



UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI BARI ALDO MORO

**Dipartimento di Scienze del Suolo,
della Pianta e degli Alimenti - Di.S.S.P.A.**

**Pre-Corso di Elementi di Chimica
generale, inorganica e organica
Anno Accademico 2023/2024**

PhD Davide Michele Stefano Marcolongo

Mail: davide.marcolongo@uniba.it

Lezione 1

La Scienza Chimica e la Stechiometria: osservazioni e dati, moli e coefficienti

1.1 Dall'Alchimia alla Chimica

1.1.1 Come la Chimica è diventata Scienza

Nasce e condivide l'origine del suo nome con l'Alchimica (da «Kemà», libro dei segreti dell'arte egizia).

La Chimica è la scienza naturale che studia la composizione della materia a livello subatomico, atomico e molecolare ed il suo comportamento in base a tale composizione, in termini di reazioni chimiche (trasformazioni in cui non si osserva variazione di massa) e dell'energia ad esse legata.

Detta «scienza centrale»
perché connette
tutte le altre scienze naturali



1.1.2 Pensiero e Approccio Scientifico

«Nessun esperimento potrà dimostrare che ho ragione; un unico esperimento potrà dimostrare che ho fatto un errore» A.Einstein

Sviluppo di modelli di pensiero che siano in grado di interpretare la realtà e prevedere fenomeni e che siano altrettanto migliorabili e falsificabili

Obiettivo: conoscenza della realtà affidabile e verificabile

Raccolta di dati empirici, dettati da opportune ipotesi teoriche che siano sottoposte a valutazione e analisi rigorosa di carattere logico-razionale

Induzione o Deduzione?

- Osservazione
- Esperimento
- Correlazione fra le misure
- Definizione di un modello fisico
- Elaborazione di un modello matematico
- Formalizzazione della teoria

Contemporanei di Galileo che hanno contribuito alla chimica?



1564-1642

Associare le «sensate esperienze» alle «necessarie dimostrazioni». G.Galilei



1608-1647

Evangelista Torricelli
Discepolo, assistente e successore di Galileo
Invenzione del Barometro a Mercurio



1627-1691

Robert Boyle
Primo libro di Chimica, «The Sceptical Chymist»
Prima idea di composto chimico
Idea moderna di composizione della materia
Legge sui gas: $p \cdot V = \text{cost} @ T = \text{cost}$

1.1.3 Lavoisier: un chimico di un certo peso

Battezza Ossigeno e Idrogeno

Confuta la Teoria del Flogisto studiando la combustione

Riforma la Nomenclatura Chimica

Scopre il Metabolismo Umano (padre della scienza della nutrizione)

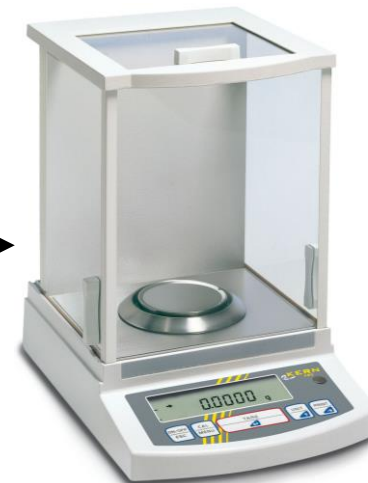
Migliora la produzione di polvere da sparo e inventa un nuovo metodo di produzione del salnitro

Studia le sostanze acide

Stila una lista di elementi chimici e chiarisce l'idea di elemento chimico



Padre della Chimica Moderna: fornisce carattere quantitativo alla chimica, introducendo la bilancia analitica e mettendo così in relazione le masse delle sostanze che partecipano ad una reazione chimica, che descrive in termini di «equazione chimica»



Introduce il metodo scientifico in Chimica, abolendo l'alchimia, ma perde la testa (muore durante la Rivoluzione Francese)

1.1.4 Massa, Mole e Numero di Avogadro

Una volta determinate le masse (usando la bilancia) delle sostanze che partecipano ad una reazione chimica, si cerca un modo semplice per definire i rapporti tra le masse e una idea generale di quantità di materia



1778-1850

Legge dei Volumi di Combinazione di Gay-Lussac
«quando due sostanze gassose si combinano tra loro, per dare origine a una nuova sostanza gassosa, a temperatura e pressione costante, i volumi dei reagenti hanno un rapporto esprimibile con numeri interi, razionali e semplici»

$$0.082057338(47) \\ L \times atm \times K^{-1} \times mol^{-1}$$

Contributo alla Legge di Stato dei Gas Perfetti: $p \times V = R \times T$

Legge di Avogadro e Numero di Avogadro

«volumi uguali di gas diversi alla stessa temperatura e alla stessa pressione contano lo stesso numero di particelle»

$$6.02214076 \times 10^{23}$$



1776-1856

La **Mole**

Unità di Misura della Quantità di Sostanza

1 mol = quantità di sostanza che contiene un numero di Avogadro di Particelle

1.1.5 Peso atomico e Peso Molecolare

La **Mole**: Unità di Misura della Quantità di Sostanza, una mole è la quantità di sostanza che contiene un N_{AV} di Particelle

Ad 1 mole di sostanza corrisponde una massa, in grammi, detta **Massa Molare**:

$$M \left(\frac{g}{mol} \right) = \frac{w (g)}{n (mol)}$$

«un numero di Avogadro di oggetti tutti perfettamente identici, secondo criteri specificati, ha una massa specifica»

Poiché l'oggetto di interesse per la chimica sono atomi e molecole, è interessante definire la massa corrispondente ad una mole di atomi, ioni o molecole, e poiché alla base c'è sempre l'atomo dello specifico elemento, è utile determinare proprio la massa di una mole di atomi, cioè la massa atomica.

La massa atomica di un elemento viene calcolata come media ponderata dei pesi atomici dei suoi isotopi, ed è definita come rapporto e particolarmente rappresentativa nel caso il numero di moli n sia unitario, è fondamentale per il calcolo stechiometrico, poiché permette di convertire masse in moli e viceversa

La massa atomica viene solitamente riportata per ragioni storiche e di comodità scegliendo come unità di misura l'unità di massa atomica unificata. L'unità di massa atomica unificata, detta anche dalton (Da), è un'unità di misura tecnica per la massa atomica.

La definizione era inizialmente la massa di un atomo di idrogeno. In seguito si passò per migliorare la precisione di misura, a "la dodicesima parte della massa di un atomo di carbonio-12" (^{12}C); ottimo per mediare il valore sul nucleone (protone o neutrone), senza considerare i contributi energetici di formazione del nucleo.

Quindi un numero di queste unità pari al valore numerico della costante di Avogadro corrisponde a un grammo:

$1u = 6.022 \times 10^{23}$ e di conseguenza, $1u \approx 1.661 \times 10^{-27}$ kg, ovvero $1u \approx 1.661 \times 10^{-24}$

N.B.: nelle scienze naturali ed applicate, soprattutto in chimica, è molto diffuso l'uso di quantità definite come **rapporti**, es. Densità, Concentrazione

1.1.5 Peso atomico e Peso Molecolare

La **Mole**: Unità di Misura della Quantità di Sostanza, una mole è la quantità di sostanza che contiene un N_{AV} di Particelle

Ad 1 mole di sostanza corrisponde una massa, in grammi, detta **Massa Molare**:

$$M \left(\frac{g}{mol} \right) = \frac{w (g)}{n (mol)}$$

Siccome 12 u è la massa atomica del carbonio-12, si deduce che la massa atomica relativa di un elemento o di un'altra specie chimica è numericamente (ma non dimensionalmente) uguale alla massa molare, che si esprime quindi g/mol.

Nel SI le moli di entità (molecole, ioni, radicali, elettroni, etc.) si indicano con n e la massa molare (la massa di una mole di entità) con MM.

Il valore di massa atomica (Peso Atomico) relativa riportato sulla tavola periodica è in realtà la sommatoria del prodotto tra il peso atomico di ciascun isotopo e la relativa abbondanza isotopica (la percentuale di occorrenza di ogni isotopo su un campione medio statisticamente significativo).

Per una molecola (associazione di atomi), la corrispondente massa molare può essere calcolata come la somma delle masse atomiche di tutti gli elementi costituenti la molecola, ed i suoi valori ricadono in un intervallo estremamente ampio.

Per i composti chimici non molecolari (composti ionici), non si può propriamente parlare di massa molecolare; si parla invece di massa formula riferendosi alla somma delle masse atomiche degli atomi che costituiscono la formula minima.



Regola degli Atomi o di **Cannizzaro**

«le varie quantità in massa di uno stesso elemento, contenute nelle molecole di sostanze diverse, sono tutte multipli interi di una stessa quantità, la quale deve ritenersi la massa atomica

1.1.6 Leggi Ponderali della Chimica

Leggi alla Base della Chimica: «pondus», «peso»



Legge di Lavoisier (1789)

o

Legge di Conservazione della Massa

«in una reazione chimica, che avviene in un circuito chiuso, la somma delle masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti, anche se essi appaiono in forme differenti»

«in una reazione chimica nulla si crea, nulla si distrugge, ma tutto si trasforma»

Nasce la Chimica Quantitativa

Bilanciate le Reazioni Chimiche!

Solo una reazione chimica bilanciata è quantitativa!

1.1.6 Leggi Ponderali della Chimica

Leggi alla Base della Chimica: «pondus», «peso»

Legge di Proust o Legge delle Proporzioni Definite (1799)

«quando due o più elementi reagiscono per formare un determinato composto, si combinano sempre secondo proporzioni in massa definite e costanti»



Legge di Dalton o Legge delle Proporzioni Multiple (1804)

«quando due elementi si combinano in modi diversi per formare diversi composti, posta fissa la quantità di uno dei due elementi, la quantità dell'altro elemento necessaria a reagire per formare un diverso composto risulterà essere un multiplo o sottomultiplo di se stessa, in rapporti esprimibili con numeri piccoli ed interi»



Lo sviluppo della Teoria Atomico-Molecolare è parallelo a quello di una Chimica più Quantitativa

Lezione 1

La Scienza Chimica e la Stechiometria: osservazioni e dati, moli e coefficienti

1.2 La Matematica in Chimica

1.2.1 Operazioni matematiche di base

Le Quattro Operazioni Aritmetiche

Addizione: $a + b = c$

$$\begin{aligned} a + b &= b + a \\ (a + b) + c &= a + (b + c) \end{aligned}$$

**Somma
Algebraica**

Sottrazione: $a - b = c$

$$(a + d) - (b + d) = c$$

$$(a - d) - (b - d) = c$$

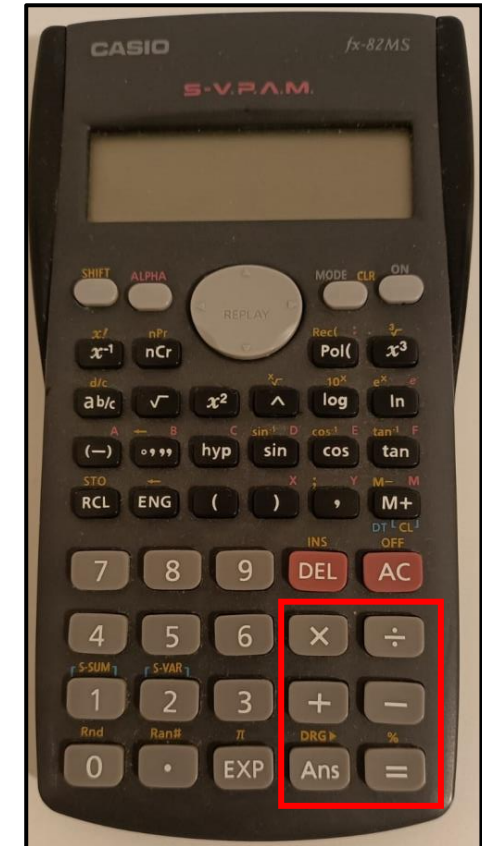
Moltiplicazione: $a \times b = c$

$$\begin{aligned} a \times b &= b \times a \\ (a \times b) \times c &= a \times (b \times c) \\ a \times (b + c) &= a \times b + a \times c \end{aligned}$$

**Operazioni
Inverse**

Divisione: $a \div b = c; b \neq 0$

$$\begin{aligned} (a \times d) \div (b \times d) &= c & (a \div d) \div (b \div d) &= c \\ (a + b) \div c &= a \div c + b \div c \end{aligned}$$



Sistema Decimale Posizionale di Rappresentazione dei Numeri

1.2.1 Operazioni matematiche di base (e non)

La Quinta Operazione Aritmetica: Elevamento a Potenza

$$a^n = \underbrace{a \times a \times a \times a \times \dots \times a \times a}_{n \text{ volte}} = c$$

Esponente

Base

$$a^n \times a^m = a^{n+m}$$

$$\frac{a^n}{a^m} = a^{n-m}$$

$$(a^n)^m = a^{n \times m} = (a^m)^n$$

$$a^n \times b^n = (a \times b)^n$$

$$\frac{a^n}{b^n} = \left(\frac{a}{b}\right)^n$$

$$a^0 = 1$$

Priorità dipendenti dalle parentesi e dalle proprietà delle potenze

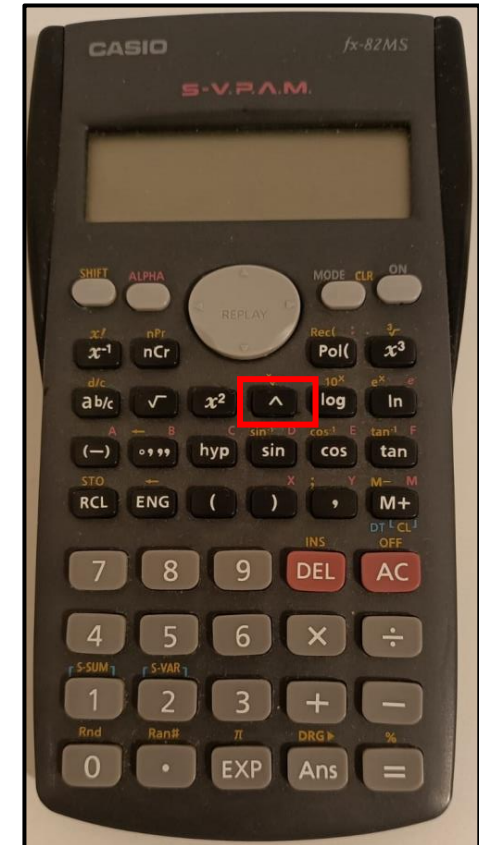
$$\frac{1}{a^n} = \sqrt[n]{a}$$
$$\frac{a^n}{a^m} = \sqrt[m]{a^n}$$

$$a^{-n} = \frac{1}{a^n}$$

Sotto opportune ipotesi e condizioni

Valgono tutte le proprietà delle potenze

Opzione «roof»



Esempi di applicazione: ordini di grandezza

1.2.1 Operazioni matematiche di base (e non)

Il Logaritmo come Numero

$$c = \log_a b$$

Argomento

Base

Basi più comuni:
Decimale, 10
Numero di Nepero, $e \approx 2.718$

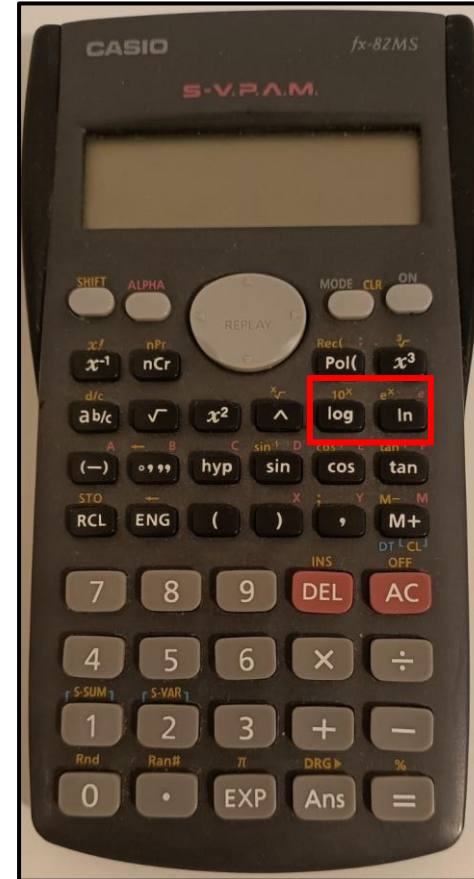
Logaritmo: Esponente cui elevare la Base per ottenere l'Argomento

$$\log_a(b \times c) = \log_a b + \log_a c$$

$$\log_a(b \div c) = \log_a b - \log_a c$$

$$\log_a b^k = k \times \log_a b$$

**Sotto opportune
ipotesi e condizioni**



Esempi di applicazione: scala Richter (energia di un sisma), scala di pH (acidità di una soluzione)

1.2.2 Simbolismo matematico e logica

Uguaglianza: $a = b$

Dis-Uguaglianza: $a > b$ $a < b$ $a \geq b$ $a \leq b$

Parentesi e Priorità: $() > [] > \{ \}$

Punto e Virgola: ; **Operazione logica di separazione tra passaggi di calcolo o uguaglianze**

Infinito: ∞

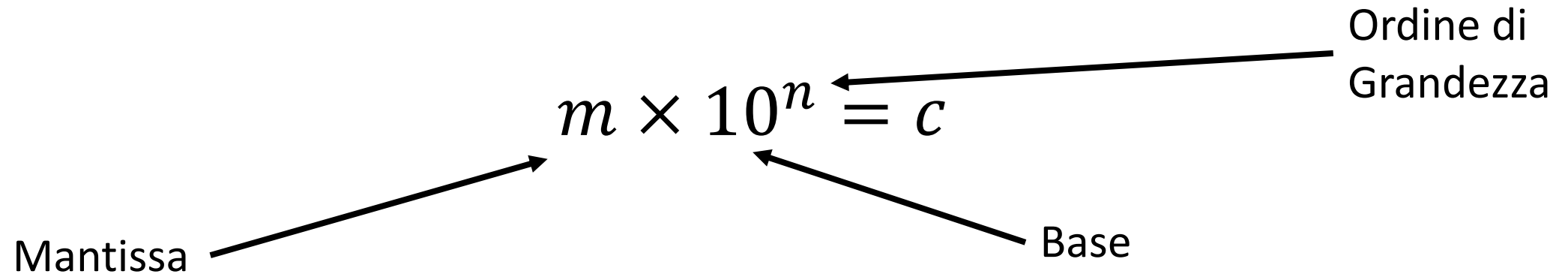
Zero: **0** Separatore decimale: . Separatore Migliaia: ,

Frecce Implicazione: \Rightarrow **Operazione logica di separazione tra passaggi di calcolo o uguaglianze**

Insiemi Numerici: $\mathbb{N}, \mathbb{Z}, \mathbb{Q}, \mathbb{R}$

Alfabeto Greco: $\alpha - \omega$

1.2.3 Notazione esponenziale e ordini di grandezza



Modo conciso di esprimere **numeri reali** con **molte cifre** che altrimenti sarebbe **poco conveniente** rappresentare in **notazione decimale**.

Usare «**Potenze Intere**» della base utilizzata per la **notazione posizionale** in uso.

Applicazione delle proprietà delle potenze per semplificare i calcoli.

Numeri molto grandi: $6020000000000000000000000 = 6.02 \times 10^{23}$

Numeri molto piccoli: $0.000000000529 = 5.29 \times 10^{-11}$

1.2.4 Lo strumento del Piano Cartesiano per le scienze

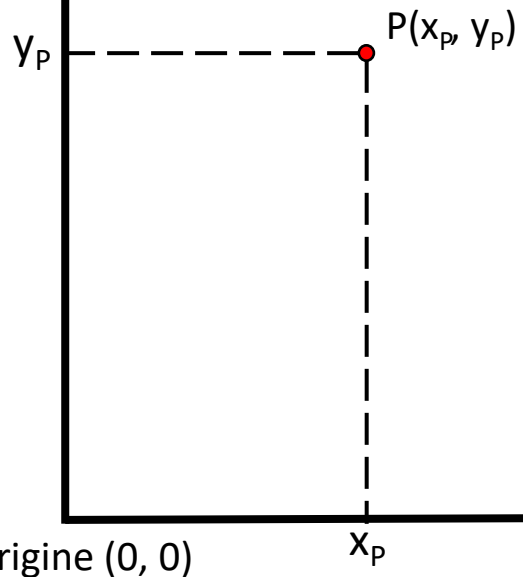
Y (ordinate)

René Descartes ha unito l'algebra e la geometria euclidea mediante un unico strumento, al contempo semplice e geniale, che trova largo uso in tutto l'ambito scientifico ed ha aperto la strada e fondato le basi di moltissimi modelli e teorie.

È un modo estremamente intuitivo e graficamente immediato di rappresentare dati e relazioni, che altrimenti richiedono infinite liste e tabelle.

Un Sistema di riferimento cartesiano è formato da n rette ortogonali, che si intersecano tutte in un punto (origine), che sono orientate (hanno un verso) e che riportano una unità di misura.

Ciò permette di identificare in modo univoco un qualsiasi punto dell'insieme rappresentato mediante le sue coordinate.



Le dimensioni di uno Spazio Cartesiano sono n e possono essere infinite ma la mente umana riesce a comprenderne in modo intuitivo al massimo 3 (spazio), o più comunemente 2 (piano).

Per agevolare la rappresentazione, in casi complicati, è possibile adottare notazioni particolari e combinazioni di simboli (punti, forme, colori, spessori, tratteggi), incrementando notevolmente la potenza rappresentativa.

In un sistema di riferimento cartesiano, è possibile descrivere forme geometriche come curve e superfici anche molto complicate mediante equazioni algebriche a patto che i punti dell'oggetto geometrico siano quelli che soddisfano l'equazione associata (es. equazione retta, equazione coniche).



1.2.5 La proporzione: quantità definite come rapporti

Le Proporzioni: conservazione di relazioni tra numeri

Proporzionalità: $a = k \times b$



Costante di
Proporzionalità

Proporzione come sinonimo di **Rapporto**: $k = a/b$

*Quattro numeri sono proporzionali fra loro,
se il primo è multiplo o parte del secondo,
come il terzo è rispetto al quarto*

Quaterna Proporzionale: $a: b = c: d$

Estremi: a, d

Medi: b, c

Antecedenti: a, c

Conseguenti: b, d

Se quattro numeri sono in proporzione, il prodotto del primo con il quarto è uguale al prodotto del secondo con il terzo

$$a: b = c: d \Rightarrow a \times d = b \times c$$

Invertire: $a: b = c: d \Rightarrow b: a = d: c$

Permutare: $a: b = c: d \Rightarrow a: c = b: d, d: b = c: a, d: c = b: a$

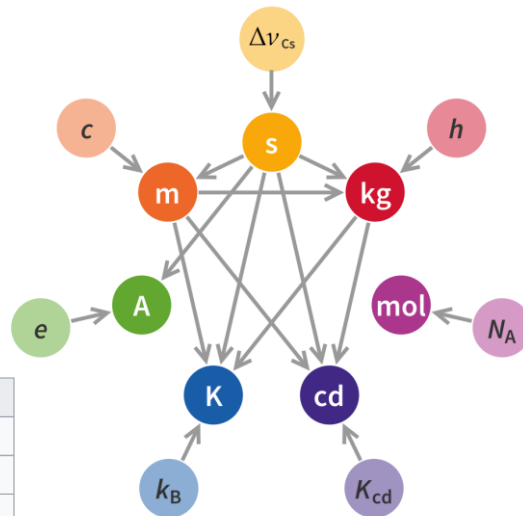
Comporre: $a: b = c: d \Rightarrow (a + c): (b + d) = a: b, (a + c): (b + d) = c: d$

Scomporre: $a: b = c: d \Rightarrow (a - c): (b - d) = a: b, (a - c): (b - d) = c: d$

I rapporti costanti sono facilmente gestibili mediante lo strumento delle proporzioni e permettono di attuare equivalenze, conversioni di ordini di grandezza e percentuali

1.2.6 Le unità di misura del Sistema Internazionale: grandezze fisiche fondamentali e derivate, multipli e sottomultipli

Grandezza base	Nome dell'unità di misura	Simbolo
Intervallo di tempo	secondo	s
Lunghezza	metro	m
Massa	chilogrammo	kg
Intensità di corrente	ampere	A
Temperatura assoluta	kelvin	K
Intensità luminosa	candela	cd
Quantità di sostanza	mole	mol



Definizione	Simbolo	Valore	Unità base SI
Frequenza di transizione iperfina del Cesio 133	$\Delta\nu_{Cs}$	9 192 631 770	s ⁻¹
Velocità della luce nel vuoto	c	299 792 458	m · s ⁻¹
Costante di Planck	h	6,62607015 × 10 ⁻³⁴	kg · m ² · s ⁻¹
Carica elementare	e	1,602176634 × 10 ⁻¹⁹	A · s
Costante di Boltzmann	k _B	1,380649 × 10 ⁻²³	kg · m ² · s ⁻² · K ⁻¹
Efficienza luminosa standard ^[12]	K _{cd}	683	cd · sr · s ³ · kg ⁻¹ · m ⁻²
Costante di Avogadro	N _A	6,02214076 × 10 ²³	mol ⁻¹

Usare le proporzioni per convertire gli ordini di grandezza

Prefissi del Sistema internazionale di unità di misura

Prefisso	Simbolo	Notazione scientifica	Numero decimale	Scala lunga [note 1]	Scala corta [note 2]	Adozione [note 3]
quetta	Q	10 ³⁰	1 000 000 000 000 000 000 000 000 000 000 000	Quintilione	Nonillion	2022 ^[1]
ronna	R	10 ²⁷	1 000 000 000 000 000 000 000 000 000 000	Quadriliardo	Octillion	2022 ^[1]
yotta	Y	10 ²⁴	1 000 000 000 000 000 000 000 000 000	Quadrilione	Septillion	1991 ^[2]
zetta	Z	10 ²¹	1 000 000 000 000 000 000 000 000	Triliardo	Sextillion	1991 ^[2]
exa	E	10 ¹⁸	1 000 000 000 000 000 000 000	Trilione	Quintillion	1975 ^[3]
peta	P	10 ¹⁵	1 000 000 000 000 000	Biliardo	Quadrillion	1975 ^[3]
tera	T	10 ¹²	1 000 000 000 000	Bilione	Trillion	1960 ^[4]
giga	G	10 ⁹	1 000 000 000	Miliardo	Billion	1960 ^[4]
mega	M	10 ⁶	1 000 000	Milione	Million	1960 ^[4]
chilo	k	10 ³	1 000	Mille	Thousand	1795
etto	h	10 ²	100	Cento	Hundred	1795
deca	da	10 ¹	10	Dieci	Ten	1795
–		10 ⁰	1	Unità	One	–
deci	d	10 ⁻¹	0,1	Decimo	Tenth	1795
centi	c	10 ⁻²	0,01	Centesimo	Hundredth	1795
milli	m	10 ⁻³	0,001	Millesimo	Thousandth	1795
micro	μ	10 ⁻⁶	0,000001	Milionesimo	Millionth	1960 ^[4]
nano	n	10 ⁻⁹	0,000000001	Miliardesimo	Billionth	1960 ^[4]
pico	p	10 ⁻¹²	0,000000000001	Bilionesimo	Trillionth	1960 ^[4]
femto	f	10 ⁻¹⁵	0,000000000000001	Biliardesimo	Quadrillionth	1964 ^[5]
atto	a	10 ⁻¹⁸	0,000000000000000001	Trilionesimo	Quintillionth	1964 ^[5]
zepto	z	10 ⁻²¹	0,00000000000000000001	Triliardesimo	Sextillionth	1991 ^[2]
yocto	y	10 ⁻²⁴	0,000000000000000000000001	Quadrilionesimo	Septillionth	1991 ^[2]
ronto	r	10 ⁻²⁷	0,000000000000000000000000001	Quadriliardesimo	Octillionth	2022 ^[1]
quecto	q	10 ⁻³⁰	0,000000000000000000000000000001	Quintilionesimo	Nonillionth	2022 ^[1]

Uniformare il modo di esprimere le grandezze fisiche e la loro misurazione.

Altre grandezze fisiche utili in chimica:

Energia (J, eV, cal): capacità di un corpo o di un sistema fisico di compiere lavoro, a prescindere dal fatto che tale lavoro sia o possa essere effettivamente attuato.

Pressione (bar, Pa, atm, Torr): il rapporto tra il modulo della forza agente ortogonalmente su una superficie e la sua area

Lezione 1

La Scienza Chimica e la Stechiometria: osservazioni e dati, moli e coefficienti

1.3 Stechiometria delle reazioni chimiche

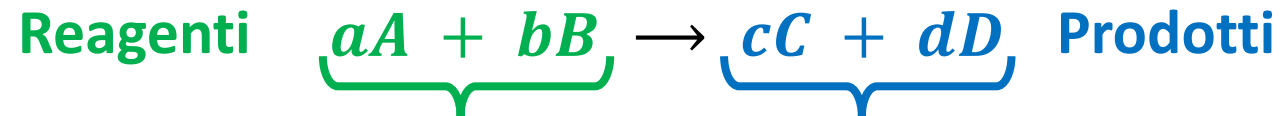
1.3.1 Coefficienti Stechiometrici e legame col Numero di Moli

La **Stechiometria** è la branca della chimica che studia i rapporti quantitativi (**rapporti ponderali**) delle sostanze chimiche nelle reazioni chimiche.

Le Reazioni Chimiche sono delle **Trasformazioni Chimiche** che avvengono **senza variazioni di massa** e durante le quali le **specie chimiche** modificano la loro **struttura e composizione**.

Ciò avviene attraverso **rottura e formazione di legami chimici intramolecolari** che coinvolgono gli **elettroni più esterni** (elettroni di valenza) di ciascun atomo.

Le Trasformazioni Chimiche sono descritte mediante opportune **Equazioni Chimiche**, che indicano, quando **complete**, non solo le **specie chimiche** coinvolte, ma anche il loro **stato fisico**, la presenza di eventuali **specie catalitiche**, l'uso di **solventi**, le **condizioni fisiche** e gli **scambi energetici**.

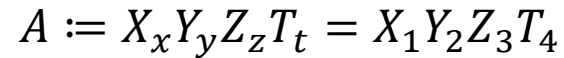


I **coefficienti stechiometrici** a, b, c, d descrivono i **rapporti molari** tra le specie A, B, C, D che partecipano alla reazione e sono dei **numeri naturali**; si scrivono prima della specie chimica cui si riferiscono.

La trasformazione è indicata con il simbolo \rightarrow , e separa la sezione dei reagenti (lato sinistro) dalla sezione dei prodotti (lato destro). A volte la trasformazione è indicata con il simbolo \rightleftharpoons per descrivere una condizione di **Equilibrio**.

1.3.1 Coefficienti Stechiometrici e legame col Numero di Moli

Ogni **specie chimica** (A, B, C, D) può essere indicativa di un **singolo elemento** (atomi tutti identici), di una **specie molecolare**, di un **composto**, o di una **sostanza pura**. Essa quindi assume una forma più articolata nella scrittura, indicativa dei **rapporti** con cui gli atomi sono legati



Tali **coefficienti** in pedice (x, y, z, t) sono indicativi dei **coefficienti stechiometrici** della reazione con cui (almeno **formalmente**) sono state formate tali specie, ma soprattutto dei **rapporti** con cui gli **atomi sono legati** tra loro nelle varie specie

Essi sono **conservati** e **indicativi** dei coefficienti stechiometrici da applicare durante il **bilanciamento**.

Accanto alle specie chimiche è necessario indicarne lo **stato fisico**, accanto a destra, in pedice: $A_{(aq)}, B_{(s)}, C_{(l)}, D_{(g)}$

Per completezza, è necessario indicare anche **condizioni fisiche, solventi e scambi energetici**

Pressione totale, Calore (T), Luce ($h\nu$), Corrente (e^-), Catalizzatore, acqua/solvente

1.3.1 Coefficienti Stechiometrici e legame col Numero di Moli

Solo una reazione chimica bilanciata è quantitativa!

Criteri di Bilanciamento: Bilanciare le Masse (Legge di Lavoisier) e Bilanciare le Cariche

Bilanciare: trovare **coefficienti stechiometrici** e condizioni tali per cui tra reagenti e prodotti vi sia lo stesso numero di atomi di ogni elemento e la medesima carica formale

Come gestire facilmente i calcoli stechiometrici? Usare la **Tabella R.I.C.E.**

Reazione	aA	bB	\rightarrow	cC	dD
Inizio					
Cambiamento					
Esito/Equilibrio					

Una volta che la equazione chimica risulta **bilanciata**, essa assume **carattere quantitativo** e può essere adottata come **modello** per descrivere il processo mediante un **continuo passaggio** tra **coefficienti stechiometrici** (rapporti e proporzioni), **numeri di moli** e **masse**, grazie alla definizione di **Massa Molare**:

$$\text{Massa Molare: } M \left(\frac{g}{mol} \right) = \frac{w (g)}{n (mol)}$$

N.B.: non è detto che le quantità in gioco **rispettino perfettamente il rapporto di reazione** descritto dai **coefficienti stechiometrici**, alcuni reagenti possono quindi essere presenti **in difetto**, e rispetto alla loro quantità è necessario **referire ogni valutazione**. Essi saranno **consumati completamente** durante la reazione, mentre vi sarà un **eccesso** di altri reagenti, che avanzano al termine della reazione.

N.B.: non è detto che una reazione avvenga fino a **completezza** anche se i reagenti sono presenti nelle quantità perfettamente descritte dai **rapporti di reazione**; varie motivazioni possono ridurre la **Resa di Reazione** da una **condizione quantitativa** (100 %) a rese percentuali inferiori: $R\% = \frac{OBS}{ATT} \times 100$

1.3.1 Coefficienti Stechiometrici e legame col Numero di Moli

Tipologie più comuni di Reazioni Chimiche (Non-Redox)

Sintesi: $A + B \rightarrow AB$



Decomposizione: $AB \rightarrow A + B$



Sostituzione: $AB + C \rightarrow AC + B$



Metatesi: $AB + CD \rightarrow AD + CB$



Se durante una reazione gli atomi di alcune specie chimiche **cambiano Numero di Ossidazione**, la reazione si dice di **Ossido-Riduzione**, o **Redox**, e i processi di Ossidazione e Riduzione devono avvenire **contestualmente** e **nella stessa misura** (bilanciamento)

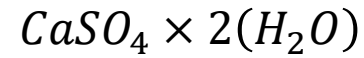
Se durante una reazione **non avviene alcuna variazione** di numero di ossidazione, la reazione si dice Reazione **Acido-Base**: i reagenti in gioco sono un acido ed una base ed il loro prodotto sono Sali ed acqua

N.B.: alcune reazioni possono semplicemente **descrivere un processo** che **non è una vera reazione chimica** (es. dissociazione in ioni) o processi che raggiungono una **condizione finale di equilibrio**

1.3.2 Esempi svolti di semplici molecole e reazioni (applicazione)

Esperimento (Metafisico): il Gesso scrive se stesso alla Lavagna

La Formula Chimica (Bruta) del Gesso ne rivela la natura di Solfato di Calcio bi-idrato



Il suo Peso Molecolare è pari a 172 g/mol

- a) A quale massa corrispondono 5.72 mol di gesso?
- b) 50 g di gessetti da lavagna corrispondono a quante moli di gesso?
- c) Quante moli di zolfo, ossigeno, calcio e idrogeno sono presenti in 1 mol?
- d) E in 5.72 mol? E in 50 g di gesso?

Percentuale in Peso di una Soluzione acquosa concentrata di Acido Solforico

È data una soluzione acquosa di acido solforico al 40 %_w di acido rispetto all'acqua.

- a) Determinare la massa di acido solforico e acqua presente in 100 g di soluzione
- b) Determinare la massa di acido solforico e acqua presente in 1 kg di soluzione
- c) Determinare la massa di acido solforico e acqua presente in 1 g di soluzione
- d) Determinare il volume di sola acqua delle soluzioni precedenti, sapendo che la densità dell'acqua è pari a 1 g/mL
- e) Sapendo che il Peso Molecolare dell'acido solforico è pari a 98.079 g/mol, determinare quante moli di acido solforico sono presenti nelle soluzioni precedenti



[https://it.wikipedia.org/wiki/Gesso_\(minerale\)](https://it.wikipedia.org/wiki/Gesso_(minerale))

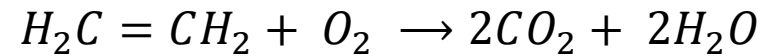
1.3.2 Esempi svolti di semplici molecole e reazioni (applicazione)

Composizione dell'Aria

Nota la composizione media approssimata dell'aria in frazione in moli (mol/mol) o in frazione in massa (g/g), passare da una descrizione all'altra. Inoltre, dato che il volume molare di un qualsiasi gas o miscela di gas è pari a 22.4 L a 0 °C di temperatura e 1 atm di pressione totale:

a) Definire la frazione in volume e in pressione dell'aria

b) Dire quanti litri di aria sono necessari per bruciare completamente 70 kg di C_2H_4 secondo la reazione bilanciata:



Molecola	Formula Chimica	Frazione Molare	Frazione in Massa
Azoto	N_2	0.7808	0.7551
Ossigeno	O_2	0.2095	0.2315
Argon	Ar	0.0093	0.0128
Diossido di Carbonio	CO_2	0.0004	0.0006

Considerazioni ponderali rispetto ad una reazione chimica bilanciata

Data la reazione bilanciata: $Zn + 4HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + NO_2 + 2H_2O$

- Dati 50 g di zinco metallico e 50 g di acido nitrico, quanto nitrato di zinco si forma? E quanto gas di biossido di azoto si produce? Quale e quanto reagente avanza non reagito?
- Dati 50 g di zinco metallico ed una quantità disponibile a volontà di acido nitrico, quanto nitrato di zinco e quanto gas di biossido di azoto si produce?
- Se 50 g di zinco metallico producono 20 g di nitrato di zinco, considerando che la quantità di acido nitrico a disposizione è sufficiente ad indurre una reazione completa, quale è la resa percentuale in peso della reazione descritta? E quale è la resa percentuale in moli?