

## **PROGRAMMA**

**Anno Scolastico 2022/2023**

**Classe 2<sup>a</sup> D sez. ELETTR. ED ELETTROTEC.**

**Discipline: SCIENZE INTEGRATE ( CHIMICA)**

**ED. CIVICA**

**Docente DI COSTANZO BERNARDINA**

**Data di presentazione 08.06.2023**

**Programma Svolto**

n°UDA	UDA	n° u.d	Unità didattiche	Argomenti svolti	Argomenti non svolti
1	<b>RECUPERO E INTEGRAZIONE DELLE CONOSCENZE PREGRESSE</b>	1	<b>La mole e la costante di Avogadro</b>	Unità di massa atomica, massa atomica relativa e massa molecolare relativa La mole e la costante di Avogadro Significato qualitativo di un'equazione chimica. Il bilanciamento delle reazioni chimiche	
		2	<b>La struttura dell'atomo. I modelli atomici. Gli orbitali e i numeri quantici. La configurazione elettronica degli elementi</b>	Le teorie sull'atomo. Numero atomico e numero di massa, isotopi La doppia natura dell'elettrone: onda e corpuscolo. Gli orbitali atomici e i numeri quantici. La configurazione elettronica degli elementi Gli elettroni di valenza	

2	<b>DALL'ATOMO AI COMPOSTI CHIMICI</b>	1	<b>Il sistema periodico degli elementi</b>	La tavola di Mendeleev. La legge periodica. La tavola periodica moderna. Costruzione delle formule elettroniche con l'ausilio della tavola periodica. Gli elettroni di valenza. Proprietà periodiche degli elementi: raggio atomico e raggio ionico, energia di ionizzazione, affinità elettronica, elettronegatività. Metalli, non metalli e semimetalli.	
		2	<b>I legami chimici</b>	Legami primari e secondari. L'energia di legame. La regola dell'ottetto. La notazione di Lewis. La definizione di legame covalente. Legame covalente semplice, doppio, triplo. Legame covalente puro e legame covalente polare. Legame dativo. Le caratteristiche del legame ionico. Le caratteristiche del legame metallico. La teoria V.S.E.P.R. e le principali forme delle molecole. Le caratteristiche dei legami intermolecolari: tra dipoli permanenti, a idrogeno, tra dipoli temporanei.	

		3	<b>Le classi dei composti inorganici e la loro nomenclatura</b>	<p>Valenza e numero di ossidazione. Evoluzione della nomenclatura e dei criteri di classificazione dei composti. Nomenclatura IUPAC e tradizionale di ossidi, idruri, idrossidi, idracidi, ossoacidi, sali binari, sali ternari e quaternari</p> <p>Formule di struttura di semplici composti binari e ternari</p>	
3	<b>LE SOLUZIONI</b>	1	<b>Le proprietà delle soluzioni</b>	<p>I diversi tipi di soluzione. La solubilità e i fattori che la influenzano. Soluzioni diluite e concentrate; insature, sature e soprassature. I diversi tipi di soluti e di solventi. La solubilizzazione di soluti ionici in acqua. La solubilizzazione di soluti molecolari in acqua. Elettroliti e non elettroliti. Unità di concentrazione: concentrazione percentuale in massa, in volume, in massa /volume; molarità; molalità. Preparazione di soluzioni per diluizione. Le proprietà colligative</p>	

4	<b>LE TRASFORMAZIONI CHIMICHE</b>	1	<b>Le reazioni e la stechiometria</b>	L'equazione chimica. Le regole di bilanciamento. Reazioni di sintesi, di decomposizione, di sostituzione semplice, di doppio scambio. I calcoli stechiometrici. Il reagente limitante. Il rendimento percentuale.	
5	<b>IL CONTROLLO DELLE TRASFORMAZIONI CHIMICHE</b>	1	<b>La termochimica</b>	Il calore scambiato nel corso delle trasformazioni chimiche. Reazioni esotermiche ed endotermiche	Non sono state trattate le grandezze termodinamiche: entalpia, entropia, energia libera
		2	<b>La velocità e i meccanismi di reazione</b>	La velocità di reazione. La teoria delle collisioni. L'energia di attivazione. Fattori che influenzano la velocità di una reazione: natura dei reagenti, concentrazione dei reagenti, temperatura, superficie di contatto, presenza di catalizzatori.	

		3	<b>L'equilibrio chimico</b>	Reazioni irreversibili e reazioni reversibili. L'equilibrio dinamico tra una reazione e la sua inversa. La costante di equilibrio.	Non è stato trattato il principio di Le Chatelier
6	<b>GLI EQUILIBRI ACIDO- BASE</b>	1	<b>Le reazioni acido-base</b>	Acidi e basi secondo le teorie di Arrhenius, di Bronsted-Lowry e di Lewis. Prodotto ionico dell'acqua. Il pH e il pOH. Le costanti di ionizzazione acida e basica, acidi/basi forti e acidi/basi deboli. Calcolo del pH per acidi e basi forti. Gli indicatori acido- base. Cenni alle reazioni di idrolisi e alle soluzioni tampone. La reazione di neutralizzazione e le titolazioni acido-base	
	<b>EDUCAZIONE CIVICA</b>  <b>AGENDA 2030 E SVILUPPO SOSTENIBILE</b> <b>Obiettivo 13:</b> Lotta contro il cambiamento climatico	1	<b>Lotta ai cambiamenti climatici</b>	Effetto serra e cambiamenti climatici. Impatto sanitario e ambientale dei cambiamenti climatici. Accordi internazionali sui cambiamenti climatici. Gli impegni per il futuro. Comportamenti responsabili per uno sviluppo sostenibile	



Programma svolto

Pag.7 di 7

**Eventuali integrazioni al piano di lavoro annuale previsto**

REAZIONI CHIMICHE: Equazioni di reazione in forma molecolare, ionica e ionica netta

LA DOCENTE

*Bernardini Stefano*