UNIVERSITÀ DEGLI STUDI DI PALERMO

DIPARTIMENTO	Scienze e Tecnologie Biologiche, Chimiche e Farmaceutiche
ANNO ACCADEMICO OFFERTA	2023/2024
ANNO ACCADEMICO EROGAZIONE	2023/2024
CORSO DILAUREA	SCIENZE BIOLOGICHE
INSEGNAMENTO	CHIMICA GENERALE CON ESERCITAZIONI
TIPO DI ATTIVITA'	A
AMBITO	50024-Discipline chimiche
CODICE INSEGNAMENTO	18246
SETTORI SCIENTIFICO-DISCIPLINARI	CHIM/03
DOCENTE RESPONSABILE	FIORE TIZIANA — Ricercatore — Univ. di PALERMO BUTERA VALERIA — Ricercatore a tempo determinato — Univ. di PALERMO
ALTRI DOCENTI	
CFU	9
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLO STUDIO PERSONALE	141
NUMERO DI ORE RISERVATE ALLA DIDATTICA ASSISTITA	84
PROPEDEUTICITA'	
MUTUAZIONI	
ANNO DI CORSO	1
PERIODO DELLE LEZIONI	1° semestre
MODALITA' DI FREQUENZA	Facoltativa
TIPO DI VALUTAZIONE	Voto in trentesimi
ORARIO DI RICEVIMENTO DEGLI STUDENTI	**BUTERA VALERIA** Lunedì 15:00 17:00 Studio del docente **FIORE TIZIANA** Martedì 11:00 13:00 Studio T. Fiore (Edificio 17, Dip. di Fisica e Chimica)

DOCENTE: Prof.ssa TIZIANA FIORE- *Lettere L-Z*

PREREQUISITI	Conoscenze richieste per l'iscrizione al CdL e verificate attraverso il test di ingresso
RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI	Conoscenza e capacita' di comprensione: Conoscere i principi generali per la comprensione dei fenomeni collegati con le proprieta' della materia e le sue trasformazioni. Capacita' di applicare conoscenza e comprensione: Capacita' di applicare i principi generali nello studio di problematiche chimiche e chimico-fisiche anche nel contesto delle scienze biologiche. Autonomia di giudizio: Essere in grado di valutare le problematiche chimiche e chimico-fisiche inerenti le scienze biologiche. Capacita' di razionalizzare e prevedere le possibili utilizzazioni delle conoscenze acquisite. Abilita' comunicative: Capacita' di saper comunicare in modo chiaro e privo di ambiguita', anche a interlocutori non esperti, informazioni, problemi e soluzioni. Capacita' di utilizzare il linguaggio specifico proprio della disciplina. Capacita' d'apprendimento: Avere sviluppato le capacita' di apprendimento che consentono di intraprendere studi successivi con un alto grado di autonomia.
VALUTAZIONE DELL'APPRENDIMENTO	La prova finale di esame consiste di una prova scritta e di una prova orale. La prova scritta, della durata di circa 3 ore, riguarda la risoluzione di cinque esercizi di stechiometria e la risposta aperta a cinque quesiti teorici. La prova orale, non obbligatoria, consiste di un colloquio su aspetti teorici e pratici degli argomenti affrontati nel corso. La valutazione finale, opportunamente graduata, sara' formulata sulla base delle seguenti condizioni: a) Conoscenza sufficiente degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento e sufficiente capacita' di esposizione; sufficiente grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 18-21); b) Conoscenza discreta degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento e discreta capacita' di esposizione; discreto grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 22-25); c) Buona conoscenza degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento e buona capacita' di esposizione; buon grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 26-28); d) Ottima conoscenza degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento ed ottima capacita' di esposizione; eccellente grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 29-30L).
OBIETTIVI FORMATIVI	Il corso si propone di fornire una introduzione al linguaggio e alla metodologia scientifica, con particolare riguardo alla struttura e alla reattivita' della materia e al ruolo dei processi chimici nei sistemi biologici. L'obiettivo formativo principale riguarda la conoscenza degli equilibri chimici in soluzione acquosa, allo scopo di fornire le basi necessarie per comprendere fenomeni biochimici.
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	L'insegnamento si svolge nel primo semestre del I anno e consiste di lezioni frontali ed esercitazioni numeriche in aula. E' prevista una prova in itinere, non obbligatoria, su argomenti trattati nel corso. Inoltre, esercizi svolti in aula mirano a simulare la prova finale di esame.
TESTI CONSIGLIATI	- J. C. Kotz, P. M. Treichel, J. R. Townsend, D. A. Treichel: Chimica, VII Edizione, 2021, ISBN: 9788836230518 - R. Bertani, D. Clemente, G. Depaoli, P. Di Bernardo, M. Gleria, B. Longato, U. Mazzi, G. A. Rizzi, G. Sotgiu, M. Vidali: Chimica generale e inorganica, III edizione, 2010, ISBN: 9788808184627 - F. Cacace, M. Schiavello: Stechiometria, Bulzoni, 1995, ISBN: 9788871194813 - M. Giomini, E. Balestrieri, M. Giustini: Fondamenti di stechiometria, EdiSES, II edizione, 2009, ISBN: 9788879593519

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
4	Materia: sistema internazionale di misura; proprieta' fisiche e chimiche, estensive ed intensive; massa, volume e densita; sostanze pure e miscugli; fase, sistemi omogenei ed eterogenei; elementi e composti; l'atomo nucleare e le particelle subatomiche; isotopi e pesi atomici; unita' di massa atomica e mole; composizione percentuale; formule minime e molecolari.
4	Struttura elettronica degli atomi e tavola periodica degli elementi. Modello atomico di Bohr; dualismo ondaparticella; principio di indeterminazione; gli orbitali atomici dell'idrogeno; numeri quantici; atomi polielettronici; configurazione elettronica; principio di Aufbau; principio di esclusione di Pauli e regola di Hund; periodicita' delle proprieta' fisiche e chimiche: raggi atomici e raggi ionici, energia di ionizzazione, affinita' elettronica; elettronegativita'.

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
6	Legame chimico e struttura molecolare: energia di legame; legame ionico; legame covalente; strutture di Lewis di molecole biatomiche e poliatomiche; risonanza; carica formale; entalpia e lunghezza del legame covalente; ordine di legame; legame covalente polare; geometria molecolare di ioni e molecole secondo il modello VSEPR; molecole polari; numero di ossidazione; teoria del legame di valenza; ibridazione, legami sigma e pi-greco.
2	Principali classi di composti inorganici; tavola periodica, periodi e gruppi; formazione di composti molecolari e ionici sulla base della configurazione elettronica; cenni di nomenclatura sistematica; composti binari con idrogeno ed ossigeno; idrossidi e ossiacidi; sali.
4	Reazioni chimiche e bilanciamento di equazioni chimiche: reazioni di combustione; reazioni chimiche in soluzione acquosa; reazioni di ossido-riduzione; relazioni ponderali.
2	Termochimica: energia e reazioni chimiche; il principio di conservazione dell'energia; calore e lavoro, reazioni esotermiche ed endotermiche, energia interna ed entalpia, variazioni di entalpia nelle reazioni chimiche; legge di Hess, entalpia standard di formazione.
2	Stato gassoso: legge dei gas ideali; forze intermolecolari e gas reali; legame a idrogeno.
2	Stato liquido: proprieta' dei liquidi; evaporazione di un liquido e tensione di vapore; temperatura di ebollizione e temperatura di solidificazione o di fusione.
5	Soluzioni e loro proprieta': soluzioni di liquidi in liquidi e di solidi in liquidi; unita' di misura della concentrazione; saturazione e solubilita; soluzioni di gas in liquidi: legge di Henry; influenza della temperatura e della pressione sulla solubilita' di un gas; proprieta' colligative di soluzioni di non elettroliti e di elettroliti: abbassamento della tensione di vapore, abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopico e pressione osmotica.
3	Equilibrio chimico: legge di azione di massa; equilibri nei sistemi omogenei ed eterogenei; Kp e Kc; quoziente di reazione e costante di equilibrio; principio di Le Chatelier e sue applicazioni.
5	Equilibrio in soluzione acquosa: equilibri acido-base; definizione di acido e base secondo Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis; scala del pH; forza relativa degli acidi e delle basi; acidi, basi e sali in soluzione acquosa; idrolisi; soluzioni tampone; titolazioni acido-base; indicatori.
3	Equilibri in soluzione acquosa: equilibri di solubilita; equilibri eterogenei con sali poco solubili; solubilita' e prodotto di solubilita; precipitazione e dissoluzione; effetto dello ione in comune sulla solubilita; effetto del pH e della formazione di ioni complessi sulla solubilita.
6	Elettrochimica: celle galvaniche ed elettrolitche; pila Daniell; potenziale dell'elettrodo; equazione di Nernst e forza elettromotrice di una pila; elettrodo standard ad idrogeno; potenziali elettrochimici standard; elettrodo a vetro; pH-metro; pile a concentrazione; elettrolisi: le leggi di Faraday.

ORE	Esercitazioni
2	La mole; composizione percentuale; formule minime e molecolari.
4	Bilanciamento delle reazioni chimiche e relazioni ponderali.
2	Formule di Lewis e legame chimico, struttura tridimensionale di molecole.
2	Gas ideali.
2	Le soluzioni e concentrazione delle soluzioni.
4	Proprieta' colligative di soluzioni di non elettroliti e di elettroliti.
4	Equilibrio chimico omogeneo ed eterogeneo
6	Equilibrio chimico in soluzione acquosa: soluzioni di acidi, basi e sali, soluzioni tampone, titolazioni acido-base.
5	Equilibri con sali poco solubili: solubilita' e prodotto di solubilita; precipitazione e dissoluzione; effetto dello ione in comune sulla solubilita.
5	Elettrochimica.

DOCENTE: Prof.ssa VALERIA BUTERA- *Lettere A-K*

PREREQUISITI	Conoscenze richieste per l'iscrizione al CdL e verificate attraverso il test di ingresso
RISULTATI DI APPRENDIMENTO ATTESI	Conoscenza e capacita' di comprensione Conoscere i principi generali per la comprensione dei fenomeni collegati con le proprieta' della materia e le sue trasformazioni. Capacita' di applicare conoscenza e comprensione Capacita' di applicare i principi generali nello studio di problematiche chimiche e chimico-fisiche anche nel contesto delle scienze biologiche. Autonomia di giudizio Essere in grado di valutare le problematiche chimiche e chimico-fisiche inerenti le scienze biologiche. Capacita' di razionalizzare e prevedere le possibili utilizzazioni delle conoscenze acquisite. Abilita' comunicative Capacita' di saper comunicare in modo chiaro e privo di ambiguita', anche a interlocutori non esperti, informazioni, problemi e soluzioni. Capacita' di utilizzare il linguaggio specifico proprio della disciplina. Capacita' d'apprendimento Avere sviluppato le capacita' di apprendimento che consentono di intraprendere studi successivi con un alto grado di autonomia.
VALUTAZIONE DELL'APPRENDIMENTO	La prova finale di esame consiste di una prova scritta e di una prova orale. La prova scritta, della durata di circa 3 ore, riguarda la risoluzione di cinque esercizi di stechiometria e la risposta aperta a cinque quesiti teorici. La prova orale, non obbligatoria, consiste di un colloquio su aspetti teorici e pratici degli argomenti affrontati nel corso. La valutazione finale, opportunamente graduata, sara' formulata sulla base delle seguenti condizioni: a) Conoscenza sufficiente degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento e sufficiente capacita' di esposizione; sufficiente grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 18-21); b) Conoscenza discreta degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento e discreta capacita' di esposizione; discreto grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 22-25); c) Buona conoscenza degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento e buona capacita' di esposizione; buon grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 26-28); d) Ottima conoscenza degli argomenti e delle teorie affrontati nell'insegnamento ed ottima capacita' di esposizione; eccellente grado di consapevolezza e di autonomia nell'applicazione delle teorie per la risoluzione di problemi (voto 29-30L).
OBIETTIVI FORMATIVI	Il corso si propone di fornire una introduzione al linguaggio e alla metodologia scientifica, con particolare riguardo alla struttura e alla reattivita' della materia e al ruolo dei processi chimici nei sistemi biologici. L'obiettivo formativo principale riguarda la conoscenza degli equilibri chimici in soluzione acquosa, allo scopo di fornire le basi necessarie per comprendere fenomeni biochimici.
ORGANIZZAZIONE DELLA DIDATTICA	L'insegnamento si svolge nel primo semestre del I anno e consiste di lezioni frontali ed esercitazioni numeriche in aula. E' prevista una prova in itinere, non obbligatoria, su argomenti trattati nel corso. Inoltre, esercizi svolti in aula mirano a simulare la prova finale di esame.
TESTI CONSIGLIATI	- F. Demartin: Fondamenti di Chimica generale, EdiSES, I Edizione, 2022, ISBN: 9788836230839 - J. C. Kotz, P. M. Treichel, J. R. Townsend, D. A. Treichel: Chimica, EdiSES, VI Edizione, 2017, ISBN: 9788879599665 - R. Bertani, D. A. Clemente, G. Depaoli, P. Di Bernardo, M. Gleria, B. Longato, U. Mazzi, G. A. Rizzi, G. Sotgiu, M. Vidali: Chimica generale e inorganica, Ambrosiana/CEA, III edizione, 2010, ISBN: 9788808184627 - F. Cacace, M. Schiavello: Stechiometria, Bulzoni, 1995, ISBN: 9788871194813 - M. Giomini, E. Balestrieri, M. Giustini: Fondamenti di stechiometria, EdiSES, II edizione, 2009, ISBN: 9788879593519 - J. C. Kotz, P. M. Treichel, J. Townsend, D. A. Treichel: Chemistry and Chemical Reactivity, 10th Edition, 2019, ISBN10: 1-337-39907-8; ISBN13: 978-1-337-39907-4

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
4	Materia: sistema internazionale di misura; proprieta' fisiche e chimiche, estensive ed intensive; massa, volume e densita; sostanze pure e miscugli; fase, sistemi omogenei ed eterogenei; elementi e composti; l'atomo nucleare e le particelle subatomiche; isotopi e pesi atomici; unita' di massa atomica e mole; composizione percentuale; formule minime e molecolari.

PROGRAMMA

ORE	Lezioni
4	Struttura elettronica degli atomi e tavola periodica degli elementi. Modello atomico di Bohr; dualismo onda-particella; principio di indeterminazione; gli orbitali atomici dell'idrogeno; numeri quantici; atomi polielettronici; configurazione elettronica; principio di Aufbau; principio di esclusione di Pauli e regola di Hund; periodicita' delle proprieta' fisiche e chimiche: raggi atomici e raggi ionici, energia di ionizzazione, affinita' elettronica; elettronegativita'.
6	Legame chimico e struttura molecolare: energia di legame; legame ionico; legame covalente; strutture di Lewis di molecole biatomiche e poliatomiche; risonanza; carica formale; entalpia e lunghezza del legame covalente; ordine di legame; legame covalente polare; geometria molecolare di ioni e molecole secondo il modello VSEPR; molecole polari; numero di ossidazione. Teoria del legame di valenza; ibridazione, legami sigma e pi-greco.
2	Principali classi di composti inorganici: tavola periodica, periodi e gruppi; formazione di composti molecolari e ionici sulla base della configurazione elettronica; cenni di nomenclatura sistematica; composti binari con idrogeno ed ossigeno; idrossidi e ossiacidi; sali.
4	Reazioni chimiche e bilanciamento di equazioni chimiche: reazioni di combustione; reazioni chimiche in soluzione acquosa; reazioni di ossido-riduzione; relazioni ponderali.
2	Termochimica: energia e reazioni chimiche; il principio di conservazione dell’energia; calore e lavoro, reazioni esotermiche ed endotermiche; energia interna ed entalpia, variazioni di entalpia nelle reazioni chimiche; legge di Hess, entalpia standard di formazione.
2	Stato gassoso: legge dei gas ideali; forze intermolecolari e gas reali; legame a idrogeno.
2	Stato liquido: proprieta' dei liquidi; evaporazione di un liquido e tensione di vapore; temperatura di ebollizione e temperatura di solidificazione o di fusione.
5	Soluzioni e loro proprieta': soluzioni di liquidi in liquidi e di solidi in liquidi; unita' di misura della concentrazione; saturazione e solubilita'; soluzioni di gas in liquidi: legge di Henry; influenza della temperatura e della pressione sulla solubilita' di un gas; proprieta' colligative di soluzioni di non elettroliti e di elettroliti: abbassamento della tensione di vapore, abbassamento crioscopico, innalzamento ebullioscopico e pressione osmotica.
3	Equilibrio chimico: legge di azione di massa; equilibri nei sistemi omogenei ed eterogenei; Kp e Kc; quoziente di reazione e costante di equilibrio; principio di Le Chatelier e sue applicazioni.
5	Equilibrio in soluzione acquosa: equilibri acido-base; definizione di acido e base secondo Arrhenius, Brønsted-Lowry e Lewis; scala del pH; forza relativa degli acidi e delle basi; acidi, basi e sali in soluzione acquosa; idrolisi; soluzioni tampone; titolazioni acido-base; indicatori.
3	Equilibri in soluzione acquosa: equilibri di solubilita'; equilibri eterogenei con sali poco solubili; solubilita' e prodotto di solubilita'; precipitazione e dissoluzione; effetto dello ione in comune sulla solubilita'; effetto del pH e della formazione di ioni complessi sulla solubilita'.
6	Elettrochimica: celle galvaniche ed elettrolitche; pila Daniell; potenziale dell'elettrodo; equazione di Nernst e forza elettromotrice di una pila; elettrodo standard ad idrogeno; potenziali elettrochimici standard; elettrodo a vetro; pH-metro; pile a concentrazione; elettrolisi: le leggi di Faraday.

ORE	Esercitazioni
2	La mole; composizione percentuale; formula minima e molecolare.
4	Bilanciamento di reazioni chimiche e relazioni ponderali.
2	Formule di Lewis e legame chimico, struttura tridimensionale di molecole.
2	Gas ideali.
2	Le soluzioni e concentrazione delle soluzioni.
4	Proprieta' colligative di soluzioni di non elettroliti e di elettroliti.
4	Equilibrio chimico omogeneo ed eterogeneo.
6	Equilibrio chimico in soluzione acquosa: soluzioni di acidi, basi e sali, soluzioni tampone, titolazioni acido-base.
5	Equilibri con sali poco solubili: solubilita' e prodotto di solubilita'; precipitazione e dissoluzione; effetto dello ione in comune sulla solubilita'.
5	Elettrochimica.