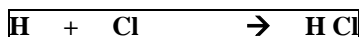


See more about

<https://www.scienzaescuola.it>

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

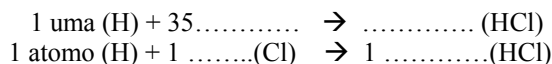
Consideriamo la reazione chimica dove un atomo di H reagisce con un atomo di Cl per dare una molecola di HCl.



P.A. (H) = uma

P.A. (Cl) =

Possiamo quindi scrivere :



Il rapporto tra masse è:

1 uma : 35* : uma

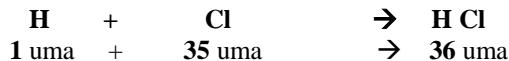
Il rapporto tra atomi è:

1 atomo : 1 : 1

*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.

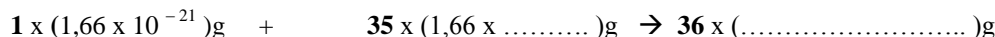
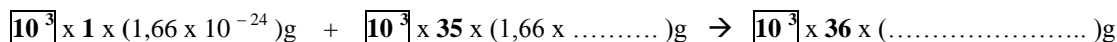
In chimica è più conveniente lavorare con i grammi che con le uma e perciò ricordando che 1 uma = $1,66 \times 10^{-24}$ g scriviamo:

SE CONSIDERO UN SOLO ATOMO:

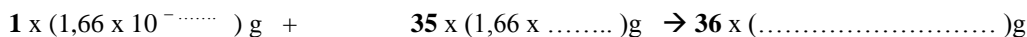
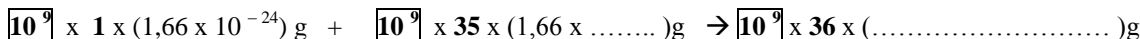


SE CONSIDERO 1000 ATOMI:

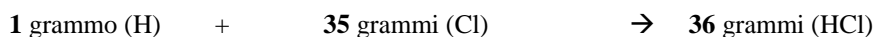
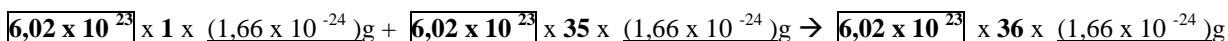
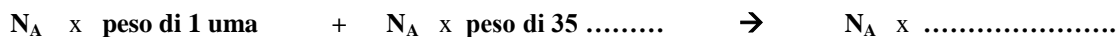
(N.B. ricorda che $10^{-24} \times 10^3 = 10^{-21}$)



CON 1 MILIARDO DI ATOMI SI AVRÀ:



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:



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:	1 atomo	:	1	:	1
----------------	---------	---	---------	---	---------

$1 \text{ uma} + 35 \text{} \rightarrow \text{.....}$

Sit. finale: <table style="display: inline-table; vertical-align: middle; margin-left: 20px;"> <tr> <td style="text-align: center;">1 mol di atomi</td> <td style="text-align: center;">:</td> <td style="text-align: center;">1 mol di.....</td> <td style="text-align: center;">:</td> <td style="text-align: center;">1 mol di</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>	1 mol di atomi	:	1 mol di.....	:	1 mol di	1 g	+	35 ...	→
1 mol di atomi	:	1 mol di.....	:	1 mol di						
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 H₂O (P.M. = 18 uma) pesa 18 grammi e contiene $6,02 \times 10^{23}$ molecole.