

1. La Mole

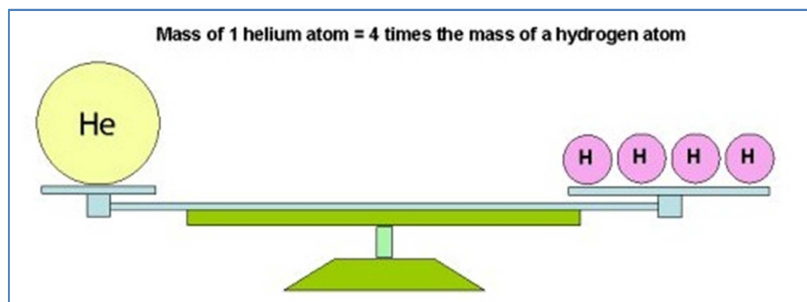
La **mole** è una delle 7 Unità di misura Fondamentali del Sistema Internazionale e viene definita dai testi autorevoli come la misura della Quantità di Sostanza. Questa definizione, spesso, può sovrapporsi alla definizione di Massa (definita come quantità di materia) generando confusione. Per questo motivo una definizione più chimica di mole potrebbe essere: **la misura della quantità di particelle (atomi o molecole) presenti in una quantità di materia.**

L'idea di mole nasce nei primi anni del 1800 con le ricerche sui gas di un chimico italiano: Amedeo Avogadro. Purtroppo le conclusioni di Avogadro restarono inascoltate per circa 50 anni e ci vollero discussioni, congressi, esperimenti e ricerche di altri scienziati prima che la comunità scientifica si accorgesse delle loro validità. La questione verteva principalmente sulla determinazione delle masse degli atomi (la cui esistenza era stata dimostrata alcuni anni prima da J. Dalton).

In questo capitolo tralascio il percorso storico e scientifico che ha portato alla determinazione delle masse degli atomi (lo si può trovare in qualunque libro di testo oppure on-line) e partiamo dal fatto che ogni atomo possiede una sua massa (come disse il buon Lavoisier a suo tempo) che troviamo scritta sulla Tavola Periodica.

Augurandomi che le Tavole con la scritta 'peso atomico' siano cadute in disuso e che siano sparite dalla circolazione, prendiamo come esempio il sodio, la cui massa atomica è 22,99. Già, 22,99 cosa ?




Se avete studiato la storia delle masse atomiche saprete che questa è un **massa atomica relativa ad 1/12 della massa del C-12** e si indica con **u.m.a** (unità di massa atomica – a volte solo u.). Perché non si può utilizzare una unità di misura 'classica' come il grammo o un suo sottomultiplo ? Perché pesare un singolo atomo è un'impresa impossibile, sia per il numero incredibilmente piccolo e quindi affetto da un errore tale da renderlo insignificante, sia perché l'atomo si perderebbe tra gli atomi del piatto della bilancia. Da qui il motivo per cui le masse degli atomi sono masse 'relative' alla massa di altri atomi. E come se per pesare una bottiglia voi usaste dei bicchieri vuoti. Quindi se vi servono 3 bicchieri (unità di misura : b) per avere la stessa massa della bottiglia direste che la bottiglia ha massa 3b. Come detto in precedenza, i chimici non usano i bicchieri, ma 1/12 della massa dell'isotopo del C con numero di massa uguale a 12.



Tutto questo è molto interessante, ma anche molto teorico. Vediamo di arrivare ad una conclusione pratica che possa essere utile in laboratorio e che si colleghi finalmente con la mole.

Abbiamo detto che un singolo atomo non può essere pesato. Potremmo immaginare di provare a pesare più atomi. Essendo gli atomi molto piccoli (circa $1,5 \cdot 10^{-10}$ m di raggio) dobbiamo metterne assieme un certo numero per ottenere una quantità utilizzabile e misurabile praticamente (è il principio del fiocco di neve: un solo fiocco ha una massa trascurabile, ma milioni e milioni di fiocchi distruggono tetti e provocano valanghe letali). A questo punto dovremmo definire un numero di atomi da mettere assieme per avere finalmente questa quantità 'pesabile'.

Ora torniamo alle ricerche di Avogadro: egli aveva stabilito **che volumi di gas diversi, nelle stesse condizioni di pressione e temperatura contenevano sempre lo stesso numero di particelle**. In particolare in condizioni standard questo volume corrisponde a **22,4 litri**. In modo ancora più semplice:

			
Volume:	22.4 L	22.4 L	22.4 L
Pressure:	1 atm	1 atm	1 atm
Temperature:	273 K	273 K	273 K
Quantity:	1 mole	1 mole	1 mole
Mass:	40.0 g	32.0 g	28.0 g

se prendiamo 22,4 litri di idrogeno e 22,4 litri di azoto in condizioni standard, abbiamo lo stesso numero di particelle (ho scritto particelle e non atomi perché questi due gas sono biatomici, potevo dire che contengono lo stesso numero di molecole – uno dei punti di 'scontro' tra Avogadro e Dalton fu appunto il fatto che i gas fossero costituiti da molecole biatomiche – per

la cronaca Dalton affermava che l'acqua avesse formula HO ...). Quindi qual è questo numero di particelle ?!

E' stato calcolato che questo volume 'standard' definito **volume molare** contiene **$6,022 \cdot 10^{23}$ particelle**.

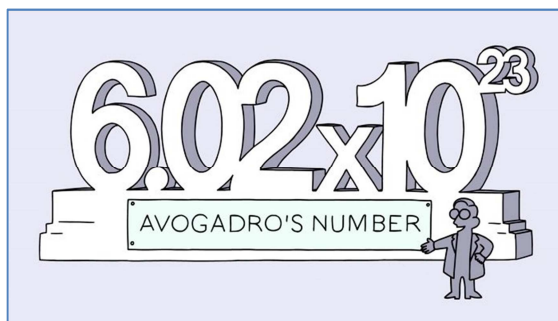
Questo numero è stato chiamato **numero di Avogadro (N_A)** e corrisponde appunto a $6,022 \cdot 10^{23}$, in lettere sono circa 600 mila miliardi di miliardi di 'oggetti', molecole se consideriamo una sostanza molecolare (es. il cloruro di sodio, NaCl), atomi se consideriamo una sostanza atomica (es. il ferro).

Prendere una mole di atomi significa, quindi, prendere $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi. Il termine mole (il quale spesso genera terrore e angoscia ed irreversibili disfunzioni mnemoniche) funziona esattamente come i termini 'dozzina', 'secolo', 'lustrò' o 'paia'.

Se uno vi chiedesse di comprare una dozzina di uova immagino che nessuno di voi inizierebbe a sudare freddo per fare i calcoli; allo stesso modo un secolo corrisponde a 100 anni; come un lustro a 5 anni.

Analogamente una mole corrisponde al numero di Avogadro. Certo comprare una mole di uova richiederebbe parecchie galline, ma il concetto di base è che il termine mole indica una esatta quantità di oggetti

(come qualche mio studente ha affermato: una mole di € la prenderebbe volentieri).



Essendo un numero così enorme la mole è, ovviamente, utilizzata per ‘oggetti’ molto piccoli come gli atomi e le molecole. Finalmente possiamo scrivere una definizione completa di mole (come troverete sicuramente sui libri di testi più autorevoli):

Si definisce mole la quantità di materia che contiene sempre un numero di ‘oggetti’ (atomi o molecole) corrispondenti al numero di Avogadro, cioè a $6.022 \cdot 10^{23}$.

Per capire ancora meglio immaginiamo di prendere un sacchetto con all’interno un numero N_A di atomi di sodio. In questo sacchetto abbiamo una mole di atomi di sodio. Analogamente se prendiamo un sacchetto con all’interno un N_A di molecole di NaOH, avremmo preso una mole di idrossido di sodio (ATTENZIONE : le molecole, essendo gli atomi legati da legami chimici, sono un ‘oggetto’ unico ! Se prendete un tavolo lo considerate un oggetto unico, non 4 piedi e 1 piano separati. Diventano 4 piedi e 1 piano separati se lo distruggete - e questo vale anche per le molecole).



4

Ora, però, nasce un altro problema: come faccio a ‘prendere’ i miei 600 mila miliardi di miliardi di atomi di sodio ? Non posso certo pensare di usare delle pinzette e riempire (con infinita pazienza – che nemmeno Giobbe ...) il mio sacchetto !

Fortunatamente ci vengono in aiuto le masse atomiche. Perché l’u.m.a. è stata definita come la 12 parte del Carbonio-12 ? Perché 12 grammi di carbonio-12 sono esattamente 1 mole di questi atomi (il ragionamento deriva dalle masse dei volumi molari dei gas – infatti inizialmente l’elemento preso riferimento per il calcolo delle masse relative fu l’idrogeno, cioè il più leggero).

Con un immediato ragionamento: se 1/12 di Carbonio-12 (cioè 1 u.m.a.) è l’unità di misura delle masse dei singoli atomi, calcolando 1/12 di 12 grammi (cioè 1 grammo) otteniamo l’unità di misura della massa di una mole. Quindi il mio caro sodio che ha massa atomica uguale a 22,99 u.m.a., avrà massa molare



uguale a 22,99 grammi !

Cioè, se metto sulla bilancia 22,99 grammi di sodio ... ho preso 1 mole di sodio ! (e poi scappate perché reagisce in modo esotermico con l’umidità dell’aria producendo idrogeno e incendiandolo)

E le masse molari di una molecola ? E’ sufficiente sommare tutte le masse molari atomiche dei singoli atomi, quindi 1 mole del nostro idrossido di sodio pesa (22,99 g + 16,00 g + 1,008 g) 39,998 g (posso fare 40 ? NO !!! In Chimica Analitica anche i

millesimi di grammo hanno la loro importanza ! In chimica organica fate come vi pare – o come dice il vostro docente -).

Per gli amanti delle definizioni, come troverete sui libri ‘seri’ :

La massa molare (MM) corrisponde numericamente alla massa molecolare (o atomica), espressa in grammi su moli (g/mol).

Fondamentale è ricordare che le masse molari hanno il grammo su mole come unità di misura (non il Kg o altri multipli). L'unità corretta è g/mol perché è la massa di 1 mole di sostanza. Quindi l'ossigeno ha massa molare 16,00 g/mol, mentre l'acqua ha massa molare 18,016 g/mol.

Ora è semplice calcolare quante moli sono presenti in una certa massa di sostanza (ci si riferisce sempre a sostanze pure). Il calcolo è anche intuitivo: se conosciamo la massa di 1 mole e abbiamo una certa massa, bisogna dividere ! E' il vecchio problema delle elementari: se una mela pesa 15 g e ho 1 Kg di mele, quante mele ho ? In questa metafora la massa di una mela sarebbe la massa di 1 mole e il Kg sarebbe la massa della sostanza. Il numero di moli si indica con n minuscolo. La formula è la seguente:

$$n = \frac{m(g)}{MM(g/mol)}$$

Ho messo i ‘g’ – grammi - per puntualizzare di nuovo che **le masse vanno espresse in grammi !** Anche l'equazione dimensionale mi da ragione, infatti i g si elidono e rimane: mol: le moli appunto. Per cui se peso 100.00 g di cloruro di sodio, quante moli di NaCl ho preso ? Si calcola la massa molare di NaCl, cioè 58.44 g/mol e si applica la divisione:

$$n = \frac{100,00 \text{ g}}{58,44 \text{ g/mol}} = 1,71 \dots \text{ mols}$$

Perché i puntini ? Perché a seconda del calcolo che si sta facendo è necessario un diverso grado di approssimazione. Nel nostro caso bastavano due decimali, ma per calcoli stechiometrici le approssimazioni portano a pessimi risultati. Ovviamente non è sempre obbligatorio prendere moli intere di sostanze, anzi, gli esperimenti di laboratorio lavorano con frazioni di moli. Quindi se pesiamo 3.00 g di nitrato di sodio (NaNO_3) – e 3 g sono una quantità considerata in chimica anche già troppo grande – abbiamo preso 0.035... moli (potete fare i calcoli per controllare).

Utilizzando la formula inversa è immediato calcolare la massa che corrisponde ad un determinato numero di moli:

$$m(g) = n \cdot MM(g)$$

Per cui se vi si chiedono di pesare 0,1 moli di cloruro di sodio, il calcolo è $0.1 \text{ mol} \cdot 58.44 \text{ g/mol} = 5.844 \text{ g}$. Per pesare questa massa vi occorre, ovviamente, una bilancia con 4 decimali (se ne avete una a due decimali approssimerete a 5.84 g).

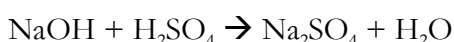
Bene, ora che avete imparato cosa è la mole, a calcolare le masse molari e a pesare un esatto numero di moli la domanda che potrebbe sorgere spontanea è : sì, ma a me, a cosa serve ?

Serve per svolgere correttamente le reazioni chimiche in laboratorio, cioè serve per fare i calcoli di stechiometria (dal greco: misura di un elemento).

Stechiometria ?

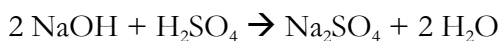
2. Stechiometria

Immaginiamo ora di dover andare in laboratorio a produrre del solfato di sodio partendo da idrossido di sodio e acido solforico. Se vi state chiedendo perché dovete fare proprio il solfato di sodio la risposta è semplice: innanzitutto lo dice il vostro prof, per cui è sempre saggio fare quello che dice il prof, in secondo luogo è una reazione semplice che permette di capire i procedimenti ed i calcoli da utilizzare. La reazione chimica (acido ossigenato + base che produce sale ossigenato + acqua) che si andrebbe a svolgere è la seguente:



Regola zero di ogni reazione chimica che incontrate nella vostra vita ? Controllare se è bilanciata.

Questa reazione non lo è, si procede al suo bilanciamento:



Ora che la reazione è bilanciata, che cosa dovrete fare per farla in laboratorio ? Stando alla reazione ci servirebbero 2 molecole di idrossido di sodio e 1 molecola di acido solforico producendo 1 molecola di solfato di sodio e due molecole di acqua.

Abbiamo già detto in precedenza che non esistono le mitiche pinzette che ci permettono di prendere ‘solo’ due molecole di una sostanza e una dell’altra, quindi come possiamo procedere ?

Spero che abbiate già intuito la soluzione in modo più veloce di quanto possa fare io a scriverla: è vero che non posso prendere due molecole di idrossido di sodio, ma se ne prendo “molte di più” posso



raggiungere una quantità sufficiente per poter essere pesata. E cosa mi permette di passare da un “certo numero di molecole” alla sua massa ? Esatto: **la mole** !

Il punto fondamentale è **rispettare il rapporto del bilanciamento**, cioè **rispettare i coefficienti stechiometrici della reazione**. Nel nostro caso se invece di 2 moli di NaOH ne prendessimo 0.4, dovremmo prendere 0.2 moli di acido, perché il rapporto tra le moli di idrossido e di acido è 2 a 1. E quante moli di solfato produrremmo ? Ne produrremmo 0.2, le stesse dell’acido (perché il rapporto con l’acido è 1 a 1, o la metà di quelle dell’idrossido, perché con l’NaOH il rapporto è 2 a 1).

Si intuisce a questo punto la fondamentale importanza di un corretto bilanciamento: **dai coefficienti si ricava il rapporto tra le moli da utilizzare per svolgere la reazione.**

Per passare dalle moli alla massa in grammi o viceversa si utilizzano le formule già imparate nel capitolo della mole.

ATTENZIONE !! I coefficienti esprimono il rapporto tra le moli, NON il rapporto tra le masse.

Nel caso in questione la massa dell'idrossido non sarà il doppio di quella dell'acido. Saranno le moli dell'idrossido a essere il doppio di quelle dell'acido ! Non cadete in questa eresia chimica !

Vediamo come procedere per poter finalmente calcolare le masse delle sostanze e poter fare realmente questa reazione in laboratorio. Per prima cosa stabiliamo quanto solfato di sodio vogliamo produrre: facciamo 5.00 grammi.

Costruiamo una tabella simile alla seguente che andremo a 'riempire' coi nostri calcoli, il numero delle colonne dopo la prima varierà in base al numero dei reagenti e dei prodotti :

7

MM (g/mol)					
Reazione	NaOH	H ₂ SO ₄	→	Na ₂ SO ₄	H ₂ O
Coefficienti (Rapporto tra moli)					
Masse (g)					
n. di moli					

MM: sono le masse molari delle molecole che si calcolano come visto nel capitolo precedente. Coefficienti/Rapporto tra le moli: sono i coefficienti stechiometrici della reazione. Per chiarezza vengono riportati sotto alle molecole in modo da averli ben chiari e da ricordarsi di mantenere lo stesso rapporto quando si andrà a calcolare il numero di moli.

Masse : vengono riportate le masse, in grammi, delle sostanze. A seconda del tipo di esercizio alcune caselle si riempiranno subito, altre si riempiranno dopo aver calcolato il n. di moli.

n. di moli : conterranno il numero di moli calcolato e dovranno rispettare il rapporto della terza riga.

Tornando al nostro esempio, scriviamo subito, nella riga delle masse, in corrispondenza del solfato di sodio, i grammi che vogliamo produrre: 5,00 (se avessimo voluto sapere quando solfato si poteva produrre usando, ad esempio, 10 grammi di idrossido, avremmo messo 10 grammi nella colonna dell'idrossido).

Inoltre, poiché vogliamo sapere le masse di tutte le sostanze, calcoliamo anche le masse molari e riportiamole nelle caselle corrispondenti (se invece l'esercizio avesse chiesto la massa di una sola sostanza, avremmo calcolato la MM solo delle sostanze richieste – per risparmiare tempo, specialmente nelle verifiche).

Dopo aver calcolato le MM (e il bilanciamento) la tabella dovrebbe apparire così:

MM (g/mol)	39.998	98.086		142.05	18.016
Reazione	2 NaOH	H ₂ SO ₄	→	Na ₂ SO ₄	2 H ₂ O
Coefficienti	2	1		1	2
Rapporto tra moli					
Masse (g)				5,00	
n. di moli					

Ora abbiamo il rapporto tra le moli (cioè i coefficienti stechiometrici), ma non abbiamo le moli. Iniziamo calcolando le moli del solfato e le riportiamo in tabella (**NOTA ! I coefficienti si usano per il calcoli del rapporto tra le moli, NON per il calcolo delle masse molari ! Quindi le MM si riferiscono alla singola molecola !!**) :

8

MM (g/mol)	39.998	98.086		142.05	18.016
Reazione	2 NaOH	H ₂ SO ₄	→	Na ₂ SO ₄	2 H ₂ O
Coefficienti	2	1		1	2
Rapporto tra moli					
Masse (g)				5,00	
n. di moli				0,0351988...	

Posso scrivere 0,0352 ? NO !

Dal momento che utilizzate la calcolatrice tenete tutti i numeri ! I puntini significano appunto questo. Inoltre quel numero vi serve tra un attimo, quindi non cancellatelo, ma lasciatelo lì e guardate il rapporto tra le moli: le moli di acido saranno le stesse del solfato (il rapporto è infatti 1:1), quindi nel n. di moli di acido riscrivete lo stesso numero. Le moli dell'idrossido saranno il doppio (il rapporto è 2:1), quindi moltiplicate per 2 il numero che avete sul display e lo scrivete nelle moli dell'idrossido. Queste sono anche le moli di acqua che si formano, perché il rapporto tra l'idrossido e l'acqua è 2:2 cioè 1:1. La tabella completa di moli diventa:

MM (g/mol)	39,998	98,086		142,05	18,016
Reazione	2 NaOH	H ₂ SO ₄	→	Na ₂ SO ₄	2 H ₂ O
Coefficienti	2	1		1	2
Rapporto tra moli					
Masse (g)				5.00	
n. di moli	0,070397...	0,0351988...		0,0351988...	0,070397...

Adesso si possono calcolare la masse delle sostanza utilizzando la formula corretta, ovviamente bisogna moltiplicare il n. di moli per la corrispondente massa molare. Poiché la massa del solfato aveva due decimali, ora potete approssimare in modo analogo, se in laboratorio utilizzate bilance a quattro decimali dovrete tenere 4 decimali.

Finalmente la tabella completa diventa:

MM (g/mol)	39,998	98,086		142,05	18,016
Reazione	2 NaOH	H ₂ SO ₄	→	Na ₂ SO ₄	2 H ₂ O
Coefficienti Rapporto tra moli	2	1		1	2
Masse (g)	2,82	3,45		5,00	1,27
n. di moli	0,070397...	0,0351988...		0,0351988...	0,070397...

Ora possiamo finalmente fare la nostra reazione: dobbiamo far reagire 2,82 grammi di idrossido di sodio con 3,45 grammi di acido solforico e produrremo 5,00 grammi di solfato di sodio (in soluzione con 1,27 grammi di acqua – ma le tecniche di separazione le sapete applicare...).

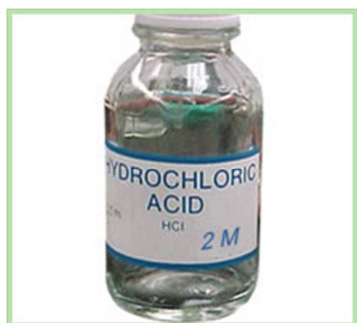
Se qualcuno fosse scettico su questi calcoli (o volesse verificare di averli svolti correttamente) è sufficiente ricordare ciò che ci ha insegnato il buon Lavoisier e calcolare la massa di tutti i reagenti (6,27 g) e la massa di tutti i prodotti (6,27 g) ... ma guarda ! Sono uguali ! ☺

Vi faccio notare, ancora una volta, che non sono le masse a rispettare il rapporto stechiometrico, ma sono le moli (infatti nelle riga c'è scritto: rapporto tra moli !), quindi non vi azzardate nemmeno lontanamente a moltiplicare o dividere le masse secondo il rapporto stechiometrico !

Lo stesso procedimento si applica se, avendo a disposizione una certa massa di un reagente, si deve calcolare la massa del prodotto che si otterrebbe, cambierebbe solo il punto di partenza.

Se siete finalmente pronti a partire con la reazione, aspettate a pesare l'idrossido di sodio (perché è molto igroscopico e, nell'attesa, si riempirebbe d'acqua) in quanto vi accorgeteste che l'acido solforico non è solido, ma è in soluzione ... e non azzardatevi a pensare di pesare 3,45 grammi di soluzione !!!! Inoltre sul contenitore non ci sono riferimenti a concentrazioni %, con le quali dovrete riuscire a prelevare la giusta quantità, ma probabilmente vedreste qualcosa simile a: 1 M.

M ?



3. La molarità

La Molarità (si indica con M maiuscolo) è la misura della concentrazione di una soluzione più utilizzata dai chimici. La definizione è molto semplice:

la molarità indica il numero di moli disciolte in un litro di soluzione.

Per gli amanti delle formule:

$$M = \frac{n}{V(L)}$$

Dove n è il numero di moli e V è il volume espresso in litri ! L'unità di misura sarà quindi mol/L.

NOTARE: il volume DEVE essere espresso in litri – per questo nella formula preferisco ribadire il concetto mettendo (L), quindi se vi chiedono di preparare 200 cm³ (ricordo che i mL coincidono con i cm³) ... dovete sapere come svolgere le equivalenze e scriverete 0,2 L.

Tornando quindi al nostro contenitore di acido solforico che riportava la concentrazione 1 M possiamo affermare che in 1 litro di quella soluzione è presente 1 mole di acido solforico. Ok, ma come facciamo a prelevare i grammi richiesti ?

Quando si hanno a disposizione delle soluzioni non occorre calcolare le masse (allora perché lo abbiamo fatto ? (Per esercizio e per introdurre la molarità !), ma è sufficiente conoscere quante moli ci servono e la concentrazione della soluzione.

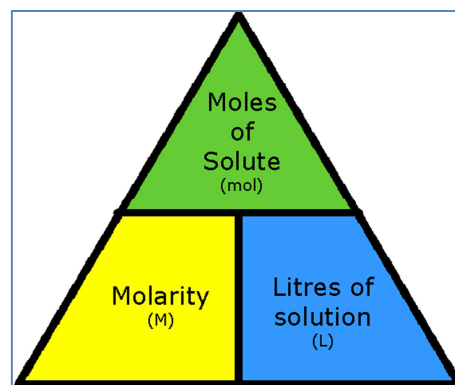
Dunque servivano 0,035198... moli da prelevare da una soluzione 1 M, come procedere ? Utilizzando la formula inversa:

$$V(L) = \frac{n}{M}$$

Calcolo piuttosto semplice: $V = 0,035198... \text{ L}$ (litri !!! Mi raccomando), che trasformati in mL (o cm³) fa 35,198... mL. L'approssimazione che dovete fare dipenda dallo strumento di volume che utilizzerete. Usando un cilindro con sensibilità $\pm 0,2 \text{ mL}$ diventerebbe 35,2 mL.

E se invece si dovesse preparare una soluzione partendo dalle sostanze solide pure ? Ad esempio: 250 mL di soluzione di solfato di rame pentaidrato 1,5 M ? (il rame non è un elemento 'simpatico da usare' – è dannoso per l'ambiente – ma il colore dei suoi sali fa tanto 'piccolo chimico' – e poi sulla carta non fa male a nessuno).

Dal momento che le bilance che pesano direttamente le moli non le hanno ancora inventate (ci sono delle app, ma occorre impostare ogni volta la formula della molecola), dobbiamo prima calcolare le moli necessarie e quindi 'trasformarle' in grammi.



Ci sono due modi: 1) usando le formule, 2) usando quel materiale gelatinoso che vi ritrovate tra le due orecchie: il cervello.

Procediamo con le formule. Usando la formula inversa della M calcoliamo le moli (trasformando i 250 mL in L...):

$$n = 1,5 \text{ (mol/L)} * 0,250 \text{ (L)} = 0,375 \text{ mol}$$

Per calcolare la massa in grammi devo prima procedere a calcolare la MM del $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 249,7 \text{ g/mol}$ (**ATTENZIONE: questo è un sale idrato, significa che nella molecola sono presenti 5 molecole di acqua. La sua MM sarà la massa del sale + le 5 molecole di acqua ! Ricordo che, sebbene la formula si legga : “ CuSO_4 per cinque H_2O ”, non si deve fare la moltiplicazione !!**).

Concludendo dovrò pesare $m = 0,375 \text{ (mol)} * 249,7 \text{ (g/mol)} = 93,64 \text{ g}$ di sale (su una bilancia a 2 decimali) e scioglierlo nel mio matraccio da 250 mL (con le modalità operative che già conoscete).

Il metodo 2) si basa sulla definizione di molarità (moli disciolte in 1 litro di soluzione) e sul fatto che in laboratorio si hanno a disposizione matracci che sono sottomultipli (o multipli) del litro (non credo che nessuno casa che produce vetreria costruirà mai un matraccio da 173 mL ... nel caso: informatemi).

Nel nostro caso 250 mL corrispondono ad 1/4 di litro. Per cui se in 1 litro dovrei mettere 1,5 moli, in 1/4 di litro ... ne metterò 1/4. Dividendo 1.5 per 4 si ottiene 0,375 moli (che è lo stesso numero ottenuto con la formula, ovviamente, ma, dal momento che le formule hanno la brutta abitudine di finire nell'oblio, se si impara a ragionare correttamente con la definizione non si sbaglierà mai). Ovviamente il passaggio successivo è analogo al precedente: si moltiplica per la MM per trovare la massa. Questo metodo vi permette velocemente di preparare qualunque volume: 200 mL li preparerò usando 1/5 della molarità, 500 mL usando la metà della molarità, 100 mL usando 1 decimo della molarità eccetera

Riprendendo l'esercizio di stechiometria, la tabella corretta diverrebbe:

MM (g/mol)	39,998	98,086		142,05	18,016
Reazione	2 NaOH(s)	H_2SO_4 (aq)	→	Na_2SO_4 (aq)	2 H_2O (l)
Coefficienti	2	1		1	2
Rapporto tra moli					
Masse (g)	2,82			5,00	1,27
V		35,2 mL; 1 M			
n. di moli	0,070397...	0,0351988...		0,0351988...	0,070397...

Avrete notato che ora i reagenti ed i prodotti hanno il corretto stato fisico ed è ‘comparsa’ una nuova riga che riporta i volumi. Nella colonna corrispondente all'acido, oltre al volume, è fondamentale riportare anche la M della soluzione utilizzata.

P.S: l'acido solforico è venduto concentrato in soluzione. Non è possibile quindi procedere alla preparazione di una soluzione a M nota pesando l'acido solido su una bilancia. Si procede effettuando

delle diluizioni. Di come si effettuano queste diluizioni ne parleremo nell'ultimo capitolo. Anche per l'acido cloridrico e l'ammoniaca si procede in questo modo.

4. La resa di reazione

Fino ad ora abbiamo considerato reazioni chimiche in cui tutte le masse dei reagenti reagiscono tra di loro per formare i prodotti. Nella realtà ci sono reazioni chimiche che, per diversi motivi – primo fra tutti: le reazioni di equilibrio -, non producono il 100% della massa dei prodotti che dovrebbero, ma ne producono una quantità inferiore (spero sia ovvio che non è assolutamente possibile produrre più prodotto di quello stechiometrico, perché vorrebbe dire che avete creato della materia e il buon Lavoisier non sarebbe molto contento.).

Il rapporto percentuale tra la massa di prodotto ottenuto e la massa di prodotto teorica si definisce resa %.

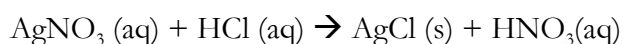
Sempre per gli amanti delle formule:

$$R\% = \frac{m(\text{reale})}{m(\text{teorica})} \cdot 100$$

Come si calcola, praticamente, questa resa % ?

Si procede esattamente come già visto: si procede a calcolare la massa del prodotto **attraverso la stechiometria della reazione**, ottenendo in questo modo **la massa teorica**. In seguito si applica la formula (che è semplicemente la formula del calcolo di una percentuale – ah, se vi venisse una resa maggiore del 100% io vi suggerisco di riguardare i calcoli ...).

Proviamo a fare un esempio pratico: facciamo reagire del nitrato di argento in soluzione con dell'acido cloridrico e pesiamo (dopo averlo portato a secco) il cloruro di argento precipitato che si è formato secondo la reazione (già bilanciata):



Facendo reagire 10 mL 2M di argento nitrato con un eccesso di acido cloridrico si ottengono 2,67 g di AgCl, calcoliamo la resa %. Il termine **'in eccesso'** significa che si usa una quantità di acido maggiore di quella necessaria, ma l'argento nitrato reagirà solo con la quantità necessaria. Parleremo del reagente in eccesso nel prossimo capitolo.

Compiliamo la tabella solo con i dati necessari al problema:

MM				143,35 g/mol	
	AgNO ₃	HCl	→	AgCl	HNO ₃
Rapporto moli	1	1		1	1
m				2,87	
V	10 mL, 2M				
n	0,02			0,02	

[Suggerimento: le MM del nitrato, dell'acido nitrico e cloridrico, in questo caso, non servono, serve solo la massa del cloruro, così come non serve calcolare i grammi di tutti i reagenti: a noi servono solo i grammi teorici di cloruro che si formerebbero].

Dalla stechiometria risulta, quindi, che dovrebbero formarsi 2,87 g di cloruro di argento, mentre la massa realmente ottenuta è 2,67 g. Applicando la formula:

$$R\% = \frac{2,67(g)}{2,87(g)} \cdot 100 = 93\%$$

La resa del cloruro di argento in questa reazione è stata del 93%. Facciamo notare che si deve calcolare la resa % per ogni eventuale prodotto di una reazione, infatti prodotti diversi avranno rese % diverse.

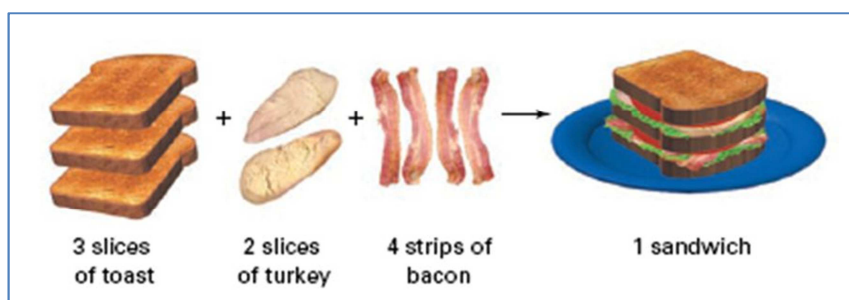
5. Reagente limitante e reagente in eccesso

Nell'esempio precedente abbiamo introdotto il concetto di reagente in eccesso (probabilmente avete già incontrato questa espressione durante l'esperienza della dimostrazione della Legge di Proust ... legge di Proust ?) e abbiamo detto che un reagente si dice in eccesso quando le sue MOLIE sono in quantità maggiore a quella stechiometrica. **Attenzione** (ormai dovrete averlo capito ...) **si parla di moli in eccesso e non di massa**, poiché non è sempre vero che maggiore massa corrisponda ad un eccesso: bisogna calcolare sempre le moli e confrontarle attraverso i coefficienti stechiometrici della reazione correttamente bilanciata !

Facciamo un esempio culinario per capirci: supponiamo che per fare un dolce la ricetta (cioè la stechiometria della reazione) preveda 200 g di farina e 4 uova.

Ora in dispensa avete 200 g di farina, ma 5 uova. Cosa fate ? Utilizzerete tutta la farina e soltanto 4 uova, una avvanzerà (risulterà in eccesso). E se invece in dispensa avete i 200 g di farina, ma soltanto 2 uova ?

Dovrete usare tutte e due le uova, ma soltanto 100 g di farina (il resto della farina sarà in eccesso). L'ingrediente che viene utilizzato completamente non viene definito 'in difetto', ma viene definito:



“limitante”, poiché è questo ingrediente che pone i limiti alle quantità degli altri ingredienti. In pratica, una volta stabilito chi è l'ingrediente (il reagente) limitante si ricalcolano le quantità di tutti gli altri ingredienti (reagenti).

Facciamo ora in esempio “più” chimico.

Supponiamo di avere una semplice reazione generica : $aA + bB \rightarrow cC$

dove A, B sono i reagenti con i loro coefficienti stechiometrici (a e b) e C è il prodotto con il suo coefficiente (c). Di nuovo: i coefficienti a e b indicano il rapporto tra le moli, quindi per stabilire che è in eccesso e chi è il limitante occorre SEMPRE calcolare in numero di moli.

Supponiamo che $a = 1$ e $b = 2$, cioè che la reazione sia:

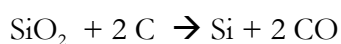


Cosa sia c al momento non ci interessa. Dopo aver calcolato le moli dei due reagenti: n_A e n_B dobbiamo confrontarle tra di loro.

Se le moli n_B **sono più del doppio** di quelle di A allora significa che esse sono in eccesso (quindi avvanzeranno delle moli di B, mentre le moli di A reagiranno tutte: A è il reagente limitante). Se le moli n_B , invece, **sono meno del doppio** significa che non ce ne sono a sufficienza per reagire con le moli di A, quindi saranno le moli di A ad essere in eccesso (le moli di B reagiranno tutte: reagente limitante e avvanzeranno delle moli di A: eccesso). Se avessimo più di due reagenti dovremmo fare questo ragionamento per ogni reagente. Questo metodo è anche quello che personalmente preferisco, in quanto ragiona sul confronto tra le moli. Esiste anche un metodo matematico, che può apparire più semplice e veloce (in effetti lo è), ma potrebbe trarre in inganno in quanto il risultato che si ottiene non va utilizzato nella stechiometria della reazione.

Ora procediamo con un esempio pratico e lo risolveremo con entrambi i metodi.

Industrialmente il silicio puro (per fare i ‘wafer’ sui quali verranno stampati i circuiti integrati per le cpu, le ram, le schede di memoria ecc ecc) si ottiene facendo reagire la sabbia silicea pura (SiO_2) con il carbonio, secondo la seguente reazione, già bilanciata :



Facciamo reagire 10.00 g di SiO_2 e 5.00 g di CO_2 . (Quando avete le masse di due reagenti è MOLTO probabile che sia un esercizio sul reagente limitante ...) Costruiamo la tabella e calcoliamo le moli effettive, cioè quelle che abbiamo a disposizione:

MM	60,09 g/mol	12,01 g/mol		28,09 g/mol	28,01 g/mol
Reazione	SiO_2	2 C	\rightarrow	Si	2 CO
Rapp. stech.	1	2		1	2
Massa a disp.	10 g	5 g			
Moli a disp.	0,1664...	0,4163...			

Ora confrontiamo le moli dei reagenti, ricordandoci che il rapporto è 1 : 2 !

Se immaginassimo di far reagire tutte le 0,1664... moli di SiO_2 dovremmo usare, rispettando il rapporto stechiometrico, 0,3328 ... moli di C (cioè il doppio): essendo le moli di C maggiori di quelle richieste è quindi possibile far reagire tutto l' SiO_2 a disposizione (il ragionamento potrebbe terminare qui, poiché abbiamo già visto che la SiO_2 è il limitante e il C è in eccesso, ma per sicurezza facciamo la contro-prova). Proviamo a vedere cosa succede se immaginassimo di far reagire tutte le moli di C: servirebbero 0,2081... moli di SiO_2 (la metà, essendo il rapporto 1 : 2): è evidente che **non ho** questa quantità di moli di SiO_2 (di nuovo scopro che il C sarà in eccesso, mentre la SiO_2 sarà il limitante, confermando il ragionamento precedente).

Vediamo il metodo matematico che potremmo chiamare : “metodo della normalizzazione delle moli” (il termine ‘normalizzare’ deriva dalla teoria della Statistica – con questo metodo, in pratica, si calcolano le moli come se tutti i coefficienti stechiometrici fossero uguali a 1, quindi il numero più grande ci darà le moli in eccesso e il numero più piccolo ci dirà chi è il limitante.).

Dividiamo quindi le moli per i corrispondenti coefficienti stechiometrici (indichiamo con n^{\wedge} le moli ‘normalizzate’ :

$$n^{\wedge}(\text{SiO}_2) = 0,1664.../1 = 0,1664...$$

$$n^{\wedge}(\text{C}) = 0,41363.../2 = 0,2081...$$

Il numero n^{\wedge} della SiO_2 è più piccolo del n^{\wedge} del C, quindi la SiO_2 è il reagente limitante e C è il reagente in eccesso. [Come anticipato in precedenza, questo n^{\wedge} è un numero che serve solo a stabilire chi è il limitante: non utilizzate queste moli per i calcoli successivi, ma procedete come indicato in seguito].

Bene, ora che abbiamo scoperto chi è il reagente limitante ?

Intanto lo scriviamo chiaramente nella tabella. Poi si procede a calcolare le moli, le masse (e i volumi in caso di soluzioni) esattamente come già sapete fare, **ma prendendo come riferimento solo le moli del reagente limitante** (nel nostro caso le moli di SiO_2).

In pratica si aggiunge una riga alla tabella con le moli che effettivamente reagiscono e una per la massa/volume che effettivamente reagisce:

MM	60,09 g/mol	12,01 g/mol		28,09 g/mol	28,01 g/mol
Reazione	SiO_2 (R.L.)	2 C	→	Si	2 CO
Rapp. stech.	1	2		1	2
Massa a disp.	10 g	5 g			
Massa effettiva	10 g				
Moli a disp.	0,1664...	0,41363...			
Moli effettive	0,1664...				

La riga ‘moli a disp.’ la dimenticate e completate solo la riga ‘moli effettive’ utilizzando i coefficienti stechiometrici e calcolate le masse effettive. Volendo potete barrare le righe che non dovete più prendere in considerazione.

MM	60,09 g/mol	12,01 g/mol		28,09 g/mol	28,01 g/mol
Reazione	SiO ₂ (R.L.)	2 C	→	Si	2 CO
Rapp. stechio.	1	2		1	2
Massa a disp.	40 g	5 g			
Massa effettiva	10 g	3,99 g		4,67 g	9,32 g
Moli a disp.	0,1664...	0,4163...			
Moli effettive	0,1664...	0,3328...		0,1664...	0,3328...

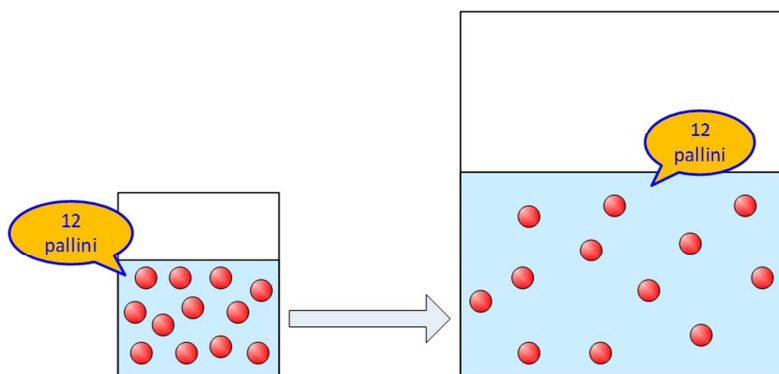
Se provate a verificare Lavoisier per la riga ‘Massa effettiva’ noterete che tutto torna. E quanto C è avanzato? Fate la differenza tra la massa di C a disposizione (5,00 g) e la massa di C che effettivamente ha reagito (3,99g) : $5,00\text{g} - 3,99\text{g} = 1,01\text{ g}$ e avrete la risposta.

A volte potrebbe avanzare una soluzione: in questo caso sottraete le moli per calcolare le moli avanzate e poi dividete per la molarità per avere il volume (in litri!).

6. Le diluizioni

Abbiamo detto che alcuni acidi molto utilizzati in laboratorio (esempio il solforico ed il cloridrico) vengono forniti in soluzione concentrata (molto concentrata!). Per ottenere soluzioni meno concentrate occorre procedere ad una operazione che si usa molto spesso nei laboratori di chimica (specialmente in Chimica Analitica): la diluizione. **Diluire significa aggiungere solvente ad una soluzione.**

A meno di casi particolari (ad esempio reazioni di chimica organica in soluzione non acquosa – tipo in etere -) il più delle volte si avrà a che fare con soluzioni acquose, per cui la diluizione si tradurrà in una aggiunta di acqua.



Vediamo la formula fondamentale per le diluizioni (anche se va usata con molta attenzione e io preferisco si usi il ragionamento ...) passando attraverso una semplice dimostrazione.

Diluire significa aggiungere solvente, lo abbiamo appena visto.

Dunque la quantità di soluto prima e dopo la diluizione non cambia.

Prendiamo ad esempio una concentrazione molare (ma funziona con ogni tipo di concentrazione): il numero di moli presenti nella soluzione iniziale sarà uguale al numero di moli presenti nella soluzione finale:

$$n_i = n_f$$

Utilizziamo la formula della molarità e sostituiamo:

$$M_i \cdot V_i = M_f \cdot V_f$$

Finito, questa è la formula che mi permette di calcolare o il Volume finale (V_f) o la concentrazione finale (M_f) dopo la diluizione. Più in generale la formula che vale per qualunque tipo di concentrazione è :

$$c_i \cdot V_i = c_f \cdot V_f$$

Dove c è la generica concentrazione. E' importante ricordare che i c e i V devono avere sempre la stessa unità di misura (cioè non possono fare i calcoli con V_i in mL e V_f in litri !!). **ATTENZIONE ! Questo è un errore che tutti commettono prima o poi: NON E' UNA PROPORZIONE !!** E' una moltiplicazione; è concentrazione per volume uguale a concentrazione per volume. In cui una delle 4 variabili sarà l'incognita.

Facciamo un paio di esempi. Supponiamo di avere una soluzione di acido cloridrico 6 M. Ne preleviamo 25 mL e li portiamo a 100 mL. Quale è la nuova concentrazione ?

Usando la formula si ha : $V_i = 25$ mL, $V_f = 100$ mL e $c_i = 6$ M e $c_f = x$. Applichiamo:

$$6 \cdot 25 = x \cdot 100, \text{ da cui } x = (25 \cdot 6) / 100 = 1,5 \text{ M}$$

Usando il ragionamento (che sarà estremamente utile in Chimica Analitica): **il volume è passato da 25 a 100, quindi è aumentato di 4 volte. Di conseguenza la concentrazione sarà diminuita di 4 volte: $6/4 = 1,5$ M.** ☺

Secondo esempio: abbiamo sempre il nostro acido cloridrico 6 M e vogliamo ottenere una concentrazione uguale a 2M, partendo da 20 mL di 6M.

Usando la formula si ha $V_i = 20$ mL, $V_f = x$, $c_i = 6$ M e $c_f = 2$ M :

$$6 \cdot 20 = 2 \cdot x \text{ da cui } x = (6 \cdot 20) / 2 = 60 \text{ mL.}$$

ATTENZIONE: 60 mL è il Volume finale, quindi, operativamente, si mettono i 20 mL di acido 6 M in un cilindro graduato e si aggiunge acqua fino a 60 mL (dire che si deve aggiungere 40 mL di acqua mi fa storcere un po' il naso, in quanto – spero lo avrete imparato quando avete parlato delle soluzioni - i volumi possono non essere additivi).

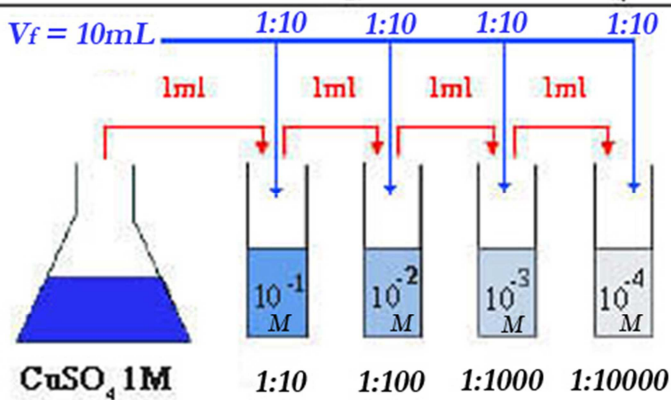
Utilizzando il ragionamento: **dobbiamo portare una concentrazione da 6 M a 2 M, cioè diluirla di 3 volte. Quindi il volume andrà aumentato di 3 volte: $20 \cdot 3 = 60$ mL.** ☺

6.1 Le diluizioni applicate alla chimica analitica

Molto raramente, quando si effettua una analisi su un campione, esso viene analizzato allo stato puro o così come è stato prelevato. O perché è necessario trattarlo con dei reagenti (immaginate un campione solido che deve essere portato in soluzione) o perché risulterebbe troppo concentrato, spesso si effettuano diversi passaggi che lo diluiscono. E' fondamentale capire come fare a risalire alla concentrazione iniziale del campione per poterla esprimere correttamente (molte metodiche standardizzate sono costruite al fine di semplificare al massimo questi passaggi – spesso il risultato che da lo strumento è già la concentrazione del campione iniziale, ma innanzitutto: non è detto e in secondo luogo: potreste dover effettuare voi delle diluizioni ulteriori per evitare che il segnale dello strumento vada fuori portata -).

18

Diluizione scalare in ragione 10 del CuSO_4 1M



Come già anticipato nella dimostrazione della formula per le diluizioni, quando si diluisce la quantità di soluto non cambia. Per risolvere i 'problemi' relativi alle diluizioni suggerisco di utilizzare anche un 'metodo grafico': si scrivono in orizzontale i volumi implicati nelle diluizioni e in verticali i prelievi. In seguito si riportano le quantità reali di soluto presenti in ciascun volume utilizzando (consiglio) le

proporzioni.

Vediamo di applicare il metodo che ho appena spiegato. Supponiamo di dover analizzare il contenuto di magnesio di un fiume. Preleviamo dal fiume 100 mL di campione. Da questo volume ne preleviamo 20 mL, li trattiamo e li portiamo di nuovo a 100 mL con acqua distillata. Infine 50 mL di questo ultimo campione si diluiscono di nuovo fino a 100 mL e si analizzano con uno strumento chiamato Spettrofotometro di Assorbimento Atomico a Fiamma (FAAS per gli amici) ottenendo come valore 2,1 ppm (... ppm ??).

Domanda: quant'è la concentrazione di Mg nell'acqua del fiume ?

Costruiamo lo schema (lo si costruisce leggendo attentamente la metodica) :

100 mL

↓

20 mL → 100 mL

↓

50 mL → 100 mL

Spiegazione: abbiamo prelevato 100 mL e lo scriviamo in alto a destra. Da questi 100 sono stati prelevati 20 mL, per cui li scriviamo sotto ai 100 iniziali. I 20 sono stati portati a 100 mL (tutti i reagenti aggiunti – ai fini delle diluizioni – fanno solo volume, non importa che reazioni hanno fatto, il Mg non sparisce) e li scriviamo in orizzontale. Da questi 100 ne sono stati prelevati 50 (e li scriviamo sotto), infine i 50 sono stati diluiti a 100 (e li scriviamo alla stessa altezza).

Ora lo strumento ci dice che la concentrazione in ppm (mg/L → ripassare !!) nell'ultimo matraccio è di 2,1 mg/L. **ATTENZIONE: mg su litro, non nei nostri 100 mL.** Nei nostri 100 ci sarà una quantità fisica, reale di Mg pari ad 1/10 di 1000 mL (che sarebbe il nostro litro): 0.21 mg. **ATTENZIONE di nuovo: non abbiamo più una concentrazione, ora ragioniamo su una semplice massa, cioè su quanti mg di sono nel mio matraccio.** Da qui si parte per risalire a ritroso alla quantità di Mg nel matraccio iniziale.

Procediamo.

Abbiamo detto (terza volta) che durante le diluizioni il soluto non cambia, quindi se nel matraccio analizzato ci sono 0,21 mg significa che provengono tutti dal matraccio da 50 mL, che conterrà quindi anche lui 0,21 mg.

Ora questi 50 sono stati prelevati (scrittura in verticale), non è una diluzione, dobbiamo calcolare quanti mg c'erano nel matraccio di provenienza. Senza tanti calcoli, dal momento che 50 mL è la metà di 100 mL, significa che la quantità di Mg nei 100 era doppia di 50, quindi nel matraccio da 100 (intermedio) c'erano 0,42 mg.

Nei 20 mL (diluizione) il soluto era il medesimo: 0,42 mg.

Nel matraccio iniziale (prelievo con un fattore di divisione di 5 - 20 è 1/5 di 100) avrà avuto una quantità 5 volte maggiore, cioè $0,42 \cdot 5 = 2,05$ mg.

Questi passaggi si scrivono, via via, nella schema in questo modo:

100 mL		
(2,05 mg)		
↓		
20 mL →	100 mL	
(0,42 mg)	(0,42 mg)	
	↓	
	50 mL →	100 mL
	(0,21 mg)	(0,21 mg)

Finito ? NO ! Perché ora sappiamo solo che nel matraccio iniziale da 100 mL c'erano 2,05 mg, cioè 2,05mg/100 mL che non è una concentrazione in ppm. Essendo i ppm uguali a mg su litro, è sufficiente moltiplicare per 10 (in quanto 1000 mL è 10 volte maggiore di 100 mL) : 20,5 ppm.

Risposta: la concentrazione di Mg nell'acqua del fiume è di 20,5 ppm.

Se avessimo avuto un solido disciolto in soluzione avremmo dovuto trasformare la concentrazione in mg/Kg (a meno di diverse indicazioni), come ad esempio l'analisi degli elementi in un terreno o in un alimento.

6.2 Diluire un acido concentrato commerciale

Concludiamo tornando ai nostri acidi solforico e cloridrico.

Purtroppo essi non vengono venduti con la concentrazione molare, ma con la concentrazione % m/m. Prendiamo un acido solforico 'puro' che è venduto con una concentrazione pari al 97% m/m e $d = 1,84$ g/mL (conoscere la densità è fondamentale!). Intanto chiediamoci quale è la molarità di questo acido? Per rispondere ci servono le moli presenti in 1 litro di soluzione. Dai dati possiamo ricavare i grammi presenti in un litro e poi passare alle moli attraverso la MM dell'acido (98,08 g/mol).

Per prima cosa, dal momento che abbiamo una concentrazione m/m, calcoliamo la massa di 1 litro di soluzione usando la densità: $1,84 \text{ g/mL} \cdot 1000 \text{ mL} = 1840 \text{ g}$.

Di questi 1840 g il 97 % sono g. di acido solforico: $(1840/100) \cdot 97 = 1784,8 \text{ g}$.

Calcoliamo le moli: $1784,8 \text{ g} / 98,08 \text{ g/mol} = 18,2 \text{ moli}$, che essendo quelle in 1 L è già la molarità, quindi 18,2 M.



Piuttosto concentrato, direi ... Curiosità: la sostanza più concentrata conosciuta è ... l'acqua, con una concentrazione pari a 55,5 M (calcolate il n. di moli di acqua presenti in 1 L, cioè 1 Kg di acqua).

Analogo calcolo si può effettuare per un acido cloridrico al 37 % con $d = 1,185 \text{ g/mL}$ (provate, dovrebbe essere $M=12$).