



**Corso di Laurea In Scienze Motorie**

**A.A. 2011-12**

**CORSO INTEGRATO DI  
Chimica Biochimica e Fisica applicata alle  
Scienze Motorie**

Docenti: Prof. Antonio ACETO, Prof.ssa Silvia Comani

---

---

---

---

---

---

---

**MODULI:**

- CHIMICA; Prof. Aceto
- BIOCHIMICA Prof. Aceto

**FISICA APPLICATA**  
Prof.ssa S. COMANI

---

---

---

---

---

---

---

**Recapito ed informazioni**

Dipartimento di Scienze Biomediche  
Sezione di Biochimica  
4° piano corpo D, Facoltà di Farmacia  
Telefono: 0871 355 4733  
E-mail: a.aceto@dsb.unich.it

---

---

---

---

---

---

---

## SUPPORTO DIDATTICO:

MODULO DI CHIMICA: GLI ARGOMENTI  
PRESENTATI A LEZIONE SONO DISPONIBILI  
ON LINE ALL'INDIRIZZO  
<http://www.portal.unich.it/>

MODULO DI BIOCHIMICA: I principi di biochimica  
di Lehninger. Autori: Nelson David L. - Cox Michael M.

---

---

---

---

---

---

---

## Conoscenze necessarie per il corso

- Nozioni di algebra di base
- Proprietà delle potenze
- Funzione logaritmica e proprietà dei logaritmi
- Nozioni di base di fisica classica. Grandezze fisiche e S.I. Principi della termodinamica
- Sistema di riferimento cartesiano
- Conoscenza delle funzioni: seno, coseno, tangente
- Conoscenza delle funzioni: retta, parabola, iperbole, esponenziale

---

---

---

---

---

---

---

## Tutoraggio

- In aggiunta alle lezioni gli studenti possono usufruire di ulteriori aiuti didattici (verifiche in itinere, chiarimenti ecc.) contattando telefonicamente:
- Dr.ssa C. Rossi c/o C.E.S.I tel.0871- 541596 (87)
- Dr. L. Scotti c/o corpo D di farmacia IV piano tel 0871-3554729

---

---

---

---

---

---

---

## ALCUNE PROPRIETÀ DELL'ATOMO

- Dimensioni:  
 $1/100.000.000 (10^{-8})$  cm
- Massa:  
1 gr di atomi di Idrogeno (H) contiene  $\approx$   
 $600.000.000.000.000.000.000.000 (6 \times 10^{23})$  atomi

---

---

---

---

---

---

---

## LE PARTICELLE CHE COMPONGONO L'ATOMO

Particella	Simbolo	Carica	Massa approssimativa (Peso in uma)*	Posizione nell'atomo
Protone	p oppure p+	+1	1	Nel nucleo
Elettrone	e oppure e-	-1	$1/1837$	Fuori del nucleo
Neutrone	n oppure n0	0	1	Nel nucleo

\*uma: unità di misura della massa atomica  
1uma corrisponde approssimativamente al peso del protone o del neutrone

---

---

---

---

---

---

---

## STRUTTURA DELL'ATOMO

La traiettoria dell'elettrone è determinata dalla meccanica quantistica

- 1) le orbite degli elettroni sono chiamate orbitali;
- 2) La distanza dell'orbitale dal nucleo è indicata dal numero quantico principale n (1, 2, 3...);
- 3) La particolare forma dell'orbitale è indicata dalle lettere s, p, d, f;
- 4) gli orbitali sono funzioni di probabilità: rappresentano dove si trova l'e<sup>-</sup> con maggior probabilità;
- 5) l'e<sup>-</sup> non si trova in qualunque punto dello spazio ma solo su orbitali discreti anche se infiniti;
- 6) su ogni orbitale vi possono essere al massimo due e<sup>-</sup> con spin

---

---

---

---

---

---

---

## COSTRUIAMO LA CONFIGURAZIONE ELETTRONICA DEGLI ATOMI

**IDROGENO H**  
**un solo e<sup>-</sup> sull'orbitale 1s**  
**configurazione elettronica:**  
**1s<sup>1</sup>**

Numero quantico principale n:  
indica la distanza dell'orbitale dal nucleo

Numero e- sull'orbitale

Tipo di orbitale:  
indica la forma dell'orbitale

**HELIO He**  
**due e<sup>-</sup> sull'orbitale 1s**  
**configurazione elettronica:**  
**1s<sup>2</sup>**

---

---

---

---

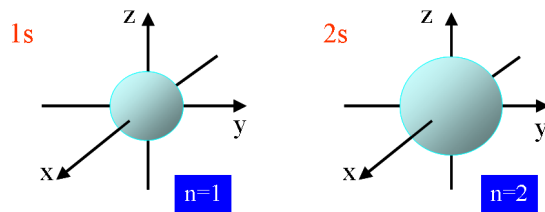
---

---

---

---

## ESEMPI DI ORBITALI SFERICI DI TIPO s



L'1s è l'orbitale più vicino al nucleo.  
Sempre più lontano dal nucleo si hanno il 2s, 3s.....ns.  
n= numero quantico principale

---

---

---

---

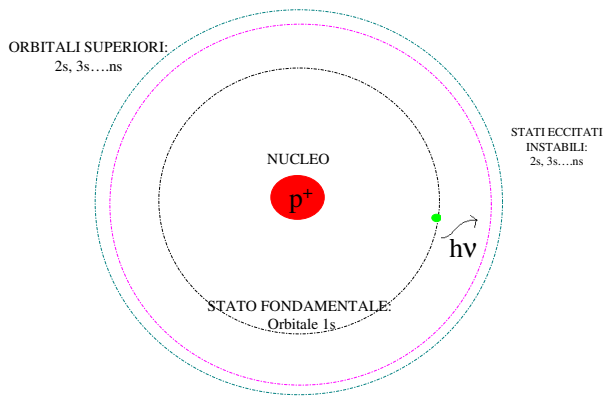
---

---

---

---

## ATOMO DI IDROGENO H




---

---

---

---

---

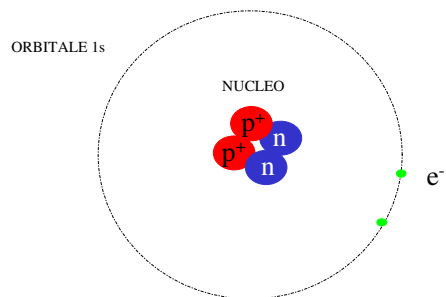
---

---

---

## ATOMO DI ELIO: He

### Stato fondamentale



Gli orbitali atomici possono contenere al massimo due  $e^-$

---

---

---

---

---

---

---

## CONTINUIAMO A COSTRUIRE GLI ATOMI

Gli elementi con 3 e 4  $e^-$

### LITIO Li

due  $e^-$  sull'orbitale 1s

un  $e^-$  sull'orbitale 2s

configurazione elettronica:



### BERILLIO Be

due  $e^-$  sull'orbitale 1s

due  $e^-$  sull'orbitale 2s

configurazione elettronica:



---

---

---

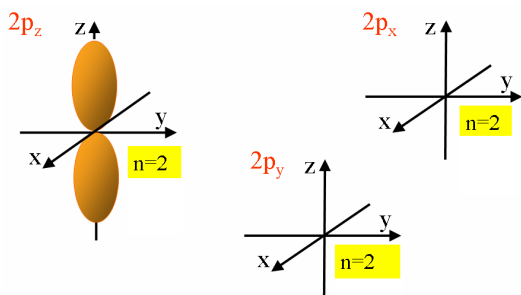
---

---

---

---

## ORBITALI tipo p



Vi sono tre orbitali tipo p:  $p_x$ ,  $p_y$ ,  $p_z$  per ogni numero quantico principale  $n$ , a partire da  $n=2$ .

---

---

---

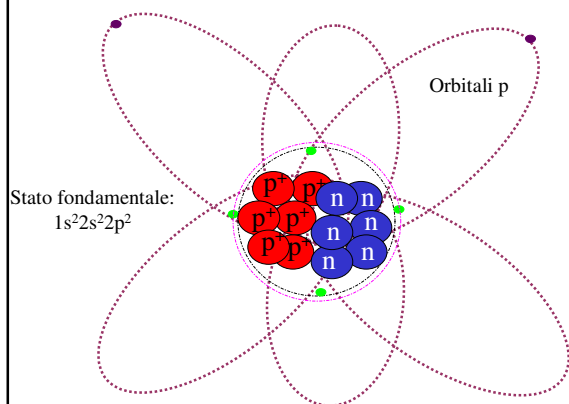
---

---

---

---

### L'ATOMO DI CARBONIO: C



---

---

---

---

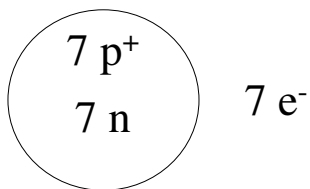
---

---

---

### L'ATOMO DI AZOTO: N

Stato fondamentale:  $1s^2 2s^2 2p^3$



---

---

---

---

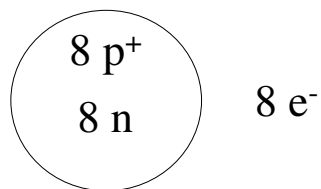
---

---

---

### L'ATOMO DI OSSIGENO: O

Stato fondamentale:  $1s^2 2s^2 2p^4$



I tre orbitali p possono contenere 6 e<sup>-</sup>

---

---

---

---

---

---

---

## L'ATOMO DI NEON: Ne

Stato fondamentale:  $1s^2 2s^2 2p^6$

IL NEON È UN ATOMO STABILE, PERCHÉ?

Il riempimento completo degli orbitali più esterni con lo stesso  $n$  rende gli atomi stabili e poco reattivi (gas nobili).  
Nel caso del neon occorrono 8  $e^-$  con configurazione  $2s^2 2p^6$  (regola dell'ottetto).

---

---

---

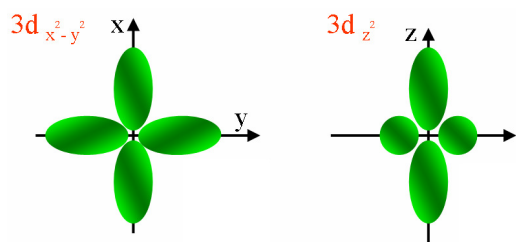
---

---

---

---

## ALTRI ESEMPI DI ORBITALI ATOMICI...



Con  $n = 3$  si possono avere gli orbitali d

---

---

---

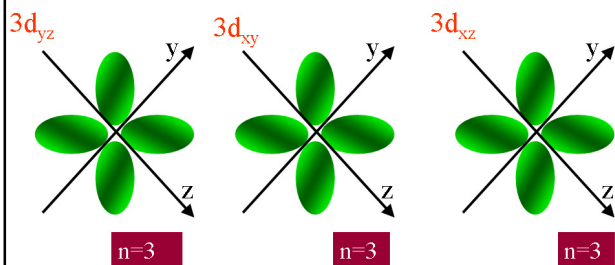
---

---

---

---

## ...ALTRI ESEMPI DI ORBITALI d



---

---

---

---

---

---

---

## GLI ORBITALI s SONO RIEMPITI PRIMA DEGLI ORBITALI p

Numero Atomico	Simbolo Elettronico	Rappresentazioni della configurazione elettronica	
3	•Li	(He)2s ↑	1s <sup>2</sup> 2s <sup>1</sup>
4	•Be	(He)2s ↑↓	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup>
5	•B•	(He)2s ↑↓ 2p ↑	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>
6	•C•	(He)2s ↑↓ 2p ↑ ↑	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>
7	•N•	(He)2s ↑↓ 2p ↑ ↑ ↑	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>
8	•O•	(He)2s ↑↓ 2p ↑↓ ↑ ↑	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>
9	•F•	(He)2s ↑↓ 2p ↑↓ ↑↓ ↑	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>
10	•Ne•	(He)2s ↑↓ 2p ↑↓ ↑↓ ↑↓	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>
11	•Na	(Ne)3s ↑	1s <sup>2</sup> 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup> 3s <sup>1</sup>

---

---

---

---

---

---

---

---

## RAPPRESENTAZIONE SIMBOLICA DELL'ATOMO

Numero di massa: n + p

Numero atomico: p oppure e-

# Simbolo



Isotopi: atomi con  
stesso numero atomico diverso numero di massa

Nella Tavola Periodica è riportata la massa atomica relativa: massa media ponderata, rispetto all'abbondanza in natura, di tutti gli isotopi

---

---

---

---

---

---

---

---

# TAVOLA PERIODICA CORTA (GRUPPI)

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1 H									2 He
3 Li	4 Be								10 Ne
11 Na	12 Mg								18 Ar
19 K	20 Ca								36 Kr
37 Rb	38 Sr								84 Kr
55 Cs	56 Ba								131 I
87 Fr	88 Ra								223 Po

---

---

---

---

---

---

---

---

	1	2							3	4	5	6	7	8
1	1 H													2 He
2	3 Li	4 Be							5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg							13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca							21 Ga	22 Ge	23 As	24 Se	25 Br	26 Kr
5	37 Rb	38 Sr							49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba							81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra												

LA RIGA CHE INIZIA CON H CORRISPONDE AL PRIMO PERIODO (numero quantico principale n=1), QUELLA CHE INIZIA CON Li AL SECONDO (n=2), CON Na AL TERZO (n=3), K AL QUARTO (n=4), ETC.

---

---

---

---

---

---

---

---

	1	2	TAVOLA PERIODICA COMPLETA										3	4	5	6	7	8	
1	H																		He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
7	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lw		

GLI ELEMENTI TRA I GRUPPI 2 E 3 (COLORE GRIGIO) POSSEGGONO ORBITALI DI TIPO d E Danno INIZIO ALLA SERIE DEGLI ELEMENTI DI TRANSIZIONE OPPURE

ALLE SERIE DI LANTANIDI E ATINIDI, CON RIEMPIIMENTO DEGLI f

---

---

---

---

---

---

---

---

GLI ATOMI INTERAGISCONO FORMANDO  
LEGAMI MOLECOLARI

NEI LEGAMI MOLECOLARI GLI ATOMI  
POSSONO CEDERE, ACQUISTARE O METTERE  
IN COMUNE GLI e<sup>-</sup> PIÙ ESTERNI (e<sup>-</sup> DI  
VALENZA)

OGNI ATOMO FORMA TANTI LEGAMI QUANTI  
SONO GLI ELETTRONI NECESSARI PER  
REALIZZARE ATTORNO A SÉ UN "OTTETTO"

---

---

---

---

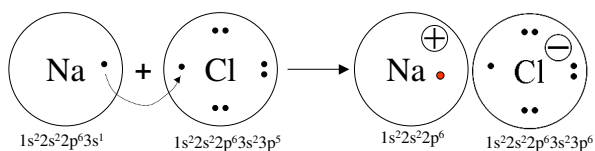
---

---

---

---

## LEGAME IONICO: tra elementi del 1 e 7 gruppo



L'e<sup>-</sup> del Na è completamente spostato sul Cl  
Si formano un anione ed un catione e il legame molecolare è di tipo elettrostatico

---

---

---

---

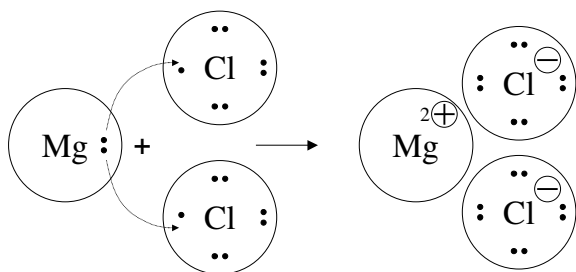
---

---

---

---

## LEGAME IONICO: tra elementi del 2 e 7 gruppo




---

---

---

---

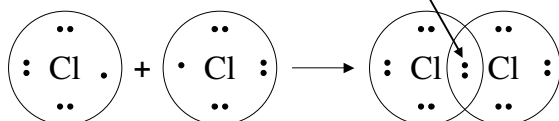
---

---

---

---

## LEGAME COVALENTE: fra elementi dello stesso gruppo:



1. Gli elettroni di legame restano in comune ad entrambi gli atomi completando il loro ottetto;
2. La carica elettronica in comune è il "collante" di segno negativo che lega i nuclei.

---

---

---

---

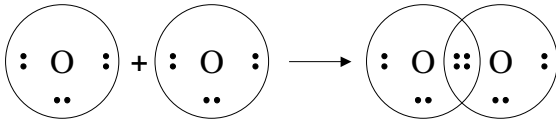
---

---

---

---

### Legame covalente puro O<sub>2</sub>



Legame covalente puro:  
si forma fra atomi con la stessa tendenza ad attrarre  
elettroni (uguale elettronegatività)

---

---

---

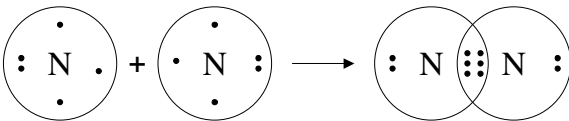
---

---

---

---

### Legame covalente puro N<sub>2</sub>



---

---

---

---

---

---

---

Legame covalente polare: si forma fra atomi  
con diversa tendenza ad attrarre elettroni  
(diversa elettronegatività)

Gli elettroni di legame non sono equamente  
condivisi. L'atomo più elettronegativo  
acquista una parziale carica negativa, mentre  
l'altro acquista una parziale carica positiva.

La coppia di ioni che si forma è definita  
**DIPOLO**

---

---

---

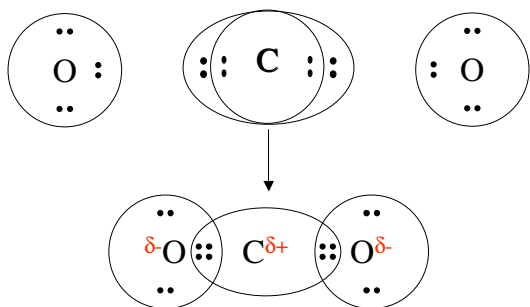
---

---

---

---

### Legame covalente polare CO<sub>2</sub>




---

---

---

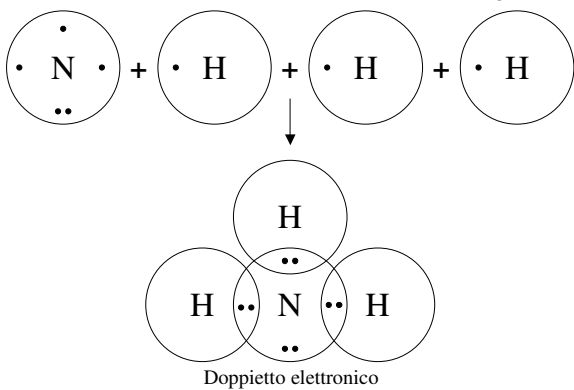
---

---

---

---

### Legame covalente polare NH<sub>3</sub>




---

---

---

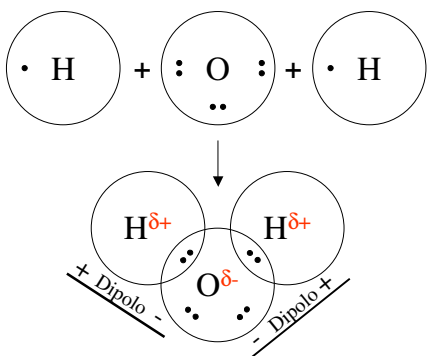
---

---

---

---

### Legame covalente polare H<sub>2</sub>O




---

---

---

---

---

---

---

## FORZA DEI LEGAMI MOLECOLARI

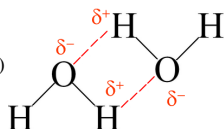
**INTERAZIONI FORTI:** 10-100 kcal/mole

- 1) LEGAME IONICO
- 2) LEGAME COVALENTE
- 3) LEGAME DATIVO (in presenza di un doppietto elettronico)

**INTERAZIONI DEBOLI:** 1-10 kcal/mole

- 1) van der Waals (tra dipoli indotti)

- 2) Legame idrogeno:  
(tra dipoli permanenti)



## Numero di Avogadro

- 1 protone o 1 neutrone  $\approx 1/(6 \times 10^{23})$  grammi
- 1 grammo di protoni  $\approx 6 \times 10^{23}$  protoni

Simbolo:  $N$

$6.0221367 \times 10^{23}$  particelle/mol

602 213 670 000 000 000 000 000

## Grammoatomo

Elemento	Simbolo	$p$	$n$	$e$	Numero atomico	Peso atomico	Numero di atomi in un numero di grammi pari al PA
Idrogeno	H	1	0	1	1	1	$6.02 \times 10^{23}$
Carbonio	C	6	6	6	6	12	$6.02 \times 10^{23}$
Azoto	N	7	7	7	7	14	$6.02 \times 10^{23}$
Ossigeno	O	8	8	8	8	16	$6.02 \times 10^{23}$

## Grammomolecola\*

Molecola	Simbolo	Peso molecolare	Numero di particelle in un numero di grammi pari al PM
Idrogeno	H <sub>2</sub>	2	6.02 x 10 <sup>23</sup>
Ossigeno	O <sub>2</sub>	32	6.02 x 10 <sup>23</sup>
Acqua	H <sub>2</sub> O	18	6.02 x 10 <sup>23</sup>
Metano	CH <sub>4</sub>	16	6.02 x 10 <sup>23</sup>
Ammoniaca	NH <sub>3</sub>	17	6.02 x 10 <sup>23</sup>
Anidride carbonica	CO <sub>2</sub>	44	6.02 x 10 <sup>23</sup>
Glucosio	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub>	180	6.02 x 10 <sup>23</sup>

\* Grammomole o mole

---

---

---

---

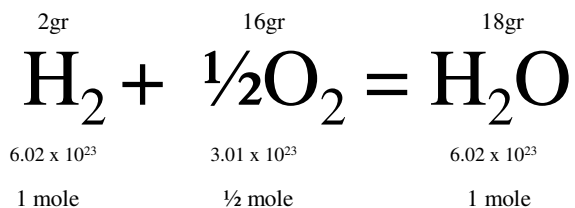
---

---

---

---

## La mole




---

---

---

---

---

---

---

---

## Concentrazione

(una qualità delle soluzioni)

$$C = \frac{Q_{\text{quantità di soluto}}}{Q_{\text{quantità di soluzione o solvente}}}$$

---

---

---

---

---

---

---

---

## Percentuali

(p/V)

$$\%_{p/V} = \frac{G_{\text{rammi di soluto}}}{100 \text{ ml}_{\text{soluzione}}}$$

---

---

---

---

---

---

---

## Molarità

$$M = \frac{n_{\text{mol. di soluto}}}{1 \text{ litri di soluzione}}$$

---

---

---

---

---

---

---

### CALCOLARE LA MOLARITA' DELLE SEGUENTI SOLUZIONI:

NaOH (Na=23; O=16; H=1) Idrossido di sodio 4gr/L  
M=? M= numero moli /L= peso in gr/PM/L= 4/40/ 1L  
= 0.1M

KOH (K=39; O=16; H=1) Idrossido di potassio 5.6gr/L  
M=? M=0.1

NaOH (Na=23; O=16; H=1) Idrossido di sodio 0.04mg/L  
M=? 0.04 mg = 0.04x10<sup>-3</sup> g = 4x10<sup>-2</sup>x10<sup>-3</sup> g = 4x10<sup>-5</sup> g.  
Numero moli= peso in gr/PM= 4x10<sup>-5</sup>/4x10 = 10<sup>-6</sup>  
M= numero moli/L  
M=10<sup>-6</sup>

---

---

---

---

---

---

---

Molalità

$$m = \frac{n_{\text{mol. di soluto}}}{1000 \text{ grammi di solvente}}$$

---

---

---

---

---

---

---

## Soluti

Elettroliti

Non-elettroliti

Forti

Deboli

---

---

---

---

---

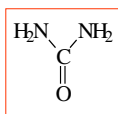
---

---

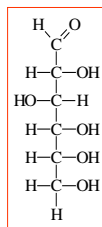
## Non-elettroliti

*Sostanze solubili che*

*non si dissociano in ioni*



UREA



$C_6H_{12}O_6$

GLUCOSIO

---

---

---

---

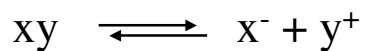
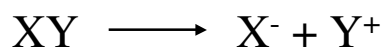
---

---

---

## Elettroliti

Sostanze solubili che *si*  
dissociano in ioni



---

---

---

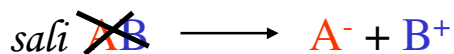
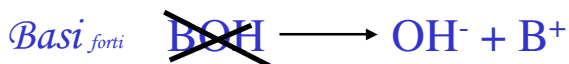
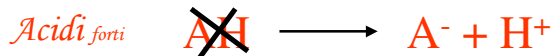
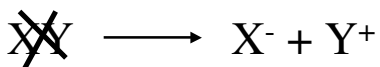
---

---

---

---

### Elettroliti forti



I reagenti si trasformano completamente in prodotti:  
Reazione irreversibile  $\longrightarrow$

---

---

---

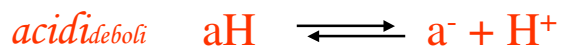
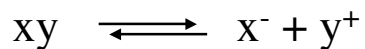
---

---

---

---

### Elettroliti deboli



La reazione avviene in entrambi i sensi:  
Reazione reversibile  $\rightleftharpoons$

---

---

---

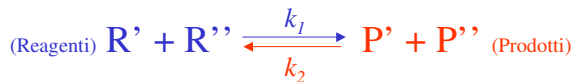
---

---

---

---

## Reazione reversibile



$$v_1 = k_1 [R'] [R'']$$

La velocità di reazione dei Reagenti dipende dalla loro concentrazione []

$$v_2 = k_2 [P'] [P'']$$

La velocità di reazione dei prodotti dipende dalla loro concentrazione []

All'inizio di una reazione reversibile le velocità di trasformazione diretta ed inversa sono differenti, fino al raggiungimento dell'equilibrio dinamico

---

---

---

---

---

---

---

---

## Equilibrio dinamico

All'equilibrio le velocità di reazione diretta ed inversa sono uguali  $v_1 = v_2$  Le concentrazioni di R e P sono costanti nel tempo

QUINDI

$$k_1 [R'] [R''] = k_2 [P'] [P'']$$

Poiché le **concentrazioni** dei componenti sono **costanti**, sarà **costante anche un loro rapporto: legge dell'azione di massa**

$$K_{eq} = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[P'] [P'']}{[R'] [R'']}$$

Se modifico la concentrazione di un componente cambieranno le altre, in modo tale che il rapporto **K<sub>eq</sub>** resti costante, a temperatura e pressione costanti.

---

---

---

---

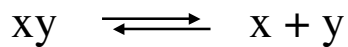
---

---

---

---

## Equilibrio di dissociazione



$$K_{diss} = \frac{[x] [y]}{[xy]}$$

---

---

---

---

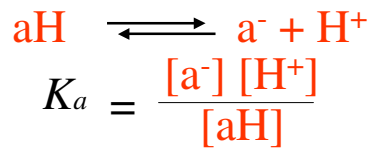
---

---

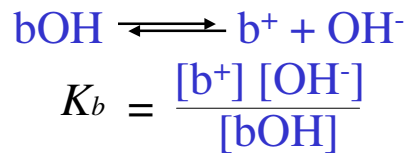
---

---

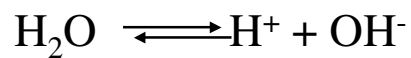
Dissociazione acido debole



Dissociazione base debole



Dissociazione dell'acqua



$$K_{diss} = \frac{[\text{H}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Prodotto ionico dell'acqua

$$K_{diss} = 1,8 \times 10^{-16} = \frac{[\text{H}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_{diss} [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]$$

$$1,8 \times 10^{-16} \times 55 = [\text{H}^+] [\text{OH}^-]$$

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

$$K_w = 10^{-7} \times 10^{-7} = 10^{-14}$$

Passando ai logaritmi

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

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

$$-\log_{10}(10^{-14}) = -\log_{10}(10^{-7}) - \log_{10}(10^{-7})$$

Se poniamo  $-\log_{10} = p$

$$pK_w = pH + pOH$$

$$14 = 7 + 7$$

---

---

---

---

---

---

---

Acidità delle soluzioni

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

acide

neutre

basiche



$$[H^+] = 10^0$$

$$[H^+] = 10^{-7}$$

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

$$pH = 0$$

$$pH = 7$$

$$pH = 14$$

---

---

---

---

---

---

---

Domande

- Cosa può far modificare il **pH** di una soluzione ?
- Come si calcola il **pH** di una soluzione ?

---

---

---

---

---

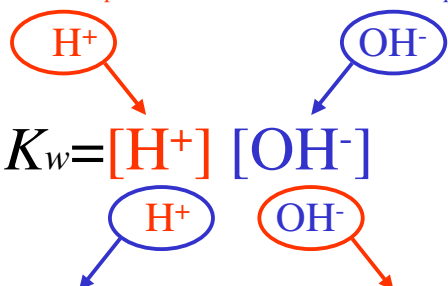
---

---

Cosa può far modificare il **pH** ?

diminuire il pH

aumentare il pH



---

---

---

---

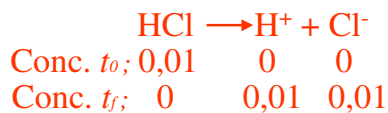
---

---

---

pH acido forte

$[\text{HCl}] = 0,01\text{M}; \quad \text{pH} = 2$



$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 0,01 = 2$$

---

---

---

---

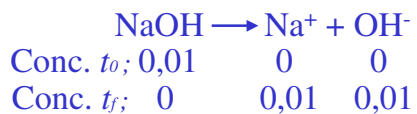
---

---

---

pH base forte

$[\text{NaOH}] = 0,01\text{M}; \quad \text{pH} = 12$



$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log 0,01 = 2$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12$$

---

---

---

---

---

---

---

pH acido debole



$$K_a = \frac{[a^-] [H^+]}{[aH]}$$

---

---

---

---

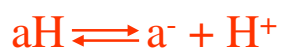
---

---

---

Grado di dissociazione

$$\alpha = \frac{\text{mol. dissociate}}{\text{mol. totali}}$$



$$\begin{array}{lcl} t_0: & c & 0 \quad 0 \\ t_{eq}: & (1-\alpha)c & \alpha c \quad \alpha c \end{array}$$

---

---

---

---

---

---

---

pH ac. debole

$$K_a = \frac{[a^-] [H^+]}{[aH]}$$

$$K_a = \frac{(\alpha c)^2}{c}$$

$$K_a c = (\alpha c)^2$$

$$\alpha c = \sqrt{K_a c} = [H^+]$$

---

---

---

---

---

---

---

pH acido debole

$[\text{CH}_3\text{-COOH}] = 0,01\text{M};$       pH?



$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_a c}$$

$$\text{pH} = -\log \sqrt{1,8 \times 10^{-5} \times 0,01}$$

$$\text{pH} = -\log \sqrt{1,8 \times 10^{-7}} = 3.37$$

---

---

---

---

---

---

---

in generale...

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_a c}$$

per un acido debole

---

---

---

---

---

---

---

pH base debole

$$\text{pOH} = -\log \sqrt{K_b c}$$

$$\text{pH} = 14 + \log \sqrt{K_b c}$$

---

---

---

---

---

---

---

CALCOLARE IL pH DEI SEGUENTI ACIDI FORTI:

HCl	Acido cloridrico	$10^{-1}$ M	pH=?	pH=1
HNO <sub>3</sub>	Acido nitrico	$10^{-1}$ M	pH=?	pH=1
HCl	Acido cloridrico	$10^{-6}$ M	pH=?	pH=6

---

---

---

---

---

---

---

CALCOLARE IL pH DEI SEGUENTI ACIDI DEBOLI:

CH<sub>3</sub>COOH    **Acido acetico**    C=  $10^{-1}$  M    K<sub>a</sub>=  $10^{-5}$  M

$$-\log \sqrt{K_a C} = -\log \sqrt{10^{-5} \times 10^{-1}} = -\log \sqrt{10^{-6}} = -\log 10^{-3} = 3 \log_{10} 10 = ?$$

$$\text{pH} = 3 \quad \text{calcolare } \alpha$$

HCN    **Acido cianidrico**    C=  $10^{-1}$     K<sub>a</sub>=  $6.08 \times 10^{-10} \cong 10^{-11}$  M

$$-\log \sqrt{K_a C} = -\log \sqrt{10^{-11} \times 10^{-1}} = -\log \sqrt{10^{-12}} = -\log 10^{-6} = 6 \log_{10} 10 = ?$$

$$\text{pH} = 6 \quad \text{calcolare } \alpha$$

H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>    **Acido carbonico** (diprotico)    C=  $10^{-1}$     K<sub>a</sub>=  $4.5 \times 10^{-7} \cong 10^{-7}$  M

Prima dissociazione

$$-\log \sqrt{K_a C} = -\log \sqrt{10^{-7} \times 10^{-1}} = -\log \sqrt{10^{-8}} = -\log 10^{-4} = 4 \log_{10} 10 = ?$$

$$\text{pH} = 4$$

---

---

---

---

---

---

---

CALCOLARE IL pH DELLE SEGUENTI BASI FORTI:

NaOH (Na=23; O=16; H=1)    Idrossido di sodio    4gr/L  
M=?    M=0.1    pH=?    pH=13

KOH (K=39; O=16; H=1)    Idrossido di potassio    5.6gr/L  
M=?    M=0.1    pH=?    pH=13

NaOH (Na=23; O=16; H=1)    Idrossido di sodio    0.04mg/L  
M=?    M=10<sup>-6</sup>    pH=?    pH=8

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

---

---

---

---

---

---

---

CALCOLARE IL pH:

NH<sub>3</sub> • H<sub>2</sub>O ↔ NH<sub>4</sub><sup>+</sup> + OH<sup>-</sup>

NH<sub>3</sub> ammoniaca

C= 10<sup>-1</sup> M

Kb ≅ 10<sup>-5</sup> M

-log √Kb C = -log √10<sup>-5</sup> x 10<sup>-1</sup> = -log √10<sup>-6</sup> = -log 10<sup>-3</sup> = 3log<sub>10</sub> 10 = ?

pOH = 3

pH = 14-pOH

pH=11

NH<sub>3</sub> ammoniaca

C= 1 mM

Kb ≅ 10<sup>-5</sup> M

-log √Kb C = -log √10<sup>-5</sup> x 10<sup>-3</sup> = -log √10<sup>-8</sup> = -log 10<sup>-4</sup> = 4log<sub>10</sub> 10 = ?

pOH= 4

pH = 14-pOH

pH=10

NH<sub>3</sub> ammoniaca

C= 10 μM

Kb ≅ 10<sup>-5</sup> M

-log √Kb C = -log √10<sup>-5</sup> x 10<sup>-5</sup> = -log √10<sup>-10</sup> = -log 10<sup>-5</sup> = 5log<sub>10</sub> 10 = ?

pOH= 5

pH = 14-pOH

pH =9

	FORMULA	DENOMINAZIONE
1. Idracidi	HF	Ac. Fluoridrico
	HCl	Ac. Cloridrico
	HBr	Ac. Bromidrico
	HI	Ac. Iodidrico
2. Ossiacidi	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Ac. Solforico
	HNO <sub>3</sub>	Ac. Nitrico
	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Ac. Carbonico
	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ac. (orto) fosforico
3. Tioacidi	H <sub>2</sub> S	Ac. Solfidrico
4. Acidi organici	H-COOH	Ac. Formico
	CH <sub>3</sub> -COOH	Ac. Acetico
	CH <sub>3</sub> -CHOH-COOH	Ac. lattico
ACIDI ORGANICI ED INORGANICI		

(Acidità)

Forte

↑

HCl

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

HNO<sub>3</sub>

H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>

→

→

→

↔

H<sup>+</sup>

H<sup>+</sup>

H<sup>+</sup>

H<sup>+</sup>

+

+

+

+

Cl<sup>-</sup>

HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>

NO<sub>3</sub><sup>-</sup>

H<sub>2</sub>O

Medio

↔

↔

↔

↔

H<sup>+</sup>

H<sup>+</sup>

H<sup>+</sup>

H<sup>+</sup>

+

+

+

+

SO<sub>4</sub><sup>-</sup>

H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>

F<sup>-</sup>

Debole

↔

↔

↔

↔

↔

H<sup>+</sup>

H<sup>+</sup>

H<sup>+</sup>

H<sup>+</sup>

+

+

+

+

CH<sub>3</sub>COO<sup>-</sup>

HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>

HS<sup>-</sup>

HPO<sub>4</sub><sup>-</sup>

NH<sub>3</sub>

Molto debole

↔

↔

↔

↔

H<sup>+</sup>

H<sup>+</sup>

H<sup>+</sup>

+

+

+

+

CO<sup>-</sup>

PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>

OH<sup>-</sup>

Trascurabile

↔

H<sup>+</sup>

+

S<sup>-</sup>

Forte

(Acido)

(Base coniugata)

(Basicità)

1. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta da 10 ml HCl 1M diluita in un volume finale di 1 litro

pH=2       $M = n \cdot \text{moli}/V \rightarrow n \cdot \text{moli} = M \times V$  (il n. moli non cambia con la diluizione)  
 $\rightarrow M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2 \rightarrow M_2 = M_1 \times V_1 / V_2 \rightarrow 1 \times 10 \times 10^{-3} / 1 = 10^{-2}$

2. A quanti grammi corrispondono 2 moli di NaOH?

80 gr      1 mole = Peso in grammi/Peso molecolare  $\rightarrow$  Peso in grammi = moli x Peso molecolare  $\rightarrow$  gr =  $2 \times 40$

3. A quante moli corrispondono 10 grammi di Cl<sub>2</sub>?

0.143 moli      1 mole = Peso in grammi/Peso molecolare  $\rightarrow 10/70$

4. Quanti grammi di soluto vi sono in 0.5 lt di una soluzione 2M di HCl?

gr.36      1 mole = Peso in grammi/Peso molecolare  $\rightarrow$  Peso in grammi = moli x Peso molecolare  $\rightarrow M \times V \times \text{Peso molecolare} \rightarrow 2 \times 0,5 \times 36$

5. Calcolare la molarità di una soluzione di CH<sub>3</sub>COOH dissociata al 10% con una Ka= 10<sup>-5</sup>

$C = K_a / \alpha^2$        $M = 10^{-3}$

---

---

---

---

---

---

---

---

6. In riferimento all'esercizio precedente calcolare il pH

pH=4       $pH = -\log \sqrt{K_a \times C} \rightarrow -\log \sqrt{10^{-5} \times 10^{-3}} \rightarrow -\log \sqrt{10^{-8}} \rightarrow -\log 10^{-4}$

7. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 50 ml di KOH 0,5 M e 50 ml di KOH 5x10<sup>-2</sup> M.

pH=13,44       $n \cdot \text{moli} = M \times V \rightarrow (5 \times 10^{-1}) \times (5 \times 10^{-2}) = 250 \times 10^{-4}$  (n. moli KOH 0,5M)  
 $(5 \times 10^{-2}) \times (5 \times 10^{-2}) = 25 \times 10^{-4}$  (n. moli KOH 5x10<sup>-2</sup>M)  
 $\rightarrow \text{Moli tot.} = 275 \times 10^{-4}$   
 $\rightarrow M = \text{moli} / \text{Volume} = 275 \times 10^{-4} / 1 \times 10^{-1} = 275 \times 10^{-3}$   
 $pOH = -\log 275 \times 10^{-3} = -\log 275 - \log 10^{-3} = -2.44 + 3 = 0.56$   
 $pH = 14 - 0.56$

---

---

---

---

---

---

---

---

Classificazione dei sali		
	AH	aH
BOH	BA	Ba
bOH	bA	ba

---

---

---

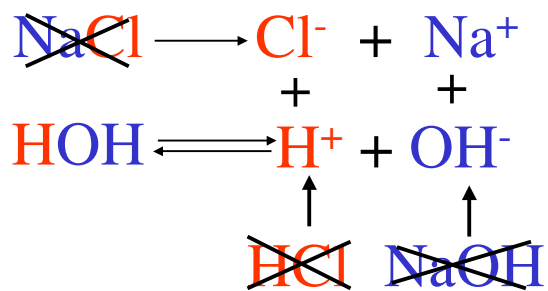
---

---

---

---

---




---

---

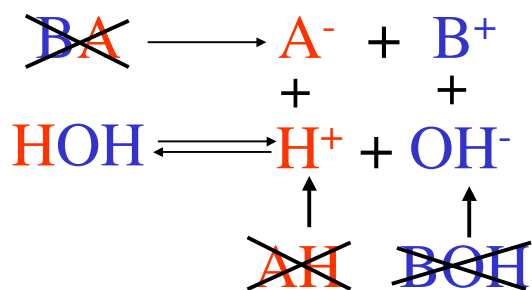
---

---

---

---

---




---

---

---

---

---

---

---

quindi...

...un sale proveniente dalla  
reazione di una **base forte**  
con un **acido forte** **non**  
modifica il pH

---

---

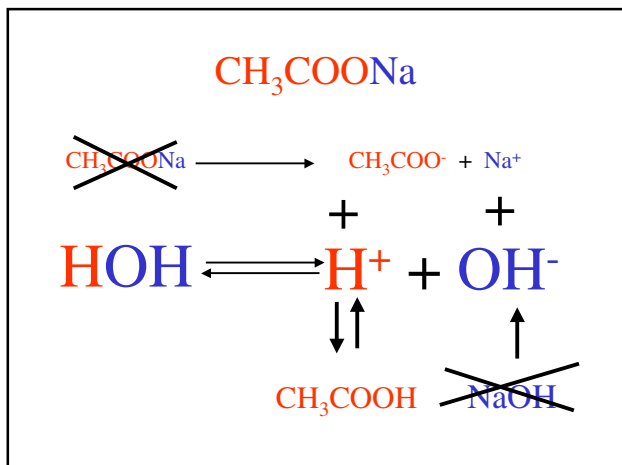
---

---

---

---

---




---

---

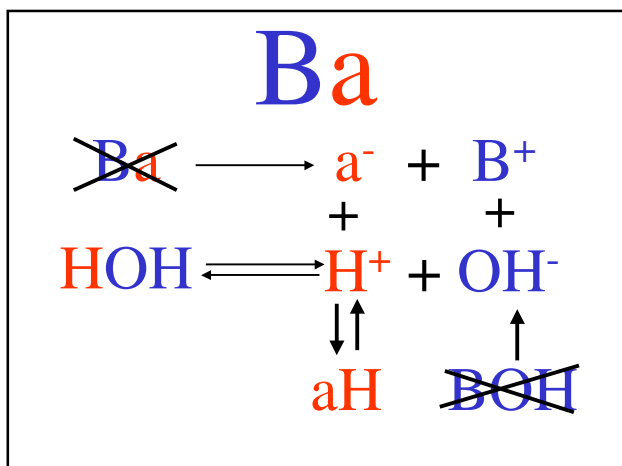
---

---

---

---

---




---

---

---

---

---

---

---

quindi...

...un sale proveniente dalla  
 reazione di una **base forte**  
 con un **acido debole**  
 provoca una **aumento**  
 del pH (**idrolisi basica**)

---

---

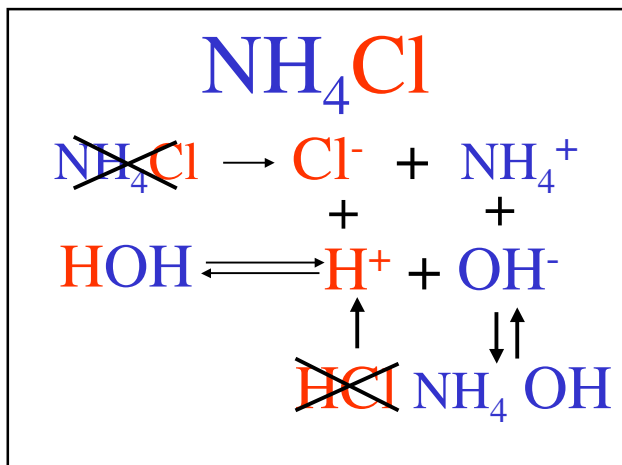
---

---

---

---

---




---

---

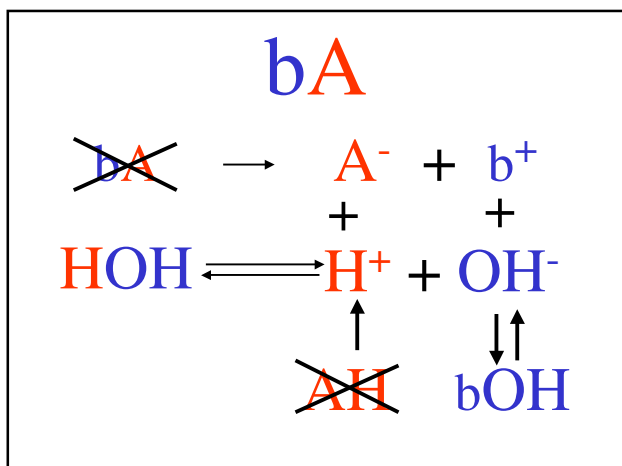
---

---

---

---

---




---

---

---

---

---

---

---

quindi...

...un sale proveniente dalla  
 reazione di una **base debole**  
 con un **acido forte** provoca un  
**abbassamento** del pH  
 (**idrolisi acida**)

---

---

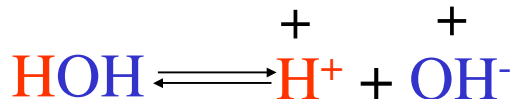
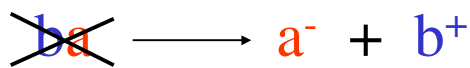
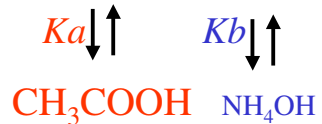
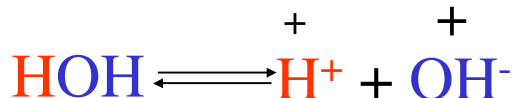
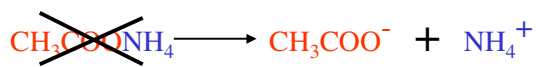
---

---

---

---

---



quindi...

...un sale proveniente dalla  
reazione di una **base debole**  
con un **acido debole** provoca  
una variazione di pH che  
dipende dai valori  $K_a$  e  $K_b$ ...

...ossia se:

- $K_a > K_b$  idrolisi acida (pH più basso)
- $K_a = K_b$  idrolisi neutra (pH invariato)
- $K_a < K_b$  idrolisi basica (pH più alto)

---

---

---

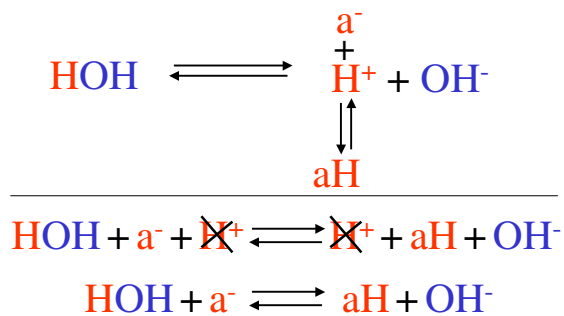
---

---

---

---

### idrolisi salina




---

---

---

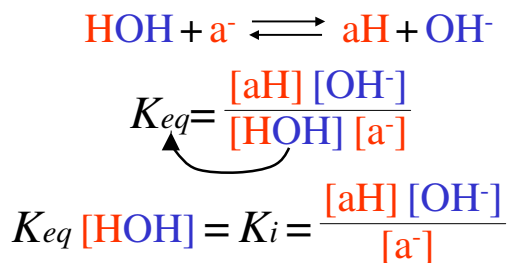
---

---

---

---

### Costante d'idrolisi




---

---

---

---

---

---

---

$$K_i = \frac{[aH][OH^-][H^+]}{[a^-][H^+]} \xrightarrow{K_w} \frac{1}{K_a}$$

$$K_i = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[aH][OH^-]}{[a^-]}$$

---

---

---

---

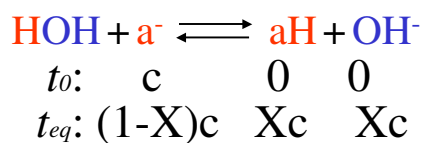
---

---

---

Grado d'idrolisi

$$X = \frac{\text{mol. idrolizzate}}{\text{mol. totali}}$$




---

---

---

---

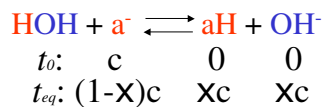
---

---

---

pH idrolisi

$$K_i = \frac{[aH][OH^-]}{[a^-]}$$



$$K_i = \frac{(Xc)^2}{(1-X)c}$$

Se X è molto più piccolo di 1 si può trascurare

$$K_i = \frac{(Xc)^2}{c}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_i c}$$

$$pOH = -\log \sqrt{K_i c}$$

---

---

---

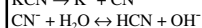
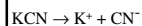
---

---

---

---

Qual è il valore del pH di una soluzione contenente 2g di cianuro di potassio KCN (PM= 65) in 75ml.  $K_{a\text{ HCN}} = 1 \cdot 10^{-10}$



$$K_e = \frac{[\text{HCN}] [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-] [\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_i = K_e [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{HCN}] [\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]}$$

$$\text{Da cui } \text{OH}^- = \sqrt{K_i \cdot C_s}$$

$$[\text{CN}^-] = C_s = (\text{grammi/PM}) (1000/75) = (2/65) (1000/75) = 0.41 \text{ mol/L}$$

$$\text{OH}^- = \sqrt{K_i \cdot C_s} = \sqrt{(K_w/K_a) \cdot C_s} = \sqrt{(10^{-14} / 10^{-10}) \cdot 0.41} = 6.4 \cdot 10^{-3} \text{ g ioni/L}$$

$$\text{pOH} = 2.19$$

$$\text{pH} = 14 - 2.19 = 11.81$$

---

---

---

---

---

---

---

## OSSIDAZIONE DELLE MACROMOLECOLE A FINI ENERGETICI: LE OSSIDORIDUZIONI

---

---

---

---

---

---

---

ELETTRONEGATIVITÀ: DIFFERENTE  
CAPACITÀ DEGLI ATOMI, NELLE  
MOLECOLE, AD ATTRARRE GLI  
ELETTRONI DI LEGAME

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

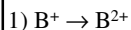
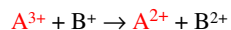
COME SI PUÒ CAPIRE CHE UNA REAZIONE  
CHIMICA È DI TIPO OSSIDO-RIDUTTIVA?

CAMBIANO I NUMERI DI OSSIDAZIONE  
DEGLI ELEMENTI PRESENTI IN UNA  
REAZIONE CHIMICA

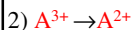
LE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE POSSONO  
ESSERE PENSATE COME LA SOMMA DI DUE  
**SEMIREAZIONI:**

➤ UNA CHE COINVOLGE LA SPECIE CHE SI OSSIDA

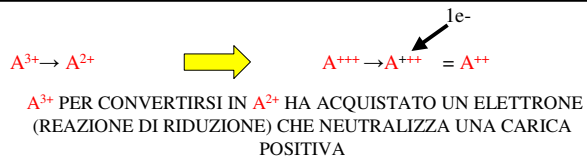
➤ UNA CHE COINVOLGE LA SPECIE CHE SI RIDUCE



SPECIE CHE SI OSSIDA



SPECIE CHE SI RIDUCE



$B^+$  PER CONVERTIRSI IN  $B^{2+}$  HA CEDUTO UN ELETTRONE  
(REAZIONE DI OSSIDAZIONE) LASCIANDO UNA CARICA POSITIVA  
NON NEUTRALIZZATA

---

---

---

---

---

---

---

---

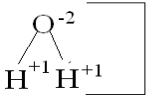
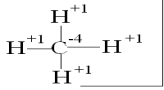
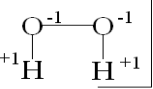
---

---

---

---

[illegible]

NUMERO DI OSSIDAZIONE DI ALCUNI COMPOSTI			
COMPOSTI	FORMULA	N.ox DEI SINGOLI ELEMENTI	N.ox DEL COMPOSTO
OSSIDO DI DIIDROGENO	H <sub>2</sub> O	O -2 H +1(x2)	 $N.ox = 0$
PEROSSIDO DI IDROGENO ACQUA OSSIGENATA	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	O -1 (x2) (perossido) H +1 (x2)	 $N.ox = 0$
METANO	CH <sub>4</sub>	C -4 H +1(x4)	 $N.ox = 0$

---

---

---

---

---

---

---

---

**BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE:**

$Na + H_2O \rightarrow Na_2O + H_2$

1) CALCOLARE I NUMERI DI OSSIDAZIONE

$\overset{0}{Na} + \overset{+1}{H}\overset{-2}{O} \rightarrow \overset{+1}{Na}\overset{-2}{O} + \overset{0}{H}_2$

2) SI HANNO 2 SEMIREAZIONI

$Na \rightarrow Na_2O$       **ox.**  
 $H_2O \rightarrow H_2$       **rid.**

3) IN OGNI SEMIREAZIONE IL NUMERO DI ELEMENTI CHE SI OSSIDANO/RIDUCONO DEVE ESSERE OVVIAMENTE UGUALE

$2 Na \rightarrow Na_2O$   
 $H_2O \rightarrow H_2$

---

---

---

---

---

---

---

---

4) MOSTRARE GLI e<sup>-</sup> CEDUTI O ACQUISTATI NELLE SEMIREAZIONI

$2\overset{0}{Na} \rightarrow \overset{+1}{Na}_2O + 2e^-$       IL NUMERO DI e<sup>-</sup> CEDUTI DEVE  
ESSERE SEMPRE UGUALE AL  
NUMERO DI e<sup>-</sup> ACQUISTATI

$\overset{+1}{H}_2O + 2e^- \rightarrow \overset{0}{H}_2$

5) LA REAZIONE DI OSSIDORIDUZIONE E' LA SOMMA DELLE DUE SEMIREAZIONI:

$2Na + H_2O + 2e^- \rightarrow Na_2O + H_2 + 2e^-$

$2Na + H_2O \rightarrow Na_2O + H_2$

---

---

---

---

---

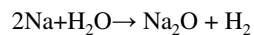
---

---

---

6) VERIFICARE CHE VALGA IL PRINCIPIO DI CONSERVAZIONE DELLE MASSE: IL NUMERO DI OGNI ELEMENTO PRESENTE A DESTRA E A SINISTRA DELLA REAZIONE DEVE ESSERE UGUALE

7) VERIFICARE CHE VALGA IL PRINCIPIO DI CONSERVAZIONE DELLE CARICHE: IL NUMERO DI CARICHE POSITIVE O NEGATIVE DI OGNI ELEMENTO PRESENTE A DESTRA E A SINISTRA DELLA REAZIONE DEVE ESSERE UGUALE



➤ IN UN COMPOSTO NEUTRO LA SOMMA DEI N.ox DEGLI ATOMI PRESENTI DEVE ESSERE UGUALE A ZERO (NaCl, H<sub>2</sub>O...)

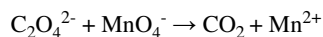
➤ IN UN COMPOSTO IONICO LA SOMMA DEI N.ox DEGLI ATOMI PRESENTI DEVE ESSERE UGUALE ALLA CARICA DELLA MOLECOLA



N.ox O = -2(x3) = -6      ➡      N.ox SO<sub>3</sub><sup>-2</sup> = -2      ➡      N.ox S = +4

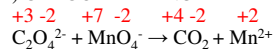
1 IA																	18 VIIIA
+1 -1																	
H	2 IIA															He	
+1 +2																	
Li	Be															Ne	
+1 +2																	
Na	Mg	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIB	11 IB	12 IIB						
+1 +2																	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
+1 +2																	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
+1 +2																	
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn

## ESEMPI DI BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE

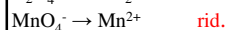


(AMBIENTE ACIDO=  
LA CARICA  
COMPLESSIVA  
VIENE BILANCIATA  
AGGIUNGENDO  
 $\text{H}_3\text{O}^+$ )

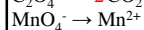
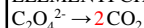
1) CALCOLARE I NUMERI DI OSSIDAZIONE



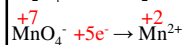
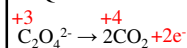
2) SCRIVERE LE DUE SEMIREAZIONI



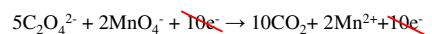
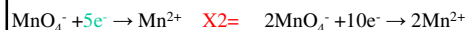
3) BILANCIARE I COEFFICIENTI STECHIOMETRICI DEGLI ELEMENTI CHE SI OSSIDANO E SI RIDUCONO



4) BILANCIARE IL NUMERO DI ELETTRONI CEDUTI O ACQUISTATI



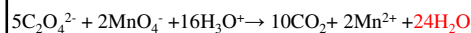
5) VERIFICARE IL BILANCIAMENTO DELLE SEMIREAZIONI E MOLTIPLICARLE IN MODO DA BILANCIARE GLI ELETTRONI (REAGENTI x REAGENTI, PRODOTTI x PRODOTTI)



6) BILANCIARE LA CARICA COMPLESSIVA CON IONI  $\text{H}_3\text{O}^+$  (AMBIENTE ACIDO)



7) LE MASSE SI DEVONO CONSERVARE. AGGIUNGENDO  $\text{H}_2\text{O}$



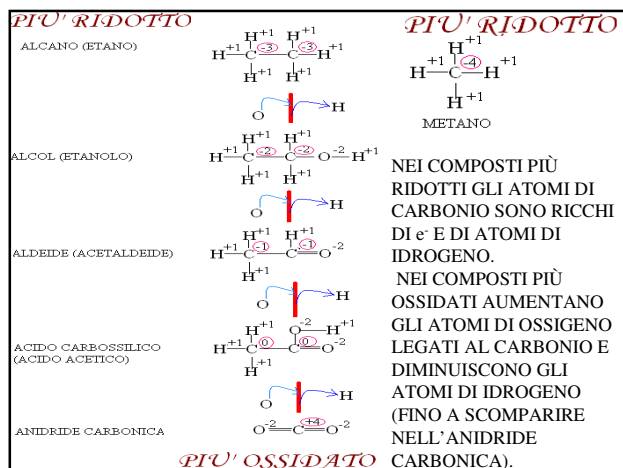
## OSSIDAZIONI BIOLOGICHE

➤ IL CARBONIO NEGLI ORGANISMI VIVENTI SI TROVA IN DIVERSI *STATI DI OSSIDAZIONE* A SECONDA DELLA ELETTRONEGATIVITA' DEGLI ATOMI A CUI E' LEGATO

➤ ELETTRONEGATIVITÀ CRESCENTE  $H < C < S < N < O$

➤ PUÒ ESSERE PRESENTE IN 5 DIFFERENTI STADI DI OSSIDAZIONE, DAL PIÙ RIDOTTO (**ETANO**), AL PIÙ OSSIDATO (**ANIDRIDE CARBONICA**).

## STATI DI RIDUZIONE DEL CARBONIO



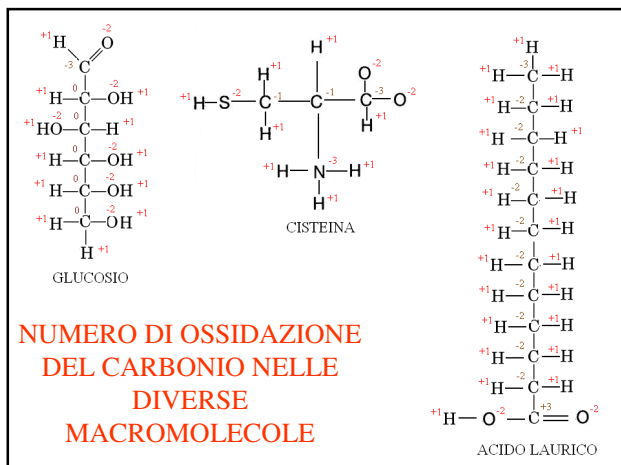
NEI COMPOSTI PIÙ RIDOTTI GLI ATOMI DI CARBONIO SONO RICCHI DI e<sup>-</sup> E DI ATOMI DI IDROGENO. NEI COMPOSTI PIÙ OSSIDATI AUMENTANO GLI ATOMI DI OSSIGENO LEGATI AL CARBONIO E DIMINUISCONO GLI ATOMI DI IDROGENO (FINO A SCOMPARIRE NELL'ANIDRIDE CARBONICA).

L'OSSIDAZIONE DEL CARBONIO PUO' ANCHE ESSERE ASSOCIATA ALLA DEIDROGENAZIONE: PERDITA DI UN ATOMO DI IDROGENO LEGATO AL CARBONIO. LA MOLECOLA E' SEMPRE NEUTRA

GLI ELETTRONI POSSONO ESSERE TRASFERITI DA UNA MOLECOLA AD UN'ALTRA IN TRE MODI DIFFERENTI:

- TRASFERIMENTO DIRETTO DA UN ELEMENTO AD UN ALTRO;

-TRASFERIMENTO DEGLI ELETTRONI SOTTOFORMA DI ATOMI DI IDROGENO, COSTITUITO DA UN PROTONE (H<sup>+</sup>) ED UN ELETTRONE (e<sup>-</sup>)




---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

**UN FLUSSO DI ELETTRONI PRODUCE LAVORO  
(CONTRAZIONE MUSCOLARE)**

LE OSSIDO-RIDUZIONI A PRESSIONE E TEMPERATURA COSTANTI  
PRODUCONO ENERGIA LIBERA:

1. OSSIDAZIONE DEL CARBONIO (ALTAMENTE RIDOTTO IN GLUCIDI,  
AMMINOACIDI, ACIDI GRASSI) A CO<sub>2</sub> DA PARTE DELL'OSSIGENO CHE SI  
RIDUCE AD H<sub>2</sub>O
2. QUESTO PERMETTE, A LIVELLO MITOCONDRIALE, LA FORMAZIONE DI  
ENERGIA LIBERA SOTTOFORMA DI ATP CHE, TRASFERITA ALLE  
REAZIONI CHIMICHE, PERMETTE IL LAVORO MUSCOLARE

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

**ESERCIZI DI AUTOVERIFICA**

**CALCOLARE I NUMERI DI OSSIDAZIONE DEI  
SEGUENTI COMPOSTI**

1. ZnCl <sub>2</sub>	Zn= +2; Cl= -1
2. FeSO <sub>4</sub>	Fe= +2; S= +6; O= -2
3. KNO <sub>2</sub>	K= +1; N= +3; O= -2
4. HF	H= +1; F= -1
5. CuO	Cu= +2; O= -2
6. SO <sub>2</sub>	S= +4; O= -2
7. NaI	Na= +1; I= -1
8. CO <sub>2</sub>	C= +4; O= -2
9. Ba(OH) <sub>2</sub>	Ba= +2; H= +1 O= -2

---

---

---

---

---

---

---

---

---

---

1 IA																	18 VIIA	
+1 -1																		
H	2 IIA											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	He	
+1	+2											+3	+2 -4	+1 +3	+2 +4 -1 -2	-1/2 -1 -2	-1	
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
+1	+2											+3	+2 +4 -4	+3 +5 -3	+2 +4 +6 -2	+1 +3 +5 +7 -1		
Na	Mg	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIB	9 VIIB	10 IB	11 IB	12 IIB		Al	Si	P	S	Cl	Ar
+1	+2					+2 +2 +3 +3 +4 +6 +7	+2 +3	+2 +3	+2 +3	+1 +2	+2		+3	+4 -4	+3 +5 -3	+2 +4 +6 -2	+1 +3 +5 +7 -1	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
+1	+2								+2 +4	+1	+2	+3	+2 +4	+3 +5 -3	+2 +4 +6 -2	+1 +3 +5 +7 -1		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
+1	+2	La							+2 +4	+1 +3	+1 +2	+3 +1	+2 +4	+3	+2	-1		
Cs	Ba	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	

---

---

---

---

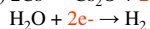
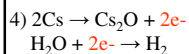
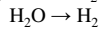
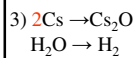
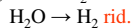
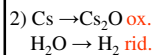
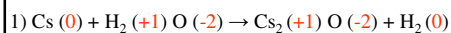
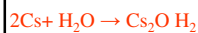
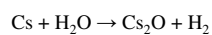
---

---

---

---

BILANCIARE LA SEGUENTE REAZIONE REDOX:




---

---

---

---

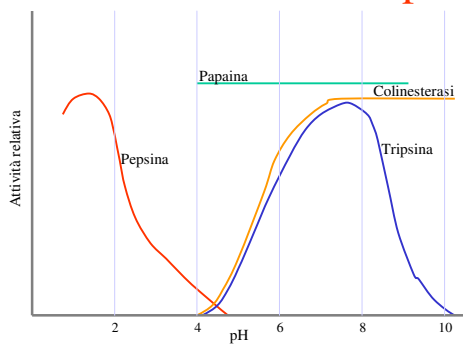
---

---

---

---

## Attività enzimatica e pH




---

---

---

---

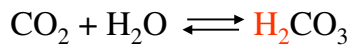
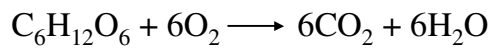
---

---

---

---

Alcune reazioni possono modificare il pH



---

---

---

---

---

---

---

*se aumentano gli  $\text{H}^+$ ...*

*...una trappola di  $\text{H}^+$  potrebbe  
minimizzare l'effetto sul pH*

*se diminuiscono gli  $\text{H}^+$ ...*

*...un serbatoio di  $\text{H}^+$  potrebbe  
minimizzare l'effetto sul pH*

---

---

---

---

---

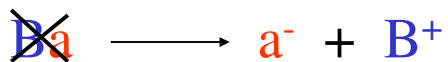
---

---

la trappola



dove si trova  $\text{a}^-$ ?



si dissocia dai sali

---

---

---

---

---

---

---

il serbatoio



perché un acido debole?

*perché si dissocia quando serve*

---

---

---

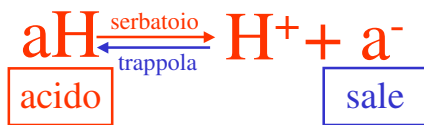
---

---

---

---

il tampone



---

---

---

---

---

---

---

pH soluzione tampone

$$K_a = \frac{[a^-] [H^+]}{[aH]}$$

$$[H^+] = K_a \frac{[aH]}{[a^-]}$$

$$[H^+] = K_a \frac{C_a}{C_s}$$

---

---

---

---

---

---

---

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{C_a}{C_s}$$

$$-\log[\text{H}^+] = -\log K_a - \log \frac{C_a}{C_s}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_s}{C_a}$$

---

---

---

---

---

---

pH soluzione tampone

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{C_s}{C_a}$$

---

---

---

---

---

---

tampone




---

---

---

---

---

---

TAMPONE	pH
GRUPPO A: tamponi per uso chimico-clinico:	
Ac. citrico/citrato	3.0 - 6.2
Ac. acetico/acetato	3.6 - 5.6
Fosfato bibasico/fosfato monobasico	5.0 - 8.0
Ac. borico/borato	8.0 - 10.2
Glicina H <sup>+</sup> /glicina	8.6 - 10.6
Bicarbonato/carbonato	9.2 - 10.6
GRUPPO B: tamponi per uso biologico:	
MES	5.6-6.8
PIPES	6.1-7.3
MOPS	6.6-7.8
HEPES	7.2-8.2
TRIS	7.0-9.0

---

---

---

---

---

---

---

---

Calcolare il pH di un sistema tampone formato da un litro di soluzione 0.01 di acido acetico ( $K_a = 1.85 \times 10^{-5}$  M) e 0.01 M di acetato di sodio.

$pH = pK + \log C_s/C_a$        $pH = 4.74 + \log 0.01M/0.01 M = 4.74$

Calcolare il PH di una soluzione tampone in cui sono presenti 40mM di  $H_2PO_4^-$  ( $K_a = 6.2 \times 10^{-8}$ ) e 20 mM  $HPO_4^{2-}$

$pH = pK - \log (0.04/0.02) = 7.21 - 0.30 = 6.91$  (tampone biologico)

Calcolare il pH di un sistema tampone formato da un litro di soluzione 0.1 M di acido acetico ( $K_a = 1.85 \times 10^{-5}$  M) e 0.1 M di acetato di sodio.

$pH = pK + \log C_s/C_a$        $pH = 4.74 + \log 0.1M/0.1 M = 4.74$

Dopo aggiunta di 0.001M di HCl qual' è il pH = ?

$pH = pK + \log 0.1-0.001/0.1 + 0.001 = pH = pK + \log 0.099/0.101 = pH = pK + \log 0.98 = 4.74 - 0.0088 = 4.73$

quale sarebbe stato il pH di una soluzione acquosa contenente 0.001 M HCl ?

---

---

---

---

---

---

---

---

DIPENDENZA DALLA CONCENTRAZIONE.

Ripetere lo stesso esercizio con un tampone meno concentrato (acido acetico e aceto di sodio 0.01M) con l'aggiunta di 0.001M di HCl

$pH = pK + \log 0.01-0.001/0.01 + 0.001 = pK + \log 0.009/0.011 = pK + \log 0.818 = 4.74 - 0.087 = 4.653$

PER IL MAX POTERE TAMPONANTE LA CONCENTRAZIONE DELL'ACIDO E DELLA BASE DEVONO ESSERE UGUALI.

Esercizio : pH del tampone con Acido acetico 0.1 M e acetato di sodio 0.01 M

$pH = pK + \log C_s/C_a$        $pH = 4.74 + \log 0.01M/0.1 M = 4.74 + \log 10^{-1} = 3.74$

con aggiunta di 0.001 M HCl       $pH = ?$

$pH = pK + \log C_s/C_a$

$pH = 4.74 + \log 0.01M/0.1 M = 4.74 + \log 0.009/0.101 = 4.74 + \log 0.089 = 4.74 - 1.05 = 3.69$

---

---

---

---

---

---

---

---