

Qualche formula pratica utile in laboratorio

16.10.19

In laboratorio si lavora quasi sempre con **soluzioni**

Le soluzioni

Sono miscele omogenee di due o più sostanze (**in forma di molecole, atomi, ioni**) di cui quella presente in quantità maggiore è definita **solvente**, le altre **soluti**.



possono essere

solide (leghe)

liquide

aeriformi

Anche se il solvente e il soluto sono in fasi diverse, es. solvente liquido e soluto solido, esse assumono lo stato di aggregazione del solvente.

In una soluzione le molecole (o atomi o ioni) del soluto sono disperse tra le molecole del solvente che sono in quantità molto più grande.

Soluto	Solvente	nome comune	esempio
solido	liquido	soluzione	zucchero + H ₂ O
liquido	liquido	soluzione	alcol etilico + H ₂ O
gas	liquido	emulsione, schiuma	aria + H ₂ O
liquido	gas	nebbia	H ₂ O + aria
solido	solido	lega	stagno + rame (bronzo)

Nel lab si lavorerà con soluzioni liquide

Soventi più comuni in lab
H₂O, EtOH, MeOH, acetone



x gli ultimi tre

Scopo del solvente

Tra gli altri

- 1) Sciogliere e quindi disperdere i soluti e favorirne e controllarne la mobilità e la reattività in soluzione.
- 2) Regolare le concentrazioni dei soluti e di conseguenza la stechiometria e la velocità delle reazioni.
- 3) Regolare le T di riscaldamento e quindi la velocità delle reazioni.
- 4) Separare i soluti sulla base della loro natura.

I solventi si dividono in polari e non polari (o apolari) a seconda delle loro caratteristiche strutturali

In generale i solventi più polari come H_2O sono buoni solventi per composti polari come i sali inorganici, mentre i solventi un po' meno polari come EtOH e acetone sono buoni solventi per composti apolari come i grassi e altre sostanze organiche.

Molti solventi completamente apolari, come n-esano, toluene e benzene, sono usati per sciogliere composti organici. (Non vengono qui usati per la loro tossicità: attenzione al benzene)

Concentrazione di una soluzione:

esprime il rapporto tra le quantità di soluto e solvente.

Modi per esprimere la concentrazione di una soluzione

Concentrazione in percentuale (%)

Ci sono tre modi comuni per esprimere la composizione di una soluzione in %:

- **% in peso (w/w)** = (peso soluto / peso soluzione) $\times 100$

metodo più comune: **spesso sottinteso w/w**

- **% in volume (v/v)** = (volume soluto / volume soluzione) $\times 100$

- **% in peso/volume (w/v)** = (peso soluto / volume soluzione) $\times 100$

Attenzione: in ogni caso il denominatore si riferisce sempre a **tutta la soluzione e non al solo solvente.**

Parti per milione (ppm): adimensionale e si usa per soluzioni molto diluite nelle quali il peso della soluzione si approssima al peso del solvente

$$\text{ppm} = (\text{peso soluto} / \text{peso di soluzione}) \times 10^6$$

peso del soluto e della soluzione vanno messi nella stessa unità di misura ---> grandezza adimensionale

Moltiplicando $\times 10^6$ rimane adimensionale ma equivale a

mg di soluto / kg di soluzione

peso della soluzione = al peso del solvente xc peso soluto è trascurabile

quindi ppm = anche $(\text{peso soluto} / \text{peso solvente}) \times 10^6$

es. soluzione con concentrazione 12 ppm significa che in **1 kg** di soluzione (o di solvente) sono sciolti **12 mg** di soluto.

Es. Se in 1000 mL di H₂O sono contenuti 5.00 mg di un certo soluto, qual è la sua concentrazione in w/w e in ppm?
densità H₂O = 1.00 g/ml.

Se $d = 1.00 \text{ g/ml}$ allora 1000 ml di H₂O pesano 1000 g
5.00 mg di soluto sono trascurabili rispetto 1000 g di H₂O
quindi peso soluzione = peso solvente = 1000 g (errore trascurabile)

$$\mathbf{w/w} = 5.00 \times 10^{-3} \text{ g} / 1000 \text{ g} \times 100 = 5.00 \times 10^{-4}$$

$$\mathbf{\text{in ppm}} = 5.00 \times 10^{-3} \text{ g} / 1000 \text{ g} \times 10^6 = \mathbf{5.00}$$

Se in 50.0 mL di H₂O sono contenuti 9.00 mg di un certo composto, qual è la sua concentrazione in ppm?
d H₂O = 1.00 g/ml.

calcolo in ppm:

50 mL di acqua pesano 50 g ($d = m/V \rightarrow m = d \times V$)

in 50.0 g di H₂O sono contenuti 9.00 mg di soluto:

$$9 \text{ mg} : 50 \text{ g} = X \text{ mg} : 1000 \text{ g}$$

$$X = 180 \text{ mg soluto} / \text{kg soluzione} = 180 \text{ ppm}$$

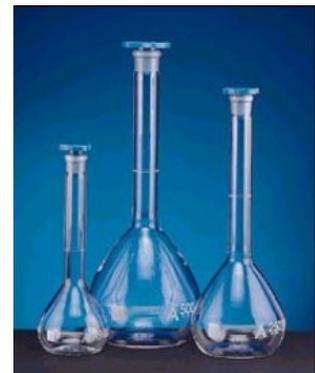
Altri modi molto comuni per esprimere la concentrazione

Molarità (M) di una soluzione: n° di moli di soluto contenute in un litro di soluzione.

Nelle titolazioni si adopera spesso la **Normalità**.

Normalità (N) di una soluzione: n° di equivalenti di soluto contenuti in un litro di soluzione.

Per preparare soluzioni sia molari che normali si devono usare i matracci tarati



massa molare = mm

mm = somma delle ma

mm è indipendente dalla natura delle reazioni in cui la sostanza è coinvolta

massa equivalente = me

me è invece dipendente dalla natura delle reazioni

me =	negli acidi	$\frac{mm}{n^{\circ}H^{+}}$
	nelle basi	$\frac{mm}{n^{\circ}OH^{-}}$
	nelle redox	$\frac{mm}{n^{\circ}e^{-}}$

Es. HCl, CH₃COOH, NaOH, KOH

me = mm

Es. H₂SO₄, Ca(OH)₂

me = mm/2

es. mm H₂SO₄ = 98.08 g/mol me = 98.08/2 = 49.04 g/eq

Es. MnO₄⁻ + 5 e⁻ + 8H⁺ ---> Mn²⁺ + 4H₂O riduzione

me = mm/5

mm = 158.04 g/mol me = 158.04/5 = 31.608 g/eq

Formula importante per i soluti solidi

n° di moli per i solidi = g / mm

n° di equivalenti per i solidi = g / me

Altri modi comuni per esprimere la concentrazione

Molalità (m) di una soluzione: n° di moli di soluto contenute in un kg di solvente.

Indipendente dalla T

Frazione molare (X_A): n°moli A / (n°totale di moli presenti)

poco usata nei laboratori

Formula importante per i soluti in soluzione

Dalla definizione di molarità

$$M = n^{\circ} \text{ mol} / \text{L di soluzione}$$

N° MOLI O EQUIVALENTI PRESENTI IN SOLUZIONE

$$\begin{aligned} n^{\circ} \text{ di moli in una soluz.} &= \text{Molarità} \times \text{Volume (in L)} \\ n^{\circ} \text{ di equivalenti in una soluz.} &= \text{Normalità} \times \text{Volume (in L)} \end{aligned}$$

La normalità è uguale oppure un multiplo della molarità.

RIASSUMENDO

SE IL SOLUTO E' SOLIDO



$$n^{\circ} \text{ mol} = \frac{g}{M}$$

$$n^{\circ} \text{ equiv} = \frac{g}{M_e}$$

SE IL SOLUTO E' IN SOLUZIONE

$$n^{\circ} \text{ mol} = M \times V$$

$$n^{\circ} \text{ equiv} = N \times V$$



- DILUIZIONE di una soluzione con solvente puro

Poiché in una diluizione con solvente puro non cambia la massa del soluto, cioè il suo numero di g e quindi di moli o di equivalenti, ma solo il V della soluzione:

$$n^{\circ} \text{ moli}_{\text{iniz}} = n^{\circ} \text{ moli}_{\text{fin}}$$

$$n^{\circ} \text{ equiv}_{\text{iniz}} = n^{\circ} \text{ equiv}_{\text{fin}}$$

Ma $n^{\circ} \text{ moli} = M \times V(L)$

Ma $n^{\circ} \text{ eq} = N \times V(L)$

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f$$

$$M_f = M_i \times V_i / V_f$$

$$N_i \times V_i = N_f \times V_f$$

$$N_f = N_i \times V_i / V_f$$

- **DILUIZIONE** in seguito al mescolamento di due soluzioni a diversa concentrazione (**se i volumi sono additivi**):

Se si mescolano tra loro due soluzioni contenenti lo stesso soluto e solvente, rispettivamente di molarità e volume M_1 , V_1 , M_2 , V_2 e se i Volumi sono addittivi, si ottiene una soluzione nella quale

$$\text{mol}_f = \text{mol}_1 + \text{mol}_2$$

$$V_f = V_1 + V_2$$

ma

$$\text{mol}_1 = M_1 \times V_1$$

$$\text{mol}_2 = M_2 \times V_2$$

$$\text{mol}_f = M_1 \times V_1 + M_2 \times V_2$$

$$M_f = \text{mol}_f / V_f$$

$$M_f = \frac{M_1 \times V_1 + M_2 \times V_2}{V_1 + V_2}$$

$$N_f = \frac{N_1 \times V_1 + N_2 \times V_2}{V_1 + V_2}$$

Se i volumi non sono additivi al posto di $V_1 + V_2$ si deve mettere l'effettivo volume totale V_f .

Per semplicità i Volumi si considereranno sempre additivi

ESEMPI DI CALCOLI E TECNICHE PER LA PREPARAZIONE DI SOLUZIONI

1) Preparare una soluzione al 7.00 % w/w di CuSO_4 in acqua per pesata.

Si tratta di

Pesare 7.00 g di CuSO_4 e metterli in 93.0 g di H_2O



mescolare



COME SI ESEGUE UNA PESATA DI PRECISIONE

vedi video

01- Pulizia vetrino

02- Pesata

Poiché CuSO_4 è un solido, è necessario eseguire una pesata e usare quindi una bilancia analitica o tecnica.



La bilancia è uno strumento molto delicato

1) Controllare che la bilancia sia pulita ed eventualmente pulire il piatto molto delicatamente con un pennellino.

2) Appoggiare sul piatto un recipiente **pulito e asciutto** di volume adatto alla quantità che si vuole pesare: vetrino d'orologio, becker, navicella in plastica,...



3) Chiudere le antine e attendere qualche secondo finché il sistema si stabilizza: quando il peso è costante azzerare la tara premendo l'apposito pulsante.

Il visore deve segnare 0.0000 g.

4) **Senza assolutamente toccare il recipiente, né con le mani né con altro**, introdurre la sostanza da pesare con l'ausilio di una spatola di opportuna forma e dimensione, fino al peso desiderato. Il controllo della pesata va effettuato con le antine chiuse. Se si è superato il peso voluto, togliere parte del prodotto sempre con estrema delicatezza.

5) Togliere delicatamente dal piatto il recipiente con la sostanza pesata. Controllare di aver lasciato la bilancia pulita: eventualmente pulire con un pennellino.

6) Trasferire tutto il solido in un recipiente pulito e asciutto e aggiungere l' H_2O mescolando.

Questa ultima parte sarà descritta dettagliatamente in seguito

2) Preparare 50.0 mL di una soluzione 0.20 M di NaCl per pesata. (pf NaCl = 58.443)

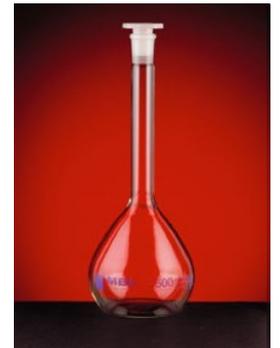
$n^\circ \text{ moli da pesare} = M \times V = 0.20 \times 0.0500(\text{L}) = 0.010 \text{ moli}$

$\text{peso in g} = n^\circ \text{ moli} \times \text{peso formula}$

$\text{g da pesare} = 0.010 \times 58.443 = 0.58 \text{ g}$ (2 cifre signif.)

a) pesare la giusta quantità per mezzo di una bilancia analitica, b) trasferire il soluto quantitativamente nel matraccio tarato con $V = 50.0 \text{ mL}$, c) aggiungere H_2O fino alla tacca.

Le tecniche per il trasferimento corretto dei liquidi verranno descritte successivamente



Determinare quali sono la molarità e la normalità di una soluzione con $V = 1.000 \text{ L}$ in cui sono sciolti 20.00 g di NaOH .

Quindi si deve determinare il n° di mol e di equivalenti contenute in 1.000 L di soluzione

$$20.00 \text{ g} = \text{mol} ?$$

$$\text{mol} = \text{g} / \text{mm} = 20.00 / 40.00 = 0.5000 \text{ mol}$$

$$M = \text{mol} / V (\text{L}) = 0.5000 \text{ mol} / 1.000 \text{ L} = 0.5000 \text{ mol L}^{-1}$$

Poiché la base è monoprotica, $m_e = m_m$ quindi $N = M$

la soluzione è 0.5000 eq L^{-1}

0.123 g di KMnO_4 (permanganato di potassio: mm = $158.034 \text{ g mol}^{-1}$) sono posti in un matraccio tarato con $V = 250.0 \text{ mL}$ che viene riempito con H_2O . Determinare la M della soluzione.

$$\text{mol} = 0.123 \text{ g} / 158.034 \text{ g mol}^{-1} = 7.78 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

sono contenute in **250.0 mL** di soluzione

$$M = 7.78 \times 10^{-4} \text{ mol} / 0.2500 \text{ L} = 3.11 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

Che equivale a fare la proporzione seguente

$$7.78 \times 10^{-4} \text{ mol} : 250.0 \text{ mL} = x \text{ mol} : 1000 \text{ mL}$$

$$x = 3.11 \times 10^{-3} \text{ mol} \text{ contenute in } \mathbf{1000 \text{ mL}}$$

quindi 3.11×10^{-3} è la molarità.

Se il soluto dell'esempio precedente è coinvolto in una reazione redox in cui funziona da ossidante con 5 elettroni, qual è la normalità della soluzione?

$$m_e = m_m/5 = 158.034 \text{ g mol}^{-1} / 5 = 31.6068 \text{ g eq}^{-1}$$

$$eq = 0.123 \text{ g} / 31.6068 \text{ g eq}^{-1} = 3.89 \times 10^{-3} \text{ eq}$$

$$N = 3.89 \times 10^{-3} \text{ eq} / 0.2500 \text{ L} = 1.56 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

nota: $m_e = m_m/5$ $N = 5M$

Calcolare quanti g di NaOH sono contenuti in 250 mL di una soluzione 0.180 M.

In 1 L di soluzione ci sono 0.180 mol
in 250 mL ?

$$0.180 : 1000 = x : 250 \qquad x = 0.0450 \text{ mol}$$

$$\text{massa} = \text{mm} \times \text{mol} = 40.00 \times 0.0450 = 1.80 \text{ g}$$

3.50 g di H_2SO_4 puro sono posti in un matraccio tarato da 100 mL che viene portato a volume con acqua.

Sapendo che la mm di $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{mm} = 98.078 \text{ g mol}^{-1}$ determinare molarità e normalità della soluzione ottenuta.

acido biprotico quindi $\text{me} = \text{mm}/2 = 49.039 \text{ g eq}^{-1}$

calcolo M: $\text{mol} = 3.50/98.078 = 0.0354$

$0.0354 : 100 = x : 1000 \quad x = 0.354 \text{ M}$

calcolo N: $\text{eq} = 3.50/49.039 = 0.0714$

$0.0714 : 100 = x : 1000 \quad x = 0.714 \text{ N}$



in questo caso $N = \text{doppio della } M$

Si puo' anche ragionare sempre in molarità ricordandosi che:

se $m_e = mm$ allora $N = M$

se $m_e = mm/n$ allora $N = nM$

Le tecniche per il trasferimento corretto dei liquidi verranno descritte successivamente

Calcoli in % w/w

(Quando non è specificato, la % si intende sempre w/w)

Quanto solvente è necessario aggiungere a 100 mL di una soluzione contenente il 25% di un soluto per ottenere una soluzione al 10%? Quale V finale si ottiene?

Nella diluizione resta costante la quantità di soluto!

$$V_i \times \% \text{soluto iniz.} = V_f \times \% \text{soluto finale}$$

$$100\text{mL} \times 25 = V_f \times 10$$

$$V_f = 250 \text{ mL}$$

è necessario quindi aggiungere alla soluzione 150 ml di solvente

NOTA:

- 1) si possono usare L oppure mL
- 2) I volumi si considerano additivi

Ad una soluzione con $V = 500 \text{ mL}$ e contenente il 40% di soluto vengono aggiunti 1000 mL di solvente puro. Qual è la concentrazione $\%$ del soluto che si ottiene?

$$V_i \times \% \text{ soluto iniz.} = V_f \times \% \text{ soluto finale}$$

$$500 \text{ mL} \times 40 = 1500 \times \% \text{ soluto finale}$$

$$\% \text{ soluto finale} = 13.3 \%$$

Si mescolano assieme le seguenti soluzioni

1) 100 mL contenente A al 10.0%

2) 200 mL contenente A al 20.0%

3) 300 mL contenente B al 25.0%

Qual è la concentrazione % dei soluti A e B dopo mescolamento?

$$A: \quad V1 \times \%1 + V2 \times \%2 = V_{\text{finale}} \times \%_{\text{finale}}$$

$$\%_{\text{finale}} = 8.33$$

$$B: \quad V3 \times \%3 = V_{\text{finale}} \times \%_{\text{finale}}$$

$$\%_{\text{finale}} = 12.5$$

Esempio di % V / V

Titolo alcolometrico o gradazione alcolica è il numero di parti in **volume** di etanolo puro (C_2H_6O , EtOH, $d = 0.789 \text{ g cm}^{-3}$) alla T di $20 \text{ }^\circ\text{C}$ contenuta in 100 parti in **volume** del prodotto considerato alla stessa temperatura. Si usa per vini e liquori

Determinare quanti g di etanolo si assumono bevendo 1 bicchiere da 125 mL (un ottavo) di un vino con gradazione alcolica 12.0 %vol e quante Cal si assumono se 1.0 g di alcol fornisce 7.0 Cal.

125 mL di vino con gradazione 12.0 %vol contengono

12.0 mL : 100 mL = x mL : 125 mL x = 15.0 mL di etanolo

$$m = d \times V = 15.0 \text{ cm}^3 \times 0.789 \text{ g} = 11.8 \text{ g}$$

Se si considera che 1 g di etanolo fornisce **circa 7 Cal** e si trascura l'apporto energetico degli altri componenti del vino, si può calcolare con buona approssimazione quante Cal fornisce un bicchiere di vino a 12 %vol.

$$11.8 \text{ g} \times 7 \text{ Cal g}^{-1} = 83 \text{ Cal}$$

come confronto:

1 cucchiaino di saccarosio (normale zucchero da cucina) = circa 4.0 g = circa 16 Cal.

1 bottiglietta da 500 mL di Coca Cola dichiara in etichetta un contenuto di 54 g di saccarosio (= 13 cucchiaini di zucchero) e fornisce circa 210 Cal, cioè tra circa 1/10 e 1/15 dell'energia della dieta standard giornaliera per uno studente che è tra le 2000 e 3000 Cal / die

Tasso alcolemico nel sangue

Non sono un medico ma un chimico!!!

Posso dare un'interpretazione chimica e non medica del fenomeno

Gli effetti negativi dell'alcol sulla guida sono ben noti. Esso agisce su diverse funzioni cerebrali (percezione, attenzione, elaborazione, valutazione ecc.), con effetti diversi e strettamente correlati alla quantità di alcol presente nel sangue, cioè al tasso alcolemico.

L'Istituto superiore di Sanità stima che gli incidenti stradali alcol correlati in Italia sono pari al 30-35% degli incidenti mortali: il numero di vittime al volante a causa dell'abuso di alcol è circa 1.300 all'anno.

Il tasso alcolemico

Si misura in g di alcol in 1 L di sangue

I primi effetti negativi si cominciano a riscontrare già con valori di 0.2 g / L, ad esempio nella capacità di suddividere l'attenzione tra due o più fonti di informazioni e nell'interazione con la stanchezza. Dipende da persona a persona.

Quanto si può bere?

Dipende dal meccanismo di diffusione dell'alcol (dallo stomaco al sangue e quindi ai liquidi cellulari del cervello), dal contenuto di alcol delle bevande, dal modo in cui l'alcool viene bevuto, dal sesso e dall'età del soggetto, dalla sua abitudine a bere alcolici, dal peso.

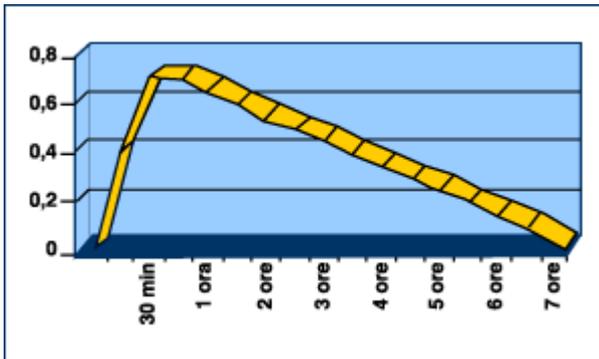
Per la guida

Chi guida non deve bere alcol

O BEVI O GUIDI!

Limite di legge in Italia (2018) 0.5 g / L

Neo patentati per i primi tre anni 0.0 g / L



tempo medio di smaltimento dell'alcol

es. **puramente indicativo** per persona con peso 70 kg dopo mezz'ora dall'assunzione in g / L

	uomo	donna
0.5 L birra a 7°	0.6	0.65
0.25 L vino a 12° = 2 bicchieri	0.5	0.6
0.1 L di superalcolico a 40°	0.6	0.7

Preparare 100.0 mL di una soluzione 0.250 M di HCl per diluizione con acqua di una soluzione 3.86 M.

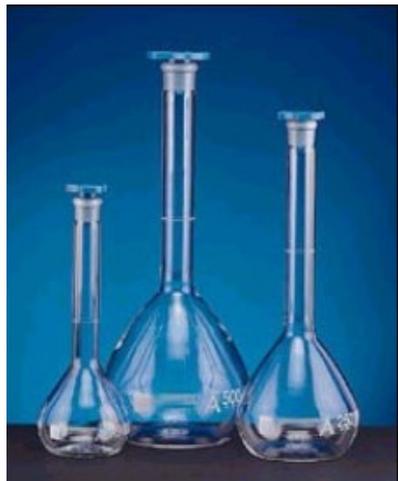
DILUIZIONE \longrightarrow $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$ $V_1 = M_2 \times V_2 / M_1$

N.B. **Non è una proporzione.** Le dimensioni di V_1 sono = a quelle di V_2

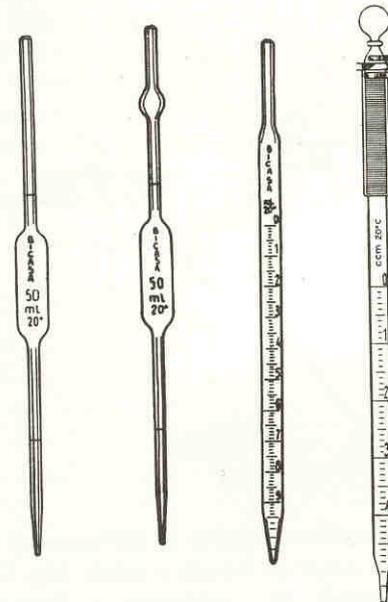
$M_2 = 0.250$ $V_2 = 100 \text{ mL}$ $M_1 = 3.86$

$V_1 = 0.250 \times 100 / 3.86 = 6.48 \text{ mL}$

Matracci
tarati



pipette



Fattivamente:

con una pipetta graduata di 10.0 mL di portata si prelevano 6.48 mL della soluzione 3.86 M e li si trasferiscono in un matraccio tarato con portata 100.0 mL

Si aggiunge H₂O fino alla tacca di riferimento con le modalità che saranno in seguito descritte

Preparare 100 mL di una soluzione di H_2SO_4 con concentrazione 1.00 M per diluizione di una soluzione contenente H_2SO_4 con purezza del 96.0 % in peso e densità 1.820 g cm^{-3} . $M = 98.078 \text{ g mol}^{-1}$.

Si deve determinare la concentrazione molare della soluzione originale e poi calcolare come diluirla.

Dalla densità si ricava quanto pesa 1.000 L di soluzione
1.000 L di soluzione pesa 1820 g

Di questi, il 96.0 % in peso è acido puro mentre il resto è costituito da impurezze, soprattutto H_2O :

si calcola quanti g di acido puro sono contenuti in 1.000 L

$$1820 \times 96.0 / 100 = 1747 \text{ g}$$

Si possono trovare le moli $\text{mol} = \text{g} / \text{mm}$

$$1747 / 98.078 = 17.81$$

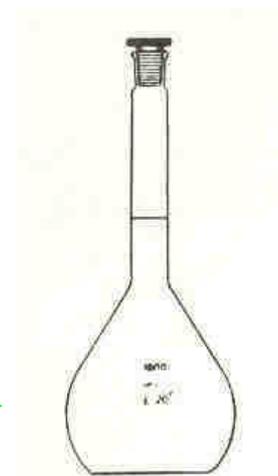
17.81 sono le mol di H_2SO_4 puro contenute in 1 L di soluzione al 96%, cioè è la molarità

Adesso si può eseguire il calcolo per la diluizione

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

$$17.81 \text{ M} \times V_1 = 1.00 \times 100 \text{ mL}$$

$$V_1 = 5.62 \text{ mL}$$



Si mettono 5.62 mL di H_2SO_4 nel matraccio da 100 mL usando una pipetta e si porta a volume con H_2O

ATTENZIONE: CASO IN CUI SI DOVREBBE FARE UNA PESATA INFERIORE ALLA SENSIBILITA' DELLA BILANCIA

Es. si vuole preparare per pesata una soluzione 1.0×10^{-6} M con $V = 1.0$ mL di una sostanza con $mm = 5000$.

Si ha a disposizione una bilancia con sensibilità 1.0×10^{-4} g
come si fa?

$$\text{mol} = M \times V(\text{L}) = 1.0 \times 10^{-6} \times 1.0 \times 10^{-3} \text{ L} \quad \text{mol} = 1.0 \times 10^{-9}$$

$$\text{g da pesare} = \text{mol} \times \text{mm} = 1.0 \times 10^{-9} \times 5.000 \times 10^3 = 5.0 \times 10^{-6} \text{ g}$$

Sarebbe dunque necessario pesare una quantità che è inferiore alla sensibilità della bilancia!!!!

Conviene quindi preparare una **soluzione madre** più concentrata e da questa **la soluzione voluta per diluizione**.

Per avere sufficiente precisione e accuratezza nella pesata si deve pesare almeno 0.0010 g. (= 1.0 mg)

1.0 mg del prodotto con $m_m = 5000$ corrisponde a $1.0 \times 10^{-3} \text{ g} / 5000 = 2.0 \times 10^{-7} \text{ mol}$

che messi in un matraccio da 1.0 mL danno una concentrazione:

$$M = 2.0 \times 10^{-7} \text{ mol} / 1.0 \times 10^{-3} = 2.0 \times 10^{-4} \text{ M}$$

soluzione madre

Adesso si effettua una diluizione dalla **soluzione madre**

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f$$

$$M_i = 2.0 \times 10^{-4} \quad M_f = 1.0 \times 10^{-6} \quad V_f = 1.0 \text{ mL}$$

$$V_i = 5.0 \times 10^{-3} \text{ mL} = 5.0 \text{ } \mu\text{L} \text{ (il V da prelevare } \times \text{ la diluizione)}$$

Operativamente: si prepara la soluzione madre in un matraccio tarato da 1.0 mL e da questo si prelevano con una siringa 5 μL e li si diluisce in un secondo matraccio tarato a 1.0 mL.

In un lab. di biochimica non è raro dover preparare soluzioni ancor più diluite.

Come si prepara una soluzione contenente 10 picogrammi ($1 \text{ pg} = 1 \times 10^{-12} \text{ g}$) di soluto in $15 \mu\text{L}$ di volume?

Attenzione nessuna bilancia analitica comune ha una sensibilità tale da apprezzare i picogrammi

Supponendo di avere a disposizione una bilancia analitica di **elevate prestazioni**, per esempio con sensibilità $1 \times 10^{-6} \text{ g}$, in questo caso si devono pesare almeno 0.100 mg , preparare una soluzione madre e poi da questa effettuare una diluizione.

È necessario anche considerare la vetreria tarata che si ha a disposizione

Soluzione madre: pesare 0.10 mg del soluto, metterli in un matraccio tarato da 1000 ml, aggiungere acqua e mescolare. Si ottiene una soluzione madre di concentrazione 1.0×10^{-4} g/L

È necessario ottenere una soluzione finale di concentrazione 10×10^{-12} g / 15×10^{-6} L = 6.7×10^{-7} g/L

Si può fare una seconda diluizione, ad esempio, per ottenere 10 mL della soluzione voluta.

$$1.0 \times 10^{-4} \text{ g/L} \times X \text{ mL} = 6.7 \times 10^{-7} \text{ g/L} \times 10 \text{ mL}$$

$$X \text{ mL} = 0.067 \text{ mL} = 67 \text{ } \mu\text{L}$$

Prelevare dalla soluzione madre con una siringa 67 μL , metterli in un matraccio tarato da 10 mL e aggiungere acqua. Prelevare di questa soluzione, sempre con una siringa, 15 μL .

1000 mL di una soluzione contenente un soluto A di conc. 0.10 M sono versati nel mare che viene idealmente ed omogeneamente mescolato.

Determinare quante molecole di A sono contenute in 50 mL di mare.

DILUIZIONE



$$M_i \times V_i = M_f \times V_f$$

$$V_f = V_{\text{mare}} = 1.33 \times 10^9 \text{ km}^3$$

(Charette et al., *Oceanography Vol.23, No.2, 2010*)

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3$$

???

$$1 \text{ km}^3 = 1 \times 10^{12} \text{ dm}^3$$

Il volume totale del mare è costituito da $(1.4 \times 10^9 \text{ km}^3) \times$
 $(1 \times 10^{12} \text{ dm}^3 / \text{km}^3)$

$$= \mathbf{1.4 \times 10^{21} \text{ dm}^3 = L}$$

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f$$

$$0.1 \times 1 \text{ L} = M_f \times 1.4 \times 10^{21} \text{ L}$$

$$M_f = 0.1 \times 1 / 1.4 \times 10^{21} = 7.1 \times 10^{-23}$$

n° moli in 50 mL = ?

$x : 50 \text{ mL} = 7.1 \times 10^{-23} : 1000 \text{ mL}$

$x = 3.6 \times 10^{-24} \text{ moli in 50 mL}$

$1 \text{ mole} : 6.023 \times 10^{23} \text{ molecole} = 3.6 \times 10^{-24} : x$

$x = 2 \text{ molecole circa}$

ESEMPIO DI DILUIZIONE OMEOPATICA

La **diluizione** in omeopatia viene detta *potenza*.

Le potenze sono

- diluizioni 1 a 100 (potenze centesimali o C o CH)
- diluizioni 1 a 10 (potenze decimali o D o DH).

In una diluizione C una parte di sostanza viene diluita in 99 parti di solvente e successivamente dinamizzata, (agitata con forza secondo un procedimento chiamato dagli omeopati *succussione*).

In una diluizione D, invece, una parte di sostanza viene diluita in 9 parti di solvente e sottoposta poi a dinamizzazione.

Ogni sostanza omeopatica pronta per l'impiego riporta il tipo di diluizione e la potenza.

Ad es. in un rimedio con potenza 12C la sostanza originaria è stata diluita per dodici volte, ogni volta 1 a 100, per un totale di una parte su 100^{12} ($=10^{24}$).

Numerosi preparati omeopatici sono diluiti a potenze ancora maggiori, in qualche caso sino a 30C ed oltre.

Nella pratica omeopatica le potenze C e D non sono considerate equivalenti, ovvero 1C non è ritenuto equivalente a 2D dal punto di vista terapeutico, **sebbene lo sia dal punto di vista della chimica delle soluzioni.**

Esempio

Una soluzione di 1.0 L di NaCl 1.0 M è diluita a 12C.
Determinare quanti ioni Na^+ sono presenti in 1 L della
soluzione ottenuta dopo diluizione.

La concentrazione finale risulta 1.0×10^{-24} M

in 1.0 L di soluzione 1.0×10^{-24} M sono presenti 1.0×10^{-24}
mol di Na^+ e lo stesso numero di Cl^-

$$1.0 \text{ mol} : 6.022 \times 10^{23} \text{ ioni} = 1.0 \times 10^{-24} \text{ mol} : x \text{ ioni}$$

$$x = 0.6 \text{ ioni in 1.0 L}$$

Dato che non esiste l'acqua di purezza assoluta, nonostante la distillazione e i trattamenti di purificazione più efficienti, le impurezze presenti sono sicuramente in concentrazione largamente superiore a quella di Na^+ .