Leggi Quantitative
e
Calcoli stechiometrici

L'idea di atomo

- La **chimica** è la scienza che studia le **caratteristiche**, la **struttura** e le **trasformazioni della materia** (reazioni chimiche) e gli **scambi energetici** connessi a tali trasformazioni.

- Oggi noi possediamo un modello sufficientemente dettagliato per descrivere la struttura della materia, il **modello atomico**.

- L'idea che la materia fosse costituita da particelle indivisibili (atomi) fu proposta per la prima volta da **Democrito di Abdera** nel IV sec a.C. e si affermò con difficoltà contro l'ipotesi Aristotelica di una materia continua.

- Tale idea venne accettata solo agli inizi del 1800 con la nascita della chimica moderna e la formulazione da parte di **Dalton** della **Teoria atomica (1808)**

Teoria atomica

- La chimica moderna nasce tra la fine del 1700 e gli inizi del 1800 grazie ad una serie di risultati sperimentali che dimostrarono l'esistenza di **regolarità nelle trasformazioni della materia**, formalizzate in leggi (**prime leggi quantitative della Chimica**).

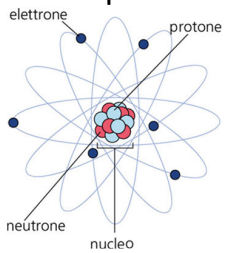
- Tutti questi dati sperimentali si spiegano con facilità se si accetta l'esistenza degli atomi e portarono Dalton nel 1808 a formulare la **Teoria atomica**:
  - La materia è composta di atomi **indivisibili** ed **inalterabili**;
  - Esistono atomi con caratteristiche differenti e tutti gli atomi di uno stesso tipo costituiscono le sostanze semplici o **elementi**;
  - Le trasformazioni chimiche si producono per unione o separazione di atomi secondo rapporti numerici rigorosamente determinati e caratteristici per ogni sostanza chimica.
  - Poiché ogni tipo di atomo possiede una massa caratteristica, i rapporti numerici di combinazione tra atomi si traducono in precisi rapporti in peso

Gli atomi non sono indivisibili

- La teoria atomica è stata confermata, anche se oggi sappiamo che gli atomi non sono particelle elementari, ma sono costituiti da 3 tipi di **particelle subatomiche:**
  - Il **protone** con carica elettrica positiva, ed il **neutrone**, privo di carica elettrica, vanno a formare la parte centrale dell'atomo, detta **nucleo**.
  - Gli **elettroni**, con carica elettrica negativa, uguale e contraria a quella dei protoni e massa 1836 volte inferiore, orbitano intorno al nucleo.

- Un **atomo è neutro** se il numero di protoni è uguale al numero di elettroni.

- Un **atomo elettricamente carico** o **ione** possiede elettroni in più o in meno rispetto ai protoni del suo nucleo.
  - **Catione** = ione positivo ⟶ difetto di elettroni
  - **Anione** = ione negativo ⟶ eccesso di elettroni



Simbologia Chimica

- Esistono **92 tipi di atomi (elementi chimici)**.
- Ciascun tipo di atomo corrisponde ad un elemento chimico e viene univocamente associato ad un **simbolo**, in genere all'iniziale del nome latino (*o alle prime due lettere per elementi con la stessa iniziale*).
- Ad esempio **C** è il Carbonio, **Ca** il Calcio, **Co** il Cobalto, **Cu** il Rame.
- I simboli rappresentano sia gli elementi che i relativi atomi.
- Così **N** rappresenta l'**elemento Azoto**, ma anche un **atomo di Azoto**.
- In questo modo è possibile rappresentare le sostanze chimiche mediante opportune scritture convenzionali, dette **formule** che utilizzano i simboli degli elementi presenti.

Formule grezze o brute

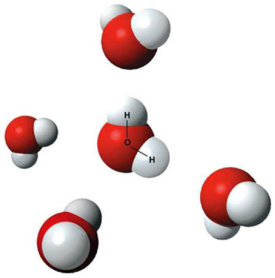
- Le **formule grezze** (o *brute*) costituiscono il modo più semplice per rappresentare le sostanze chimiche
- In esse compaiono i **simboli degli elementi chimici** che costituiscono la sostanza, ciascuno seguito a pedice da un numero, detto **indice**, che specifica quanti atomi di quell'elemento sono presenti.
- L'indice 1 è sottinteso e non compare.

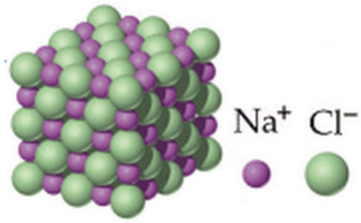
  H_2SO_4 CO_2 H_2O N_2 Na_2CO_3 O_2 $Mg(NO_3)_2$
- **Sostanze elementari** = sostanze contenenti atomi di un solo elemento.
- **Sostanze composte** o **composti** = contengono atomi di 2 o più elementi.
- Gli **ioni** presentano ad esponente del simbolo il numero di cariche positive o negative che li caratterizza, pari al numero di elettroni persi o acquistati.
- Esistono anche **ioni poliatomici**.

Na^+ Ca^{2+} Al^{3+} Cl^- S^{2-} N^{3-} SO_3^{2-} PO_4^{3-}

Composti molecolari e ionici

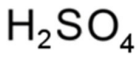
- Esistono **due tipi di composti**
- **Composti molecolari** → costituiti da **molecole**, aggregati di atomi uniti da **legami covalenti**, distinguibili dagli atomi di altre molecole.
- Le formule grezze di tali composti sono dette **formule molecolari**. **CO_2 H_2O**
- **Composti ionici** → costituiti dall'**alternarsi di anioni e cationi** uniti da **legami ionici,** presenti in rapporti definiti dalla loro carica. Ad es.
- **Cloruro di calcio** → **Ca^{2+}** e **Cl^-** in **rapporto 1:2** necessario per neutralizzare le cariche elettriche → **$CaCl_2$**
- **$CaCl_2$** non rappresenta la molecola, che non esiste, ma il **minimo rapporto di combinazione** tra gli elementi nel **reticolo cristallino**
- Le formule grezze dei composti ionici sono dette **formule minime**.



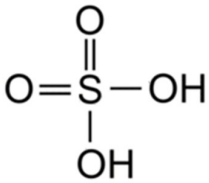


Formule di struttura e steriche

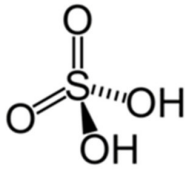
- Le formule grezze non danno nessuna informazione sulla **connettività**.
- A questo scopo si usano le **formule di struttura**, che descrivono i legami attraverso segmenti (singoli, doppi o tripli) che uniscono gli atomi.
- Se si vuole evidenziare anche la disposizione nello spazio degli atomi e dei loro legami è necessario utilizzare **formule spaziali** o **steriche** che descrivono la **geometria tridimensionale della molecola.**



Formula molecolare

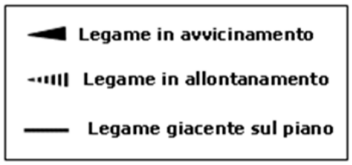


Formula di struttura



Formula spaziale

- Nelle formule steriche valgono le seguenti convenzioni



Le reazioni chimiche

- Nelle trasformazioni chimiche, comunemente dette **reazioni chimiche**, le sostanze messe a reagire, dette **reagenti**, si trasformano in altre specie chimiche, dette **prodotti di reazione**.
- Durante la reazione alcuni **legami** tra atomi dei reagenti **si spezzano** e si riformano secondo nuove combinazioni proprie dei prodotti.
- **Rappresentazione simbolica reazione chimica:**
  - a primo membro le **formule dei reagenti**,
  - a secondo membro le **formule dei prodotti**
  - tutte separate dal **segno di addizione** (+).
- Reagenti e prodotti vengono separati
  - dalla **freccia di reazione** ($\rightarrow$) se la reazione si completa
  - dalla **doppia freccia di reazione** ($\rightleftarrows$) se si tratta di un **equilibrio chimico**.

$$A + B \rightarrow C + D$$

Reagenti Prodotti

Bilanciamento

Le equazioni chimiche

- Durante una reazione **il numero totale di atomi di ciascun elemento non varia**, anche se combinato in modo diverso nei prodotti rispetto ai reagenti (**principio di conservazione della materia**).
- È necessario verificare che tale principio sia soddisfatto.
- In caso contrario è necessario effettuare un **bilanciamento chimico.**
- **Bilanciare una reazione** significa anteporre ad ogni specie chimica un opportuno *coefficiente* (**coefficiente stechiometrico**) in modo che ciascun elemento sia presente tra reagenti e prodotti con lo stesso numero di atomi.
- **Coefficiente stechiometrico** = numero di molecole che reagiscono
- Una reazione bilanciata è un'**equazione chimica** e la freccia di reazione può anche essere sostituita con un **segno di eguaglianza** (=)

$$H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$$

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$

Gli indici non si toccano $\cancel{H_2 + O_2 \rightarrow H_2O_2}$ **Errato!!**

Strategia di bilanciamento

- Per bilanciare una reazione non vi sono regole precise, ma in genere è opportuno seguire i seguenti **criteri**:
  - Si bilanciano per primi gli <u>elementi che compaiono in un minor numero di specie chimiche</u>
  - in genere **Ossigeno** e **Idrogeno** sono molto diffusi e si bilanciano rispettivamente per ultimo (O) e penultimo (H)
  - Se, bilanciando un elemento, si modifica qualche altro elemento, si procede subito al suo bilanciamento

	$Fe_2(CO_3)_3 + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_3 + H_2CO_3$
Ferro	$Fe_2(CO_3)_3 + HNO_3 \rightarrow 2Fe(NO_3)_3 + H_2CO_3$
Azoto	$Fe_2(CO_3)_3 + 6HNO_3 \rightarrow 2Fe(NO_3)_3 + H_2CO_3$
Carbonio	$Fe_2(CO_3)_3 + 6HNO_3 \rightarrow 2Fe(NO_3)_3 + 3H_2CO_3$
Idrogeno	6 6
Ossigeno	**9 + 18 18 + 9**

Bilanciamento e calcoli quantitativi

- Il **bilanciamento** è necessario per poter effettuare **calcoli quantitativi** sulle reazioni.
- I coefficienti stechiometrici definiscono infatti i **rapporti molecolari** con cui le specie reagiscono

$$3H_2 + N_2 = 2NH_3$$

  - 3 molecole di Idrogeno reagiscono con 1 di Azoto - **rapporto 3:1**
  - 7 molecole di N_2 generano 14 molecole di ammoniaca – **rapporto 1:2**

- Poiché ogni atomo ha una propria **massa caratteristica**, sarà possibile, <u>noti i coefficienti</u>, calcolare la massa delle specie che reagiscono, <u>trasformando i rapporti molecolari in rapporti di peso</u> (**rapporti ponderali**).

$3H_2$	+	N_2	=	$2NH_3$
6g	+	28g	=	34g

- Tutto ciò permette di effettuare **calcoli sulle quantità che reagiscono**

Le prime leggi della Chimica

- A cavallo tra 1700 e 1800 i comportamenti regolari osservati nei rapporti di combinazione tra le sostanze che reagiscono vennero formalizzati attraverso una serie di **leggi quantitative** che costituirono le prime leggi della Chimica ed il presupposto alla formulazione della **Teoria atomica** (Dalton - 1808).
  - *Principio di conservazione della massa (**Lavoisier** - 1789)*
  - *Legge delle proporzioni definite e costanti (**Proust** 1799)*
  - *Legge delle proporzioni multiple (**Dalton** 1803)*
  - *Legge dei rapporti volumetrici gassosi definiti e costanti (**Gay Lussac** 1808)*

Principio di conservazione della massa

Legge di Lavoisier - 1789

"*In una reazione chimica, la somma delle masse dei reagenti è sempre uguale alla somma delle masse dei prodotti di reazione*".

- Tale legge, che oggi sembra ovvia, non lo era affatto al tempo in cui venne formulata. La **combustione**, ad esempio, in cui la cenere pesa meno del legno sembrava confermare la tesi opposta.
- Lavoisier giunse a formulare il suo principio **isolando la reazione** e **pesando accuratamente** reagenti e prodotti di reazione.
- Lavoisier viene oggi considerato il primo vero chimico sperimentale ed il **fondatore della chimica moderna**.
- Il suo lavoro è infatti caratterizzato dalla rigorosa applicazione di **strumenti di misura** e del **metodo sperimentale** alla pratica di laboratorio.

Legge delle proporzioni definite e costanti

Legge di Proust - 1799

«*Gli elementi che reagiscono per formare un certo composto chimico stanno tra loro in proporzioni di peso definite e costanti*»

- Ad esempio per ottenere l'**acqua** dobbiamo sempre far reagire **Idrogeno** ed **Ossigeno** nelle proporzioni di 1 g contro 8 g.

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$
$$1g + 8g = 9g$$

- Qualsiasi **eccesso** di uno dei due elementi rispetto a tale rapporto non reagisce e rimane inalterato alla fine della reazione.

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O$$
$$1g + 10g = 9g \quad (+\ 2g \text{ di } O_2)$$

- Il risultato è importante perché fino ad allora si riteneva che la natura di un composto dipendesse dal **modo di preparazione** e dalle **proporzioni** dei suoi "ingredienti" (Alchimisti).

Legge delle proporzioni multiple

Legge di Dalton - 1803

"*Quando due elementi si combinano tra loro per dare più di un composto, le quantità in peso di uno che si combinano con una quantità fissa dell'altro stanno tra loro in rapporti esprimibili mediante numeri interi, in genere piccoli*"

- Consideriamo i 4 composti che il Cloro forma con l'Ossigeno
  - **71 g** di Cloro + **16 g** di Ossigeno = Anidride ipoclorosa Cl_2O
  - **71 g** di Cloro + **48 g** di Ossigeno = Anidride clorosa Cl_2O_3
  - **71 g** di Cloro + **80 g** di Ossigeno = Anidride clorica Cl_2O_5
  - **71 g** di Cloro + **112 g** di Ossigeno = Anidride perclorica Cl_2O_7
- I pesi dell'Ossigeno stanno tra loro come **1:3:5:7**
- **Dalton** intuì che il **rapporto tra i pesi** (16:48:80:112) doveva riflettere il rapporto esistente tra il numero di atomi (1:3:5:7).
- Il risultato sperimentale (come quello di Proust) si spiega facilmente accettando l'idea che le reazioni avvengano per combinazioni di atomi in rapporti di numero e quindi di peso determinati e caratteristici

Legge dei rapporti volumetrici gassosi definiti e costanti

Gay-Lussac 1808

"I volumi delle specie chimiche gassose che partecipano ad una reazione stanno tra loro sempre in rapporto numerico semplice."

2L Idrogeno + **1L** Ossigeno = **2L** Vapor d'acqua

- La **Teoria atomica** spiega bene la legge di Proust e di Dalton ma non i risultati di Gay-Lussac nello studio delle reazioni gassose.

- Se si ipotizza che anche i gas siano costituiti da atomi, la teoria atomica può cercare di giustificare i risultati ottenuti da Gay-Lussac in due modi:

1) *il volume è proporzionale alla **massa** delle particelle gassose*

2) *Il volume è proporzionale al **numero** delle particelle gassose*

Legge di Gay Lussac - 1808

problemi interpretativi

il volume è proporzionale alla massa delle particelle

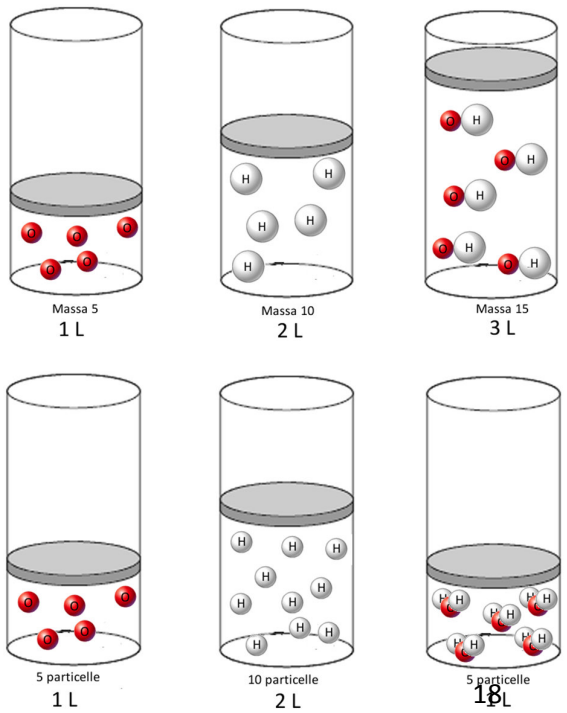
- 2 L di Idrogeno contengono lo stesso n di atomi, ma di massa doppia rispetto ad 1 L di Ossigeno.

- La massa dell'acqua è la somma delle masse di H ed O e **dovrebbe occupare 3 L**.

il volume è proporzionale al numero delle particelle

- 2 L di idrogeno contengono il doppio di atomi rispetto ad 1 L di ossigeno.

- L'acqua che si forma contiene lo stesso numero di particelle contenute nell'Ossigeno e **dovrebbe occupare 1 L**.



Il principio di Avogadro (1811)

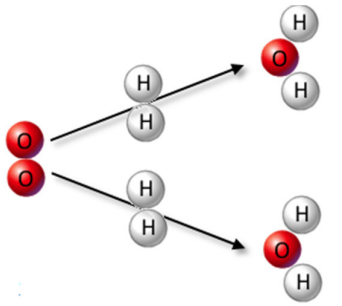
Teoria atomico-molecolare

- Il problema venne risolto da **Amedeo Avogadro** modificando la teoria atomica:

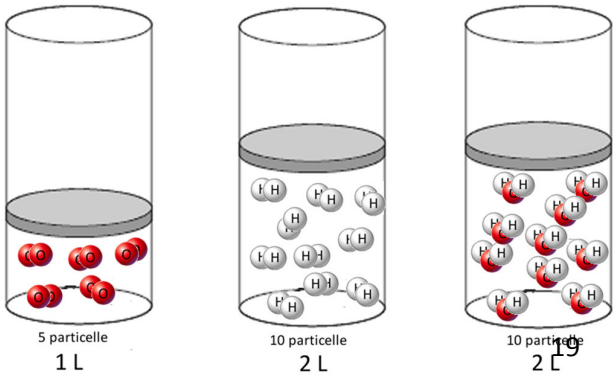
*«Gli **elementi** possono essere costituiti non solo da atomi singoli, ma anche **da molecole formate dallo stesso tipo di atomi**.»*

- Se Ossigeno e Idrogeno sono formati da **molecole biatomiche** e il volume dei gas è proporzionale al numero di particelle, la reazione diventa

- **Principio di Avogadro** "*volumi uguali di gas diversi nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione contengono lo stesso numero di particelle*".



$O_2 + 2H_2 = 2H_2O$



Pesi (masse) atomici relativi

Unità di massa atomica

- **L'ipotesi di Avogadro** permise di «pesare» atomi e molecole portando ulteriori conferme all'esistenza stessa degli atomi.
  - Se volumi uguali di gas diversi nelle stesse condizioni di T e P contengono lo stesso numero di molecole, allora
  - Il rapporto tra i pesi di 2 volumi uguali di gas diversi è uguale al rapporto tra i pesi delle loro molecole.
- Se **1L di Ossigeno** pesa **16 volte più** di **1 L di Idrogeno** allora **1 atomo di O** deve pesare **16 volte più** di **1 atomo di H**

- **La massa dell'Idrogeno** (l'elemento più leggero) venne presa come unità di misura e definita **unità di massa atomica** (**u** o **uma**)

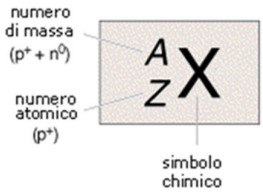
- Dire che il **peso** *(massa)* **relativo del Calcio è 40 u** significa affermare che il Ca pesa 40 volte più dell'atomo di H (è il peso del Calcio «***relativo***» a quello dell'Idrogeno)

Pesi (masse) molecolari relative

- I pesi (masse) relativi sono riportati per ogni elemento in **tabella periodica.**
- Conoscendo la formula grezza di una sostanza e consultando la Tabella è possibile calcolare il suo **peso molecolare relativo**, sommando il peso atomico di tutti i suoi atomi.
  - H_2O 1 u (**H**) + 1 u (**H**) + 16 u (**O**) = **18 u**
  - CO_2 12 u (**C**) + 16 u (**O**) + 16 u (**O**) = **44 u**
  - $Ca(NO_3)_2$ 40 u (**Ca**) + **2 x** 14 u (**N**) + **6 x** 16 u (**O**) = **164 u**
- Oggi l'**unità di massa atomica** non viene più definita rispetto all'Idrogeno ma è pari a **1/12 della massa del C-12**.
- Agli inizi del 1900 fu possibile determinare il valore assoluto dell'unità di massa atomica pari a **1,66 10^{-24} g/u**
- Ciò permise di convertire i **pesi relativi** (P_R) in **pesi assoluti** (P_A)

$$P_A(g) = P_R(u) \times 1{,}66\ 10^{-24}\ g/u$$

$$P_A(H_2O) = 18\ u \times 1{,}66\ 10^{-24}\ g/u = 3\ 10^{-23}\ g$$



Isotopi e peso atomico medio

- Agli inizi del 1900 si scoprì che **gli atomi di un elemento non sono tutti uguali**, ma differiscono leggermente per la loro **massa** (*isotopi*)
- **Isotopi** = atomi di un elemento con medesimo n di protoni (**numero atomico Z**), ma diverso n di neutroni N e quindi diverso **numero di massa A** (A = Z + N)
- **Rappresentazione simbolica isotopo X** → $^A_Z X$
- Z si può tralasciare. Es i due isotopi del Cloro **^{35}Cl** (o **Cl-35**) e **^{37}Cl** (o **Cl-37**)
- Il peso atomico relativo di un elemento **non è un numero intero** poiché è la **media ponderata dei pesi dei suoi isotopi**.
- I fattori di ponderazione sono le abbondanze relative degli isotopi in natura.
- Ogni 100 atomi di Cloro, 75 sono ^{35}Cl (35 u), mentre 25 sono ^{37}Cl (37 u).

$$\frac{35 \cdot 75 + 37 \cdot 25}{100} = 35 \cdot 0{,}75 + 37 \cdot 0{,}25 = 35{,}5u$$

Mole e Peso molare

- La **mole** è una delle 7 unità di misura fondamentali del Sistema Internazionale che misura la **quantità di sostanza** (simbolo **mol**)
- In Chimica il *peso di una mole* o **peso molare P_M** di una sostanza è una quantità in grammi numericamente uguale al suo peso relativo
- **Mole = peso relativo espresso in grammi**

Sostanza	Peso relativo	Peso molare
H_2O	18 u	18 g/mol
CO_2	44 u	44 g/mol
H_2SO_4	98 u	98 g/mol

- Il **peso totale W di n moli** si ottiene

$$W = n \times P_M$$

- Il **numero n moli contenuto in W grammi** si ottiene

$$n = W : P_M$$

Mole e Peso Molare

Esempi

- Quanto pesano 3,5 mol di CO_2?
  - $P_M(CO_2)$ = 44 g/mol
  - $W(CO_2) = n \times P_M$ = 3,5 mol x 44 g/mol = **154 g**
- Quante moli sono 4,9 g di H_2SO_4?
  - $P_M(H_2SO_4)$ = 98 g/mol
  - $n(H_2SO_4) = W : P_M$ = 4,9 g : 98 g/mol = **0,05 mol**
- Quanto pesano 0,6 mol di H_2O?
  - $P_M(H_2O)$ = 18 g/mol
  - $W(H_2O) = n \times P_M$ = 0,6 mol x 18 g/mol = **10,8 g**
- Quante moli sono 1,6 10^{-3} g di SO_2?
  - $P_M(SO_2)$ = 64 g/mol
  - $n(SO_2) = W : P_M$ = 1,6 10^{-3} g : 64 g/mol = **2,5 10^{-5} mol**

Il numero di Avogadro N

- 1 mole di una qualsiasi sostanza contiene sempre lo stesso numero di particelle costituenti (atomi, ioni, molecole etc) detto **numero di Avogadro N**.
- Per calcolarlo dividiamo il peso di una mole (**Peso molare**) per il peso di una particella (**Peso molecolare assoluto**).
- Calcoliamo ad esempio quante molecole ci sono in una mole di H_2O e di CO_2

$$N_A = \frac{P_M\ (\text{g/mol})}{P_a\ (\text{g})} = \frac{P_M}{P_r \cdot 1{,}66 \cdot 10^{-24}} = \frac{18\,g/mol}{18u \cdot 1{,}66 \cdot 10^{-24}\,g/u} = 6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$$

- Poiché P_M e P_r hanno lo stesso valore numerico, N è il reciproco di $1{,}66 \cdot 10^{-24}$
- **Definizione più generale di mole**:
- «*quantità di sostanza contenente un numero di Avogadro di entità costituenti, identiche e numerabili*».
- Es. il **Faraday** è la carica elettrica portata da **una mole di elettroni (**senza far riferimento al loro peso) → **Faraday = Q_e x N_A = 96.485 C/mol**.

Volume molare standard

- **Se** «*volumi uguali di gas diversi (nelle stesse condizioni di T e P) contengono lo stesso numero di particelle*»,
- **allora** anche «*gas che contengono lo stesso numero di particelle occupano lo stesso volume*".
- **quindi 1 mol di un qualsiasi gas**, contenendo sempre lo stesso numero di particelle N (**numero di Avogadro**), deve occupare sempre lo stesso V.
- In **condizioni standard di Temperatura e Pressione STP** (o *condizioni normali* **cn**) pari 0°C e 1 atm, una mole occupa un volume pari a **22,414 L**

Volume molare standard = **22,414 L/mol**

Rapporti molecolari e Rapporti molari

- Verifichiamo che i **coefficienti stechiometrici** di una reazione bilanciata rappresentano sia il **numero di molecole** che il **numero di moli** che partecipano alla reazione
- Una reazione bilanciata è un'**equazione**, quindi possiamo moltiplicare entrambi i membri per uno stesso numero

  $3H_2 + N_2 = 2NH_3 \rightarrow 5x\,(3H_2 + N_2) = 5x\,(2NH_3) \rightarrow 15H_2 + 5N_2 = 10NH_3$
- Ovviamente i rapporti molecolari non sono cambiati (3:1:2) e l'equazione è sempre corretta.
- Moltiplichiamo allora per N

  $N\,x\,(3H_2 + N_2) = N\,x\,(2NH_3) \rightarrow 3N\,H_2 + 1N\,N_2 = 2N\,NH_3$
  - 3 numeri di Avogadro (3N) di molecole di H_2 sono **3 moli di H_2**
  - 1 numero di Avogadro (1N) di molecole di N_2 sono **1 mole di N_2**
  - 2 numeri di Avogadro (2N) di molecole di NH_3 sono **2 moli di NH_3**

Rapporti molari e Rapporti ponderali

- I **rapporti molari** possono essere trasformati in **rapporti ponderali** (e viceversa) utilizzando il **Peso molare** come *coefficiente di conversione*
- **Poiché i coefficienti stechiometrici** rappresentano il **numero n di moli** che reagiscono, la quantità in **peso W equivalente a n moli** sarà

$$W = n \times P_M.$$

- È bene preparare uno schema nel modo seguente:
  - Scrivere la reazione bilanciata (numero di moli **n**)
  - Calcolare e scrivere i pesi molari (P_M) sopra ciascuna specie chimica
  - Scrivere i pesi (**W**) che partecipano alla reazione sotto ciascuna specie chimica, calcolandoli come prodotto **n x P_M**

Peso molare (P_M)	2 g/mol		28 g/mol		17 g/mol
Numero di moli (**n**)	$3H_2$	+	$1N_2$	=	$2NH_3$
Peso totale ($W = n \cdot P_M$)	6 g	+	28 g	=	34 g

Calcoli sulle quantità che reagiscono 1

- *Calcoliamo quanti grammi di Idrogeno sono necessari per sintetizzare 100 g di Ammoniaca*
- Dalla tabella precedente si ricava che il <u>rapporto in peso (**rapporto ponderale**) tra Idrogeno ed Ammoniaca è 6:34</u>
- Per calcolare la quantità incognita **x di Idrogeno** necessaria per ottenere **100 g di NH_3** sarà quindi sufficiente impostare una proporzione

Peso molare (P_M)	2 g/mol		28 g/mol		17 g/mol
Numero di moli (**n**)	$3H_2$	+	$1N_2$	=	$2NH_3$
Peso totale ($W = n \cdot P_M$)	6 g	+	28 g	=	34 g

x g 100 g

6 : 34 = x : 100

x = (100 · 6) : 34 = 17,65 g

Calcoli sulle quantità che reagiscono 2

Le **proporzioni** sulle quantità che reagiscono devono essere fatte tra <u>grandezze omogenee!!!!</u>

moli con moli **grammi con grammi**

Calcoliamo quanti grammi di N_2 reagiscono con 7,5 moli di H_2

Peso molare (P_M)	2 g/mol		28 g/mol		17 g/mol
Numero di moli (**n**)	$3H_2$	+	$1N_2$	=	$2NH_3$
Peso totale ($W = n \cdot P_M$)	6 g	+	28 g	=	34 g

7,5 mol x g

La proporzione ~~6 : 28 = 7,5 : x~~ **è ERRATA!!**

Usiamo in questo caso il **rapporto molare 3:1 tra H_2 e N_2**

3 : 1 = **7,5 : x** x = 7,5/3 = **2,5 mol di N_2**

Trasformiamo le moli di N_2 (P_M = 28 g/mol) nel corrispondente peso W

W = n x P_M = 2,5 mol x 28 g/mol = **70 g di N_2**

Reagente limitante

- Se i reagenti non sono presenti in proporzioni stechiometriche, uno di essi sarà presente in **quantità insufficiente** a permettere agli altri di consumarsi completamente nella reazione.

- Tale reagente è detto **reagente limitante**, mentre gli altri sono detti **reagenti in eccesso**.

- Mentre il **reagente limitante reagisce completamente**, i reagenti in eccesso rimangono in parte inalterati alla fine della reazione.

- Anche la **quantità di prodotti** che si formerà dipenderà e sarà condizionata dalla quantità di reagente limitante, il quale dovrà pertanto **essere individuato** prima di eseguire qualsiasi calcolo.

Individuazione Reagente Limitante

Peso molare (P_M)	2 g/mol		28 g/mol		17 g/mol
Numero di moli (**n**)	$3H_2$	+	$1N_2$	=	$2NH_3$
Peso totale ($W = n \cdot P_M$)	6 g	+	28 g	=	34 g

- *Calcoliamo quanti grammi di Ammoniaca si formano facendo reagire 5g di H_2 con 25g di N_2*
- Dobbiamo verificare se i due reagenti sono presenti in quantità tali da rispettare il loro rapporto ponderale di reazione di 6 : 28.
- Per farlo sostituiamo uno dei reagenti con un'incognita x.
- Ad esempio calcoliamo quanti grammi x di N_2 sono necessari per reagire con 5 g di H_2.
- $5 : x = 6 : 28$ $\quad x = (5 \cdot 28) : 6 = 23{,}3$ g
- Poiché l'Azoto è presente con 25g è in eccesso rispetto ai 5 g di H_2.
- L'Idrogeno è il reagente limitante. Limita la quantità di N_2 che può reagire (23,3 g e non tutti e 25g).
- L'ammoniaca che si forma andrà calcolata a partire dall'Idrogeno
- $6 : 34 = 5 : x$ $\quad x = (34 \cdot 5) : 6 = 28{,}3$ g di NH_3