



UNIVERSITÀ DI PISA

CHIMICA

SARA FILIPPI

Anno accademico

2022/23

CdS

INGEGNERIA AEROSPAZIALE

Codice

339CC

CFU

6

Moduli
CHIMICA

Settore/i
CHIM/07

Tipo
LEZIONI

Ore
60

Docente/i
SARA FILIPPI

Obiettivi di apprendimento

Conoscenze

Il corso ha lo scopo di fornire le conoscenze di base della chimica per la comprensione delle relazioni tra struttura e proprietà della materia. Gli argomenti principali che verranno trattati sono: struttura dell'atomo, legame chimico, gas, soluzioni liquide, equilibri chimici, elettrochimica, termochimica.

Modalità di verifica delle conoscenze

La verifica delle conoscenze sarà oggetto della valutazione di un'elaborato scritto mediante il quale lo studente dovrà dimostrare la propria conoscenza dei temi del corso attraverso le risposte a domande specifiche e la soluzione di problemi numerici.

Nello specifico l'esame consiste di due prove scritte, da svolgere nello stesso giorno:

- un pre-test costituito da 10 domande a risposta multipla di tipo teorico e numerico (20 minuti) che risulta superato con una valutazione minima di 6 risposte esatte e che consente l'accesso alla prova scritta
- una prova scritta (2h) costituita da esercizi numerici

Non è prevista una prova orale.

Capacità

Obiettivo del corso è l'acquisizione da parte dello studente di conoscenze, utili anche ai fini della preparazione di esami successivi più specialistici, in relazione ad una disciplina scientifica di base i cui aspetti applicativi le conferiscono importanza strategica in processi e sistemi di interesse tecnico-scientifico

Modalità di verifica delle capacità

Vengono svolte periodicamente esercitazioni in aula in modo che lo studente possa verificare la sua comprensione degli argomenti trattati a livello teorico.

Comportamenti

Lo studente verrà incoraggiato a valutare le implicazioni di ciò che la Chimica studia e a trasferire in altri contesti le conoscenze apprese

Prerequisiti (conoscenze iniziali)

Lo studente dovrebbe possedere basi matematiche adeguate per una migliore comprensione di argomenti trattati nel corso, quali la struttura dell'atomo, il legame chimico o la termodinamica chimica.

Programma (contenuti dell'insegnamento)

La teoria atomica. Il modello atomico di Dalton, di Thomson e di Rutherford. I limiti del modello atomico di Rutherford. Il modello atomico di Bohr: le orbite quantizzate. Spettro di emissione e di assorbimento dell'idrogeno. La materia come onda (De Broglie) ed il principio di indeterminazione di Heisenberg. Il modello atomico di Schroedinger: gli orbitali. I numeri quantici principali: n , l ed m . Gli orbitali s , p , d , f . Il numero quantico magnetico di spin ed il principio di esclusione di Pauli. La regola di Hund. La costruzione delle configurazioni elettroniche degli elementi e della Tavola Periodica.

La tavola periodica. I gruppi ed i periodi. Numeri atomici e numeri di massa. Gli isotopi. La massa atomica relativa. Il peso molecolare o massa molecolare relativa. La mole ed il numero di Avogadro. Il difetto di massa. L'energia di legame media per nucleone (fusione e fissione). Esempi di calcolo di peso molecolare e numero di moli. Formula minima e formula molecolare. Le proprietà periodiche degli elementi. Il raggio atomico ed il raggio ionico. L'energia di ionizzazione. L'affinità elettronica. L'elettronegatività.

Il legame chimico: energia di legame e lunghezza di legame. Il legame ionico, il legame covalente puro e covalente polare, il legame metallico. Il legame covalente: la teoria di Lewis e la regola dell'ottetto. I limiti della teoria di Lewis. La geometria molecolare: la Teoria VSEPR. La teoria



UNIVERSITÀ DI PISA

del legame di valenza (VB). I legami di tipo sigma e pi-greco. La teoria dell'ibridazione. L'ibridazione del carbonio: sp³, sp² ed sp. L'ibridazione sp³ di azoto in NH₃ ed ossigeno in H₂O. L'ibridazione sp² ed sp del carbonio. Le forme allotropiche del carbonio: grafite e diamante. I legami intermolecolari: interazioni dipolo indotto- dipolo indotto, interazioni dipolo - dipolo, legame a idrogeno. Il numero di ossidazione.

La nomenclatura dei composti inorganici: ossidi ionici ed ossidi covalenti, idrossidi ed acidi ossigenati, idruri ionici e covalenti. Ossiacidi o idracidi. La nomenclatura dei cationi e degli anioni, sali binari e ternari.

Le reazioni chimiche: reazioni che non coinvolgono variazione del numero di ossidazione (reazioni acido-base, reazioni di scambio) e reazioni che coinvolgono la variazione del numero di ossidazione (reazioni redox). Coefficienti stechiometrici e bilanciamento equazione chimica senza variazione del numero di ossidazione. Esercizi di stechiometria di base. Concetto di reagenti in quantità stechiometrica e di reagente limite. Bilanciamento delle reazioni redox con il metodo delle semireazioni. Bilanciamento delle reazioni redox con il metodo diretto. Bilanciamento delle reazioni redox in ambiente acido e basico.

I gas ideali. La legge dei gas perfetti. La densità dei gas calcolata dalla legge dei gas perfetti. La composizione dell'aria secca. Esempio di calcolo della densità dell'aria a T e P fissate. La velocità media di un gas.

I gas reali. La liquefazione dei gas e l'effetto Joule-Thomson. Il funzionamento dei condizionatori. La tensione di vapore. Dipendenza della tensione di vapore dalla temperatura. Diagramma di fase dell'acqua. Definizione di umidità relativa.

Le reazioni chimiche che vanno a completezza e le reazioni di equilibrio. Esempi di reazioni di equilibrio: evaporazione-condensazione (tensione di vapore), solubilizzazione-precipitazione (solubilità, concetto di soluzione satura). La costante di equilibrio in funzione della concentrazione molare (definizione di molarità di una soluzione). Relazione tra la costante di equilibrio diretta ed inversa. Introduzione ai gas ideali. La legge dei gas perfetti e delle pressioni parziali di Dalton. La costante di equilibrio espressa in funzione delle pressioni parziali, del numero di moli e delle frazioni molari. Equilibri omogenei in soluzione acquosa oppure in fase gas. Gli equilibri gassosi omogenei equimolari. Gli equilibri eterogenei. La costante di idrolisi dell'acqua (K_w) e la costante di solubilizzazione di un sale (K_{ps}). I fattori che influenzano l'equilibrio chimico: variazione di concentrazione, variazione di volume e pressione. Influenza della temperatura sulla costante di equilibrio. Reazioni esotermiche ed endotermiche. Legge di van't Hoff. Fattori che non influenzano l'equilibrio chimico: aggiunta di un gas inerte, aggiunta di un catalizzatore.

Le soluzioni: tipi di soluzioni. Unità di misura delle soluzioni: molarità, molalità, percentuale in peso, percentuale in volume. Definizione di soluzione satura, insatura e sovrassatura. Solubilità di un solido in un liquido: dissoluzione endotermica ed esotermica. Solubilità di un gas in un liquido: legge di Henry. Tensione di vapore delle soluzioni ideali di liquidi: legge di Raoult. Le proprietà colligative delle soluzioni: innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico, abbassamento della tensione di vapore. Solubilità e prodotto di solubilità.

La costante di idrolisi dell'acqua (K_w) ed il pH. Determinazione del pH di una soluzione di acido forte e di acido debole. Determinazione del pH di una soluzione di base forte e di base debole. Idrolisi salina. Determinazione del pH di sale di acido forte e base debole e sale di acido debole e base forte. Tamponi.

Le reazioni redox. Reazioni di spostamento: i metalli alcalini sono in grado di spostare l'idrogeno dall'acqua; molti metalli sono capaci di spostare l'idrogeno dagli acidi alogenidrici; un metallo in un composto può essere spostato da un metallo puro. La costruzione della pila. Elettrodo standard a idrogeno. Determinazione dei potenziali standard di riduzione. Tabella dei potenziali standard di riduzione. Schematizzazione della pila. L'equazione di Nernst. Esempi di utilizzo dell'equazione di Nernst per il calcolo del potenziale di alcune semireazioni in condizioni non standard. Determinazione della costante di equilibrio di una reazione redox dal valore dei potenziali standard. Elettrolisi. Potenziale di decomposizione. Effetto della sovratensione anodica e catodica. Elettrolisi di una soluzione 1M di cloruro di sodio. Elettrolisi di una soluzione 1M solfato di sodio. Elettrolisi di sali fusi. Raffinazione elettrolitica di metalli. La prima e la seconda legge di Faraday. Termochimica. Sistema aperto, chiuso ed isolato. Prima legge della termodinamica: legge della conservazione dell'energia. Energia interna e funzione di stato. Calore e lavoro. Variazione di energia interna a pressione costante: entalpia. Stato standard. Entalpia standard di formazione, entalpia standard di reazione, entalpia standard di idrogenazione e combustione. Reazioni esotermiche ed endotermiche. Legge di Hess. Calore latente e calore sensibile. Seconda legge della termodinamica: spontaneità di un processo. Funzione di stato entropia. Terza legge della termodinamica. Entropia standard di formazione e variazione di entropia standard di reazione. Energia libera di Gibbs.

Cenni di cinetica chimica. Trasformazione diamante-grafite. Energia di attivazione e stato di transizione. Concetto di urti efficaci. Effetto dei catalizzatori.

Bibliografia e materiale didattico

Un testo di fondamenti di chimica di base (suggerimenti: "Fondamenti di Chimica" di A.M. Manotti Lanfredi e A. Tiripicchio – Casa Editrice Ambrosiana; "Fondamenti di Chimica per le Tecnologie" di R. Bertani, M. Dettin, M. Mozzon, P. Sgarbossa, EdISES, "Chimica" di I. Bertini, C. Luchinat e F. Mani – Casa Editrice Ambrosiana, "La Chimica di Base" di F. Nobile e P. Mastroilli – Casa Editrice Ambrosiana, "Fondamenti di Chimica" di Silvestroni – Casa Editrice Ambrosiana)

Materiale didattico fornito dal docente

Modalità d'esame

L'esame finale consiste di due parti scritte. La prima parte è una prova composta da 10 domande su argomenti del corso con risposta a scelta multipla per un punteggio complessivo di 30. La durata della prova è di 15 minuti ed è superata rispondendo correttamente ad almeno 6 risposte su 10. Le risposte non date o non corrette non hanno penalità nella valutazione della prova.

La seconda parte dell'esame consiste in esercizi numerici (sei o sette in funzione del grado di difficoltà) per un punteggio complessivo di 30. Solo se la prima parte viene superata con un punteggio uguale o superiore a 18, la seconda parte può essere svolta. Anche questa seconda parte deve essere superata con un punteggio pari o superiore a 18.

Il voto della prima parte contribuisce per un terzo del punteggio finale mentre quello della seconda parte contribuisce per due terzi.

Non è prevista una prova orale.

Coloro che desiderano migliorare la votazione ottenuta possono presentarsi nuovamente per sostenere l'esame ma la consegna della seconda prova scritta di esame determina l'annullamento della valutazione finale ottenuta in precedenza.

Note

Il docente riceve nel suo studio (sezione di Chimica, primo piano Polo A) il lunedì pomeriggio dalle 15:30 alle 17:30 previo appuntamento tramite



UNIVERSITÀ DI PISA

e-mail (sara.filippi@unipi.it)

Ultimo aggiornamento 27/09/2022 09:41