

De mol:

***een onmisbaar hulpmiddel
in de scheikunde***

door Erik Held

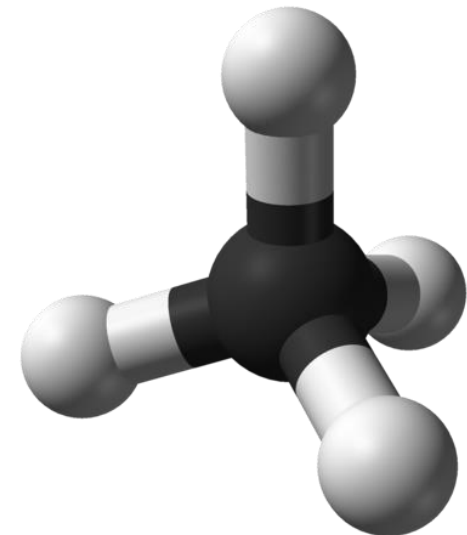
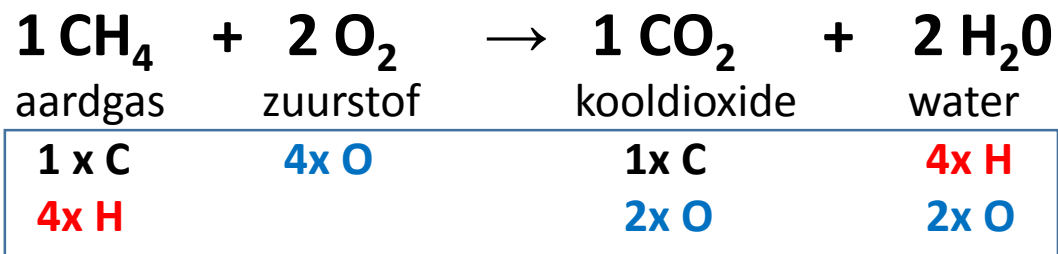


Scheikunde: Alles in balans

- Bij scheikunde houden wij ons bezig met reacties en reactieproducten op moleculair niveau.
- In een reactievergelijking geven we aan hoeveel en welke stoffen er nodig zijn om nieuwe reactieproducten te maken

Een voorbeeld:

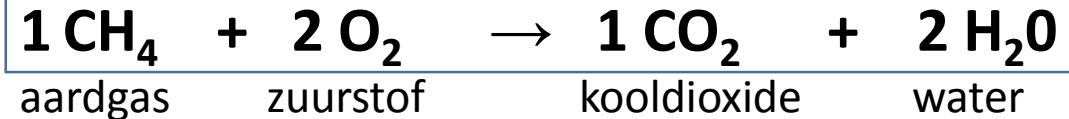
De verbranding van aardgas (denk aan koken/cv-ketel)



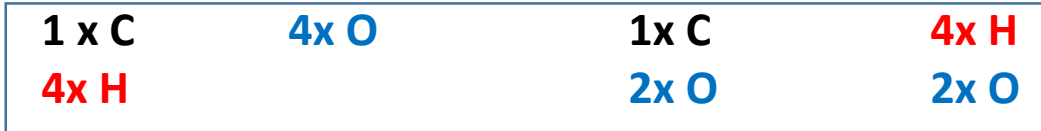
Een methaanmolecuul oftewel aardgas

Wet van Behoud van Massa

Moleculen:



Atomen:




Wat zegt deze reactievergelijking nu?

- **1 molecuul CH₄** reageert met **2 moleculen O₂** tot **1 molecuul CO₂** en **2 moleculen H₂O**
- De atomen uit de beginstoffen (**1x C, 4x H en 4x O**) reageren tot reactieproducten die in totaal uit exact hetzelfde aantal atomen bestaat (**1x C, 4x H en 4x O**)
= **Wet van Behoud van Massa**

Atomen zijn de bouwstenen

Wat weegt een CH_4 molecuul?

1 molecuul weegt: $(1 \times 12,01115 + 4 \times 1,00797) \text{ u}$
 $= 16,04303 \text{ u}$

- u = atomaire massa eenheid (afgekort a.m.e.)
 - **Engels:** a.m.u. = atomic mass unit
-  1 u = $1.660539040(20) \times 10^{-27} \text{ kg}$
 - Dit is een onvoorstelbaar kleine massa
- **Tijdens de scheikundeles mag je rekenen met afgeronde atoommassa's, soms afgerond op 0,5. Enkele voorbeelden:**

$$H = 1 \text{ u}$$

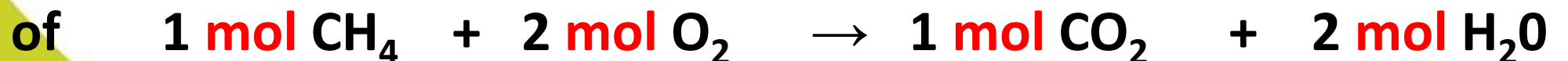
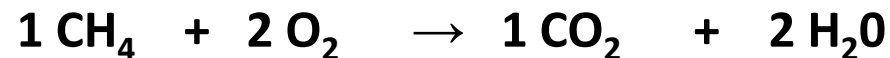
$$O = 16 \text{ u}$$

$$C = 12 \text{ u}$$

$$Cl = 35,5 \text{ u}$$

Atomaire massa eenheid (u)

- In praktijk kunnen wij een massa van $16 \text{ u} = 2,66 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$ natuurlijk nooit afwegen
- Nauwkeurig afwegen begint voor ons pas bij **milligrammen of grammen**.
 - Maar 1 gram aan moleculen is dan al direct een onvoorstelbaar aantal aan moleculen!
- 1 gram aardgas = $3,77 \cdot 10^{25}$ moleculen !!!
- Aangezien het bij reacties gaat om de verhouding waarin stoffen met elkaar reageren, kan je bij de verbranding van aardgas dus stellen:

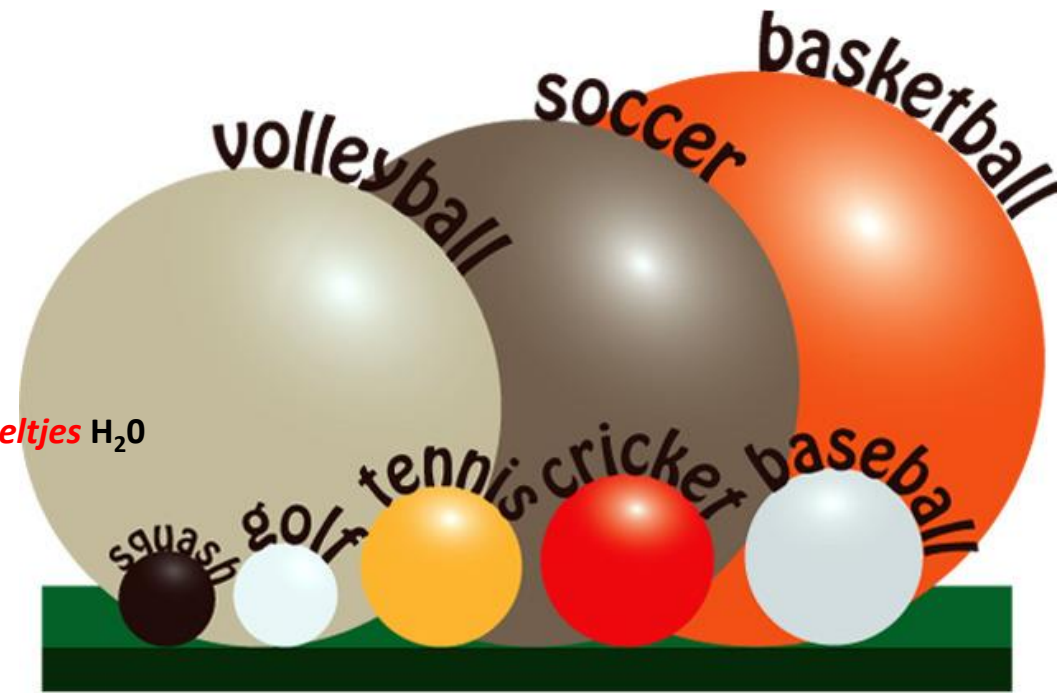
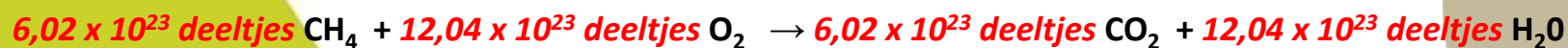
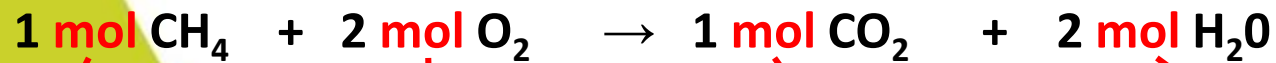


Waarom de mol?

De eenheid **mol** is een *vaste hoeveelheid deeltjes*

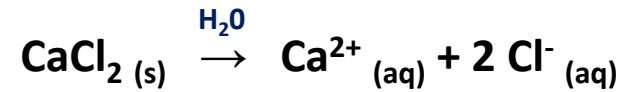
Vergelijk dit eens met:

- Een dozijn
= een vastgestelde hoeveelheid van 12 stuks
- Een gros
= een vastgestelde hoeveelheid van 12 dozijnen oftewel 144 stuks
- **De eenheid mol**
= een vastgestelde hoeveelheid van $6,02 \times 10^{23}$ deeltjes



Waarom de mol?

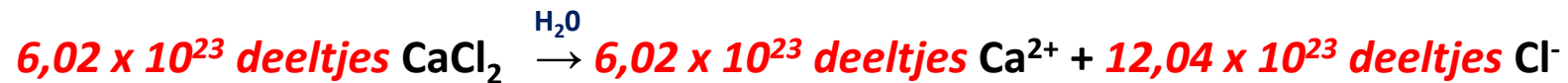
Het zout calciumchloride oplossen in water:



=



=



=



=



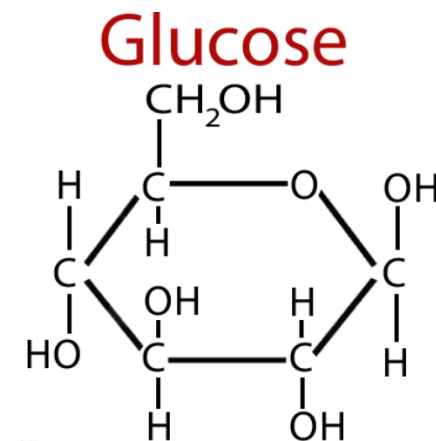
Hoeveel weegt 1 mol?

De massa van 1 mol van een bepaalde stof wordt bepaald door:

- De soorten atomen/ionen waaruit de moleculen van de betreffende stof zijn opgebouwd.
- De hoeveelheden van elke atoom/ionensoort die in het molecuul aanwezig zijn

Voorbeeld

- Een *water* molecuul: H_2O
 - $(2 \times H (1 \text{ u}) + 1 \times O (16 \text{ u})) = 18 \text{ u}$
- Een *glucose* molecuul: $C_6H_{12}O_6$
 - $(6 \times C (12 \text{ u}) + 12 \times H (1 \text{ u}) + 6 \times O (16 \text{ u})) = 180 \text{ u}$
- De massa van een glucosemolecuul is dus 10x zwaarder dan de massa van een watermolecuul



Molaire massa (M)

- De massa van een *water* molecuul: **18 u**
- **1 mol water weegt 18 gram/mol**
- **Schrijfwijze: $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$**
- De massa van een *glucose* molecuul: **180 u**
- **1 mol glucose weegt 180 gram/mol**
- **Schrijfwijze: $M_{\text{glucose}} = 180 \text{ g/mol}$**



Dus wanneer je de molecuulmassa in weet, dan weet je automatisch ook de molmassa van de betreffende stof.

Mol: aantal deeltjes, massa of volume

