

Chimica Generale ed Inorganica Corso di Laurea in Chimica e Tecnologia Farmaceutiche (M-Z)

- **Docente:** Prof. Antonello Filippi
- **Sede:** Aula 8 (Ex-Ing) Edificio CU034
- **Orario:** Lunedì (10-12), Martedì (15-17) e Mercoledì (9-11)
- **Ricevimento:** Studio 151 per appuntamento via email

- **Esercitazioni Numeriche (Stechiometria) - Dr.ssa C. Fraschetti**
- **Sede:** Aula B Plesso Tecce - Edificio CU018
- **Orario:** Mercoledì (13-16)

Programma del Corso

- ❖ Nozioni introduttive. Oggetto della ricerca chimica. Fenomeni chimici. Leggi fondamentali della chimica. Simboli e notazione chimica. La mole.
- ❖ Teoria atomica. Atomi e loro proprietà. Massa e peso atomico. Numero di Avogadro. Struttura atomica. Spettri atomici. Modello di Bohr. Natura corpuscolare ed ondulatoria dell'elettrone. Numeri quantici. Orbitali atomici. Configurazione elettronica.
- ❖ Legame chimico: concetto di valenza. I diversi tipi di legame e loro proprietà: ordine, energia, distanza di legame, momento dipolare. Teoria del legame di valenza e degli orbitali molecolari. Orbitali ibridi, risonanza. Struttura di alcune molecole tipiche. Legami intermolecolari.
- ❖ Stati di aggregazione e cambiamenti di stato. Stato aeriforme, liquido e solido. Le soluzioni e le loro proprietà colligative. Equilibri tra fasi e regole delle fasi. Principio di Le Chatelier.
- ❖ Cenni di termodinamica. Concetto di equilibrio. Principi della termodinamica. Alcune funzioni termodinamiche. Termochimica.

- ❖ Reazioni ed equilibri chimici. Criteri termodinamici per la spontaneità e l'equilibrio nelle trasformazioni chimiche. Legge di azione massa. Fattori che influenzano la posizione dell'equilibrio.
- ❖ Dissociazione elettrolitica. Elettroliti e loro proprietà in soluzione. Acidi e basi. Definizione e teorie sugli equilibri acido-base. Relazioni tra struttura molecolare e proprietà acido-base. Equilibri acido-base nelle soluzioni acquose. Titolazioni. Indicatori.
- ❖ Solubilità. Equilibri di solubilità e fattori che li influenzano. Equilibri di partizione.
- ❖ Reazioni elettrochimiche. Reazioni di ossidoriduzione. Potenziali, potenziali normali, forza elettromotrice, semielementi, pile, equazione di Nernst. Vari tipi di elettrolisi.
- ❖ Elementi di cinetica. Velocità, ordine, molecolarità di una reazione, costante cinetica e sua dipendenza dalla temperatura. Equazione di Arrhenius, energia di attivazione. Cenni elementari sulla teoria delle collisioni e del complesso attivato. Catalisi.
- ❖ Cenni di Chimica inorganica. Nomenclatura sistematica. Elementi tipici e loro composti principali.

DESCRIZIONE DEL CORSO (vedi sito elearning della Sapienza)

Il corso prevede una parte di **didattica frontale** e una di **esercitazioni**.

Le esercitazioni sono da interpretare come **verifica dell'apprendimento** e non come attività parallele e indipendenti dall'acquisizione dei concetti "teorici" della materia oggetto del corso.

Pertanto, considerando anche l'**intensità** con cui i svolgono i corsi semestralizzati (in generale) e un **orario delle lezioni** non molto favorevole (in particolare), gli studenti sono **FORTEMENTE** esortati a studiare parallelamente alle lezioni in aula gli argomenti via via affrontati, chiarendo **PRIMA POSSIBILE** con il docente i problemi che si dovessero presentare.

L'esame comprende una prova scritta preliminare ad una prova orale.

DESCRIZIONE DEL CORSO (vedi sito elearning della Sapienza)

Per prendere parte alla **prova scritta** occorre prenotarsi **ESCLUSIVAMENTE** sul **sito di elearning** (quindi **NON** su infostud).

Le date degli appelli orali (di norma previste pochi giorni dopo ciascuna prova scritta) sono pubblicate sulla piattaforma **infostud**.

Gli studenti effettueranno la prenotazione per la **prova orale** **ESCLUSIVAMENTE** su infostud (quindi **NON** su elearning) solo dopo aver sostenuto la prova scritta con esito positivo.

La prova orale si svolge discutendo le domande e gli argomenti che sono scritti su un foglio di carta estratto a sorte.

N.B. Gli studenti che non superano l'orale dovranno rifare lo scritto.

Come da regolamento di ateneo per gli studenti, gli **appelli straordinari** che di norma si svolgono ad aprile e a novembre, sono riservati **esclusivamente** agli studenti in possesso di almeno uno dei requisiti previsti dall'Art. 40 comma 6 del regolamento di ateneo (<https://www.uniroma1.it/it/content/esami-di-profitto>).

ESAMI: 3 sessioni per A.A.

estiva (giu-lug), autunnale (sett), invernale (gen-feb)
per un totale di **5 appelli** ordinari (più 2 appelli straordinari apr-nov)

ESAME: SCRITTO + ORALE

L'esito positivo dello scritto consente l'ammissione alla prova orale, che può essere sostenuta **nello stesso appello o in quello successivo** a cui si ha diritto di partecipazione (attenzione agli appelli straordinari).

LA PAROLA CHIAVE E' CONSEQUENZIALITA'

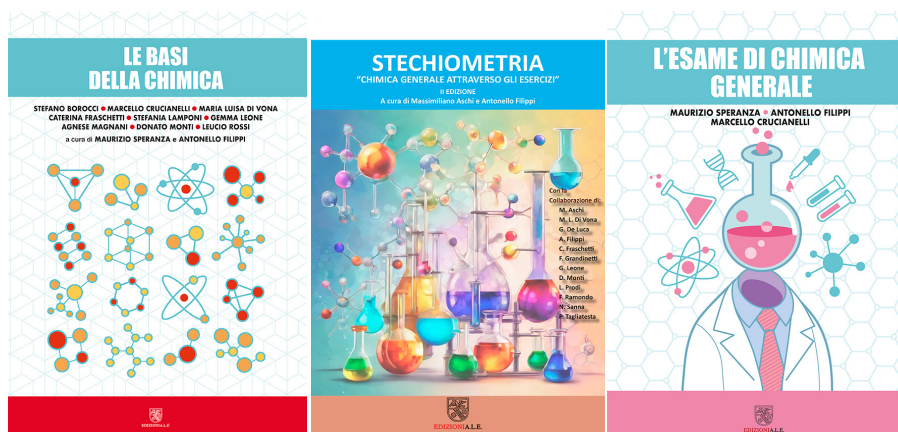
non si può studiare un argomento se non si è appreso quello precedente.

FATE MOLTI ESERCIZI E RISOLVETE SUBITO I VOSTRI DUBBI!!!!

Non esistono domande stupide o banali.
Una risposta potrà risultarvi banale, ma solo
dopo aver fatto la domanda che ci blocca.

IL RICEVIMENTO E' UN INCONTRO, NON UN ESAME!!!


Testi consigliati



<https://www.edizionale.it/categoria-prodotto/chimica/>

Singoli o gruppi di acquisto direttamente presso la casa editrice
Edizioni ALE - Via Luigi Vittorio Bertarelli 125 - Roma (zona Stazione Tiburtina)

<https://www.edizionale.it/categoria-prodotto/chimica/>



LE BASI DELLA CHIMICA
 STEFANO BOROCCI • MARCELLO CRUCIANELLI • MARIA LUISA DI VONA
 CATERINA FRASCHETTI • STEFANIA LAMPONI • GENIA LIGONE
 AGNESE MAGGIANI • DONATO MONTI • LUCIO ROSSI
 a cura di MAURIZIO SPERANZA e ANTONELLO FILIPPI

Il testo contiene box esemplificativi ed esercizi a fine capitolo attraverso i quali verificare la comprensione degli argomenti trattati.

Sconti personali o per gruppi di acquisto direttamente presso la casa editrice
 Edizioni ALE - Via Luigi Vittorio Bertarelli 125 - Roma (zona Stazione Tiburtina)

<https://www.edizionale.it/categoria-prodotto/chimica/>



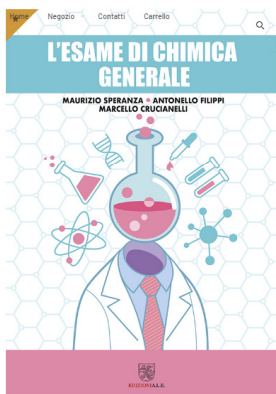
STECIOMETRIA
 "CHIMICA GENERALE ATTRAVERSO GLI ESERCIZI"
 II EDIZIONE
 A cura di Massimiliano Aschi e Antonello Filippi

Con la collaborazione di:
 M. Aschi, M.L. Di Vona, G. De Luca, A. Filippi, C. Fraschetti, F. Grandinetti, G. Leone, D. Monti, L. Prodi, R. Ramondo, M. Sanna, B. Tagliatesta

Massimiliano Aschi, Maria Luisa Di Vona, Giovanna De Luca, Antonello Filippi, Caterina Fraschetti, Felice Grandinetti, Genia Leone, Donato Monti, Luca Prodi, Fabio Ramondo, Nico Sanna, Pietro Tagliatesta

Approccio «problem solving».
 Sul sito si trovano gli svolgimenti degli esercizi proposti nel testo.
 La seconda edizione contiene box per l'autovalutazione.

<https://www.edizionale.it/categoria-prodotto/chimica/>



Il testo vuole essere una guida alla preparazione dell'esame di chimica generale a livello universitario.

N.B. qualunque altro testo di chimica generale per corsi universitari va bene!

LE BASI DELLA CHIMICA - INDICE DEGLI ARGOMENTI

NOZIONI INTRODUTTIVE

- 1.1 La materia.**
- 1.2 Descrizione macroscopica e microscopica.**
- 1.3 Trasformazioni fisiche e chimiche.**
- 1.4 L'equazione chimica.**
- 1.5 Le leggi fondamentali della chimica.**
 - 1.5.1 *Legge della conservazione della massa*
 - 1.5.2 *Legge della composizione costante*
 - 1.5.3 *Legge delle proporzioni multiple*
- 1.6 La legge di combinazione dei volumi e legge di Avogadro.**
- 1.7 Struttura fisica dell'atomo.**
 - 1.7.1 *La scoperta degli elettroni*
 - 1.7.2 *Modello nucleare dell'atomo*
 - 1.7.3 *Struttura del nucleo: protoni e neutroni*
- 1.8 Numero atomico e numero di massa.**
- 1.9 Spettrometria di massa.**
- 1.10 Unità di massa atomica e massa atomica (relativa).**
- 1.11 Mole e numero di Avogadro.**

STRUTTURA ATOMICA

2.1 Radiazione elettromagnetica.

2.2 La quantizzazione dell'energia.

2.2.1 *Il corpo nero e l'ipotesi di Planck*

2.2.2 *Effetto fotoelettrico e fotoni*

2.2.3 *Spettroscopia e spettri atomici*

2.2.4 *Modello di Bohr dell'atomo di idrogeno*

2.2.5 *Natura ondulatoria delle particelle materiali*

2.2.6 *Onde stazionarie*

2.2.7 *Principio di indeterminazione di Heisenberg*

2.3 Meccanica quantistica ed equazione di Schrödinger.

2.4 Atomi monoelettronici.

2.4.1 *Gli orbitali atomici*

2.4.2 *Dimensione e forma degli orbitali atomici*

2.4.3 *Spin elettronico e numero quantico di spin*

CAPITOLO 2 continua

2.5 Atomi polielettronici.

2.5.1 *Gli orbitali degli atomi polielettronici*

2.5.2 *La configurazione elettronica*

2.5.3 *Le regole di Aufbau*

2.5.4 *Le configurazioni elettroniche degli elementi*

2.5.5 *Proprietà magnetiche*

2.6 La Tavola Periodica.

2.7 Proprietà periodiche degli elementi.

2.7.1 *Dimensioni atomiche*

2.7.2 *Energia di ionizzazione*

2.7.3 *Affinità elettronica*

2.7.4 *Metalli e non metalli*

2.7.5 *Stati di ossidazione e configurazioni elettroniche degli ioni*

2.7.6 *Raggi ionici*

LEGAME CHIMICO**3.1 Introduzione.****3.2 Meccanismi di legame.****3.3 Legame covalente.***3.3.1 molecole omopolari**3.3.2 Molecole eteropolari**3.3.3 Geometria molecolare secondo il metodo VSEPR**3.3.4 Legame di valenza VB e formule di risonanza**3.3.5 Elettronegatività e carica formale**3.3.6 Legame dativo o di coordinazione**3.3.7 Orbitali ibridi e geometria molecolare**3.3.8 Legami multipli**3.3.9 Legame ed elettroni de localizzati: il benzene***3.4 Teoria dell'orbitale molecolare.***3.4.1 Molecole biatomiche omonucleari del primo periodo**3.4.2 Molecole biatomiche omonucleari del secondo periodo**3.4.3 Molecole biatomiche eteropolari***3.5 Legame ionico.****3.6 Legame metallico.****3.7 Interazioni intermolecolari.***3.7.1 Interazioni dipolo-dipolo**3.7.2 Interazioni ione-dipolo**3.7.3 Interazioni dipolo istantaneo-dipolo indotto**3.7.4 Legame idrogeno***NOMENCLATURA ED EQUAZIONI CHIMICHE****4.1 Formule chimiche e composizione percentuale.****4.2 Nomenclatura dei composti inorganici.***4.2.1 Numero di ossidazione**4.2.2 Ioni monoatomici**4.2.3 Composti binari**4.2.4 Composti ternari: idrossidi e ossiacidi**4.2.5 Sali***4.3 Reazioni chimiche.***4.3.1 Bilanciamento delle reazioni di scambio**4.3.2 Bilanciamento delle reazioni di ossidoriduzione**4.3.3 Stechiometria delle reazioni chimiche**4.3.4 Reagente limitante*

STATO AERIFORME**5.1 Proprietà dei gas.****5.2 Gas ideali.****5.3 Leggi dei gas.**5.3.1 *Leggi di Boyle e di Charles/Guy-Lussac*5.3.2 *Principio di Avogadro***5.4 Equazione di stato dei gas ideali.****5.5 Miscele gassose: pressioni parziali e legge di Dalton.****5.6 Teoria cinetica dei gas.**5.6.1 *Derivazione della legge di Boyle*5.6.2 *Distribuzione delle velocità molecolari*5.6.3 *Effusione gassosa e legge di Graham***5.7 Gas reali.**5.7.1 *L'equazione di Van der Waals*5.7.2 *Deviazioni dell'idealità: fenomeni critici***TERMODINAMICA CHIMICA****6.1 Definizioni.****6.2 Energia interna, calore e lavoro.****6.3 Primo principio della termodinamica.****6.4 Capacità termica, calore specifico e calore molare.****6.5 Lavoro e calore in processi reversibili ed irreversibili.****6.6 Entalpia.****6.7 Termochimica.**6.7.1 *Entalpia standard di formazione ed entalpia standard di reazione*6.7.2 *La legge di Hess***6.8 Processi isotermi e processi adiabatici.****6.9 La dissipazione dell'energia.**6.9.1 *Il ciclo di Carnot*6.9.2 *La disuguaglianza di Clausius*6.9.3 *Una nuova funzione di stato: l'Entropia*6.9.4 *Entropia nei processi reversibili e irreversibili***6.10 Il secondo principio della termodinamica.**6.10.1 *Entropia: la visione statistica***6.11 Il terzo principio della termodinamica.****6.12 Energia libera.**6.12.1 *Energia libera standard di reazione e di formazione*6.12.2 *Dipendenza dell'energia libera da pressione e temperatura*6.12.3 *Energia libera ed equilibrio chimico*6.12.4 *Contributi entalpici ed entropici alle variazioni di energia libera*

LIQUIDI E SOLIDI

- 7.1 Definizioni.**
- 7.2 Equilibrio tra le fasi.**
- 7.3 Transizioni di fase.**
 - 7.3.1 *L'equazione di Clausius-Clapeyron*
- 7.4 Diagrammi di fase.**
- 7.5 Proprietà fisiche dei liquidi.**
 - 7.5.1 *Comprimibilità*
 - 7.5.2 *Fluidità e viscosità*
 - 7.5.3 *Tensione superficiale*
- 7.6 Solidi cristallini e loro classificazione.**
 - 7.6.1 *Solidi ionici*
 - 7.6.2 *Solidi molecolari*
 - 7.6.3 *Solidi covalenti*

SOLUZIONI

- 8.1 Solubilità delle sostanze e unità di misura della concentrazione.**
 - 8.1.1 *Legge di ripartizione*
- 8.2 Entalpia, entropia ed energia libera di dissoluzione.**
 - 8.2.1 *Principi generali*
 - 8.2.2 *Dissoluzione di composti ionici in acqua*
 - 8.2.3 *Le soluzioni in solventi non acquosi*
- 8.3 Effetto della temperatura sulla solubilità.**
- 8.4 Proprietà colligative.**
 - 8.4.1 *Tensione di vapore delle soluzioni*
 - 8.4.2 *Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico*
 - 8.4.3 *Osmosi e pressione osmotica*
 - 8.4.4 *Proprietà colligative di soluzioni di soluti reattivi*
- 8.5 Soluzioni ideali e non ideali. La distillazione.**
 - 8.5.1 *La tensione di vapore nelle soluzioni ideali di due liquidi volatili*
 - 8.5.2 *La distillazione frazionata*
 - 8.5.3 *Deviazioni dalla legge di Raoult. Le miscele azeotropiche*
 - 8.5.4 *Soluzioni dei gas nei liquidi: la legge di Henry*
- 8.6 Regola delle fasi.**
 - 8.6.1 *Equilibrio liquido-vapore*
 - 8.6.2 *Equilibrio liquido-liquido*
 - 8.6.3 *Equilibrio solido-liquido*
- 8.7 Conducibilità delle soluzioni.**

EQUILIBRIO CHIMICO**9.1 Trasformazioni reversibili e costante di equilibrio.****9.2 Quoziente di reazione.****9.3 Energia libera e costante di equilibrio.**9.3.1 *Costante di equilibrio in termini di frazioni molari*9.3.2 *Costante di equilibrio in funzione del grado di dissipazione***9.4 Equilibri eterogenei.****9.5 Influenza esterna sull'equilibrio.**9.5.1 *Effetto dell'aggiunta o della sottrazione di un reagente o di un prodotto*9.5.2 *Effetto della variazione della pressione o del volume*9.5.3 *Effetto della variazione della temperatura***9.6 Calcoli sugli equilibri.**9.6.1 *La tabella di equilibrio*9.6.2 *Calcoli approssimativi sull'equilibrio*9.6.3 *Effetto dell'aggiunta di un reagente o di un prodotto sull'equilibrio*9.6.4 *Potenze e prodotti di costanti di equilibrio***9.7 Variazione della costante di equilibrio con la temperatura.****EQUILIBRI IONICI IN SOLUZIONE****10.1 Il prodotto ionico dell'acqua.**10.1 *pH e pOH***10.2 Definizione di acido e di base.****10.3 Forza di acidi e di basi in acqua.****10.4 Soluzioni acquose di acidi e di basi.**10.4.1 *Acidi e basi forti*10.4.2 *Acidi e basi monoprotici deboli*10.4.3 *Acidi e basi poliprotici deboli***10.5 Soluzioni acquose di sali.**10.5.1 *Idrolisi salina: sali neutri*10.5.2 *Idrolisi salina: sali basici*10.5.3 *Idrolisi salina: sali acidi*10.5.4 *Idrolisi salina: sali derivanti da un acido e da una base entrambi deboli*10.5.5 *Idrolisi salina: anfoteri e punto isoelettrico***10.6 Soluzioni tampone.**10.6.1 *Funzione della soluzione tampone*

CAPITOLO 10continua

10.7 Titolazioni.

- 10.7.1 *Titolazioni acido-base ed indicatori di pH*
- 10.7.2 *Titolazione di acidi e di basi forti*
- 10.7.3 *Titolazione di un acido debole con una base forte*
- 10.7.4 *Titolazione di una base debole con un acido forte*
- 10.7.5 *Titolazione di due acidi con una base forte*
- 10.7.6 *Titolazione di acidi e di basi poliprotici*

10.8 Equilibri di solubilità.

- 10.8.1 *I ossidi poco solubili*
- 10.8.2 *Sali poco solubili di acidi monoprotici deboli*
- 10.8.3 *Sali poco solubili di acidi poliprotici deboli*

ELETTROCHIMICA

11.1 Introduzione.

11.2 Celle galvaniche.

11.3 Elettrodi e reazioni elettrodiche.

11.4 Potenziali standard delle semicelle.

11.4.1 *Potenziali di riduzione*

11.4.2 *Elettrodi di riferimento*

11.5 Termodinamica delle celle galvaniche.

11.5.1 *L'equazione di Nernst*

11.5.2 *Potenziali di cella e pH*

11.5.3 *Celle a concentrazione*

11.6 Applicazioni analitiche dell'equazione di Nernst.

11.6.1 *Determinazione delle costanti di equilibrio*

11.6.2 *Titolazioni potenziometriche*

11.6.3 *Misura del pH*

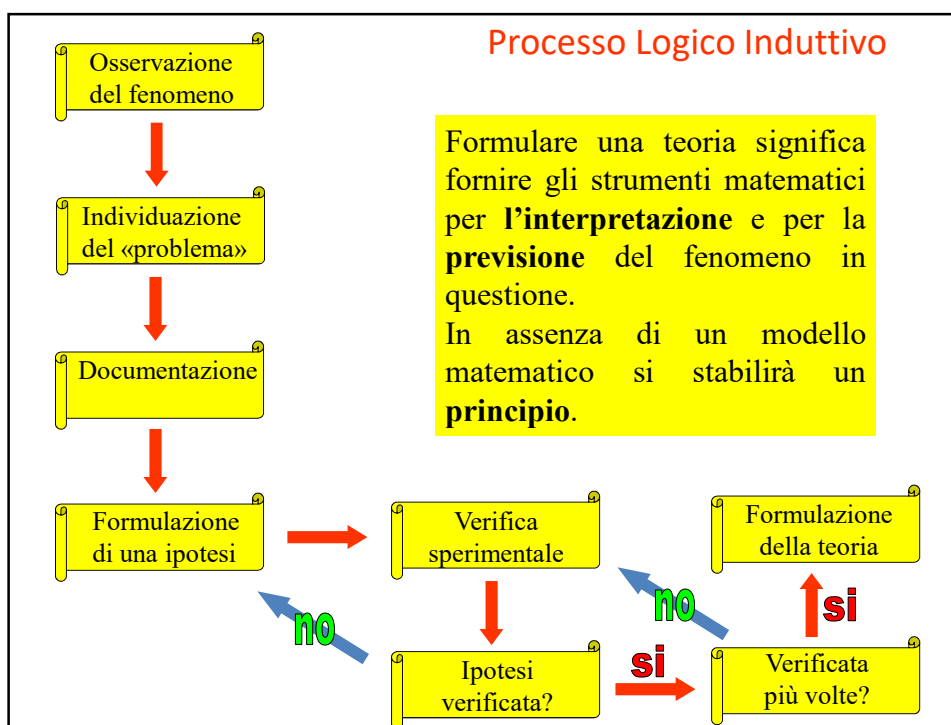
11.7 Batterie e accumulatori.

11.8 Corrosione elettrochimica.

11.9 Elettrolisi.

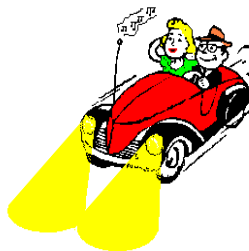
11.9.1 *Potenziale di decomposizione di una soluzione*

11.9.2 *Legge di Faraday*

CINETICA CHIMICA**12.1 Velocità di reazione.****12.2 Equazione cinetica e ordine di reazione.****12.3 Metodologie sperimentali.**12.3.1 *Il metodo dell'isolamento*12.3.2 *Il metodo delle velocità iniziali*12.3.3 *Integrazione dell'equazione cinetica: cinetiche di ordine zero*12.3.4 *Integrazione dell'equazione cinetica: cinetiche del primo ordine*12.3.5 *Integrazione dell'equazione cinetica: cinetiche del secondo ordine***12.4 La molecolarità della reazione.****12.5 Costanti di velocità e costante di equilibrio.****12.6 Effetto della temperatura sulla costante di velocità.**12.6.1 *Teoria del complesso attivato***12.7 Catalisi.****N.B. non tutti gli argomenti del programma saranno trattati nelle lezioni frontali.**

La Chimica come valore

- I signori Rossi fanno un giro in macchina!
- Se non esistesse la chimica della combustione
- Se non esistesse l'elettrochimica



La Chimica come valore

- I signori Rossi fanno un giro in macchina!
- Se non esistesse la chimica della combustione
- Se non esistesse l'elettrochimica



La Chimica come valore

- Se non esistesse la chimica del petrolio
- Se non esistesse la vulcanizzazione della gomma



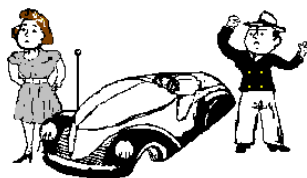
La Chimica come valore

- Se non esistesse la chimica del vetro



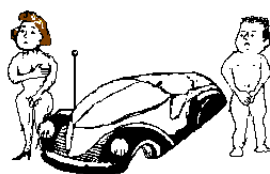
La Chimica come valore

- Se non esistesse la chimica dei coloranti



La Chimica come valore

- Se non esistesse la chimica dei polimeri
- Se non esistesse la chimica della concia



La Chimica come valore

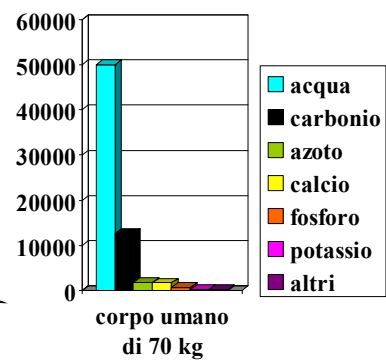
- Se non esistesse la metallurgia



La Chimica come valore

- Se non esistessero le trasformazioni biochimiche

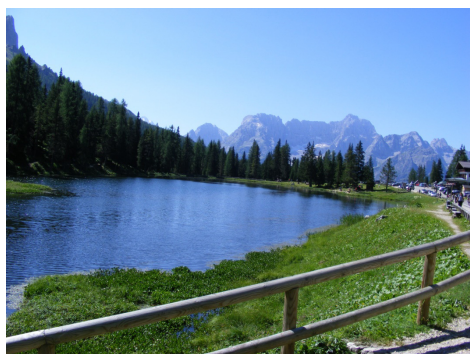
Non esisterebbe la vita!



Fondamentalmente la Chimica studia la **materia** e le sue **trasformazioni**

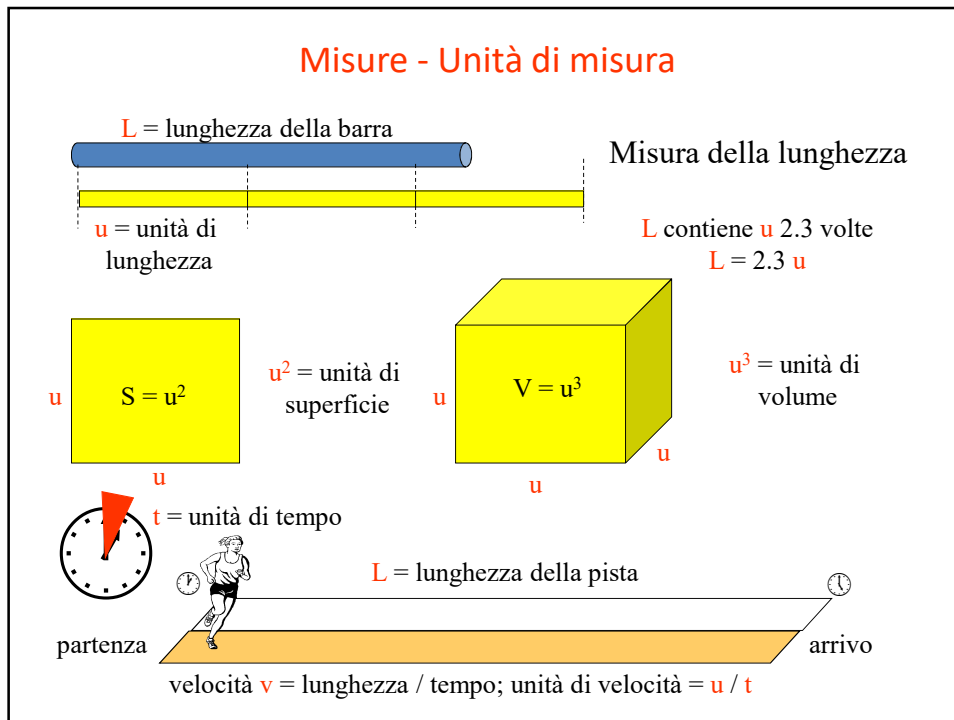
Difficile sfuggire alla tentazione di pensare che
TUTTO E' CHIMICA!!!

La descrizione scientifica della materia richiede la definizione delle sue proprietà intrinseche, prime fra tutte **massa, volume e stato di aggregazione**. Abbiamo bisogno di misure (e di unità di misura).



Esempi di proprietà **intensive** ed **estensive** della materia

Proprietà	Natura	Commento
Massa	Estensiva	Quantità di materia
Peso	Estensiva	Risposta della massa all'accelerazione di gravità
Volume	Estensiva	Spazio occupato da un corpo
Stato di aggregazione	Intensiva	Solido, liquido, aeriforme
Colore	Intensiva	Risposta di un corpo alla luce visibile
Sapore	Intensiva	Dolce, amaro, astringente
Odore	Intensiva	Acre, pungente
Punto di fusione	Intensiva	Temperatura alla quale un solido fonde
Punto di ebollizione	Intensiva	Temperatura alla quale un liquido bolle
Viscosità	Intensiva	Capacità di un liquido di fluire
Conducibilità elettrica	Intensiva	Capacità di un corpo di condurre la corrente elettrica
Conducibilità termica	Intensiva	Capacità di un corpo di condurre il calore
Densità	Intensiva	Rapporto fra massa e volume della materia



Unità di misura SI

Unità di misura fondamentali del sistema internazionale (SI)

➤ lunghezza	metro	m
➤ massa	kilogrammo	kg
➤ tempo	secondo	s
➤ corrente elettrica	ampère	A
➤ temperatura	Kelvin	K
➤ intensità luminosa	candela	cd
➤ quantità di sostanza	mole	mol

➤ energia	joule	J	$[kg\ m^2\ s^{-2}]$
➤ forza	newton	N	$[kg\ m\ s^{-2}]$
➤ frequenza	hertz	Hz	$[s^{-1}]$
➤ potenza	watt	W	$[J\ s^{-1}]$
➤ carica elettrica	coulomb	C	$[A\ s]$
➤ differenza di potenziale	volt	V	$[J\ C^{-1}]$
➤ pressione	pascal	Pa	$[N\ m^{-2}]$
➤ densità			$[kg\ m^{-3}]$
➤ resistenza	ohm	Ω	$[V\ A^{-1}]$
➤ capacità elettrica	farad	F	$[C\ V^{-1}]$

Unità SI derivate

N.B. nell'esame scritto i calcoli senza unità di misura sono considerati errore

Unità non-SI e fattori di conversione

Pressione : unità SI = Pa (N m^{-2})

Unità non-SI	Simbolo	Fattore di conversione
Torricelli	torr o mmHg	$1.333 \cdot 10^2$ Pa
Atmosfera	atm	$1.013 \cdot 10^5$ Pa
Millibar	mbar	$1.000 \cdot 10^2$ Pa
Pollici di acqua	inch (H_2O)	$2.491 \cdot 10^2$ Pa

energia: unità SI = J

Unità non-SI	Simbolo	Fattore di conversione
Chilowatt-ora	Kwh	$3.600 \cdot 10^6$ J
kilocaloria	Kcal	$4.184 \cdot 10^3$ J
Litro atmosfera	l atm	$1.013 \cdot 10^2$ J
Erg	erg	$1.000 \cdot 10^{-7}$ J
Caloria	cal	4.184 J
elettron-volt	eV	$1.602 \cdot 10^{-19}$ J

Prefissi alle unità SI

	Prefisso	Frazione	Simbolo
sottomultipli	atto	10^{-18}	a
	femto	10^{-15}	f
	pico	10^{-12}	p
	nano	10^{-9}	n
	micro	10^{-6}	μ
	milli	10^{-3}	m
	centi	10^{-2}	c
deci	10^{-1}	d	
multipli	deca	10^1	da
	etto	10^2	h
	kilo	10^3	K
	mega	10^6	M
	giga	10^9	G
	tera	10^{12}	T

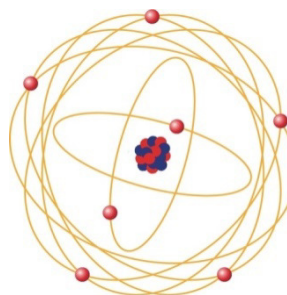


Per esteso, la chimica è la scienza che studia la natura e le proprietà della materia, le **trasformazioni** che essa subisce e le relazioni qualitative e quantitative che intervengono in tali **trasformazioni**.

La trasformazione di sostanze chimiche (**reagenti**) in sostanze chimiche di natura diversa (**prodotti**) è detta **reazione chimica**.

A livello microscopico i fenomeni osservati in una reazione chimica sono interpretati in base alla **teoria atomica della materia** (John Dalton, 1766-1844). **Oggi** sappiamo che:

1) La materia è costituita da atomi



Esempi di formule chimiche:

H₂O (acqua)

la formula ci dice che l'acqua è costituita da due atomi di idrogeno (H) per ogni atomo di ossigeno (O) presente nel campione

Na₂SO₄ (solfato di sodio)

si tratta di un **sale** costituito da 2 atomi di sodio (Na), per ogni atomo di zolfo (S) e quattro di ossigeno (O) presenti nel campione

C₃H₆O (acetone)

in un campione di acetone sono presenti tre atomi di carbonio (C) e sei di idrogeno (H) per ogni atomo di ossigeno

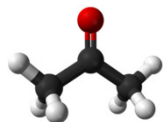
La formula chimica risulta un modo conveniente di definire la **composizione chimica elementare** di una sostanza, primo fondamentale esempio di **proprietà chimica**.

FORMULA MOLECOLARE E FORMULA MINIMA

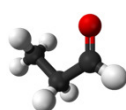
CH₄, H₂O e C₃H₆O sono esempi di **formule molecolari**, nel senso che un campione macroscopico di metano, acqua o acetone è effettivamente formato da singole entità, dette **molecole**, costituite, rispettivamente, da un atomo di C e 4 atomi di H (CH₄), due atomi di H e uno di O (H₂O), tre atomi di C, sei atomi di H e uno di O (C₃H₆O).

Diversamente, per il **sale** Na₂SO₄, ad esempio, questa scrittura esprime "solo" il rapporto di combinazione 2:1:4, rispettivamente, degli elementi sodio (Na), zolfo (S) e ossigeno (O) in questo composto (**formula minima**).

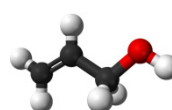
Formula molecolare e formula minima non sono sufficienti per individuare univocamente le specie chimiche. Es. C₃H₆O



ACETONE



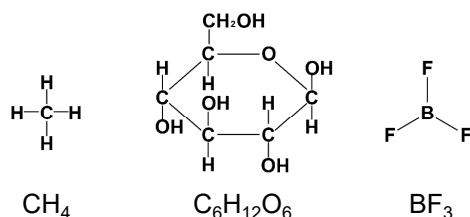
PROPANALE



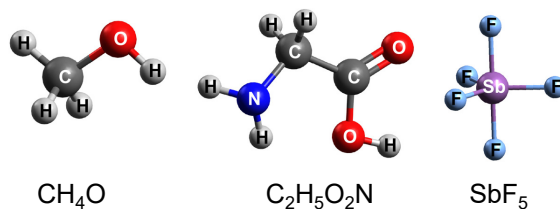
ALCOL ALLILICO

FORMULA DI STRUTTURA

Per i composti molecolari, oltre alla formula molecolare è molto utile rappresentare la **formula di struttura**, che indica il modo in cui i singoli atomi sono legati fra loro nella molecola, sia nel piano:



sia nello spazio tridimensionale:



TRASFORMAZIONI FISICHE E CHIMICHE

Una **trasformazione fisica** non altera la natura chimica delle sostanze coinvolte, ma solo una o più proprietà fisiche (es. lo stato di aggregazione nei passaggi di stato solido-liquido-vapore).

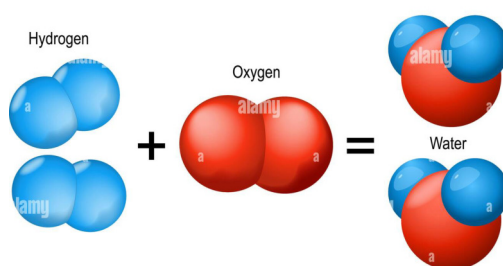
Le **trasformazioni chimiche** o **reazioni chimiche**, invece, modificano la composizione elementare di una o più sostanze (**reagenti**) così da generare sostanze chimiche diverse (**prodotti**).

Oggi sappiamo che le **trasformazioni chimiche non modificano** la natura degli atomi degli elementi coinvolti, ma solo il modo in cui questi sono legati fra loro.

Ne conseguono due importanti conseguenze....

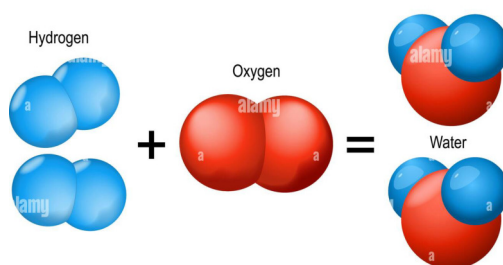
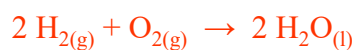
REAZIONI CHIMICHE

- 1) una reazione chimica consiste nella rottura di uno o più legami fra gli atomi legati nelle sostanze reagenti e nella formazione di nuovi legami fra gli atomi che costituiscono le sostanze prodotte.



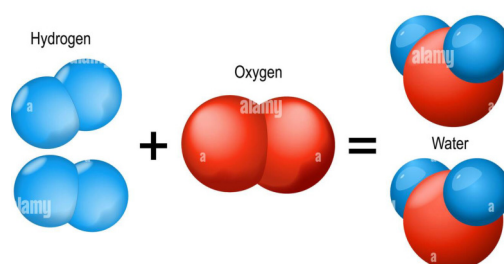
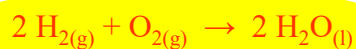
REAZIONI CHIMICHE

- 2) In una reazione chimica, la massa dei reagenti consumati è uguale alla massa dei prodotti formati (**Legge della Conservazione della Massa**).



LEGGE DI CONSERVAZIONE DELLA MASSA

Si può anche formulare dicendo: in una reazione chimica, il numero e il tipo di atomi coinvolti nella rottura dei legami fra i reagenti è lo stesso di quelli coinvolti nella formazione dei prodotti, come esplicitato nell'**equazione chimica**



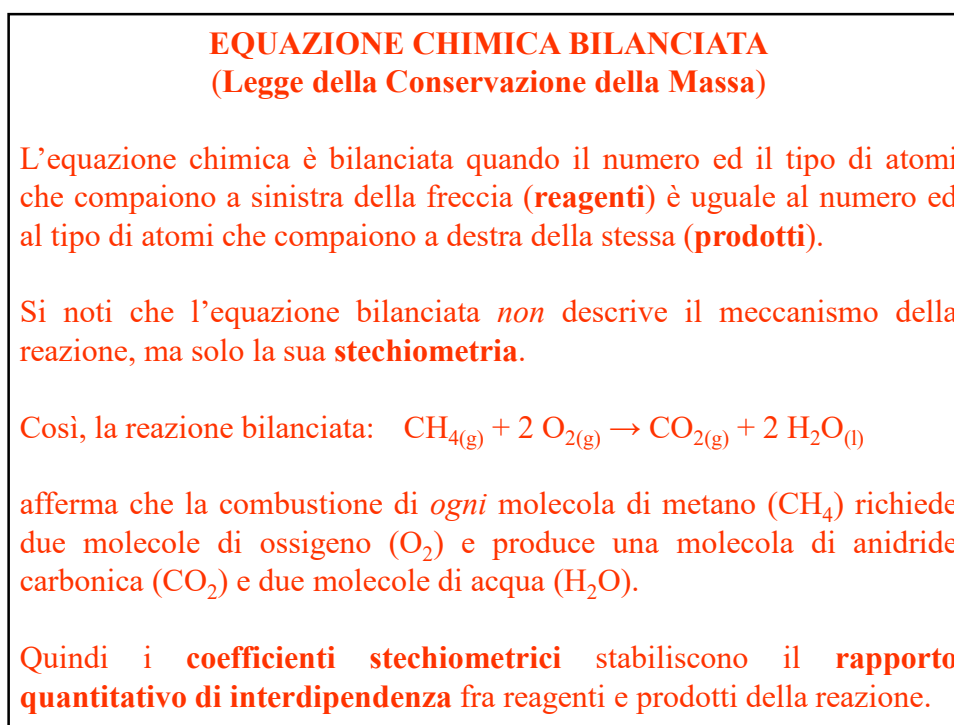
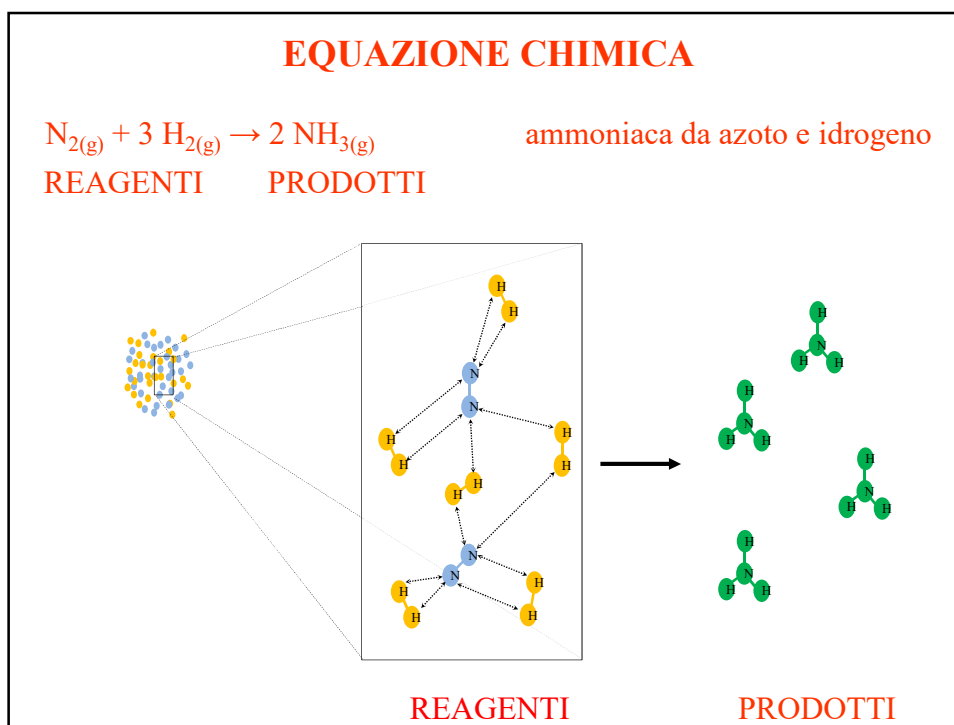
EQUAZIONE CHIMICA

Il simbolismo dell'equazione chimica esprime, anche quantitativamente, ciò che accade in una trasformazione chimica (per la verità, si usa anche nelle trasformazioni fisiche).



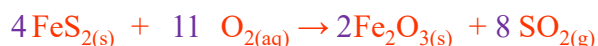
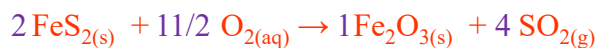
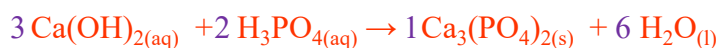
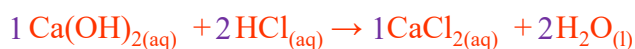
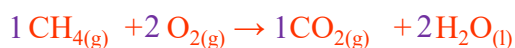
Sono indicati a sinistra i **reagenti** e a destra i **prodotti** della reazione.

Si noti la relazione quantitativa che intercorre fra gli atomi *di uno stesso elemento* fra reagenti e prodotti nella **reazione bilanciata**.



EQUAZIONE CHIMICA BILANCIATA (Legge della Conservazione della Massa)

L'equazione chimica è bilanciata quando il numero ed il tipo di atomi che compaiono a sinistra della freccia (**reagenti**) è uguale al numero ed al tipo di atomi che compaiono a destra della stessa (**prodotti**).



LEGGI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

Legge della Conservazione della Massa (Lavoisier 1789)

*In una reazione chimica, la somma delle masse dei **reagenti consumati** è uguale alla somma delle masse dei **prodotti formati***

Per esempio: 10.0 g di azoto richiedono 11.42 g di ossigeno per formare 21.42 g di ossido di azoto (10.0 + 11.42 = 21.42)

Oggi esprimiamo la reazione bilanciata: $\text{N}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NO}_{(g)}$

la quale ci dice che: *in una trasformazione chimica gli atomi coinvolti cambiano il modo di legarsi fra loro, ma mantengono la loro identità individuale.*

LEGGI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

Legge della Composizione Costante (detta anche Legge delle Proporzioni Semplici, Proust 1799)

*Se due o più elementi si combinano per formare **un determinato composto**, il rapporto tra le loro masse è costante.*

Nell'esempio precedente: 10.0 g di azoto richiedono 11.42 g di ossigeno per formare 21.42 g di ossido di azoto, quindi:

$$N : O = 10.00 : 11.42 = 0.87$$

La legge prevede quindi che:

20.0 g di N₂ richiedono 22.84 g di O₂ per formare 42.84 g di NO
1.0 g di N₂ richiedono 1.142 g di O₂ per formare 2.142 g di NO

essendo sempre $N : O = 20.0 : 22.84 = 1.0 : 1.142 = 0.87$

LEGGI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

Legge della Composizione Costante (detta anche Legge delle Proporzioni Semplici, Proust 1799)

*Se due o più elementi si combinano per formare **un determinato composto**, il rapporto tra le loro masse è costante.*

Oggi sappiamo che in un composto puro la composizione elementare è costante (vedi reazione bilanciata). Quindi, non solo

20.0 g di N₂ richiedono 22.84 g di O₂ per formare 42.84 g di NO

ma è vero anche che

dato un campione di 42.84 g di NO, questo contiene 20.0 g di azoto e 22.84 g di ossigeno.

LEGGI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

Legge delle Proporzioni Multiple (Dalton 1805)

Quando due elementi si combinano per formare più di un composto, le masse di un elemento che si combinano con una stessa massa dell'altro elemento stanno fra di loro in rapporti espressi da numeri interi e piccoli. Ad esempio:

- 10.00 g di N + 11.43 g di O = 21.43 g di NO
- 10.00 g di N + 5.72 g di O = 15.72 g di N₂O
- 10.00 g di N + 17.15 g di O = 27.15 g di N₂O₃
- 10.00 g di N + 22.86 g di O = 32.86 g di N₂O₄
- 10.00 g di N + 28.57 g di O = 38.56 g di N₂O₅

quindi: 11.43 : 5.72 : 17.15 : 22.86 : 28.58 = 2 : 1 : 3 : 4 : 5

LEGGI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

Legge delle Proporzioni Multiple (Dalton 1805)

Quando due elementi si combinano per formare più di un composto, le masse di un elemento che si combinano con una stessa massa dell'altro elemento stanno fra di loro in rapporti espressi da numeri interi e piccoli.

Oggi sappiamo che gli elementi formano i composti chimici combinando un numero intero di atomi.

LEGGI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

Legge di Combinazione dei Volumi (Joseph Gay-Lussac) e Legge di Avogadro

Alla stessa temperatura e pressione (costanti), i volumi di diversi gas reagenti coinvolti in una reazione chimica stanno fra di loro in un rapporto esprimibile da numeri interi e piccoli.

AZOTO + OSSIGENO = OSSIDO DI AZOTO
1 volume 1 volume 2 volumi

IDROGENO + OSSIGENO = VAPOR D'ACQUA
2 volumi 1 volume 2 volumi

AZOTO + IDROGENO = AMMONIACA
1 volume 3 volumi 2 volumi

LEGGI FONDAMENTALI DELLA CHIMICA

Legge di Combinazione dei Volumi (Joseph Gay-Lussac) e Legge di Avogadro

Alla stessa temperatura e pressione (costanti), i volumi di diversi gas reagenti coinvolti in una reazione chimica stanno fra di loro in un rapporto esprimibile da numeri interi e piccoli.

Sulla base di esperimenti come questi Amedeo Avogadro formulò il **postulato** secondo cui: *volumi eguali di gas diversi, nelle stesse condizioni di temperatura e pressione, contengono lo stesso numero di particelle (vedi Leggi dei Gas).*

Oggi l'ipotesi di Avogadro è detta **legge** di Avogadro ed è formulata come segue: *a temperatura e pressione costanti, il volume di un gas è direttamente proporzionale al numero di molecole in esso contenute (come sperimentiamo fin da piccoli gonfiando i palloncini).*

EQUAZIONE CHIMICA BILANCIATA