

CHIMICA 2° ITI

Modulo 1

Le particelle che formano l'atomo e la loro sistemazione nell'atomo moderno. L'atomo (*definizione*). La molecola (*definizione*). La massa e la carica di un protone. La massa (rispetto al protone) e la carica di un elettrone. L'utilità dei neutroni nel nucleo atomico. L'atomo come particella neutra. Il numero atomico Z ed il numero di massa A. L'importanza del numero atomico Z.

Gli isotopi (*definizione*) e le loro differenze nelle proprietà fisiche. L'unità di massa atomica (*definizione*) e a che valore circa corrisponde in grammi. La massa atomica (relativa) di un atomo. La massa atomica (relativa) dell'elemento.

La differenza esistente nell'atomo fra le dimensioni del nucleo e quelle della parte periferica. La variazione dell'energia dell'elettrone a seconda della sua distanza dal nucleo e la variazione della stabilità. I livelli energetici: cosa sono e quanti sono. L'orbitale (*definizione*). Le forme degli orbitali e le lettere ad esse associate. Le forme ed il numero di orbitali presenti in ogni livello energetico. Lo "spin" (*definizione*). Il motivo per cui in un orbitale vi possono stare al massimo due elettroni con spin opposto.

La logica seguita dagli elettroni per sistemarsi negli orbitali dei vari livelli energetici di un atomo. La configurazione elettronica totale di un elemento. La configurazione elettronica esterna di un elemento (*definizione*).

La legge del Sistema Periodico. La caratteristica comune agli elementi di uno stesso gruppo. Il motivo per cui vi sono sette periodi. Il nome degli otto gruppi principali.

La regola dell'ottetto (*definizione*). I cationi e gli anioni (*definizione*). Il volume atomico. L'andamento del volume atomico nel Sistema Periodico. L'energia di ionizzazione (*definizione*). L'andamento dell'energia di ionizzazione nel Sistema Periodico. L'elettronegatività (*definizione*). L'andamento dell'elettronegatività nel Sistema Periodico.

Modulo 2

Lo schema dei composti. Come si ottengono i composti con i numeri di ossidazione.

I tipi di reazioni: la sintesi, la formazione di idrossidi, la formazione di ossiacidi, la formazione di sali, lo scambio semplice, il doppio scambio, la decomposizione e la dissociazione ionica.

Modulo 3

I legami fra atomi (intramolecolari). Il legame covalente omopolare o puro: come si forma, in cosa consiste e tra quali tipi di atomi si forma. Il legame covalente polare, tra quali tipi di atomi si forma. Il legame covalente dativo: la formazione dello ione ammonio.

Il legame ionico: come si forma, in cosa consiste e tra quali tipi di atomi si forma.

Il legame metallico: come si forma ed in cosa consiste.

La polarità di una molecola.

I legami fra molecole (intermolecolari). Il legame dipolo-dipolo. Il legame ad idrogeno: quali tipi di atomi devono contenere le molecole che si legano con questo legame. Le forze di Van der Waals. La distribuzione non uniforme degli elettroni all'origine delle polarità istantanee presenti nelle molecole.

L'energia di legame (*definizione*).

I solidi ionici, metallici e covalenti (diamante e grafite)

Modulo 4

Le soluzioni: il solvente ed i soluti. Le soluzioni solido in liquido: la variazione della solubilità di un sale al variare della temperatura. La soluzione satura e la formazione del corpo di fondo. Come si scioglie un sale ionico in acqua e quali fattori velocizzano questo processo. I metodi per esprimere le concentrazioni delle soluzioni: la molarità, la percentuale peso su peso, la percentuale peso su volume, la percentuale volume su volume (gradazione alcolica). La diluizione di una soluzione.

Le proprietà colligative delle soluzioni. Il significato del termine colligative. L'innalzamento ebullioscopico, l'abbassamento crioscopico e la pressione osmotica.

Modulo 5

La variazione di entalpia ed il calore scambiato dalle reazioni con l'ambiente. Le reazioni esotermiche e quelle endotermiche. Le reazioni favorite dall'entalpia. L'entropia. Le reazioni favorite dall'entropia. Le reazioni che avvengono sempre e quelle che non avvengono mai. L'energia libera e la sua relazione con l'entalpia e l'entropia. La variazione dell'energia libera e la condizione affinché una reazione avvenga.

Il meccanismo con cui avviene una reazione chimica: gli urti utili e l'energia di attivazione. Il grafico entalpico delle reazioni esotermiche e quello delle reazioni endotermiche. L'energia di attivazione.

I fattori da cui dipende la velocità di una reazione (concentrazione dei reagenti, temperatura, natura chimica dei reagenti, fattore sterico, superficie di contatto, presenza di catalizzatori). Definizione di un catalizzatore.

Le reazioni reversibili e quelle irreversibili.

La condizione dell'equilibrio chimico e la sua conseguenza. La legge dell'equilibrio o legge dell'azione delle masse.

Modulo 6

La dissociazione dell'acqua. Il prodotto ionico dell'acqua. I valori delle concentrazioni degli ioni H^+ e degli ioni OH^- nell'acqua distillata.

I valori delle concentrazioni degli ioni H^+ per una soluzione acida, neutra e basica.

Il motivo per cui non si va oltre la concentrazione 1 molare. Il pH. I valori di pH per cui si hanno le soluzioni acide, neutre e basiche. Il motivo per cui la scala del pH varia da 0 a 14. Le definizioni di acido e quelle di base secondo Arrhenius.

La forza di un acido o di una base ottenuta dalla dissociazione totale o parziale.

Modulo 7

Il fenomeno dell'ossidazione e della riduzione. Il motivo per cui un atomo non si può ossidare se non ce n'è un altro che si può ridurre. La variazione del numero di ossidazione permette di determinare quale elemento si è ossidato e quale si è ridotto e quanti elettroni si sono scambiati.

Il bilanciamento delle reazioni di ossidoriduzione.