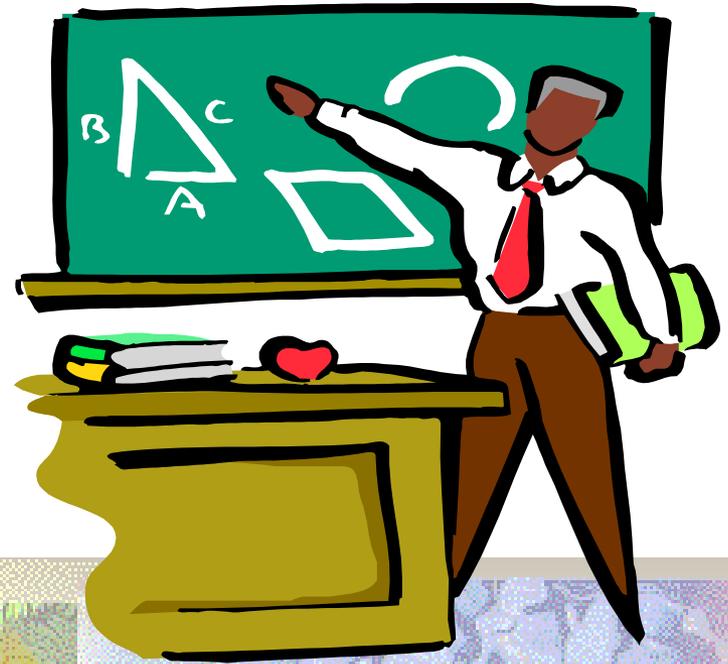


# Le soluzioni

A cura della Prof.<sup>ssa</sup>  
Barone Antonina



# Le soluzioni: caratteri generali

- Sono sistemi omogenei;
- In esse, in qualsiasi punto si esegue una misurazione, si ottengono le stesse caratteristiche chimico fisiche e di concentrazione;
- Solvente è detta la componente più abbondante;
- Soluto è detta la componente meno abbondante,



# Tipi di soluzioni

**Le soluzioni possono presentare:**

- **Solvente e soluto gassosi** (l'aria è costituita da  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N$ ,  $CO_2$ ,  $H_2O$  e altri gas);
- **Solvente liquido e soluto gassoso** (bevande gassate );
- **Solvente e soluto solidi** (le leghe o le amalgame : l'acciaio formato da C e Fe, l'ottone da Sn e Cu);

**Sono più note le soluzioni con:**

- **Solvente e soluto liquidi ;**
- **Solvente liquido e soluto solido.**

# La solubilità dipende.

- **Dalla natura del solvente e del soluto;**
- **Dalla superficie di contatto** solvente-soluto,

La solubilità varia al variare di:

- **Temperatura**
- **Pressione**



# La concentrazione

- E' la quantità di soluto rispetto al solvente;  
OSSIA
- I grammi di soluto in **100 o 1000** grammi di solvente;
- Si esprime in **percentuale o in grammi/litro.**



# Classificazione delle soluzioni rispetto alla concentrazione

- **Diluita**: il soluto non può essere apprezzato;
- **Concentrata**: il soluto si può sentire e si è prossimi alla saturazione,
- **Satura**: quando il soluto si deposita sul fondo del contenitore ( corpo di fondo);
- **Soprassatura**: quando si supera il limite di saturazione mediante:
  1. **Riscaldamento** (aumento della cinetica molecolare);
  2. **Rimescolamento** ( aumento superficie esposta);
  3. **Raffreddamento** (se il soluto è un gas).

# La concentrazione è espressa mediante:

- **La Molarità;**
- **La Molalità;**
- **La Normalità.**



**Più usate sono:**



# La Molarità

- **Una soluzione 1 molare contiene una grammo molecola o Mole ogni litro di solvente e si indica con “ M ”.**
- **Esempio:** per preparare una soluzione 1 M di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  occorre sciogliere 98 gr. di acido in 1 litro di  $\text{H}_2\text{O}$ .
- **Una soluzione 0,5 M ne contiene 49 gr.in un litro.**



# La Molalità

- **E' poco usata;**
- **Una soluzione 1 molale si prepara sciogliendo una grammo-molecola o mole in 1000 gr. di solvente;**
- **Nel caso in cui il solvente sia l'  $H_2O$ , poiché 1 litro di essa coincide con 1000gr., Molarità e molalità coincidono.**



# La Normalità

- **E' usata più frequentemente;**
- **Una soluzione 1 Normale si prepara sciogliendo 1 grammo-equivalente di una data sostanza in 1 litro di solvente;**
- **Si indica con “ N “;**
- **Un grammo-equivalente è una massa in grammi pari al peso molecolare diviso valenza.**

# Le proprietà colligative o correlate

- Sono proprietà delle soluzioni che dipendono dal soluto, ma fanno variare le proprietà fisiche del solvente. Esse sono:
- L'abbassamento della temperatura di congelamento;
- L'innalzamento della temperatura di ebollizione;
- Abbassamento della tensione di vapore;
- Variazione della pressione osmotica.



# Innalzamento della temperatura di ebollizione

- E' stato osservato che la temperatura di ebollizione di una soluzione è maggiore di quella del solvente puro .
- Questo comportamento è dovuto alle forze elettrostatiche intermolecolari che si stabiliscono tra le molecole del solvente e quelle del soluto.
- L'incremento di temperatura è costante, per un determinato solvente, qualunque sia il soluto purché la concentrazione sia 1 molale ( una mole in 1000gr di solvente).
- Questo innalzamento di temperatura è detto **“Costante ebullioscopica”**



# TITOLAZIONI

- Una soluzione **titolata** è una soluzione di cui si conosce la concentrazione.
- Per stabilire il titolo di una soluzione essa si neutralizza utilizzandone un'altra a concentrazione perfettamente nota.
- Per titolare una soluzione acida se ne usa una basica e viceversa.
- Come si fa?
- Si riempie una buretta con una soluzione titolata e si lascia scendere goccia a goccia in un beker contenente un volume noto di una soluzione a concentrazione sconosciuta addizionata ad un indicatore.
- Al viraggio dell'indicatore si sospende e si calcola il titolo secondo la seguente relazione:
- $M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$  o  $N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2$

# Equilibri in soluzione

- La molecola polarizzata dell'  $\text{H}_2\text{O}$  riesce a dissociare i composti ionici in essa disciolti.
- Si dicono elettroliti le sostanze capaci di dissociare e non elettroliti quelle che non dissociano.
- È detto **grado di dissociazione**, e si indica con  $\alpha$ , il rapporto tra la quantità di sostanza dissociata e quantità totale di sostanza in soluzione.
- per l' $\text{HCl}$   $\alpha = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]}$  questa è detta costante di dissociazione dell'acido  $K_a$ .
- Per la base  $\text{NaOH}$  la costante di dissociazione  $K_b$  sarà  $\frac{[\text{Na}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NaOH}]}$ .
- **K indica la forza di un elettrolita, questo può essere forte o debole in relazione al valore della sua costante di dissociazione.**
- **Abbiamo, quindi, acidi forti e basi forti o acidi deboli o basi deboli.**



# il pH

- Il pH esprime la concentrazione idrogenionica (degli ioni  $H^+$ ) ed è definito come il logaritmo decimale negativo della concentrazione degli ioni idrogeno.
- Il pH è l'esponente, in base 10 con segno cambiato, della concentrazione degli ioni  $H^+$  in di una soluzione.
- **Quali sono le teorie a riguardo?**
- **Come si è arrivati a definire questo valore?**



# La classificazione delle sostanze in base al pH.

- **Teoria di Arrhenius,**
- **Teoria di Bronsted e Lowry,**
- **Teoria di Lewis.**

# Il prodotto ionico dell'H<sub>2</sub>O

■ L'H<sub>2</sub>O dissocia nel seguente modo



■ Per semplificare i calcoli possiamo dire che L'H<sub>2</sub>O dissocia in



■ Per la legge di azione di massa abbiamo che:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]} = 1,8 \cdot 10^{-16} \text{ (valore calcolato)}$$

$$[\text{H}_2\text{O}] = \sqrt{1,8 \cdot 10^{-16}}$$

■ Mentre il valore dell'H<sub>2</sub>O non dissociata sarà  $18 \cdot 55,5$   
moli/litro  $\frac{1000}{18}$

■ Di conseguenza si ha:  $[\text{H}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}_2\text{O}] \cdot 1,8 \cdot 10^{-16} = 1 \cdot 10^{-14} = K_w$   
(prodotto ionico dell' H<sub>2</sub>O). Cioè  $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$

■ quindi  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = \text{radice di } 10^{-14} = 10^{-7}$ .

■  $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 7$ .



**FINE**