



UNIVERSITÀ DI PISA CHIMICA GENERALE

TIZIANO MARZO

Anno accademico	2022/23
CdS	SCIENZE DELLA NUTRIZIONE UMANA
Codice	264CC
CFU	6

Moduli	Settore/i	Tipo	Ore	Docente/i
CHIMICA GENERALE	CHIM/03	LEZIONI	52	TIZIANO MARZO

Obiettivi di apprendimento

Conoscenze

Il corso si pone l'obiettivo di fornire una introduzione ai concetti fondamentali della chimica utili allo studente per affrontare i corsi di insegnamento successivi. Verranno trattati i principali argomenti relativi ai sistemi e fenomeni chimici: reattività, composizione, concentrazione, trasformazioni. Lo studente sarà in grado di risolvere esercizi numerici relativi a problemi di chimica generale.

Modalità di verifica delle conoscenze

Esame finale

L'esame è orale e consta di 2 parti.

Prima parte: verranno proposti esercizi da risolvere (bilanciamento reazione, calcoli stechiometrici, geometria molecolare, calcolo pH, equilibrio chimico, solubilità ecc.).

N.B. La risoluzione degli esercizi è condizione necessaria per proseguire con la seconda parte dell'esame. In caso di esito non soddisfacente, l'esame verrà interrotto.

Seconda parte: Domande su argomenti trattati durante il corso.

Capacità

Alla fine del corso lo studente avrà acquisito le conoscenze di base di chimica generale utili ad affrontare i corsi successivi che necessitano di tali nozioni.

Modalità di verifica delle capacità

Esame finale che comprende sia la risoluzione di esercizi numerici, sia domande sugli argomenti del corso.

OBIETTIVO: Capacità di illustrare ed utilizzare i concetti presentati durante il corso.

Comportamenti

Lo studente dovrà studiare costantemente gli argomenti oggetto delle lezioni. In caso di dubbi e/o di carenze nei prerequisiti è consigliato presentarsi al ricevimento del docente. Sarà inoltre attivato un servizio di tutoring tenuto da laureati/dottorandi

Modalità di verifica dei comportamenti

Svolgimento di esercizi in classe. Verifica degli esercizi svolti a casa.

Prerequisiti (conoscenze iniziali)

Conoscenze di base relative a matematica e fisica

Indicazioni metodologiche

Il corso prevede lezioni frontali ed esercitazioni. Lo studente apprenderà le nozioni durante le lezioni e le esercitazioni in aula. Le lezioni verranno svolte con il supporto di slides power point.

Programma (contenuti dell'insegnamento)

1. Concetti base di matematica e statistica (logaritmi, proprietà potenze deviazione standard). La struttura della materia. Teoria atomica della



UNIVERSITÀ DI PISA

materia Costituenti degli atomi. Numero atomico, massa atomica, isotopi. Numero di Avogadro. Concetto di mole.

2. Gli atomi. Cenni di meccanica quantistica. Gli Orbitali. Regole di riempimento degli orbitali. La tavola periodica, proprietà periodiche, nomenclatura e principali classi di composti.
3. Reazioni chimiche, Equazioni chimiche e loro significato. Impostazione e bilanciamento delle reazioni chimiche. Classificazione delle reazioni chimiche. Equazione molecolare ed equazione ionica. Definizione di reazioni di precipitazione, neutralizzazione e formazione di gas. Reazioni di ossidoriduzione (redox): concetti di riduzione ed ossidazione, reazioni redox e loro bilanciamento. Significato di una reazione chimica e sua interpretazione: calcoli stechiometrici con determinazioni delle quantità di prodotti e/o reagenti responsabili delle reazioni chimiche. Calcoli sulle quantità delle sostanze che reagiscono nei processi chimici. Definizione di equivalenti e peso equivalente. Concetto di resa in una reazione chimica. Reagente limitante.
4. Il legame chimico. Legame ionico. Legame covalente. Legami multipli. La regola dell'ottetto e le sue eccezioni. Strutture di Lewis; geometrie molecolari. Teoria VSEPR, legame di valenza (VB) e orbitale molecolare (OM). Polarità dei legami.
5. Legame metallico e teoria delle bande.
6. Legami deboli e stati di aggregazione. Polarità delle molecole. Il legame idrogeno. Stati di aggregazione della materia. Transizioni di fase. Liquidi, gas e solidi.
7. Lo stato gassoso e proprietà generali in dipendenza delle interazioni intermolecolari. Concetto di pressione e temperatura. Definizione di gas ideali e gas reali. Leggi empiriche dei gas: legge di Boyle; legge di Charles; legge di Guy-Lussac; legge di Avogadro; equazione di stato gas ideale. Applicazioni delle leggi dei gas. Densità dei gas e relazione con il peso molecolare del gas. Miscela di gas e legge di Dalton: definizione di pressioni parziali e frazione molare.
8. Soluzioni e concentrazione. definizione di soluzione: concetto di solvente e soluto. Tipi di soluzioni. Concentrazione delle soluzioni, sue unità di misura e calcoli relativi: densità, percentuale in peso; percentuale in volume; percentuale in massa/volume; molarità; molalità; normalità; frazione molare. Conversioni fra unità di concentrazione. Concetto di diluizione delle soluzioni. Concetto di mescolamento di due soluzioni a concentrazioni diverse contenenti lo stesso soluto. solubilità, densità, concentrazione. Sistemi più complessi: micelle e colloidi.
9. Cenni di termodinamica. Sistemi e ambiente. Sistemi aperti, chiusi, isolati. Lavoro, Energia e calore. Scambi di energia. Funzioni di stato. Il primo principio della termodinamica. Entalpia. Reazioni esotermiche ed endotermiche. La legge di Hess. Il secondo ed il terzo principio della termodinamica. L'entropia. Energia libera di Gibbs e spontaneità di una reazione.
10. Equilibri fisici. Transizioni di stato. Diagrammi di stato.
11. Le proprietà colligative. Abbassamento della tensione di vapore, legge di Raoult. Cenni sui processi di distillazione e distillazione frazionata. Pressione osmotica, spostamento dei punti di congelamento ed ebollizione.
12. Cinetica Chimica. Concetto di velocità di una reazione e ordine di reazione. Dipendenza della velocità di reazione dalla natura dei reagenti, dalla concentrazione, dalla temperatura. Equazione di Arrhenius e concetto di energia di attivazione. La catalisi.
13. L'equilibrio chimico. Natura dinamica dell'equilibrio. Legge di azione di massa. Costante di equilibrio K_p e K_c . Equilibri in fase gassosa, equilibri eterogenei. Fattori che influenzano l'equilibrio; il principio di Le Chatelier.
14. Equilibri in soluzione. Soluzioni acquose e elettroliti. L'equilibrio di dissociazione dell'acqua. Gli acidi e le basi: definizioni di Arrhenius, di Bronsted-Lowry e di Lewis. Acidi e basi forti e deboli. Relazione tra forza di un acido e di una base e sua struttura molecolare. Reazioni di neutralizzazione acido-base. La scala del pH. Calcolo del pH. Il pH di soluzioni saline. Le soluzioni tampone. Le titolazioni acido base. Gli indicatori acido base. Acidi e basi poliprotici.
15. Equilibri di solubilità – Sali poco solubili e equilibri eterogenei. Definizione di solubilità e prodotto di solubilità (K_{ps}). Fattori che influenzano la solubilità. L'effetto dello ione comune. Prevedere la precipitazione.

Bibliografia e materiale didattico

TESTO: *Peter Atkins, Loretta Jones, Leroy Laverman Ed. Zanichelli, Quarta edizione, 2018.

MANUALI PER ESERCIZI:

-Elementi di stechiometria, P. Giannoccaro e S. Doronzo, EDISES.

-Esercizi di chimica generale, Del Zotto, EDISES.

Materiale messo a disposizione dal docente.

Altri testi utili:

Palmisano - Schiavelli Elementi di Chimica - EdiSes

Manotti Lanfredi - Tiripicchio: Fondamenti di Chimica, Casa Editrice Ambrosiana.

Ciucci - Toncelli: Stechiometria, Zanichelli.

Qualunque testo di chimica generale di livello adeguato (chiedere al docente) eventualmente già in possesso degli studenti.

Materiale messo a disposizione dal docente.

Indicazioni per non frequentanti

I non frequentanti sono invitati a contattare il docente almeno un mese prima dell'esame.

Modalità d'esame

-Esame finale