

PREPOST DELIVERY



DIRETTAMENTE A CASA TUA

“Un'avventura è soltanto un fastidio considerato nel modo giusto. Un fastidio è soltanto un'avventura considerata nel modo sbagliato.”

Gilbert Keith Chesterton

# LA MOLE

Si definisce MOLE una quantità di sostanza di un sistema che contiene tante entità elementari quanti sono gli atomi (NA) in 12g di C<sup>12</sup>

numero di Avogadro:

$$NA = 6,022 \times 10^{23} \text{ particelle /mol}$$

1 mole contiene NA 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

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

# 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

# NORMALITA' (C<sub>n</sub>)

$$C_n = n_{eq} / V_{\text{soluzione in L}}$$

In cui:

$n_{eq}$  → numero di equivalenti

$$n_{eq} = n * VO$$

Dove:

$n$  = numero di moli

$VO$  = valenza operativa

$$C_n = M \text{ (molarità)} * VO$$

# VO (valenza operativa)

Dipende dalla molecola che consideriamo:

- per gli ACIDI  $\rightarrow VO =$  numero di ioni  $H^+$  rilasciati
- per gli IDROSSIDI  $\rightarrow VO =$  numero di ioni  $OH^-$  rilasciati
- per le REAZIONI REDOX  $\rightarrow VO =$  numero di elettroni scambiati nella semireazione.

# 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 ( $\text{OH}^-$ )



Bronsted e Lowry all'edizione  
Prepost World Cup dell'86 in  
Messico

Il chimico svedese Svante  
Arrhenius, fotografato nel  
momento in cui gli viene  
comunicato che le sue definizioni  
di Acidi e Basi sono state superate  
da quelle di due danesi, durante i  
tornei dei Prepost del 1923



# SECONDO BRØNSTED E LOWRY

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



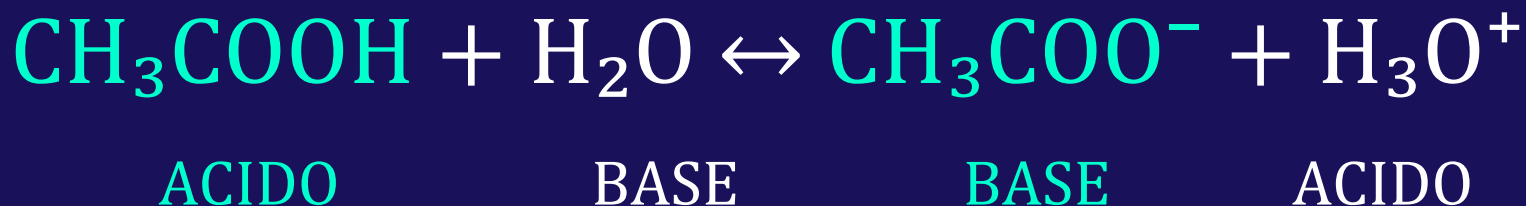
Una base è una sostanza in grado di accettare uno o più ioni idrogeno ceduti da un acido



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.



Non esistono acidi e basi a sé stanti!

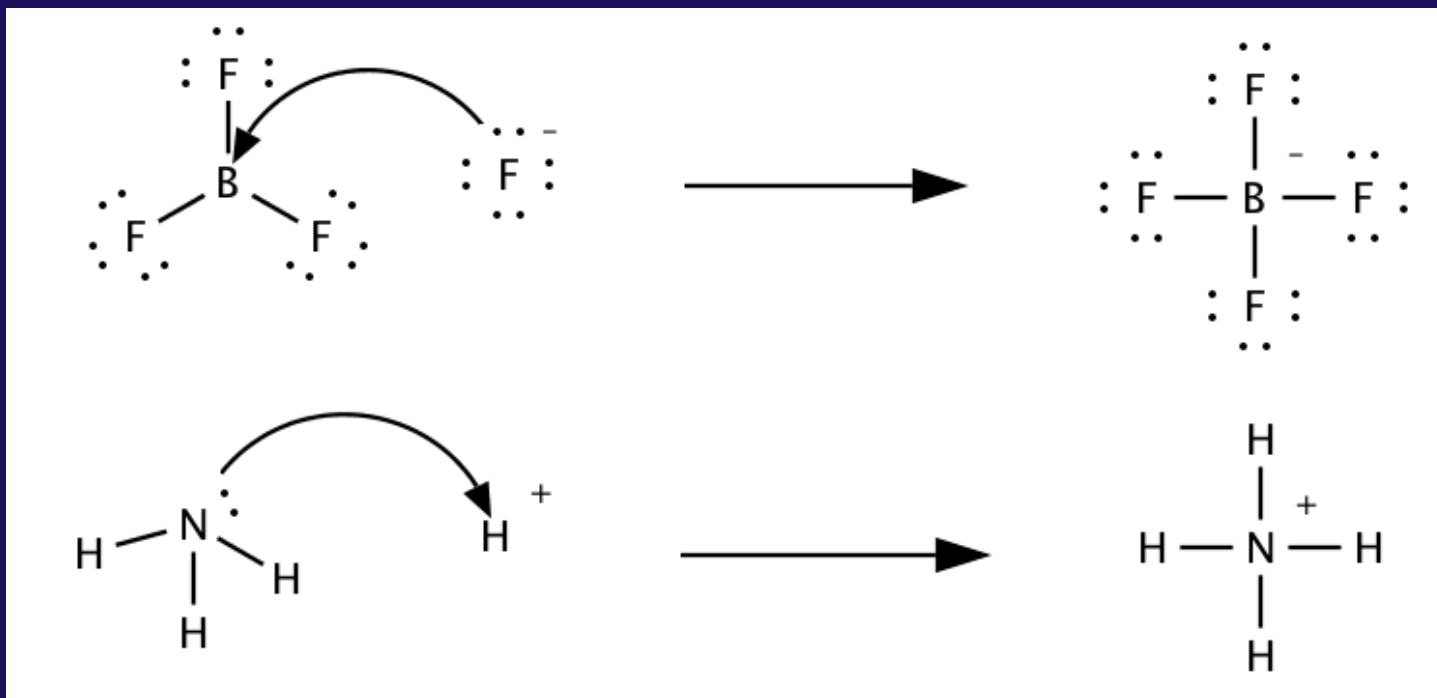
NB: la coppia acido-base coniugata è formata dai due composti colorati allo stesso modo!!

# 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





# Riassumendo

	ACIDO	BASE
Arrhenius	Libera $H^+$ in soluzione acquosa	Libera $OH^-$ in soluzione acquosa
Brønsted - Lowry	Dona protoni	Accetta protoni
Lewis	Accetta coppia di $e^-$	Dona coppia di $e^-$

# 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



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.



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

NB: è la stessa formula della  $K_{\text{eq}}$

# Ricorda...

## ACIDI FORTI:

(in ordine di forza)

- HI
- HClO<sub>4</sub>
- HBr
- H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>
- HCl
- HNO<sub>3</sub>

$K_a > 1$

## BASI FORTI:

(in ordine di forza)

- LiOH
- NaOH
- KOH
- Mg(OH)<sub>2</sub>
- Ca(OH)<sub>2</sub>
- Ba(OH)<sub>2</sub>

$K_b > 1$

# Ricorda...

ACIDI DEBOLI:

BASI DEBOLI:



Gli acidi deboli hanno una  $K_a$  molto inferiore a 1, di solito inferiore a  $10^{-4}$  che solitamente, se serve, viene fornita dall'esercizio!

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)



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

$$pK_w = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Una soluzione si dice **NEUTRA** quando la concentrazione degli ioni ossonio ( $\text{H}^+$ ) è uguale a quella degli ioni idrossido ( $\text{OH}^-$ )

$$\text{pH} = 7$$

$$\text{pOH} = 7$$

Una soluzione **acida** contiene ioni ossonio ( $\text{H}^+$ ) in concentrazione superiore agli ioni idrossido ( $\text{OH}^-$ )

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

$$\text{pH} < 7$$

$$\text{pOH} > 7$$

Una soluzione **basica** contiene ioni idrossido ( $\text{OH}^-$ ) in concentrazione superiore agli ioni ossonio ( $\text{H}^+$ )

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

$$\text{pH} > 7$$


$$\text{pOH} < 7$$

Quindi:

se a una soluzione aggiungo un ACIDO → la  $[H^+]$   
aumenta → il pH diventa più acido, cioè  
DIMINUISCE

# ESERCIZIO

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

- A. 3
- B. 9
-  C. 11
- D.  $10^{-3}$
- E.  $10^{-11}$

HCl è un acido forte → si dissocia completamente  
 $[HCl] = [H^+] = 10^{-3} \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log [H^+] = -\log (10^{-3}) = 3$$

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

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 3 = 11$$

CALCOLO DEL pH DI UN ACIDO o di una  
BASE DEBOLE

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

$$\text{pOH} = -\log_{10} \sqrt{K_b C_b}$$

$$(\text{pH} = 14 - \text{pOH})$$

# DERIVIAMO LA FORMULA del pH di un ACIDO DEBOLE



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Concentrazione iniziale  $C_a = [\text{CH}_3\text{COOH}]$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_a}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a C_a}$$

$$\text{pH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log} \sqrt{K_a C_a}$$

Se volete un esempio di esercizio sugli acidi deboli guardate la correzione dell'esercizio 48 della simulazione 1 !!



# 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.

# DA COSA E' FORMATA UNA SOLUZIONE TAMPONE?

## OPZIONE 1:

**ACIDO DEBOLE** ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) + **SALE** ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) che l'acido forma con una base forte ( $\text{NaOH}$ )



Da dove arriva il sale (sodio acetato)?



## OPZIONE 2:

**BASE DEBOLE** + **SALE** che la base forma con un acido forte

# IL pH DI UNA SOLUZIONE TAMPONE

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log ( C_s / C_a )$$

$$\text{pOH} = \text{pKb} + \log ( C_s / C_b )$$

$$(\text{pH} = 14 - \text{pOH})$$

$$\text{pKa} = -\text{Log} [\text{Ka}]$$

$$\text{pKb} = -\text{Log} [\text{Kb}]$$

# DERIVIAMO LA FORMULA DEL pH di una SOLUZIONE TAMPONE:



$$K_a = ([\text{H}_3\text{O}^+] [\text{CH}_3\text{COONa}]) / [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a * (C_a / C_s)$$

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


$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [K_a * (C_a / C_s)] = \\ &= -\log K_a - \log (C_a / C_s) = \\ &= \text{p}K_a + (C_s / C_a) \end{aligned}$$

## ESERCIZIO:

Lucia prepara una soluzione in modo che le concentrazioni siano le seguenti:

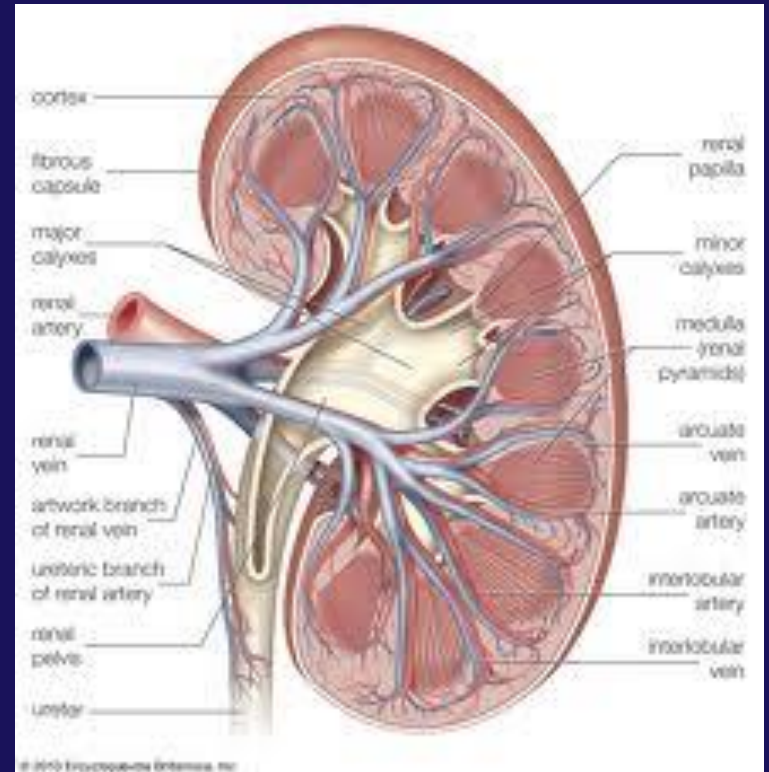
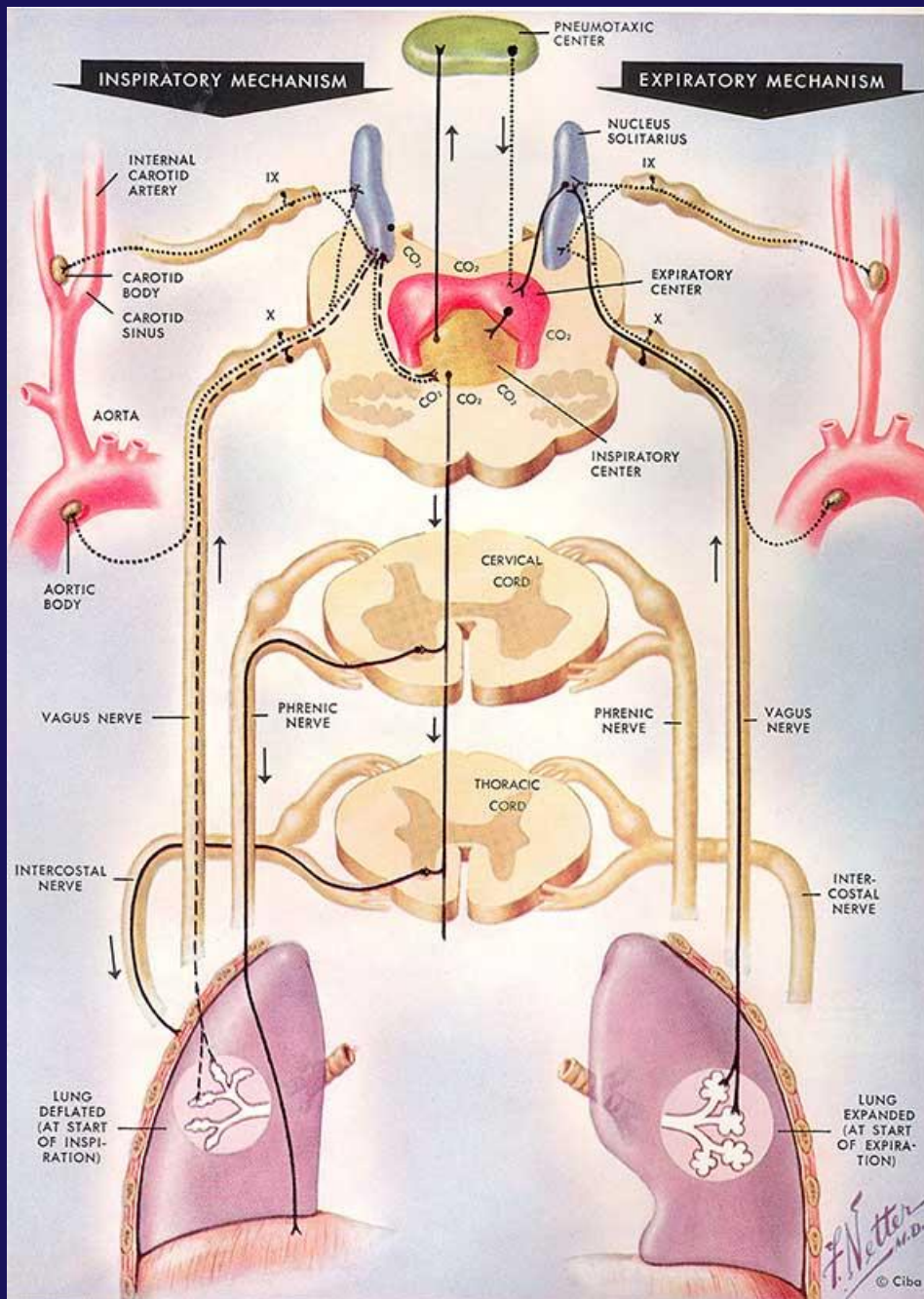


Quale sarà approssimativamente il pH della soluzione?  
( $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ )

- A)  $-\log(K_a)$
- B) 12
- C)  $-\log(10^5)$
-  D) 5
- E) 6,92

$$\begin{aligned}[\text{H}^+] &= K_a * (\text{Ca} / \text{Cs}) \\ &= 1,8 * 10^{-5} * (0,04/0,072) \\ &= 1 * 10^{-5}\end{aligned}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-5} = 5$$





$$\text{pH} = \text{pK}_{\text{a}}_{\text{H}_2\text{CO}_3} + \log_{10} \left( \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} \right)$$

$$\text{pH} = 6.1 + \log_{10} \left( \frac{[\text{HCO}_3^-]}{0.03 * \text{PaCO}_2} \right)$$



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

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

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

# PER RIASSUMERE:

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

$$pH = -\log_{10}[H_3O^+] \quad pOH = -\log_{10}[OH^-]$$

$$pH + pOH = 14$$

## ACIDO/BASE DEBOLE:

$$pH = -\log_{10} \sqrt{K_a C_a} \quad pOH = -\log_{10} \sqrt{K_b C_b}$$

## SOLUZIONE TAMPONE:

$$pH = pK_a + \log \left( \frac{C_s}{C_a} \right) \quad pOH = pK_b + \log \left( \frac{C_s}{C_b} \right)$$

$$[H^+] = K_a * \left( \frac{C_a}{C_s} \right)$$

## ESERCIZIO:

Mescolando 0,02 L di  $\text{HNO}_3$  1,5 M con 10 mL di una soluzione di HCl 0,5 M, aggiungendo acqua, ottengo una soluzione di 0,200 L.

Qual è il pH?

 A)  $-\log(0,175)$

B)  $-\log(0,035)$

C)  $-\log(0,4)$

D) 0

E) Non bastano i dati forniti per calcolarlo

## PROCEDIMENTO:

*Quanti  $H^+$  liberati in soluzione dai due acidi forti?*

$$0,02 \text{ L di HNO}_3 \text{ 1,5 M} \rightarrow n_{H^+} = 1,5 * 0,02 = 0,03$$

$$0,01 \text{ L di HCl 0,5 M} \rightarrow n_{H^+} = 0,5 * 0,01 = 0,005$$

*Moli di  $H^+$  totali in soluzione :*

$$n_{H^+} = 0,03 + 0,005 = 0,035 \text{ mol}$$

$$V_{\text{finale}} = 0,200 \text{ L}$$

$$[H^+] = 0,035 / 0,2 = 0,175$$

$$\text{pH} = -\log(0,175)$$