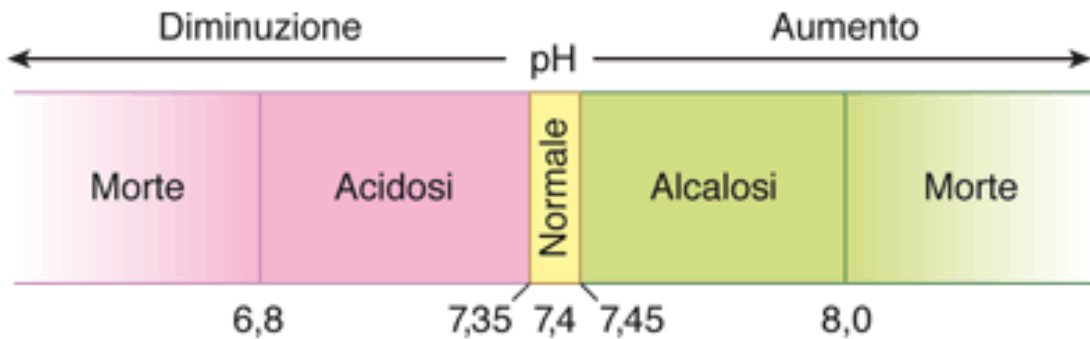


7.5 EQUILIBRIO ACIDO-BASE NEL SANGUE

Il sistema polmonare, oltre a regolare i livelli di O_2 e CO_2 , contribuisce a mantenere l'omeostasi del pH (equilibrio acido-base).



Acidosi plasmatica: $pH < 7.35$

Alcalosi plasmatica: $pH > 7.45$

Stati di acidosi o alcalosi protratti per alcune ore portano a morte. Il nostro organismo non tollera variazioni maggiori di 0.6 unità di pH rispetto al valore normale (7.4) per alcune ore.

I tamponi fisiologici del pH

Il mantenimento del pH a 7.4 avviene per mezzo di tre sistemi tampone:

- 1) Proteine plasmatiche e citoplasmatiche:
albumina e emoglobina deossigenata
 - presenti ad alta concentrazione
 - $pK = 7.4$
 - Sono il sistema più efficace per neutralizzare rapide variazioni di acidi e basi
 - tempi di risposta veloci (secondi-minuti)

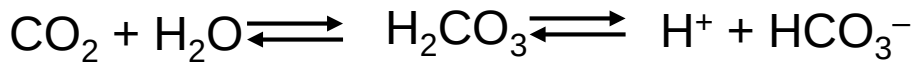
2. Il sistema dei fosfati

- $pK = 6.8$
- Presenti in concentrazione inferiore rispetto alle proteine
- Meno efficienti nel tamponare il pH in un breve periodo
- Vantaggio: sistema aperto controllato dal rene, permette non solo di tamponare il pH ma di regolarlo scambiando i prodotti con l'esterno
- Tempo di risposta: giorni

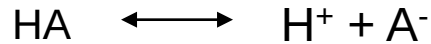
3. Il sistema acido carbonico-bicarbonato:

- $pK = 6.1$
- Presenti in concentrazione inferiore (rispetto alle proteine)
- Meno efficienti nel tamponare il pH in un breve periodo
- Vantaggio: sistema aperto controllato dal sistema respiratorio e rene, permette non solo di tamponare il pH ma di regolarlo scambiando i prodotti (CO_2 , HCO_3^-) con l'esterno
- Tempo di risposta: ore





Utilizzando l'eq. di Hasselbach:



La costante di equilibrio (**K**) (costante di dissociazione per la coppia acido-base) per la reazione precedente è:

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

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

$$\begin{aligned} -\text{Log} [\text{H}^+] &= \text{pH} = -\log K + \log([\text{A}^-] / [\text{HA}]) = \\ &= \text{pK} + \log([\text{A}^-] / [\text{HA}]) \end{aligned}$$

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

$$[\text{H}_2\text{CO}_3] \propto [\text{CO}_2] \quad \text{pK} = 6.1$$

$$\text{pH} = 6.1 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]}$$

$$\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]} = 20$$

$$\text{pH} = 6.1 + \log 20 = 6.1 + 1.3 = 7.4$$

$$\text{pH} = 6.1 + \log 20 = 6.1 + 1.3 = 7.4$$

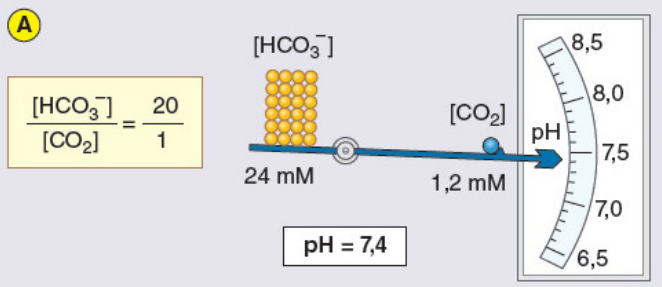
- Il pH del sangue è fissato dal rapporto

$$\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]} = 20 \quad (\text{pH}=7.4)$$

Se aumenta HCO_3^- , causa aumento del pH

Se invece aumenta CO_2 , il pH diminuisce

- Il pH può essere regolato dai valori assoluti del bicarbonato e CO_2 o dal loro rapporto.



Il sistema tampone
 $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$

regola il pH
scambiando CO_2 con
l'ambiente esterno

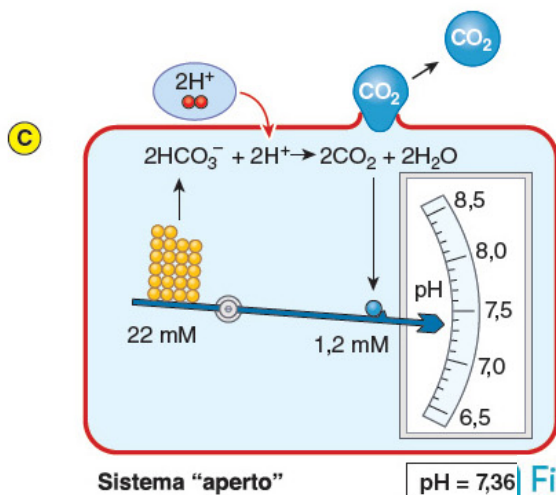
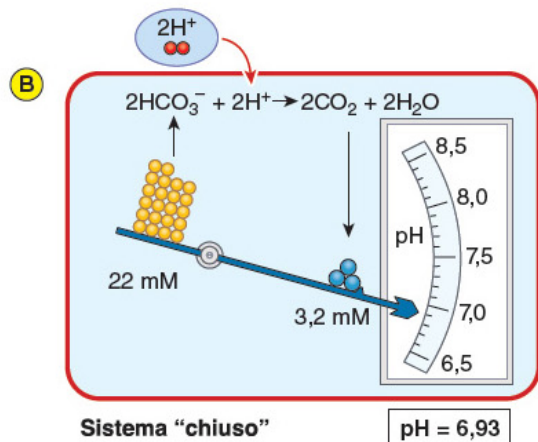
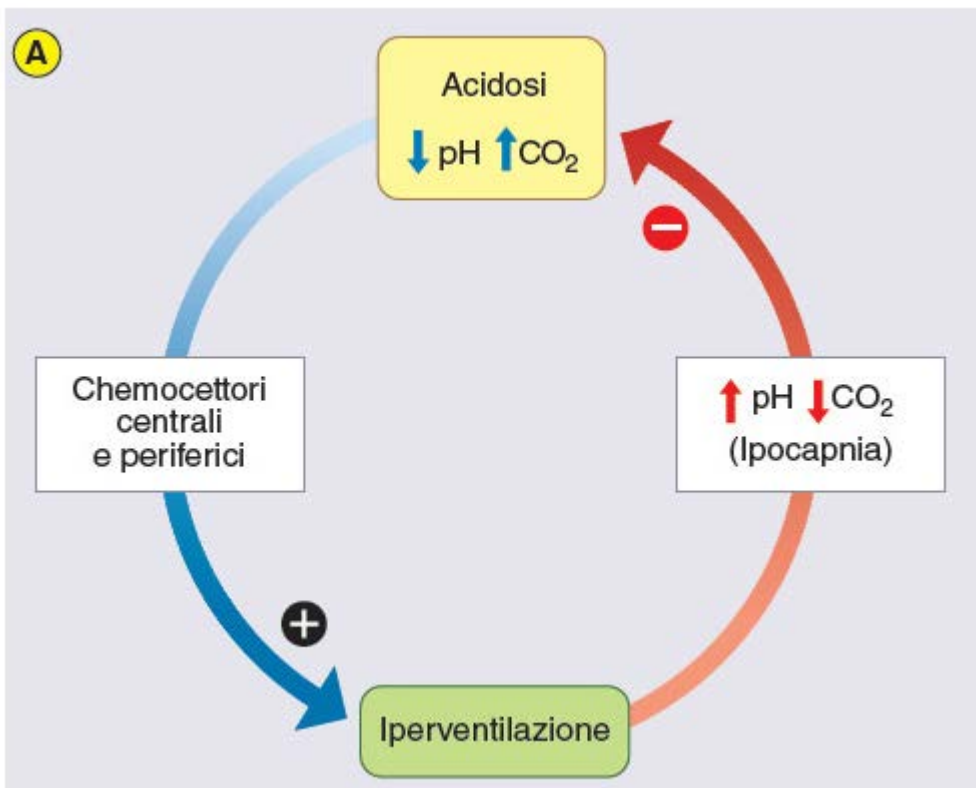
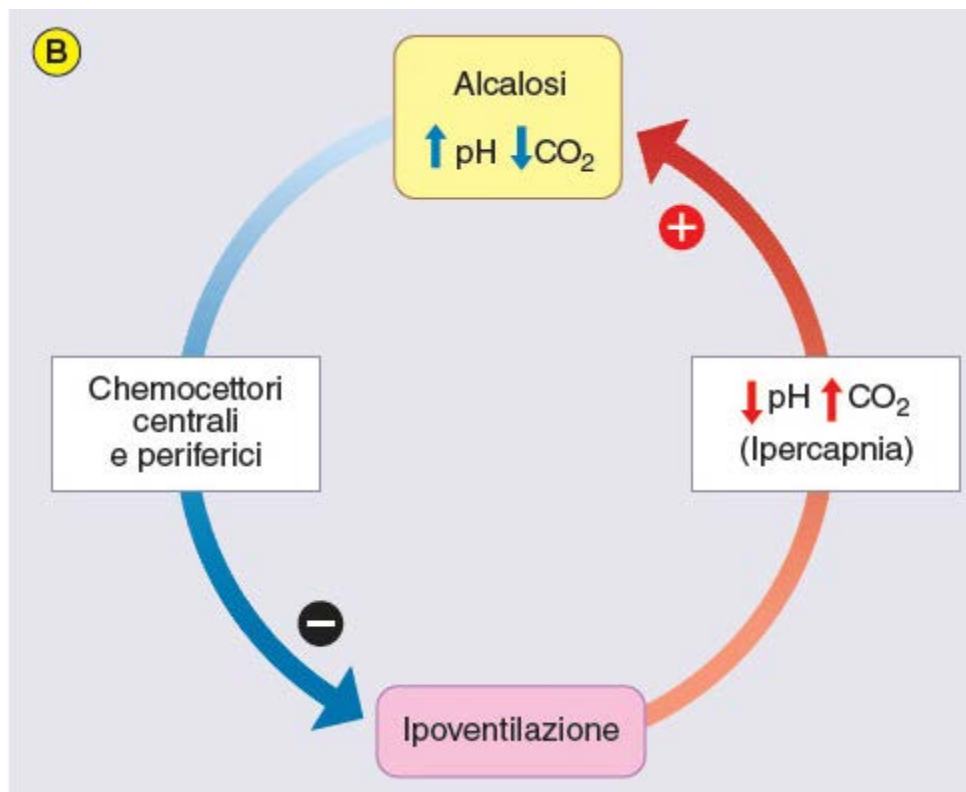


Figura 39.12 Compensazione del pH durante uno stato di acidosi metabolica. **(A)** Sono indicate le concentrazioni di HCO_3^- e CO_2 normali (24 e 1,2 mM). Il pH normale è 7,4, come indicato dalla freccia. **(B)** L'aggiunta di 2 mM di H^+ in un sistema "chiuso" riduce la quantità di HCO_3^- (22 mM) e aumenta la CO_2 (3,2 mM). Il pH si abbassa a 6,93. **(C)** In un sistema "aperto", l'aggiunta di 2 mM di H^+ produce la stessa quantità di CO_2 (2 mM) che però viene scambiata con l'esterno, lasciando inalterata la concentrazione normale di CO_2 (1,2 mM). Il pH risale a 7,36.



La risposta inizia a livello dei chemocettori che stimolano in via riflessa i centri della ritmogenesi inducendo ipoventilazione o iperventilazione a seconda che il pH aumenti o diminuisca.



cause dell'acidosi metabolica

- intensa attività fisica, fatica muscolare (acido lattico)
- diabete mellito (acidi dal metabolismo dei lipidi)
- insufficienza renale (accumulo di H^+ nel plasma)
- diuretici inibitori dell'anidrase carbonica (minor riassorbimento di HCO_3^-)

cause dell'alcalosi

- vomito (perdita di HCl)
- aldosterone (secrezione renale di H^+)
- assunzione di sali alcalini ($NaHCO_3$)