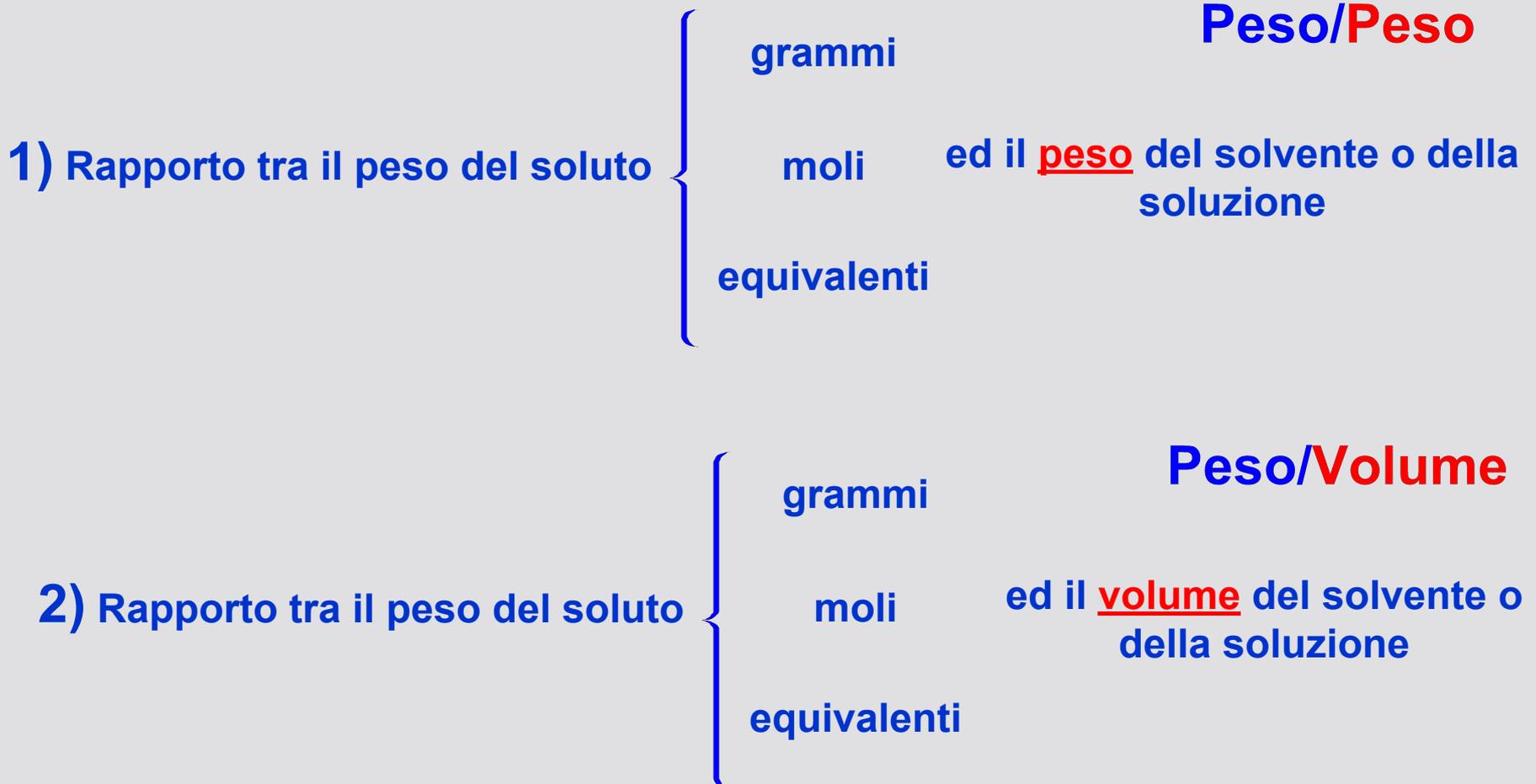


Concentrazione o Titolo delle Soluzioni

Esistono diverse Unità per indicare la composizione quantitativa di una soluzione

Unità diverse per scopi diversi

2 gruppi fondamentali



1) **Peso/Peso**

indipendenti dalla temperatura

a) **Percentuale**: grammi di soluto/100 grammi di soluzione

b) **Frazione Molare**: rapporto tra numero di moli del soluto e numero di moli totali

$$x = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}}; \quad n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}} = N_{\text{totali}}$$

c) **Molalità**: moli di soluto/1000 grammi di soluzione e/o di solvente

2) **Peso/Volume**

dipendenti dalla temperatura

a) **Molarità**: moli di soluto/1 Litro di soluzione e/o di solvente; analoga alla *Formalità*

b) **Normalità**: grammoequivalenti di soluto/1 Litro di soluzione e/o di solvente

1a) Composizione percentuale:

3.5 g di NaCl in 96.5 g di H₂O \equiv una soluzione di NaCl al 3.5%

Molto utile in applicazioni pratiche, poco utile da un punto di vista chimico; **NON** indica in modo diretto il contenuto particellare (ioni, molecole) del soluto nella soluzione: $\frac{g_{\text{soluto}}}{100 g_{\text{soluzione}}}$; $\frac{g_{\text{soluto}}}{100 g_{\text{solvente}}}$

Impone il calcolo $\frac{g_{\text{soluto}}}{MW_{\text{soluto}}}$ per avere informazioni chimiche più approfondite

1b) Frazione molare:

5.8 g di NaCl in 180 g di H₂O

Si indica con la lettera x

$$x = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}}; \quad n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}} = N_{\text{totali}}$$

$$n_{\text{soluto}} = \frac{5.8\text{g}}{58.44} = 0.1\text{moli};$$

$$n_{\text{solvente}} = \frac{180\text{g}}{18} = 10\text{moli};$$

$$x_{\text{NaCl}} = \frac{0.1}{0.1+10} = 0.0099; \quad 0.01;$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{10}{0.1+10} = 0.99;$$

$$\sum x = 0.01 + 0.9 = 1.0;$$

In soluzioni diluite il numero delle moli di soluto a denominatore si può trascurare

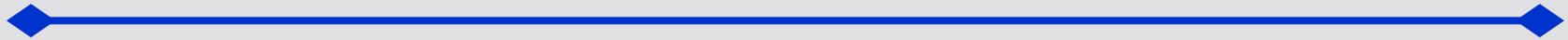
$$\sum_i x_i = 1.0;$$

1c) Molalità: Si indica con la lettera m moli di soluto in 1000 g di soluzione e/o di solvente

g 0.4 di idrato sodico in 100 g di H_2O :
NaOH= 40 p.f.;

in pratica riscontrerete valori compresi generalmente tra 10^{-6} e 10^{-1} m;

$n_{NaOH} = 0.4/40 = 0.01$ moli in ~100g di soluzione; la concentrazione della soluzione è 0.1 m



2a) Molarità (Formalità): Si indica con la lettera M o con la lettera F moli di soluto in 1000 mL di soluzione e/o di solvente

g 117.0 di cloruro sodico in 10 L di H_2O : NaCl= 58.44 p.f.;

in pratica riscontrerete valori compresi generalmente tra 10^{-6} e 10^{-1} M;

$n_{NaCl} = 117/58.44 = 2.0$ moli in ~10000mL di soluzione; la concentrazione di una soluzione 2.0moli/10Litri \equiv 0.2 M

2b) Normalità: Si indica con la lettera N grammoequivalenti di soluto in 1000 mL di soluzione e/o di solvente

Richiede il concetto di grammoequivalente e/o di peso equivalente

grammoequivalente/peso equivalente: quantità di elemento- espressa in g- che può combinarsi o sostituire, *direttamente* o *indirettamente*, un grammoatomo di idrogeno

H_2O ; 1 grammoatomo di ossigeno, O, è combinato con 2 grammoatomi idrogeno, H;
p.e. O= 8; p.e. = p.a. O/2; $16/2=8$; 8g di O \equiv 1 grammoequivalente di O;

HCl; 1 grammoatomo di cloro, Cl, è combinato con 1 grammoatomo di idrogeno, H;
p.e. Cl= 35.45; p.e. = p.a. Cl; 35.45g di Cl \equiv 1 grammoequivalente di Cl;

$Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$; 1 grammoatomo di Fe ha sostituito 2 grammoatomi di idrogeno, H_2 ;
p.e. Fe= 55.84/2; p.e. Fe= p.a. Fe/2; 27.92g di Fe \equiv 1 grammoequivalente di Fe;

$Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$; 1 grammoatomo di Fe ha sostituito 3 grammoatomi di Cl; p.e. Fe= 55.84/3; p.e. Fe= p.a. Fe/3; 18.62g di Fe \equiv 1 grammoequivalente di Fe;

REGOLA PRATICA: il peso equivalente di un elettrolita è uguale al peso formula dell'elettrolita diviso il numero delle cariche della parte anionica o cationica che originano dalla dissociazione



Att.ne: ad un grammoequivalente di uno ione è sempre associata una mole (6.02×10^{23}) di cariche elettriche elementari; positive nei cationi, negative negli anioni

Att.ne: nelle reazioni di ossidazione e riduzione il grammoequivalente rappresenta la quantità della specie chimica considerata che è in grado di acquistare o cedere una mole di elettroni

Att.ne: il peso equivalente di una specie chimica in una reazione è dato dalla frazione di peso formula che esprime quanti grammi di essa in quella reazione possono: legarsi, sostituire, ossidare, ridurre un grammoatomo di idrogeno o di ioni idrogeno

Altri esempi

1 equivalente	Al(OH)_3	p.f./3
1 equivalente	Na(OH)_1	p.f./1
1 equivalente	Ca(OH)_2	p.f./2
1 equivalente	H_3PO_4	p.f./3
1 equivalente	AgNO_3	p.f./1
1 equivalente	H_2SO_4	p.f./2
1 equivalente	FeSO_4 ($\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$)	p.f./1

Quanti mL di soluzione 0.2 N devo diluire per avere 300 mL di una soluzione 0.02 N?

$$V_1 \times C_1 = V_2 \times C_2$$

$$300 \times 0.02 = V_x \times 0.2$$

$$V_x = (300 \times 0.02) / 0.2$$

$$V_x = 30 \text{ mL } \underline{\text{da diluire}} \text{ a } 300 \text{ mL}$$

Calcolare la molarità di una soluzione di HCl al 36 % in peso. $\text{HCl } d_{20^{\circ}\text{C}} = 1.19 \text{ g/mL}$

Nota la densità di un composto la cui concentrazione sia espressa come **% in peso** (w/w %) si può calcolare il peso di sostanza per unità di volume dal valore della **densità** e dal **% (w/w)**

36% (w/w) di HCl significa 36 g di HCl + 64 g di H₂O

se $d = 1.19 \text{ g/mL}$ $d = 1.19 \times 10^3 \text{ g/L}$
$$g_{\text{HCl}} = V \times \frac{m}{V} \times \% (\text{ w/w}) ;$$

$$1000\text{mL} \times 1.19 \times \frac{36}{100} = 428\text{g di HCl per 1L di soluzione;}$$

$$n_{\text{moli}} = \frac{g_{\text{HCl}}}{\text{MW}_{\text{HCl}}}; \quad \frac{428}{36} = 12 \text{ moli di HCl}; \quad \mathbf{M = 12.0}$$

Il peso in g di sostanza disciolta in un volume (mL) di soluzione di nota d (g/mL) e nota concentrazione % (w/w) si ottiene dalla seguente equazione:

$$\mathbf{\text{Peso in g} = V_{\text{mL}} \times \text{conc} (\%) \times d (\text{g/mL})}$$