

La Oxygen Window

...ma guarda che sto OW con buona pace del Corrado che ha fatto un pregevole quanto inutile lavoro divulgativo (...), si puo' spiegare in tre parole: la bolla contiene ossigeno, l'ossigeno viene metabolizzato e quindi la bolla si sgonfia. Tutto qua. Che 'ce vole,' na laurea per capire' ste cose?

*Confucio
(it.hobby.scuba, 28/11/2003)*

La Oxygen Window

La *oxygen window* (finestra dell'ossigeno) è certamente uno degli ossi duri dei subacquei avanzati e tek. Se ne parla spesso in termini molto differenti, vuoi come un toccasana a quel che i software non sarebbero in grado di fare, vuoi come un fenomeno più o meno misterioso che però ha un bel nome ad effetto e che quindi è bene mettere in mezzo alla conversazione ogni volta che sia possibile. In realtà, si tratta di un argomento di difficile comprensione le cui implicazioni subacquee sono più lontane di quanto potrebbe sembrare dal complesso di fenomeni che si nasconde dietro il nome. La citazione in apertura (espressa con intento scherzoso quindi da me accettata) evidenzia che alla fin fine il succo della faccenda è molto semplice. Ma questa semplicità si raggiunge dopo che l'argomento è stato compreso, il che è tutt'altra cosa. Ecco di seguito come conquistare la semplicità.

La difficoltà per comprendere la OW sta nella struttura dei concetti di base somigliante a un percorso di guerra, con tanti piccoli ostacoli (ovvero, argomenti) che sommati ne costituiscono uno solo ma di un certo impegno. L'unico modo di affrontare argomenti articolati è quello di predisporci tutti i pezzi necessari, un po' come quando si costruisce una casa; si preparano a parte il cemento, i ferri, tegole, infissi eccetera, poi si mette tutto assieme. Allo stesso modo faremo ora; il problema è che fino a quando non avremo messo assieme tutti i pezzi del mosaico avrai la sensazione di non stare capendo dove voglio arrivare. Questo è normale, sicché abbi pazienza e, per il momento, mira alla comprensione di un argomento per volta, anche se per un bel tratto di cammino ciascun argomento ti sembrerà scorrelato dal resto.

LA SOLUBILITA'

Il primo pezzo del mosaico è il concetto di *solubilità*, ovvero una misura di quante molecole di un certo gas possono essere accolte da una certa quantità di liquido a una certa temperatura. La figura 1 mostra due gas diversi che premono sulla superficie di un liquido. Ingrandisci la figura e conta le molecole sovrastanti il liquido. Sono 12 molecole per ciascun gas, e se ripeti il conteggio per le molecole nel liquido, trovi due valori diversi, rispettivamente 7 e 3 molecole. Il gas a cui corrisponde il maggior numero di molecole è quello più solubile in quel certo liquido. Devi ora pensare che quelle 12 molecole sovrastanti "rappresentano" la pressione parziale di quel gas, facciamo 10 bar. Se la raddoppiassimo (20 bar), avremmo 24 molecole sovrastanti e 14 dissolte nel liquido; questa "proporzionalità" di comportamento è abbastanza ben verificata nella realtà per i nostri scopi subacquei. Fin qui, mi pare, non si sono grossi problemi. Un punto capitale di tutta la faccenda è renderci conto che è possibile il ragionamento inverso, ovvero immaginiamo un'altra disposizione sperimentale in cui tutte le molecole si trovino dissolte nel liquido e al di sopra vi sia il vuoto. Immediatamente, le molecole inizieranno ad abbandonare il liquido dando luogo a quella che per noi altro non è che la pressione parziale del gas (che, ripeto, prima era tutto dissolto). Sappiamo forse che si stabilisce un equilibrio tale che ad esempio in un secondo uno stesso numero di molecole lasciano il liquido e altrettante passano in soluzione. A quel punto la pressione parziale del gas non aumenta più. Chiediamoci ora come ci aspettiamo che cambino le cose in dipendenza dalla solubilità. Evidentemente, se il gas è molto solubile esso tenderà a non abbandonare il liquido; questo vuol dire che poche molecole andranno a finire nello spazio sovrastante, ovvero la pressione parziale che si instaura al di sopra del liquido sarà piccola. Viceversa, se il

gas è molto poco solubile, esso abbandonerà facilmente il liquido dando luogo a una pressione parziale più elevata del caso precedente.

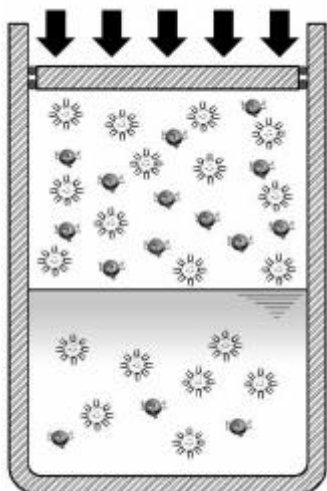


Fig. 1 – Due gas diversamente solubili

I GAS METABOLICI

Che ci importa di quanto sopra, ai nostri fini? Immaginiamo di essere dentro una bolla immersa in un tessuto; la superficie della bolla si comporta come la superficie del gas nel nostro pistone, e il ruolo dello spazio sovrastante è ricoperto dal volume della bolla (pensaci sù, immaginati in una bolla e vedrai che sembrerà ovvio). Se nel tessuto è dissolto un gas poco solubile dobbiamo aspettarci che ne entri parecchio nella bolla dove siamo noi, ovvero la sua pressione parziale sarà relativamente alta; viceversa nel caso opposto. Ebbene, il metabolismo consuma ossigeno e restituisce anidride carbonica; possiamo pensare in prima approssimazione che per ogni molecola di O_2 ne venga restituita una di CO_2 (in realtà solo l'80% dell' O_2 viene "restituito" come CO_2). Dal momento che la CO_2 è molto più solubile rispetto all'ossigeno (circa 25 volte) accade che la perdita di pressione parziale di ossigeno dovuta al consumo metabolico non è compensata da un uguale aumento di pressione parziale della CO_2 . Questa è la genesi della oxygen window.

VOLUME E SUPERFICIE

Armati ora di carta e matita e segui i ragionamenti della figura 2. Ci interessa moltissimo sapere come variano il volume e la superficie di un cubo al variare del lato, e la cosa migliore è fare alcune prove con diversi valori del lato. Per un cubo di lato 1 (metri o centimetri o quant'altro tu voglia) il volume è 1 mentre siccome i lati sono 6 la superficie è 6, da qui in poi facciamo in centimetri. Possiamo dire che un volume pari a 1 cm^3 ha a disposizione 6 cm^2 per scambiare con l'esterno qualcosa all'interno, ovvero che il rapporto tra superficie e volume è $6\text{ cm}^2/\text{cm}^3$. Con un cubo di lato 2 cm abbiamo un volume pari a 8 cm^3 e una superficie pari a 6 volte 2×2 , ovvero 24 cm^2 . Stavolta il rapporto è pari a $3\text{ cm}^2/\text{cm}^3$, che si legge "centimetri quadri per centimetro cubo". Ancora, con un lato pari a 3 cm , il rapporto scende a $2\text{ cm}^2/\text{cm}^3$ (ti consiglio caldamente di rifare tutti i calcoli per convincerti). Ora, ti domanderai perché ti abbia fatto tutto questo ragionamento. Per darti una prima risposta, immagina che i vari cubi presi in considerazione siano caldi e chiediamoci quanto velocemente si raffredderanno; la risposta è che un cubo si raffredda tanto più rapidamente quanto più è piccolo. Infatti il cubo

di lato 1 cm ha 6 cm² per ogni cm³ per scambiare il calore, mentre quello di lato 3 cm ha solo 2 cm² per ogni cm³ di volume. Questo spiega ad esempio perché radiatori e termosifoni hanno tante alette sottili nella loro struttura; ma centinaia sono le cose spiegabili in questi termini; per fare un altro esempio, prendi la statura dei nordeuropei, mediamente più alta di noi mediterranei. In modo opposto all'esempio del termosifone, un corpo grande perde calore con difficoltà il che è auspicabile in un clima freddo, non trovi? Da ultimo, mi fa notare "Gianky" Moreschi (dei VVF smz. e quindi competente in entrambi i campi) che gli incendi si spengono tanto meglio quanto più l'acqua è finemente nebulizzata e penso, quanto ad esempi, di averli convinti. Osserviamo ora la figura 3, in cui è rappresentato l'andamento della superficie specifica di un cubo (la grandezza che abbiamo utilizzato fin qui) in funzione del lato; per forme diverse da quella cubica cambiano lievi dettagli della curva, ma l'andamento generale è sempre lo stesso. Notiamo di sfuggita che per corpi via via più grandi la superficie specifica tende a zero. E ora l'ultimo passetto di questa sezione. Tutto quel che abbiamo visto si applica ugualmente bene a una bolla che scambia gas con il liquido che la circonda. Poco, anzi assolutamente nulla importa che abbiamo ragionato su un cubo; si potrebbe dimostrare con un po' di geometria che quanto sopra vale per qualsiasi oggetto a tre dimensioni, bolla compresa quindi. Ne segue che una bolla piccola ha una elevata superficie di scambio rispetto al suo volume e quindi modifica rapidamente le sue dimensioni (a seconda che assorba o perda gas); viceversa per una bolla grande. Detta in altri termini ancora: *se una bolla sta perdendo gas, abbiamo tutto l'interesse che sia piccola* affinché ne perda altro e così via in quello che è un vero e proprio "effetto valanga". Ora, il prossimo tassello.

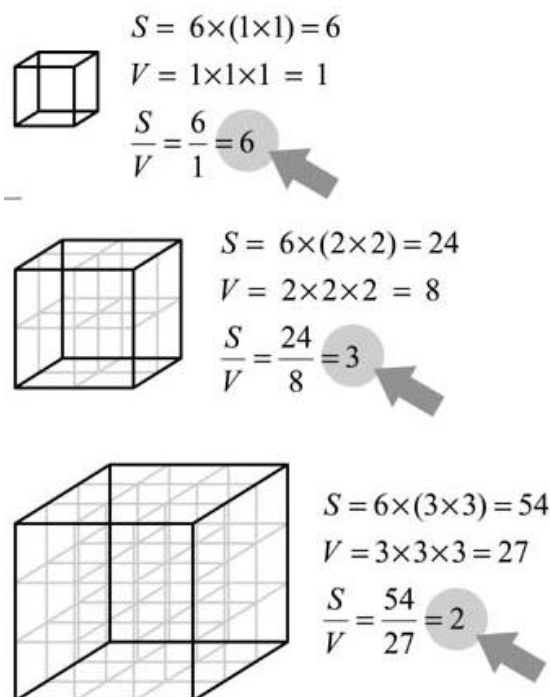


fig. 2

LA LEGGE DI LAPLACE

Questa forse la conosci già ma non sarà male spenderci due parole. Come si può sia verificare che prevedere teoricamente, all'interno di una bolla la pressione è sempre maggiore di quella del liquido in cui è immersa. Questo è dovuto al fatto che le molecole hanno sempre in

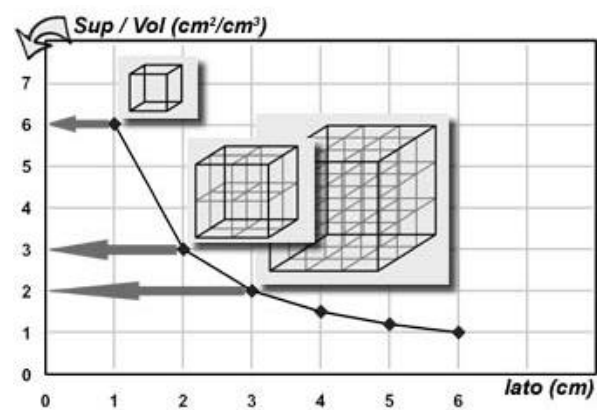


fig. 3

qualche misura una dissimmetria di carica elettrica che le fa interagire tra loro. Prendiamo ad esempio la molecola d'acqua; come si vede in fig. 4, la molecola di H₂O ha la carica negativa spostata sull'atomo di ossigeno perché l'ossigeno fa di tutto per catturare due elettroni che, in questo caso, prende ciascuno da un atomo di idrogeno. Siccome vale il classico "il negativo attira il positivo e viceversa" ecco che globalmente le molecole d'acqua hanno una certa mutua coesione, e pure abbastanza forte. Si calcola che se non esistesse questo tipo di interazione elettrostatica, l'acqua bollirebbe alla temperatura di circa -80 gradi, hai letto bene, meno ottanta. Normalmente queste forze si fanno equilibrio, e infatti non si è mai vista l'acqua in un bicchiere agitarsi spontaneamente. Ma sulla superficie di una bolla è diverso e conto molto sulla figura 5 più delle parole. Dalla parte dell'interno della bolla non ci sono molecole d'acqua e tutto va come se ogni molecola della superficie venisse "tirata" da una coppia di elastici o, meglio, infinite coppie, una per paio di molecole disposte sulla superficie. Il risultato netto è una forza diretta verso l'interno, ovvero quella che noi "vediamo" come pressione. Sempre dalla figura possiamo dedurre che questa pressione deve aumentare al rimpicciolire della bolla e in effetti accade proprio così. Nella figura 6 vediamo l'andamento di tale differenza di pressione in funzione del raggio; i valori effettivi dipendono principalmente dalla natura delle molecole del liquido e si esprimono in termini di valori della cosiddetta *tensione superficiale* detta amichevolmente "gamma". Notiamo due cose.

1. Con i valori tipici di gamma per l'acqua e le dimensioni tipiche delle bolle coinvolte nelle faccende decompressive, la legge di Laplace si fa "sentire" per bolle veramente molto piccole.
2. Ricorda che stiamo parlando di differenze, ovvero se la legge di Laplace fa prevedere una differenza di 3 bar per una certa bolla, vuol dire che se fuori ci sono 10 bar, nella bolla ce ne sono 13; se fuori ce ne sono 50, dentro ce ne saranno 53 e così via.

Anticipando un poco quel che diremo oltre, un aspetto sorprendente della legge di Laplace è che stando alle migliori teorie di cui disponiamo, il suo ruolo nelle cose decompressive è molto minore di quanto si ritenesse. Ne riparlamo tra non molto.

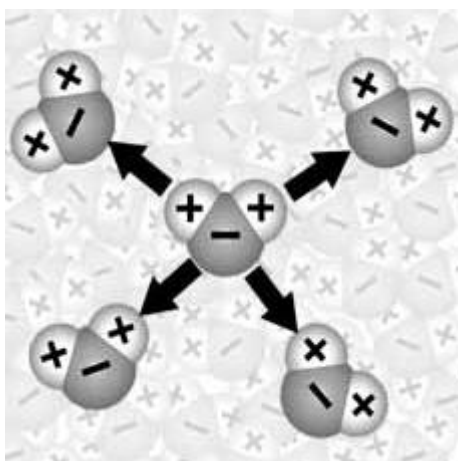


fig. 4

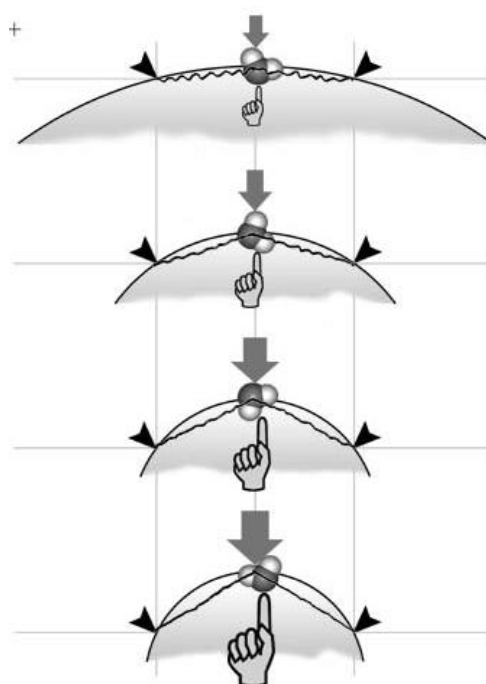


fig. 5

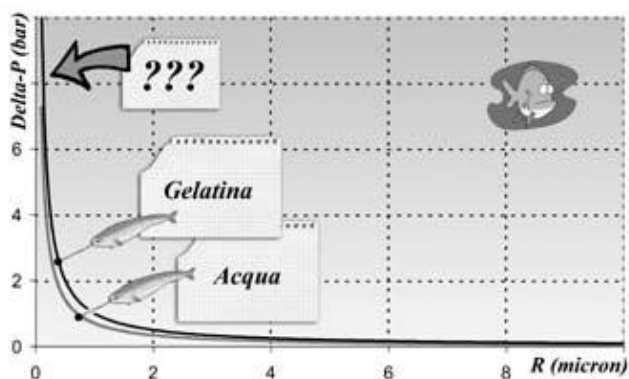


fig. 6

I GAS NELL'ORGANISMO

No, nulla di imbarazzante, lettore, intendo piuttosto parlarti del viaggio che compiono i gas metabolici e inerti nell'organismo, per fissare le idee dall'inizio di un atto inspiratorio. Prima di iniziare, è necessaria qualche parola sulla misura delle pressioni. In fisiologia respiratoria la fanno da padrone i millimetri di mercurio (*mmHg*) e come sappiamo 760 *mmHg* fanno un'atmosfera. Ma è bene sapere che la questione delle unità di misura della pressione è un vero delirio di unità, ce ne sono più o meno venti. Tra tutte e per quel che ci interessa è importante anche il kilopascal (*kPa*) che è un centesimo di bar. Nelle figure che seguono (eccetto la 7, in cui ci sono percentuali dei gas e tra parentesi le pressioni in *mmHg*) a ogni valore in *mmHg* segue tra parentesi il valore in *kPa*.

Riguardo l'inizio del nostro viaggio, facciamo l'ipotesi (che manterremo per il seguito salvo avviso contrario) che l'aria ventilata sia composta al 21% di O₂ e al 79% di N₂; trovi poi un po' di valori nella figura 7 che spero si commenti da sé. La cosa che più ci interessa in questo inizio viaggio è che già a livello tracheale tra i gas è presente il vapor d'acqua con 47 *mmHg*, valore che ci accompagnerà ovunque come vedremo. Sappiamo che il gas raggiunge gli alveoli e qui l'emoglobina del sangue lega l'ossigeno mentre, contemporaneamente, la CO₂ viene ceduta. Nella figura 8 possiamo vedere le pressioni parziali corrispondenti. Interessante notare che la pressione parziale del vapor d'acqua "occupa" un po' di spazio e costringe – per la legge di Dalton – tutti gli altri gas a ridurre in proporzione le proprie pressioni parziali. Per esempio l'azoto passa da 601 *mmHg* a 570 *mmHg*. Nella figura 9 troviamo le pressioni parziali rispettivamente alveolari, arteriose e venose; si vede bene che:

1. la Pp dell'ossigeno diminuisce un po' a causa dello shunt, ovvero il fatto che parte dei vasi non attraversano gli alveoli e quindi l'ossigenazione diminuisce;
2. la Pp dell'ossigeno diminuisce e contemporaneamente quella della CO₂ aumenta dal distretto arterioso a quello venoso, a causa del metabolismo.
3. la Pp dell'azoto non cambia, perché supponiamo di essere all'equilibrio al livello del mare.

Come vediamo, a causa di tutto il discorsetto sulla differente solubilità dei gas, la somma delle pressioni parziali di tutti i gas dissolti diminuisce dal distretto arterioso a quello venoso. Ebbene, una delle tante definizioni formali della oxygen window in letteratura medica è: **la OW è la differenza tra la somma di tutte le tensioni parziali arteriose e quelle venose**; per i nostri scopi tale definizione può andare più che bene ma se ne possono dare altre (per esempio, nella prossima figura 11 la OW è definita come la differenza tra pressione idrostatica totale e la somma delle Pp dei gas venosi). Nota che finché siamo negli spazi aerei

(alveoli e bolle) le barre rappresentano vere e proprie pressioni parziali, mentre nei distretti arterioso e venoso, si tratta di tensioni, ovvero "pressioni di gas dissolto".

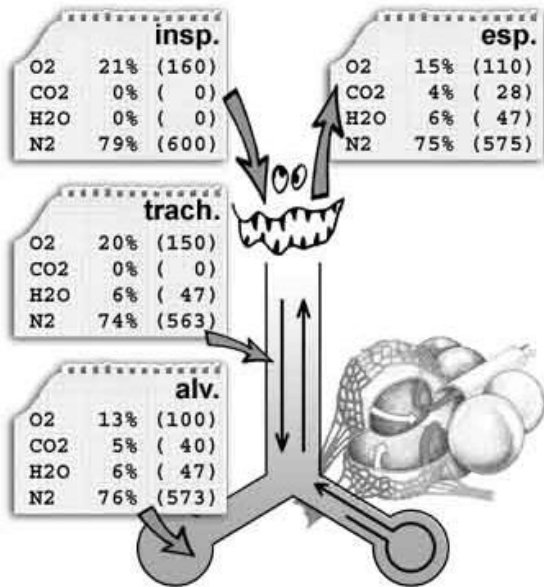


fig. 7

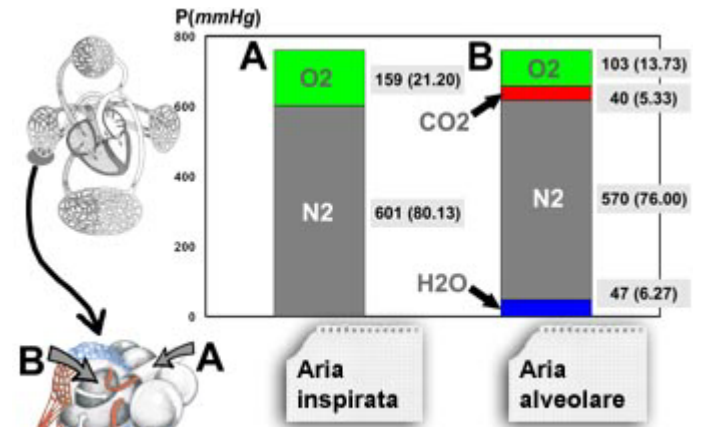


fig. 8

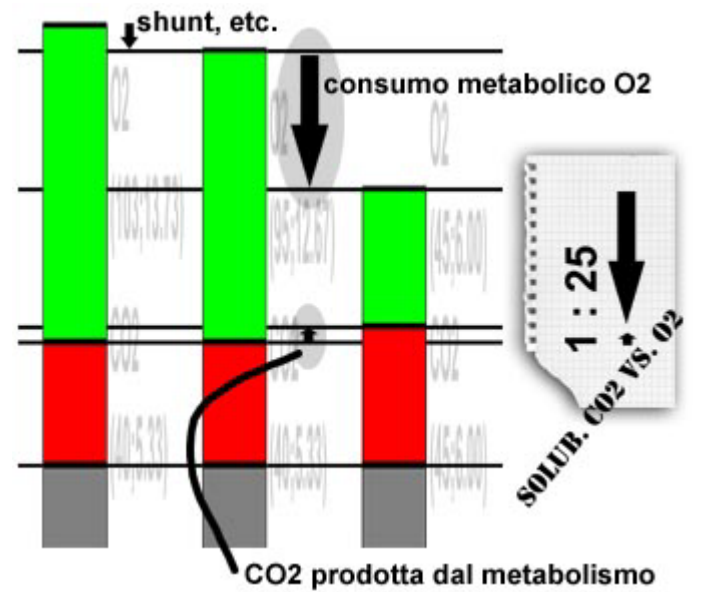


fig. 9

DIGRESSIONE: LA OW IN RELAZIONE ALLA SATURAZIONE DELL'EMOGLOBINA

Se per caso hai già letto qualche trattazione della O.W. potrai rimanere sorpreso dal fatto che in questa esposizione io consideri "accessorio" quello che in realtà è effettivamente uno dei pilastri della faccenda. In effetti, la O.W. viene spesso esposta partendo dalla curva di saturazione dell'emoglobina. Al proposito, visto il già grande numero di figure di questa pagina, ti suggerirei di cercare qualche notizia sull'argomento; esistono tanti siti e se digiti le opportune parole chiave (es. "curva saturazione emoglobina") su un motore di ricerca, trovi un sacco di roba. Dò dunque per nota a grandi linee la curva in alto in figura 10 e le nozioni

fondamentali che ne sono alla base. Consideriamo ora il consumo di ossigeno di un certo organo; in fisiologia è comune misurarlo in millilitri di O₂ sottratto da ogni decilitro di sangue, quest'ultimo contenente convenzionalmente 15 gr/dl di emoglobina. Questo valore (grossomodo 4.5 mlO₂/dl) si chiama *estrazione arteriovenosa*, nome spero abbastanza esplicativo. Ebbene, l'estrazione arteriovenosa dipende essenzialmente dal tipo di organo ed è elevata per quelli che consumano molto ossigeno, tra cui il cervello, più bassa per altri organi. Ma – questo è importante - dipende poco da tanti altri fattori al punto che la possiamo considerare costante al variare della Pp(O₂) inspirato. Possiamo ora immaginare le due rette orizzontali che si spostano e intercettano la curva mantenendo la loro distanza "in verticale" corrispondente alla (costante) estrazione arteriovenosa. Il segmento individuato dalle loro proiezioni sull'asse orizzontale rappresenta la differenza tra Pp(O₂) arteriosa e quella venosa, in altre parole, siccome le Pp degli altri gas sono costanti, una misura della oxygen window. Possiamo ora comprendere che vuol dire "chiudere" la OW. Questo avviene quando si respira O₂ ad alte pressioni e quindi ci si sposta sul tratto a bassa pendenza della curva di saturazione, tratto corrispondente al trasporto dell'ossigeno per via della sua solubilità e non più in quanto legato all'emoglobina ormai satura. Smanettando un poco con carta e matita vediamo che appena si raggiunge la parte piatta della curva, la proiezione orizzontale (ovvero, la misura della OW) raggiunge un valore massimo che non aumenta più anche se si aumenta la Pp(O₂). Non appena la OW non aumenta più vuol dire che l'emoglobina non può più legare O₂ e quindi il trasporto della quantità eccedente avviene per il "normale" meccanismo fisico della soluzione. Interessante notare che in teoria ciascun organo ha il proprio valore massimo della OW, valore che è piccolo per gli organi che consumano poco e viceversa. In effetti, il "tradizionale" valore poco sotto i 2.0 bar è quel valore medio dell'intero organismo che risulta dell'esperienza. Per fissare ancor meglio le idee, consideriamo la figura 11 che rappresenta la situazione in cui si respira O₂ a pressione ambiente all'equilibrio. I valori della Pp(H₂O), dell'O₂ e della CO₂ sono fissati dal metabolismo e siccome non c'è inerte di mezzo, la OW ha il massimo valore possibile a pressione ambiente.

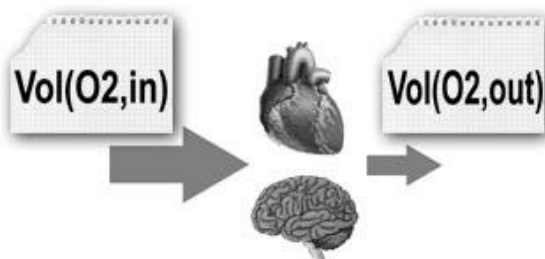
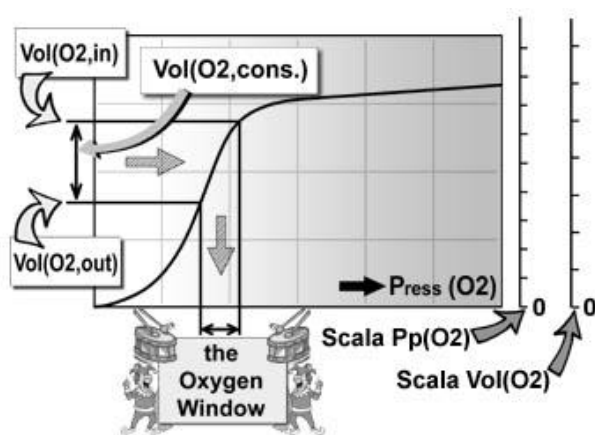


fig. 10

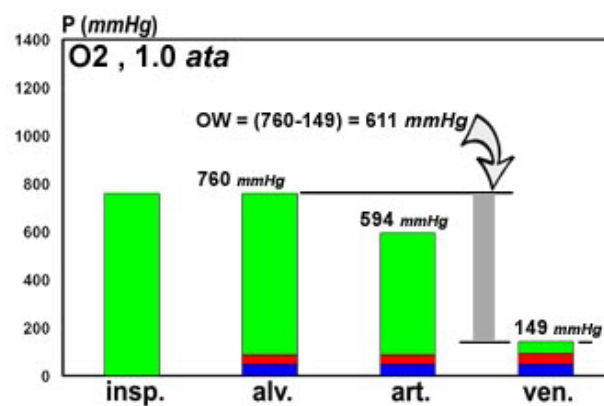


fig. 11

LE NOSTRE PRIME CONCLUSIONI: DESTINO DI UNA BOLLA A PRESSIONE AMBIENTE

Eccoci dunque alle nostre prime conclusioni subacquee. Immaginiamo di iniettare una bolla d'aria in un tessuto, sempre in respirazione di aria a pressione ambiente e all'equilibrio, e vediamo che succede (fig. 12). Il metabolismo fissa le pressioni parziali di H₂O, O₂ e CO₂, il che ha una conseguenza abbastanza sorprendente: *dopo pochi istanti, siccome la pressione totale all'interno della bolla deve sempre uguagliare 760 mmHg, accade che le cose si "sistemano" in modo che l'azoto occupi la pressione parziale mancante. Ebbene, a conti fatti, la pressione parziale dell'azoto nella bolla è poco maggiore della tensione dell'azoto nel tessuto*. Il valore è circa 58 mmHg, un valore piccolo eppure importante, il perché lo vedremo tra non molto. Ovvio che stando così le cose, l'azoto inizia a uscire dalla bolla; teoricamente esce fino a quando la bolla non si è equilibrata con il tessuto ma fin qui abbiamo implicitamente fatto i conti senza la legge di Laplace che in realtà agisce sempre e "sposta" verso l'alto tutti i valori delle pressioni parziali dei gas nella bolla. La morale della favola è che la bolla continua a perdere gas fino alla sua dissoluzione. Ovviamente la situazione migliorerebbe drasticamente se invece che con l'aria l'organismo fosse in equilibrio con miscele iperossigenate. La tensione dell'azoto diminuisce al crescere del tenore di O₂ in miscela facilitando la dissoluzione della bolla come si vede in fig. 13.

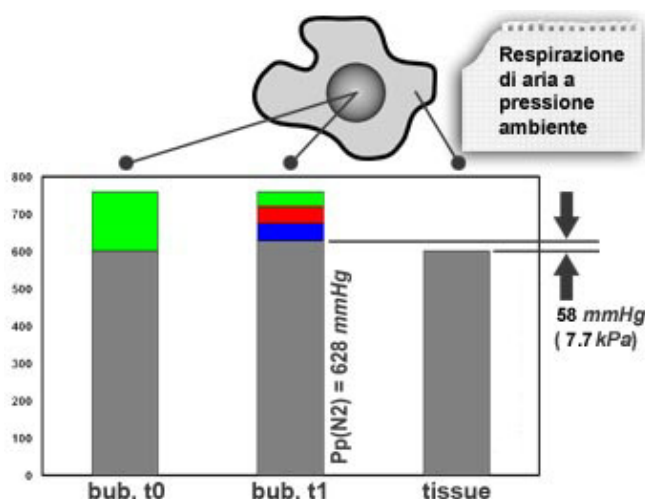


fig. 12

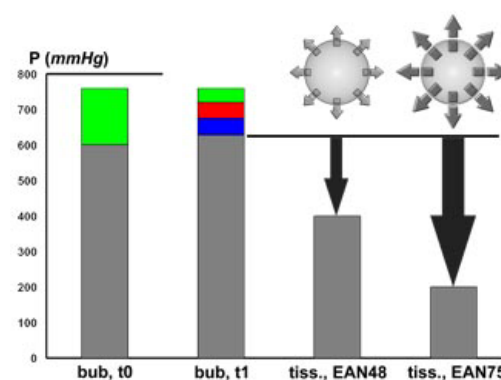


fig. 13

E ORA, LA PARTE "NUOVA" DELLA OW

Fin qui, la nostra narrazione ha più o meno seguito quelle esistenti a parte l'aggiunta delle considerazioni delle relazioni tra volume e superficie. A questo punto si arrestano le presentazioni della OW ad opera di quelli – e sono la maggioranza – che hanno un background di tipo medico, biologico o aree a queste materie afferenti. Ma questo campo è affascinante anche in quanto incontro di tante scienze, al punto che la cosiddetta biofisica ha ormai dignità di specifico settore del sapere. Che una bolla fosse destinata a sparire per le considerazioni precedenti, non ci piove. Ben altro è cercare di prevedere come, in altri termini l'evoluzione del fenomeno in funzione delle condizioni e del tempo. A questa domanda i fisiologi sono del tutto impossibilitati a rispondere, per carità, solo perché si tratta di altro che di fisiologia in senso stretto e non certo per incompetenza. Esistono tuttavia pochi ricercatori che hanno subito il fascino di questi territori al confine di più scienze e cercano di applicare i metodi della matematica e della fisica alla modellazione dei fatti fisiologici. Disponiamo di

almeno sei o sette teorie matematiche al riguardo, e per quanto è a mia conoscenza la più completa è quella – tuttora in fase di evoluzione – di Hugh van Liew, M. Hlastala, M. Burkard e altri, teoria che ho utilizzato per le simulazioni che seguono. Tecnicamente parlando la teoria si presenta sotto forma di un sistema di due equazioni differenziali lineari le cui incognite sono il raggio della bolla e la tensione nel tessuto circostante. Non hai capito nulla? Lo sospettavo, ma non ha alcuna importanza; le figure le ho fatte apposta perché tutti te compreso/a possano vedere che succede. Ma prima di proseguire, vorrei cercare di fugare la connotazione negativa del termine “teoria”. Se è vero che nel caso specifico essa non riesce a descrivere in modo esatto gli avvenimenti per tutta una serie di complesse ragioni, è anche vero che ha potuto avere dei riscontri sperimentali che la rendono adatta a valutare quelli che possiamo chiamare “gli ordini di grandezza” dei fenomeni. Eccoti dunque la figura 14 in alto, in cui è rappresentata l’evoluzione di una bolla nel corso di una decompressione da 10 metri alla superficie. In grigio il profilo, in nero il raggio della bolla, in verde la tensione nel tessuto circostante, in arancione la pressione totale all’interno della bolla. Concentriamoci per il momento sul raggio; all’inizio la pressione idrostatica a 10 metri fa uscire il gas dalla bolla che quindi rimpiccolisce. Al momento della decompressione la legge di Boyle la fa espandere, il tessuto si desatura e quindi alimenta la bolla che per queste (e altre) ragioni inizia a crescere. Lo fa fino a quando la pressione al suo interno non è uguale alla tensione dell’azoto nel tessuto (e infatti **nota bene che il massimo raggio si ha quando le linee verdi e arancione si incrociano**); dopo, la tensione nel tessuto è minore della pressione nella bolla che quindi inizia a decrescere fino a sparire. La cosa di estremo interesse subacqueo è che – vale in generale – possiamo identificare tre regimi, che ho indicato A, B e C.

1. Nella zona A agisce essenzialmente la differenza tra pressione e tensione;
2. Nella zona B, la bolla inizia a diventare piccola e quindi all’effetto A si **aggiunge** tutto il discorsetto che conosciamo già riguardo al rapporto tra volume e superficie;
3. Nella zona C, la bolla diventa tanto piccola che ad A **e anche a B** si **aggiunge**, finalmente l’effetto della legge di Laplace che per così dire gli dà il colpo di grazia.

Osservazioni.

1. Vedi bene che non ti ho ingannato. Tutto quel che sembrava scollegato all’inizio, ora trova una collocazione logica;
2. nella misura in cui la teoria che ho utilizzato è valida, la legge di Laplace non è affatto il perno della dissoluzione di una bolla come si crede. Al contrario è una specie di “rifinitura” dell’ultimissimo istante; la maggior parte del lavoro per far sparire la bolla lo hanno fatto le altre due componenti. Lo si vede bene dalla curva arancione, piuttosto sconcertante se ci si riflette un poco: solo quando la bolla è molto piccola, la legge di Laplace agisce facendo aumentare con estrema rapidità la pressione.
3. Guarda bene le piccole diapositive della figura 14 in basso; a parte la prima, sono rispettivamente la figura 3 e la figura 6. Tra poco saprai perché ti ho fatto questa raccomandazione.

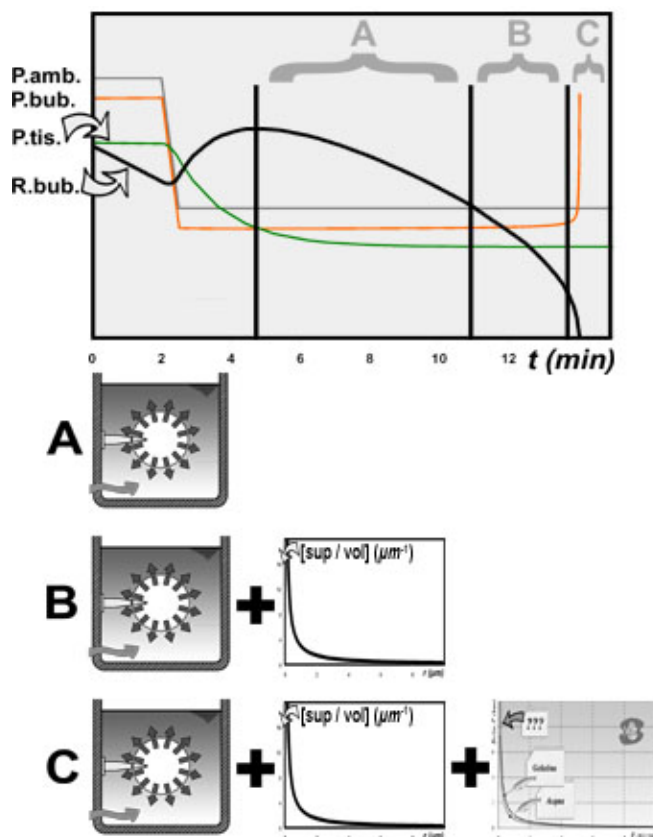


fig 14

CONSEGUENZE SUBACQUEE

Sono notevoli, sempreché ci accontentiamo del solo inquadramento dei fenomeni, ovvero senza pretendere di saper dire che ad esempio il nostro limite di non volo è di 3 ore, 12 minuti e 45 secondi dopo l'emersione. Per capirne la ragione, osserviamo la figura 15 che rappresenta una situazione in cui per qualsiasi ragione stiamo impedendo alla bolla di entrare nei regimi di efficiente dissoluzione. Supponiamo che da un certo istante in poi non esista il meccanismo del rapporto volume-superficie, per non parlare di Laplace che ancora non è entrato in scena e non lo farà prima dell'ultimo istante se così posso dire. Al posto di una velocità di dissoluzione crescente ne avremmo ad esempio una costante, il che si traduce (spero che la figura sia chiarificatrice) in un tempo di dissoluzione più lungo. Come possiamo valutare almeno in linea di massima cosa accade? Ebbene, ho simulato per te (e anche per me, ero curioso) un piccolo esperimento di fantabiologia; ho immaginato che la solubilità della CO₂ sia minore del valore vero e che quindi la sua pressione parziale nella bolla sia maggiore di un certo valore X rispetto alla realtà. Vedi quel che accade nella figura 16 in cui è rappresentata una famiglia di curve, una per ciascun valore dell'X di cui sopra. Come l'intuito ci suggerisce, se X è grande vuol dire che l'azoto si deve fare da parte al punto che la sua pressione nella bolla è minore di quella della tensione nel tessuto. Questo vuol dire che invece di uscire il gas entra e infatti con X pari o poco inferiori a 5.0 kPa la bolla cresce indefinitamente. L'altro caso estremo (la "realtà") corrisponde invece alla più rapida dissoluzione della bolla (il valore 0.0 kPa). Ebbene, la cosa importante è che questi due estremi sono separati da centesimi di bar; se anche nella realtà i numeri non sono esatti, cionondimeno si sa che si tratta di fenomeni effettivamente così delicati. A questo punto è fatta: nelle figure 17 e 18 trovi l'effetto dell'uso di miscele iperossigenate in deco, figure che

parlano da sé. L'ossigeno è particolarmente stupefacente, e la simulazione non fa altro che confermare quei tanti casi di PDD nemmeno troppo lieve risolti o almeno migliorati dall'O₂ anche normobarico. La morale della favola è questa:

occorre mandare la bolla nei regimi corrispondenti a una sua efficace dissoluzione. Il fatto è che non lo si può fare decidendo in quale sequenza “applicare” gli A, B o C di cui sopra, ma tutto deve accadere nell'ordine. In altre parole, l'innesco che porta la bolla a dissolversi può essere solo uno, ovvero il massimo gradiente possibile tra inerte all'interno e all'esterno. Questo a sua volta può instaurarsi solo con miscele iperossigenate o ossigeno puro.

Concetto nuovo? Nemmeno un po', lo si conosce da oltre 100 anni ma illuminare le vecchie nozioni con altre nuove, le mette in una prospettiva diversa e a mio modesto parere assai più ricca e interessante.

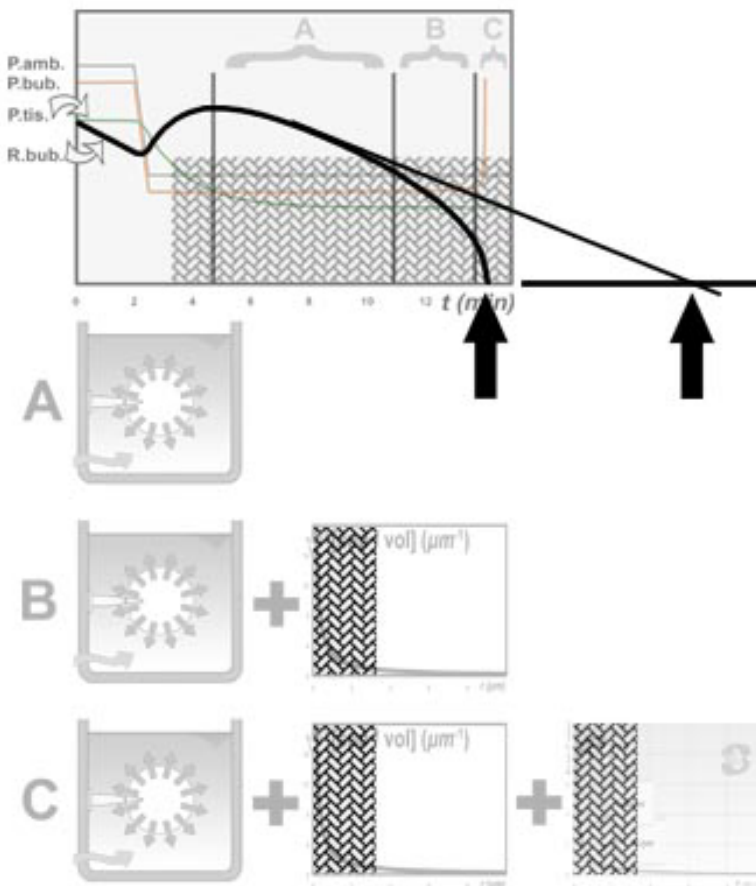


fig. 15

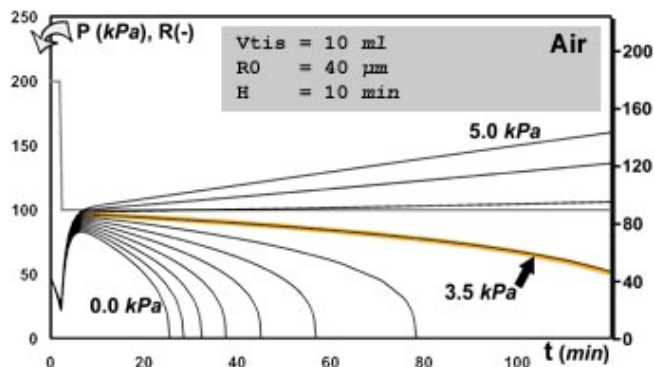


fig. 16

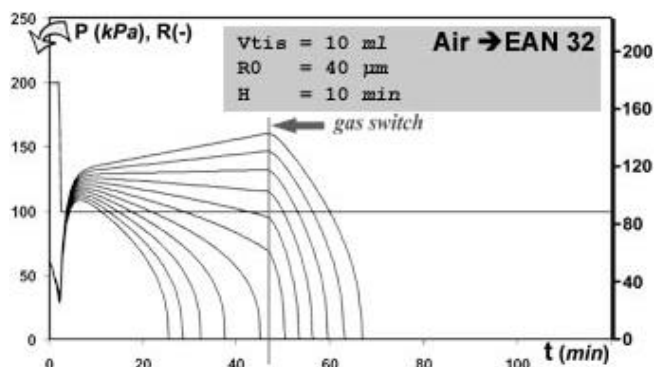


fig. 17

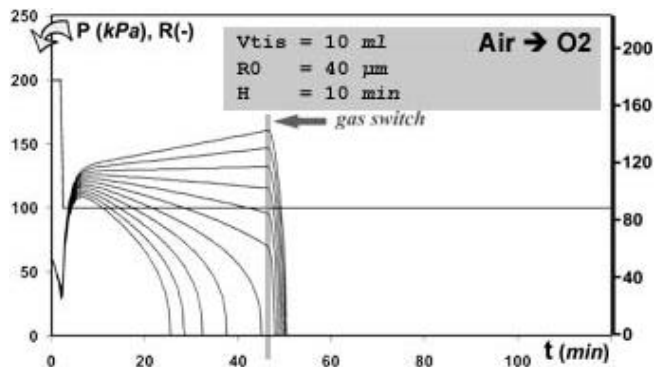


fig. 18

CHIUDIAMO LA FINESTRA!

Domanda in sospeso (non mi ero dimenticato): che vuol dire “chiudere la OW”? L’idea è la seguente. Supponiamo di respirare ossigeno a 1000 bar senza stirare le zampe istantaneamente e consideriamo quei miseri 2 bar circa che sono trasportati via legame con l’emoglobina e i restanti 998 bar dissolti nel sangue. Siccome i 998 bar non vengono metabolizzati ce li troviamo pure all’interno della bolla, esattamente come se fossero un gas inerte o uno metabolico tipo H₂O o CO₂. Ne segue che la bolla cambierà di pochissimo il suo raggio, nella misura corrispondente all’uscita (o all’ingresso) dei gas sui valori di pressione parziale che abbiamo incontrato per i gas coinvolti, valori tutti dell’ordine di decimi di bar. Il resto dei 998 bar di ossigeno lo troviamo fuori e dentro la bolla e quindi, proporzionalmente quei decimi di bar (ora da confrontare con 998 bar) che abbiamo visto essere importanti finché

l'ossigeno è metabolizzato, adesso non hanno praticamente alcuna influenza. Per fare un altro esempio, immagina un corpo solido su cui vengano esercitate due forze opposte tramite due molle uguali e molto cedevoli. Ovviamente queste forze si fanno equilibrio e il corpo è fermo. Se applico una forza di un kilogrammo in una direzione, il corpo si sposterà un poco, quanto non importa. Ma se le due molle sono enormi e molto rigide, la stessa forza di un kilogrammo lo farà spostare molto meno. Bene, questa similitudine, ancorché non esattissima nei dettagli, dovrebbe aiutarti a visualizzare la situazione. Come potrai immaginare dati i valori di X delle simulazioni di cui sopra, non occorrono 1000 bar di O₂ per arrivare a questo. Piuttosto, tutto sembra indicare (rif. bibl. Yount, Lally) che non appena l'O₂ inizia a passare allo stato dissolto, i vantaggi della OW iniziano immediatamente a ridursi in modo sensibile. La di gran lunga maggior parte degli esperimenti sono stati fatti su animali (nel caso specifico, topi) ma prima che il solito saccente esulti dicendo che per questo è impossibile estrapolare i risultati sull'uomo, ricordo che questi di cui ci stiamo occupando sono meccanismi biologici di base condivisi da tutti gli esseri viventi. E' molto probabile che per questa ragione gli esperimenti possano essere indicativi di quel che avverrebbe sugli esseri umani.

TAGLIO O NON TAGLIO? DILEMMA PER I TEKS, E SOLO PER LORO.

NOTA. Non mi prendo alcuna responsabilità per quanto segue. Si tratta di considerazioni al momento prevalentemente teoriche e le passo come tali, sottolineando che non esiste alcun riscontro scientifico riguardo alla loro validità. Non sono in condizione di consigliare di applicarle in pratica.

Un'altra questione, anzi, direi un vero e proprio tormentone decompressivo, che spesso viene alla ribalta è: cosa ci faccio con tutte queste cose? E' possibile a partire da esse stabilire una metodologia, espressa in regole pratiche, che mi consenta di "tagliare" la deco? Ebbene, anche se il termine giusto non è "tagliare" bensì "ottimizzare", la risposta è: per quanto almeno io ne so, no. La strada che va dal simulare la dinamica delle bolle allo stabilire metodi praticamente utilizzabili non è stata ancora tracciata e per certe ragioni potrebbe essere intrinsecamente impossibile farlo. Però, ancora una volta, la teoria può aiutare a capire procedure che la pratica ha dimostrato funzionare nell'esperienza di alcuni subacquei. Tutte le considerazioni che abbiamo svolto si sono basate sulla costanza della pressione ambiente; se mantenessimo questo vincolo, l'unico modo per far iniziare la dissoluzione della bolla sarebbe, abbiamo visto, la respirazione di roba che contenga meno inerte possibile. Ma immaginiamo di rimuovere tale vincolo: poiché le bolle obbediscono pur sempre alla legge di Boyle, facendo aumentare la pressione idrostatica otteniamo l'effetto di farne diminuire le dimensioni aumentando così la superficie specifica a disposizione per gli scambi. In soldoni, supponiamo di respirare ossigeno a partire dai 6 metri. Poiché non c'è inerte in miscela e siccome lavori sperimentali mostrano che la desaturazione non è molto influenzata dalla pressione "per sé", accade che la pressione idrostatica non ha alcuna influenza sul gradiente desaturativo che è sempre quello massimo possibile. A questo punto, abbiamo ogni interesse a mantenere la bolla piccola, e questo possiamo ottenerlo rimanendo sempre a -6 m (o -5 se si è stretti con il CNS). In pratica, si possono sommare i tempi di tappa a -6 e -3 metri, e fare un'unica tappa a -6 m con il tempo somma. Questo è un effetto che il software effettivamente non può "vedere" o, meglio, modellare correttamente, effetto che si traduce in un probabile sconto la cui entità, purtroppo, nessuno è in grado di calcolare con un modello matematico. Che posso dirti? Una decurtazione dell'ordine del 20-25% si dice che di solito funziona. Facciamo un esempio. Il software ci dà 10 minuti a -6 m e 20 minuti a -3 m, e decidiamo di

decurtare del 25%. La somma dei tempi è 30 minuti, che moltiplicati per (1-0.25) ovvero 0.75 fanno 22.5 minuti, facciamo 22 in pratica. Tale modo di procedere presuppone diverse condizioni indispensabili. La prima è che si usi ossigeno puro dai -6 alla superficie e poi una risalita molto lenta alla superficie (circa 1 *m/min*). Se non si usasse O2 puro la situazione potrebbe addirittura invertirsi a sfavore di sicurezza, perché con una qualsiasi frazione inerte in miscela nulla sappiamo né possiamo dire dell'andamento istante per istante del gradiente desaturativo al di là del tradizionale calcolo haldaniano che ha scarso riscontro pratico. Secondo poi, molto dipende dalla conservatività impostata nel software: evidentemente, se partiamo da un profilo che farebbe fare il doppio della deco necessaria, decurtarlo globalmente di qualche percento (il 25% di cui sopra non è su tutte le tappe ma solo sulle ultime due) lo lascia comunque abbondantemente conservativo. Assai diverso è partire da un profilo al limite, calcolato con conservativismo zero. Terzo fattore importante, il tipo di immersione, il carico di lavoro dentro l'acqua e soprattutto fuori. Quarto, lo stato di idratazione. Tornando a cose più solide, è importante sapere che **almeno allo stato attuale la OW non costituisce uno schema di riferimento in base al quale si possano determinare regole con cui fare calcoli utili a modificare un profilo decompressivo.**

UN GRAZIE A it.hobby.scuba per commenti, osservazioni e feedback, in particolare a (non so che ordine alfabetico adottare, vista l'esistenza del nickname oltre al nome...):

"Boa Gialla", "Gianky", Massimo Malpieri, Giovanni Marola "Confucio", "Marte", "MegaMax", Andrea Nenni.

RIFERIMENTI

Le fonti principali da cui ho tratto gli argomenti (più una lettura importante, non direttamente "impiegata" per la stesura, ovvero l'articolo di Anderson et al.) sono quelle che seguono. L'immagine dello schema del sistema cardiocircolatorio è tratta da Hills B.A. *Decompression Sickness*, J. Wiley & Sons, 1972. L'immagine dell'alveolo è tratta dal manuale US-Navy.

1. Johnny E. Brian, Jr.; *Gas Exchange, Partial Pressure Gradients and the Oxygen Window*; <ftp://decompression.org/pub/brian>
2. Van Liew H.D.; *Simulation of the dynamics of decompression sickness and the generation of new bubbles.*; Undersea & Hyperbaric Med. 18, 333-345. 1991.
3. Yount D., Lally D.; *On the use of oxygen to facilitate decompression.*; Aviat. Space and Envir. Med. June 1980.
4. Anderson D., Nagasawa G., Norfleet W., Olszowka A., Lundgren C.; *O2 pressures between 0.12 and 2.5 atm abs, circulatory function and N2 elimination.*; Undersea Biomed. Res. 18(4), 279-291. 1991.

Altro materiale interessante.

1. Van Liew H.D.; *Coupling of diffusion and perfusion in gas exit from subcutaneous pockets in rats.*; Am. J. Physiol. 214, 1176-1185. 1968.
2. Van Liew H.D.; *Effect of change of perfusion on exit of nitrogen and oxygen from gas pockets.*; Resp. Physiol. 12, 163-168. 1971.
3. Van Liew H.D.; *Simulation of the dynamics of decompression sickness bubbles and the generation of new bubbles.*; Undersea Biomed. Res. 18:333-345. 1991.

4. Van Liew H.D., Burkard M.E.; *Density of decompression bubbles and competition for gas among bubbles, tissue and blood.*; J. Appl. Physiol. 75:2293-2301. 1993.
5. Van Liew H.D., Burkard M.E.; *Bubbles in circulating blood: stabilization and simulations of cyclic changes of size and content.*; J. Appl. Physiol. 79:1379-1385. 1995.
6. Van Liew H.D., Burkard M.E.; *Breathing a mixture of inert gases: disproportionate diffusion into decompression bubbles.*; Undersea Hyperbaric Med. 1996; 23:11-17. 1996.
7. Van Liew H.D., Hlastala M.P.; *Influence of bubble size and blood perfusion on absorption of gas bubbles in tissues.*; Resp. Physiol. 7, 111-121. 1969.
8. Van Liew H.D., Passke M.; *Permeation of neon, nitrogen, and sulfur hexafluoride through walls of subcutaneous gas pockets in rats.*; Aerospace Med. 38: 829-831. 1967.
9. Van Liew H.D., Rodner R.D., Olszowka A.J.; *Steady-state composition of tissue gas pockets in rats in hyperbaric environments.*; Aerospace Med. 44, 499-504. 1973.
10. Van Liew H.D., Schoenfisch W.H., Olszowka A.J.; *Exchanges of N₂ between a gas pocket and tissue in a hyperbaric environment.*; Resp. Physiol. 6, 23-28. 1968.