

LA MOLE

Si definisce MOLE una quantità di sostanza di un sistema che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi (N_A) in 12g di C^{12}

$N_A = 6,022 \times 10^{23}$ particelle /mol numero di Avogadro

1 mole contiene N_A particelle = g pari al PA o PM

$$n = g / PM$$

$$n * PM = g$$

MOLARITA'

E' una unità di misura della concentrazione
Esprime le moli di soluto per litro di
soluzione

$$M = \text{mol soluto} / L \text{ soluzione}$$

Concentrazione di una soluzione %

PERCENTO IN PESO (w:w)

grammi di soluto/ 100 g di soluzione

PERCENTO IN PESO/VOLUME (w:v)

grammi di soluto/ 100 ml di soluzione

PERCENTO IN VOLUME (v:v) Millilitri

di soluto/100 ml di soluzione

ACIDI E BASI

ACIDI E BASI SECONDO ARRHENIUS

Un acido è una sostanza che, in una soluzione acquosa, rilascia ioni idrogeno (H^+)



Una base è una sostanza che, in una soluzione acquosa, rilascia ioni idrossido (OH^-)



SECONDO BRØNSTED E LOWRY

Un acido è una sostanza in grado di cedere uno o più ioni H^+ , accettati da una base



Una base è una sostanza in grado di accettare uno o più ioni idrogeno ceduti da un acido



La base che deriva da un acido quando questo cede l'idrogenione è chiamata **base coniugata** dell'acido.

L'acido che deriva da una base quando questa acquista un idrogenione è definito **acido coniugato** della base.

Le due specie chimiche sono chiamate **coppia coniugata acido-base.**



ACIDO

BASE

BASE

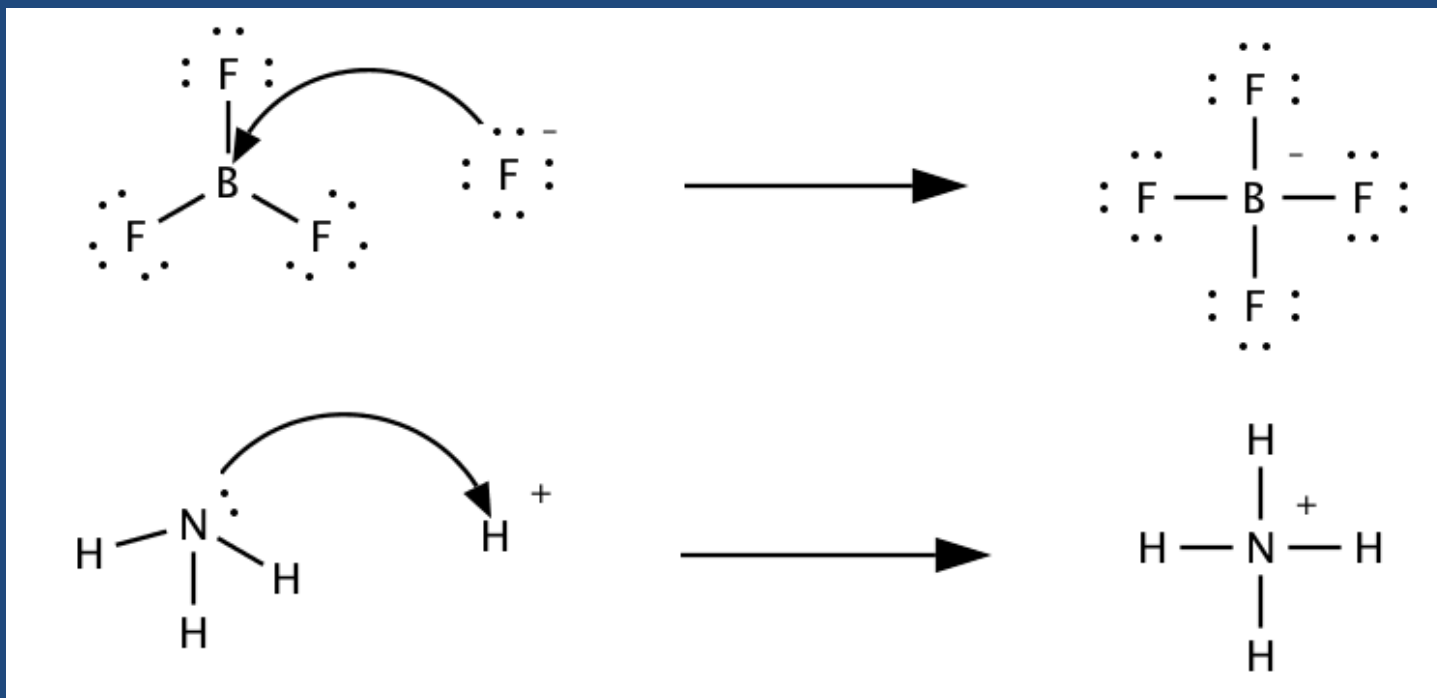
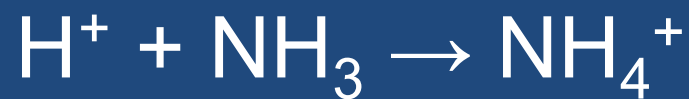
ACIDO

Non esistono acidi e basi a sé stanti!

ACIDI E BASI SECONDO LEWIS

Un acido di Lewis è una specie chimica in grado di accettare un doppietto elettronico da una base di Lewis per formare un nuovo legame

Una base di Lewis è una specie in grado di donare un doppietto elettronico a un acido di Lewis per formare un nuovo legame



LA FORZA DEGLI ACIDI E DELLE BASI

- Acidi e basi che in acqua sono considerabili completamente dissociati sono detti **acidi forti e basi forti**



- Acidi e basi che in acqua sono parzialmente dissociati sono detti **acidi deboli e basi deboli**



pH e pOH

IL CALCOLO DEL pH E DEL pOH

- Il pH di una soluzione è il logaritmo negativo in base 10 della concentrazione molare dello ione ossonio

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+]$$

- Il pOH di una soluzione è il logaritmo negativo in base 10 della concentrazione molare dello ione idrossido

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-]$$

prodotto ionico dell'acqua (dovuto alla sua autoionizzazione)



$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Una soluzione si dice **neutra** quando la concentrazione degli ioni ossonio è uguale a quella degli ioni idrossido

$$\text{pH} = 7$$

$$\text{pOH} = 7$$

Una soluzione **acida** contiene ioni ossonio in concentrazione superiore agli ioni idrossido

$$[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pH} < 7$$

$$\text{pOH} > 7$$

Una soluzione **basica** contiene ioni idrossido in concentrazione superiore agli ioni ossonio

$$[\text{OH}^-] > 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pH} > 7$$

$$\text{pOH} < 7$$

ESERCIZIO

Calcola il pOH di una
soluzione di HCl avente
concentrazione 10^{-3} M

La forza dell'acido o della base viene misurata con la **costante di dissociazione** dell'acido (K_a) o della base (K_b) che corrisponde al rapporto tra il prodotto della concentrazione dei prodotti e quello della concentrazione dei reagenti che vanno incontro a dissociazione, elevate al loro coefficiente stechiometrico.



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

Ricorda alcuni...

ACIDI FORTI:

- H_2SO_4
- HCl
- HI
- HClO_4
- HBr
- HNO_3

Hanno $K_a > 1$

BASI FORTI:

- NaOH
- KOH
- $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- LiOH

$K_b > 1$

Gli acidi deboli hanno una K_a molto inferiore a 1, di solito inferiore a 10^{-2}

CALCOLO DEL pH DI UN ACIDO DEBOLE

$$\text{pH} = -\log_{10} \sqrt{K_a C_a}$$

LE SOLUZIONI TAMPONE

Si definisce **soluzione tampone** una soluzione che si oppone alla variazione del pH (entro certi limiti) per aggiunte di acidi e basi.



Il **potere tamponante** corrisponde alla quantità di acido o base forte da aggiungere a una soluzione tampone per ottenere una variazione di pH unitaria.

IL pH DI UNA SOLUZIONE TAMPONE

$$pK_a = -\text{Log} [K_a]$$

$$pK_b = -\text{Log} [K_b]$$

$$pH = pK_a + \log (C_s / C_a)$$

$$pOH = pK_b + \log (C_a / C_s)$$

$$(pH = 14 - pOH)$$

$$[H^+] = K_a * (C_a / C_s)$$
$$pH = -\log [K_a * (C_a / C_s)]$$



$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{a H}_2\text{CO}_3} + \log_{10}$$

$$\text{pH} = 6.1 + \log_{10}$$

$$[\text{HCO}_3^-] = 24 \text{ mEq/L}$$

$$P_a \text{ CO}_2 = 40 \text{ mmHg}$$

$$\text{pH} = 6,1 + 1,3 \approx \underline{\underline{7,4}}$$

