

CHIMICA GENERALE

Insegnamento di Chimica generale

Codice Disciplina: BT006 Codice Insegnamento: BT006	Settore : CHIM/03	N° CFU: 5
Docente: Mario Anastasia	Ore : 40	Corso di Laurea: Biotechnologie Anno : I Semestre : I

Obiettivo del modulo

Fornire agli allievi le basi di Chimica Generale e Stechiometria essenziali per lo studio delle Biotechnologie.

Conoscenze ed abilità attese

Nessuna particolare

Programma del corso

1. La materia, proprietà e misure: massa, peso e volume. Proprietà fisiche e chimiche. Proprietà intensive (es. T) ed estensive (V , m). Grandezze fondamentali e derivate: lunghezza, massa, tempo, temperatura, quantità di sostanza (n).
2. Classificazione della materia: definire e differenziare fra loro le sostanze pure (elementi e composti) dalle miscele.
3. Elementi e composti (molecolari e ionici): atomi e molecole. Definire il numero atomico (Z) e il numero di massa (A) in un atomo X e indicare quale di questi caratterizza gli atomi di un elemento (isotopi): A_ZX . Gli isotopi (atomi con uguale Z e diverso A) e gli ioni: cationi (Na^+) e anioni (Cl^-).
4. Le miscele: omogenee o soluzioni, eterogenee o miscugli.
5. Definire la massa atomica (m_a) e la massa molecolare (m_m) delle sostanze pure e saperle distinguere da massa atomica relativa o peso atomico (A_r) e da massa molecolare relativa o peso molecolare (M_r).
6. La mole: unità di misura della grandezza quantità di sostanza (grandezza fondamentale nel Sistema Internazionale): calcoli con le moli (simbolo mol) e saper usare la massa molare per calcolare la quantità di sostanza n espressa in mol.
7. Il modello atomico attuale: nucleo e orbitali atomici, numeri quantici: principale, secondario e magnetico. Gli elettroni e il numero quantico di spin. La distribuzione degli elementi nella tavola periodica.
8. La tavola periodica degli elementi, i suoi blocchi e la sua straordinaria importanza e utilità. Individuare le proprietà periodiche: raggio atomico, energia di ionizzazione (E_i), affinità elettronica (E_{ea}), elettronegatività e numero di ossidazione. Saper descrivere come variano le proprietà periodiche degli elementi (energia di ionizzazione, affinità elettronica) spostandosi lungo un periodo o un gruppo.
9. Proprietà chimiche e gruppo di appartenenza.
10. Il legame chimico: (legami forti o ionico, covalente metallico) e le interazioni deboli (interazioni tra molecole o di van der Waals, legame a ponte di idrogeno e attrazioni tra ioni e molecole). Definire e descrivere il legame ionico e la formazione dei reticoli cristallini. Saper spiegare perché non esiste la molecola nei composti ionici.
11. Definire il legame covalente e le molecole di elementi e composti. Legame covalente omopolare ed eteropolare. Momento dipolare di una molecola.
12. Le interazioni tra molecole in dettaglio: Descrivere le forze attrattive che si instaurano fra molecole polari, quelle fra molecole apolari e quelle fra molecole e ioni.
13. Definire il legame a ponte d'idrogeno e saper riconoscere sulla base delle formule di struttura delle molecole la possibilità o meno che si formi.
14. Definire i tre stati di aggregazione della materia (solido, liquido e gassoso) della materia e saper

discutere come le interazioni tra molecole siano responsabili del diverso stato fisico dei composti ad una data temperatura. Saper classificare una serie di composti ed elementi in ordine crescente di punto di ebollizione, tenendo conto del tipo di legame forte e delle interazioni (i composti ionici sono sempre solidi, gli altri si classificano sulla base delle interazioni deboli).

15. Le soluzioni e le loro proprietà. La grandezza concentrazione di una soluzione e le sue unità di misura (molarità, molalità, frazione molare e percentuali p/p, p/v e v/v) ed effettuare calcoli utilizzando le varie espressioni e la densità di una soluzione.
16. Definire la solubilità di un soluto, solido o gassoso, in un solvente. Fattori che influenzano la solubilità delle soluzioni (*T* e *P*).
17. Il fenomeno della pressione osmotica: definire e saper calcolare tale grandezza per soluzioni di soluti ionici e covalenti non ionizzati in acqua.
18. Spiegare i termini ipertonica, ipotonica e isotonica riferiti ad una soluzione.
19. Descrivere da un punto di vista osmotico le proprietà di una soluzione fisiologica.
20. Le reazioni chimiche. Reazioni quantitative e di equilibrio. Le reazioni di equilibrio e la costante di equilibrio. Definire e saper formulare la costante di equilibrio di una data reazione.
21. Significato della K_e e fattori che ne influenzano il valore (la costante di equilibrio varia solo al variare della temperatura).
22. Discutere come la composizione all'equilibrio può essere modificata agendo su alcuni parametri (concentrazioni dei reagenti e dei prodotti, *P*), secondo il principio di azione e reazione (Le Chatelier).
23. Reazioni di ossidoriduzione: riconoscere e bilanciare reazioni redox semplici (in H^+).
24. Spiegare perché le reazioni redox avvengono in condizioni standard ed a una temperatura definita, sulla base dei potenziali standard delle coppie ossido riduttive.
25. Equilibri in soluzione acquosa
26. Discutere l'equilibrio di autoionizzazione dell'acqua e il significato di pH.
27. Il calcolo approssimato del pH. Calcolare, in semplici esempi applicativi, il pH di soluzioni acquose di acidi e basi forti, di acidi e basi deboli e di soluzioni acquose che contengono Sali formati da ioni a carattere basico o acido (basta ricordarsi che tali ioni si comportano da acid o basi deboli).
28. Le soluzioni tampone. Discutere la composizione e il meccanismo in base al quale esplica la sua azione una soluzione tampone.
29. Calcolare, in semplici esempi applicativi, il pH di soluzioni tampone.
30. Utilizzare le variazioni di entalpia di un processo per prevederne l'aspetto energetico.
31. Prevedere la spontaneità di un processo in base alla variazione di entropia nei sistemi isolati e di energia libera nei sistemi chiusi.
32. Definire l'energia libera standard e formulare la sua relazione con la costante di equilibrio di una reazione.
33. Cinetica: definire la velocità di reazione e discutere i fattori che la influenzano.
34. Discutere la legge di velocità e l'ordine di una reazione.
35. Discutere la spiegazione data da Arrhenius con la teoria delle collisioni o degli urti e quella data da Eyring con la teoria del complesso attivato e dello stato di transizione, per spiegare l'aumento della velocità di reazione con la temperatura.
36. Giustificare l'influenza dei catalizzatori sulle velocità di reazione e sull'equilibrio (non spostano l'equilibrio ma permettono un suo più rapido raggiungimento).

Esercitazioni

Le Esercitazioni di Chimica Generale saranno concordate con gli studenti, durante il percorso, inserendole dopo la trattazione degli argomenti correlati:

- Calcoli di verifica delle leggi della stechiometria
- Tavola periodica e configurazione elettronica degli elementi
- Legami chimici e stato fisico delle sostanze
- Rappresentazione e forma di piccole molecole e ioni
- Le soluzioni, modi di esprimere la loro concentrazione e calcoli
- Proprietà colligative delle soluzioni
- Reazioni chimiche nette e d'equilibrio. Reazioni di ossidoriduzione

- Giustificazione delle reazioni di ossidoriduzione dal punto di vista elettrochimico
- Equilibri in soluzione acquosa, acidi e basi secondo Broensted e Lowry e calcolo approssimato del pH di soluzioni acquose secondo Broensted e Lowry e ignorando Arrhenius
- Termodinamica
- Cinetica

Attività a scelta dello studente

Non previste

Supporti alla didattica in uso alla docenza

Videoproiettore e computer

Strumenti didattici

Esercitazioni alla lavagna.
Il materiale sarà messo a disposizione degli studenti

Materiali di consumo previsti

Pennarelli, carta, cartucce laser. Il docente possiede computer e stampante.

Eventuale bibliografia

Il testo consigliato per la parte teorica è:

“Chimica di Base per le Scienze della Vita” Ed. Delfino, Roma. Volume I.

Autore: M. Anastasia

Tale testo è costituito da 2 volumi. Il primo riporta la Chimica Generale, il secondo la Chimica Organica e Propedeutica Biochimica

Nel secondo volume c'è una parte B in cui si riprendono i capitoli di Chimica Generale con lo stesso numero e si riportano aggiunte, domande e quesiti. Le aggiunte servono per completare il libro e talvolta non fanno parte del programma. Le domande e i quesiti a risposta suggerita, sono utili per un'autoverifica e per aiutare lo studente a riflettere su quanto studiato

Per gli esercizi di stechiometria si consiglia:

“Stechiometria: un avvio allo studio della chimica”, L. Bertini, C. Luchinat, F. Mani, Casa Editrice Ambrosiana

Per studiare il programma vanno comunque bene tutti i testi di Chimica Generale e Organica e di stechiometria a livello universitario con nozioni di biorganica, purché aggiornati e con un numero accettabile e sanabile di errori e/o omissioni.

Verifica dell'apprendimento

L'esame consiste in una prova scritta composta da domande. L'esame si completa con un'eventuale discussione su parti non chiare dello scritto.