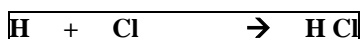


# See more about

## [www.scienzaescuola.it](http://www.scienzaescuola.it)

Unità didattica 2. Scheda per l'alunno. La mole.  
 Prof. Gabrielli Luciano (Lic. Scientifico L. da Vinci – Sora – Fr).

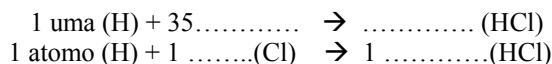
Consideriamo la reazione chimica dove un atomo di H reagisce con un atomo di Cl per dare una molecola di HCl.



**P.A.** (H) = ..... uma

**P.A.** (Cl) = .....

Possiamo quindi scrivere :



Il rapporto tra masse è:

$$1 \text{ uma} : 35 \dots\dots\dots^* : \dots\dots\dots \text{ uma}$$

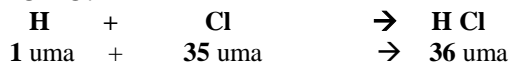
Il rapporto tra atomi è:

$$1 \text{ atomo} : 1 \dots\dots\dots : 1 \dots\dots\dots$$

\*Il Cloro pesa di più perché contiene più particelle; pertanto per reagire completamente con l'Idrogeno occorre una quantità in peso di Cloro 35 volte superiore.

In chimica è più conveniente lavorare con i grammi che con le uma e perciò ricordando che  $1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$  scriviamo:

### SE CONSIDERO UN SOLO ATOMO:



$$1 \times (1,66 \times 10^{-24}) \text{ g} + 35 \times (\dots\dots\dots) \text{ g} \rightarrow 36 \times (\dots\dots\dots) \text{ g}$$

### SE CONSIDERO 1000 ATOMI:

( N.B. ricorda che  $10^{-24} \times 10^3 = 10^{-21}$  )

$$\boxed{10^3} \times 1 \times (1,66 \times 10^{-24}) \text{ g} + \boxed{10^3} \times 35 \times (1,66 \times \dots\dots\dots) \text{ g} \rightarrow \boxed{10^3} \times 36 \times (\dots\dots\dots) \text{ g}$$

$$1 \times (1,66 \times 10^{-21}) \text{ g} + 35 \times (1,66 \times \dots\dots\dots) \text{ g} \rightarrow 36 \times (\dots\dots\dots) \text{ g}$$

### CON 1 MILIARDO DI ATOMI SI AVRÀ:

$$\boxed{10^9} \times 1 \times (1,66 \times 10^{-24}) \text{ g} + \boxed{10^9} \times 35 \times (1,66 \times \dots\dots\dots) \text{ g} \rightarrow \boxed{10^9} \times 36 \times (\dots\dots\dots) \text{ g}$$

$$1 \times (1,66 \times 10^{-15}) \text{ g} + 35 \times (1,66 \times \dots\dots\dots) \text{ g} \rightarrow 36 \times (\dots\dots\dots) \text{ g}$$

Si tratta di masse ancora troppo piccole per poter essere pesate. Amedeo Avogadro ha utilizzato perciò un numero di atomi molto elevato ( $N_A = 6,02 \times 10^{23}$ ); con tale numero di atomi o molecole possiamo scrivere:

$$N_A \times \text{peso di 1 uma} + N_A \times \text{peso di 35} \dots\dots\dots \rightarrow N_A \times \dots\dots\dots$$

$$\boxed{6,02 \times 10^{23}} \times 1 \times (1,66 \times 10^{-24}) \text{ g} + \boxed{6,02 \times 10^{23}} \times 35 \times (1,66 \times 10^{-24}) \text{ g} \rightarrow \boxed{6,02 \times 10^{23}} \times 36 \times (1,66 \times 10^{-24}) \text{ g}$$

$$1 \text{ grammo (H)} + 35 \text{ grammi (Cl)} \rightarrow 36 \text{ grammi (HCl)}$$

Un numero di Avogadro di particelle (atomi, molecole, elettroni eccetera) si chiama **MOLE**.

Facciamo ora il confronto tra le situazioni iniziale e finale:

Sit. Iniziale:	<b>1 atomo</b>	:	1 .....	:	1 .....
----------------	----------------	---	---------	---	---------

$1 \text{ uma} + 35 \dots \rightarrow \dots$
--

Sit. finale: <table style="display: inline-table; vertical-align: middle; margin-left: 20px;"> <tr> <td style="text-align: center;"><b>1 mol di atomi</b></td> <td style="text-align: center;">:</td> <td style="text-align: center;"><b>1 mol di.....</b></td> <td style="text-align: center;">:</td> <td style="text-align: center;"><b>1 mol di .....</b></td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">1 g</td> <td style="text-align: center;">+</td> <td style="text-align: center;">35 ...</td> <td style="text-align: center;">→</td> <td style="text-align: center;">.....</td> </tr> </table>	<b>1 mol di atomi</b>	:	<b>1 mol di.....</b>	:	<b>1 mol di .....</b>	1 g	+	35 ...	→	.....
<b>1 mol di atomi</b>	:	<b>1 mol di.....</b>	:	<b>1 mol di .....</b>						
1 g	+	35 ...	→	.....						

Si può vedere che non è cambiato il rapporto tra il numero di atomi né quello tra le masse.

Una mol di atomi contiene  $6,02 \times 10^{23}$  atomi e corrisponde al P. A. espresso in grammi.

Es: 1 mol Ossigeno (P.A. = 16) pesa 16 grammi e contiene  $6,02 \times 10^{23}$  atomi.

Una mol di molecole contiene  $6,02 \times 10^{23}$  molecole e corrisponde al P.M. espresso in grammi.

Es: 1 mol H<sub>2</sub>O (P.M. = 18 uma) pesa 18 grammi e contiene  $6,02 \times 10^{23}$  molecole.