

# L-32 Scienze ambientali

- Chimica generale ed inorganica
- Matematica e statistica
- Fisica

<b>Chimica Generale ed Inorganica</b>	
<b>CdS</b>	<b>Scienze Ambientali</b>
CFU	6
Ore	60
Semestre	I
Anno	I
Numero medio di studenti	80
Canalizzazione	Nessuna
Referente del Gruppo di Lavoro	

## 1. RESOCONTO

### Calendario degli incontri

*Data e natura dell'incontro*

invio schede ai docenti, discussione in sede di CdS

### Criticità emerse

*Difficoltà nell'affrontare problemi numerici semplici, notazione esponenziale e soluzione di semplici problemi.*

*Difficoltà nel superamento della prova scritta e nella metodologia di studio, vista la collocazione del corso all'inizio del percorso universitario. Tendenza all'apprendimento mnemonico, con approccio poco critico.*

### Azioni correttive proposte

*Utilizzo di esercitazioni numeriche frequenti, grazie all'attività di tutoraggio che dovrebbe iniziare all'inizio del corso. Utilizzo di prove intermedie per favorire lo studio durante il corso. Proposta di un esercizario basato sui compiti degli anni precedenti.*

### Buone pratiche

*Durante il corso vengono organizzati due esoneri che consentono l'accesso all'esame orale. Questa strategia, sebbene onerosa per l'organizzazione, aiuta gli studenti nel suddividere lo studio ed arrivare a fine semestre con una buona preparazione.*

### Note e commenti

## Programma concordato

Draft presente sulle schede eventualmente emendato dopo discussione con il CdS

**Concetti di base per lo studio della Chimica:** materia, sostanze pure, miscele e composti, unità di misura. Origine e distribuzione degli elementi, l'atomo e le particelle elementari, concetto di mole, numero di Avogadro. Atomi, elementi chimici e molecole. Formule chimiche e nomenclatura chimica, numeri di ossidazione. Principi di reattività, reazioni chimiche. Reazioni e bilanciamento. Reazioni in soluzione acquosa, reazioni acido-base, precipitazione e reazioni di ossidoriduzione. Stechiometria e relazioni ponderali. Principi di reattività, energia, calore, entalpia e principi della termodinamica applicati alle reazioni chimiche. Termochimica. Esercitazioni ed esempi.

**Struttura dell'atomo ed il legame chimico:** Modelli atomici, orbitali atomici, configurazioni elettroniche e proprietà periodiche degli elementi. Tavola periodica ed andamento periodico delle proprietà. Dimensioni di atomi e ioni. Energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività e loro variazione nella tabella periodica. Carattere metallico, polarizzabilità. Legame ionico, struttura cristallina, Legame covalente: ordine, lunghezza, geometria ed energia di legame; teoria di Lewis, legame polare ed elettronegatività. Teoria del legame di valenza (VB), modello VSEPR. orbitali ibridi e forma delle molecole, strutture di risonanza, delocalizzazione elettronica. Teoria degli orbitali molecolari (MO). Caratteristiche del legame covalente, legami sigma e p-greco, esempi, correlazione tra struttura e reattività in semplici molecole inorganiche. Legame metallico, metalli e leghe. Legami elettrostatici, legame idrogeno. Forze intermolecolari, interazioni tra dipoli permanenti, indotti ed istantanei. Esercitazioni ed esempi.

**Stati di aggregazione della materia: Stato solido, liquido e gassoso:** Solidi ionici, covalenti, metallici e molecolari, stato liquido, solubilità dei gas nei liquidi. solubilità dei solidi nei liquidi. Soluzioni, definizione delle unità di misura per la concentrazione. Proprietà colligative: abbassamento della pressione di vapore, abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopico, pressione osmotica. Definizione di gas ideale. leggi dei gas. pressioni parziali. Reazioni chimiche dei gas. Esercitazioni ed esempi.

**Principi di reattività:** Cinetica chimica e definizione della velocità di una reazione chimica, ordine e moleolarità di reazione. meccanismo di reazione. Reazioni del primo ordine. reazioni fotochimiche. catalisi. Equilibri omogenei ed eterogenei, equilibri gassosi, costante di equilibrio e principio di Le Châtelier. Equilibri tra elettroliti, definizione di acidi e basi: teorie di Arrhenius, Brønsted e Lewis. Forza di acidi e di basi. prodotto ionico dell'acqua, pH ed indicatori. Idrolisi di sali. soluzioni tampone.

## 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		

## 2. Formule chimiche e composizione stechiometrica

	Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
Nomenclatura e formule di composti chimici, numeri di ossidazione, nomenclatura tradizionale e iupac con esempi		X		
Calcolo stechiometrico di base. Pes 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		

## 3. La struttura degli atomi

	Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
Chimica nucleare, stabilità nucleare, decadimento radioattivo, reazioni nucleari, Radionuclidi, Velocità di decadimento e semivita fissione e fusione				X
<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		
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		

## 4. Le reazioni chimiche

	Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
<b>Reazioni chimiche e reattività</b> Reazioni 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		

## 5. Il legame chimico

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

Ibridizzazione, Struttura di legame di semplici molecole inorganiche.				
Trattazione degli orbitali molecolari, diagramma dei livelli energetici, ordine di legame. Molecole biatomiche omonucleari, biatomiche eteronucleari. Correlazione struttura e proprietà con esempi.		X		
<b>Legame metallico</b> , conduttori, semiconduttori e isolanti		X		
<b>Interazioni deboli 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 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		
<b>Miscela gassose</b> : Legge di Dalton delle pressioni parziali, esempi numerici		X		
<b>Teoria cinetico-molecolare</b> , funzione di distribuzione				X

## 7. Termodinamica chimica

	Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
<b>Termodinamica 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		
Legge di Hess. Variazione di energia interna, relazione tra $\Delta H$ e $\Delta E$ . Esempi numerici		X		
Secondo principio, della termodinamica spontaneità delle trasformazioni chimiche, Entropia, $S$ e $\Delta S$ , terzo principio della termodinamica.		X		
La variazione di energia libera, $\Delta G$ , e la spontaneità di una trasformazione. Influenza della temperatura sulla spontaneità di una trasformazione. Esempi numerici		X		

## 8. Cinetica chimica

	Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
<b>Leggi cinetiche Velocità</b> di reazione e fattori che influenzano la velocità di reazione. legge cinetica, ordine di una reazione Effetto della temperatura: l'equazione di Arrhenius. Esempi numerici		x		
<b>Teoria cinetica e meccanismi Teoria degli urti</b> (collisioni), Teoria dello stato di transizione e Meccanismi di reazione				x
<b>Catalizzatori</b> omogenei ed eterogenei, esempi		x		

### 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. Viscosità, Tensione superficiale, Capillarità, Evaporazione, Tensione di vapore, T di ebollizione e fusione,		X		
Trasferimento di calore nei liquidi, equazione di Clausius–Clapeyron Esempi numerici		X		
Trasferimento di calore nei solidi, Sublimazione e tensione di vapore dei solidi		X		
Diagrammi di stato liquidi puri, esempi		X		
Dissoluzione di solidi in liquidi, liquidi in liquidi (miscibilità), gas in liquidi Spontaneità del processo di dissoluzione. Effetto della temperatura e pressione sulla solubilità		X		
Proprietà colligative, Abbassamento della tensione di vapore e legge di Raoult. Pressione osmotica. Colloidi. Esempi numerici		X		
Proprietà colligative e dissociazione elettrolitica, elettroliti forti e deboli. Binomio di van't Hoff. Esempi numerici		X		

### 10. Equilibrio chimico

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

### 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				x

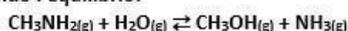
coulombometria e legge di Faraday dell'elettrolisi. Equazione di Nernst, esempi numerici				X
<b>Corrosione</b> e protezione dalla corrosione, sovratensione, materiali elettrodi.				X

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

CHIMICA GENERALE INORGANICA per SCIENZE AMBIENTALI  
21/01/2022

1) Mescolando 10 mL di una soluzione di acido acetico di concentrazione  $c_a = 0.100$  M (acido acetico,  $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ ,  $K_a = 1,75 \cdot 10^{-5}$ ) e 10 mL di una soluzione di acido cloridrico HCl a concentrazione  $c_{\text{HCl}} = 0,050$  M, si stabilisce l'equilibrio in fase acquosa. Calcolare il pH della soluzione ottenuta dopo il mescolamento.

2) La metilammina,  $\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{g})$ , reagisce con l'acqua allo stato gassoso per dare alcool metilico e ammoniaca secondo l'equilibrio:



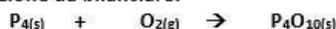
Dai seguenti dati termodinamici a  $25.0^\circ\text{C}$ :

	$\Delta H^\circ_f$ (kJ mol <sup>-1</sup> )	$S^\circ$ (J mol <sup>-1</sup> K <sup>-1</sup> )
$\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{g})$	-28.00	241.50
$\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$	-201.30	236.00
$\text{H}_2\text{O}(\text{g})$	-241.83	188.72
$\text{NH}_3(\text{g})$	-46.19	192.50

Calcolare il valore di  $\Delta G^\circ$  e della costante di equilibrio per la reazione a  $120.0^\circ\text{C}$ .

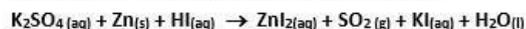
In un recipiente inizialmente vuoto, alla stessa temperatura, vengono introdotte 0,200 moli di  $\text{CH}_3\text{NH}_2(\text{g})$ , 0,200 moli di  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ , 0,200 moli di  $\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$  e 0,200 moli di  $\text{NH}_3(\text{g})$ . In che direzione si muove il sistema per raggiungere l'equilibrio?

3) 225 g di fosforo ( $\text{P}_4$ ) reagiscono con ossigeno in eccesso per formare l'anidride fosforica con resa effettiva 89.5%. Scrivere l'equazione bilanciata e calcolare la massa di anidride fosforica ottenuta, secondo la reazione da bilanciare:



4) Scrivere per il composto  $\text{H}_2\text{SO}_4$ : 1) il nome tradizionale o iupac; 2) la formula di struttura ed eventuali risonanze mediante il modello Valence Bond, indicando geometria, tipologie di legame presenti, angoli di legame, eventuali risonanze ed ibridizzazione

5) Bilanciare con il metodo delle semireazioni in forma ionica e molecolare la seguente reazione redox che avviene in soluzione acida:



Determinare i grammi di  $\text{ZnI}_2$  che si ottengono a partire da 25.0 g di  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

6) Mescolando 150.0 mL di una soluzione  $2.00 \times 10^{-3}$  M di  $\text{KIO}_3$  con 150 mL di una soluzione 0.250 M di  $\text{BaCl}_2$ , dire se precipita il sale poco solubile  $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$  ( $K_{ps} = 6.50 \times 10^{-10}$ ).