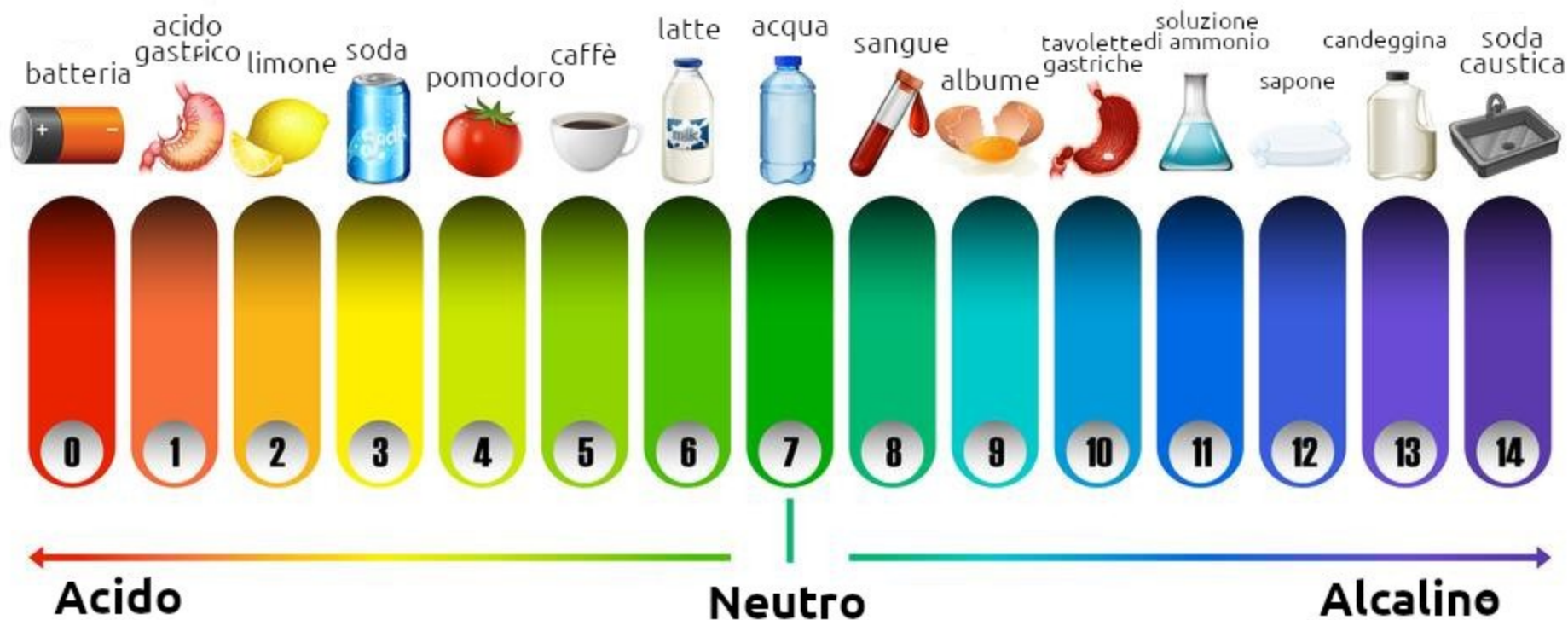


BIOCHIMICA II CON LABORATORIO

pH E SOLUZIONI TAMPONE

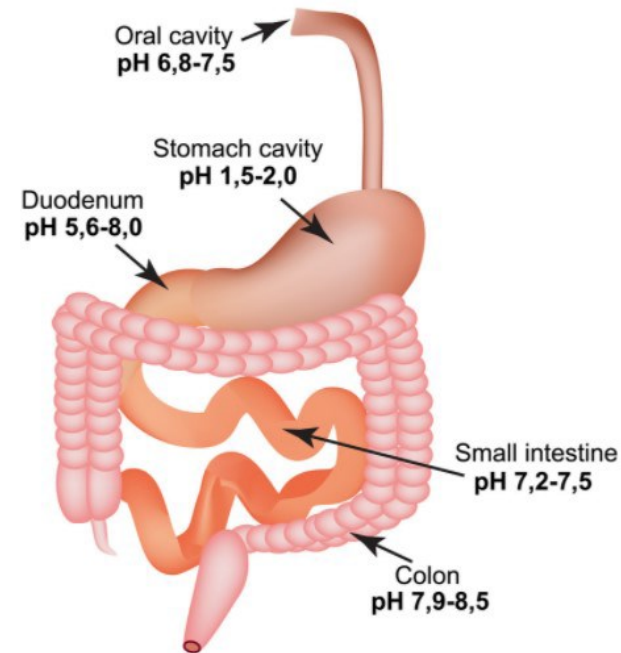
LA SCALA DEL pH



Nel nostro organismo è fondamentale che il pH si mantenga costante o comunque che vari in un intervallo ristretto di valori.

- Il pH però non è necessariamente mantenuto vicino al valore neutro
- Gli Enzimi digestivi nello **stomaco** lavorano principalmente a **pH ACIDO**.
- Nel **duodeno**, e nella prima parte del digiuno, invece gli enzimi digestivi pancreatici richiedono un **pH ALCALINO**.
- In altri distretti (come ad es. nei **lisosomi** cellulari) le idrolasi agiscono a **pH ACIDO**.

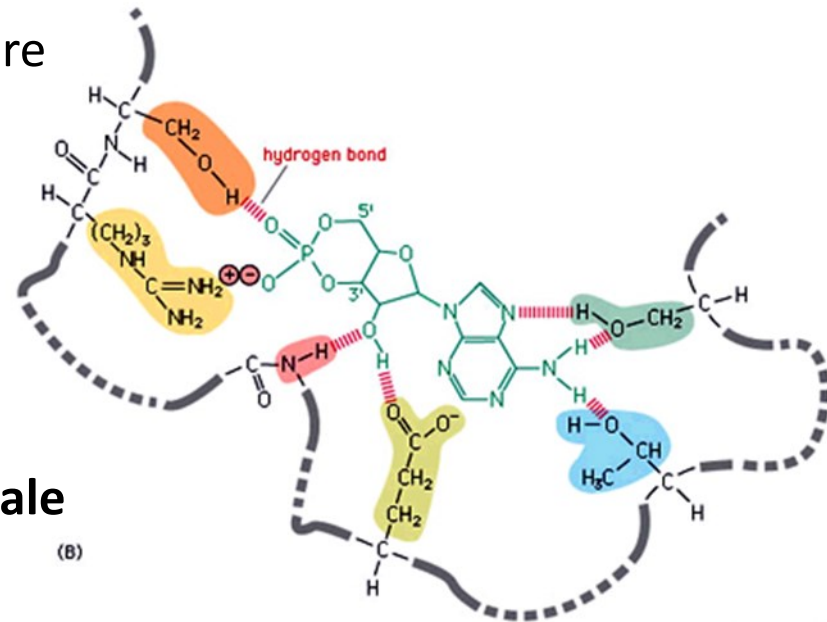
pH of the gastrointestinal tract



PERCHÉ IL pH INFLUENZA LA FUNZIONE DEGLI ENZIMI?

- Gli ENZIMI legano una molecola, il substrato, in una specifica tasca nella loro struttura detta **SITO ATTIVO**.
- La variazione del pH può alterare il grado di ionizzazione di alcuni amminoacidi che formano il sito attivo, ed anche dei gruppi chimici del substrato per cui:
 - diminuisce l'interazione con il substrato.
 - se gli amminoacidi alterati partecipano alla catalisi, diminuisce l'efficienza
- Forti variazioni del pH possono anche alterare la struttura e quindi la funzione di proteine.
(il pH influenza due dei quattro tipi di interazioni deboli che stabilizzano la struttura delle proteine, i legami H e i ponti salini o interazioni elettrostatiche)

Ogni enzima agisce ad un valore di pH ottimale che riflette il suo ambiente naturale



CARATTERISTICHE CHIMICHE DELL'ACQUA COME SOLVENTE DI ACIDI E BASI

Se si misura la conducibilità dell'acqua con strumenti molto sensibili, si osserva che conduce la corrente.

CI SONO IONI IN SOLUZIONE!!!



Costante di equilibrio K_{eq}

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = 3,264 \times 10^{-18}$$

CARATTERISTICHE CHIMICHE DELL'ACQUA COME SOLVENTE DI ACIDI E BASI

La tendenza dell'acqua alla dissociazione è ridotta (solo 1 molecola ogni 555.000.000).
[H₂O] è quindi considerata costante.

A 25°C in 1 L d'acqua ci sono 1000/18=55,5 moli , quindi [H₂O] = 55,5M

$$K_{eq} = \frac{[H_3O^+][OH^-]}{[H_2O]^2}$$

$$[H_3O^+] \times [OH^-] = K_{eq} \times [H_2O]^2 = K_w$$

$$K_w = 3,264 \times 10^{-18} \times (55,5)^2 = 10^{-14} \text{ M}^2$$

K_w = prodotto ionico dell'acqua

CARATTERISTICHE CHIMICHE DELL'ACQUA COME SOLVENTE DI ACIDI E BASI

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ M}^2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ M}$$

Nell'acqua pura $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ soluzione neutra

Tutte le soluzioni in cui $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ sono soluzioni neutre

Se la concentrazione di H_3O^+ aumenta o diminuisce, la concentrazione di OH^- varierà in modo che:

$$K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ M}^2$$

Le concentrazioni di H_3O^+ e di OH^- sono legate matematicamente dalla K_w , di conseguenza per caratterizzare le proprietà acido/base di una soluzione è sufficiente indicare una sola delle due concentrazioni.

È stata scelta $[\text{H}_3\text{O}^+]$

SCALA DEL pH

$[\text{H}_3\text{O}^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[\text{OH}^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0



Una soluzione è ACIDA se

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

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

operatore $p = -\log_{10}$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ M}^2$$

Una soluzione è BASICA se

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

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

$$-\log_{10} K_w = -\log_{10} \{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]\} = -\log_{10} 10^{-14}$$

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

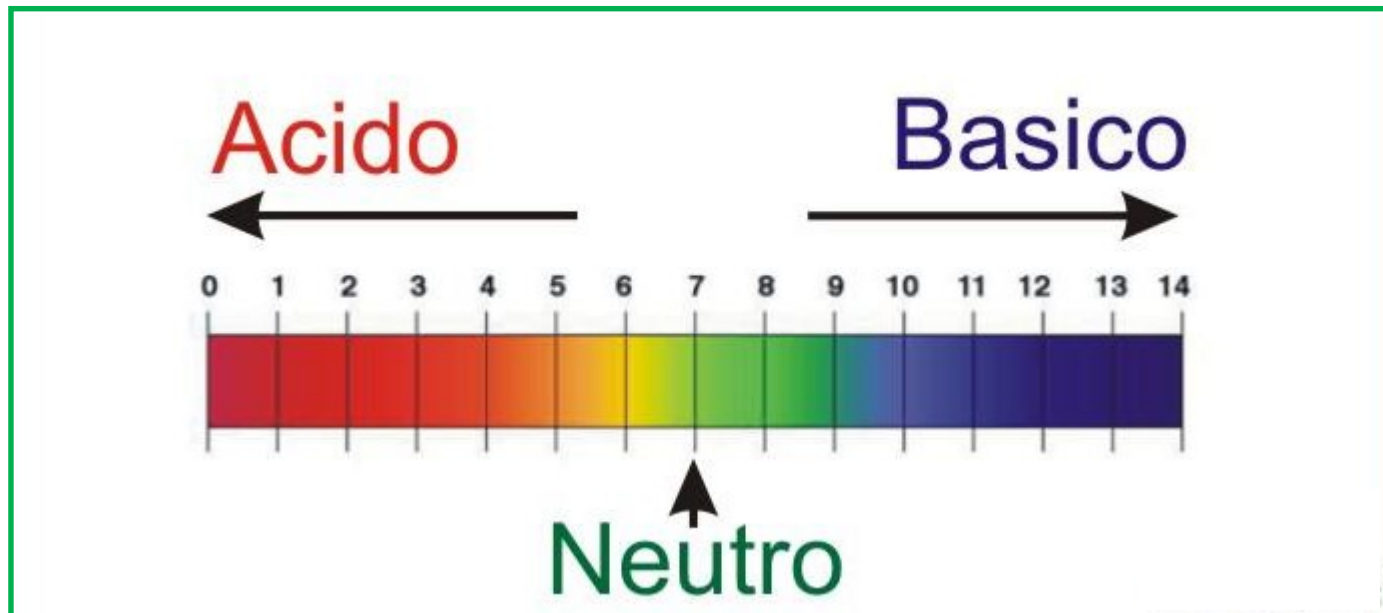
$$pK_w = pH + pOH = 14$$

Una soluzione è:

- Acida se $pH < 7$**
- Neutra se $pH = 7$**
- Basica se $pH > 7$**

La scala del pH non è limitata all'intervallo 0-14, ma si può estendere a valori < 0 e > 14 .

SCALA DEL pH



Consideriamo un generico acido HA. In ambiente acquoso:



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_{\text{a}} = K_{\text{eq}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \quad [\text{H}_2\text{O}] = 55,5 \text{ M}$$

$$K_{\text{a}} = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \quad \text{costante di dissociazione acida}$$

K_{a} determina la FORZA di un acido

SE $K_{\text{a}} > 1$ la dissociazione è spostata a destra. Acidi FORTI

Se $K_{\text{a}} < 10^{-4}$ la reazione è spostata a sinistra. Acidi DEBOLI

Consideriamo una generica base B. In ambiente acquoso:



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_{\text{b}} = K_{\text{eq}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = \frac{[\text{BH}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{B}]} \quad [\text{H}_2\text{O}] = 55,5 \text{ M}$$

$$K_{\text{b}} = \frac{[\text{BH}^+] [\text{OH}^-]}{[\text{B}]}$$

costante di dissociazione basica

K_{b} determina la FORZA di una base

SE $K_{\text{b}} > 1$ la dissociazione è spostata a destra. Basi FORTI

Se $K_{\text{b}} < 10^{-4}$ la reazione è spostata a sinistra. Basi DEBOLI

Analizziamo il comportamento di un acido debole che conosciamo bene, l'acido acetico CH_3COOH



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

- K_a indica la quantità di molecole di acido dissociato.
- IN QUESTO CASO È MOLTO PICCOLA.
- L'equilibrio della reazione è spostato a sinistra.
- Il valore di K_a indica la forza dell'acido.
- Il valore di K_a ci permette di confrontare la forza di acidi diversi

Acido	Formula	K_a
acido perclorico	HClO_4	molto grande
acido iodidrico	HI	molto grande
acido bromidrico	HBr	molto grande
acido cloridrico	HCl	molto grande
acido solforico	H_2SO_4	molto grande
acido nitrico	HNO_3	molto grande
acido idronio	H_3O^+	55
acido iodico	HIO_3	$1,7 \cdot 10^{-1}$
acido ossalico	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,9 \cdot 10^{-2}$
acido solforoso	H_2SO_3	$1,5 \cdot 10^{-2}$
acido fosforico	H_3PO_4	$7,5 \cdot 10^{-3}$
acido lattico	$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_3$	$8,4 \cdot 10^{-4}$
acido citrico	$\text{H}_3\text{C}_5\text{H}_5\text{O}_7$	$7,1 \cdot 10^{-4}$
acido nitroso	HNO_2	$4,6 \cdot 10^{-4}$
acido fluoridrico	HF	$3,5 \cdot 10^{-4}$
acido formico	CH_2O_2	$1,8 \cdot 10^{-4}$
acido benzioco	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	$6,5 \cdot 10^{-5}$
acido acetico	$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	$1,8 \cdot 10^{-5}$
acido carbonico	H_2CO_3	$4,3 \cdot 10^{-7}$
acido solfidrico	H_2S	$9,1 \cdot 10^{-8}$
ione diidrogenofosfato	H_2PO_4^-	$6,2 \cdot 10^{-8}$
acido ipodorsico	HClO	$3,0 \cdot 10^{-8}$
acido borico	H_3BO_3	$7,3 \cdot 10^{-10}$
acido cianidrico	HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$
acido idrogenocarbonato	HCO_3^-	$5,6 \cdot 10^{-11}$
acido idrogenosolfuro	HS^-	$1,1 \cdot 10^{-12}$
acido idrogenofosfato	HPO_4^{2-}	$2,2 \cdot 10^{-13}$
acqua	H_2O	$1,8 \cdot 10^{-16}$



Un acido è tanto più forte quanto più incrementa $[\text{H}_3\text{O}^+]$

• Il valore della K_a è tanto più grande quanto più l'acido è forte

• L'acido acetico è relativamente debole in questa scala relativa di forza acida

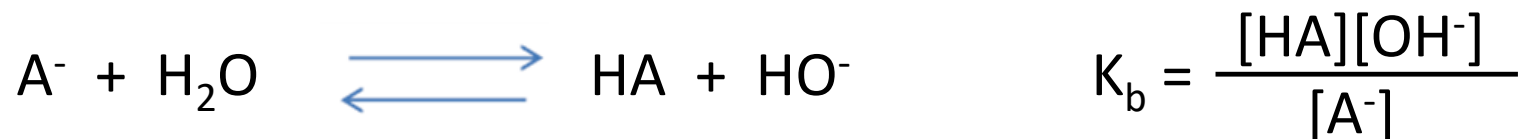
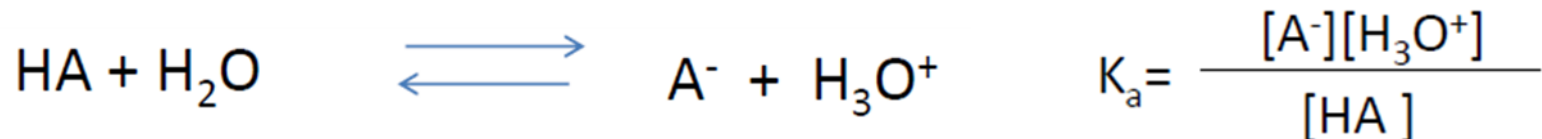
• La forza dell'acido dipende dalla forza di legame H-A



• Per un ACIDO FORTE il legame è debole in soluzione acquosa.

• La base A^- ha una scarsa tendenza a riprendersi il protone e quindi è una BASE CONIUGATA DEBOLE

FORZA RELATIVA DI UN ACIDO E DELLA BASE CONIUGATA

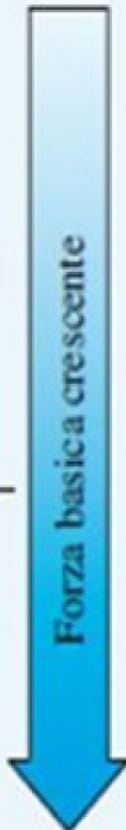


$$K_a \times K_b = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \times \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-]$$

$$\text{p}K_a + \text{p}K_b = \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

La relazione quantitativa tra la K_a di un acido e la K_b della sua base coniugata mostra che ad acidi forti ($K_a > 1$) corrispondono basi coniugate deboli e che a basi forti ($K_b > 1$) corrispondono acidi coniugati deboli

RELAZIONE INVERSA TRA FORZA DI UN ACIDO E DELLA SUA BASE CONIUGATA

Acido		Base coniugata	
 Forza acida crescente	Acido perclorico	HClO_4	Ione perclorato ClO_4^-
	Acido iodidrico	HI	Ione ioduro I^-
	Acido bromidrico	HBr	Ione bromuro Br^-
	Acido cloridrico	HCl	Ione cloruro Cl^-
	Acido solforico	H_2SO_4	Ione idrogeno solfato HSO_4^-
	Acido nitrico	HNO_3	Ione nitrato NO_3^-
	Ione idrossonio ^a	H_3O^+	Acqua ^a H_2O
	Ione idrogeno solfato	HSO_4^-	Ione solfato SO_4^{2-}
	Acido nitroso	HNO_2	Ione nitrito NO_2^-
	Acido acetico	CH_3COOH	Ione acetato CH_3COO^-
	Acido carbonico	H_2CO_3	Ione idrogeno carbonato HCO_3^-
	Ione ammonio	NH_4^+	Ammoniaca NH_3
	Ione idrogeno carbonato	HCO_3^-	Ione carbonato CO_3^{2-}
	Acqua	H_2O	Ione idrossido OH^-
	Metanolo	CH_3OH	ione metossido CH_3O^-
	Ammoniaca	NH_3	Ione ammido NH_2^-
		 Forza basica crescente	

LE SOLUZIONI TAMPONE

CARATTERISTICA:

- MANTENGONO INALTERATO IL LORO pH anche se vengono diluite (vero fino a conc. $> 1 \times 10^{-5}$ M)
- MANTENGONO **RELATIVAMENTE** INALTERATO IL LORO pH anche se vengono aggiunte moderate quantità di acido o base forti.

LE SOLUZIONI TAMPONE

I COMPONENTI DI UNA SOLUZIONE TAMPONE

1) un acido debole ed una sua base coniugata HA / A^-

es. CH_3COOH / CH_3COO^-

Lo ione CH_3COO^- non esiste isolato: si ottiene ad esempio dal sale CH_3COONa che si dissocia in acqua.

2) una base debole ed un suo acido coniugato B / HB^+

es. NH_3 / NH_4^+

Lo ione NH_4^+ non esiste isolato: si ottiene ad esempio dal sale NH_4Cl che si dissocia in acqua.

Ogni tampone è caratterizzato da una

Capacità tamponante

$$\beta = \frac{dC_b}{dpH} = -\frac{dC_a}{dpH}$$

dove dC_b è la quantità di base forte (e dC_a è la quantità di acido forte), espressa in moli, che deve essere aggiunta ad un litro di soluzione tampone per produrre una variazione del pH pari a dpH .

In pratica è la misura di quanto il tampone resiste alla variazione di pH per aggiunta di acidi o basi forti.

Il potere tamponante è un numero positivo; il segno negativo nell'espressione di β valida per l'aggiunta di acido serve proprio per rendere positivo il suo valore. Il dpH risulta infatti negativo quando in soluzione si aggiungono ioni H^+ , dato che il pH diminuisce all'aumentare della concentrazione degli ioni H^+ .

LA CAPACITÀ TAMPONANTE DIPENDE DA DUE FATTORI

1) concentrazione assoluta dei componenti HA / A^- oppure B / HB^+

La capacità tamponante cresce al crescere della concentrazione assoluta dei componenti.

2) rapporto delle concentrazioni dei componenti.

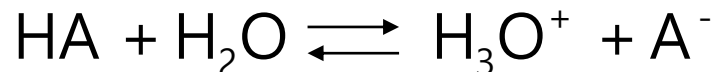
La capacità tamponante è massima quando il rapporto tra i componenti = 1. $[\text{HA}] = [\text{A}^-]$ oppure $[\text{B}] = [\text{HB}^+]$

La capacità tamponante è tuttavia ancora accettabile finché il rapporto delle concentrazioni è circa compreso tra 10:1 e 1:10

Concentrazione di una soluzione tampone
=
somma delle concentrazioni di HA e A⁻ (oppure di B e HB⁺)

Es: se in un tampone $[HA] = 0.040 \text{ M}$ e $[A^-] = 0.030 \text{ M}$, la concentrazione della soluzione tampone è 0.070 M

SI CONSIDERI L'EQUILIBRIO



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\log \frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\log K_a - \log [\text{H}_3\text{O}^+] = \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

equazione di Henderson Hasselbalch

Permette di calcolare il pH di una soluzione tampone quando la percentuale di ionizzazione dell'acido è bassa e può essere trascurata

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{B}]}{[\text{HB}^+]}$$

Per una base

La capacità tamponante è massima quando $[HA] = [A^-]$

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

ma se $[HA] = [A^-] \longrightarrow \log \frac{[A^-]}{[HA]} = 0 \longrightarrow \text{pH} = \text{pKa}$

Un tampone ha la sua massima capacità tamponante quando il pH della soluzione = pKa dell'acido usato per fare il tampone

VERIFICA DELLA CAPACITA' TAMPONANTE

- Si prepara una soluzione tampone a $\text{pH}=7$ e si aggiunge un indicatore che diventa rosa a $\text{pH}>7$
- Si prepara una soluzione acquosa con la stessa quantità d'indicatore
- Entrambe le soluzioni sono incolori
- Si aggiunge una piccola quantità di NaOH ad entrambe

La soluzione tampone rimane incolora poiché la capacità tamponante mantiene il $\text{pH}=7$



La soluzione acquosa diventa fucsia poiché l'aggiunta della base forte porta il $\text{pH} > 7$

Un tampone ha la sua massima capacità tamponante quando il pH della soluzione = pKa dell'acido usato per fare il tampone

Di conseguenza bisogna scegliere acido e base coniugata dipendentemente dal pH della soluzione che si vuole preparare.

NON va bene scegliere un qualunque acido debole!

COME SCEGLIERE?

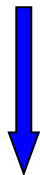
Bisogna scegliere l'acido o la base debole con la pK_a o pK_b di dissociazione il più vicina possibile al pH che si vuole tamponare.

Tolleranza $pH = pK_a \pm 1$

Affinché una soluzione eserciti un potere tampone, il rapporto tra le moli di acido debole e base coniugata devono essere mantenute entro il limite di **10:1** o **1:10**

ESEMPI

pK_a per $CH_3COOH = 4.73$



Tampone usabile per
 $3.70 < pH < 5.70$

pK_a per $NH_3 = 9.27$



Tampone usabile per
 $8.30 < pH < 10.30$

Spesso nelle esperienze di biologia si usa il tampone fosfato (abbreviato **PBS** da Phosphate buffered saline)

è costituito da una soluzione contenente $\text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{Na}_2\text{HPO}_4$

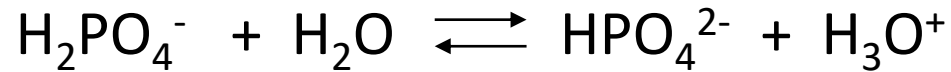
In acqua i due sali si dissociano completamente rispettivamente in:



Le due specie H_2PO_4^- e HPO_4^{2-} sono co-presenti e in equilibrio in soluzione e rappresentano la prima **un acido** e la seconda la **sua base coniugata**.

Si forma dunque una soluzione tampone

equilibrio tra le due specie



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

$$\text{a } 25^\circ\text{C} \quad \text{p}K_a = 7.2$$

Poiché i tamponi hanno massima efficienza quando il pH che si vuole fissare è circa uguale al $\text{p}K_a$ dell'acido, questo tampone è adatto a funzionare a pH fisiologici attorno a 7.

IL NOSTRO ORGANISMO UTILIZZA SISTEMI TAMPONE PER MANTENERE STABILE IL pH NEI VARI DISTRETTI CORPOREI.

I principali tamponi fisiologici sono:

- **bicarbonato** (il più importante a livello extracellulare) $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$
- **fosfato**: $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$
- il sistema delle **proteine** (emoglobina)

Il più importante è il sistema bicarbonato che agisce assieme al rene e al polmone.

TAMPONI FISIOLGICI

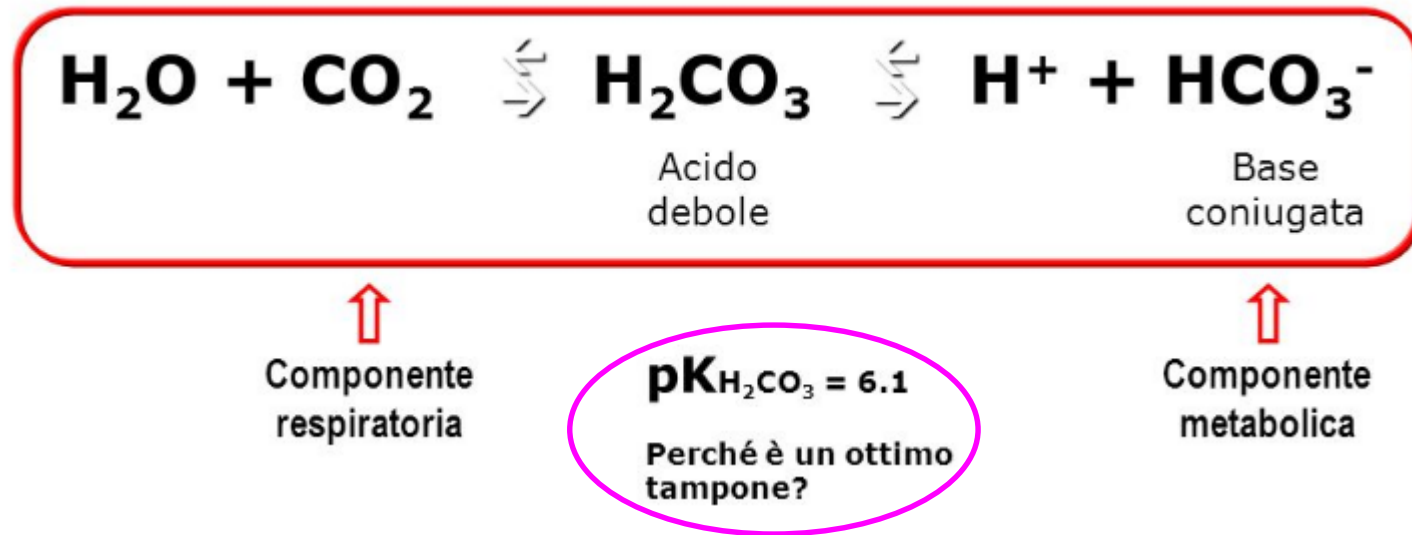
TAMPONE BICARBONATO: ACIDO CARBONICO / BICARBONATO. I tessuti producono continuamente CO_2 , il polmone elimina CO_2 con la espirazione ed il rene elimina HCO_3^- nell'urina. Questi meccanismi mantengono costante il rapporto $[\text{HCO}_3^-] / [\text{CO}_2]$ e conseguentemente il pH del sangue.



TAMPONE FOSFATO: Il sistema tampone $\text{H}_2\text{PO}_4^- / \text{H}_2\text{PO}_4^{2-}$ è importante a livello renale. Il sistema fosfato è anche un ottimo tampone intracellulare.

TAMPONE PROTEICO: HHb/Hb⁻ Il principale tampone proteico del sangue è costituito dall'emoglobina. L'emoglobina è una macromolecola proteica formata da 4 subunità uguali a due a due. Può trovarsi nel sangue nelle forme deossigenata ed ossigenata (parzialmente o totalmente). La concentrazione dell'emoglobina come tampone corrisponde a circa un quinto di quella del sistema $[\text{HCO}_3^-] / [\text{CO}_2]$.

Nel plasma e nei fluidi extracellulari il sistema tampone più importante è il sistema bicarbonato / acido carbonico



Polmoni: la respirazione compensa entro certi limiti eventuali cambiamenti del pH

Rene: modifica l'escrezione o il riassorbimento di bicarbonato; elimina o riassorbe H_3O^+

$[\text{HCO}_3^-] = 0,024 \text{ M}$
 $[\text{H}_2\text{CO}_3] = 0,0012 \text{ M}$
 $\text{pK}_a = 6,1$
 $\text{pH sangue} = 7,4$

tampone sbilanciato!! Ma funziona molto bene più efficace a neutralizzare attacco acido che basico i metaboliti presentano più spesso caratteristiche acide

pH del sangue



morte

acidosi

normale

alcalosi

morte

- 6,7

6,85 e 7,35

7,35 a 7,45

7,45 e 7,95

+ 8

pH ottimale del sangue.

COME SI PREPARA UNA SOLUZIONE TAMPONE

3 metodi

1) Si mescolano le giuste quantità di **acido debole** o **base debole** con il sale appropriato.

Es. **$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$** oppure **$\text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$**

2) Si trasforma una certa quantità di **acido debole** o **base debole** in **sale** per aggiunta rispettivamente di base o acido forte in difetto.

Es. **$\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$** in difetto $\rightarrow$ **$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Na}^+ + \text{H}_2\text{O}$**

oppure

$\text{NH}_3 + \text{HCl}$ in difetto $\rightarrow$ **$\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$**

3) Si trasforma una certa quantità **di sale in acido debole o base debole** per aggiunta rispettivamente di acido forte o base forte in difetto.



oppure



In ogni caso perché il tampone sia efficiente è necessario che si formino quantità di acido e base coniugata in rapporto molare compreso tra 10:1 e 1:10.

Es. di preparazione pratica di una soluzione tampone

- 1) Si scelgono i componenti in base al pH che si vuole ottenere ed alle possibili interazioni tra ioni.
- 2) Si sceglie la **concentrazione assoluta** dei componenti ed **il rapporto delle loro concentrazioni** in base alla forza tamponante e al pH richiesti.
- 3) Si mescolano i componenti nelle giuste proporzioni in un recipiente, diluendoli un po' meno di quanto devono essere diluiti alla fine.

4) Si inserisce nel recipiente un elettrodo a vetro e si controlla il pH della soluzione, che viene eventualmente corretto con l'aggiunta di acidi o basi forti: di solito HCl o NaOH.



5) Una volta raggiunto il pH desiderato, si porta definitivamente a volume in un matraccio tarato o in cilindro graduato in modo da avere la giusta concentrazione dei componenti.

(Il pH non cambia con la diluizione)

MISURA DEL pH



Indicatore universale (cartina al tornasole)

- Facile
- Veloce
- Moderatamente preciso



pHmetro

- Richiede calibrazione
- Relativamente facile e veloce
- Molto preciso

Es. 1

Qual è il pH di un tampone acetato ottenuto mescolando 1.3608 g di $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ (mm = 136.08) con 0.570 mL di CH_3COOH con purezza 99.97%, $d = 1.047 \text{ g/mL}$ e mm = 60.05 se il tutto è portato a $V_{\text{finale}} = 100.0 \text{ mL}$ in un matraccio tarato? pK_a di $\text{CH}_3\text{COOH} = 4.74$

Suggerimento: quando si ha a che fare con soluzioni tampone conviene adoperare l'equazione di Henderson Hasselbalch nella quale i termini del logaritmo possono essere le **concentrazioni** oppure le **moli**. Infatti:

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \quad \text{ma } [\text{M}] = \frac{\text{mol A}^-}{V_{\text{soluz}}}$$

$$\text{quindi } \text{pH} = \text{pK} + \log \frac{\frac{\text{mol A}^-}{V_{\text{soluz}}}}{\frac{\text{mol HA}}{V_{\text{soluz}}}} \quad \text{pH} = \text{pK} + \log \frac{\text{mol A}^-}{\text{mol HA}}$$

Inoltre: il pH di un tampone non dipende dalla sua diluizione

Es. 2

Quanti mL di una soluzione di NaOH 0.500 M devono essere aggiunti a 10 g di un acido debole con $pK_a = 8.075$ e $mm = 157.597$ per ottenere un tampone a pH 7.60 e $V = 250$ mL?

$$pH = pK + \log \frac{\text{mol } A^-}{\text{mol } HA}$$

Es. 3

In quale rapporto in mol devono essere mescolati $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ (mm = 359.14) e KH_2PO_4 (mm = 136.10 g/mol) per ottenere un tampone a $\text{pH} = 7.40$? Quanti g rispettivamente di A^- e di HA devono essere pesati perché il tampone abbia $V = 250 \text{ mL}$ e concentrazione 0.10 M ? pK per la dissociazione di $\text{HA} = 7.20$

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{\text{mol A}^-}{\text{mol HA}}$$

Es. 4

Qual è il pH di un tampone ottenuto mescolando 12.43 g di tris (base debole con $pK = 8.075$ e $mm = 121.136$) con 4.67 g del suo acido coniugato tris idrocloruro ($mm = 157.597$) con $V = 1\text{ L}$?

$$pH = pK + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Se alla precedente soluzione vengono aggiunti 12.0 mL di HCl 1 M, quanto vale il nuovo pH?

L'aggiunta di HCl fa aumentare la $[HA]$ e diminuire la $[A^-]$

L'acqua è un tampone? Resiste alle variazioni di pH indotte dall'aggiunta di un acido o un base?

Qual è il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 12.0 mL di HCl 1.00 M a 1.000 mL di H₂O inizialmente a pH = 7.00?