PROGRAMMA DI SCIENZE NATURALI

***Liceo Scientifico "Talete" - A.s. 2019/20***

|  |  |
| --- | --- |
| **Classe:** | *4G - Liceo Scientifico* |
| **Disciplina:** | *Scienze Naturali* |
| **Ore settimanali:** | *3* |
| **Libri di testo:** | Biologia: *Invito alla Biologia.blu - H. Curtis, N. Sue Barnes, A. Schnek, G. Flores (Ed. Zanichelli)*  Chimica: *Chimica, concetti e modelli – Dalla materia all’elettrochimica – Seconda edizione - G. Valitutti, M. Falasca, P. Amadio* *(Ed. Zanichelli)* |
| **Ore di lezione svolte:** | *48 ore in aula + 25 ore di lezioni video di didattica a distanza* |
| **Docente:** | *Priore Giovanni* |

**CHIMICA**

# Modulo 1 - Il sistema periodico degli elementi

Il sistema periodico di Mendeleev organizzato secondo massa atomica crescente e la legge della periodicità.

La struttura della moderna tavola periodica degli elementi ordinata secondo numero atomico crescente.

La struttura della moderna tavola periodica: elementi chimici naturali e artificiali, periodi brevi e lunghi, la numerazione dei gruppi secondo la nomenclatura IUPAC e tradizionale, principali gruppi di elementi chimici.

La classificazione degli elementi in metalli, non metalli e semimetalli.

Lo strato di valenza e la notazione di Lewis per rappresentare gli elettroni di valenza.

La corrispondenza tra sistema periodico e configurazione elettronica degli elementi.

Le proprietà periodiche degli elementi: il raggio atomico, l’energia di ionizzazione, l’affinità elettronica, l’elettronegatività.

**Modulo 2 - I legami chimici**

Il legame chimico e l'energia di legame.

La formazione dei legami secondo la teoria del legame di Lewis.

La regola dell’ottetto e la configurazione elettronica stabile dei gas nobili.

Il legame ionico, la struttura e le caratteristiche dei composti ionici.

Il legame metallico e le proprietà dei metalli.

Il legame covalente puro o apolare (singolo e multiplo), polare e dativo.

La scala dell’elettronegatività e i legami chimici.

La rappresentazione delle molecole con le formule di struttura di Lewis.

La forma delle molecole: la lunghezza e l’angolo di legame.

La teoria della repulsione delle coppie di elettroni del guscio di valenza (VSEPR)

I limiti della teoria del legame di Lewis e la teoria del legame di valenza (VB) di Pauling.

La teoria VB applicata alle molecole biatomiche e a quelle poliatomiche.

L'ibridazione degli orbitali atomici: l'ibridazione sp3 sp2 e sp dell'atomo del carbonio.

La natura elettrostatica delle forze intermolecolari: molecole polari e apolari.

I legami intermolecolari: le forze di van der Waals ( forze dipolo-dipolo e forze di London) e il legame a idrogeno.

Il confronto energetico tra i legami.

**Modulo 3 - La classificazione e la nomenclatura dei composti**

Il concetto di valenza e di numero di ossidazione. La determinazione del numero di ossidazione.

Le regole per determinare il n.o. degli elementi nei vari composti.

La classificazione dei composti chimici inorganici in composti dei metalli e dei non metalli.

I composti dei metalli: caratteristiche, composizione, formula, nomenclatura e reazione di formazione degli idruri metallici, degli ossidi basici, dei perossidi e degli idrossidi.

La reazione di dissociazione degli idrossidi in soluzione acquosa.

I composti dei non metalli: caratteristiche, composizione, formula, nomenclatura e reazione di formazione degli idruri covalenti, degli ossidi acidi o anidridi, degli idracidi e degli ossiacidi.

La formazione di ossiacidi con numero variabile di molecole d’acqua: ossiacidi meta-, piro- e orto-.

La reazione di ionizzazione degli acidi in soluzione acquosa.

I sali: caratteristiche, composizione, formula e nomenclatura dei sali neutri, acidi, basici e dei sali di ammonio.

La reazione di formazione dei sali e la reazione di dissociazione in soluzione acquosa.

La nomenclatura tradizionale e la nomenclatura IUPAC dei composti inorganici.

**Modulo 4 - Le soluzioni e le loro proprietà**

I miscugli e la differenza tra i miscugli omogenei ed eterogenei.

Le soluzioni: solvente, soluto, soluzione satura. I diversi tipi di soluzione.

Il processo di soluzione e i fattori che ne influenzano la velocità. Soluzioni acquose ed elettroliti.

Le soluzioni elettrolitiche e il pH.

La concentrazione delle soluzioni: le concentrazioni percentuali (% m/m, % m/V, % V/V, ppm in massa e ppm in volume), la molarità, la molalità e la frazione molare.

L'effetto del soluto sul solvente: le proprietà colligative.

La tensione di vapore delle soluzioni: la riduzione della tensione di vapore di una soluzione e la legge di Raoult.

L'innalzamento ebullioscopico e l'abbassamento crioscopico: l'effetto degli elettroliti e il coefficiente di Van't Hoff.

L'osmosi, la pressione osmotica e l'equazione di Van't Hoff. L’importanza dell’osmosi nei sistemi biologici.

Le concentrazioni sature e il concetto di solubilità: rapporto tra solubilità, temperatura e pressione.

La solubilità dei gas nei liquidi e la legge di Henry.

I colloidi, il moto browniano e l'effetto Tyndall.

**Modulo 5 - Le reazioni chimiche**

L'equazione di reazione, la sua importanza e le regole del bilanciamento.

I diversi tipi di reazioni e le loro caratteristiche.

Le reazioni di sintesi: esempi di reazioni di sintesi dei principali tipi di composti inorganici.

Le reazioni di decomposizione: reazioni di decomposizione con liberazione di ossigeno, con liberazione di anidride carbonica e con liberazione di H2O.

Le reazioni di scambio semplice o di spostamento: reazioni con spostamento di un elemento dal proprio ossido, spostamento dell’idrogeno dai suoi composti e spostamento degli ioni metallici dalle soluzioni dei loro sali.

L’equazione ionica netta e gli ioni spettatori.

Le reazioni di doppio scambio con formazione di precipitato, con formazione di gas e con formazione di acqua.

I calcoli stechiometrici e l’importanza dei coefficienti stechiometrici dell’equazione di reazione.

Il reagente limitante e il reagente in eccesso.

La resa di reazione: resa teorica, resa effettiva e resa percentuale.

**Modulo 6 - L'equilibrio chimico**

Le reazioni reversibili ed irreversibili: il concetto di equilibrio chimico come equilibrio dinamico.

La costante di equilibrio e la legge dell'azione di massa di Guldberg e Waage.

La costante dell’equilibrio in fase gassosa (Kp)

Il principio di Le Châtelier e i fattori che condizionano l'equilibrio chimico: l’effetto della variazione di concentrazione, di pressione, di temperatura ed influenza del catalizzatore.

**Modulo 7 - Gli equilibri chimici nelle soluzioni acquose: acidi e basi**

Le caratteristiche qualitative delle sostanze acide e basiche.

La teoria di Arrhenius sugli acidi e le basi: le reazioni di ionizzazione e di dissociazione in soluzione acquosa.

La teoria acido-base di Brönsted e Lowry: le coppie coniugate acido-base, le sostanze anfiprotiche.

La teoria di Lewis sugli acidi e le basi.

La ionizzazione e il prodotto ionico dell'acqua.

# Il concetto di pH e le soluzioni acide, basiche e neutre.

Gli acidi forti, gli acidi deboli e la costante di dissociazione acida. Gli acidi poliprotici.

Le basi forti, le basi deboli e la costante di dissociazione basica.

Il calcolo del pH di una soluzione a concentrazione nota.

Gli indicatori e l’intervallo di viraggio.

Roma, 05/06/2020

|  |  |
| --- | --- |
| Gli studenti rappresentanti di classe | Il docente |
| Giulia Khalil | Prof. Giovanni Priore |
| Andrea Riccardelli |  |