

Ospedale «Sacro cuore di Gesù» - Fatebenefratelli - Benevento
Dipartimento di Medicina
U. O. C. di Medicina Interna
Direttore: Dott. Francesco Sgambato

Autori: Dott. Francesco Sgambato, Dott. Sergio Prozzo.

L'equilibrio acido-base non è un tema ostico.

KEY WORDS: ACID-BASE IMBALANCE, BICARBONATE, HENDERSON, HASSELBALCH, pH, [H⁺], LOGARITHMS, ACID-BASE EQUILIBRIUM.

INDIRIZZO : via Appia Antica 356
81028 – S. Maria a Vico (Caserta)
E-MAIL : sgambato@ lycos.it
sergioprozzo@inwind.it

Novembre, 2002

Riassunto:

L'Equilibrio Acido-Base non è un tema ostico, anche se i Medici vi si avvicinano con grandi difficoltà, determinate dalla errata impostazione nell'approccio iniziale durante la formazione giovanile.

Il modello finora adottato per la didattica di questo importantissimo capitolo della Medicina ha sempre scoraggiato anche quelli animati da buona volontà, in quanto il tema è stato reso complicato dall'equazione di Henderson-Hasselbalch (utilizzata per l'insegnamento) e dalla conseguente presenza dei logaritmi, che hanno reso difficile la iniziale comprensione, creando la ben nota avversione.

Si può apprendere, invece, questo argomento, con molta più facilità, senza l'utilizzo dei logaritmi, che hanno solo contribuito a complicare la materia ed il relativo apprendimento. In effetti nell'organismo non ci sono i logaritmi della concentrazione idrogenionica, ma ci sono solo gli idrogenioni, né l'organismo sa calcolare i logaritmi (come la maggior parte di noi medici).

I nostri nemici, quindi, sono gli idrogenioni e dobbiamo imparare ad affrontarli con padronanza culturale, perché il loro mantenimento nel range normale costituisce uno degli elementi più importanti ai fini della conservazione della vita, tanto da far dire che l'equilibrio acido-base rappresenta l'equilibrio degli equilibri, la cui conoscenza è indispensabile nella clinica medica pratica.

L' EQUILIBRIO ACIDO-BASE NON E' UN TEMA OSTICO.

INTRODUZIONE

“L'uomo è eternamente in bilico alla perenne ricerca di un equilibrio”.

Ogni nostra funzione vitale è legata a tre equilibri fondamentali: l'equilibrio acido-base, l'idro-elettrolitico (ionico) e quello osmolare, inscindibili tra loro e materia basilare per la cultura medico scientifica e, quindi, per la comprensione dei meccanismi fondanti preposti alla conservazione della vita.

L'equilibrio acido-base può essere definito **l'equilibrio degli equilibri** perché alla fine di tutte le attività metaboliche è quello che mantiene nella norma le funzioni più vitali e più indispensabili alla sopravvivenza.

Eppure è uno degli argomenti più trascurati nella nostra formazione universitaria e professionale. Tutti ammettono la sua fondamentale importanza nella fisiologia e nella patologia umana, ma molti evitano accuratamente di approfondirne lo studio.

In effetti i medici si comportano verso l' E.A.B. come “i cattolici verso la Bibbia: ne hanno un grande rispetto e questo rispetto lo dimostrano standone il più lontano possibile” (Paul Claudel, scrittore francese).

Il tema non è di facile approccio ma, di per sé, non è “ostico” né deve essere ritenuto “riservato a pochi esperti”. Esso “**è stato reso ostico**” quando hanno introdotto i logaritmi, mentre è stato piacevole scoprire che, **per noi medici**, quei logaritmi non erano indispensabili e che potevamo capire ugualmente bene quell'argomento senza ricorrere ad un percorso così complicato.

LA PRODUZIONE DI ACIDI

L'organismo umano, per effetto del suo metabolismo, produce acidi in continuazione.

I vari metabolismi (protidico, glicidico e lipidico), attraverso le diverse tappe metaboliche producono, come traguardo finale, tre sostanze : ammoniaca (NH_3), acqua (H_2O) e anidride carbonica (CO_2) oltre alla generazione di energia (ATP).

Ogni giorno vengono prodotte dai nostri processi metabolici 15.000-20.000 mMoli di CO_2 che vengono poi escrete dai polmoni.

Inoltre una normale dieta provoca la formazione di 50-100 mEq di H^+ nelle 24 ore. Basti pensare, infatti, semplicemente che l'acqua potabile, proveniente dal rubinetto, non ha pH 7, bensì pH 5 (l'acqua pura ha pH 7); il latte ha pH 6,6; la coca-cola ha pH 2,8; **la soluzione fisiologica ha pH 7,04; la soluzione glucosata ha pH 4,55.**

La maggiore preoccupazione del corpo umano, quindi, è quella di difendersi dalla acidità, perché egli normalmente produce idrogenioni (H^+ , acidi) e non ossidrilioni (OH^- , basi), per cui l'acidosi è molto più frequente dell'alcalosi.

La produzione di idrogenioni avviene in condizioni normali (fisiologiche), mentre l'alcalinità si crea solo per una situazione di patologia. Non bisogna dimenticare che l'idrogeno è l'atomo presente in maggiore abbondanza nelle cellule e che la maggiore quota dell'idrogeno è sotto forma di acqua.

IL RAZIONALE DEI TAMPONI

Gli acidi prodotti normalmente, però, prima di raggiungere gli organi emuntori, passano nel sangue e questo passaggio, dalla produzione alla eliminazione, deve avvenire senza modificare la normale concentrazione idrogenionica.

E questa è la più sorprendente qualità dei nostri sistemi omeostatici, come espresso da Henderson L.J. già nel 1908: **“The most significant and the most conspicuous property of blood is the extraordinary ability to neutralize large amounts of acids or bases without losing its neutral reaction”**.

(“La più importante e la più evidente proprietà del sangue è la sua straordinaria abilità nel neutralizzare larghe quantità di acidi o basi senza perdere la sua reazione neutra”).(1)

La concentrazione degli idrogenioni deve oscillare, nella norma, intorno a 0,00004 mEq/L, (corrispondenti a 40 nanoM/L e ad un pH di 7,40) e variazioni di questi numeri possono alterare tutti i processi metabolici.

Sorensen S. P. L. (1868-1939), infatti, dimostrò, nel 1909, che **“la normale concentrazione dello ione idrogeno è un fattore essenziale in tutti i processi biologici”** ed introdusse e definì il concetto di pH.(2)

Le difese contro le variazioni della concentrazione idrogenionica si basano su tre differenti sistemi (i tamponi, i polmoni ed i reni) con diversi tempi di intervento (Tab. 1):

Difese contro le variazioni della $[H^+]$	
	<u>Tempo di azione</u>
1) Sistemi tampone acido-base	Frazioni di secondo
2) Polmoni: Ventilazione	1-15 minuti
3) Reni: eliminazione di urina acida o alcalina	ore-giorni

Tab. 1

Lo stesso Sorensen introdusse anche il concetto di Buffer (tampone) riferendosi ai respingenti (ammortizzatori) delle carrozze ferroviarie che servono ad ammortizzare gli urti immediati ed, infatti, i sistemi tampone corporei (Tab. 1) entrano in azione nel giro di frazioni di secondo.

I SISTEMI TAMPONE	
Bicarbonati / acido carbonico	65 %
Proteinati / proteine	35 %
Emoglobinati / emoglobina	< 1 %
Fosfato bibasico / fosfato monobasico	< 1 %

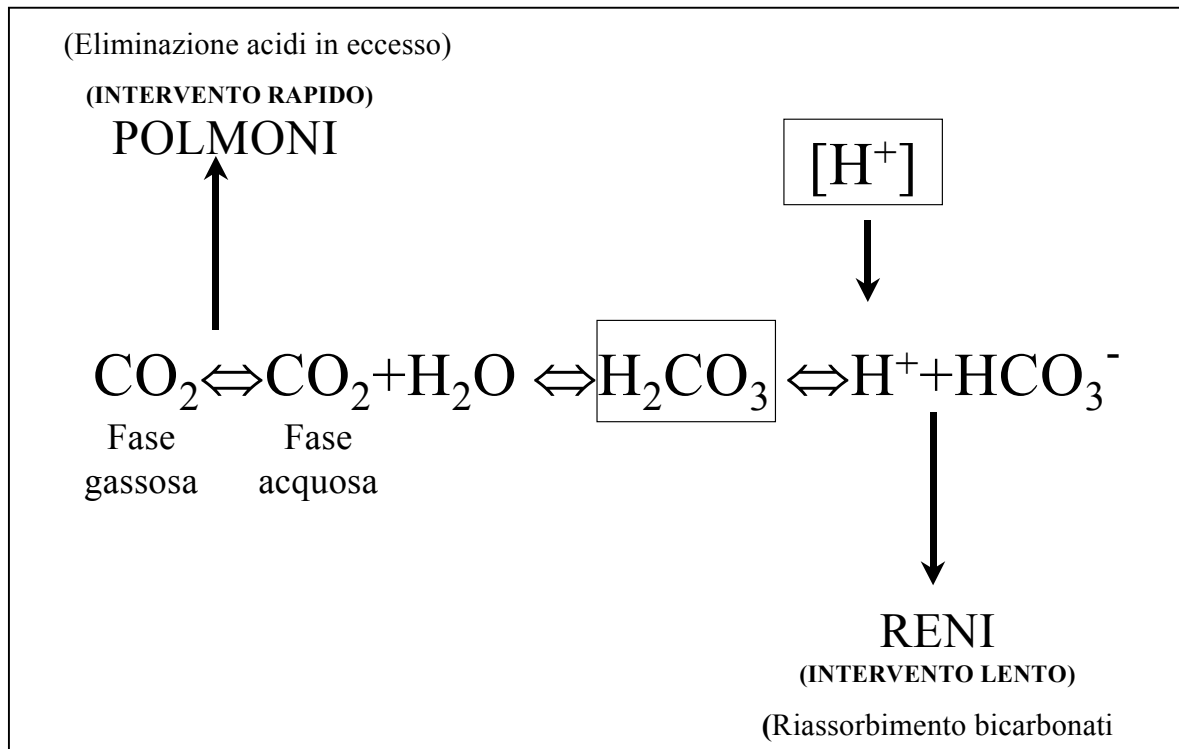
Tab. 2

Il sistema tampone bicarbonato/acido carbonico è il più importante per tre motivi fondamentali :

- uno, perché è presente in quantità maggiori rispetto agli altri;(Tab. 2)
- due, perché è il più ubiquitario (fluido interstiziale, plasma, eritrociti, cellule, ossa);(Tab. 3)
- tre, perché è l'unico sistema che ha due vie di sfogo: una, rapida, attraverso i polmoni trasformandosi in CO₂ (che viene eliminata immediatamente in pochi minuti) e l'altra trasformandosi in bicarbonato ed idrogenioni, i quali ultimi vengono eliminati con il rene (Tab. 4).

Sistemi tampone Compartimenti	Ac. Carbonico	Fosfati	Proteine	Hb
	Bicarbonato			
Fluido Interstiziale	X			
Plasma	X	X	X	
Eritrociti	X	X		X
Cellule	X	X	X	
Ossa	X	X		

Tab. 3



Tab. 4

Il fondamentale segreto del suo successo è che l'acido carbonico è l'unico (tra tutti i sistemi tampone) ad avere una scappatoia all'esterno trasformandosi in qualche cosa di volatile (CO_2), mentre l'acqua residua non ha più valore dal punto di vista dell'equilibrio acido-base.

Il rene collabora bene, però è più lento ad entrare in azione, ed impiega almeno 8-12 ore solo per dare inizio alla sua azione (se fosse solo per il rene moriremmo tutti nelle fasi acute).

Una volta avviato il suo compenso, però, esso rimane stabile ed il suo contributo è determinante, in quanto se non ci fosse nel rene il recupero dei bicarbonati si assisterebbe al loro completo consumo in pochi giorni

I sistemi tampone corporei, infatti, sono presenti nell'ordine di 2.400 mMoli/L, mentre gli acidi prodotti nelle 24 ore (volatili e non volatili) sono 15.000-20.000.(Tab. 5)

ACIDI PRODOTTI NELLE 24 ORE	
Volatili	Non volatili
15 - 20.000 mEq	80 mEq
Acido carbonico (H ₂ CO ₃)	Acido solforico Acido urico Acido fosforico Acido lattico Acido citrico Chetoacidi
Sistemi tampone corporei totali 2.400 mEq	

Tab. 5

Questa discrepanza tra acidi prodotti nelle 24 ore (15-20.000 mEq) e totale dei sistemi tampone corporei (2.400 mEq) fa intuire la necessità che i tamponi siano continuamente rinnovati nel corso della giornata. Ed a questa funzione è deputato il rene con la sua attività di rigenerazione e riassorbimento dei bicarbonati.

Ai tamponi organici (basi) è affidato il ruolo di emergenza ed istantaneità dell'intervento, al polmone spetta il compito di eliminare gli acidi volatili (CO₂) ed al rene compete quello di eliminare gli acidi fissi e di recuperare i bicarbonati.

Gli H⁺ liberi in effetti sono in concentrazioni estremamente basse, nell'ordine di 0,00004 mEq/L (se esprimiamo questo valore in nanoEq/L esso corrisponde a 40):

L'EQUAZIONE DI HENDERSON

Laurence J. Henderson (1878-1942), abituato a studiare i sistemi biologici dal punto di vista matematico e fisico-chimico, elaborò (1908) la sua famosa "equazione", descrisse i sistemi tampone del sangue e li caratterizzò matematicamente: (1)

$$[H^+] = K \frac{[H_2CO_3]}{[HCO_3^-]}$$

La formula esprime chiaramente il concetto che la concentrazione degli idrogenioni è espressa dal rapporto fra l'acido carbonico (H₂CO₃) ed i bicarbonati (HCO₃⁻) in base ad una costante K che, nel caso specifico, è numericamente 800.

In fondo, però, l'acido carbonico non è altro che una CO₂ disciolta in acqua (CO₂ + H₂O = H₂CO₃) e tra le due sostanze (anidride carbonica ed acido carbonico) vi è una correlazione

perfettamente lineare in base alla legge di Henry : “La quantità di un gas fisicamente disciolto in una soluzione è direttamente proporzionale alla sua pressione parziale”.

In base a questa correlazione il numeratore della equazione di Henderson può essere espresso anche solo come pCO_2 e questo semplifica di molto le cose perchè, in pratica, essa può essere facilmente misurata.

L'equazione di Henderson può, quindi, essere espressa anche in questo altro modo (formula):

$$[H^+] = K \frac{pCO_2}{HCO_3^-}$$

Dal momento che a regolare la pressione dell'anidride carbonica è deputato il polmone ed a regolare la concentrazione del bicarbonato è deputato il rene, possiamo concludere che (formula):

$$[H^+] = \frac{\text{Polmone}}{\text{Rene}} = \frac{\text{Componente respiratoria}}{\text{Componente metabolica}}$$

In condizioni patologiche questo equilibrio si rompe e si hanno le alterazioni acido-base, isolate o miste: se aumenta la pCO_2 , per una patologia polmonare, si avrà un aumento degli idrogenioni e quindi una **acidosi** di origine **respiratoria**; se diminuisce la pCO_2 diminuiscono gli idrogenioni e si avrà una **alcalosi respiratoria**.

Se diminuiscono i bicarbonati (al denominatore) si avrà un aumento degli idrogenioni liberi e, di conseguenza, una **acidosi** di origine **metabolica**; se aumentano i bicarbonati, diminuiscono gli idrogenioni liberi e si avrà una **alcalosi metabolica**.

IL CONCETTO DI COMPENSO

In termini numerici, il mantenimento della concentrazione idrogenionica nel range di normalità dipende dal rapporto fra una parte di acido carbonico (1,2 mEq/L) e venti parti di bicarbonato (24 mEq/L) (Fig. 1), con la costante di dissociazione (K) uguale ad 800. L'acido carbonico, come abbiamo visto, può essere espresso anche come pCO_2 (40 mmHg che moltiplicati per il coefficiente di solubilità 0,03 danno appunto 1,2) (Figura 1).

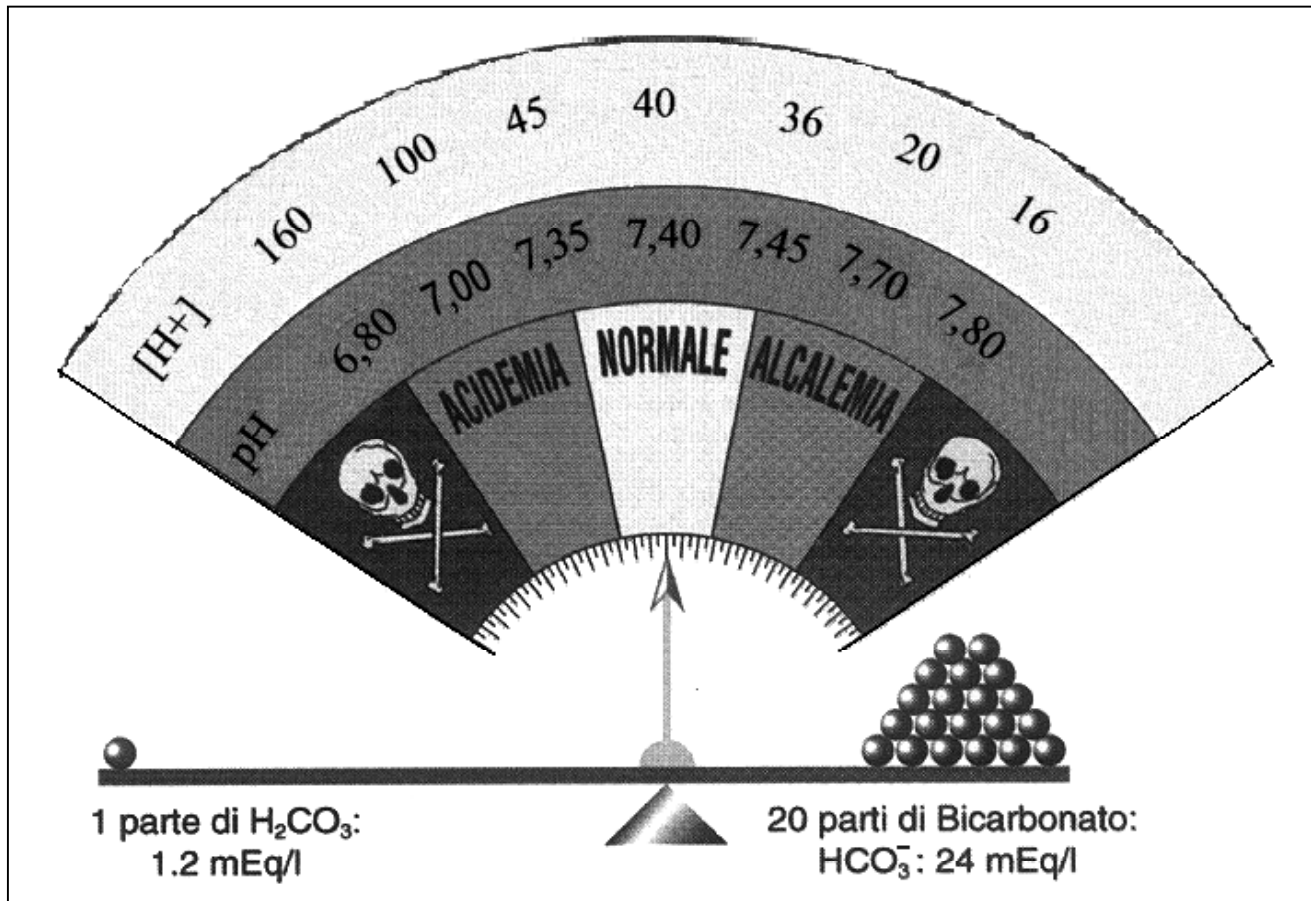


Figura 1

La condizione di equilibrio (cioè la concentrazione idrogenionica normale) è data da un rapporto 1 : 20 tra i due piatti della bilancia, cioè tra numeratore e denominatore. Se questo rapporto viene mantenuto, la concentrazione idrogenionica rimarrà normale, indipendentemente dai valori numerici presenti al numeratore e al denominatore : se essi aumentano (o diminuiscono) in maniera corrispondente, il risultato della frazione rimane costante :

$$7 = 14/2 \text{ ma anche } 21/3 = 7$$

Questo fatto ci aiuta a capire che, nella lettura dell'emogasanalisi, è importante leggere bene entrambi i valori della pCO_2 e dei bicarbonati, mentre non è affidabile leggere solo il pH o la sola concentrazione idrogenionica, che possono essere fallaci.

Questo è il razionale del "compenso": per esempio, se ho una quantità eccessiva di H^+ , devo eliminarli per ritrovare le condizioni di equilibrio, oppure posso temporaneamente aumentare la quantità di bicarbonati. In questo caso l'equilibrio deve poi essere ripristinato mediante l'eliminazione definitiva degli idrogenioni :

- o incorporati sotto forma di H_2O
- o combinati al tampone fosfato od ai tamponi organici (acidità titolabile)
- o sotto forma di ioni ammonio (NH_4^+) principalmente NH_4Cl .

Quando il disturbo primario è metabolico scatta il meccanismo di compenso respiratorio dei polmoni che, con l'iperventilazione, regola la fuoriuscita di CO_2 .

Quando il disturbo primario è respiratorio scatta il meccanismo di compenso metabolico del rene, che interviene regolando la escrezione di ioni idrogeno ed il riassorbimento dei bicarbonati.

I COMPENSI ATTESI O PREVISTI

I compensi avvengono secondo rapporti numerici ben codificati nella pratica clinica e, per questo motivo, vengono chiamati “**compensi attesi**” ovvero già previsti (Tab. 6) e calcolabili.

COMPENSO RENALE E RESPIRATORIO AI DISTURBI PRIMARI DELL'EQUILIBRIO ACIDO-BASE NELL'UOMO			
DISORDINE	ALTERAZIONE PRIMARIA	RISPOSTA COMPENSATORIA PREVISTA	LIMITI
Acidosi metabolica	↓ [HCO ₃]	Diminuzione di 1,2 mmHg della pCO ₂ per ogni mEq/l di caduta dei bicarbonati [HCO ₃]	10-15 mmHg
Alcalosi metabolica	↑ [HCO ₃]	Aumento di 0,7 mmHg della pCO ₂ per ogni mEq/l di aumento dei bicarbonati [HCO ₃]	55 mmHg
Acidosi respiratoria	↑ pCO ₂		
- Acuta		Aumento di 1 mEq/l dei bicarbonati [HCO ₃] per ogni 10 mmHg di aumento della pCO ₂	30 mEq/l
- Cronica		Aumento di 3,5 mEq/l dei bicarbonati [HCO ₃] per ogni 10 mmHg di aumento della pCO ₂	45 mEq/l
Alcalosi respiratoria	↓ pCO ₂		
- Acuta		Riduzione di 2 mEq/l dei bicarbonati [HCO ₃] per ogni 10 mmHg di diminuzione della pCO ₂	18 mEq/l
- Cronica		Riduzione di 4 mEq/l dei bicarbonati [HCO ₃] per ogni 10 mmHg di diminuzione della pCO ₂	12-15 mEq/l

Tab 6

Per es. in un'acidosi acuta, dovuta a causa respiratoria, è **previsto** un aumento di 1 mEq di bicarbonati per ogni 10 mmHg di aumento della pCO₂, mentre nella forma cronica è **atteso** l'aumento di 3,5-4 mEq di bicarbonati per ogni 10 mmHg di aumento della pCO₂.

Se i valori reali, riscontrati dall'emogasanalisi, si discostano da quelli “attesi” è necessario ipotizzare la presenza di una ulteriore patologia oltre a quella respiratoria apparentemente primaria.

DALLA SEMPLICITA' DI HENDERSON ALLA COMPLESSITA' DI HASSELBALCH

Come si può vedere dalla mia relazione, finora, per capire i fondamentali dell' equilibrio acido-base, non abbiamo parlato della equazione di Henderson-Hasselbalch, per cui, **per noi medici**, è possibile studiare questo argomento anche senza i logaritmi.

Uno dei prossimi lavori che conto di scrivere sarà : “La colpa è tutta del pH. Se non lo inventavano, forse, per noi medici, era meglio”.

L'equazione di Henderson (1909) che non presenta logaritmi, già esprimeva benissimo tutti i rapporti esistenti all'interno del complesso sistema acido-base

Poi Bjerrum N. (1879-1958, Professore universitario di Veterinaria ed Agricoltura) introdusse i logaritmi in questa equazione e Hasselbalch K. A. (1874-1962) vi apportò (1917) il concetto di pK e li trasferì in Chimica, in Biochimica e poi anche in Medicina. Nacque, così, quella che nel mondo universitario veterinario e dell'agricoltura viene ricordata come equazione di Bjerrum ed in campo medico è diventata la famigerata equazione di Henderson-Hasselbalch (3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11, 12, 13, 14, 15).

Da allora siamo stati indotti a seguire una via impervia, sicuramente non pratica e non facilmente percorribile da tutti e, come i ciechi di Bruegel (Museo di Capodimonte, Napoli), siamo caduti proprio nel fossato uno dietro l'altro .

Non dico una eresia se attribuisco a questa formula (ed a questo modo di cominciare lo studio di questo argomento) la responsabilità del mancato entusiasmo di chi si avvicina a questo tema. Infatti conosciamo bene, tutti noi, la cordiale antipatia dei medici per le formule chimiche, quale retaggio che ci trasciniamo dietro dai tempi universitari. Nella nostra scelta professionale pensavamo di dover visitare i pazienti, auscultare i cuori, palpare i fegati, percuotere i toraci, ovvero sia di confrontarci con qualche cosa di “umano”, ma non immaginavamo di dover avere a che fare con logaritmi, frazioni, formule chimiche, etc...

Lo studio dell'equilibrio acido-base può fare riferimento, invece, alla sola equazione di Henderson ed ai due schemi esemplificativi correlati (Tab.4 e Fig. 1).Tra l'altro la lettura dell'equazione di Henderson (Fig 7) consente di capire subito che più alta è la pCO₂, più alta è la concentrazione idrogenionica, con un rapporto diretto e lineare.

Al contrario con la formula di Hasselbalch bisogna fare i ragionamenti all'inverso : se aumenta la pCO₂ diminuisce il pH, il che significa che aumentano gli idrogenioni.

Equazione di Henderson
$[H^+] = K \frac{[pCO_2]}{[HCO_3^-]}$
Equazione di Henderson-Hasselbalch
$pH = pK + \log \frac{[HCO_3^-]}{[pCO_2]}$

Tab. 7

Questo, a mio giudizio, crea ulteriore fastidio e confusione, quando poi il vero nemico da cui difendersi non è il pH ma sono gli idrogenioni.

Nell' organismo non ci sono i logaritmi della concentrazione degli idrogenioni ma ci sono gli idrogenioni, né l'organismo sa calcolare i logaritmi (come anche la maggior parte di noi medici).

E, d'altronde, gli elettrodi dell' emogasanalizzatore misurano la concentrazione idrogenionica che, solo dopo, viene tramutata in pH con un ulteriore calcolo, che si potrebbe evitare.

Per tali motivi mi sono convinto che gli addetti all'equilibrio acido-base (come gli "equilibristi") sono stati abituati a stare con la testa in giù ed i piedi per aria, praticamente vivono e ragionano, costantemente, in senso inverso. Basti pensare, tra l'altro, che chiamano "eccesso base" quello che è in realtà un "difetto" di basi.

Io non capisco perché ci dobbiamo complicare la vita ma, certo, vi è stato qualcuno che ha cominciato e tutti siamo andati indietro senza riflettere, probabilmente perché il nome del propositore era altisonante e straniero.

In effetti tutta la terminologia utilizzata è ingombrante, come già scrivevano molti anni fa (1963) Narins e Schwartz : "Noi evitiamo l'uso dei termini "bicarbonati standard" ed "eccesso basi" perché essi non aggiungono alcunchè di valore pratico e semplicemente espandono il sempre crescente lessico dell' equilibrio acido-base".(5) (15)

Vi immaginate cosa sarebbe successo se, a proposito del diabete, non ci avessero insegnato che la glicemia dipende dall'azione del glucagone e quella dell'insulina (Formula):

$$\text{Glicemia} = \frac{\text{glucagone}}{\text{insulina}}$$

ma ci avessero detto che il pGluc (logaritmo negativo in base 10 della concentrazione di glucosio) è dato dal pK (logaritmo negativo in base 10 della costante di dissociazione) più il logaritmo della concentrazione dell'insulina fratto la concentrazione del glucagone (equazione successiva) :

$$pGluc = pK + \log \frac{[Insulina]}{[Glucagone]}$$

Se qualcuno l'avesse, poi, chiamata **equazione di Sgambatalch** (nome altisonante e straniero), avremmo corso il rischio di ritrovarcela sui libri di testi e sono sicuro che nessuno di noi avrebbe studiato e capito anche il diabete.

Al contrario l'equilibrio acido-base è un argomento semplice se studiato con l'equazione di Henderson senza i logaritmi e memorizzato con tre schemi. (Tab. 4 e fig. 1), praticamente con un atteggiamento non da **equilibristi** ma da **equilibrati**. Infatti dall'equazione di Henderson si deduce che, (formula)

$$\left[H^+ \right] = \frac{\text{polmone}}{\text{rene}}$$

cioè, come in natura, il polmone nella formula di Henderson Hasselbalch sta sopra e il rene sta sotto.

IL NUMERO MAGICO 40

Ad ulteriore conferma di quanto asserito, guardando le prossime tabelle e figure, possiamo vedere la correlazione esistente tra le concentrazioni degli idrogenioni espresse in nanoEq ed i corrispondenti valori di pH. Nell'ambito delle oscillazioni tra 7,1 e 7,6 di pH la correlazione è pressocchè lineare ; solo al di sotto del valore di 7,1 la curva comincia ad avere una impennata esponenziale (Tab 8 e Fig. 2).(15, 16, 17)

Relazione tra pH arterioso e concentrazione di H ⁺ nell'organismo umano	
pH	[H ⁺] nmol/L
8,00	10
7,90	13
7,80	16
7,70	20
7,60	26
7,50	32
7,40	40
7,30	50
7,20	63
7,10	80
7,00	100
6,90	125
6,80	160

Tab. 8

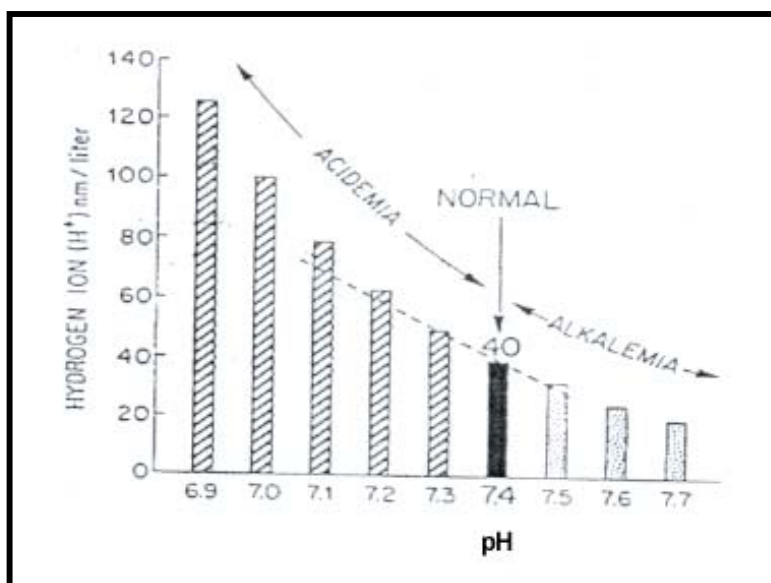


Fig. 2 (da Narins, 1980) (15)

Se ci atteniamo al range dei valori di pH ancora compatibili con la vita, da 6,8 a 7,8, vediamo che, in fondo, i valori di concentrazione idrogenionica oscillano solo da 16 a 160, facilmente memorizzabili come multipli di 4; anzi possiamo notare che al valore normale di pH 7,40 corrisponde il valore 40 di concentrazione idrogenionica.

Come altro semplice elemento mnemonico, possiamo notare che ai valori di pH di 7,0 e di 8,0 corrispondono rispettivamente valori di 100 e di 10 della concentrazione idrogenionica.

In ogni caso, nella fascia compatibile con la vita, la correlazione è pressochè lineare, per cui **in ambito umano di interesse medico**, non esiste la necessità di commutare la concentrazione idrogenionica in valori logaritmici.(18, 19)

Anche l'apparente ostacolo, costituito dal valore decimale (0,00004 mEq/L) esprimente la concentrazione normale, estremamente bassa, degli idrogenioni liberi, viene superato se tale parametro viene espresso in termini di nano-Equivalenti per ogni Litro (nEq/L), nel qual caso, come abbiamo visto, corrisponde a 40.

E questo numero, se ci si pensa bene, è molto comune nell'ambito dell'equilibrio acido-base ed idro-elettrolitico, come si può vedere dalla tabella 9 (21).

Numero magico			
pH	=	7,40	
[H ⁺]	=	40	nEq/l
		0,00004	mEq/l
pCO ₂	=	40	mmHg
pO ₂	=	40	mmHg
		sangue venoso misto	
Na ⁺	=	140	mEq/l
K ⁺	=	4,0	mEq/l

Tab. 9

Con una sola fava si prendono molti piccioni e, in ambito didattico, si può avere un centro di gravità permanente.

Questo nuovo modo di affrontare l'argomento semplifica di molto l'apprendimento e di conseguenza, anche la pratica clinica.

Sono convinto che in tal modo l'equilibrio acido-base diventerà un tema piacevole ed appassionante, cui tutti i medici e gli internisti in particolare si dedicheranno con piacere nell'interesse dei propri malati.

D'altronde l'equilibrio acido-base, quello idro-elettrolitico e quello osmolare sono strettamente intercorrelati fra di loro (Fig. 3) e non possono mancare nel bagaglio culturale di fondo del medico clinico.

Da alcuni anni me ne sono convinto e chi viene a Benevento, al nostro Seminario, comincia a fare altri proseliti quando torna nel suo ambiente di lavoro.

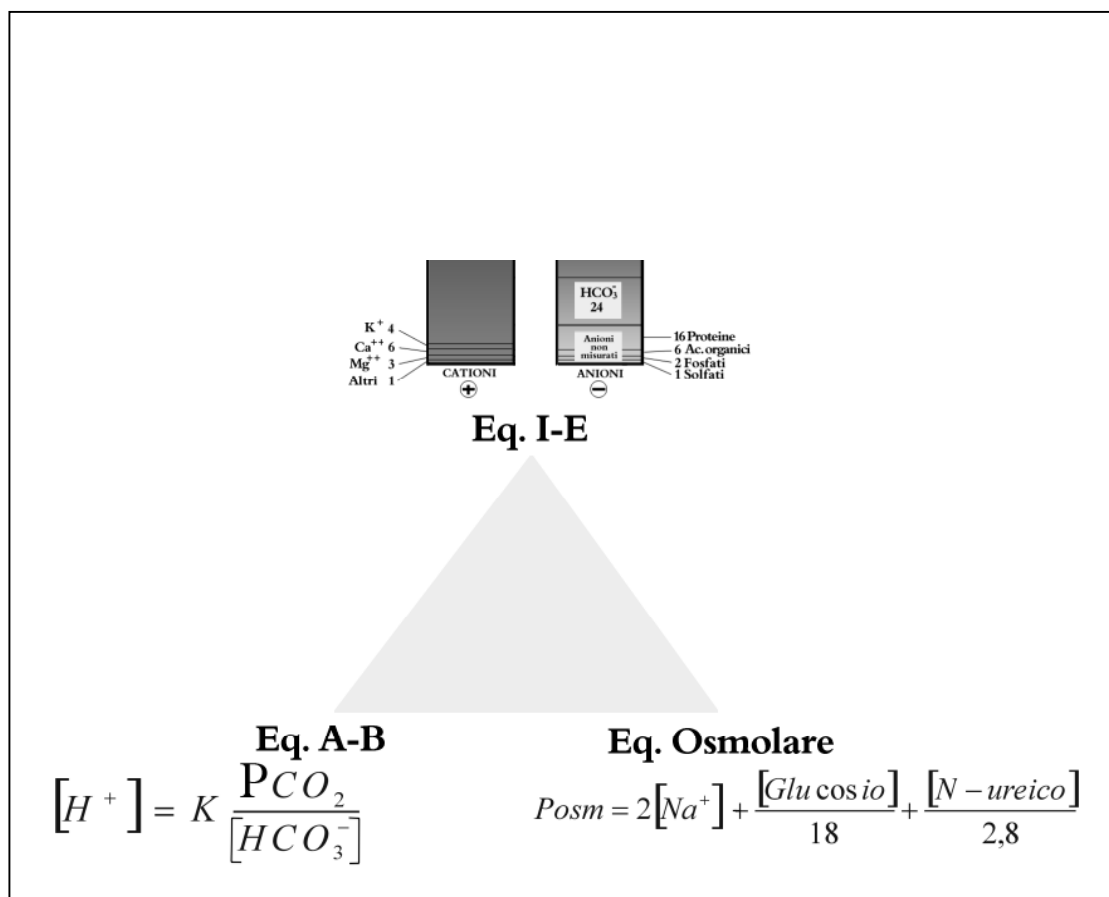


Figura 3

CONCLUSIONI

Le nostre proposte operative finali sono le seguenti :

- 1) a scopo didattico (universitario e non) non bisogna adoperare l'equazione di Henderson-Hasselbalch
- 2) l'avvio allo studio deve cominciare con la sola equazione di Henderson (senza logaritmi)
- 3) a scopo mnemonico possono bastare la Tab. 4 e la Fig. 1.
- 4) in ambito industriale le aziende produttrici di emogasanalizzatori devono cominciare ad aggiungere sui referti il valore della concentrazione idrogenionica $[H^+]$ (espressa in nanoEquivalenti) prima del valore del pH.

In definitiva, noi dobbiamo convincerci che nell'equilibrio acido-base le cose veramente importanti sono solo tre: gli idrogenioni, i bicarbonati e la $p\text{CO}_2$. Il resto è tutto una sovrastruttura che qualcuno ha messo in piedi, in buona fede, senza accorgersi che complicava la vita alla gente.

Questo nuovo modo di studiare l'EAB, collegato all'equilibrio idro-elettrolitico ed osmolare, rende l'approccio meno ostico e ci fa rendere conto meglio, che, nella nostra attività lavorativa quotidiana, non c'è nulla di quello che facciamo routinariamente che non includa o non interferisca su queste materie. Tutte considerazioni che fanno di questo tema un argomento di cui dobbiamo occuparci per forza.

Bibliografia:

- 1) Henderson L.J.: The Theory of neutrality regulation in the animal organism. Am. J. Physiol. Vol.21: 427,1908.
- 2) Sorensen S.L.: Enzymstudien. II. Uber die Messung und die Bedeutung der Wasserstoffionenkonzentration bei enzymatischen Prozessen. Biochem. Z. Vol. 21: 131,201, 1909.
- 3) Hasselbalch K. A.: Die Berechnung der Wasserstoffzahl der Blutes aus der freien gebundenen Kohlensäure desselben, und die Sauerstoffbindung des Blutes als Funktion der Wasserstoffzahl. Biochem. Z. Vol.78: 112, 1916.
- 4) Huckabee W.E.: Henderson vs. Hasselbach. Clin Res, Vol. 9: 116-119, 1961.
- 5) Schwartz W.B., Relman A.S.: A critique of the parameters used in the evaluation of acid-base disorders. N. Engl. J. Med. Vol.268, 1382-1388, June 1963.
- 6) Bates R.G.: Determination of pH. Theory and Practice. London, John Wiley & Sons, Inc., 1964.
- 7) Kassirer J.P. e Bleich H.L. : Rapid estimation of plasma carbon dioxide tension from pH and total carbon dioxide content. N. Eng. J. Med., Vol. 272, N. 20, 1067-1068, May 1965.
- 8) Lennon E.J., Lemann J. Jr.: Defense of Hydrogen Ion Concentration in Chronic Metabolic Acidosis. A New Evaluation of an Old Approach. Ann. Inter. Med. Vol.65, N.2: 265-274, August 1966.
- 9) Hills A.G., Reid E.L.: pH defended (Letter), Ann. Inter. Med., Vol.65, N.5: 1150-1151, Nov. 1966.
- 10) Lennon E.J., Lemann J. Jr: Is pH Defensible? (Comment), Ann. Inter. Med., Vol.65, N.5: 1151-1152, Nov. 1966.
- 11) Hills A.G., Reid E.L.: More on pH. Ann. Inter. Med., Vol.66, N.1: 238-239, Jan. 1967.
- 12) Flenley D.C.: Another non-logarithmic acid-base diagram? The Lancet, Vol.1: 961-965, May 8, 1971.
- 13) Seeman P.: The pH Concept. Science, Vol. 177: 835-836, Sept. 8, 1972.
- 14) Butler T.C.: pH:Another View. Science, Vol. 179: 854-855, March 2, 1973.
- 15) Narins R.G., Emmett M.: Simple and mixed acid-base disorders: a practical approach. Medicine – Analytical reviews. Vol. 59, N.3, 161-187, May 1980.
- 16) Vulterini S.: Le basi fisiopatologiche dell'equilibrio acido-base. Il policlinico – Sezione pratica, Vol. 101, N.21, 720-752, Nov. 1994.
- 17) Rose D.B.: Fisiologia clinica dell'equilibrio acido-base e dei disordini elettrolitici. Mc Graw-Hill Libri Italia, Milano 1995.

- 18) Mc Ging P.G. e Donohoe J : Time to reassess the term “base excess” for negative acid-base balance. (Letter), Intensive Care Med., 23:797, 1997.
- 19) Sgambato F.: Un nuovo teorema. Ovverosia può la filosofia napoletana essere applicata all’equilibrio acido-base? Ah saperlo, saperlo. Eur. Resp. News, Anno III, N 2, 45-48, Apr-Giu 1995.
- 20) Sgambato F.: Corollario terapeutico al nuovo teorema: cosa pensereste di un marito che, per far scappare l’amante impigliata nella finestra, chiamasse la moglie in soccorso? Eur. Resp. News, Anno III, N 3, 49-51, Lug-Set 1995.
- 21) Atti del 5° Seminario “Equilibrio acido base ed idro-elettrolitico”. Edizione Incontri al Fatebenefratelli. Benevento 1998.
- 22) Atti del 9° Seminario “Equilibrio acido base ed idro-elettrolitico”. Edizione Incontri al Fatebenefratelli. Benevento 2002.