

Precorso Chimica Generale, Inorganica, Organica

Dipartimento: DISSPA

Anno Accademico 2022/2023

Assegnatario: dott. Davide M.S. Marcolongo

Mail: davide.marcolongo@uniba.it

Sede: Dipartimento di Chimica, Piano 3, Lab. 313/A

Lezione 1-2

Elementi di Chimica Generale & Stechiometria

Lezione 1: Elementi di Chimica Generale

Origini e Definizione

La scienza fondamentale che studia la composizione della materia a livello subatomico, atomico e molecolare ed il suo comportamento in base a tale composizione

ALCHIMIA



Lezione 1: Elementi di Chimica Generale

Grandezze: come descrivere

Temperatura: stato energetico di un corpo, legato a moto particelle; K o °C

Volume: misura dello spazio occupato da un corpo; m³ o L

Pressione (gas): sforzo ortogonale alla superficie del contenitore; Pa, Torr, bar, atm

Massa: grandezza fisica intrinseca che descrive interazione a campo gravitazionale; kg

Carica Elettrica: grandezza fisica intrinseca che descrive interazione a campo elettrico; C

Composizione: composizione percentuale e altre varie definizioni;

Lezione 1: Elementi di Chimica Generale

Cosa descrivere? La materia

La materia in quali forme?

Elemento Chimico: specifico atomo → chimica nucleare e **isotopi**

Molecola: associazione di atomi in numero minore possibile in grado di esistenza indipendente
→ **ioni, isomeri**

Sostanza: un sistema omogeneo di composizione definita e costante, caratterizzato da proprietà chimico-fisiche specifiche → **allotropi**

Composto: sostanza stabile e isolabile ma decomponibile in sostanze più semplici

Miscela: combinazione non chimica di due o più sostanze → **omogenee o eterogenee?**

Lezione 1: Elementi di Chimica Generale

In che stato?

Stati di Aggregazione della Materia

Solido: volume e forma propria → **isotropia**: cristallino o amorfo?

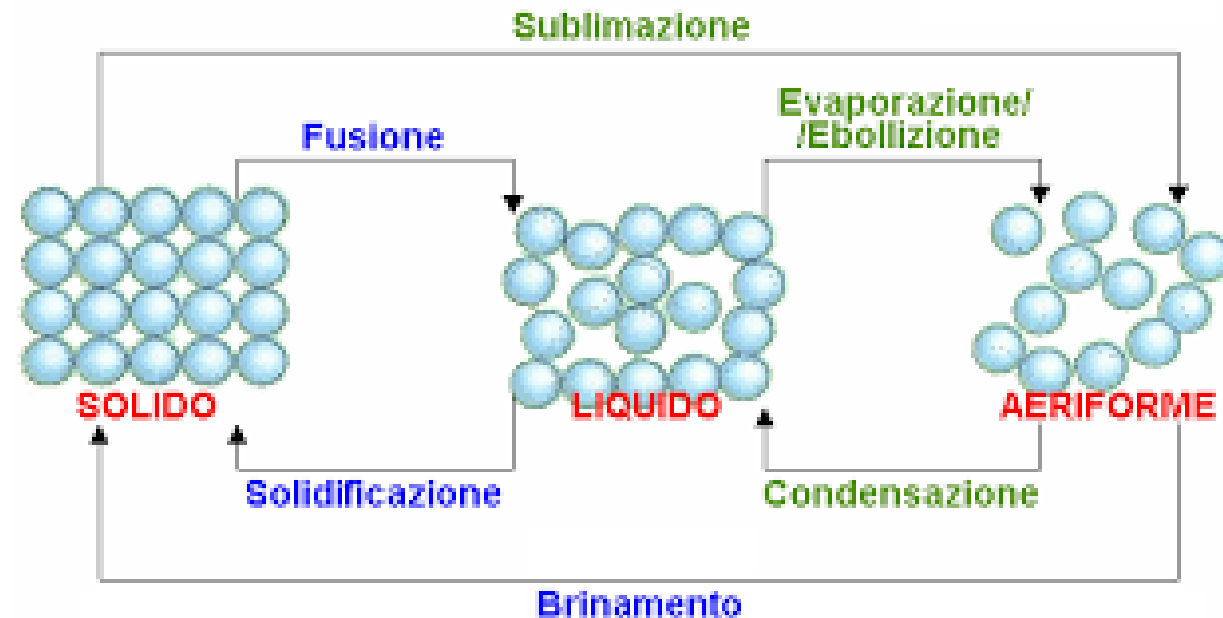
Liquido: volume proprio, forma dipendente dal recipiente che lo contiene

←
← **fluidi**

Aeriforme: forma e volume non propri, espansione sino a occupare l'intero spazio disponibile

Gas o Vapore?

Plasma?



Lezione 1: Elementi di Chimica Generale

Esercizio in Aula: Descrivete la «materia» nella foto



Lezione 1: Elementi di Chimica Generale

Esempi di allotropia polimorfismo



Allotropia del Carbonio: Diamante vs. Grafite



Sabbie Silicee si depositano in differenti condizioni di T e p: il Quarzo assume anche le forme di ametista e agata

Lezione 2: Stechiometria

Leggi alla Base della Chimica: Leggi Ponderali

Legge di Lavoisier

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



Lezione 2: Stechiometria

Le Leggi alla Base della Chimica: Leggi Ponderali

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»



Nasce la Teoria Atomico-Molecolare

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

Basandosi sulla Legge di Stato dei Gas Perfetti: $p \times V = R \times T$

R : costante universale dei gas

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

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»



Lezione 2: Stechiometria

Le Leggi alla Base della Chimica: Leggi Ponderali

Legge di Proust o Legge delle Proporzioni Definite

«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

«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 2: Stechiometria

Le Leggi alla Base della Chimica: Leggi Ponderali

La Mole

Unità di Misura della Quantità di Sostanza

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

Massa Molare: massa di una mole di una qualsiasi sostanza

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



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 dell'elemento»

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

Densità: $d = \frac{w (g)}{V (L)}$

Composizione Percentuale: $X \% = A/100$

Lezione 2: Stechiometria

La Stechiometria e le Reazioni Chimiche: Equazioni Chimiche

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

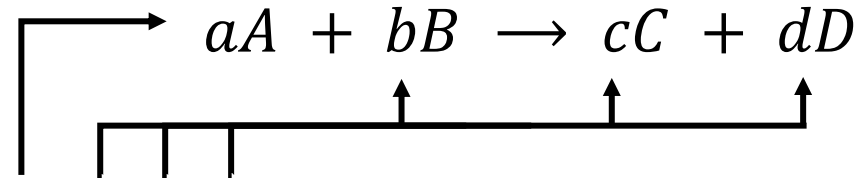
Le Reazioni Chimiche sono delle **Trasformazioni Chimiche** che avvengono **senza variazioni di massa** e durante le quali le **specie chimiche** modificano la loro **struttura e composizione**

Ciò avviene attraverso **rottura e formazione di legami chimici intermolecolari** 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**

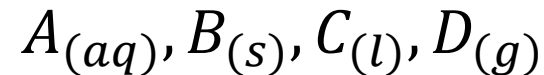
Lezione 2: Stechiometria

La Stechiometria e le Reazioni Chimiche: Coefficienti Stechiometrici



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

Accanto alle specie chimiche è necessario indicarne lo **stato fisico**, accanto a destra, in pedice



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

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

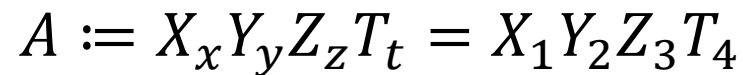
N.B.: in alcuni casi la trasformazione, indicata genericamente con il simbolo \longrightarrow , è più correttamente indicata con il simbolo \rightleftharpoons per descrivere una condizione di **Equilibrio**

Lezione 2: Stechiometria

La Stechiometria e le Reazioni Chimiche: Coefficienti Stechiometrici e Specie Chimiche



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

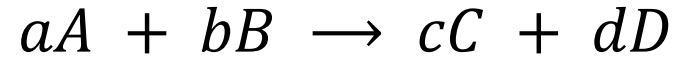


Tali **coefficienti** in pedice (x, y, z, t) sono indicativi dei **coefficienti stechiometrici** della reazione con cui (almeno **formalmente**) sono state formate tali specie, ma soprattutto dei **rapporti** con cui gli **atomi sono legati** tra loro nelle varie specie

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

Lezione 2: Stechiometria

La Stechiometria e le Reazioni Chimiche: Bilanciamento di Reazioni



Solo una reazione chimica bilanciata è quantitativa!

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

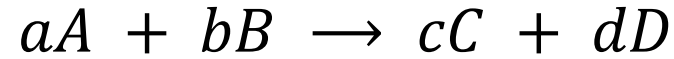
Bilanciare le Cariche

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

Stato\Reazione	aA	bB	\rightarrow	cC	dD
Iniziale					
Finale					

Lezione 2: Stechiometria

La Stechiometria e le Reazioni Chimiche: Difetti, Eccessi e Rese



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**

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

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: $R\% = \frac{OBS}{ATT} \times 100$

Lezione 2: Stechiometria

La Stechiometria e le Reazioni Chimiche: Tipologie di Reazione

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** o processi che raggiungono una **condizione finale di equilibrio**

Lezione 2: Stechiometria

La Stechiometria e le Reazioni Chimiche: Esercizi ed Esempi

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

Lezione 2: Stechiometria

La Stechiometria e le Reazioni Chimiche: Esercizi ed Esempi

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

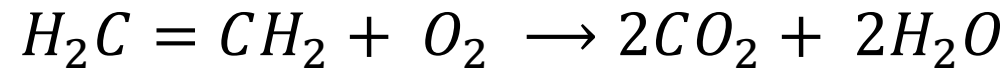
Lezione 2: Stechiometria

La Stechiometria e le Reazioni Chimiche: Esercizi ed Esempi

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:

- Definire la frazione in volume e in pressione dell'aria
- 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

Lezione 2: Stechiometria

La Stechiometria e le Reazioni Chimiche: Esercizi ed Esempi

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?

Lezione 2: Stechiometria

Strumento per Esercizi Pagina Slide Precedente

<http://www.itchiavari.org/chimica>

Tavola Periodica degli Elementi

Legenda:

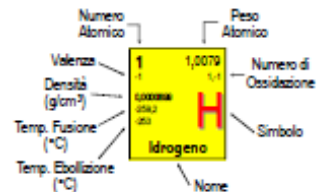
- Metalli Alcalini (Giallo)
- Metalli Alcalino-Terrosi (Arancione)
- Lantanidi (Rosa)
- Attinidi (Fucsia)
- Elementi di Transizione (Rosso)
- Metalloidi / Non Metalli (Azzurro)
- Alogeni (Ciano)
- Gas Nobili (Verde)

STATI di AGGREGAZIONE a 20 °C:

- SOLIDI (Nero)
- LIQUIDI (Blu)
- GASSOSI (Rosso)
- ARTIFICIALI (Bianco)

Gruppo: I A, II A, III B, IV B, V B, VI B, VII B, VIII B, IX B, X B, XI B, XII B, III A, IV A, V A, VI A, VII A, VIII A.

Periodo: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7.



58	140,12	59	140,9077	60	144,24	61	(145)	62	150,4	63	151,96	64	157,25	65	158,9254	66	162,5	67	164,9304	68	167,26	69	168,9342	70	173,04	71	174,967
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Serie dei Lantanidi													
90	232,0381	91	(200)	92	238,0289	93	237,048	94	(244)	95	(243)	96	(247)	97	(247)	98	(251)	99	(252)	100	(257)	101	(258)	102	(259)	103	(260)
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Serie degli Attinidi													