

## CHIMICA 2° ITI

### Modulo 6

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 7

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. La formazione dell'orbitale molecolare. Il legame covalente omopolare doppio e triplo. 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.

I solidi metallici, ionici e covalenti (diamante e grafite) e le loro caratteristiche. 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*).

### Modulo 8

a) Le soluzioni: il solvente ed i soluti. Le soluzioni gas in gas: la legge di Dalton delle pressioni parziali. Le soluzioni gas in liquido: la variazione della solubilità del gas al variare della temperatura e della pressione. 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.

b) 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 e l'abbassamento crioscopico. La pressione osmotica.

### Modulo 9

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). L'equazione della velocità di una reazione generica. Definizione di un catalizzatore. Il meccanismo di azione del catalizzatore platino in una reazione che ha l'idrogeno come uno dei reagenti.

Le reazioni reversibili, quelle irreversibili ed i loro grafici della velocità di reazione.

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

Il principio di Le Chatelier. Il comportamento dell'equilibrio se si aumentano o si diminuiscono le concentrazioni dei reagenti o dei prodotti, se si varia la temperatura e, nelle reazioni tra gas, se si varia la pressione

#### Modulo 10

La dissociazione dell'acqua. (Il motivo per cui lo ione  $H^+$  non può stare da solo). Il prodotto ionico dell'acqua e come si ottiene. 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 e Brönsted.

La definizione di anfotero. La forza di un acido o di una base ottenuta dall'analisi della costante dell'equilibrio di dissociazione.

#### Modulo 11

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 di una reazione di ossido riduzione.

La trasformazione dell'energia chimica in energia elettrica nel processo chiamato pila e la scala dei potenziali di riduzione. Cenni alla trasformazione dell'energia elettrica in energia chimica nel processo chiamato elettrolisi.

Prof.ssa Quaranta Chiara