

# CHIMICA GENERALE ED INORGANICA E LABORATORIO

---

cod. 00966

Docente:

Roberto Esposito  
roberto.esposito@unina.it

## Lezione 4

- Le reazioni chimiche
- Bilanciamento
- Reagente in eccesso/difetto
- Resa

Trasformazioni fisiche, esempi:

Acqua che bolle (passaggio di stato)

Formazione di condensa o brina (passaggio di stato)

Distillazione (processo di separazione)

Trasformazioni chimiche, esempi:

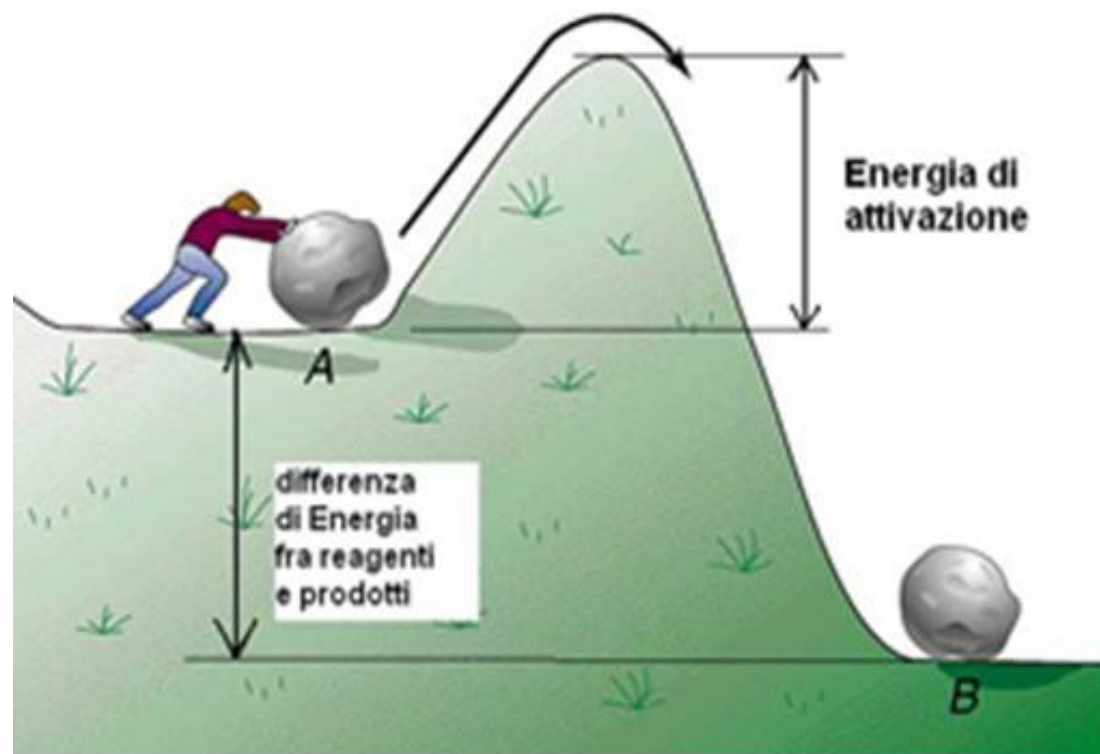
Ferro che arrugginisce (ossidazione)

Cottura dei cibi

Combustione (nei motori e nelle cellule!)

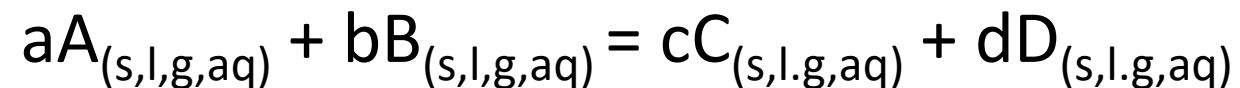
## Le reazioni chimiche:

Sostanze che si trasformano in altre sostanze, spesso "scambiandosi" atomi e spesso coinvolgendo assorbimento o rilascio di energia.

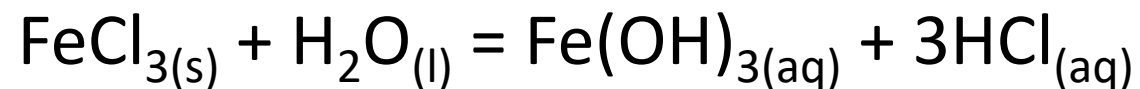


Le reazioni chimiche:

Reagenti = Prodotti



Esempio.:



Le reazioni chimiche:

Categorie:

**Acido-Base**

Non coinvolgono trasferimento di elettroni

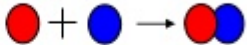

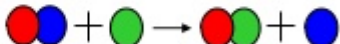

**Redox**

Coinvolgono il trasferimento di elettroni (cambio di numero di ossidazione)

## Le reazioni chimiche:

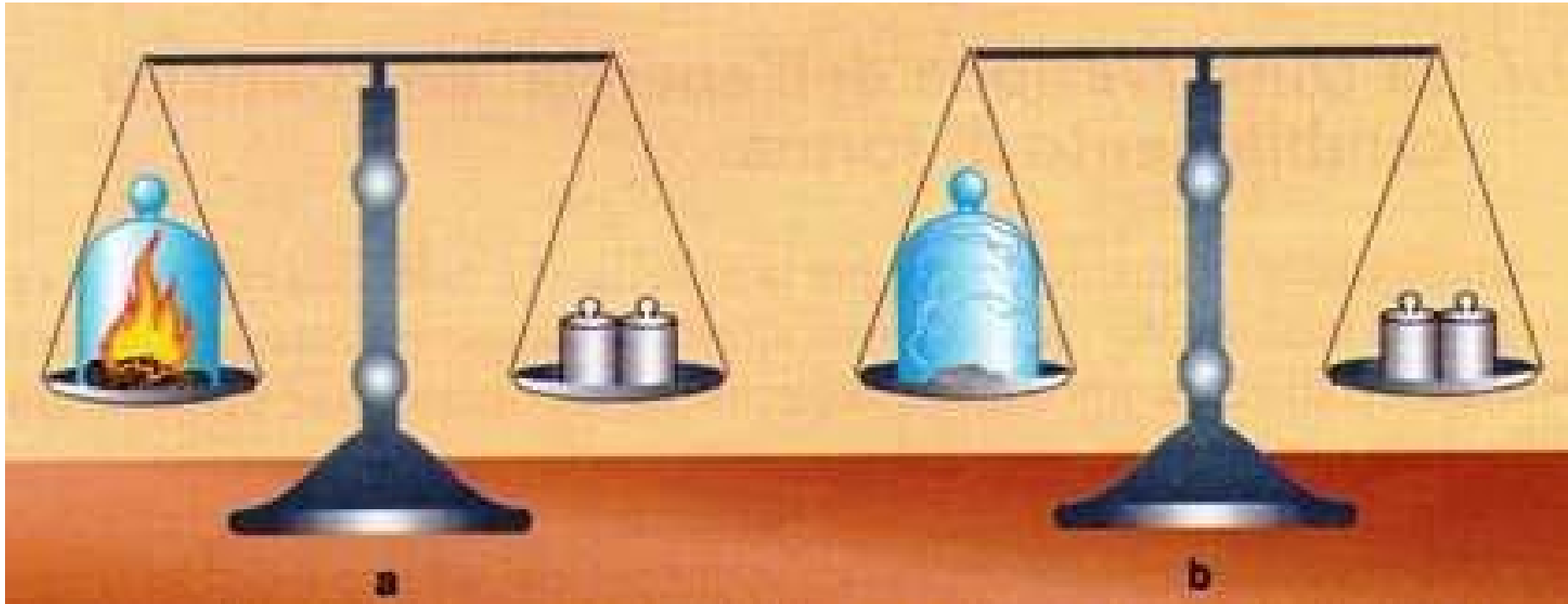
## Tipi:

Watch the movie and then complete the chart.

Type of Reaction	Definition	★ Equation
Synthesis	Two or more elements or compounds combine to make a more complex substance	$A + B \rightarrow AB$ 
Decomposition	Compounds break down into simpler substances	$AB \rightarrow A + B$ 
Single Replacement	Occurs when one element replaces another one in a compound	$AB + C \rightarrow AC + B$ 
Double Replacement	Occurs when different atoms in two different compounds trade places	$AB + CD \rightarrow AC + BD$ 

A = Red B = Blue C = Green D = Yellow

## Bilanciamento – Principio di Lavoisier:



**Bilanciare = rispettare il principio di conservazione della massa**

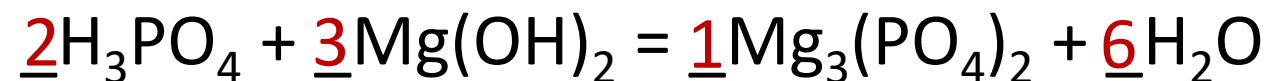
Bilanciamento – Bilanciamento a vista:



2 N      2 N

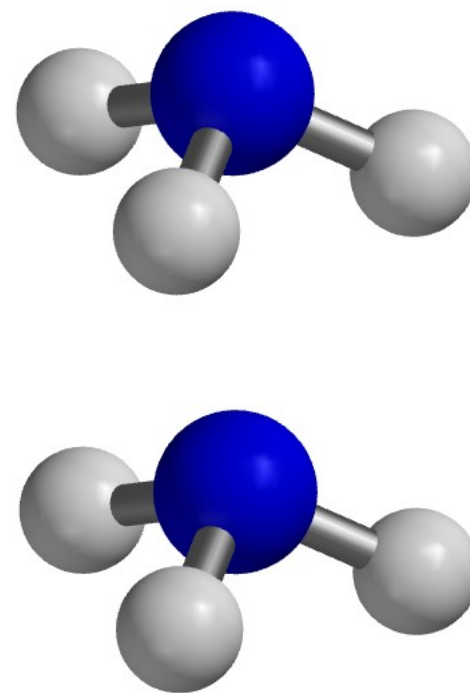
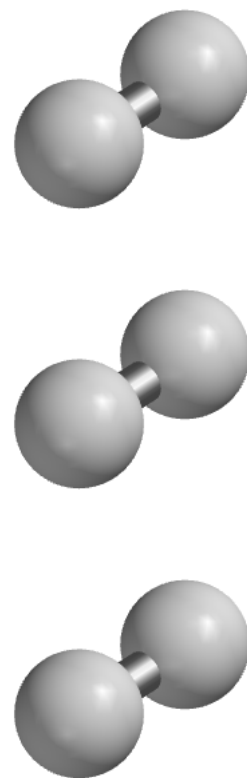
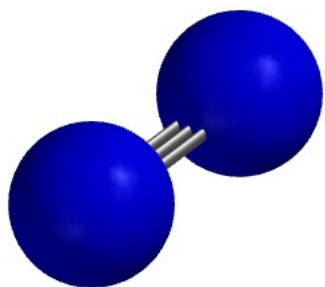
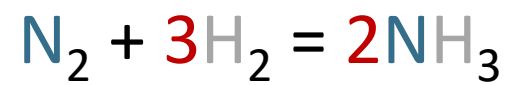
6 H      6 H

## Bilanciamento – Bilanciamento a vista:

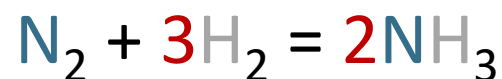


- 1) Assegnare coefficiente 1 alla specie col maggior numero di atomi diversi da H e O
- 2) Bilanciare gli atomi diversi da H e O
- 3) Bilanciare O
- 4) Controllare H

La stechiometria:



La stechiometria:

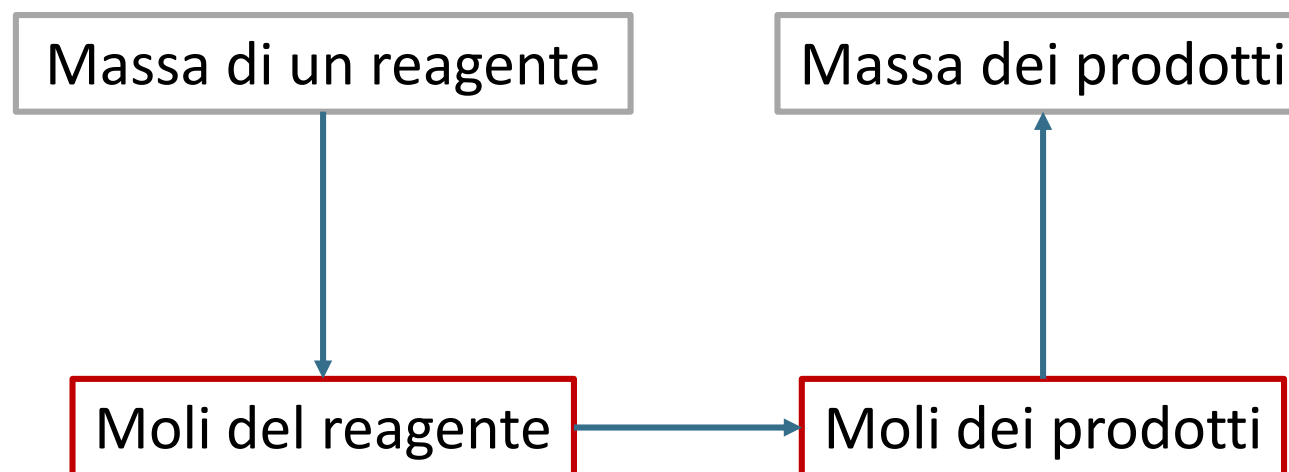
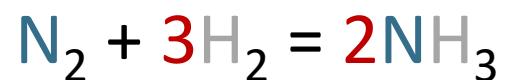


1 **molecola** di  $\text{N}_2$  reagiscono con 3 **molecole** di  $\text{H}_2$  per ottenere 2 **molecole** di  $\text{NH}_3$ .

1 **dozzina** di molecole di  $\text{N}_2$  reagiscono con 3 **dozzine** molecole di  $\text{H}_2$  per ottenere 2 dozzine molecole di  $\text{NH}_3$ .

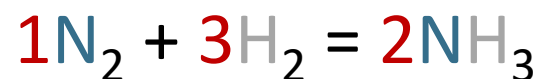
1 **mole** di  $\text{N}_2$  reagiscono con 3 **moli** di  $\text{H}_2$  per ottenere 2 **moli** di  $\text{NH}_3$ .

La stechiometria:

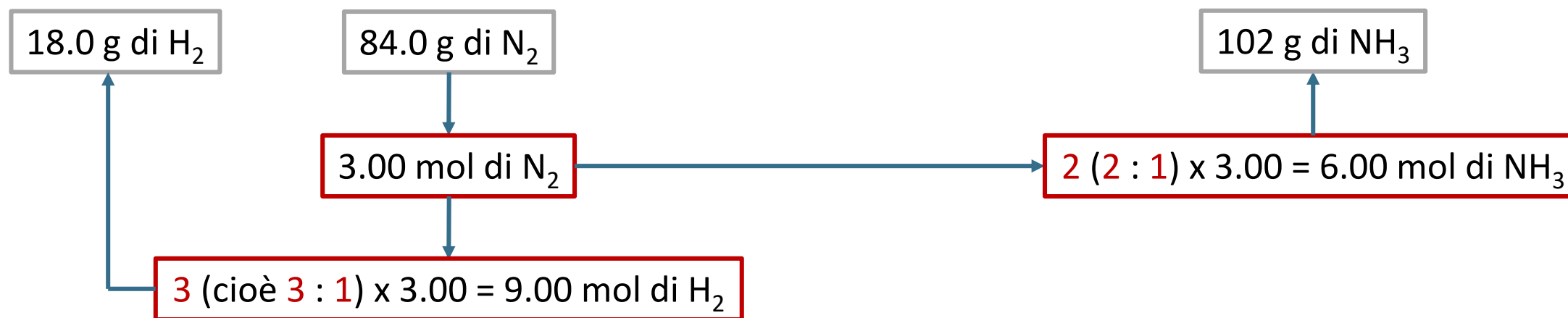


**I conti stechiometrici si fanno sempre e solo in MOLI!**

## La stechiometria:



Esempio: dati 84.0 grammi di azoto ( $\text{N}_2$ , MM = 28.0 g/mol) quale sarà la quantità stechiometrica di idrogeno ( $\text{H}_2$ , MM = 2.00 g/mol) che reagirà con esso? E quanta ammoniaca ( $\text{NH}_3$ , MM = 17.0 g/mol) si forma?



## La stechiometria all'ikea:



Esempio: se ho 35 sedili e 60 piedi quanti sgabelli posso montare?

- Con 35 sedili possiamo in teoria avere 35 sgabelli (35 : 1 cioè ogni 1 sedile posso fare 1 sgabello)
- Con 60 piedi invece solo 20 sgabelli (60 : 3 cioè ogni 3 piedi posso fare 1 sgabello)

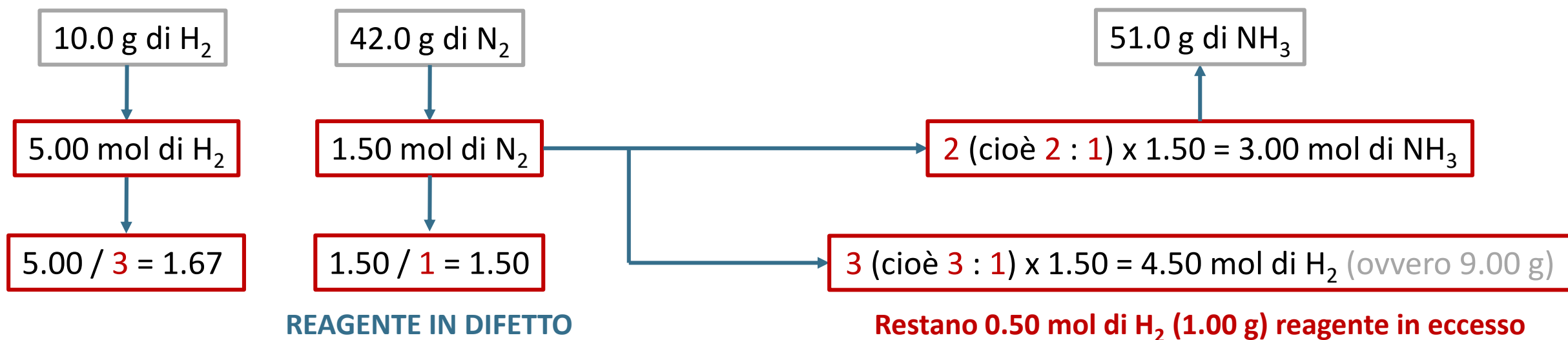
In mancanza di altri piedi quindi posso montare solo 20 sgabelli! (il numero più piccolo!)

I **piedi** sono quindi il **reagente limitante (in difetto)** mentre i **sedili** rappresentano il **reagente in eccesso**.

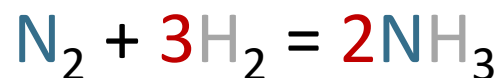
Reagente in eccesso/difetto:



Esempio: In un recipiente sono posti 42.0 g di  $\text{N}_2$  e 10.0 g di  $\text{H}_2$ . Supponendo che la reazione arrivi a completezza determinare il reagente in difetto, la quantità di ammoniaca che si forma e la quantità di reagente in eccesso che rimane.



Resa di una reazione:



Esempio: In un recipiente vengono posti 42.0 g di  $\text{N}_2$  e 9.0 g  $\text{H}_2$  di idrogeno. A fine reazione sono ottenuti 38.3 g di ammoniaca  $\text{NH}_3$ .

Calcolare la resa della reazione.

$$\frac{38.3 \text{ g}}{51.0 \text{ g}} = 0.751 = 75 \%$$



Oppure sapendo che  $\frac{38.3 \text{ g}}{17.0 \text{ g/mol}} = 2.25 \text{ mol}$  allora  $\frac{2.25 \text{ mol}}{3.00 \text{ mol}} = 0.750 = 75 \%$

Resa di una reazione:

$$\text{Resa} = 100 \times \frac{\text{Quantità in grammi ottenuta}}{\text{Quantità in grammi ottenibile}} = 100 \times \frac{\text{Quantità in moli ottenuta}}{\text{Quantità in moli ottenibile}}$$

Resa teorica (in massa): Quantità in grammi ottenibile

Resa teorica (in moli): **Quantità in moli ottenibile**

Nell'esempio di prima:

Resa teorica (in massa): Quantità in grammi ottenibile = 51.0 g

Resa teorica (in moli): **Quantità in moli ottenibile = 3.00 mol**