

Chimica per il liceo/Le masse atomiche, molecolari e la mole

Wikibooks, manuali e libri di testo liberi.
 < Chimica per il liceo

Numero atomico, numero di massa e isotopi

Per comprendere il significato di massa atomica dobbiamo conoscere, almeno nei suoi tratti essenziali, com'è fatto un atomo.

Abbiamo già visto in precedenza che l'atomo è l'unità fondamentale della materia ma, nonostante il significato letterale del termine (dal greco *ἄτομος* *átomos* = indivisibile), gli atomi sono formati da tre categorie di particelle subatomiche:

- il nucleo è costituito da **protoni**, particelle dotate di *massa e carica positiva*, e **neutroni**, particelle *neutre* (prive di carica) dotate di una *massa* paragonabile a quella dei protoni);
- attorno al nucleo si muovono gli **elettroni**, particelle con *carica negativa* pari in quantità a quella del protone ma di segno opposto e massa trascurabile rispetto a quella di un protone o di un neutrone (circa 1/2000).

L'atomo è per definizione una entità neutra in cui il numero di elettroni eguaglia il numero di protoni.

Il **numero di protoni** (e, quindi, di elettroni) viene indicato come **numero atomico**.

Il numero atomico è quello che contraddistingue gli atomi di un certo elemento. Nella tavola periodica gli atomi dei diversi elementi sono ordinati secondo il numero atomico crescente.

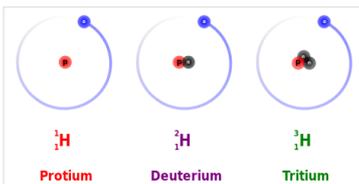
I neutroni si interpongono tra i protoni impedendo loro di respingersi, conferiscono al nucleo compattezza e densità e, assieme ai protoni, costituiscono la massa dell'intero atomo.

Gli elettroni incidono in misura trascurabile sulla massa dell'atomo ma circoscrivono e determinano il volume atomico. Per comprendere le proporzioni volumetriche tra il nucleo e l'intero atomo potremmo considerare questo paragone: se il nucleo avesse le dimensioni di un nocciolo di ciliegia, l'intero atomo sarebbe grande quanto il duomo di Milano.

All'aumentare del numero dei protoni cresce anche il numero dei neutroni ma mentre **il numero dei protoni è esclusivo di una determinata specie atomica** (cioè è tipico per gli atomi di uno stesso elemento) **il numero dei neutroni può variare nell'ambito della stessa specie atomica**.

La **somma di protoni e neutroni** rappresenta il cosiddetto **numero di massa**. Come spiegato in seguito, se il numero atomico è caratteristico di una specie atomica, il numero di neutroni, e di conseguenza il numero di massa, può essere diverso per una stessa specie atomica.

Atomi della stessa specie con diverso numero di massa vengono denominati isotopi (dal greco *ἴσος τόπος*, stesso luogo).



Gli isotopi dell'idrogeno

Vengono di seguito rappresentati gli isotopi dell'idrogeno (vedi disegno accanto) e quelli del carbonio.

Il nucleo dell'idrogeno è, di fatto, un protone e, quindi, nella sua costituzione non dovrebbe rientrare alcun neutrone: in natura, tuttavia, esiste una piccola percentuale di deuterio e trizio che presentano rispettivamente un neutrone e due neutroni

${}^1\text{H}$ idrogeno propriamente detto ${}^2\text{H}$ deuterio ${}^3\text{H}$ trizio

Negli isotopi il numero in alto a sinistra rispetto al simbolo rappresenta il numero di massa, cioè la somma di protoni e neutroni. Possiamo quindi verificare che l'idrogeno propriamente detto non presenta alcun neutrone a costituire il proprio nucleo, il deuterio ne presenta uno e il trizio due.

Se consideriamo il carbonio, il carbonio -12 ha un nucleo costituito da sei protoni e sei neutroni, il carbonio - 13 ha sette neutroni (e ovviamente sempre sei protoni) mentre il carbonio - 14 presenta otto neutroni: quest'ultimo è l'isotopo più pesante del carbonio ed è radioattivo

${}^{12}\text{C}$ ${}^{13}\text{C}$ ${}^{14}\text{C}$



Il numero atomico si indica con Z

Il numero di massa si indica con A

Esempi di isotopi dello zinco, del rame e del nichel. In nero quelli stabili, in colore quelli radioattivi

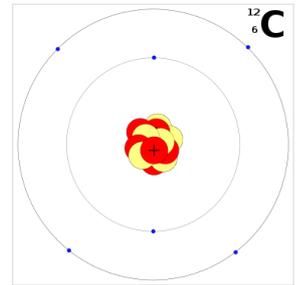
In particolari condizioni, un atomo può acquistare o perdere elettroni. Quando un atomo perde uno o più elettroni non è più elettricamente neutro, perché la carica positiva del nucleo non è bilanciata da quella degli elettroni; si dice che l'atomo è diventato uno ione positivo o **catione**. Quando un atomo acquista uno o più elettroni non è più elettricamente neutro, per cui si dice che l'atomo è diventato uno ione negativo o **anione**.

La massa atomica e molecolare assoluta

Le leggi ponderali evidenziano che le sostanze reagiscono secondo specifici rapporti di massa. Le equazioni bilanciate ci consentono di descrivere questi rapporti tra reagenti e prodotti.

In laboratorio si opera su un piano macroscopico, considerando quantità di sostanza manipolabili e misurabili. I singoli atomi e le singole molecole hanno dimensioni microscopiche, come facciamo quindi a collegare atomi e molecole con quantità macroscopiche di materia? Dobbiamo conoscere la massa degli atomi.

La massa assoluta di un singolo atomo non può essere misurata direttamente: non esiste una bilancia così sensibile da rilevare valori tanto piccoli. Oggi il valore delle masse assolute degli atomi può essere determinata indirettamente con gli spettrometri di massa (Fig.1). I valori che si ottengono sono molto piccoli: ad esempio, la massa di un atomo di carbonio è di $1,99 \cdot 10^{-26}$ kg.



Struttura semplificata dell'atomo di carbonio

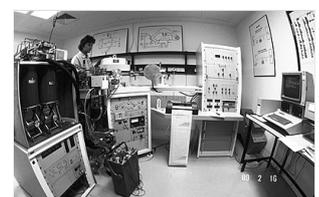


Fig.1 - Uno spettrometro di massa del 1989

La **massa atomica assoluta** è la massa di un atomo **espressa in kg**.

Analogamente, la **massa molecolare assoluta** è la massa di una molecola **espressa in kg**.

La massa atomica e molecolare relativa

Dalton fu il primo a comprendere che, con i metodi sperimentali del suo tempo, non era possibile determinare direttamente la massa dei singoli atomi e delle singole molecole. Capi inoltre che il problema andava affrontato su un piano macroscopico, considerando quantità pesabili e manipolabili. In accordo con la legge di Proust, si poteva ricavare, per ogni elemento, una massa atomica relativa, basata su una quantità di campione presa come unità di misura di riferimento, e per ogni composto la massa molecolare relativa.

Tavola periodica degli elementi. L'idrogeno (H) è evidenziato in rosso e il carbonio (C) in verde. Sotto la tavola c'è una didascalia: "Le 'unità di misura' della massa atomica relativa".

L'idrogeno (inizialmente) e il carbonio (1/12) sono stati usati per misurare le masse atomiche relative degli altri elementi

Dalton scelse come riferimento la massa dell'idrogeno e definì la massa atomica relativa (denominata impropriamente "peso atomico") come numero che esprime il rapporto tra la massa dell'atomo di quell'elemento e la massa dell'atomo di idrogeno. Dalton riuscì a determinare le masse atomiche relative di numerosi elementi, partendo dalle reazioni di sintesi di una serie di composti, ognuno dei quali conteneva l'idrogeno e l'elemento di cui voleva determinare la massa. In questo modo però la massa atomica poteva essere determinata correttamente solo conoscendo la formula corretta del composto considerato (per lungo tempo i chimici accettarono il valore di 8 assegnato alla massa atomica relativa dell'ossigeno da Dalton, che, in assenza di riscontri sperimentali, assunse HO come formula chimica dell'acqua).

Anche oggi, per comodità, risulta più agevole seguire l'esempio di Dalton e quindi esprimere la massa atomica e molecolare non in termini assoluti (in kg), ma facendo riferimento ad un'**unità di massa atomica unificata**, indicata con il simbolo **u**, introdotta nel 1960 dall'Unione internazionale di chimica pura e applicata (IUPAC).

Un'**unità di massa atomica unificata**, **u**, è uguale a **1/12 della massa assoluta di un atomo di ^{12}C** .

Nei testi di biochimica e biologia molecolare l'unità di massa atomica **u** viene talvolta chiamata **Dalton**; nei vecchi testi invece veniva spesso rappresentata con l'acronimo **u.m.a.**

La scelta del valore di **u** è convenzionale e arbitraria. Si è scelto come riferimento l'atomo di ^{12}C perché molto diffuso e facilmente reperibile. Con tale unità l'idrogeno ^1H ha una massa di circa 1 u (1,007825 u). Considerato che nell'atomo di ^{12}C sono presenti 6 protoni, 6 neutroni (che insieme formano 12 nucleoni) e che la massa di un elettrone è 1836 volte minore rispetto a quella di un nucleone (quindi trascurabile in termini di massa), **u** corrisponde anche, con buona approssimazione, alla massa di un nucleone:

$$1 \text{ u} = 1/12 \text{ massa assoluta } ^{12}\text{C} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = \text{massa nucleone}$$

La massa di un atomo di un qualunque elemento è quindi molto simile al valore numerico del suo numero di massa (che corrisponde, come visto nel cap. XX alla somma dei protoni e dei neutroni), ma non esattamente uguale. Per esempio, l'isotopo ^{16}O ha massa 15,99491463 u, mentre il suo numero di massa è esattamente 16. L'unico isotopo con massa esattamente uguale al suo numero di massa è il ^{12}C , data la definizione di **u**.

L'unità di massa atomica **u** è l'unità di riferimento per definire la *massa relativa degli atomi*.

La massa atomica di un elemento

Facciamo un po' di chiarezza: nei libri di testo c'è una grande confusione in relazione ai termini che indicano la massa atomica.

- La **massa atomica m_a** indica la massa atomica assoluta di un singolo atomo espressa in unità di massa (**g** o **kg**)
- La **massa isotopica relativa MA , o M_A** , indica la massa di un isotopo espressa in **u**.

Spesso questi termini sono confusi, o erroneamente utilizzati come sinonimi della massa atomica relativa (anche nota come peso atomico).

La **massa atomica relativa**, **A_r** , di un elemento è la **media ponderata** delle masse relative **degli isotopi** presenti in un campione naturale, è riferita all'unità di massa atomica **u** ed è pertanto un *numero puro*.

I valori riportati nella tavola periodica sono quelli della massa atomica relativa di tutti gli elementi, calcolate da un organismo scientifico internazionale sulla base di un campione il più vasto e comprensivo possibile.

Infatti, in natura ogni elemento esiste sotto forma di una miscela di isotopi, ciascuno dei quali presente in una percentuale ben definita denominata **abbondanza isotopica relativa**. Le abbondanze isotopiche sono specifiche per ogni elemento e costanti per ogni suo campione. Gli isotopi di uno stesso elemento hanno identiche caratteristiche chimiche. Siccome le reazioni non avvengono mai per singoli atomi o molecole, per il bilanciamento delle reazioni chimiche si considera proprio la massa atomica relativa.

Per comprendere come si calcola la media ponderata, consideriamo la massa atomica relativa del cloro: in natura questo elemento è presente come miscela di due isotopi: il 75,77% è costituito da ^{35}Cl , il 24,23% da ^{37}Cl . La MA del ^{35}Cl è di 34,9689 u, quella del ^{37}Cl è di 36,9659 u. La massa atomica relativa A_r viene così calcolata:

$$A_r \text{Cl} = \frac{(34,9689 \text{ u} \times 75,77) + (36,9659 \text{ u} \times 24,23)}{1 \text{ u} \times 100} = 35,45$$

In generale, per un elemento i cui atomi sono costituiti da una miscela di **n** isotopi, I_1, I_2, \dots, I_n , la massa atomica relativa si calcola secondo la seguente relazione:

$$A_r = \frac{(M_A I_1 \times \%1) + (M_A I_2 \times \%2) + \dots + (M_A I_n \times \%n)}{(1 \text{ u} \times 100)}$$

Nel linguaggio chimico corrente quando ci si riferisce alla massa atomica spesso si omette il termine "relativa" riferendosi alle masse atomiche riportate nella tavola periodica. Come detto all'inizio del capitolo, anche i termini m_a e MA generalmente si riferiscono erroneamente alle masse atomiche relative.

La massa delle molecole

Le considerazioni espresse nel paragrafo precedente valgono anche per le masse molecolari: quando si considera la massa di una molecola si fa quindi riferimento alla sua:

massa molecolare relativa, indicata come **MM**, che viene calcolata sommando le masse atomiche relative di tutti gli atomi che compaiono nella formula.

La mole

In laboratorio le masse delle sostanze utilizzate si misurano generalmente in grammi, ma l'uso diretto delle masse atomiche e molecolari espresse in unità di massa atomica non è praticabile in quanto **u**, come visto in precedenza, corrisponde ad appena $1,661 \cdot 10^{-27}$ Kg.

E' necessario trovare un modo per collegare ciò che non possiamo vedere (il mondo microscopico degli atomi e delle molecole) e ciò che possiamo vedere e misurare (il mondo macroscopico delle masse che possiamo misurare con la bilancia).

Anche nella vita di tutti i giorni, quando abbiamo a che fare con oggetti piccoli (come chiodi, spilli), siamo abituati a comprare confezioni che ne contengono un numero definito e noto (decine, centinaia,...). Il conteggio diventa complicato quando le confezioni non specificano il numero di oggetti contenuti ma soltanto la massa totale del prodotto. Come fare a sapere quanti granelli di zucchero sono contenuti in un pacco da un chilogrammo? Dovremmo sapere quanto pesa ogni singolo granello ed essere sicuri che i granelli abbiano la stessa massa.

In chimica sappiamo quanto "pesano" i singoli atomi e le singole molecole e, avendo a che fare con oggetti piccolissimi, è conveniente prenderne in considerazione insiemi sufficientemente elevati di unità in modo da poterli apprezzare fisicamente e misurare.

Se confrontiamo un atomo di elio, He ($A_r = 4,00$), e un atomo di ossigeno, O ($A_r = 16,00$), vediamo che l'ossigeno è 4 volte più pesante dell'elio.

Quindi, utilizzando una qualsiasi bilancia, questa misurerebbe la stessa massa di elio ed ossigeno nel caso in cui gli atomi di elio siano il quadruplo di quelli dell'ossigeno. Analogo risultato otterremmo considerando un numero di atomi di elio ed ossigeno multiplo del precedente, 8 e 2, 16 e 4, 40 e 10,...

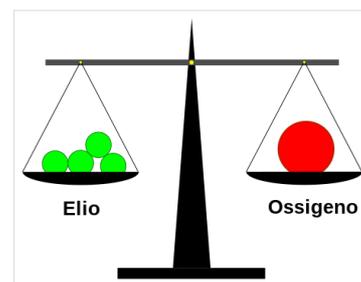
Se invece considerassimo due masse con uno stesso numero N di atomi di ossigeno e di atomi di elio, il rapporto tra le masse sarebbe sempre di 4:1.

Se estendiamo questa considerazione a tutti gli elementi, possiamo affermare che:

quantità diverse di due elementi, prese nello stesso rapporto esistente tra le rispettive masse atomiche, contengono uno stesso numero N di atomi.

In altre parole, prendendo 16 g di ossigeno, cioè una massa numericamente uguale alla massa atomica relativa dell'ossigeno ma espressa in grammi, e 4 g di elio, cioè una massa numericamente uguale alla massa atomica dell'elio ma espressa in grammi, siamo sicuri che entrambe le quantità contengono lo stesso numero N di atomi. Lo stesso ragionamento rimane valido se invece che agli atomi ci si riferisce alle molecole.

Le N particelle con massa complessiva numericamente uguale alla massa atomica (o molecolare) espressa in grammi, costituiscono una quantità di sostanza ben precisa chiamata **mole** (simbolo **mol**), che rappresenta l'**unità di misura della quantità di sostanza** del Sistema Internazionale.



Questo disegno fa notare come la massa di un atomo di ossigeno sia quattro volte quella dell'elio

La costante di Avogadro

Come abbiamo visto, un grammo è enormemente più grande dell'unità di massa atomica. Allo stesso modo il numero di particelle in una mole è troppo grande per essere contato direttamente. In passato la *costante di Avogadro*, così chiamata in onore del chimico italiano Amedeo Avogadro è stata definita come *il numero di atomi di carbonio esattamente presenti in 12 g di ^{12}C* , e il suo valore è il seguente:

costante di Avogadro (N_A) = $6,02 \cdot 10^{23}/\text{mol}$

Proviamo a calcolare N_A sulla base della definizione data. Sappiamo che ogni atomo di ^{12}C ha $M_A = 12$. Possiamo ricavare la massa in grammi di un singolo atomo di ^{12}C moltiplicando questo numero per il valore in grammi dell'unità di massa atomica $1,661 \cdot 10^{-24}$ g:

$$m_{\text{aC}} = (12 \cdot 1,661 \cdot 10^{-24})\text{g}$$

Ricaviamo ora il numero di atomi in 12 g di ^{12}C dividendo la massa totale per la massa del singolo atomo:

$$n_{\text{atomiC}} = \frac{12\text{g}}{(12 \times 1,661 \times 10^{-24})} = \frac{1}{1,661 \times 10^{-24}} = 6,022 \cdot 10^{23}$$

Il calcolo rimane lo stesso e si ottiene lo stesso numero partendo dalle masse atomiche di ogni altro elemento. Il valore più accurato per questa costante è $6,02214076 \cdot 10^{23}$, ma nell'uso corrente è sufficiente utilizzare il suo valore approssimato.

Il calcolo può venire effettuato anche sperimentalmente, determinando mediante tecniche adeguate (ad esempio la diffrazione a raggi X) il numero di atomi N_o per unità di volume microscopico V_o , di una sostanza estremamente pura, di cui sia possibile determinare con grande precisione la densità (d), ricavando così il volume occupato da una mole (M = massa molare).

Si può ricavare il numero di particelle presenti in una mole da questa relazione:

$$N_A = \frac{V_{\text{mole}}}{V_{\text{particella}}} = \frac{M}{d} \times \frac{N_o}{V_o}$$

Il calcolo sperimentale ha dei limiti operativi che riguardano proprio la purezza del campione, per cui nel gennaio 2018 la IUPAC ha ridefinito la costante di Avogadro come numero fisso (definizione recepita dalla CGPM, Conferenza Generale dei Pesi e delle Misure, nel novembre dello stesso anno).

Il valore numerico della costante di Avogadro permette quindi di dare una definizione assoluta anche di mole.

La mole è la quantità di sostanza che contiene esattamente $6,02214076 \cdot 10^{23}$ unità, cioè un numero di unità pari alla costante di Avogadro.

Il numero di Avogadro è un valore enorme, ma concettualmente non è diverso dal considerare dozzine, decine, centinaia o migliaia di oggetti. Per oggetti microscopici come atomi e molecole ha più senso effettuare la conta in numeri di Avogadro.

L'utilità della mole sta nel fatto che confrontando quantità in moli di sostanze diverse si confrontano le rispettive quantità di atomi (o molecole). Ad esempio, 18,02 g d'acqua contengono lo stesso numero di molecole di quelle contenute in 342,3 g di zucchero, nonostante la massa nel secondo caso sia molto maggiore.

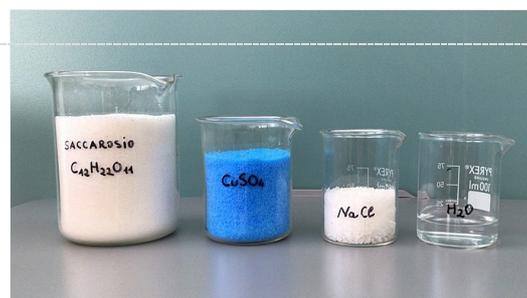
La massa molare

La **massa molare (M)** di una sostanza è la massa in grammi numericamente uguale alla massa relativa (A_r , MM) di una sua particella. La massa di una mole si esprime in **g/mol**.

Per calcolare quindi la massa molare di una qualsiasi sostanza basta disporre della sua formula chimica e della tavola periodica, calcolare la sua massa molecolare relativa (MM) come somma delle masse atomiche A_r dei suoi atomi, ognuna moltiplicata per il numero di atomi presenti nella molecola. La corrispondente massa molare M sarà numericamente uguale alla massa molecolare relativa MM , ma sarà espressa in g/mol.

Due modi di leggere una formula

Il rapporto numerico tra gli atomi delle diverse molecole è sempre costante; per questo motivo oltre che in termini di atomi e molecole le formule possono essere lette anche in termini di moli, attribuendo quindi alla scrittura convenzionale non solo un significato "microscopico" ma anche "macroscopico". Ciò risulta



Una mole di varie sostanze. Da sinistra a destra: saccarosio, solfato di rame, cloruro di sodio, acqua.

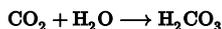
molto utile per scopi pratici in quanto le moli, a differenza dei singoli atomi e molecole, sono quantità facilmente misurabili. Quando si scrive una qualsiasi formula chimica, ad esempio quella dell'acqua, si può leggere come:

$\text{H}_2\text{O} \rightarrow$ una molecola d'acqua contiene **due atomi** di idrogeno e **un atomo** di ossigeno

↓

una mole d'acqua contiene **due moli** di idrogeno e **una mole** di ossigeno

Particolarmente utile risulta questa doppia lettura quando si considerano le equazioni chimiche bilanciate che descrivono una reazione chimica, ad esempio la seguente reazione può essere letta come:



"una *molecola* di CO_2 reagisce con una *molecola* di H_2O per dare una *molecola* di H_2CO_3 "

oppure

"una mole di CO_2 reagisce con una mole di H_2O per dare una mole di H_2CO_3 "

L'uso della mole

Massa, massa molare e mole sono grandezze che dipendono l'una dall'altra secondo la seguente relazione:

$$n = \frac{m}{M}$$

dove n rappresenta il numero di moli presenti nella massa m , espressa in g, e M è la massa molare espressa in g/mol.

Quindi, se abbiamo 117 g di cloruro di sodio, NaCl, sapendo che la massa molare del composto è 58,5 g/mol, la quantità di sostanza in moli contenuta in 117 g di massa è:

$$\frac{117\text{g}}{58,5\text{g/mol}} = 2 \text{ moli di NaCl}$$

Utilizzando la formula inversa si può risalire alla massa m di un campione se si conosce la quantità di sostanza in moli, n , che essa contiene:

$$m = n \cdot M$$

Se sappiamo calcolare il numero di moli contenute in un certo campione di sostanza, siamo anche in grado di conoscere quante sono le particelle (atomi, molecole o ioni, a seconda del campione considerato) presenti in esso. Ricordando che in una mole di qualsiasi sostanza sono contenute un numero di particelle pari alla costante di Avogadro N_A , si applica la seguente formula:

$$\text{numero}_{\text{molecole}} = n(\text{mol}) \cdot N_A = n(\text{mol}) \cdot 6,02 \cdot 10^{23} / \text{mol}$$

Esempio 1

Calcola qual è la massa di 5 moli di metano, CH_4 .

Per prima cosa bisogna calcolare la massa molare M . Dalla tavola periodica ricavo le masse atomiche relative del carbonio e dell'idrogeno:

$$A_r \text{ C} = 12,00$$

$$A_r \text{ H} = 1,01$$

Da queste posso calcolare la massa molecolare:

$$MM = 12,00 + 4 \cdot 1,01 = 16,04$$

Prendo questo valore e lo esprimo in g/mol per ricavare la M :

$$M = 16,04 \text{ g/mol}$$

Moltiplico questo valore per 5 e ricavo la massa richiesta:

$$m = 16,04 \text{ g/mol} \cdot 5 \text{ mol} = 80,2 \text{ g.}$$

Esempio 2.

Quante molecole sono presenti in 20 g di metano?

Per prima cosa devo chiedermi a quante moli corrispondono 20 g, quindi applico la formula $n = \frac{m}{M}$.

$$\text{Dall'esempio precedente so che } M = 16,04 \text{ g/mol, quindi } n = \frac{20 \text{ g}}{16,04 \text{ g/mol}} = 1,2 \text{ mol.}$$

A questo punto basta moltiplicare 1,2 per N_A , quindi:

$$\text{numero}_{\text{molecole}} = 1,2 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} / \text{mol} = 7,2 \cdot 10^{23}.$$

Attività

Esercizi

Laboratorio 1: inventare un'unità di misura

Laboratorio 2: determinazione del numero di Avogadro

Laboratorio 3: moli e densità