Teilvolumen

Luft $p(\text{Luft}) = p(\text{N}_2) + p(\text{O}_2) + p(\text{Rest})$ mit $p(\text{Luft}) = 1013 \text{ mbar}$ (Millibar)

$p(\text{N}_2) = 790 \text{ mbar}$ (78% Volumenanteil am Gesamtvolumen)

$p(\text{O}_2) = 213 \text{ mbar}$ (21% „ „)

$p(\text{Rest}) = 10 \text{ mbar}$ (1% „ „)

Probe: $p(\text{N}_2)/p(\text{O}_2) = 790 \text{ mbar}/213 \text{ mbar} = 3,708\dots$ bei $V(\text{gesamt}) = 100 \text{ l}$ ergibt sich

$v(\text{N}_2)/v(\text{O}_2) = 78/21 \text{ l} = 3,714\dots$ bis auf Rundungsfehler genau

Beispiel

Wir nehmen 1 l vom Gas A mit einem Druck von $P(A) = 0,3 \text{ bar}$ und 1 l vom Gas B mit einem Druck von $P(B) = 0,5 \text{ bar}$.

Beide Gase A und B befinden sich nach der Mischung in einem Behälter mit dem Volumen 1 l.

Der Gesamtdruck in dem Behälter ist somit $P_{\text{ges}} = P(A) + P(B) = 0,3 \text{ bar} + 0,5 \text{ bar} = \mathbf{0,8 \text{ bar}}$.

Herleitung

Zustandsgleichung des idealen Gases $p \cdot v = n \cdot R \cdot T$

p = Druck in Pa (Pascal, Newton pro Quadratmeter)

v = Volumen in m^3 (Kubikmeter)

n = Anzahl der mol (Teilchenzahl) 1 mol = $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchenzahl

$R = 8,314472 \text{ J}/(\text{mol} \cdot \text{K})$ molare Gaskonstante (allgemeine Gaskonstante) (Joule pro mol und Kelvin)

K = Temperatur in K (Kelvin)

Für das Gas A ergibt sich $p(A) \cdot v = n(A) \cdot R \cdot T$ also $p(A)/n(A) = R \cdot T/v$

Die Gesamtzahl der Teilchen-**Stoffmenge**-im Behälter ist $n(A) + n(B)$

$p \cdot v = (n(A) + n(B)) \cdot R \cdot T$ ergibt $p = (n(A) + n(B)) \cdot R \cdot T/v$

$p = (n(A) + n(B)) \cdot (p(A)/n(A))$ umgestellt nach $p(A)$

$p/(n(A) + n(B)) = p(A)/n(A)$ ergibt $p(A) = p/(n(A) + n(B)) \cdot n(A)$

$$p(A) = \frac{n(A)}{n(A) + n(B)} \cdot p$$

$n(A)/(n(A)+n(B))$ nennt man **Stoffmengengehalt** (Stoffmengenanteil, früher: Molenbruch)

Beispiel

Ein Gasgemisch aus 40 g Sauerstoff und 40 g Helium (reagieren nicht miteinander) hat einen Gesamtdruck von $p=0,9$ bar.

Wie hoch sind die Partialdrücke beider Gase ?

Hinweis: Reiner Sauerstoff kommt nicht atomar vor, sondern immer in der Form **O₂**.

Masse $m(O_2)=n(O_2)*M(O_2)$ aus dem Periodensystem der Elemente (PSE)

$$M(O_2)=16 \text{ g/mol}+16 \text{ g/mol}=2*16 \text{ g/mol}=32 \text{ g/mol}$$

$$n(O_2)=m(O_2)/M(O_2)=40 \text{ g}/(32 \text{ g/mol})=1,25 \text{ mol}$$

$$n(He)=m(He)/M(He)=40 \text{ g}/(4 \text{ g/mol})=10 \text{ mol}$$

$$\text{eingesetzt } p(O_2)=1,25 \text{ mol}/(1,25 \text{ mol}+10 \text{ mol})*0,9 \text{ bar}=\mathbf{0,1 \text{ bar}}$$

$$p(He)=10 \text{ mol}/(1,25 \text{ mol}+10 \text{ mol})*0,9 \text{ bar}=\mathbf{0,8 \text{ bar}}$$

Beispiel

Eine Stoffportion von 370 ml (Milliliter) Sauerstoff wird bei $t=23^\circ$ Celsius über Wasser aufgefangen, bei einem barometrischen Druck von $p=1,005$ bar.

Welches Normalvolumen würde der trockene Sauerstoff einnehmen ?

Hinweis: In dem Auffangbehälter befindet sich der Sauerstoff, 370 ml und Wasserdampf.

Der Partialdruck vom Wasserdampf muß abgezogen werden, damit man den Partialdruck des Sauerstoffs erhält.

Das der Tabelle für den **Dampfdruck** des Wassers (Siedetemperatur in Abhängigkeit von Druck)

bei $t=23^\circ$ Celsius verdampft Wasser bei einem Druck von $p(w)=0,02813$ bar

$$p(O_2)=1,005 \text{ bar}-0,02813 \text{ bar}=\mathbf{0,97687 \text{ bar}=0,977 \text{ bar}}$$

Normzustand: $T=273,15^\circ \text{ K}$ (Kelvin) $p=101,325 \text{ kPa}=101325 \text{ Pa}=1,01325 \text{ bar}$

Zustandsgleichung ideale Gase $p*v=n*R*T$

$$1. \quad p_1*v_1=n*R*T_1$$

$$2. \quad p_2*v_2=n*R*T_2 \quad 1. \text{ dividiert durch } 2. \quad p_1*v_1/(p_2*v_2)=n*R/(n*R)*T_1/T_2$$

$$p_1*v_1/(p_2*v_2)=T_1/T_2 \quad T_1=273,15^\circ+23^\circ=296,15^\circ \text{ K} \quad \text{und} \quad T_2=273,15^\circ \text{ K}$$

$$p_1=0,977 \text{ bar} \quad \text{und} \quad p_2=1,01 \text{ bar}$$

$$p_1*v_1/p_2=T_1/T_2*v_2 \quad \text{ergibt } v_2=p_1/p_2*v_1*T_2/T_1$$

$$v_2=0,977 \text{ bar}/1,01 \text{ bar}*370 \text{ ml}*273,15^\circ \text{ K}/296,15^\circ \text{ K}=\mathbf{330,11 \text{ ml}}$$

Hinweis: $p*v=n*R*T$ bei Normtemperatur $t=0^\circ$ Celsius setzt man $T=273^\circ \text{ K}$, wegen der Herleitung der Formel.

Setzt man $T=273,15^\circ \text{ K}$, so ist der Fehler vernachlässigbar gering, weil jede theoretische Berechnung eh von der Wirklichkeit abweicht.

Beweis $p_1/p_2 = v_1/v_2$

Wir betrachten 2 verschiedene Gase 1 und 2, die nicht miteinander reagieren.
Stoffmenge (Teilchenzahl) Gas 1, 1 mol und Stoffmenge Gas 2, 2 mol
Beide Gase befinden sich jeweils in einem Behälter mit gleichem Volumen v

Zustandsgleichung idealer Gase $p \cdot v = n \cdot R \cdot T$ ergibt

1. $p_1 = n_1 \cdot R \cdot T / v$

2. $p_2 = n_2 \cdot R \cdot T / v$ Substitution (ersetzen) $a = R \cdot T / v$ ist übersichtlicher und spart Schreibarbeit

1. dividiert durch 2. ergibt $p_1/p_2 = n_1/n_2 \cdot a/a = p_1/p_2 = n_1/n_2 = 1 \text{ mol} / 2 \text{ mol} = 1/2$

Gesamtdruck, wenn man beide Gase 1 und 2 in einen Behälter mit dem Volumen v einfüllt.
 $P(\text{ges}) = P_1 + P_2$

$p(\text{ges}) \cdot v_1 = n_1 \cdot R \cdot T$ ergibt $v_1 = n_1 \cdot R \cdot T / p(\text{ges})$ mit $a = R \cdot T / p(\text{ges})$

$p(\text{ges}) \cdot v_2 = n_2 \cdot R \cdot T$ ergibt $v_2 = n_2 \cdot R \cdot T / p(\text{ges})$

$v_1/v_2 = n_1/n_2 \cdot a/a = n_1/n_2 = 1/2$

also $p_1/p_2 = n_1/n_2$ und $v_1/v_2 = n_1/n_2$ gleichgesetzt

$p_1/p_2 = v_1/v_2$