

PRE CORSO in CHIMICA GENERALE (settembre 2022)

Prof. Pietro FAVIA

Dipartimento di Chimica, Università di Bari
CAMPUS UNIBA, via Orabona 4, 70126, Bari
stanza 306, 3° piano, *pietro.favia@uniba.it*

<https://www.uniba.it/it/docenti/favia-pietro/attivita-didattica>
materiale didattico del pre-corso di Chimica Generale
e del corso di Chimica Generale ed Inorganica con Laboratorio (L27 Chimica)

PREMESSA e SUGGERIMENTI

Lo studio universitario, organizzato in due semestri all'anno - Ottobre-Gennaio e Marzo-Giugno - richiede molta costanza per seguire giorno per giorno le lezioni in aula e studiare a casa, in modo da poter dare il massimo numero di esami a Febbraio e tra Giugno e Settembre, nei periodi in cui non ci sono lezioni. Questo è vero per tutti i Corsi di Studio (CdS), e lo è ancora di più per le Lauree STEM (Science, Technology, Engineering, Mathematics). Frequenza e studio giornalieri permettono di apprendere gradatamente, prima e meglio; di assorbire differenze di background tra studenti provenienti da scuole diverse; e di abituarsi ai ritmi universitari.

Rispetto alla Scuola Superiore, lo studente universitario ha la necessità di diventare al più presto autonomo per valutare da sé i progressi e l'avanzamento delle conoscenze, in modo da poter dare gli esami in tempo e con profitto. Pur essendo spesso previsti dal docente momenti di verifica intermedia della preparazione, diversamente dalla Scuola superiore, all'università la valutazione resta limitata al momento dell'esame. La **partecipazione attiva** alle lezioni e le occasioni di ricevimento dei docenti e dei tutor permettono comunque momenti di confronto

e di chiarimento, ai quali lo studente non dovrebbe rinunciare. Il numero di studenti dei corsi STEM, inoltre, permette una qualità della frequenza e un rapporto col docente simili alla Scuola.

Studiare da soli o in compagnia ? Il confronto è fondamentale, soprattutto all'inizio dell'esperienza universitaria, per imparare a valutare il grado di avanzamento delle proprie conoscenze. Lo studio in compagnia, negli spazi universitari o a casa, è quindi suggerito almeno occasionalmente, anche per praticare ed esercitare il linguaggio delle nuove discipline cui ci si sta avvicinando.

Il CdS in Chimica offre al primo semestre **due corsi fondamentali di Chimica Generale**, per un totale di 14 crediti, per affrontare i quali non è indispensabile un background scolastico specifico nelle materie chimiche, ma piuttosto una conoscenza pratica almeno discreta dell'algebra (fino ai **logaritmi** e alle **equazioni di 2° grado**), e una buona attitudine allo studio delle materie scientifiche. Oltre a capacità di lettura, di concentrazione, di linguaggio, e di organizzazione.

Questo pre-corso di Chimica Generale, che si terrà tra il 9 e il 21 Settembre 2022 presso il Dipartimento di Chimica UNIBA, è rivolto alle matricole 2022/23 del CdS L27 in Chimica, ma può essere frequentato anche dalle matricole di altri CdS STEM, e da chiunque fosse interessato alla disciplina. Il pre-corso offre un'introduzione alla materia, la descrizione delle **definizioni** iniziali necessarie allo studio della chimica, e i suggerimenti per permettere allo studente un "atterraggio morbido" sul mondo universitario. Una delle raccomandazioni più importanti è quella di studiare (e capire) bene la teoria dietro a ogni argomento prima di affrontarne le esercitazioni numeriche.

Le definizioni in particolare, di una grandezza, di un particolare fenomeno, sono estremamente importanti per lo studio e la comprensione di qualsiasi argomento di qualsiasi disciplina scientifica. Spesso le definizioni sono racchiuse in una formula matematica oltre che in un enunciato. Capire e ricordare le definizioni di una disciplina permette di studiarla e praticarla al meglio sia per la parte teorica che per le esercitazioni

I FERRI DEL MESTIERE

La frequenza di un corso universitario di chimica al primo anno, ma anche negli anni successivi e in seguito, comporta l'uso assiduo della **Tabella Periodica** di Mendeleev, con



nomi, simboli e dati caratteristici di tutti i 118 elementi noti, di cui 90 presenti in natura, nonché con tanti altri dati utili allo studio e alle esercitazioni, nonché alla pratica lavorativa. Tabelle come quelle in figura sono acquistabili nelle librerie specializzate, oppure online. Serve inoltre, per le esercitazioni numeriche del primo anno e degli anni successivi, una **calcolatrice** affidabile, non necessariamente del tipo più avanzato, che sia in grado di calcolare fino alle radici e ai logaritmi. Naturalmente bisogna saperla usare bene ... Ho visto studenti armati delle calcolatrici scientifiche più avanzate sbagliare le più banali operazioni algebriche.

Per lo studio a casa, soprattutto per i corsi che richiedono esercitazioni, come quelli di Chimica Generale al 1° anno, oltre alla Tabella Periodica e alla calcolatrice, serve tanta tanta carta, bianca, riciclata, stampata solo da un lato, di tutti i tipi, insomma, per gli esercizi ma anche per lo studio a casa degli aspetti teorici.

Per le esperienze di laboratorio, previste almeno per un corso ogni semestre, è necessario procurarsi un **camice bianco**, preferibilmente di cotone, da indossare abbottonato con scarpe chiuse. In laboratorio gli studenti verranno dotati dagli istruttori di guanti e occhiali (o schermi

facciali) protettivi. Il camice servirà poi quotidianamente anche durante le Tesi di Laurea Triennale e Magistrale.

Libri di testo Generalmente il docente segue più o meno fedelmente uno o più libri di testo, da cui, oltre che dagli appunti di lezione, lo studente può studiare ed esercitarsi per preparare gli esami. I libri di testo per il corso di Chimica Generale ed Inorganica con Laboratorio (Stechiometria, CdS LT27 Chimica, UNIBA) sono i seguenti:

- Bertini, F. Mani, C. Luchinat, E. Ravera, **Stechiometria. Un avvio allo studio della chimica**, 6a ed. Casa Editrice Ambrosiana;
- A.M. Manotti Lanfredi, A. Tiripicchio, **Fondamenti di Chimica** 2° ed., Casa Editrice Ambrosiana.

E' possibile, naturalmente, usare anche altre fonti, oltre agli appunti di lezione e al materiale didattico messo a disposizione durante il corso

LE UNITA' DI MISURA E I NUMERI

La chimica è una disciplina scientifica, il cui sviluppo nel tempo è legato al **metodo scientifico** introdotto da **Galileo Galilei** nel XVII secolo, e al conseguente uso delle leggi della matematica per la definizione di **teorie ed esperimenti**. In quanto scienza, la chimica usa **numeri** e **grandezze**, fondamentali e derivate, e **unità di misura** per descrivere in modo quantitativo e riproducibile atomi, molecole, reazioni e altri fenomeni descritti nelle discipline scientifiche. Le **grandezze fondamentali e derivate** in uso nella Scienza sono definite nel **Sistema Internazionale**, ormai accettato quasi in tutto il mondo.

TABELLA 1.1 ■ Unità di misura del Sistema Internazionale.

GRANDEZZE FONDAMENTALI		UNITÀ DI MISURA	
Nome	Simbolo	Nome	Simbolo
Lunghezza	<i>l</i>	metro	m
Massa	<i>m</i>	kilogrammo	kg
Tempo, durata	<i>t</i>	secondo	s
Corrente elettrica	<i>I, i</i>	ampere	A
Temperatura termodinamica	<i>T</i>	kelvin	K
Quantità di sostanza	<i>n</i>	mole	mol
Intensità luminosa	<i>I_v</i>	candela	cd

¹ Prima del 1964, l'atmosfera era definita come la pressione (forza per unità di superficie) esercitata sulla base di un cilindro di mercurio alto 76,0 cm, alla temperatura di 0 °C, essendo l'accelerazione gravitazionale 980,665 cm s⁻². La densità del mercurio a 0 °C è 13,5951 g cm⁻³.

Lo studente dovrà al più presto familiarizzare con multipli e sottomultipli e simboli delle unità di misura delle grandezze più comuni usate in chimica e in tecnologia, comprese quelle di altri sistemi (es metro, centimetro, miglio, yarda, piede, pollice, etc per la **lunghezza**; litro, millilitro, pinta, gallone, etc per il **volume**; kilogrammo, grammo, milligrammo, tonnellata, libbra, oncia, etc per la **massa**; atmosfera, torr, pascal, bar, millibar, p.s.i., etc. per la **pressione**, e così via).

Di seguito sono riportate i sottomultipli della grandezza fondamentale S.I. della lunghezza, il metro, e varie unità di misura della pressione, con i diversi fattori necessari per convertire le unità di misura tra di loro.

Unità di misura di LUNGHEZZA	m	cm	μ	m μ	Å
1 metro (m)	1	10 ²	10 ⁴	10 ⁶	10 ¹⁰
1 centimetro (cm)	10 ⁻²	1	10 ²	10 ⁴	10 ⁸
1 micron (μ)	10 ⁻⁴	10 ⁻⁴	1	10 ²	10 ⁴
1 millimicron (m μ)	10 ⁻⁶	10 ⁻⁶	10 ⁻²	1	10
1 Angstrom (Å)	10 ⁻¹⁰	10 ⁻⁸	10 ⁻⁴	10 ⁻¹	1

Unità di misura di PRESSIONE	atm	baria	torr	dine/cm ²	kg/cm ²
1 atmosfera (atm)	1	1,01325	760	1,01325 · 10 ⁶	1,033
1 baria	0,9869	1	750,06	10 ⁶	1,0197
1 torr	1,316 · 10 ⁻⁴	1,333 · 10 ⁻⁴	1	1,333	1,359 · 10 ⁻⁴
1 dine/cm ²	9,869 · 10 ⁻⁷	10 ⁻⁶	7,50 · 10 ⁻⁴	1	1,0197 · 10 ⁻⁶
1 kg/cm ²	0,9678	0,9807	735,56	9,806 · 10 ⁵	1

La mole è certamente l'unità di misura più importante per il chimico, in quanto definisce la quantità di qualsiasi sostanza pari a un **Numero di Avogadro** ($N_{Av} = 6.022 \times 10^{23}$) di individui chimici (atomi, ioni, elettroni, molecole, etc) di qualsiasi massa. La definizione della mole permette di esprimere le reazioni usando gli stessi numeri per definire le quantità macroscopiche (massa di prodotti e reagenti) e quelle microscopiche (numero di atomi e molecole), grazie anche al fatto che pesi atomici e pesi molecolari sono espressi **con lo stesso numero** in grammi/mole (massa di una mole) e in unità di massa atomica (**u.m.a.**, o **Dalton**, massa di atomi e molecole singole). La scrittura della reazione chimica di combustione dell'idrogeno, per esempio, **$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$** vuol dire:

- due moli di H_2 ($m_{H_2} = 2 \text{ mol} \times 2 \text{ g/mol} = 4 \text{ g}$) reagiscono con 1 mole di O_2 ($m_{O_2} = 1 \text{ mol} \times 32 \text{ g/mol} = 32 \text{ g}$) a dare 2 moli di H_2O ($m_{H_2O} = 2 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 36 \text{ g}$);
- due molecole di H_2 ($m_{H_2} = 2 \text{ molecole} \times 2 \text{ u.m.a.} = 4 \text{ u.m.a.}$) reagiscono con 1 molecola di O_2 ($m_{O_2} = 32 \text{ u.m.a.}$) a dare 2 molecole di H_2O ($m_{H_2O} = 2 \text{ molecole} \times 18 \text{ u.m.a.} = 36 \text{ u.m.a.}$).

Atomi e molecole hanno masse anche molto diverse, ma reagiscono tra di loro in rapporti definiti da numeri interi (es 1 a 1, 2 a 1, etc) detti coefficienti stechiometrici.

Definizione: unità di massa atomica l'u.m.a., o Dalton, è la massa di 1/12 di un atomo dell'isotopo ^{12}C . $1 \text{ Dalton} = 1,66054 \times 10^{-27} \text{ g}$.

In chimica i numeri sono spesso espressi in **notazione esponenziale** (es $0.01 = 10^{-2}$; $100 = 10^2$) che permette di quantificare semplicemente le grandezze su intervalli di diversi **ordini di grandezza**. Per lo studio e la pratica della **stechiometria**, in particolare, è indispensabile saper effettuare i calcoli algebrici elementari, equazioni di primo e secondo grado, sistemi di equazioni di primo grado, **logaritmi**. Occorre anche imparare ad arrotondare i numeri, valutare quando e come ha senso **approssimare** i conti, nonché apprezzare l'**accuratezza** e la **riproducibilità** delle misure e dei calcoli. La misura o il calcolo di una grandezza si esprime con il valore della grandezza e l'errore della sua misura; più è accurata una misura, più sarà piccolo l'errore ad essa associata

Grandezza = Valore \pm Errore es. **Volume di un ambiente = $700 \pm 50 \text{ m}^3$**

Di seguito sono riportati simboli e prefissi dei multipli e sottomultipli delle unità di misura, e le corrispondenze in notazione esponenziale.

Prefisso	Simbolo	Fattore moltiplicativo dell'unità di misura
tera	T	10^{12}
giga	G	10^9
mega	M	10^6
chilo	k	10^3
etto	h	10^2
deca	da	10
deci	d	10^{-1}
centi	c	10^{-2}
milli	m	10^{-3}
micro	μ (*)	10^{-6}
nano	n	10^{-9}
pico	p	10^{-12}
femto	f	10^{-15}
atto	a	10^{-18}

Definizione: logaritmo in base 10 di un numero Il logaritmo decimale di un numero è l'esponente al quale bisogna elevare 10 per ottenere il numero stesso. Di seguito alcune proprietà dei logaritmi di uso frequente in stechiometria.

$$\log b = a \quad 10^a = b$$

$$\text{es. } \log 1000 = 3; \quad 10^3 = 1000$$

2) Logaritmo del prodotto	$\log_a (b \cdot c) = \log_a (b) + \log_a (c)$
3) Regola dell'esponente	$\log_a (b^c) = c \log_a (b)$
4) Logaritmo del rapporto	$\log_a \left(\frac{b}{c} \right) = \log_a (b) - \log_a (c)$

ESERCIZI -1

Quanti atomi di idrogeno e di ossigeno ci sono in 10 ml di acqua ?

Si ha un campione di ossidi di ferro FeO ed Fe₂O₃; 1.00 g di miscela viene ridotta a metallo puro, e si ottengono 0.738 g di ferro. Trovare la composizione della miscela originale.

Facendo reagire del rame metallico con acido solforico si ottiene: solfato rameico, anidride solforosa ed acqua. Quanti grammi di rame e quanti grammi di acido solforico al 96% in peso si debbono usare per ottenere 32 g di anidride solforosa ?

Calcolare quanti grammi di idrogeno sono presenti in 0.745 g di acetone (CH₃COCH₃).

In quanti grammi di H₄P₂O₇ sono presenti 2.53 g di fosforo ?

Un ossido dell'uranio contiene il 89,9% del metallo. Determinare la formula minima del composto.

Un campione di una specie chimica contiene 0,193 g di potassio, 0,0693 g di azoto e 0,237 g di ossigeno. Determinare la formula minima del composto.

Un ossoacido dello zolfo contiene il 54,74% di ossigeno ed il 43,89% di zolfo. Calcolarne la formula minima.

Calcolare il volume occupato da 1 tonnellata di acqua, 1 tonnellata di ferro, 1 tonnellata di roccia calcarea, 1 tonnellata di Oro, 1 tonnellata di Uranio

1.000 g di rame, scaldato in presenza di ossigeno molecolare, si trasforma in 1251 g di .ossido. Stabilirne la formula.

Calcolare il peso molecolare della molecola C₂H₄O₂, trascurando i decimali.

Una miscela di ¹H₂O e di ²H₂O (acqua e acqua pesante, D₂O) ha peso molecolare medio di 18,418 u.m.a. Sapendo che la massa atomica di ¹H è 1.008 u.m.a. e quella di ²H (D) è 2.015 u.m.a., calcolare la composizione percentuale della miscela.

45.0 g di una sostanza gassosa esercitano una pressione di 1.52 atm in un recipiente di 7.50 L a 30.0 °C. Calcolare il peso molecolare della sostanza.

Un composto contiene 2.49% di H, 38.24% di P e 59.27% di O ed ha PM = 161,97 u.m.a. Determinarne la formula molecolare.