

ROMA TRE
UNIVERSITÀ DEGLI STUDI

Corso di Chimica

Ingegneria delle Tecnologie per il Mare

Dipartimento di Ingegneria

Docente: Prof. Giovanni Sotgiu

G. Sotgiu

1

Info

Docente canale A-K & L-Z
GIOVANNI SOTGIU
mail: giovanni.sotgiu@uniroma3.it

Ricevimento studenti
su appuntamento (mail)

Sito web
www.sea.uniroma3.it/elchem
<https://moodle1.ing.uniroma3.it>

Testi
A vostra scelta MA..... Testo universitario di Chimica Generale
Esempio:
Tro – Chimica. Un approccio molecolare – EdiSES
Schiavello, Palmisano – Fondamenti di Chimica – EdiSES
Chang, Goldsby – Fondamenti di chimica generale – Mc Graw Hill
.....

Esercizi!!!
Silvestroni, Rallo – Problemi di Chimica Generale – Ed. Masson
Giannoccaro, Doronzo – Elementi di stechiometria – EdiSES

G. Sotgiu

2

Dipartimento di Ingegneria - Sezione Elettronica Applicata

Laboratorio di Elettrochimica
(ELCHEM)

[Didattica](#) *Benvenuti nel sito del Laboratorio di Elettrochimica*

[Info&News](#)

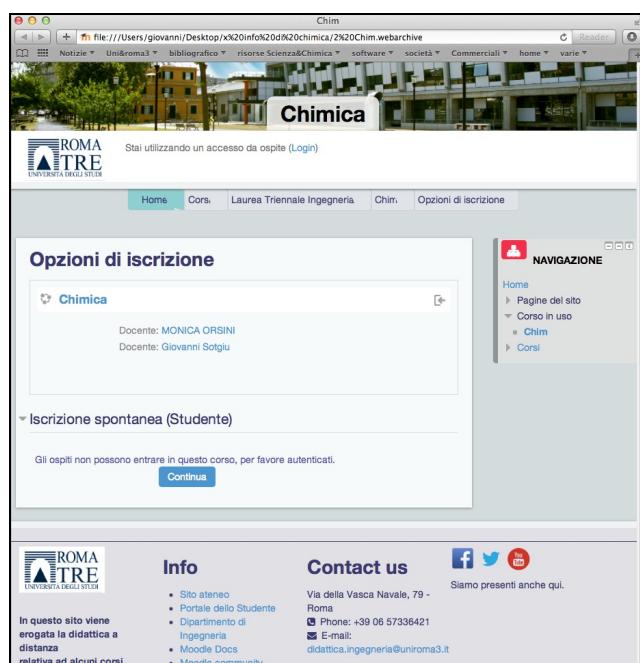
[Ricerca](#) I docenti che afferiscono al laboratorio sono:
– prof.ssa Monica Orsini
(monica.orsini@uniroma3.it)
– prof. Giovanni Sotgiu (responsabile)
(giovanni.sotgiu@uniroma3.it)

[Home](#)



Nel sito troverete le informazioni relative alle attività di ricerca e di didattica svolte dal gruppo

Sito docente: info, programma corsi, voti, etc



Sito moodle di Roma Tre: slides del corso, esercizi, etc.

<https://moodle1.ing.uniroma3.it>

Info

- Si svolgono 2 corsi in parallelo di chimica generale con orari differenti.
- Ogni corso è da 9 CFU ciascuno
- Il semestre: dal 1 marzo 2018 al 14 giugno 2019. Interruzione didattica per il periodo pasquale a partire dal giorno venerdì 19 aprile, le lezioni riprenderanno lunedì 29 aprile.

	lunedì	martedì	mercoledì	giovedì	venerdì
08:00-09:00			Oceanografia fisica e geologia marina (A-K) Paolo Ballato Aula 1	Fisica modulo 2 (A-K) Massimo Santarsiero Aula 1	Disegno (L-Z) Aula 2
09:00-10:00			Oceanografia fisica e geologia marina (A-K) Paolo Ballato Aula 1	Fisica modulo 2 (A-K) Massimo Santarsiero Aula 1	Disegno (L-Z) Aula 2
10:00-11:00		Chimica (A-K) Aula 1	Chimica (A-K) Aula 1	Oceanografia fisica e geologia marina (A-K) Paolo Ballato Aula 1	Disegno (A-K) Paolo Cicconi Aula 1
		Fisica modulo 2 (L-Z) Aula 2	Oceanografia fisica e geologia marina (L-Z) Aula 2	Disegno (L-Z) Aula 2	Chimica (L-Z) Aula 2
11:00-12:00		Chimica (A-K) Aula 1	Chimica (A-K) Aula 1	Oceanografia fisica e geologia marina (A-K) Paolo Ballato Aula 1	Disegno (A-K) Paolo Cicconi Aula 1
		Fisica modulo 2 (L-Z) Aula 2	Oceanografia fisica e geologia marina (L-Z) Aula 2	Disegno (L-Z) Aula 2	Chimica (L-Z) Aula 2
12:00-13:00		Fisica modulo 2 (A-K) Massimo Santarsiero Aula 1	Chimica (L-Z) Aula 2	Disegno (A-K) Paolo Cicconi Aula 1	Chimica (A-K) Aula 1
		Chimica (L-Z) Aula 2		Fisica modulo 2 (L-Z) Aula 2	
13:00-14:00		Fisica modulo 2 (A-K) Massimo Santarsiero Aula 1	Chimica (L-Z) Aula 2	Disegno (A-K) Paolo Cicconi Aula 1	Chimica (A-K) Aula 1
		Chimica (L-Z) Aula 2		Fisica modulo 2 (L-Z) Aula 2	

G. Sotgiu

5

Info

- Gli esami (ed esoneri) per i 2 canali vengono svolti nelle stesse date, con le stesse modalità e con gli stessi contenuti (**stesso esame per tutti**).
- Modalità esami: solo scritto ma tutti quesiti aperti
alcuni esercizi (3-4)
alcune domande di teoria (2-3)
- **Date esami:** *1° appello ≈ 25 giugno*
2° appello ≈ 16 luglio
3° appello ≈ 6 settembre
- **Solo agli studenti del 1° anno → esoneri**
(indicativamente a metà corso)
Date esoneri: *1° esonero: 15 aprile*
2° esonero: 14 giugno

G. Sotgiu

6

Programma

Introduzione

Definizione di sostanza, elementi chimici e loro simboli, n° atomico, n° di massa, isotopi, tavola periodica, composti, molecole e formula chimica.

Misura della quantità di materia

Unità di massa atomica, peso atomico, peso formula, mole, numero di Avogadro; calcolo della percentuale in peso di un composto, calcolo della formula empirica di un composto.

Reazioni chimiche (stechiometria)

Simbolismo, coefficienti stochiometrici, bilanciamento reazioni semplici, rendimento di reazione, reattivo limitante, analisi indiretta.

N° di ossidazione

Elettronegatività, definizione di numero di ossidazione e regole per la sua determinazione; reazioni di ossido-riduzione e loro bilanciamento.

Classificazione composti inorganici

Elementi, ioni monoatomici, ossidi basici, ossidi acidi, idrossidi, idracidi, ossiacidi, sali e reazioni che li formano.

G. Sotgiu

7

Programma

Struttura atomica

Onda stazionaria, dualismo onda-particella per l'elettrone, principio di indeterminazione di Heisenberg, eq. di Schrödinger, funzioni d'onda, orbitali, probabilità, numeri quantici; forma degli orbitali e rappresentazione grafica. Energia degli orbitali, configurazione elettronica ed aufbau, proprietà periodiche, dimensioni atomiche, energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività.

Legame chimico

Definizione di legame chimico secondo la teoria di Lewis, legame ionico, legame covalente, energia di legame, distanza di legame, ordine di legame. Regole per la costruzione della struttura molecolare (regola dell'ottetto), carica formale, risonanza ed energia di risonanza, eccezioni alla regola dell'ottetto, legame dativo; disposizione spaziale delle molecole, teoria VSEPR. Teoria del legame di valenza VB, legame di tipo σ e di tipo π, orbitali ibridi.

Stati di aggregazione della materia

Stato solido: solidi cristallini e amorfi; solidi metallici, legame metallico, proprietà; solidi ionici, proprietà; solidi molecolari, forze intermolecolari, legame idrogeno; solidi covalenti

Stati di aggregazione della materia. Stato gassoso: definizione di pressione, volume e temperatura e loro unità di misura, modello ed equazione del gas perfetto, volume molare, densità assoluta e relativa; miscele gassose, legge di Dalton, pressioni parziali.

G. Sotgiu

8

Programma

Introduzione alla Termodinamica

Definizione di sistema termodinamico: tipo e stato; Variabili termodinamiche; Trasformazioni reversibili ed irreversibili; rappresentazione grafica; Equilibrio Termico. Calorimetria: Principio zero della Termodinamica; Capacità termica e calore specifico. Primo Principio della Termodinamica: Definizione di funzione di stato; Funzione Energia Interna U; Trasferimenti di energia: calore e lavoro; Lavoro meccanico: espansione di un gas perfetto, lavoro per processi reversibili e irreversibili, rappresentazione grafica. Trasformazioni isocore, isobare, adiabatiche.

Termochimica

Definizione della funzione di stato. ENALPIA H. Entalpia di una reazione chimica: entalpia di reazione. Entalpia molare e stato standard; entalpia molare standard degli elementi. Legge di Hess. Stima dell'energia di legame. Ciclo di Born-Haber
Secondo Principio della Termodinamica: Descrizione qualitativa; Enunciati di Kelvin e Clausius; Teorema di Clausius. Temperatura termodinamica assoluta. Definizione di Entropia; aumento dell'entropia. Criterio per spontaneità e interpretazione statistica. Definizione di ENERGIA LIBERA G. Terzo principio della termodinamica.

Programma

Stati di aggregazione della materia: stato liquido.

Fattori influenzanti lo stato di aggregazione; tensione di vapore: descrizione qualitativa e dipendenza dalla temperatura eq. di Clapeyron. Diagrammi di stato per sostanze pure: Trasformazioni da uno stato all'altro, punto triplo, punto critico, curva di raffreddamento a pressione costante, misura della varianza.

Soluzioni

Definizione e tipologia delle soluzioni, definizione di soluzione liquida ideale; misura della concentrazione: molarità, molalità, frazioni molari, percentuale in peso.
Proprietà delle soluzioni. Legge di Raoult per miscele di liquidi completamente miscibili e diagramma di stato T in funzione della concentrazione calcolo delle quantità relative; proprietà colligative per soluti non volatili elettroliti forti e non elettroliti, pressione osmotica, curva di raffreddamento per soluzioni.

Equilibri chimici.

Definizione di equilibrio chimico, costante di equilibrio (K_p e K_c), definizione; termodinamica dell'equilibrio chimico; quoziente di reazione, significato di K, relazione tra K_p e K_c , principio dell'equilibrio mobile influenza della pressione e delle concentrazioni), legge di Van't Hoff (dipendenza di K dalla temperatura); equilibri eterogenei. Dissociazioni: dissociazione gassosa, grado di dissociazione, elettroliti deboli in soluzione.

Programma

Soluzioni di elettroliti forti e deboli

Acidi e Basi secondo Arrhenius e Brönsted-Lowry; forza degli acidi e delle basi; prodotto ionico dell'acqua; definizione di pH; coppia acido-base coniugata e relazione tra K_a e K_b ; calcolo del pH di una soluzione di un acido forte e di una base forte anche molto diluita), un acido debole e una base debole. Idrolisi salina: calcolo del pH per sali che producono soluzioni neutre, sali che producono soluzioni acide e sali che producono soluzioni basiche; soluzioni tampone. Equilibrio eterogeneo solido-liquido in ambiente acquoso: solubilità di un sale, soluzione satura, composti poco solubili, effetto ione comune.

Eletrochimica

Cella galvanica, ponte salino, Equazione di Nernst, calcolo della forza elettromotrice di una pila, elettrodo standard a idrogeno, potenziali standard di riduzione, pile a concentrazione ed altri tipi. Elettrolisi, legge di Faraday, cenni sulla corrosione.

Intro

Unità standard

Grandezza fisica	Simbolo della grandezza fisica	Nome dell'unità SI	Simbolo dell'unità SI	Altre
Intensità di corrente elettrica	I, i	ampere	A	
Intensità luminosa	I_v	candela	cd	
Lunghezza	L	metro	m	
Massa	m	chilogrammo	kg	
Quantità di sostanza	n	mole	mol	
Temperatura termodinamica	T	kelvin	K	$^{\circ}\text{C}$ $K = ^{\circ}\text{C} + 273.15$
Intervallo di tempo	t	secondo	s	

Intro				
Prefissi				
multipli				
etto	h	100	10^2	
deca	da	10	10^1	
sotto-multipli				
chilo	k	1 000		10^3
deci	d	0.1		10^{-1}
centi	c	0.01		10^{-2}
milli	m	0.001		10^{-3}
micro	m	0.000 001		10^{-6}
nano	n	0.000 000 001		10^{-9}
pico	p	0.000 000 000 001		10^{-12}
femto	f	0.000 000 000 000 001		10^{-15}
atto	a	0.000 000 000 000 000 001		10^{-18}

G. Sotgiu

13

Intro								
Unità derivate								
Volume								
Volume è una misura dello spazio m^3								
1 litro (L) = 1000 mL = 1000 cm^3								
Densità								
$\text{densità} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} = \frac{m}{V}$	proprietà intensiva, cioè indipendente dalla quantità di sostanza <i>La massa, al contrario, è una proprietà estensiva, che dipende dalla quantità della sostanza</i>							
Nel SI: unità per densità è: kg/m^3								
La densità per liquidi e solidi è spesso riportata in g/cm^3 o g/mL								
<i>Ricorda!</i>								
<ul style="list-style-type: none"> • cm^3 e mL sono unità equivalenti, cioè $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$ • $d (\text{kg}/\text{L}) = d (\text{g}/\text{cm}^3)$ 								
$d(\text{Acqua}) = 1.00 \text{ (g/cm}^3\text{)}$ (a 4 °C)								

G. Sotgiu

14

Intro

Unità derivate

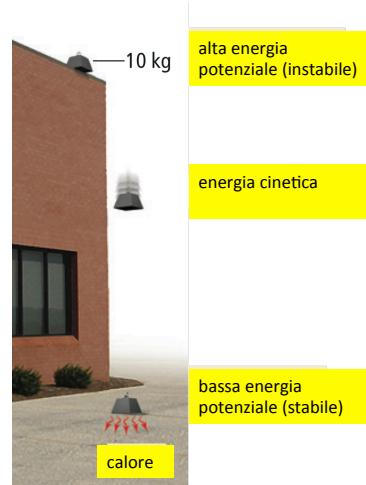
Energia L'energia è la capacità di fare lavoro. Il lavoro è definito come l'azione di una forza attraverso una distanza.

L'energia totale di un oggetto è una somma della sua energia **cinetica** (l'energia associata al suo movimento) e della sua energia **potenziale** (l'energia associata alla sua posizione o composizione)

L'energia **termica** è l'energia associata alla temperatura di un oggetto. L'energia termica è in realtà un tipo di energia cinetica perché è associata al movimento dei singoli atomi o molecole che costituiscono un oggetto.

Leggi che governano gli scambi energetici

- 1) la conservazione dell'energia
- 2) la tendenza dei sistemi con un'elevata energia potenziale a cambiare in modo da ridurre la loro energia potenziale



G. Sotgiu

15

Intro

L'affidabilità di una misura

Le misure scientifiche sono riportate in modo che ogni cifra sia certa tranne l'ultima, che è stimata.

5.213
certe stimate

Il numero di cifre riportato in una misura dipende dal dispositivo di misurazione.

Cifre significative

Maggiore è il numero di cifre significative, maggiore è la certezza della misurazione.

Ad esempio

23.5 ha tre cifre significative

23.56 ha quattro cifre significative (più preciso)

Regole cifre significative

1. Tutte le cifre diverse da zero sono significative. $\xrightarrow{28.03}$ 0.0540
2. Gli zero interni (zero tra due cifre diverse da zero) $\xrightarrow{408}$ 7.0301 sono significativi.
3. Gli zero iniziali (zero a sinistra della prima cifra diversa da zero) non sono significativi. Servono solo a localizzare il punto decimale. $\xrightarrow{0.0032}$ 0.00006
non significative
4. segue...

G. Sotgiu

16

Intro

L'affidabilità di una misura

Regole cifre significative

4. Gli zero finali (zero alla fine di un numero) sono classificati come segue:

- Gli zero finali dopo un punto decimale sono sempre significativi
 - Gli zero finali prima di un punto decimale (e dopo un numero diverso da zero) sono sempre significativi.
 - Gli zero finali prima di un punto decimale implicito sono ambigui e dovrebbero essere evitati utilizzando la notazione scientifica.
- | | |
|---------------------|-----------------------|
| 1200 | ambiguo |
| 1.2×10^3 | 2 cifre significative |
| 1.20×10^3 | 3 cifre significative |
| 1.200×10^3 | 4 cifre significative |

G. Sotgiu

17

Intro

esempi

L'affidabilità di una misura

Moltiplicazione o divisione

il risultato riporta lo stesso numero di cifre significative del fattore con il minor numero di cifre significative.

$$\begin{array}{r} 1.052 \\ \times 12.504 \\ \hline 12.504 \end{array} \quad \begin{array}{r} 0.53 \\ \times 6.7208 \\ \hline 6.7208 \end{array} = 6.7$$

(4 sig. figures) (5 sig. figures) (2 sig. figures) (2 sig. figures)

Somma o sottrazione

il risultato avrà lo stesso numero di cifre decimali della quantità con il minor numero di cifre decimali.

$$\begin{array}{r} 2.345 \\ 0.07 \\ + 2.9975 \\ \hline 5.4125 \end{array} = 5.41 \quad \begin{array}{r} 5.9 \\ - 0.221 \\ \hline 5.679 \end{array} = 5.7$$

Arrotondamento: si arrotonda al numero giusto di cifre significative, verso il basso se l'ultima cifra scesa è quattro o meno; verso l'alto se l'ultima cifra è cinque o più.

Per evitare errori di arrotondamento nei calcoli a più fasi, arrotondare solo la risposta finale: non arrotondare i passaggi intermedi. Se si scrivono risposte intermedie, tenere traccia delle cifre significative sottolineando la cifra meno significativa.

dovendo arrotondare a due cifre:

- 5.37 diventa 5.4
- 5.34 diventa 5.3
- 5.35 diventa 5.4
- 5.349 diventa 5.3

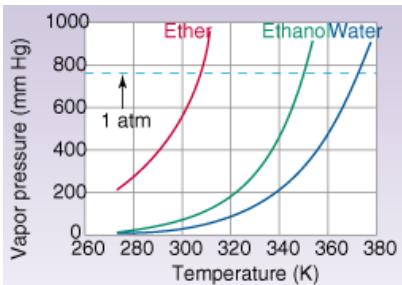
Ricorda: per la moltiplicazione o la divisione, la quantità con il minor numero di cifre significative determina il numero di cifre significative nella risposta; per addizione e sottrazione, la quantità con il minor numero di decimali determina il numero di punti decimali nella risposta.

G. Sotgiu

18

Intro

Costruzione - interpretazione di un grafico



sugli assi:
grandezze
unità di misura

Altre nozioni di base

Concetto di forza
spostamento
energia

Concetto di disuguaglianza
proporzioni
equazione di 2° grado
(implicita ed esplicita)
derivata
integrale
studio di funzione
(crescente e
decrescente)

G. Sotgiu

19

Intro & Stechiometria

CHIMICA

Studio della materia (composizione, struttura e proprietà) e dei suoi cambiamenti (trasformazioni)

Azione: su due livelli

- *macroscopico* (proprietà e trasformazioni della materia visibile)
- *microscopico* (interpretazione dei fenomeni a partire dai più piccoli componenti)

Materia: tutto ciò che possiede massa ed occupa spazio costituendo l'universo fisico

Proprietà della materia

- *fisiche*: senza alterarne l'identità (massa, temperatura, durezza, colore)
- *chimiche*: attitudine a tramutarsi

Stati della materia

- *solido* (forma rigida)
- *liquido* (forma fluida, dalle superfici ben definite, assume forma del recipiente)
- *gas* (forma fluida, tende a riempire tutto il recipiente che lo contiene)

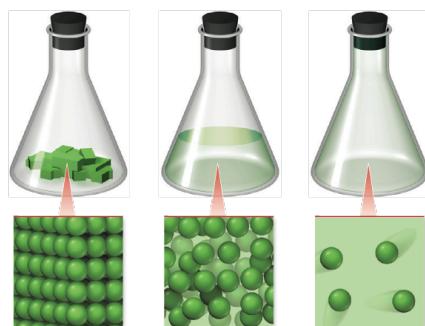
G. Sotgiu

20

Intro & Stechiometria

Stati della materia

- *solido*
- *liquido*
- *gas*



Nei solidi, gli atomi o le molecole si mantengono vicini l'uno all'altro in posizioni fisse. Sebbene gli atomi e le molecole in un solido vibrino, non si muovono. Di conseguenza, un solido ha un **volume fisso e una forma rigida**

Nei liquidi, gli atomi o le molecole si distribuiscono più o meno come fanno nei solidi, ma sono liberi di muoversi l'uno rispetto all'altro, dando ai liquidi un **volume fisso ma non una forma fissa**. I liquidi assumono la forma dei loro contenitori

Nei gas, gli atomi o le molecole hanno molto spazio tra loro e sono liberi di muoversi l'uno rispetto all'altro, rendendo i gas comprimibili. I gas assumono sempre la **forma e il volume dei loro contenitori**.

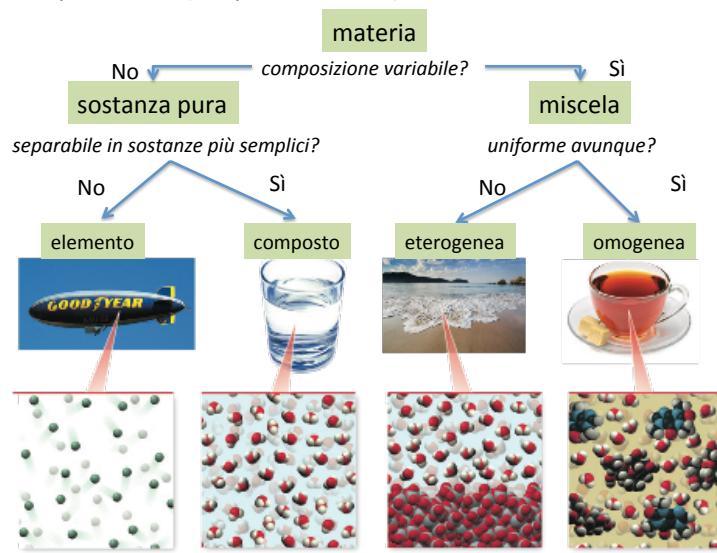
G. Sotgiu

21

Intro & Stechiometria

Sostanza: singola forma di materia pura (stessa composizione anche microscopicamente) diversi stati di aggregazione (*solido, liquido, gassoso*)

Miscele: due o più sostanze (composti o elementi) che formano un certo materiale.



G. Sotgiu

22

Leggi fondamentali (storiche) della Chimica

1789 - Antoine Lavoisier - **Legge della conservazione della materia**

In una reazione chimica, la materia non si crea né si distrugge

1797 - Joseph Proust - **Legge delle proporzioni definite**

Tutti i campioni di un determinato composto, indipendentemente dalla loro origine o dal modo in cui sono stati preparati, hanno le stesse proporzioni dei loro elementi costitutivi.

1804 - John Dalton - **Legge delle proporzioni multiple**

Quando due elementi (A e B) formano due composti diversi, le masse dell'elemento B che si combinano con 1 g dell'elemento A possono essere espresse come un rapporto di piccoli numeri interi.



Teoria atomica di Dalton (1766-1844)

- Ogni elemento è composto da minuscole particelle indistruttibili chiamate **atomi**
- Tutti gli atomi di un dato elemento hanno **la stessa massa e identiche altre proprietà** che li distinguono dagli atomi di altri elementi.
- Gli atomi si combinano in semplici rapporti di **numero intero** per formare **composti**.
- Una **trasformazione chimica** consiste in un riarrangiamento di atomi; nessun atomo è creato, distrutto o modificato.

Atomi ed elementi

Elementi

- sostanze composte da un solo tipo di atomi
- poco più di 100 tipi diversi

Nome (es.: ossigeno, azoto, rame)

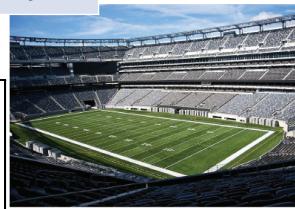
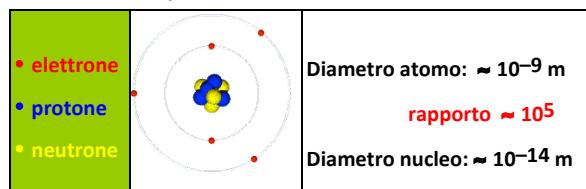
Simbolo (es: O, N, Cu)

Struttura atomica: ogni atomo è costituito da un numero variabile di particelle subatomiche, a seconda del tipo di elemento

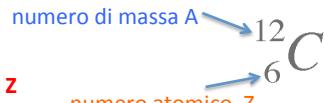
Particella	Simbolo	Carica (coulomb)	Massa (grammi)
ELETTRONE	e ⁻	-1,6·10 ⁻¹⁹	9,1·10 ⁻²⁸
PROTONE	p ⁺	+1,6·10 ⁻¹⁹	1,67·10 ⁻²⁴
NEUTRONE	n	nulla	1,67·10 ⁻²⁴

rapporto $\approx 1 \cdot 10^{-3}$

Distribuzione delle particelle subatomiche:



Intro &
Stechiometria



NUMERO ATOMICO: numero di protoni su di un nucleo ⇒ Z

NUMERO DI MASSA: numero totale di protoni e neutroni ⇒ A

ISOTOPI: atomi aventi lo stesso numero di protoni (Z) ma differente numero di neutroni

NUCLIDE: indica una singola specie nucleare, caratterizzata da un numero atomico Z , da un numero di massa A e da un particolare stato energetico. Ci sono circa 1440 nuclidi noti, tra i quali 280 sono stabili

Ad esempio l'idrogeno ha tre isotopi:

^1H	idrogeno	1 protone	nessun neutrone
^2H	deuterio	1 protone	1 neutrone
^3H	trizio	1 protone	2 neutroni

Gli elementi presenti in natura sono in genere miscele di isotopi:

Cloro ^{35}Cl 75,8% ^{37}Cl 24,2 %

Abbondanza relativa: frazione del numero totale di atomi di un dato isotopo.

Intro &
Stechiometria

Isotopi naturali di alcuni elementi

Nuclide	Massa relativa	% di nuclidi
^1H	1,007825	99,985
^2H	2,014102	0,015
^3He	3,016030	$\sim 10^{-4}$
^4He	4,002604	~ 100
^6Li	6,015126	7,42
^7Li	7,01605	92,58
^9Be	9,012186	~ 100
^{10}Be	10,013535	tracce
^{10}B	10,012939	19,6
^{11}B	11,009305	80,4
^{11}C	11,011433	tracce
^{12}C	12,	98,89
^{13}C	13,003354	1,11
^{14}C	14,003142	tracce

Ioni

Nell'atomo neutro il numero di elettroni è uguale a quello di protoni.

Atomi che hanno ceduto o acquistato elettroni rispetto all'atomo neutro si dicono ioni:

 A^{+n}

Catione

 B^{-m}

Anione

TAVOLA PERIODICA

Disposizione elementi: Righe = PERIODI (Z crescenti)
 Colonne = GRUPPI (analogie chimiche)

Tavola Periodica degli elementi

Periodo	Gruppi																		Nome				
	Metalli Alcalini		Metalli Alcalino-Terrosi		Alogenzi		Gas Nobili		Elementi di Transizione		Metalloidi / Non Metalli		Ossigeno		Azoto		Carbonio		Boro				
	1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIIB	7 VIIIB	8 VIIIIB	9 VIIIIB	10 VIIIIB	11 IB	12 IIIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA					
1	H	Li	Be	Na	Mg	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
2	Li	Be	Li	Be	Na	Mg	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Zn	Al	Si	P	S	Cl	Ar
3	Na	Mg	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Te	I	Xe		
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Te	I	Xe			
5	Rb	Sr	Y	La	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe					
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	U	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn					
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn											

STATI DI AGGRESSIONE a 20 °C

- SOLIDI
- LIQUIDI
- GASSOSI
- ARTIFICIALI

Serie dei Lantandri

Serie degli Attinidi



Intro &
Stechiometria

TAVOLA PERIODICA

E' consuetudine dividere gli elementi in tre categorie:

- ❖ metalli
- ❖ non metalli
- ❖ semimetalli

Nella tavola periodica essi occupano zone diverse.

La tavola periodica è un pratico strumento che correla le proprietà degli elementi in modo sistematico e ci aiuta a prevederne il comportamento chimico.

Un *elemento metallico o semimetallico* è rappresentato dal solo simbolo (es. Fe, Al, ecc.).

Un *elemento non metallico* può presentarsi sotto forma di molecola poliatomica. In tal caso, si usa un pedice alla destra del simbolo dell' elemento che indica il numero di atomi di tale elemento presenti nella molecola.

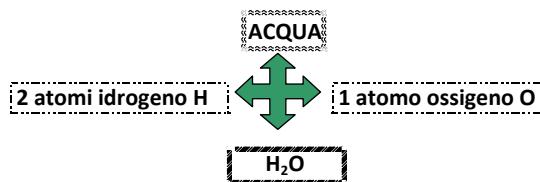
Intro &
Stechiometria

Una molecola è un aggregato di due o più atomi (di solito non metalli) in una disposizione definita, tenuti insieme da forze chimiche chiamate legami chimici.

Una molecola può contenere atomi dello stesso elemento o atomi di due o più elementi uniti insieme secondo un rapporto fisso.

Molecola: aggregato di atomi legati insieme, elettricamente neutro.

Un composto è costituito da due o più elementi chimicamente legati in proporzioni definite e costanti.(es. H_2O) (legge delle proporzioni definite e costanti)



Formula chimica del composto

**Intro &
Stechiometria**

Formula molecolare: indica il numero esatto di atomi di ogni elemento nella più piccola unità di sostanza.

Nella formula molecolare viene riportato il simbolo degli atomi costituenti la molecola, seguito in basso a destra dal numero reale di atomi contenuti nella molecola es. HCl, H₂O, NH₃

Formula empirica (o formula minima): indica quali elementi sono presenti nella molecola e il più semplice rapporto in numeri interi tra i loro atomi

Ad esempio: Per l'acqua ossigenata H₂O₂ la formula empirica o minima sarebbe OH.

Formula di struttura: mostra come gli atomi in una molecola sono legati gli uni agli altri.

**Intro &
Stechiometria**

Unità di massa atomica (uma)

rappresenta la dodicesima parte della massa di un atomo di ¹²C ; assume il nome di Dalton (Da).

$$1 \text{ uma} = 1 \text{ Da} = 1,66054 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Peso atomico (o massa atomica)

per un certo elemento rappresenta il rapporto tra la sua massa (media pesata) rispetto alla dodicesima parte della massa di un atomo di ¹²C

Cloro: 2 isotopi stabili $\left\{ \begin{array}{l} {}^{35}\text{Cl} \text{ abbondanza: 75,77\%} \\ {}^{37}\text{Cl} \text{ abbondanza: 24,23\%} \end{array} \right.$

$$P.A.(Cl) = \frac{35 \cdot 75,77 + 37 \cdot 24,23}{100} = 35,45$$

Peso formula (o peso molecolare o massa molecolare)

rappresenta il peso di una molecola di sostanza espressa in Da

$$PF = \sum_i PA_i \cdot x_i$$

x rappresenta il pedice dell'atomo i-esimo

$$\text{H}_2\text{O} : PF = 1 \cdot 2 + 16 \cdot 1 = 18$$

$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 : PF = 12 \cdot 6 + 1 \cdot 12 + 16 \cdot 6 = 180$$

Intro &
Stechiometria

Mole:

unità di misura della quantità di sostanza nel S.I.

1 mole rappresenta la quantità di sostanza che contiene un numero di particelle pari al numero di atomi contenuti in 12,0 g di $^{12}_6C$

$$\text{Numero di Avogadro: } N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$$

$$n = \frac{\text{massa(grammi)}}{PF}$$

Esempio 1

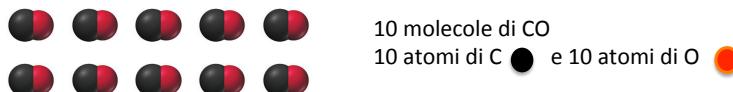
In 2,0 g di CO quanti grammi abbiamo di C e quanti di O? [PA(C)=12; PA(O)=16]

2,0 grammi di CO corrispondono a $n(\text{CO}) = 2,0/28 = 0,071 \text{ mol}$

Poiché ogni molecola di CO è formata da 1 atomo di C e 1 atomo di O, allora si ha:

$$n(\text{C}) = 0,071 \text{ mol} \quad q(\text{C}) = n \cdot \text{PA} = 0,071 \cdot 12 = 0,857 \text{ g}$$

$$n(\text{O}) = 0,071 \text{ mol} \quad q(\text{O}) = n \cdot \text{PA} = 0,071 \cdot 16 = 1,143 \text{ g}$$



G. Sotgiu

33

Intro &
Stechiometria

Esempio 2

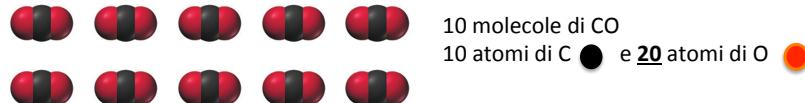
In 2,0 g di CO_2 quanti grammi abbiamo di C e quanti di O? [PA(C)=12; PA(O)=16]

2,0 grammi di CO_2 corrispondono a $n(\text{CO}_2) = 2,0/44 = 0,0454 \text{ mol}$

Poiché ogni molecola di CO_2 è formata da 1 atomo di C e 2 atomi di O, allora si ha:

$$n(\text{C}) = 0,0454 \text{ mol} \quad q(\text{C}) = n \cdot \text{PA} = 0,0454 \cdot 12 = 0,545 \text{ g}$$

$$n(\text{O}) = 2 \cdot 0,0454 \text{ mol} \quad q(\text{O}) = n \cdot \text{PA} = 2 \cdot 0,0454 \cdot 16 = 1,455 \text{ g}$$

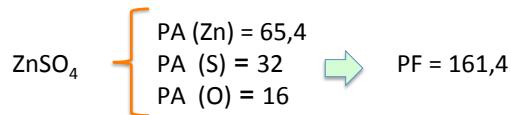


G. Sotgiu

34

Intro &
Stechiometria

Calcolo della percentuale in peso di un composto



$$\text{percentuale in peso} \quad \%_q(i) = \frac{q_i}{q_{tot}} \cdot 100$$

$$\begin{aligned} \%(\text{Zn}) &= 65,4 \cdot 100/161,4 = 40,5\% \\ \%(\text{S}) &= 32 \cdot 100/161,4 = 19,8\% \\ \%(\text{O}) &= 16 \cdot 4 \cdot 100/161,4 = 39,7\% \end{aligned}$$

G. Sotgiu

35

Intro &
Stechiometria

Calcolo della formula minima di un composto

Analisi Ponderale



% in peso degli elementi

Formula empirica



rapporti molari minimi

Esempio:

Dato sperimentale (Analisi ponderale): composizione percentuale in peso

Elemento	C	H	O
% in peso	40,00	6,66	53,33

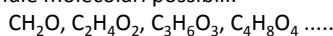
Rapporti molari

Elemento	C	H	O
	40,00/12	6,66/1	53,33/16
	3,33	6,66	3,33
	1	2	1

Formula empirica:



formule molecolari possibili:



G. Sotgiu

36