

<b>Chimica</b>	
<b>CdS</b>	<b>Fisica</b>
CFU	6
ore	60
Semestre	II
Anno	I
Numero medio di studenti	100/canale
Canalizzazione	4 canali
Referente del Gruppo di Lavoro	Ida Pettiti

## 1. RESOCONTO

<b>Calendario degli incontri</b>
26/11/2021 – Assemblea CAD con discussione plenaria
02/12/2021 – Riunione tra Presidente CAD e i docenti di Chimica
17/12/2021 – Discussione al Consiglio CAD

<b>Criticità emerse</b>
<p>Osservazioni dei docenti di Chimica.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- L'insegnamento di CHIMICA è impartito nello stesso semestre degli insegnamenti di Meccanica e Laboratorio di Meccanica che hanno 12 CFU ciascuno e sono molto impegnativi. Gli studenti si preparano moltissimo sia per gli esoneri di questi corsi (smettendo quindi di frequentare le lezioni di CHIMICA a metà del semestre) che per l'esame finale e spesso tendono a trascurare la preparazione in CHIMICA. Vengono quindi a sostenere l'esame come fosse un "tentativo", di conseguenza la bocciatura o il rifiuto di un voto basso diventano quasi una prassi, così come il fatto di ripetere più volte la prova scritta e poi l'orale fino a raggiungere un risultato "accettabile". Con questa tendenza, il lavoro del docente per le sessioni di esame risulta molto più oneroso di quanto previsto.</li> <li>- Al momento non sono previsti esoneri causa Covid, ma fino all'A.A. 2018-19 li abbiamo fatti (2 esoneri per anno) riscontrando un'efficacia altalenante negli anni e dipendente dalla coorte di studenti.</li> </ul> <p>Osservazioni dei docenti di fisica e degli studenti.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- C'è unanime consenso sul fatto che nella formazione di un fisico, in particolare di un fisico sperimentale, la conoscenza della chimica di base sia di estrema importanza. Tuttavia per gli studenti tende ad apparire come un "corpo estraneo".</li> <li>- Problema della collocazione e della parziale sovrapposizione di argomenti con corsi di fisica (termodinamica e meccanica quantistica) successivi.</li> </ul>

<b>Azioni correttive proposte</b>
Da parte dei docenti di Chimica.

- L'unico suggerimento sarebbe quello di non erogare l'insegnamento di CHIMICA nello stesso semestre di Meccanica e Laboratorio di Meccanica.

Questa possibilità è stata presa in considerazione ma al momento non pare praticabile data la struttura del corso di laurea in Fisica.

### Buone pratiche

*Suggerimenti presenti sulle schede iniziali e/o discusse con i CdS*

### Note e commenti

### Programma concordato

- Principi fondamentali della chimica: metodo scientifico, proprietà della materia, misura ed unità di misura, cifre significative. Elementi, composti e miscele, stati di aggregazione della materia, legge di Lavoisier, legge di Proust, teoria atomica di Dalton. Atomi e massa atomica. Concetto di mole, numero di Avogadro, Simboli degli elementi.
- Natura atomica della materia: particelle elementari, massa e carica delle particelle elementari, numero atomico, numero di massa, isotopi. Formula minima, molecolare e di struttura, peso atomico, peso molecolare, calcoli stechiometrici.
- Composti chimici, formule e nomenclatura: composti molecolari e ionici. Stato di ossidazione. Acidi basi e sali, formule chimiche, nomenclatura tradizionale e IUPAC dei principali composti organici ed inorganici.
- Classi di reazioni chimiche: reazioni in fase gassosa ed in soluzione acquosa, reazioni acido base e redox. Reagente limitante. Calcolo stechiometrico, soluzioni e modi per esprimere la concentrazione. Bilanciamento delle reazioni redox: metodo ionico-elettronico. Esempi numerici.
- Stato gassoso: pressione, leggi dei gas ideali ed equazione di stato dei gas ideali, miscele gassose, legge di Dalton, gas reali. Esempi numerici.
- Struttura atomica: modello di Thomson, onde e spettro elettromagnetico, spettri atomici, equazione di Planck, effetto fotoelettrico, quantizzazione dell'energia, atomo di Bohr, cenni di meccanica ondulatoria, equazione di Schrodinger, numeri quantici, orbitali atomici, sistemi multi elettronici.
- Tavola periodica: configurazioni elettroniche degli elementi. Aufbau, proprietà periodiche degli elementi. Dimensioni di atomi e ioni. Energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività e loro variazione nella tabella periodica.
- Legame chimico: teoria di Lewis, legame ionico. Legame covalente: ordine, lunghezza ed energia di legame; legame polare ed elettronegatività. Risonanza. Teoria del legame di valenza (VB), orbitali ibridi e forma delle molecole, teoria VSEPR, strutture di risonanza. Teoria degli orbitali molecolari (MO), metodi LCAO, applicazioni a molecole biatomiche omounucleari ed eteronucleari, ordine di legame. Proprietà magnetiche. Legame metallico. Teoria delle bande.
- Termochimica: calore e lavoro. Primo principio della termodinamica. Calore di reazione ed entalpia. Legge di Hess e sue applicazioni.
- Liquidi e solidi: forze intermolecolari e legami di van der Waals. Interazioni dipolari. Legame ad idrogeno Stato liquido. Solidi ionici, covalenti, metallici e molecolari. Energia reticolare, Ciclo di Born-Haber.

- Termodinamica: trasformazioni spontanee, secondo e terzo principio della termodinamica. Entropia. Trasformazioni reversibili ed irreversibili. Energia libera di Gibbs.
- Equilibrio chimico: equilibrio dinamico, criteri di spontaneità nei processi chimici, derivazione termodinamica della costante di equilibrio. Legge di azione di massa,  $K_p$ ,  $K_x$  e  $K_c$ . Equilibri omogenei ed eterogenei. Principio di Le Chatelier, dipendenza dell'equilibrio dalla pressione, dal volume, dalle concentrazioni e dalla temperatura (legge di van't Hoff). Esempi numerici.
- Equilibri in soluzione: soluzioni di elettroliti, elettroliti forti e deboli, acidi e basi secondo Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis; autoprotolisi dell'acqua, scala del pH. Forza degli acidi e delle basi, correlazione struttura-proprietà. Calcolo del pH di soluzioni di acidi (basi) forti e deboli. Idrolisi salina. Soluzioni tampone. Sali poco solubili: equilibri di solubilità, prodotto di solubilità  $K_{ps}$ , effetto dello ione a comune. Esempi numerici.
- Cinetica chimica: velocità di reazione. Legge cinetica. Ordine di reazione. Dipendenza della velocità dalla temperatura (equazione di Arrhenius), energia di attivazione. Cenni sulla teoria delle collisioni.

Testi consigliati:

1) Kotz, Treichel, Townsend "Chimica" (EdiSES).

2) Whitten, Davis, Peck, Stanley "Chimica" (Piccin) + Wendy Keeney-Kennicutt "Manuale delle soluzioni per Whitten, Davis, Peck, Stanley's Chimica" (Piccin).

## 2. TABELLA SYLLABUS

### 1. I fondamenti della chimica

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
<b>Materia ed energia,</b>	visione molecolare della materia. Misure, Unità di misura, esempi numerici		X		
<b>Stati della materia,</b>	Proprietà chimiche e fisiche, Trasformazioni chimiche e fisiche. Miscele, sostanze, composti ed elementi		X		
	Altro				

### 2. Formule chimiche e composizione stechiometrica

		prerequisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario

<b>nomenclatura</b>	Nomenclatura e formule di composti chimici, numeri di ossidazione, nomenclatura tradizionale e iupac con esempi		X		
<b>Calcolo stechiometrico</b>	Calcolo stechiometrico di base. Pesi atomici e molecolari, mole, numero di Avogadro, determinazione delle formule molecolari, esempi numerici Equazioni chimiche e stechiometria delle reazioni, Calcoli basati sulle equazioni chimiche, Reagente limitante, resa di una reazione, Concentrazione delle soluzioni, diluizione delle soluzioni, esempi numerici		X		
	Altro				

### 3. La struttura degli atomi

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
--	--	---------------	-----------	-----------------------------	----------------

<b>Chimica nucleare</b>	Chimica nucleare, stabilità nucleare, decadimento radioattivo, reazioni nucleari, Radionuclidi, Velocità di decadimento e semivita fissione e fusione			Fisica nucleare e subnucleare	
<b>Teorie atomiche</b>	Particelle fondamentali, isotopi. Equazione di Plank, spettri atomici, Atomo di Bohr, natura ondulatoria dell'elettrone. La visione quantomeccanica dell'atomo, equazione di Schrödinger, numeri quantici,		X	Struttura della materia; Meccanica quantistica	
	Orbitali atomici. Configurazioni elettroniche, struttura elettronica degli atomi, proprietà atomiche e periodicità		X		
<b>Tavola periodica</b>	metalli, non metalli, e metalloidi. Proprietà periodiche degli elementi, Raggi atomici, Energia di ionizzazione, Affinità elettronica, Raggi ionici, Elettronegatività.		X		
	Altro				

#### 4. Le reazioni chimiche

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
<b>Reazioni chimiche e reattività</b>	<b>Reazioni</b> in soluzione acquosa, reazioni in fase gassosa, reazioni di ossidoriduzione, reazioni acido base, reazioni di spostamento, decomposizione e precipitazione.. Bilanciamento reazioni redox. Acidi, basi e Sali, definizioni e reazioni in soluzione acquosa, calcolo delle concentrazioni.		X		
	Bilanciamento delle reazioni e calcolo stechiometrico Esempi numerici		X		
	Altro				

### 5. Il legame chimico

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
<b>Legame ionico e solidi</b>	<b>Legame ionico</b> , energia reticolare, solidi ionici. Solidi amorfi e cristallini, impacchettamento, cenni di cristallografia		X	Struttura della materia	

<b>Legame covalente</b>	Distanze, angoli ed energie di legame, formule di Lewis, regola dell'ottetto, cariche formali, risonanza, teoria del legame di valenza. Legame covalente polare e non polare. Teoria della repulsione delle coppie elettroniche dello strato di valenza, geometria molecolare. Ibridizzazione, Struttura di legame di semplici molecole inorganiche.		X	Struttura della Materia, Fisica dello stato solido e della materia condensata	
	Trattazione degli orbitali molecolari, diagramma dei livelli energetici, ordine di legame. Molecole biatomiche omonucleari, biatomiche eteronucleari. Correlazione struttura e proprietà con esempi.		X		
<b>metalli</b>	<b>Legame metallico</b> , conduttori, semiconduttori e isolanti		X		
<b>Interazioni deboli</b>	<b>Legami deboli</b> e solidi molecolari, Legame idrogeno		X		
	Altro				

## 6. I gas

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario

<b>Gas perfetti e reali</b>	<b>Leggi dei gas</b> , Boyle, Charles, Gay Lussac, Avogadro, condizioni standard. Equazione di stato dei gas ideali, deviazioni dall'idealità e legge dei gas reali, esempi numerici		X	Termodinamica: leggi dei gas.	
<b>miscela</b>	<b>Miscela gassosa:</b> Legge di Dalton delle pressioni parziali, esempi numerici		X		
<b>Teoria cinetica</b>	<b>Teoria cinetico-molecolare</b> , funzione di distribuzione		X		
	Altro				

### 7. Termodinamica chimica

		<b>Pre-requisito</b>	<b>Richiesto</b>	<b>Argomenti correlati nel CdS</b>	<b>Non necessario</b>
<b>Termo dinamica e primo principio</b>	calore e lavoro, Il primo principio della termodinamica, termochimica, La variazione di entalpia, calorimetria, Equazioni termochimiche, Stati standard e variazioni di entalpia standard.		X	Termodinamica: principi e fenomeni collegati.	

	Legge di Hess. Variazione di energia interna, relazione tra $\Delta H$ e $\Delta E$ . Esempi numerici		X		
<b>Secondo principio</b>	Secondo principio, della termodinamica spontaneit� delle trasformazioni chimiche, Entropia, S e $\Delta S$ , terzo principio della termodinamica.		X		
	La variazione di energia libera, $\Delta G$ , e la spontaneit� di una trasformazione. Influenza della temperatura sulla spontaneit� di una trasformazione. Esempi numerici		X		
	Altro				

### 8. Cinetica chimica

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
<b>Leggi cinetiche</b>	<b>Velocit�</b> di reazione e fattori che influenzano la velocit� di reazione. legge cinetica, ordine di una reazione Effetto della temperatura: l'equazione di Arrhenius. Esempi numerici		X		

<b>Teoria cinetica e meccanismi</b>	<b>Teoria degli urti</b> (collisioni), Teoria dello stato di transizione e Meccanismi di reazione		X		
<b>catalisi</b>	<b>Catalizzatori</b> omogenei ed eterogenei, esempi		X		
	Altro				

### 9. I liquidi e soluzioni

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
<b>Liquidi e solidi</b>	Forze di attrazione intermolecolare e passaggi di stato.		X	Meccanica: tensione superficiale; Termodinamica: stati della materia e transizione di fase.	
<b>Liquidi e solidi</b>	Viscosità, Tensione superficiale, Capillarità, Evaporazione, Tensione di vapore, T di ebollizione e fusione,				
	Trasferimento di calore nei liquidi, equazione di Clausius–Clapeyron Esempi numerici				

	Trasferimento di calore nei solidi, Sublimazione e tensione di vapore dei solidi				
	Diagrammi di stato liquidi puri, esempi				
<b>dissoluzione</b>	Dissoluzione di solidi in liquidi, liquidi in liquidi (miscibilità), gas in liquidi Spontaneità del processo di dissoluzione. Effetto della temperatura e pressione sulla solubilità				
<b>Proprietà colligative</b>	Proprietà colligative, Abbassamento della tensione di vapore e legge di Raoult. Pressione osmotica. Colloidi. Esempi numerici				
	Proprietà colligative e dissociazione elettrolitica, elettroliti forti e deboli. Binomio di van't Hoff. Esempi numerici				
	Altro				

## 10. Equilibrio chimico

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
<b>equilibrio</b>	Derivazione termodinamica e cinetica dell'equilibrio chimico. Costante di equilibrio e quoziente di reazione. Alterazione di un sistema all'equilibrio: previsioni e principio di Le Chatelier Relazione tra $K_p$ , $K_x$ e $K_c$ . Esempi numerici		X		
	Equilibri omogenei in fase gassosa, pressioni parziali e costante di equilibrio, Esempi numerici		X		
	Equilibri eterogenei. Esempi numerici		X		
	Influenza della temperatura sull'equilibrio chimico. Esempi numerici		X		
<b>Equilibri ionici</b>	Equilibri ionici in soluzione, acidi e basi, elettroliti forti e deboli, costanti di ionizzazione per acidi e basi deboli monoprotici e poliprotici. $K_a$ e $K_b$ . Autoionizzazione dell'acqua, $K_w$ e scale del pH e del pOH. Esempi numerici.		X		

	Solvólisi, Sali acidi e basi forti, Sali di basi/acidi forti e acidi/basi deboli. Reazioni di neutralizzazione. Reazioni acido-base, equilibri di idrolisi di Sali. Esempi numerici		X		
	soluzioni tampone e curve di titolazione. Effetto dello ione in comune e soluzioni tampone. Preparazione delle soluzioni tampone, Indicatori acido-base, Curve di titolazione. Esempi numerici.		X		
	Prodotto di solubilità Sali poco solubili, solubilità, effetto ione a comune, precipitazione frazionata Equilibri simultanei coinvolgenti composti poco solubili, Dissoluzione di precipitati. Esempi numerici		X		
	Altro				

### 11. Elettrochimica

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
<b>Elettrochimica</b>	Conduzione elettrica, Elettrodi, pile ed elettrolisi, celle voltaiche, potenziali elettrodi standard			Elettromagnetismo: Fenomeni di conduzione elettrica	

	coulombometria e legge di Faraday dell'elettrolisi. Equazione di Nernst, esempi numerici				
<b>corrosione</b>	<b>Corrosione e protezione dalla corrosione, sovratensione, materiali elettrodi.</b>				
	Altro				

### 3. Esempi di esercizi d'esame/fogli di esercizi

Si allega una prova scritta tipo (pre Covid) composta da: 6 esercizi, di cui uno obbligatorio per il superamento della prova stessa con nomenclatura chimica e formule di struttura ed uno consistente in una domanda teorica aperta a risposta breve (max 10 righe). Nel complesso la prova scritta è di difficoltà medio/facile.

Facoltà di Scienze M. F. N. - Corso di Laurea in Fisica  
 Prova Scritta Esame di Chimica 19/06/2019  
Durata: 3 ore

#### ESERCIZIO 1 (obbligatorio)

a) Scrivere le formule di struttura dei seguenti composti, indicando geometria, angoli di legame ibridizzazione ed eventuali risonanze:

i) CO<sub>2</sub>, ii) BCl<sub>3</sub>, iii) SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, iv) PCl<sub>5</sub>.

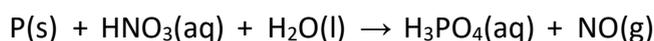
b) Indicare il nome dei seguenti composti: KClO<sub>3</sub>, NaHSO<sub>3</sub>, NO<sub>2</sub>, BaF<sub>2</sub>.

#### ESERCIZIO 2 (max 10 righe)

Illustrare brevemente la teoria degli orbitali molecolari e scrivere il diagramma energetico degli orbitali molecolari della molecola di NO indicando l'ordine di legame e l'eventuale paramagnetismo.

#### ESERCIZIO 3

Bilanciare col metodo ionico-elettronico in forma ionica e molecolare la seguente reazione redox:



e si calcoli il volume di NO(g), a  $T = 25.0^\circ\text{C}$  e  $P = 780$  Torr, che si forma se si mettono a reagire 3.720 grammi di fosforo con 500 mL di una soluzione acquosa 0.300 M di  $\text{HNO}_3$ . Si consideri la reazione quantitativa.  $[\text{PA}(\text{P}) = 30.973 \text{ u.m.a.}]$

#### ESERCIZIO 4

Scrivere la reazione di formazione dell'etilene ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ) e calcolare il suo  $\Delta H^\circ_f$  a  $25^\circ\text{C}$  sapendo che, alla stessa temperatura, l'entalpia di combustione standard per  $\text{C}(\text{s})$  è pari a  $-393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$ , quella di  $\text{H}_2(\text{g})$  è pari a  $-285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$  e che bruciando alla pressione di 1 atmosfera 15.00 g di etilene si ottengono 754.5 kJ di calore. Scrivere tutte le reazioni di combustione coinvolte.

[Pesi atomici (u.m.a.):  $\text{C} = 12.01$ ;  $\text{H} = 1.008$ ]

#### ESERCIZIO 5

A  $1000^\circ\text{C}$  ed 1.00 atm la  $K_p$  della reazione  $\text{C}(\text{s}) + 2\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CH}_4(\text{g})$  è  $0.0158 \text{ atm}^{-1}$ .

a) Calcolare le frazioni molari della miscela gassosa all'equilibrio.

b) Discutere brevemente se e come si sposta l'equilibrio del punto a) se si aggiunge i)  $\text{C}(\text{s})$ ; ii)  $\text{H}_2(\text{g})$ .

#### ESERCIZIO 6

Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 200 mL di ammoniaca 0.200 M con 50.0 mL di acido cloridrico 0.150 M. Scrivere tutte le reazioni che avvengono in soluzione.  $[\text{K}_b(\text{NH}_3) = 1.80 \times 10^{-5}]$

Esame orale: tipologia di domande, complessità della prova.

La prova orale è generalmente molto semplice e basata su una discussione della prova scritta con richiesta di chiarimenti eventuali riguardanti l'elaborato. Nel caso di prova scritta appena sufficiente, il docente può richiedere una prova orale più complessa, arricchita con 1 o 2 ulteriori domande riguardanti l'intero programma dell'insegnamento. Anche lo studente può richiedere una prova orale più consistente (1 o 2 domande aggiuntive) per migliorare, eventualmente, il voto della prova scritta.