

## LE SOLUZIONI

### 1. molarità

Per mole (**n**) si intende una quantità espressa in grammi di sostanza che contiene N particelle, N atomi di un elemento o N molecole di un composto dove N corrisponde al numero di Avogadro ovvero  $6 \times 10^{23}$ .

Il Peso Molecolare è la somma dei pesi atomici dei singoli elementi costituenti un composto: il peso molecolare di una sostanza è dunque corrispondente ad una mole.

$$\begin{array}{r} \text{Pmr di} \\ \text{H}_2\text{SO}_4 \end{array} \begin{array}{r} 2 \text{ H} = 2 \cdot 1 = 2 \\ 1 \text{ S} = 1 \cdot 32 = 32 \\ 4 \text{ O} = 4 \cdot 16 = 64 \\ \hline \text{Pmr} \quad 98 \end{array}$$
 La concentrazione di una soluzione rappresenta il rapporto solvente - soluto. Questo rapporto può essere di tre tipi:

1. **peso/peso**: quando l'unità di misura di riferimento è la massa (grammi o suoi multipli e sottomultipli) sia per il soluto che per il solvente. In questo caso l'unità di misura della soluzione è una massa. Ad es. soluz. al 10% p/p ovvero 10 grammi di soluto su 100 grammi di soluzione.
2. **peso/volume**: quando l'unità di misura di riferimento del soluto è la massa mentre quella del solvente è un volume. In questo caso l'unità di misura di riferimento per la soluzione totale è un volume espresso in ml. Es. soluz. al 10% p/v ovvero 10 grammi di soluto su 100 ml. di soluzione
3. **volume/volume**: quando l'unità di misura di riferimento è un volume sia per il solvente che per il soluto. In questo caso l'unità di misura di riferimento per la soluzione sarà un volume. Es. soluz. al 10% v/v ovvero 10 ml. su 100 ml. di soluzione e può essere espressa in molti modi: % di concentrazione, moli, equivalenti (normalità).

### Preparazione di soluzioni a molarità nota partendo da reagenti solidi

Rappresenta il caso più semplice: si tratta di soluzioni **p/v** dove p rappresenta la massa di soluto espressa in moli e **V** il volume totale di soluzione. Convenzionalmente il punto di riferimento per una soluzione **1M** è una mole (quantità pari al peso molecolare espresso in gr. e pesato direttamente sulla bilancia) disciolta nel solvente e portata al volume di un 1 litro (1000ml.) misurato in pallone tarato alla temperatura di 20°C.

$$M \text{ (molarità)} = \frac{n \text{ (numero di moli)}}{V \text{ (in litri)}}$$
 Si possono però presentare anche casi in cui il volume totale di soluzione debba essere inferiore, o superiore al litro; in questi casi, si procede attraverso una proporzione, a ricalcolare la quantità di soluto adeguandola al volume richiesto per mantenere inalterato il rapporto di concentrazione della soluzione.

**Esempio: Preparare 100 ml. di sol. 1Molare di NaOH.**

**1 mol di NaOH = g. 40 (somma dei pesi atomici)**

**40g. : 1000ml. = Xg. : 100ml**

**X = 4 g.**

**Formula generale: (1)  $gr = pmr \cdot V_{\text{(in litri)}}$**

Il rapporto rimane invariato poiché  $1000/40 = 100/4$

Lo stesso vale anche per la Mole: si possono preparare soluzioni a concentrazioni inferiori o superiori ad una mole e anche per questi casi si usano le proporzioni o si moltiplica direttamente il peso molecolare (1 Mole) per il valore richiesto di concentrazione molare, secondo la relazione:

$$(2) \text{ N}^\circ \text{ moli} = \frac{\text{grammi soluto}}{\text{Pmr}}$$

Ovvero

$$(3) \text{ grammi soluto} = \text{Pmr} \cdot \text{N}^\circ \text{ moli}$$

**Esempio:** Calcolare il valore in grammi di NaOH in 0,1 Moli

$$1 \text{ mol} = 40.00 \text{ gr (Pmr)}$$

$$40 \text{ gr} : 1 \text{ mol} = \text{Xgr} : 0,1 \text{ mol}$$

$$\text{Xgr} = 4\text{gr}$$

oppure più semplicemente (dalla 1)

$$40 \text{ gr} \cdot 0,1\text{M} = 4 \text{ gr}$$

Facciamo adesso un **esempio** che prenda in considerazione tutti i casi visti sopra.

**Quanti g. di NaOH si devono pesare per ottenere 100 ml 0,1M?**

$$1 \text{ mol di NaOH} = 40.00 \text{ gr}$$

$$40\text{gr} \cdot 0,1\text{M} = 4 \text{ gr}$$

$$4 \text{ gr} : 1000 \text{ ml} = \text{Xgr} : 100 \text{ ml}$$

**Xg. = 0,4 gr** da pesare sulla bilancia e portare al volume di 100 ml. nel pallone tarato con acqua distillata

**Formula generale:**  $\text{X}_{\text{gr (soluto)}} = \text{pmr} \cdot \text{V}_{\text{f(in litri)}} \cdot \text{M}$

Fare clic 2 volte sul sottostante foglio di lavoro per eseguire i calcoli automatici

Pmr	V <sub>f(in litri)</sub>	M	gr <sub>soluto</sub>
40,00	0,100	0,10	0,40

### Preparazione di soluzioni a molarità nota partendo da reagenti liquidi

Questo è un caso più complesso poiché si deve tener conto che i reagenti liquidi sono costituiti anch'essi da soluzioni acquose più o meno concentrate. Ad es. l'acido cloridrico si trova in commercio in soluzione con concentrazioni che variano dal 10 al 40%, l'acido solforico è al 96% e così via.

In questi casi dunque è importante considerare di volta in volta le caratteristiche della sostanza che si intende diluire e più precisamente: la densità, la percentuale di concentrazione e il peso molecolare. Tutto questo è comunque indicato nelle confezioni.

Dover preparare ad esempio una soluz. 1Molare di HCl partendo da una soluzione madre concentrata al 36% significa che su 100 parti di soluzione solo 36 sono di HCl e quindi calcolarne una mole presuppone tener conto delle parti d'acqua.

$$\text{Esempio: } 1 \text{ mol di HCl al } 100\% = 36,46 \text{ gr}$$

$$36\text{gr} : 100\text{gr} = 36,46\text{gr} : \text{Xgr}$$

$$1 \text{ mol di HCl al } 36\% = 101.27\text{gr di cui } 36,46 \text{ gr di HCl e } 64.81 \text{ gr di acqua}$$

Volendo poi, si potrebbe determinare la mole in volume: questo passaggio è importante quando si ha a che fare con reagenti che emettono vapori tossici e per questo vanno maneggiati sotto cappa. Di conseguenza: o si sposta sotto cappa la bilancia ma questo è sconsigliato perché l'aspiratore influenzerebbe la precisione della pesata, o si trasforma il valore della mole da massa a volume secondo la relazione:

$$(4) \text{ Densità} = \frac{\text{Massa}}{\text{Volume}}$$

e quindi

$$(5) \text{ Volume} = \frac{\text{Massa}}{\text{Densità}}$$

per cui avremo che

$$1 \text{ mol di HCl al } 36\% \text{ con densità } 1,19 \text{ gr/ml} = 101,27\text{gr}$$

$$\text{ma anche } 101,27/1,19 = 85,10 \text{ ml}$$

e in questo caso il volume corrispondente può essere tranquillamente misurato col cilindro graduato sotto cappa senza pericolo di respirare vapori tossici.

Per quanto riguarda il modo di calcolare i multipli o sottomultipli di Mole, o i multipli e sottomultipli del volume totale, si adotta lo stesso metodo usato nella preparazione di soluzioni P/V.

**Facciamo un esempio:**

**Preparare una sol. di HCl 0.1 M in 100 ml partendo da una confezione di HCl presente in laboratorio con le seguenti caratteristiche:**

**% di concentrazione 37 - densità 1,19 gr/ml - P.M. 36.46**

Per risolvere dobbiamo ragionare in questi termini: In una soluzione madre di tali caratteristiche ci sono 37 gr di HCl in 100 gr di soluzione totale. 1 mole, che corrisponde a 36,46 gr (Pmr), in quanti gr di soluzione madre è contenuta?

$$37\text{gr (\%conc.)} : 100\text{gr} = 36,46\text{gr (P.M.)} : X\text{gr}$$

risolvendo si ottiene che **una mole** di HCl, 36,46 gr, è contenuta in **98,54 gr** della soluzione madre HCl al 37%. Sapendo che la densità è 1,19 gr/ml, possiamo convertire la massa nel volume, adoperando la (5); si ottiene che 98,54 gr. della soluzione madre al 37% corrispondono a **82,80 ml**. Ora, se **1 mole** corrisponde a 82,80 ml della soluzione madre, **0,1 moli** a quanti ml corrispondono?

$$1 \text{ mol} : 82,80 \text{ ml} = 0,1\text{mol} : X\text{ml}$$

risolvendo si ottiene che in **8,280 ml** della soluzione madre sono contenute **0.1 moli**. Se prelevassi dalla soluzione madre 8,280 ml e portassi il volume a 1000 ml (1 lt), avrei ottenuto un litro di soluzione 0.1 M di HCl. L'esempio mi chiede, invece, di prepararne 100 ml. Per risolvere devo ragionare in questi termini: se 8,280 ml sono contenuti in 1000 ml, quanti ml sono contenuti in 100 ml?

$$8,280\text{ml} : 1000\text{ml} = X\text{ml} : 100\text{ml}$$

risolvendo, ottengo che per ottenere 100 ml di una soluzione 0,1 M di HCl, partendo da una soluzione madre al 37%, D=1,19g/ml, devo prelevare **0,83 ml** dalla soluzione madre, da misurare con il cilindro graduato e portare a volume di 100 ml in un pallone tarato.

$$\text{Formula generale: } X_{\text{ml (soluto)}} = \frac{\text{Pmr} \cdot \text{M} \cdot V_{\text{f(in ml)}}}{\%_{\text{conc}} \cdot D \cdot 10}$$

**Fare clic 2 volte sul sottostante foglio di lavoro per eseguire i calcoli automatici**

Pmr	M	%concentraz.	Densità	V finale <sub>in ml</sub>	Soluto <sub>ml</sub>	Solvente <sub>ml</sub>
36,46	0,1	37	1,19	100	0,83	99,17

## 2.normalità

Si indica con N e corrisponde al numero di grammi equivalenti di soluto contenuti in un litro di soluzione. Per grammi equivalenti si intende il numero di grammi di un elemento che, in una reazione chimica, può combinarsi o sostituire un atomo di H.

Un grammo equivalente di un elemento è dunque il peso in grammi uguale al suo peso equivalente. Il peso equivalente viene determinato in modi diversi a seconda del composto chimico a cui ci si riferisce:

1. **acidi:** Si divide il Peso Molecolare per il numero di H<sup>+</sup> sostituibili; ad es. per l'acido solforico - H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> - : PM/2
2. **basi:** Si divide il Peso Molecolare per il numero di OH<sup>-</sup> sostituibili; ad esempio per l'idrossido di bario - Ba(OH)<sub>2</sub> - : PM/2
3. **sali:** Si divide il Peso Molecolare per il numero delle cariche totali, positive o negative, dei suoi ioni; ad esempio per il nitrato d'argento: AgNO<sub>3</sub> --> Ag<sup>+</sup> NO<sub>3</sub><sup>-</sup> e quindi PM/1; per il cloruro di bario: BaCl<sub>2</sub> ---> Ba<sup>++</sup> 2Cl<sup>-</sup> e quindi PM/2

Quando si devono preparare le soluzioni, valgono i principi esposti per la molarità con la differenza che, in questi casi, il punto di riferimento non è la mole ma i grammi equivalenti.

**Facciamo un esempio: preparare una soluzione di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0.1N in 100ml partendo da una confezione di acido solforico con concentrazione % del 96, densità 1,84 e PM 98.08**

### 1. calcolo di 0.1 gr equivalenti

Per risolvere dobbiamo ragionare in questi termini: a quanti gr corrisponde 1 gr.eq. di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>? Facciamo riferimento alla sezione **acidi**:

$$\text{gr.eq.gr} = \frac{\text{P.m.r.}}{\text{n}^\circ \text{H}^+ \text{sostituibili}} = \frac{98.08\text{gr}}{2} = 49.04\text{gr (peso di 1 gr.eq.)}$$

Allora 0,1gr.eq. pesano:

$$49.04\text{gr} \times 0.1\text{gr.eq.} = 4.9 \text{ (peso di 0,1 gr.eq.)}$$

### 2. calcolo di 0.1 gr eq. di soluzione al 96%

In una soluzione madre di tali caratteristiche ci sono 96 gr di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> in 100 gr di soluzione totale. 0.1 gr.eq, che corrispondono a 4,9 gr, in quanti gr di soluzione madre è contenuti?

$$96\text{gr}(\% \text{conc.}) : 100\text{gr} = 4,9\text{gr}(\text{peso } 0,1 \text{ gr.eq.}) : X\text{gr}$$

risolvendo si ottiene che **0.1 gr.eq.** di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 4,9 gr, è contenuta in **5,10 gr** della soluzione madre H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> al 96%.

Sapendo che la densità è 1,84 gr/ml, possiamo convertire la massa nel volume, adoperando la (5); si ottiene che 4,9 gr. della soluzione madre al 96% corrispondono a **2,7 ml.**

### 3. adeguamento della quantità di soluto a 100 ml. di soluzione

Poiché, anche nel caso della normalità, ci si riferisce per convenzione sempre ad un litro di soluzione, è necessario ridurre le quantità di soluto quando il volume totale della soluzione è inferiore al litro.

$$2.7 \text{ ml.} : 1000 \text{ ml.} = X \text{ ml.} : 100 \text{ ml.}$$

risolvendo, ottengo che per ottenere 100 ml di una soluzione 0,1 N di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, partendo da una soluzione madre al 96%, D=1,84g/ml, devo prelevare **0,28 ml** dalla soluzione madre, da misurare con il cilindro graduato e portare a volume di 100 ml in un pallone tarato.

$$\text{Formula generale: } X_{\text{ml}} = \frac{\text{Pmr} \cdot \text{N} : \text{g.e.} \cdot V_{\text{f(in ml)}}}{\%_{\text{conc}} \cdot D \cdot 10}$$

Fare clic 2 volte sul sottostante foglio di lavoro per eseguire i calcoli automatici

Pmr	N	g.e.	%concentraz.	Densità	V finale <sub>in ml</sub>	Soluto <sub>ml</sub>	Solvente <sub>ml</sub>
98,08	0,10	2	96,00	1,84	100,00	0,28	99,72

### 3. Diluizione X

Facciamo un esempio: preparare una soluzione di 1000 ml 1X partendo da una soluzione madre 50X:

$$V_i \cdot C_i = V_f \cdot C_f \quad \longrightarrow \quad V_i = \frac{V_f \cdot C_f}{C_i}$$

$V_f$  = volume finale = 1000 ml

$C_f$  = [ ] finale = 1X

$C_i$  = [ ] iniziale = 50X

Da cui:

$$V_i = \frac{1000 \text{ ml} \cdot 1X}{50X} = 20 \text{ ml}$$

Dalla soluzione madre 50X dovrò prendere 20 ml, porli in un cilindro graduato e portare il volume

### 3. Diluizione 1/n

Facciamo un esempio: preparare una soluzione di 1000 ml diluita 1/10

$$\text{Quantità di soluto} = \frac{\text{Volume desiderato}}{n}$$

$$\text{Quantità di soluto} = \frac{1000 \text{ ml}}{10} = 100 \text{ ml}$$

Fare clic 2 volte sul sottostante foglio di lavoro per eseguire i calcoli automatici

diluizione 1/n inserire n	volume inserire Volume in ml	Quantità soluto ml automatico	Quantità solvente ml automatico
10	1000,000	100,000	900,000

### Concentrare %

Quanto volume di soluto occorre aggiungere ad una quantità nota di soluzione di cui si conosce la concentrazione?

Esempio: Se da una soluzione concentrata al 30% (A) prelevo 1000 ml (B) e la voglio concentrare al 50% (C), quanti ml di soluto (X) devo aggiungere?

Si esprime la formula generale:

$$X = \frac{(A \cdot B) - (B \cdot C)}{C - 100}$$

### Diluire %

Quanto volume di solvente occorre aggiungere ad una quantità nota di soluzione di cui si conosce la concentrazione?

Esempio: Se da una soluzione concentrata al 50% (A) prelevo 1000 ml (B) e la voglio diluire al 50% (C), quanti ml di solvente (X) devo aggiungere?

Si esprime la formula generale:

$$X = \frac{(A \cdot B)}{C - B}$$

## Concentrare in volumi

Quanto volume di soluto occorre aggiungere ad una quantità nota di soluzione di cui si conosce la concentrazione?

**Esempio:** Se da una soluzione di anticorpo diluito 1:1500 (A), prelevo 1000 ul (B) e li voglio concentrare a 1:800 (C), quante ul di soluto (X) devo aggiungere?

Si esprime la **formula generale**:

$$X = \frac{(C \cdot B) - (A \cdot B)}{A - (A \cdot C)}$$