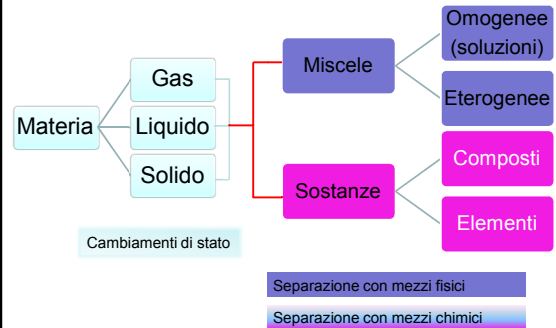


Chimica

- Scienza che studia le trasformazioni della materia (reazioni chimiche)
- *Non studia le trasformazioni nucleari (reazioni nucleari)*

Struttura della materia



Teoria di Dalton

1. Ciascun elemento è costituito di particelle estremamente minuscole dette atomi.
2. Tutti gli atomi di un dato elemento sono identici.
3. Gli atomi di elementi diversi hanno proprietà differenti (compresa la massa).
4. Le reazioni chimiche non possono mutare gli atomi di un elemento in quelli di un altro; nel corso delle reazioni chimiche gli atomi non si creano né si distruggono.
5. I composti sono formati da una combinazione di almeno due elementi.
6. In un dato composto il numero relativo e la specie degli atomi sono costanti.

Applicazione Legge Dalton

- 14 g di azoto si possono combinare con 8,16,24,32 e 40 g di ossigeno = rapporti 1 a 1,2,3,4,5.
- $N_2 + 1/2 O_2 \rightarrow N_2O$
Protossido di azoto o **ossido di diazoto**
- $N_2 + O_2 \rightarrow 2 NO$
Ossido di azoto o **(mono)ossido di (mono)azoto**
- $N_2 + 3/2 O_2 \rightarrow N_2O_3$
Anidride nitrosa o **triossido di diazoto**
- $1/2 N_2 + O_2 \rightarrow NO_2$
biossido di azoto o **diossido di azoto**
- $N_2 + 5/2 O_2 \rightarrow N_2O_5$
Anidride nitrica o **pentossido di diazoto**
- **Ma gli atomi sono indivisibili !**
- **Molecole sono divisibili!**

Molecole

- $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
- Gay-Lussac: 2 vol+1vol \rightarrow 2 vol. (P,T)
- Dalton: $2H + O \rightarrow H_2O$
- Ma la densità del vapore è inferiore alla densità dell'ossigeno
- Avogadro/Cannizzaro: Concetto della molecola \rightarrow mole

Conseguenze I

- Composti sono stechiometrici
– Att.ne: Esistono composti non stechiometrici (solidi)
- Concetto di mole: quantità di massa che contiene una quantità costante di "atomi" (molecole)
- Cannizzaro: peso atomico e peso molecolare
- Avogadro: **volumi di gas uguali a p,T uguali contengono ugual numero di particelle** (molecole)
- Avogadro: **elementi gassosi sono biatomici** (ad eccezione di gas nobili)

Conseguenze II

- Concetto di mole
 - La quantità in grammi di una determinata sostanza che contiene numero di particelle uguali al numero di atomi presenti in 12 g esatti di $^{12}_6\text{C}$.
- 1 mole contiene Numero di Avogadro (N_A) di particelle
- Atomi/ioni/molecole → g-atomo/g-ione/g-molecola

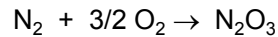
Avogadro constant	
Value	$6.022\,1415 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Standard uncertainty	$0.000\,0010 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
Relative standard uncertainty	1.7×10^{-7}

Mole e grammi

- Massa 1 mole (g-molecola) = massa molecolare* espressa in grammi
- Es: 1 mole di H_2O :
 $\text{PM H}_2\text{O} = 1.008 \times 2 + 16.000 = 18.016 \text{ g mol}^{-1}$
 (somma dei pesi atomici)
- $n \text{ (mol)} = \text{massa (g)} / \text{PM (g mol}^{-1}\text{)}$
- Moli e uma: $1 \text{ uma} \times N_A = 1 \text{ g}$

Applicazione Legge Dalton

- 14 g di azoto (1/2 mol) si possono combinare con 8,16,24,32 e 40 g di ossigeno = rapporti interi: 1 a 1,2,3,4,5.
- $\text{N}_2 + 1/2 \text{ O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}$ $\times 1/2 =$ 1/2 mol + 1/4 mol
 protossido di azoto o **ossido di diazoto**
- $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ NO}$ $\times 1/2 =$ 1/2 mol + 2/4 mol
 ossido di azoto o **(mono)ossido di (mono)azoto**
- $\text{N}_2 + 3/2 \text{ O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$ $\times 1/2 =$ 1/2 mol + 3/4 mol
 Anidride nitrosa o **triossido di diazoto**
- $1/2 \text{ N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$ $\times 1/2 =$ 1/2 mol + 4/4 mol
 biossido di azoto o **diossido di azoto**
- $\text{N}_2 + 5/2 \text{ O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$ $\times 1/2 =$ 1/2 mol + 5/4 mol
 Anidride nitrica o **pentossido di diazoto**
- Gli atomi sono **indivisibili** !
- Mentre le moli sono **frazionabili** !!!



Quanti grammi di N_2O_3 si producono da 10 g di N_2 .

$$n \text{ (mol)} = \text{massa (g)} / \text{PM (g mol}^{-1}\text{)}$$

$$n_{\text{mol N}_2\text{O}_2} : n_{\text{mol N}_2} = 1 : 1$$

$$\frac{g_{\text{N}_2\text{O}_3}}{\text{PM}_{\text{N}_2\text{O}_3}} : \frac{g_{\text{N}_2}}{\text{PM}_{\text{N}_2}} = 1 : 1$$

$$g_{\text{N}_2\text{O}_3} = \frac{g_{\text{N}_2} \times \text{PM}_{\text{N}_2\text{O}_3}}{\text{PM}_{\text{N}_2}} = \frac{10 \text{ g} \times 76 \text{ g/mol}}{28 \text{ g/mol}} = 27 \text{ g}$$

Avogadro

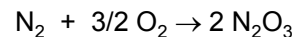
- Osservazione:
 - 2 volumi di idrogeno + un volume ossigeno formano due volumi vapore acqua
- Spiegazione:

$$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

$$(\text{ 2 molec + 1 molec } \rightarrow \text{ 2 molec }) \times N_A = \text{mol}$$
- Conseguenza:
 - pesando volumi uguali di gas diversi e possibile creare una scala relativa di pesi (masse) molecolari

Rapporti Stechiometrici:

i coefficienti stechiometrici rappresentano il rapporto in moli con cui reagiscono i reagenti e si formano i prodotti.



Pertanto:

$$n_{\text{N}_2} : n_{\text{O}_2} : n_{\text{N}_2\text{O}_3} = 1 : \frac{3}{2} : 2$$

Tabella Periodica

PA= 35.453

Massa atomica

- Tabella periodica: Le masse degli elementi sono espresse in unità di massa atomica (uma – amu).
- 1 amu = 1/12 massa di $^{12}_6\text{C}$
- Isotopo 12 del carbonio

Numero di massa \rightarrow 12

A = N + Z

Numero atomico Z \rightarrow 6

Atomi – particelle elementari

Particella	Simbolo	Massa in amu (m_p)
Neutrone	1_0n	1.008665
Protone	1_1p	1.007265
Elettrone	$^0_{-1}e$	0.000549

Perché la massa atomica di Cl è 35.453?

Isotopi: abbondanza naturale

- M è una media pesata:

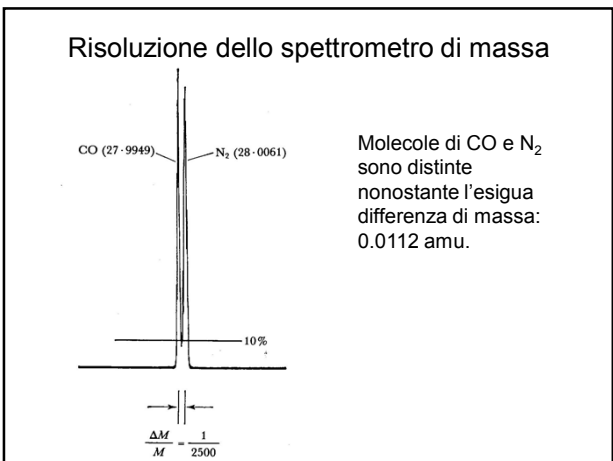
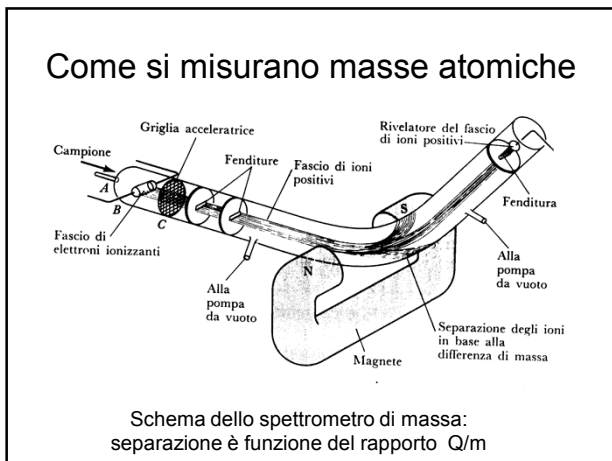
$$\bar{M} = \sum p_i m_i$$
 - p_i = abbondanza naturale dell'isotopo i
 - m_i = massa dell'isotopo i
- Cl ha isotopi naturali 35 e 37:

$$35 \times p_1 + 37 \times p_2 = 35.453$$

$$p_1 + p_2 = 1$$

da cui $p_1 = 0.75$

75% del Cl in natura è isotopo 35.



Nomenclatura / Formule

- Valenza: numero di legami che un elemento può formare
- Legame è indicato con —
- Un legame formalmente è costituito da condivisione di due elettroni

Nomenclatura inorganica

- Nomenclatura tradizionale
- Nomenclatura IUPAC (ufficiale)
 - International Union Pure and Applied Chemistry
 - Prefissi: **mono – di – tri – tetra – penta – esa – epta**
- Composti inorganici:
 - Ossidi (ossidi basici/anidridi – superossidi – perossidi)
 - Acidi e basi
 - Sali
 - Idruri (acidi e basici)

Ossidi (tradizionale)

OSSIDI	ANIDRIDI
✓ ossidi dotati di proprietà basiche che per reazione con acqua formano idrossidi (M(OH) _x)	✓ ossidi dotati di proprietà acide che per reazione con acqua formano acidi (H _m XO _n)

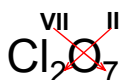
ipo-	Elemento	-oso
	Elemento	-oso
	Elemento	-ico
per-	Elemento	-ico

Applicazione Legge Dalton

- 14 g di azoto si possono combinare con 8,16,24,32 e 40 g di ossigeno = rapporti 1 a 2,3,4,5.
- $N_2 + 1/2 O_2 \rightarrow N_2O$
Protossido di azoto o **ossido di diazoto**
- $N_2 + O_2 \rightarrow 2 NO$
Ossido di azoto o **(mono)ossido di (mono)azoto**
- $N_2 + 3/2 O_2 \rightarrow N_2O_3$
Anidride nitrosa o **triossido di diazoto**
- $1/2 N_2 + O_2 \rightarrow NO_2$
biossido di azoto o **diossido di azoto**
- $N_2 + 5/2 O_2 \rightarrow N_2O_5$
Anidride nitrica o **pentossido di diazoto**
- **Att.ne solamente due degli ossidi hanno proprietà acide (anidridi)**

Anidridi

	Tradizionale	IUPAC
Cl ₂ O	anidride ipoclorosa	ossido di dicloro
Cl ₂ O ₃	anidride clorosa	triossido di dicloro
Cl ₂ O ₅	anidride clorica	pentossido di dicloro
Cl ₂ O ₇	anidride perclorica	eptaossido di dicloro



Anidridi – Ossidi (tradizionale)

SO ₂	anidride solforosa
SO ₃	anidride solforica
FeO	Ossido ferroso – Ossido di ferro (II)
Fe ₂ O ₃	Ossido ferrico – Ossido di ferro (III)

Perossidi e superossidi

- Numero o stato di ossidazione
 - Assegnare gli elettroni di legame all'elemento più elettronegativo (cfr. Tabella periodica).
 - il numero di ossidazione di un elemento allo stato elementare è 0.
 - il numero di ossidazione di O è -2 ad eccezione dei perossidi (n.o. = -1 : -O-O-); superossidi (n.o. = -1/2 : O₂) ed infine OF₂ (n.o. = +2).
 - il numero di ossidazione di H è +1 ad eccezione degli idruri metallici in cui è -1.
 - il numero di ossidazione di metalli alcalini (1° gruppo) è +1, mentre quello dei metalli alcalino terrosi (2° gruppo) è +2.
 - nella molecola o negli ioni la somma degli numeri di ossidazione è pari alla carica.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS
Table of Selected Radioactive Isotopes

Perossidi e superossidi

- Na₂O₂ perossido di sodio
- H₂O₂ perossido di idrogeno
- KO₂ superossido di potassio
- Calcolare gli stati di ossidazione!
- Lo stato di ossidazione è una quantità formale!!

Idrossidi

- Reazione di formazione degli idrossidi:
- CaO + H₂O → Ca(OH)₂
 - Idrossido di calcio
- K₂O + H₂O → 2 KOH
 - Idrossido di potassio
- Formalmente è una reazione di somma di H₂O ad un ossido basico (metallico).

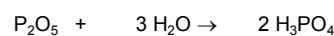
Acidi ossigenati

- Reazione di formazione di acidi
- SO₂ + H₂O → H₂SO₃
- N₂O₅ + H₂O → 2 HNO₃
- Formalmente è una reazione di somma di H₂O ad un ossido acido (non metallo).

Acidi ossigenati (ossiacidi)

Acido	ipo-	Elemento	-oso
Acido		Elemento	-oso
Acido		Elemento	-ico
Acido	per-	Elemento	-ico

Attenzione:



Acido orto-fosforico

Acidi ossigenati

- Reazione di formazione di acidi
- $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
 - Acido solforoso
- $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3$
 - Acido nitrico
- $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_2$
 - Acido nitroso

Ossiacidi di cloro

Anidride	Acido	
Cl_2O	HClO	Ipocloroso
Cl_2O_3	HClO_2	Cloroso
Cl_2O_5	HClO_3	Clorico
Cl_2O_7	HClO_4	Perclorico

Idruri (n.o. -1) e idracidi (n.o.+1)

- Idruri acidi ($\text{H}_2 + \text{non metallo}$)
 - $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$
 - Cloruro d'idrogeno
- Idruri basici ($\text{H}_2 + \text{metallo}$)
 - $\text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{Na}(\text{s}) \rightarrow 2 \text{NaH}(\text{s})$
- Idruri covalenti (14, 15, 16 gruppo)
 - Metano, acqua, borani, fosfina, ammoniacca ecc.

Idracidi

- Idruri acidi in acqua
 - $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{HCl}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$
 - Acido cloridrico
 - $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{HF}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{F}^-(\text{aq})$
 - Acido fluoridrico

Sali

- Si formano per sostituzione di H in un acido con un metallo (ione)

Acido		Sale	
ipo-	-oso	ipo-	-ito
	-oso		-ito
	-ico		-ato
per-	-ico	per-	-ato

-idrico

-uro

Sali di ossiacidi del cloro

Acido		Sale	
HClO	Ipocloroso	NaClO	Ipoclorito di sodio
HClO_2	Cloroso	NaClO_2	Clorito di sodio
HClO_3	Clorico	NaClO_3	Clorato di sodio
HClO_4	Perclorico	NaClO_4	Perclorato di sodio

Sali acidi

CaHPO ₄	idrogenofosfato di calcio o fosfato monoacido di calcio
Ca(H ₂ PO ₄) ₂	diidrogenofosfato di calcio o fosfato biacido di calcio
Ca ₃ (PO ₄) ₂	fosfato di calcio oppure difosfato tricalcico

Bilanciamento reazioni chimiche

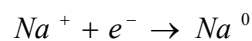
- Bilanciare masse
- Bilanciare cariche
- Reazioni acido-base (scambio protoni-
numeri ossidazione costanti)
- Reazioni redox (scambio elettroni-
variazione numero ossidazione)

Reazioni acido base

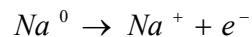
- Semplici → bilanciamento per “tentativi”
bilanciando a partire da elementi meno comuni
- Es:
 - MgO + HNO₃ → Mg(NO₃)₂ + H₂O
 - KOH + CO₂ → K₂CO₃ + H₂O
 - Ca(OH)₂ + H₃PO₄ → Ca(H₂PO₄)₂ + H₂O
 - MgO + 2 HNO₃ → Mg(NO₃)₂ + H₂O
 - 2 KOH + CO₂ → K₂CO₃ + H₂O
 - Ca(OH)₂ + 2 H₃PO₄ → Ca(H₂PO₄)₂ + 2 H₂O

Bilanciamento reazioni redox

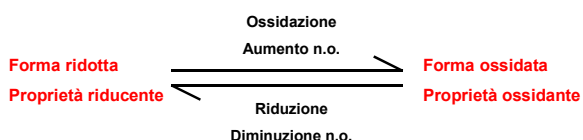
- Riduzione: acquisto di elettroni
(n.o. diminuisce)



- Ossidazione: perdita di elettroni
(n.o. aumenta)



Bilanciamento reazioni redox



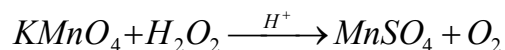
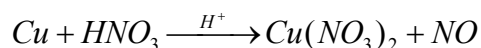
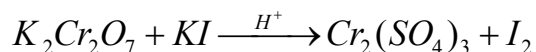
Bilanciamento Reazioni Redox con metodo ionico semi-rz

- Osservare se vi sono variazioni dello stato di ossidazione (=reazione redox).
- Scrivere in forma ionica (è più corretto in quanto in acqua le specie sono dissociate), trascurando le specie che non variano il n.o. (non sono coinvolte nella redox) le due semireazioni.
- Bilanciare le masse degli elementi coinvolti nella redox.
- Aggiungere/togliere gli elettroni scambiati.
- Bilanciare le cariche aggiungendo le specie H^+ oppure OH^- a seconda che si operi in ambiente acido oppure basico.
- Bilanciare H con acqua (da notare che se tutto è stato fatto correttamente, gli O sono bilanciati automaticamente).
- Bilanciare le due semireazioni con opportuni coefficienti in modo da ottenere il multiplo minimo comune degli elettroni scambiati.
- Somma le le semireazioni ed elidere le eventuali specie in comune.
- Trascrivere in forma molecolare (bilanciare anioni/cationi con specie che non interagiscano nella redox, i.e. SO_4^{2-} , Na^+ , K^+).

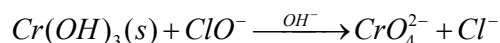
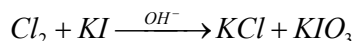
Bilanciamento Reazioni Redox

- Osservare se vi sono variazioni dello stato di ossidazione (=reazione redox).
- Scrivere in forma ionica (è più corretto in quanto in acqua le specie sono dissociate), trascurando le specie che non variano il n.o. (non sono coinvolte nella redox).
- Bilanciare le masse degli elementi coinvolti nella redox.
- Tracciare le semi-reazioni di riduzione e di ossidazione, indicando il numero di elettroni scambiati.
- Bilanciare il numero degli elettroni scambiati con opportuni coefficienti e trascrivere gli stessi davanti agli elementi interessati.
- Bilanciare le cariche aggiungendo le specie H^+ oppure OH^- a seconda che si operi in ambiente acido oppure basico.
- Bilanciare H con acqua (da notare che se tutto è stato fatto correttamente, gli O sono bilanciati automaticamente).
- Trascrivere in forma molecolare (bilanciare anioni/cationi con specie che non interagiscano nella redox, i.e. SO_4^{2-} , Na^+ , K^+).

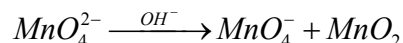
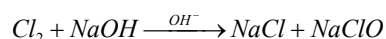
Completare e bilanciare: ambiente acido



Completare e bilanciare: ambiente basico



Completare e bilanciare: dismutazioni



Concentrazioni

- In generale la concentrazione di una soluzione è una misura della quantità di soluto presente in una data quantità di solvente (o di soluzione).
- La quantità di soluto o di solvente possono essere espresse in numero di massa, moli o volume per cui vi sono diversi modi di esprimere la concentrazione di una soluzione:

- Percentuale (in massa % p/p; massa/volume %p/v; volume %v/v)
- Molarità ($\text{mol} / L_{\text{soluzione}}$)
- Molalità ($\text{mol} / Kg_{\text{solvente}}$)
- Frazione molare ($\text{mol}_{\text{soluto}} / \text{mol}_{\text{totali}}$)

Percentuale in massa di soluto

E' definita come:

$$\% \text{ massa di soluto} = \frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa della soluzione}} \times 100$$

Ad esempio per una soluzione ottenuta mescolando 7.5 g di NaCl e 92.5 g di acqua si ha:

$$\% \text{ massa NaCl} = \frac{7,5 \text{ g}}{7,5 \text{ g} + 92,5 \text{ g}} \times 100 = 7,5 \%$$

Tale soluzione contiene 7.5 g di NaCl per 100 g di soluzione
Similmente si derivano : % p/v e % v/v.

Molarità

E' il numero di moli di soluto presenti in un litro di soluzione:

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

Le unità sono mol/litro ma sono generalmente indicate con **M**.

Ad esempio una soluzione ottenuta sciogliendo 0,20 moli di NaCl in acqua sino ad un volume di 2,0 L ha molarità:

$$\frac{0,20 \text{ moli}}{2,0 \text{ litri}} = 0,10 \text{ mol/L} = 0,10 \text{ M}$$

Molalità

È il numero di moli di soluto per chilo di solvente:

$$\text{molalità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{Kg di solvente}}$$

Le unità sono mol/Kg ma sono indicate con **m**.

Ad esempio una soluzione ottenuta sciogliendo **0.20 moli di NaCl in 1000 g di acqua** ha molalità:

$$\frac{0.20 \text{ moli}}{1.0 \text{ Kg}} = 0.20 \text{ mol/Kg} = 0.20 \text{ m}$$

Frazione molare

Per una soluzione fra due componenti A e B la frazione molare di A è definita:

$$x_A = \frac{\text{moli di A}}{\text{moli totali soluzione}} = \frac{\text{moli di A}}{\text{moli di A} + \text{moli di B}}$$

Ad esempio in una soluzione ottenuta sciogliendo 0,0315 moli di glucosio in 25,2 g di acqua la frazione molare del glucosio è:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{25,2 \text{ g}}{18,0 \text{ g/mol}} = 1,40 \text{ mol}_{\text{H}_2\text{O}} \quad x_{\text{glucosio}} = \frac{0,0315}{0,0315 + 1,40} = 0,022$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1,40}{0,0315 + 1,40} = 0,978 \quad x_{\text{H}_2\text{O}} + x_{\text{glucosio}} = 1$$

Legge di diluizione

- Per la diluizione si applica la legge conservazione della massa – la quantità di soluto prima e dopo la diluizione è costante

$$V_1 c_1 = \text{massa}_{\text{soluto}} = V_2 c_2$$

Esempio

$$V_1(L)M_1(\text{mol/L}) = n(\text{mol}) = V_2(L)M_2(\text{mol/L})$$

Conversione di concentrazioni

- Si considera una certa quantità di solvente o di soluzione e si determinano le quantità di soluto e di solvente corrispondenti da utilizzare per il calcolo della nuova concentrazione.
- Le tipiche quantità di riferimento per le concentrazioni da convertire sono:
 - Molalità 1 Kg di solvente
 - Molarità 1 litro di soluzione
 - Frazione molare 1 mole di soluzione
 - % massa 100 g di soluzione
- Quando è implicata la molarità è necessario conoscere la densità della soluzione:

$$d = \frac{m}{V}$$

Conversione di concentrazioni

- HCl 37% \longrightarrow M
- HCl 37% \longrightarrow m
- HCl 37% \longrightarrow x

$$d_{\text{HCl}} = 1.184 \text{ g/mL}$$