



UNIVERSITÀ DI PISA

CHIMICA

GIOVANNI POLACCO

Anno accademico 2020/21
CdS INGEGNERIA AEROSPAZIALE
Codice 339CC
CFU 6

Moduli	Settore/i	Tipo	Ore	Docente/i
CHIMICA	CHIM/07	LEZIONI	60	GIOVANNI POLACCO

Obiettivi di apprendimento

Conoscenze

Lo studente potrà acquisire le conoscenze di base nel campo della chimica inorganica, dalla comprensione della tavola periodica a quella di semplici processi chimici.

Modalità di verifica delle conoscenze

- Modulo Chimica: la verifica delle conoscenze sarà oggetto della valutazione dell'elaborato scritto previsto all'inizio di ogni sessione d'esame.

Capacità

- Modulo Chimica: capacità di comprendere i più semplici processi e reazioni chimiche.

Modalità di verifica delle capacità

- Modulo Chimica: la verifica delle capacità sarà oggetto della valutazione dell'elaborato scritto previsto all'inizio di ogni sessione d'esame.

Comportamenti

- Modulo Chimica: risoluzione di problematiche legate a fenomeni chimici.

Modalità di verifica dei comportamenti

- Modulo Chimica: la verifica dei comportamenti sarà oggetto della valutazione dell'elaborato scritto previsto all'inizio di ogni sessione d'esame.

Prerequisiti (conoscenze iniziali)

MODULO CHIMICA. Nessuna.

Indicazioni metodologiche

- modo in cui si svolgono le lezioni: lezioni frontali alla lavagna e con ausilio di slides
- modo in cui si svolgono le esercitazioni in aula: esercizi svolti in aula dal docente
- tipo di uso del sito di elearning del corso: scaricamento materiale didattico e pubblicazione di test per esercitazioni a casa
- tipo di interazione tra studente e docente: uso di ricevimenti, uso della posta elettronica

Programma (contenuti dell'insegnamento)

Natura della materia, passaggi di stato. Leggi di Lavoisier e Proust. Bilanciamento delle reazioni chimiche.



UNIVERSITÀ DI PISA

Massa atomica, numero di Avogadro, massa molare di un elemento, massa molecolare. Formula minima e molecolare. Il numero atomico Z. La tavola periodica di Mendeleev: gruppi e periodi. La struttura dell'atomo: il modello a panettone di Thomson ed il modello planetario di Rutherford. Il modello di Bohr e la quantizzazione dell'energia di Planck. Lo spettro di emissione dell'atomo di idrogeno secondo il modello atomico di Bohr. Il dualismo onda-particella e la lunghezza d'onda di De Broglie. Il principio di indeterminazione di Heisenberg. Equazione di Schrodinger e concetto di orbitale e probabilità. Il numero quantico principale n, il numero quantico azimutale l ed il numero quantico del momento magnetico m. Lo spin elettronico ed il numero quantico di spin. Gli orbitali atomici e la configurazione elettronica degli elementi. Il riempimento degli orbitali atomici e la costruzione della tavola periodica. Le proprietà periodiche degli elementi: dimensioni del raggio atomico, energia di ionizzazione, affinità elettronica e elettronegatività.

I legami chimici: ionico, covalente (puro o polare), metallico. La teoria del legame di valenza ed il legame sigma e pi-greco. Il simbolismo di Lewis per la rappresentazione degli elettroni di valenza degli atomi. La rappresentazione dei legami chimici secondo le regole di Lewis e la regola dell'ottetto. La violazione della regola dell'ottetto quando $n > 2$. Gli orbitali d e l'espansione dell'ottetto. La geometria molecolare: la teoria VSEPR e le geometrie lineare, trigonale planare, tetraedrica, bipiramide trigonale e ottaedrica. Un altro metodo per descrivere la geometria molecolare: la teoria dell'ibridazione degli orbitali atomici. L'ibridazione sp^3 del carbonio, dell'azoto e dell'ossigeno, l'ibridazione sp^2 ed sp del carbonio e la formazione dei legami multipli. I legami secondari: interazioni dipolo-dipolo e legame a idrogeno.

I gas: leggi dei gas, equazione dei gas ideali, miscele di gas, legge delle pressioni parziali di Dalton. Teoria cinetica dei gas.

Numeri di ossidazione. Nomenclatura, composti e formula minima. Tipi di reazioni chimiche. Le reazioni redox: bilanciamento con il metodo diretto e delle semireazioni.

Le soluzioni: concetto di concentrazione.

Termodinamica delle reazioni chimiche. Il sistema termodinamico. L'energia interna di un sistema e la prima legge della termodinamica. Le funzioni di stato. L'entalpia e la legge di Hess. Capacità termica molare e calore specifico. La bomba calorimetrica. Trasferimento di calore con o senza variazione di stato. L'entropia. La seconda e terza legge della termodinamica. L'energia libera e la spontaneità delle reazioni chimiche. La determinazione della costante di equilibrio dalla variazione di energia libera standard.

Equilibri omogenei ed eterogenei. I fattori che influenzano l'equilibrio chimico: il principio di Le Chatelier: effetto della variazione di concentrazione, pressione e volume. Le reazioni esotermiche ed endotermiche. L'entalpia.

Cinetica: definizione di velocità di reazione e sua espressione empirica. Dipendenza della cinetica dalla concentrazione dei reagenti e dalla temperatura. Energia di attivazione ed espressione di Arrhenius. Effetto dei catalizzatori.

Acidi e basi: acidi e basi di Bronsted, proprietà acido-base dell'acqua. Il pH delle soluzioni acquose. Proprietà colligative delle soluzioni. I sali, prodotto di solubilità. Soluzioni elettrolitiche. Equilibri acido-base: acidi e basi di Bronsted, l'autoprotolisi dell'acqua, concetto di pH, il pH di acidi e basi forti, acidi e basi deboli, idrolisi salina. Soluzioni tampone.

Elettrochimica: le reazioni di spostamento, la costruzione della pila, l'elettrodo standard ad idrogeno e la tabella dei potenziali standard di riduzione. La f.e.m. di una pila. Equazione di Nernst. Determinazione della costante di equilibrio dai potenziali standard di reazione.

Bibliografia e materiale didattico

Manotti Lanfredi, Tiripicchio, fondamenti di chimica, casa editrice ambrosiana.

Oxtoby, Gillis, Butler, Chimica Moderna, Edises

Indicazioni per non frequentanti

nessuna

Modalità d'esame

MODULO CHIMICA: prova scritta.

Ultimo aggiornamento 08/09/2020 12:36