



# Periodensystem der Elemente

--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

# Chemie im Netz

<http://www.arnold-chemie.de/downloads/molrechnen.pdf>

<http://www.arnold-chemie.de/downloads/VOC-rechnen.pdf>

<http://www.arnold-chemie.de/downloads/waessrige-loesungen.pdf>

<http://cicum92.cup.uni-muenchen.de/puchinger/>

# Stoffmenge, Teilchen und Masse I

**n** = Stoffmenge, Einheit ist **mol**,  $n = m/M$

**m** = Masse, Einheit ist **g**

**M** = molare Masse, Einheit ist **g/mol**

„M“ wird auch als Adjektiv „molar“ gebraucht  
2,5 M ist dann 2,5 molar oder 2,5 mol/L

**c** = Stoffmengenkonzentration (Molarität), Einheit ist **mol/L**

$$C = n/V$$

# Stoffmenge, Teilchen und Masse II

**N** = Teilchenzahl,  $N = N_A \cdot n$

**N<sub>A</sub>** = Avogadrosche Zahl = **6,02205 \* 10<sup>23</sup> Teilchen/mol**

**u** = atomare Masseneinheit, Einheit ist **g**

**1u** = 1/12 der Masse eines **C-Atoms**  
(Definition der Atommassenkommission 1961)

$$1u = \frac{1}{12} * \frac{12,011 \text{ [g/mol]}}{6,02205 * 10^{23} \text{ [mol}^{-1}\text{]}} = 1,66056 * 10^{-24} \text{ g}$$

# Stoffmenge, Teilchen und Masse III

Die Molmasse ist eine grundlegende Eigenschaft der Moleküle, ohne die in der Chemie keine Berechnungen durchgeführt werden können.

Das Molgewicht/die Molmasse ist das Gewicht von 1mol Teilchen einer individuellen Teilchensorte, etwa Kohlendioxid CO<sub>2</sub>.

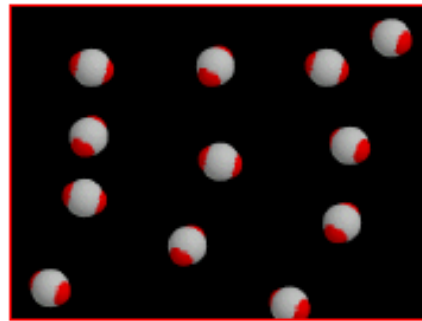
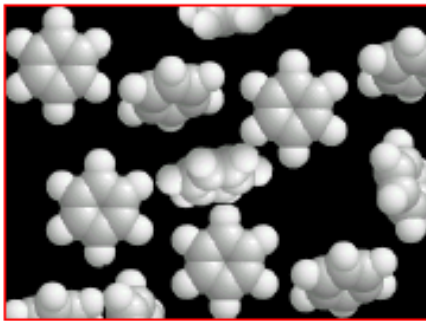
Was ist ein mol?

- mol = Stoffmengenangabe
- Atommasseneinheit = u (unit )
- makroskopische Masseneinheit = g
- Umrechnungsfaktor:  $6,022 \cdot 10^{23}$  ( $N_A$ )
- $1 \text{ g} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ u}$  (Avogadro-Zahl)

# Stoffmenge, Teilchen und Masse IV

## Ein Mol ist...

- ✓ ... eine Stoff*mengen*angabe
- ✓ Ein Mol enthält  $6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen.



Gleiche Molmenge, unterschiedliche Masse!

Das linke Bild enthält 12 Benzolmoleküle, das rechte 12 Moleküle Kohlendioxid. Die Molmenge ist gleich, obgleich die Masse der beiden Stoffmengen unterschiedlich ist.



# Stoffmenge, Teilchen und Masse V



Beispiel Aspirin  $C_9H_8O_4$

Summenformel:  $C_9H_8O_4$

10,811 B	12,011 C	14,007 N	15,999 O	18,998 F
26,982 Al	28,086 Si	30,974 P	32,064 S	35,453 Cl
69,72 Ga	72,59 Ge	74,922 As	78,96 Se	79,904 Br

Atom	Molmasse	Anzahl	gesamt
C	12 g/ mol	9	108
H	1 g/ mol	8	8
O	16 g/ mol	4	64
Summe:			180 g/ mol

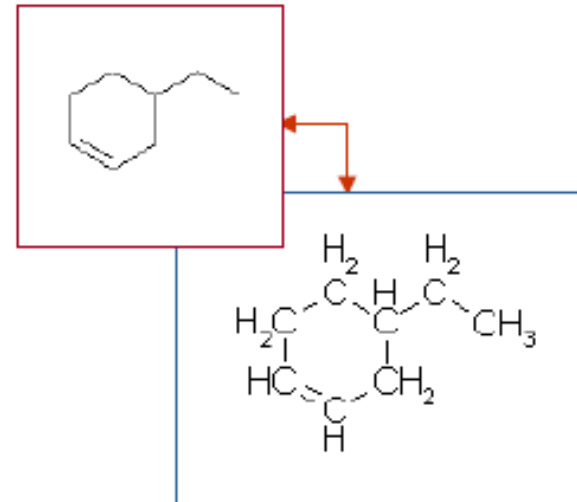
Die Molmasse wird berechnet, indem die Massen der einzelnen am Molekül beteiligten Atome zusammengezählt wird. Diese kann man einem Periodensystem der Elemente oder einer Molekulargewichtstabelle entnehmen.



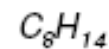
# Stoffmenge, Teilchen und Masse VI

## Von der Struktur- zur Summenformel

- ✓ Strukturformeln sind *Skelettformeln*
- ✓ Die Wasserstoffatome an Kohlenstoffatomen fehlen



4-Ethyl-Cyclohexen



# Stoffmenge, Teilchen und Masse VII

## Welches Volumen nehmen Gase ein?

### Was ist ein Konversionsfaktor?

Der Konversionsfaktor ist ein Umrechnungsfaktor zwischen **massen-** und **volumen**basierten Mengenangaben von Gasen.

**Masse:** g/ m<sup>3</sup>, mg/ m<sup>3</sup>

**Volumen:** l/ m<sup>3</sup>, ml/ m<sup>3</sup> (= ppm)

**ppm** in der Gasphase bedeutet:

- 1 ml/m<sup>3</sup> oder
- 1 Gasteilchen von 1.000.000

Die Angaben sind gleichbedeutend.

# Stoffmenge, Teilchen und Masse VIII

## Konversionsfaktoren

Satz des Avogadro: In einem bestimmten Gasvolumen sind bei gleichen äußeren Bedingungen (Druck, Temperatur) immer gleich viele zählbare Einheiten (Teilchen) enthalten, unabhängig um welches Gas es sich handelt.



# Stoffmenge, Teilchen und Masse IX

## Molvolumen:

- ✓ In einem gegebenen Gasvolumen sind immer gleich viele Teilchen
- ✓ 1 Mol sind immer gleich viele Teilchen



- ✓ 1 Mol Gas nimmt immer das gleiche Volumen ein!

# Stoffmenge, Teilchen und Masse X

## Molvolumen idealer Gase

1 Mol eines idealen Gases nimmt bei 1013 mbar das folgende Volumen ein:

bei 273 K (~ 0 °C)	22,414 l / mol
bei 288 K (~ 15 °C)	23,65 l / mol
bei 293 K (~ 20 °C)	24,06 l / mol

# Stoffmenge, Teilchen und Masse XI

## Rechenbeispiel für einen Konversionsfaktor

Beispiel CO<sub>2</sub> in der Atmosphäre:

M = 44 g/mol, T = 293 K, V<sub>m</sub> = 24,06 l/mol

Volumen%	0,04 vol% sind wie viel g/m <sup>3</sup> ?
Volumen	0,4 l/m <sup>3</sup> = 400 ml/m <sup>3</sup>
Mol/m <sup>3</sup>	(0,4 l/m <sup>3</sup> )/(24,06 l/mol) = 0,017 mol/m <sup>3</sup>
g/m <sup>3</sup>	44 g/mol * 0,017 mol/m <sup>3</sup> = 0,75 g/m <sup>3</sup>
Faktor	1 ml/m <sup>3</sup> = 0,75/400 g/m <sup>3</sup> = 0,0019 g/m <sup>3</sup>



# Beispiele

**1. Welche Masse haben 1 mol H<sub>2</sub>-Moleküle (H = 1,01 g/mol)?**

Lösung:

$$m(\text{H}_2) = 2 * m(\text{H})$$

$$m(\text{H}) = n(\text{H}) * M(\text{H})$$

$$m(\text{H}_2) = 2 * n(\text{H}) * M(\text{H})$$

$$m(\text{H}_2) = 2 * 1 \text{ mol} * 1,01 \text{ g/mol} = \mathbf{2,02 \text{ g}}$$

**2. Welche Masse haben 0,7 mol Glukose (C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) (C = 12,01 g/mol, O = 16 g/mol)?**

Lösung:

$$\begin{aligned} m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) &= 6 * 12,01 + 12 * 1,01 + 6 * 16,0 = 72,06 + 12,12 + 96,0 \\ &= 180,18 * 0,7 = \mathbf{126,12 \text{ g}} \end{aligned}$$

**3. Welche Masse haben 0,37 mol Essigsäure (CH<sub>3</sub>COOH)**

Lösung:

$$m(\text{CH}_3\text{COOH}) = 2 * 12,01 + 4 * 1,01 + 2 * 16,0 = 60,06 * 0,37 = \mathbf{22,22 \text{ g}}$$

# Beispiele

**4. Welche Masse haben 0,24 mol Methanol CH<sub>3</sub>OH?**

Lösung:

$$m(\text{CH}_3\text{OH}) = 1 * 12,01 + 4 * 1,01 + 1 * 16,0 = 32,05 * 0,24 = \mathbf{7,69 \text{ g}}$$

**5. Welche Masse hat ein mol Wasser?**

Lösung:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2 * 1,01 + 1 * 16,0 = \mathbf{18,02 \text{ g}}$$

**6. Wie viel mol Wasser enthält ein L Wasser?**

Lösung:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}, 1 \text{ L} = 1.000 \text{ g}, 1.000 \text{ g}/18,02 \text{ g/mol} = \mathbf{55,49 \text{ mol}}$$

**7. Wie viel g NaCl sind in 3 L einer 1,5 M Lösung?**

Lösung:

$$M(\text{NaCl}) = 58,4 \text{ g/mol}, 1,5 \text{ mol/L} * 58,44 \text{ g/mol} = 87,66 \text{ g/L}, 3 \text{ L} * 87,66 \text{ g/L} = \mathbf{262,98 \text{ g}}$$

# Beispiele

**8. Wie viel g NaCl muss man für eine 1,7 M Lösung einwiegen bei 370 mL Volumen (Na = 22,99 g/mol, Cl = 35,45 g/mol)?**

Lösung:

$$M(\text{NaCl}) = 58,44 \text{ g/mol}, 58,44 * 1,7 = 99,34 \text{ g/L}, 99,34 * 0,37 = \mathbf{36,75 \text{ g}}$$

**9. Wie viel g Glukose muss man für eine 0,76 M Lösung einwiegen bei 1,56 L Volumen? Glukose =  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$**

Lösung:

$$M \text{ Glukose} = 6 * 12 + 12 * 1 + 6 * 16 = 180 \text{ g/mol}; 180 * 0,76 = 136,8 \text{ g/L}; \\ 136,8 * 1,56 = \mathbf{213,4 \text{ g}}$$

**10. Wie viel g Essigsäure sind in 1,5 L einer 0,34 M Lösung?  
Essigsäure =  $\text{CH}_3\text{COOH}$**

Lösung:

$$M (\text{CH}_3\text{COOH}) = 2 * 12 + 4 * 1 + 2 * 16 = 60 \text{ g/mol}; 60 * 0,34 = 20,4 \text{ g/L}; 20,4 * 1,5 = \mathbf{30,6 \text{ g}}$$

# Beispiele

**11. Wie viel % Stickstoff sind in Nitrat ( $\text{NO}_3^-$ ) (N = 14 g/mol)?**

Lösung:

$$M(\text{NO}_3^-) = 1 \cdot 14 + 3 \cdot 16 = 14 + 48 = 62 \text{ g/mol} \approx 100 \% ; 14 \text{ g/mol} \approx \mathbf{22 \%}$$

**12. Wie viel g Stickstoff sind in 3,7 mol Nitrat ( $\text{NO}_3^-$ )?**

Lösung:

$$M(\text{NO}_3^-) = 1 \cdot 14 + 3 \cdot 16 = 14 + 48 = 62 \text{ g/mol} ; 3,7 \cdot 14 = \mathbf{51,8 \text{ g}}$$

**13. Wie viel % Stickstoff sind in Ammonium ( $\text{NH}_4^+$ )?**

Lösung:

$$M(\text{NH}_4^+) = 1 \cdot 14 + 4 \cdot 1 = 18 \approx 100 \% ; 14 \text{ g/mol} \approx \mathbf{77,7 \%}$$

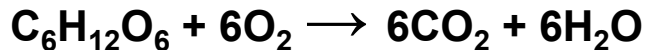
# Beispiele

**14. Wie viel % Stickstoff sind in Ammoniumnitrat (NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>)?**

Lösung:

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 2 \cdot 14 + 3 \cdot 16 + 4 \cdot 1 = 80 \text{ g/mol} \approx 100 \% ; 28 \text{ g/mol} \approx \mathbf{35 \%}$$

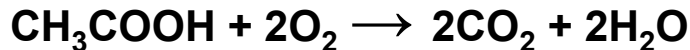
**15. Wie viel g Sauerstoff werden für die Oxidation von 100 g Glukose verbraucht?**



Lösung:

$$M(\text{Glukose}) = 180 \text{ g/mol}, 100 \text{ g} = \approx 0,55 \text{ mol}; 0,55 \cdot 6 = 3,3 \text{ mol O}_2; 1 \text{ mol O}_2 = 32 \text{ g}; 32 \cdot 3,3 = \mathbf{105,6 \text{ g}}$$

**16. Wie viel g Sauerstoff werden für die Oxidation von 23 g Essigsäure verbraucht?**

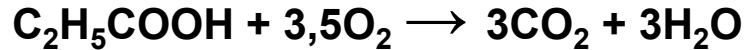


Lösung:

$$M(\text{Essigsäure}) = 60 \text{ g/mol}, 23 \text{ g} = \approx 0,38 \text{ mol}; 2 \cdot 0,38 = 0,766 \text{ mol O}_2; 1 \text{ mol O}_2 = 32 \text{ g}; 32 \cdot 0,766 = \mathbf{24,53 \text{ g}}$$

# Beispiele

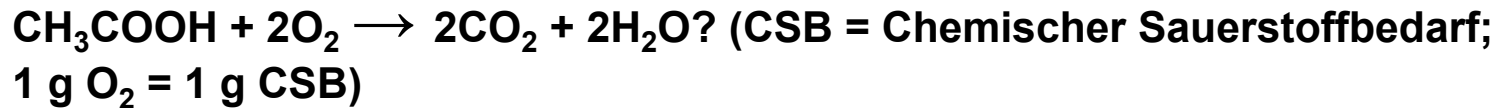
**17. Wie viel g Sauerstoff werden für die Oxidation von 5,8 mol Propionsäure verbraucht?**



Lösung:

M (Propionsäure) = 74 g/mol,  $5,8 * 74 = 429,2 \text{ g}$ ; 1 mol  $\text{O}_2 = 32 \text{ g}$ ;  $3,5 * 32 = 112$ ;  
 $112 * 5,8 = \mathbf{649,6 \text{ g}}$

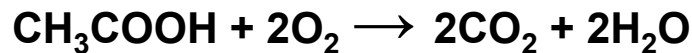
**18. Wie viel g CSB entspricht 3,7 mol Essigsäure?**



Lösung:

M ( $\text{O}_2$ ) = 32 g/mol,  $3,7 * 2 * 32 = \mathbf{236,8 \text{ g}}$

**19. Wie viel g CSB entsprechen 34 g Essigsäure?**



Lösung:

M (Essigsäure) = 60 g/mol,  $34 \text{ g} = 0,56 \text{ mol}$ ;  $0,56 * 2 * 32 = \mathbf{35,84 \text{ g}}$



# Beispiele

**20. Wie viel % P sind in der Verbindung  $\text{PO}_4^{3-}$  (P = 30,9 g/mol) ?**

Lösung:

$M(\text{P}) = 30,9 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{O}) = 16 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{PO}_4^{3-}) = 30,9 + 4 * 16 = 94,9 \text{ g/mol}$ ,  
 $30,9/94,9 * 100 = \mathbf{32,5 \%}$

**21. Wie viel g Eisen werden zur Fällung von 246 g P (theoretisch) benötigt (Fe = 55,8 g/mol)?  $\text{Fe}^{3+} + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{FePO}_4 \downarrow$**

Lösung:

$M(\text{P}) = 30,9 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$ ,  $55,8/30,9 = 1,8 \text{ g Fe/g P}$ ,  $1,8 * 246 = \mathbf{444,2 \text{ g}}$

**22. Wie viel g Eisen werden zur Fällung von 137 g P benötigt, wenn ein Sicherheitsfaktor von 1,5 dazugerechnet wird?**

Lösung:

$M(\text{P}) = 30,9 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$ ,  $55,8/30,9 = 1,8 \text{ g Fe/g P}$ ,  $1,8 * 137 * 1,5 = \mathbf{369,9 \text{ g}}$

# Beispiele

**23. Wie viel g Aluminium werden zur Fällung von 234 g P benötigt, wenn ein Sicherheitsfaktor von 1,5 dazugerechnet wird (Al = 26,9 g/mol)?**

Lösung:

$$M(P) = 30,9 \text{ g/mol}, M(Al) = 26,9 \text{ g/mol}, 26,9/30,9 = 0,87 \text{ g Al/g P}, 0,87 * 234 * 1,5 = 305,5 \text{ g}$$

**24. Wie viel g Sauerstoff werden für die vollständige Nitrifikation von 157 g Ammonium zum Nitrat benötigt?**



Lösung:

$$M(\text{NH}_4^+) = 18 \text{ g/mol}, M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}, 157/18 = 8,7 \text{ mol}, 8,7 * 2 * 32 = 556,8 \text{ g}$$

**25. Wie viel g Sauerstoff werden für eine unvollständige Nitrifikation von 157 g Ammonium zum Nitrit benötigt?**

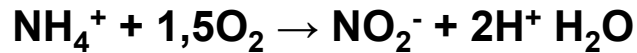


Lösung:

$$M(\text{NH}_4^+) = 18 \text{ g/mol}, M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}, 157/18 = 8,7 \text{ mol}, 8,7 * 3/2 * 32 = 417,6 \text{ g}$$

# Beispiele

**26. Wie viel % Sauerstoff werden beim ANAMMOX Verfahren gegenüber der vollständigen Nitrifikation eingespart? Beim ANAMMOX Verfahren wird der Stickstoff bis zum Nitrit oxidiert.**



Lösung:

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}, 0,5 * 32 = 16 \text{ g}, 2 * 32 = 64 \text{ g}, 16/64 * 100 = \mathbf{25 \%}$$

**27. In 465 L Biogas sind 56 % Methan, der Rest ist CO<sub>2</sub>. Wie viel g CH<sub>4</sub> bzw. CO<sub>2</sub> sind im Gas bei 20 °C?**

Lösung:

$$\begin{aligned} M(\text{CO}_2) &= 44 \text{ g/mol}, M(\text{CH}_4) = 16 \text{ g/mol}, 465 \text{ L}/24,06 \text{ L/mol} = 19,32 \text{ mol Gas}, \\ 19,32 * 0,56 * 16 &= \mathbf{173,1 \text{ g Methan}} \\ 19,32 * 0,44 * 44 &= \mathbf{374,0 \text{ g CO}_2} \end{aligned}$$

# Beispiele

**28. Welches Volumen nehmen 27 mol Wasserstoff bei 20°C ein?**

Lösung:

$$24,06 \text{ L/mol} * 27 \text{ mol} = \mathbf{649,6 \text{ L}}$$

**29. Welche Masse hat 1 m<sup>3</sup> Luft bei 20 °C?**

Lösung:

Luft hat ca. 20 Vol. % O<sub>2</sub> und 80 Vol. % N<sub>2</sub>, M (O<sub>2</sub>) = 32 g/mol M (N<sub>2</sub>) = 28g/mol,  
1.000/24,06 = 41,5 mol, 41,5 \* 0,2 = 8,3 mol O<sub>2</sub>, 8,3 \* 32 = **265,6 g O<sub>2</sub>**,  
41,5 \* 0,8 = 33,2 mol, 33,2 \* 28 = **929,6 g N<sub>2</sub>**, **265,6 + 929,6 = 1.195,2 g**

# Partialdruck

Der Partialdruck ist der Druck, der in einem Gasgemisch wie der Luft einem bestimmten Gas zugeordnet werden kann. Der Partialdruck entspräche dabei dem Gesamtdruck, den die Komponente beim alleinigen Ausfüllen des gesamten Volumens ausüben würde.

# Partialdruck Beispiel

**30. Welchen Partialdruck haben Stickstoff (78,09 %), Sauerstoff (20,95 %), Argon (0,97 %) und Kohlendioxyd (0,033 %) unter Normalbedingungen (1013,25 hPa) in der Atmosphäre?**

Lösung:

$$1013,25 * 0,7809 = 791,24 \text{ hPa, N}_2,$$

$$1013,25 * 0,2095 = 212,27 \text{ hPa O}_2,$$

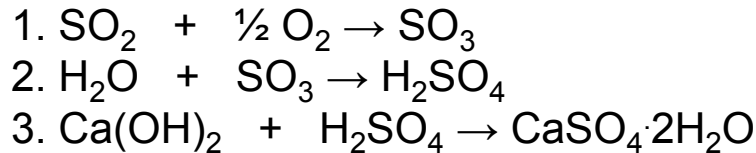
$$1013,25 * 0,00927 = 9,39 \text{ hPa Ar,}$$

$$1013,25 * 0,00033 = 0,33 \text{ hPa CO}_2$$



# Beispiele

**31.** Bei der Rauchgasreinigung lässt sich  $\text{SO}_2$  mit  $\text{Ca(OH)}_2$  als  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  (=Gips) aus den Rauchgasen entfernen. Folgende Reaktion findet statt:



Wieviel t  $\text{SO}_2$  und Gips fallen täglich an, wenn pro Stunde  $60,15 \text{ m}^3$   $\text{SO}_2$  entstehen ( $\text{S} = 32 \text{ g/mol}$ )?

Lösung:

$$\begin{aligned} 60,15 \text{ m}^3 &= 60.150 \text{ L SO}_2; 60.150 \text{ L} / 24,06 \text{ L/mol} = 2.500 \text{ mol}; \text{SO}_2 = 64 \text{ g/mol}; \\ 2.500 * 64 &= 160.000 \text{ g} \\ 160.000 \text{ g/h} &= 0,16 \text{ t/h}; 0,16 * 24 = \mathbf{3,84 \text{ t SO}_2/\text{d}} \end{aligned}$$

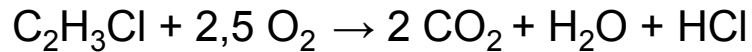
Pro mol  $\text{SO}_2$  werden ein mol  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  gebildet!

$$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = 40 + 32 + 4 * 16 + 2 * (2 * 1 + 16) = 172 \text{ g/mol}; 172 * 2.500 = 430.000 \text{ g} = 0,43 \text{ t}$$

$$0,43 * 24 = \mathbf{10,32 \text{ t/d}}$$

# Beispiele

**32.** Bei der Verbrennung von PVC ( $\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl}$ ) entsteht Chlorwasserstoff ( $\text{HCl}$ ). Ein PKW enthält ca. 17 kg PVC. Wie viel kg bzw. Liter  $\text{HCl}$  - Gas entstehen beim Verbrennen eines Autos z. B in einem Tunnel, oder wenn ein Autowrack direkt eingeschmolzen wird? Folgende Reaktion findet statt:



$\text{Cl} = 35 \text{ g/mol}$

Lösung:

$\text{C}_2\text{H}_3\text{Cl} = 2 * 12 + 3 * 1 + 35 = 62 \text{ g/mol}$ ;  $17.000 \text{ g PVC} / 62 \text{ g/mol PVC} = 274,19 \text{ mol}$

$\text{HCl} = 1 + 35 = 36 \text{ g/mol}$ ;  $36 * 274,19 = 9.870,8 \text{ g} = \mathbf{9,87 \text{ kg HCl}}$

$274,19 \text{ mol} * 24,06 \text{ L/mol} = 6.597 \text{ L} = \mathbf{6,59 \text{ m}^3 \text{ HCl}}$

# Beispiele

33. In einem Kraftwerk werden pro Stunde 82 Tonnen (Mg) Steinkohle verbrannt. Die Kohle enthält 1,2 % Schwefel und die Rauchgase werden zu 97 % entschwefelt. Wie viel Mg bzw. m<sup>3</sup> SO<sub>2</sub> wird pro Tag emittiert?

Folgende Reaktion findet statt:  $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$

S = 32 g/mol

Lösung:

$82 \text{ Mg/h} * 24 = 1.968 \text{ Mg/d}$ ;  $1.968 * 0,012 = 23,6 \text{ Mg Schwefel}$

$\text{S} = 32 \text{ Mg/Mmol}$ ;  $23,6/32 = 0,737 \text{ Mmol Schwefel}$

$\text{SO}_2 = 64 \text{ Mg/Mmol}$ ;  $0,737 * 64 = 47,2 \text{ Mg} = 47,2 * 0,03 = \mathbf{1,4 \text{ Mg SO}_2}$

$1,4 \text{ Mg SO}_2/64 \text{ Mg/Mmol} = 0,0218 \text{ Mmol} * 24.060 \text{ m}^3/\text{Mmol} = \mathbf{524,5 \text{ m}^3 \text{ SO}_2}$