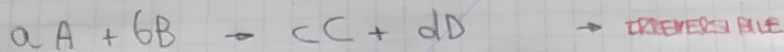
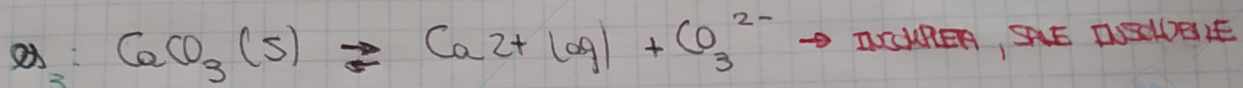
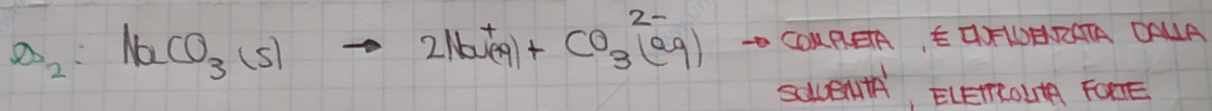
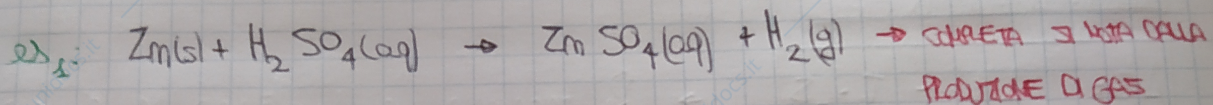
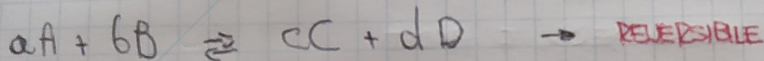


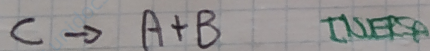
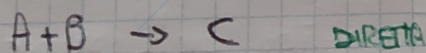
11/09/2020

REAZIONI DI SFASO

Una reazione completa si riconosce dalla **FRECCIA SINGOLA**, tutti i reagenti si trasformano in prodotti, non esiste la **COSTANTE DI EQUILIBRIO** e di fronte la **DOPIA FRECCIA** la reazione non è all'equilibrio e si deve determinare la **COSTANTE DI EQUILIBRIO**



- Se la reazione è all'equilibrio A e B diminuiscono molto velocemente e poi più lentamente contemporaneamente C raggiunge il VALORE STEADY STATE a questo punto si ha l'equilibrio



$$V_{DIR} = k_{DIR} [A] [B]$$

$$V_{INV} = k_{INV} [C]$$

$$V_{DIR} = V_{INV}$$

$$k_{DIR} [A] [B] = k_{INV} [C]$$

$$K_{EQ} = \frac{k_{DIR}}{k_{INV}} = \frac{[C]}{[A][B]} \rightarrow \text{COSTANTE DI EQUILIBRIO}$$

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

→ QUOTIENTE DI REAZIONE

Se reagenti sono costanti ma le concentrazioni dei **REAGENTI** e **PRODOTTI** no

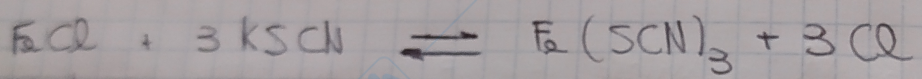
- Se $K < 1$ → **PRESENZA VELOCI I REAGENTI**
- Se $K = 1$ → **NON È NE PRODOTTI NE REAGENTI**
- Se $K > 1$ → **PRESENZA VELOCI I PRODOTTI**

ENERGIA LIBERA DI GIBBS

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

→ La reazione è spontanea se è < 0

- $\Delta G < 0$ ⇒ **SPONTANEA**
- $\Delta G = 0$ ⇒ **EQUILIBRIO**
- $\Delta G > 0$ ⇒ **NON SPONTANEA**



15/03/2020
 • osservata in ambiente acquoso poiché i colori sono blu-blu

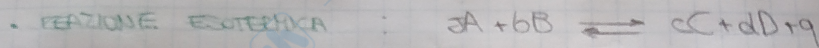
$$K_{eq} = \frac{[Fe(SCN)_3] \cdot [Cl^-]^3}{[FeCl_2] [KSCN]^3}$$

→ non cambia per una data temperatura anche variando le concentrazioni delle sostanze

PRINCIPIO DI LE CHATELIER

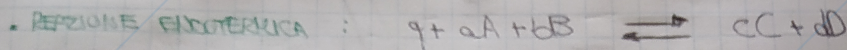
Ogni sistema in **EQUILIBRIO** reagisce a una sollecitazione esterna mediante uno spostamento dell'equilibrio che si oppone a tale **SOLLECITAZIONE**.
 Un'eccezione di **REAGENTI** spost l'equilibrio a **DESTRA**, mentre per i **PRODOTTI** l'equilibrio si sposta a **SINISTRA**.
 Quando una reazione avviene in fase **GASOSA** è **COMPLETA** se la K_{eq} mostra come la concentrazione di tutte le specie della reazione non vengono considerate.

forza le loro caratteristiche e **ESOTERMICHE**.
 In quasi tutte le reazioni si ha **ESOTERMO** o **ESOTERMICO** di calore.
 esse vengono classificate in **ESOTERMICHE** o **ENDOTERMICHE**.



• Se si aumenta la temperatura l'equilibrio si sposta a **SINISTRA**

• Se si diminuisce la temperatura l'equilibrio si sposta a **DESTRA**

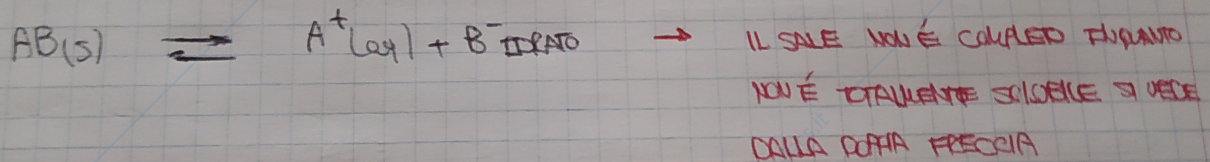
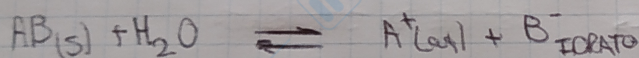
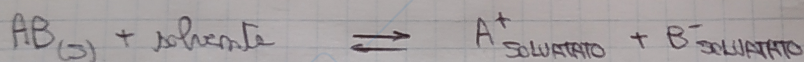


• Se si aumenta la temperatura l'equilibrio si sposta a **DESTRA**

• Se si diminuisce la temperatura l'equilibrio si sposta a **SINISTRA**

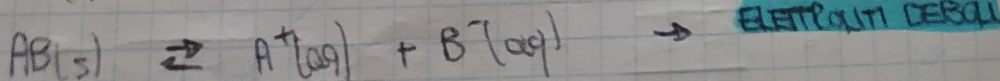
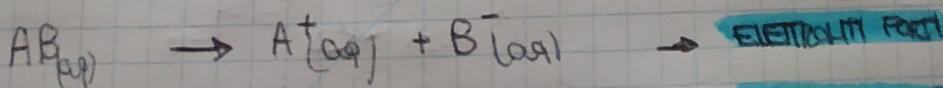
GLI ELETTROLITI

Sono sostanze che si dissociano in **IONI** quando vengono disciolte in **SOLVENTI** ed alta costante dielettrica come H_2O . Se il solvente è l' H_2O si può dire anche che l'**IONE** è **IDRATO**

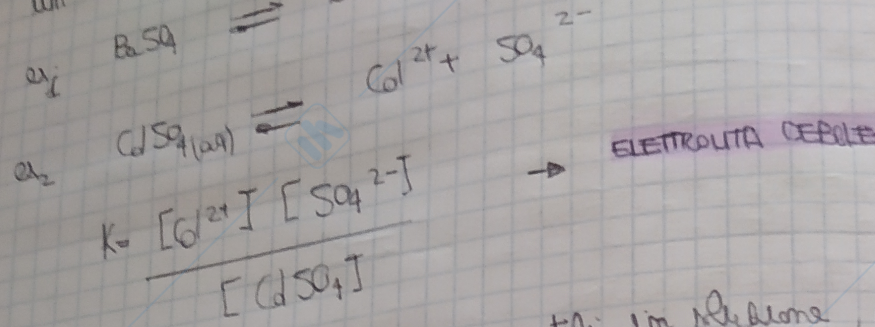
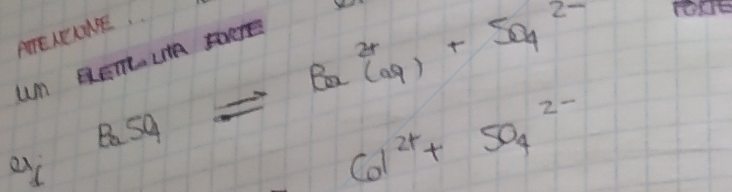


Misura la **FORZA DELL'ELETTROLITA** con il **GRADO DI DISSOCIAZIONE** che varia da 0 a 1 per gli **ELETTROLITI FORTI**

$$\alpha = \frac{n^{\circ} \text{moli DISSOCIATE}}{m^{\circ} \text{moli INIZIALI}} \rightarrow \text{GRADO DI DISSOCIAZIONE}$$

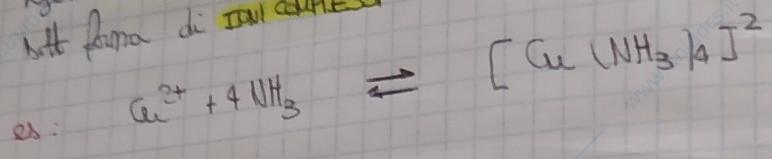


REAZIONE !! se un sale è **DISOLUBILE**
 un **ELETTROLITA FORTE** es: $BaSO_4$



$$K = \frac{[Cd^{2+}][SO_4^{2-}]}{[CdSO_4]}$$

Gli **IONI METALLICI** momentaneamente come tali in soluzione, ma sono presenti sotto forma di **IONI COMPLESSI** in cui sono legati alle molecole di solvente



$$K_s = \frac{[Cu(NH_3)_4^{2+}]}{[Cu^{2+}][NH_3]^4} \rightarrow \text{COSTANTE DI STABILITA'}$$

$$K_d = \frac{[Cu^{2+}][NH_3]^4}{[Cu(NH_3)_4^{2+}]} \rightarrow \text{COSTANTE DI INSTABILITA'}$$

CALCOLO DEL pH DI SOLUZIONI ACQUOSE DI ACIDI E BASI FORTI

La concentrazione di **PROTONI TOTALI** è data dalla **CONCENTRAZIONE DELL'ACIDO (C)** e la **CONCENTRAZIONE DEL PRODOTTO DI IONIZZAZIONE DELL'H₂O (X)**

$$[H^+_{TOTALE}] = [H^+_{ACIDO}] + [H^+_{H_2O}]$$

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$(C+x) \cdot x = 10^{-14}$$

$$x^2 + cx + 10^{-14} = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \rightarrow x = \frac{-c \pm \sqrt{c^2 - 4 \cdot 10^{-14}}}{2}$$

$$x = \frac{-C \pm \sqrt{C^2 + 4 \cdot 10^{-14}}}{2} \rightarrow [H^+]_{TOTALE} = Cx = \frac{C \pm \sqrt{C^2 + 4 \cdot 10^{-14}}}{2}$$

Se $C \gg 10^{-7} = C^2$ $[H^+] = C$ e $pH = -\log C$

Se $C \approx 10^{-7}$ bisogna risolvere l'equazione

Se $C = 0$ $[H^+] = 10^{-7}$ $pH = 7$

CALCOLO DEL pH DI SOLUZIONI ACQUOSE DI ACIDI E BASI DEBOLI

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$K_w = [H_3O^+][OH^-]$$

CONSERVAZIONE DELLA MASSA

$$C = [HA] + [A^-]$$

ELETTRONEUTRALITÀ

$$[H_3O^+] = [A^-] + [OH^-]$$

$$K_a = \frac{[H^+]}{C - [H^+]} \left\{ [H^+] - \frac{K_w}{[H^+]} \right\}$$

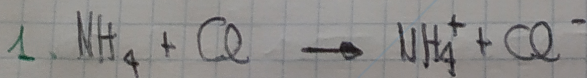
$$C = [H^+] + \frac{K_w}{[H^+]}$$

Se C non è troppo piccola ($C_A \geq 10^{-2} K_a$) e l'acido non sia estremamente debole, il termine $\frac{K_w}{[H^+]}$ può essere trascurato.

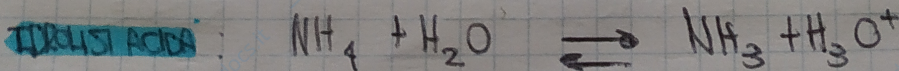
$$K_a = \frac{[H^+]^2}{C_A} \rightarrow [H^+] = \sqrt{C_A \cdot K_a}$$

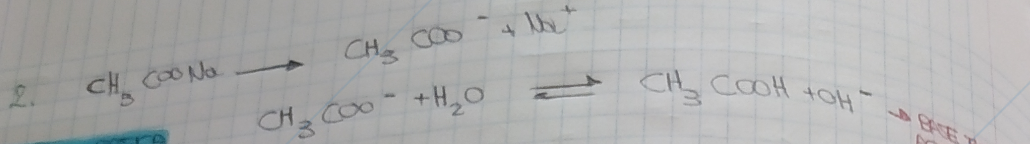
altrimenti $[H^+] = \frac{-K_a \pm \sqrt{K_a^2 + 4C_A \cdot K_a}}{2}$

SOLUZIONI FORMATE DA SALI



→ DERIVA DA ACIDO FORTE E ACIDO DEBOLE





TRONCI BASE

Le soluzioni dei sali di una BASE con un ACIDO DEBILE formano una soluzione NEUTRA, BASICA o ACIDA

CALCOLO DEL pH DI UN SALE DI ACIDO DEBILE - BASE FORTE

$$K_b = \frac{[\text{AH}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \rightarrow K_b = \frac{[\text{AH}][\text{OH}^-][\text{H}^+]}{[\text{A}^-][\text{H}^+]} = \frac{K_w}{K_a}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{C_s \cdot K_w}{K_a}}$$

CALCOLO DEL pH DI UN SALE DI ACIDO FORTE E BASE DEBILE

$$K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{C_s} \rightarrow [\text{H}^+] = \sqrt{\frac{C_s \cdot K_w}{K_b}}$$

CALCOLO DEL pH DI UNA SOLUZIONE DI ACIDO E BASE DEBILE

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_a \cdot K_w}{K_b}}$$

16/09/2024
SOLUBILITÀ

Il sale non si scioglie solo con l'aggiunta di H_2O ma anche con il MESCOLAMENTO, dipende dall' ENERGIA DI IDRATAZIONE e l' ENERGIA RETICOLARE

- ENERGIA DI IDRATAZIONE: misura l'attrazione degli ioni con le molecole di H_2O , più facile sono meglio è
- ENERGIA RETICOLARE: misura dell' ATTRAZIONE ELETTRICA fra gli ioni, se sono grandi è minore di conseguenza è più SOLUBILE