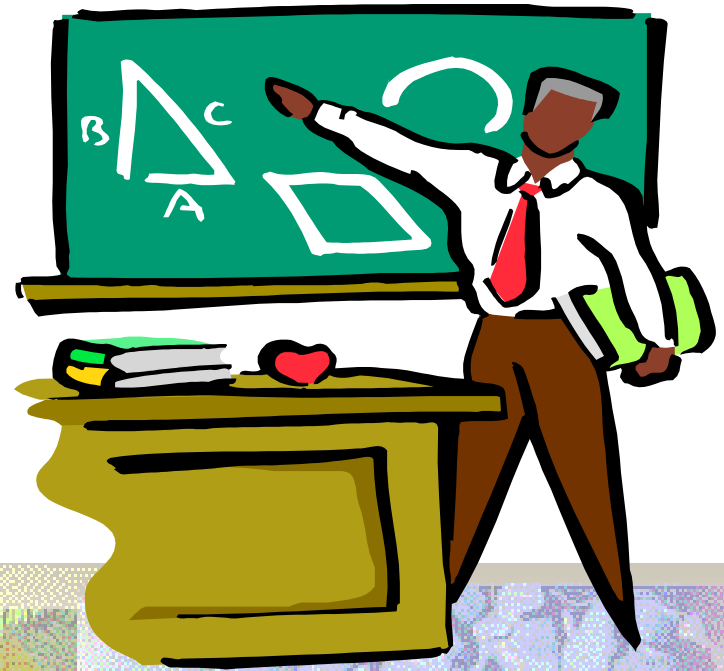


Le soluzioni

A cura della Prof.^{ssa}
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

- **Diluata**: 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 H_2SO_4 occorre sciogliere 98 gr. di acido in 1 litro di H_2O .
- **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' H_2O 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 α , il rapporto tra la quantità di sostanza dissociata e quantità totale di sostanza in soluzione.
- per l' HCl $\alpha = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{HCl}]}$ questa è detta costante di dissociazione dell'acido K_a .
- Per la base 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'H₂O

■ L'H₂O dissocia nel seguente modo



■ Per semplificare i calcoli possiamo dire che L'H₂O 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'H₂O non dissociata sarà $18 \cdot \frac{55,5}{1000}$ moli/litro

■ 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' H₂O). 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