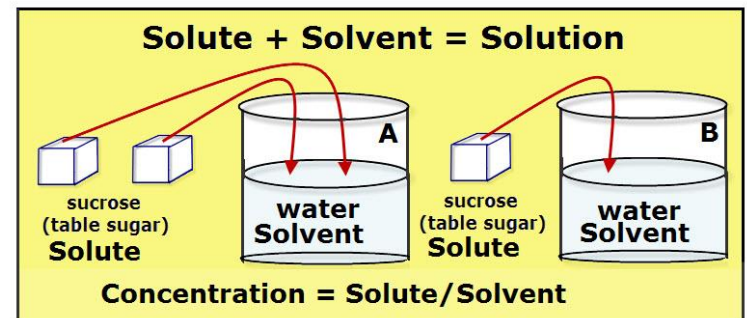
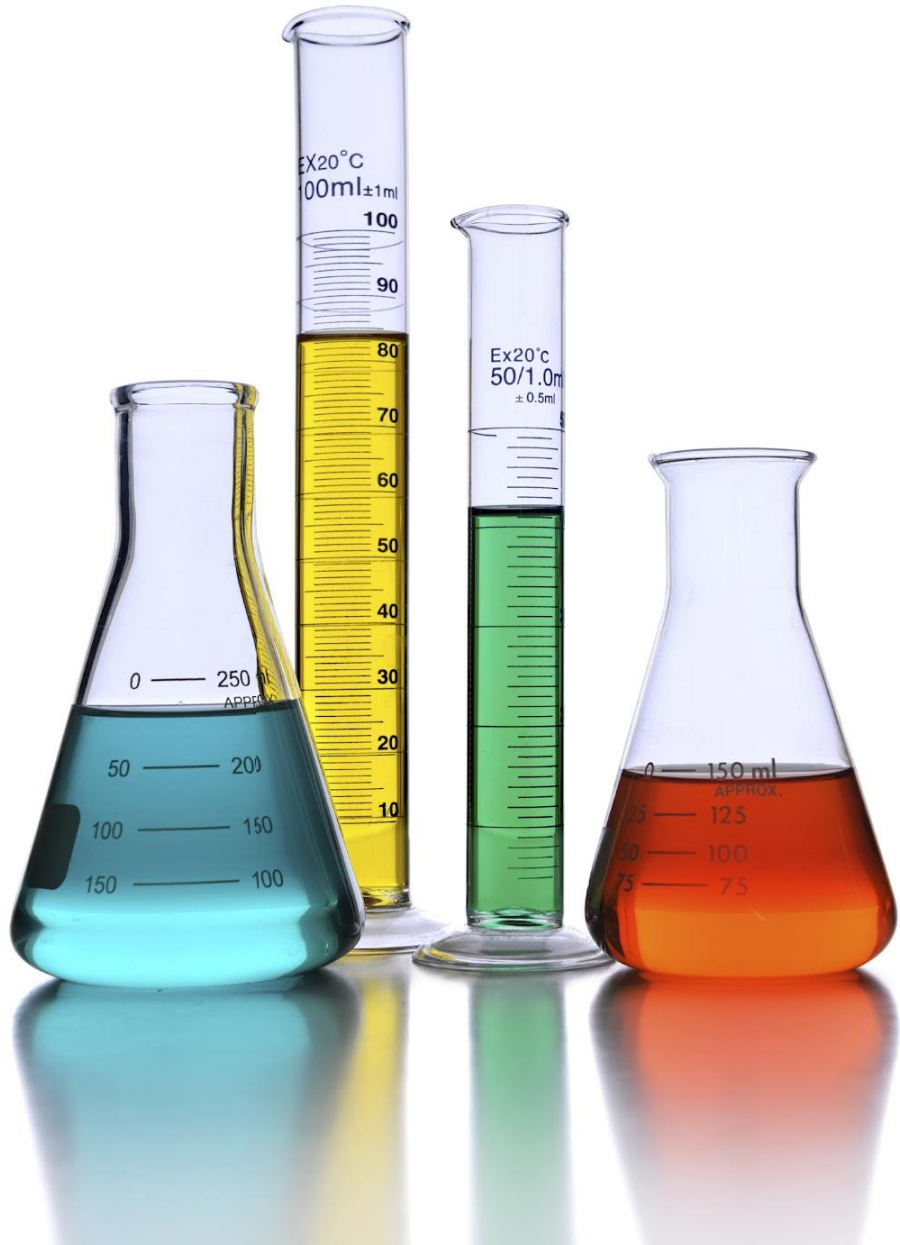


Soluzioni (diversi tipi di concentrazioni)



Stechiometria delle reazioni in soluzione

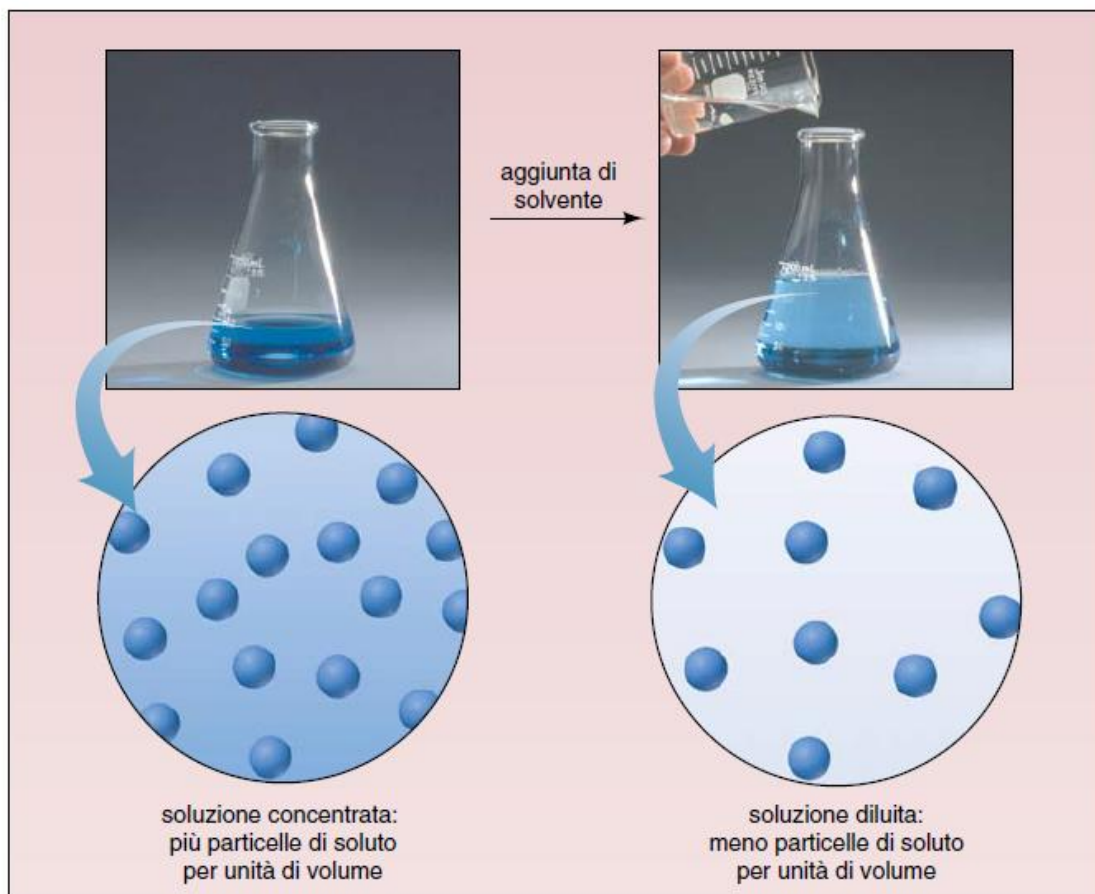
- Molte reazioni avvengono in soluzione.
- Una soluzione è costituita da uno o più ***soluti*** disciolti in un ***solvente***.
- La ***concentrazione*** di una soluzione è espressa come la quantità di soluto presente in una quantità data di soluzione.
- La ***Molarità*** (M) esprime la concentrazione in *moli di soluto per litro di soluzione*.

$$\text{Molarità} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{litri di soluzione}}$$

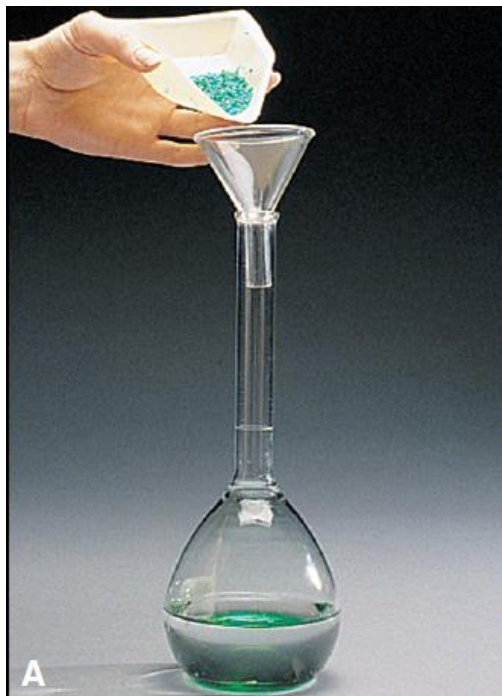
$$M = \frac{\text{mol soluto}}{\text{L soluzione}}$$

Conversione di una soluzione concentrata in una diluita

La *diluizione* è il procedimento per preparare una soluzione meno concentrata da una soluzione più concentrata.

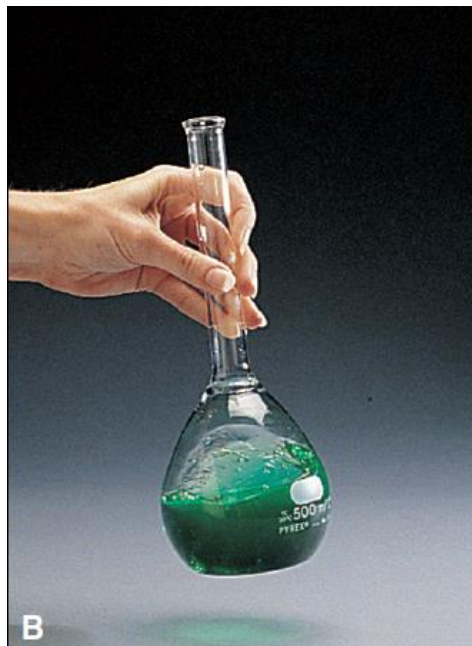


Preparazione di soluzioni molari in laboratorio



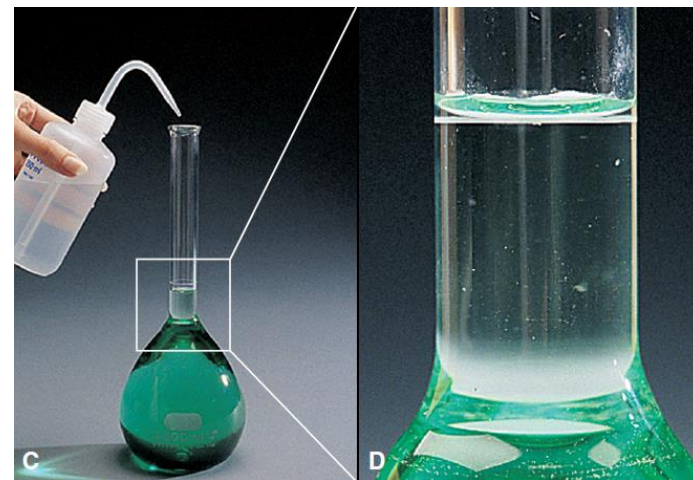
A

- pesare la massa desiderata di solido.
- trasferire accuratamente il solido in un matraccio volumetrico pieno di solvente fino circa a metà.



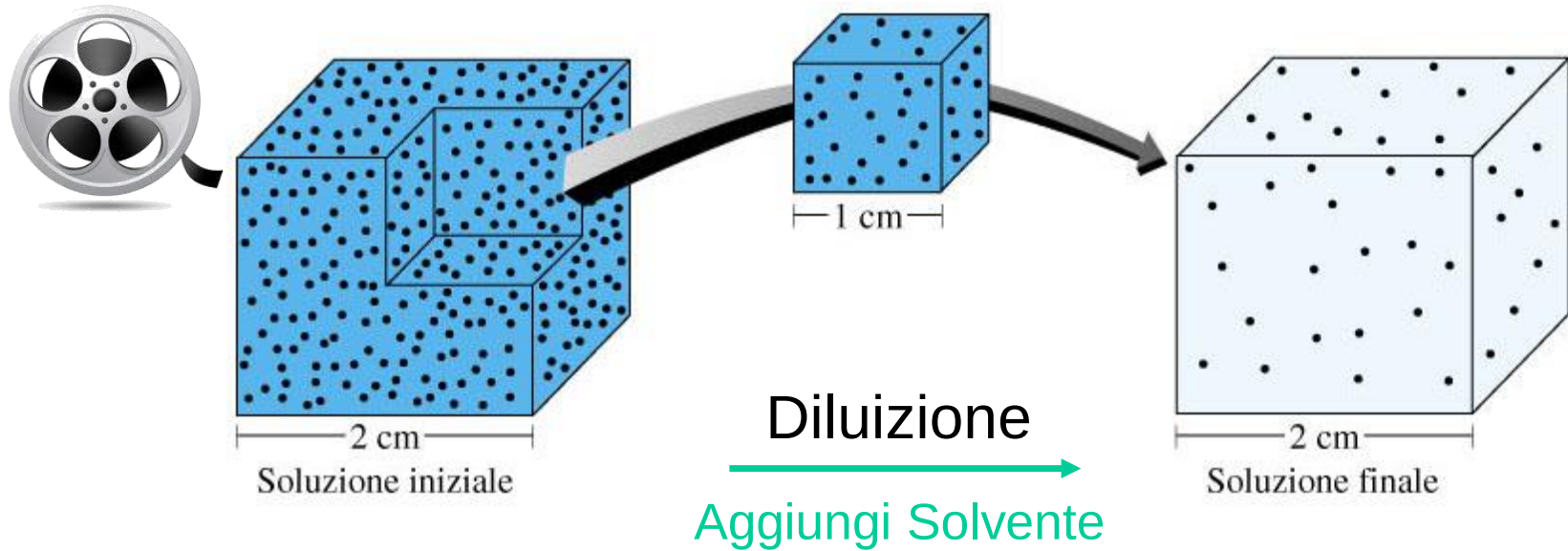
B

- B** agitare fino a sciogliere completamente il solido.



- C e D** aggiungere solvente fino al segno sul collo del matraccio per raggiungere il volume desiderato.

Conversione di una soluzione concentrata in una diluita



Moli di soluto
prima della diluizione (i)

=

Moli di soluto
dopo la diluizione (f)

$$M_i V_i$$

=

$$M_f V_f$$

La **diluizione** non cambia il numero di particelle di soluto

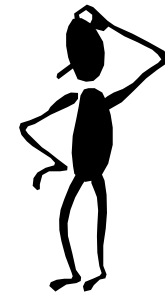
Espressioni quantitative della concentrazione

Espressione della concentrazione	Rapporto
Molarità (M)	$\frac{\text{quantità (mol) di soluto}}{\text{volume (L) di soluzione}}$
Molalità (m)	$\frac{\text{quantità (mol) di soluto}}{\text{massa (kg) di solvente}}$
Parti in massa , $m \%$ (o $\% m/m$)	$\frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa di soluzione}} \times 100\%$
Parti in volume, $V \%$ (o $\% v/v$)	$\frac{\text{volume di soluto}}{\text{volume di soluzione}} \times 100\%$
Frazione molare (X)	$\frac{\text{quantità (mol) di soluto}}{\text{quantità (mol) di soluto} + \text{quantità (mol) di solvente}}$

Conversione tra le unità di concentrazione

- Per convertire un'unità basata sulla quantità (mol) in una basata sulla massa, si deve conoscere la **massa molare**.
- Per convertire un'unità basata sulla massa in una basata sul volume, si deve conoscere la **densità** della soluzione.
- La molalità implica la quantità di **solvente**, mentre le altre unità di concentrazione implicano la quantità di **soluzione**.

Qual è la molarità di una soluzione acquosa di glicina ($\text{H}_2\text{NCH}_2\text{COOH}$) contenente 0.715 mol di essa in 495 mL?



mol di glicina

dividi per volume

concentrazione in mol/mL

$10^3 \text{ mL} = 1 \text{ L}$

molarità di glicina

$$\frac{0.715 \text{ mol glycine}}{495 \text{ mL soln}} \times \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}}$$

= 1.44 M glicine



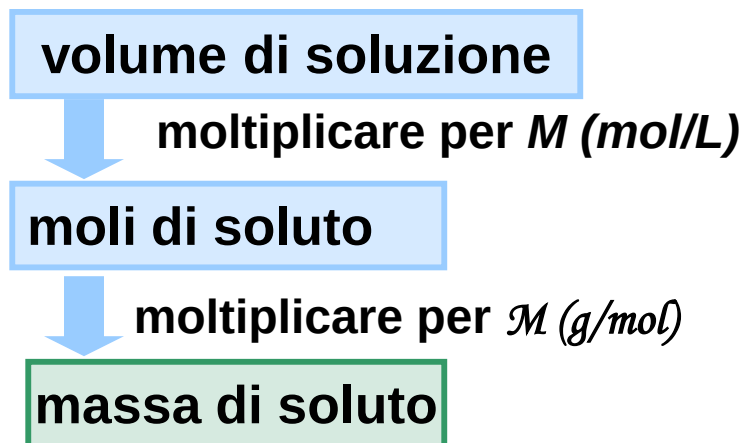
Quale massa di KI è necessaria per preparare 500. mL di una soluzione di KI 2.80 M?

volume di una soluzione di KI $\xrightarrow{\text{M KI}}$ moli di KI $\xrightarrow{\text{MM KI}}$ grammi di KI

$$500. \text{ mL} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} \times \frac{2.80 \text{ mol KI}}{1 \text{ L soln}} \times \frac{166 \text{ g KI}}{1 \text{ mol KI}} = 232 \text{ g KI}$$



Quanti grammi di soluto vi sono in 1.75 L di soluzione 0.460 M di monoidrogenofosfato di sodio?

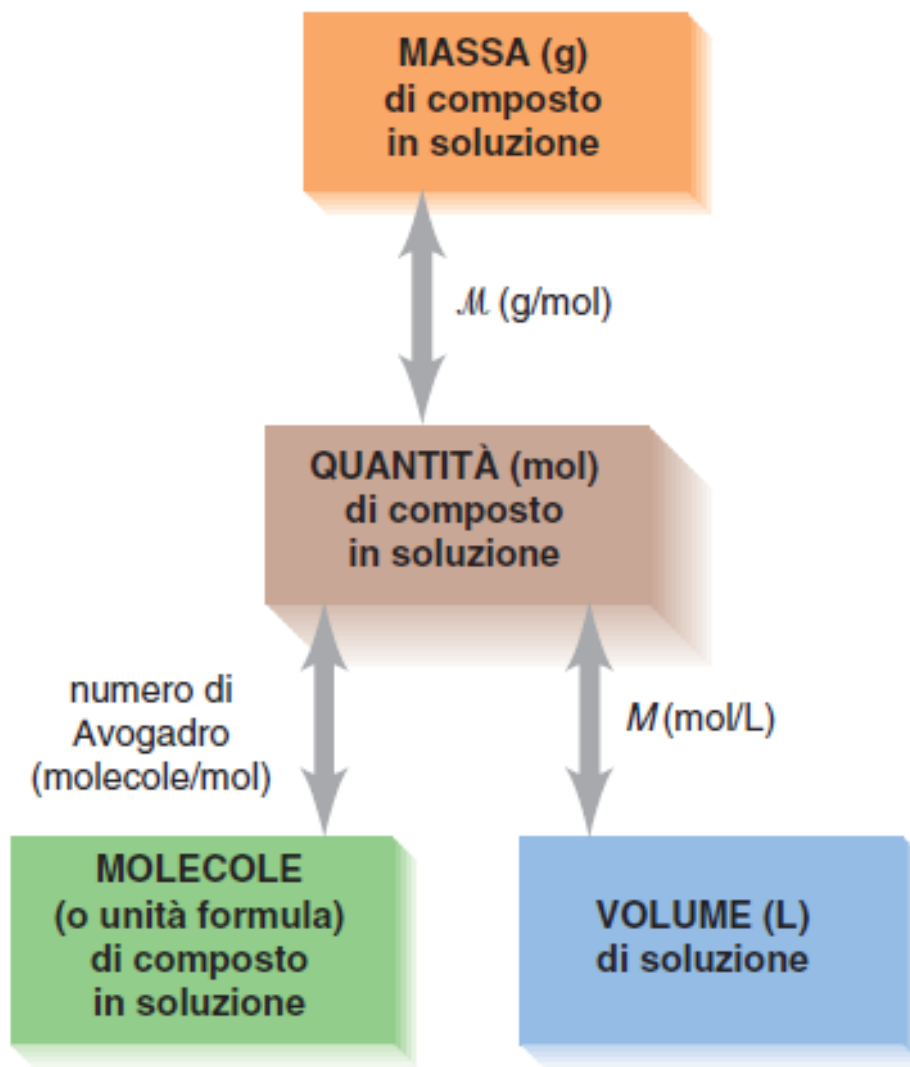


SOLUZIONE:

$$1.75 \cancel{\text{L}} \times \frac{0.460 \text{ moles}}{1 \cancel{\text{L}}} = 0.805 \text{ mol Na}_2\text{HPO}_4$$

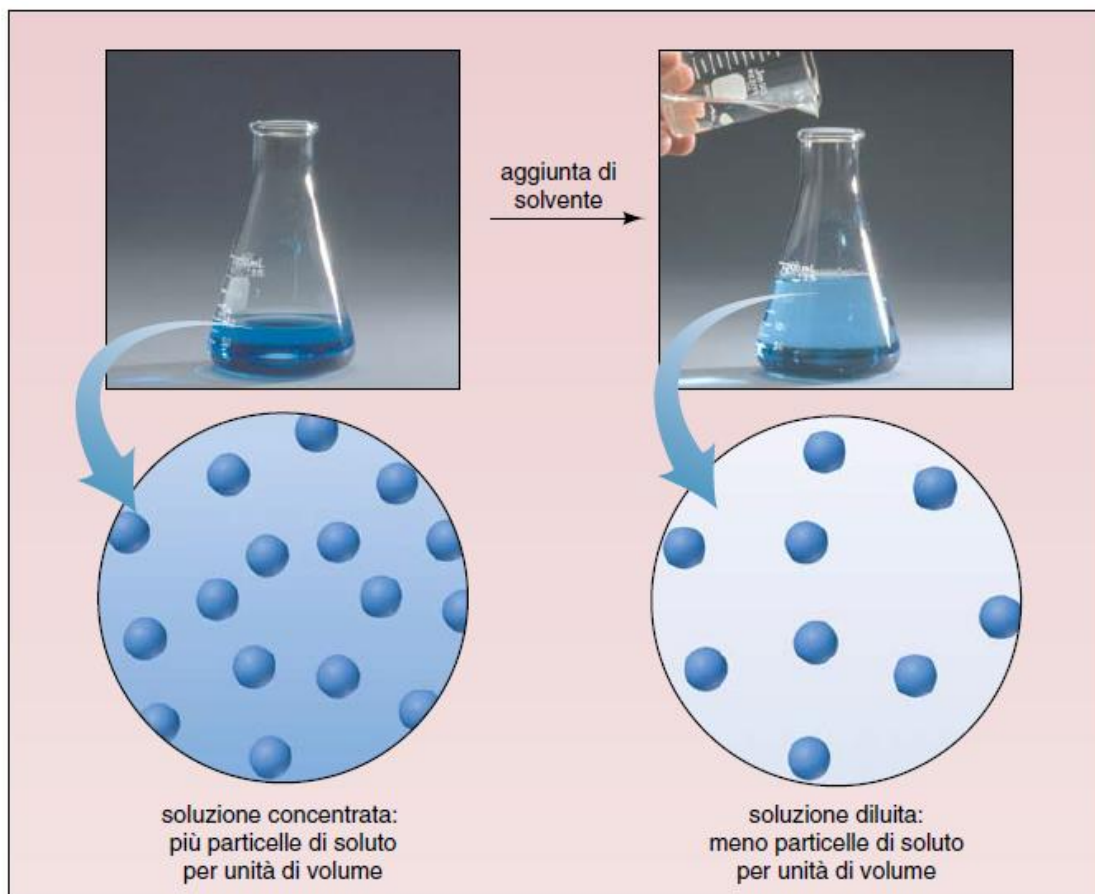
$$0.805 \cancel{\text{mol Na}_2\text{HPO}_4} \times \frac{141.96 \text{ g Na}_2\text{HPO}_4}{1 \cancel{\text{mol Na}_2\text{HPO}_4}} = \boxed{114 \text{ g Na}_2\text{HPO}_4}$$

Relazioni massa-quantità-numero-volume in soluzione



Conversione di una soluzione concentrata in una diluita

La *diluizione* è il procedimento per preparare una soluzione meno concentrata da una soluzione più concentrata.





Come prepareresti 60.0 mL di HNO_3 0.200 M da una soluzione **standard*** di HNO_3 4.00 M?

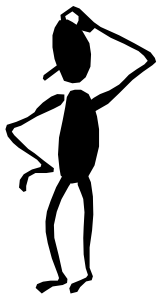
$$M_i V_i = M_f V_f$$

$$M_i = 4.00 \quad V_i = ? \text{ L} \quad M_f = 0.200 \quad V_f = 0.0600 \text{ L}$$

$$V_i = \frac{M_f V_f}{M_i} = \frac{0.200 \times 0.0600}{4.00} = 0.00300 \text{ L} = 3.00 \text{ mL}$$

3 mL di acido + 57 mL di acqua = 60 mL di soluzione

*soluzione **standard** : soluzione di concentrazione accuratamente nota



Qual è la concentrazione finale di soluzione 0.6 M di NaCl, se il volume è stato duplicato e numero di moli del soluto triplicato?

$$0.6 \times 3 = 1.8 \text{ M}$$

$$1.8/2 = 0.9 \text{ M}$$

$$0.6 / 2 = 0.3 \text{ M}$$

$$0.3 \times 3 = 0.9 \text{ M}$$

Una “soluzione salina isotonica” è una soluzione acquosa 0.15 M in NaCl la quale simula la concentrazione totale degli ioni presenti in molti liquidi cellulari. Come si preparerebbero 0.8 L di soluzione salina isotonica a partire da una soluzione stock 6 M?

$$M_{\text{dil}} \times V_{\text{dil}} = \# \text{ mol soluto} = M_{\text{conc}} \times V_{\text{conc}}$$

$$0.80 \text{ L soln} \times \frac{0.15 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ L soln}} = 0.12 \text{ mol NaCl}$$

$$0.12 \text{ mol NaCl} \times \frac{1 \text{ L soln}}{6.0 \text{ mol NaCl}} = 0.020 \text{ L soln}$$

Una porzione di soluzione standard (0.02L=20ml) deve essere diluita fino al volume finale di 0.8L.



Per simulare l'acido dello stomaco si usa l'acido cloridrico 0.1 M. Quanti litri "dell'acido di stomaco" necessitano per sciogliere 0.10 g di idrossido di magnesio?

massa $\text{Mg}(\text{OH})_2$

dividere per $\mathcal{M}$

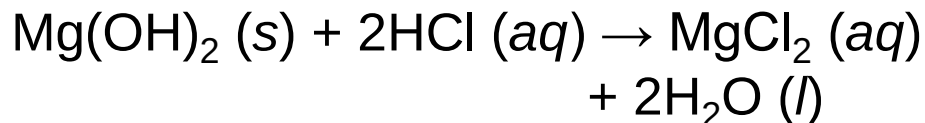
mol $\text{Mg}(\text{OH})_2$

Usare rapporto molare

mol HCl

L HCl

Dividere per M



$$0.10 \text{ g } \text{Mg}(\text{OH})_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{Mg}(\text{OH})_2}{58.33 \text{ g } \text{Mg}(\text{OH})_2} = 1.7 \times 10^{-3} \text{ mol } \text{Mg}(\text{OH})_2$$

$$= 1.7 \times 10^{-3} \text{ mol } \text{Mg}(\text{OH})_2 \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } \text{Mg}(\text{OH})_2} = 3.4 \times 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

$$3.4 \times 10^{-3} \text{ mol HCl} \times \frac{1 \text{ L HCl soln}}{0.10 \text{ mol HCl}} = \boxed{3.4 \times 10^{-2} \text{ L HCl}}$$

Relazioni stechiometriche quantità-massa-numero essenziali

