**MOLE**

Innanzi tutto non ti confondere tra…

* **MASSA ATOMICA** = massa degli atomi
* **MASSA MOLECOLARE** = massa delle molecole (una molecola è fatta da più atomi!)

La massa atomica (cioè *il peso di un atomo*) la puoi trovare nella **tavola periodica**.

Il peso atomico viene stabilito in rapporto a una unità presa come riferimento, detta **unità di massa atomica** (in sigla **uma**, simbolo **u**). Come unità di misura è stata adottata **la dodicesima parte della massa del carbonio** (1 uma=1,6605655·10-27 kg)

*Facciamo un esempio di esercizio*: voglio sapere la massa molecolare di NaCl. Come faccio?

1. Trovo il peso atomico di Na, leggendolo sulla tavola periodica (23 u)
2. Trovo il peso atomico di Cl (35,45 u)
3. Per trovare il peso di una molecola di NaCl facciamo la somma dei due pesi di Na e di Cl (23 + 35,45 = 58,45 u)

Invece, **una MOLE di una sostanza è il suo peso molecolare espresso in grammi.**

È una delle [unità di misura](http://it.wikipedia.org/wiki/Unit%C3%A0_di_misura) fondamentali del [Sistema internazionale](http://it.wikipedia.org/wiki/Sistema_internazionale_di_unit%C3%A0_di_misura) (SI).

La mole è definita come la [quantità di sostanza](http://it.wikipedia.org/wiki/Quantit%C3%A0_di_sostanza) di un sistema che contiene un numero di entità pari al numero degli [atomi](http://it.wikipedia.org/wiki/Atomo) presenti in 12 [grammi](http://it.wikipedia.org/wiki/Grammo) di [carbonio](http://it.wikipedia.org/wiki/Carbonio)‑12.

**Una Mole di qualsiasi composto chimico contiene sempre lo stesso numero di molecole (nel caso di un elemento semplice, lo stesso numero di atomi). Tale numero è chiamato NUMERO DI AVOGADRO e vale 6,02214179(30) × 1023** .

**Per ottenere il NUMERO DI MOLI di una sostanza, basta dividere il suo peso per il peso molecolare.**

**n_\mathrm{moli}= n = {m \over MM}**

***Esercizio*: Ad esempio, 100 grammi di acqua, quante Moli di acqua sono?**

Nel caso dell’[acqua](http://it.wikipedia.org/wiki/Acqua) (H2O), la massa molecolare è pari a 18 u.

* Infatti, la massa atomica di H è 1 u. Ma ci sono due atomi di idrogeno, quindi: 2u.
* La massa atomica dell’ossigeno è circa 16 u.
* Dunque, 2+16 = 18 u (massa molecolare di H2O). Il che significa che una mole di questa sostanza è pari a 18 grammi.

Noi abbiamo 100 g di acqua, dunque: **100 / 18, = 5,5 moli.**

*Appunti dalla prof.ssa*

Il SI è il sistema ufficiale delle unità di misura.

La massa si misura in g. Ma nei laboratori si utilizza un’altra unità di misura, quando abbiamo a che fare con misure molto piccole. Questa unità di misura è **la mole**. Che collegamento c’è tra moli e grammi?

**La mole**

Pensiamo a questo esempio… Riempio un sacchetto di viti. Voglio sapere quanto pesa una vite, ma la mia bilancia non è molto sensibile. Come faccio? Ne peso dieci e divido il mio risultato per 10…

Il problema, infatti, in laboratorio, è che gli atomi e le molecole sono troppo piccoli. Per sapere quanti sono si sfruttano:

* **la legge di Gay-Lussac**
* la **legge di Avogadro** (volumi uguali di gas diversi hanno lo stesso numero di particelle: **una mole di qualsiasi sostanza contiene sempre 6,022·10**23**particelle**)

Un atomo di una molecola viene misurato in **uma** – *unità di massa atomica*, ossia 1/12 della massa del carbonio 12

Il **numero atomico** indica quanti **protoni** ha un elemento: ogni elemento è diverso da quello che lo precede perché ha un protone in più.

**Massa atomica** e **massa molecolare** hanno come unità di misura la uma. Dove trovo questa informazione? Trovo la massa atomica dalla *tavola periodica*; la massa molecolare è invece la somma delle masse atomiche che formano la molecola.

Dato che le particelle di un gas sono troppo piccole per essere pesate, stabilisco un **rapporto tra uma e g**: e affermo che *qualsiasi sostanza, se vado a misurare la stessa quantità di uma in g, contiene il numero di Avogadro di particelle*.

*Esempio*. Mettiamo che ho 18 g di acqua. 18 g di acqua contengono il numero di Avogadro di particelle (perché 18 è il numero di uma di una molecola d’acqua).