

$$1) \quad K = \frac{[H^+] \cdot [HCO_3^-]}{a \cdot pCO_2}$$

$$2) \quad K_A = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$$

$$3) \quad A_{tot} = [A^-] + [HA]$$

$$4) \quad SID = [Na^+] - [Cl^-] = [HCO_3^-] + [A^-]$$

Nyní máme 4 rovnice a 4 neznámé $[HCO_3^-]$, $[HA]$, $[A^-]$ a $[H^+]$. Můžeme proto $[H^+]$ přímo vyjádřit jako funkci parametrů SID, A_{tot} a pCO_2 . Po po-
někud pracnějších matematických úpravách obdržíme rovnici

$$5) \quad [H^+] = \frac{aK \cdot pCO_2 + K_A \cdot A_{tot} - K_b \cdot SID + \sqrt{[(aK \cdot pCO_2 + K_A \cdot A_{tot} - K_b \cdot SID)^2 + 4aK K_A \cdot pCO_2 \cdot SID]}}{2 \cdot SID}$$

Tím docházíme k obdobnému výsledku jako kdysi Peter Stewart [5]. $[H^+]$, resp. pH, je určena 3 parametry, tzv. nezávislými proměnnými, které můžeme nastavit, jejich hodnoty jsou známy a námi určeny – SID, celková koncentrace slabých kyselin A_{tot} a pCO_2 . Na obrázku 2 jsou vykresleny závislosti pH na těchto 3 parametrech podle rovnice 5. Křivky jsou téměř identické se Stewartovými křivkami [5].

Z rovnice 5 či obrázku 2 nyní můžeme říci, že pokles SID způsobí acidózu. Je to sice pravda, ale vcelku neintuitivní. Zároveň vidíme, že „Stewartovská“ rovnice 5 vznikla z rovnic 1–4. Neobsahuje proto nic více, než rovnice 1–4. Pokud se tedy budeme ptát, jak se v určitých situacích změní pH, může odpověď hledat v rovnici 5 nebo přímo v rovnicích 1–4. Uvidíme, že druhý přístup je mnohdy názornější.

Diluční a hyperchloremická acidóza

Věnujme se dále již hyperchloremické acidóze. Abychom jí intuitivně rozuměli, potřebujeme zjistit, odkud a proč, tedy z které kyseliny, pochází H^+ , které při acidóze nutně musely vzniknout. Některé procesy si budeme představovat rozfázovaně, jako by probíhaly postupně, ačkoli víme, že vše probíhá zároveň. Dále si znovu uvědomme, že se za fyziologických okol-

ností bude $[H^+]$ pohybovat okolo 10^{-7} mol/l, zatímco koncentrace HCO_3^- , HA i A^- jsou o mnoho řádů vyšší. Kdykoli tedy budou nějakou reakcí, třeba vnějším přidáním silné kyseliny, vznikat H^+ , budou okamžitě prakticky zcela neutralizovány reakcí s HCO_3^- či A^- . V případě primární poruchy vedoucí k poklesu H^+ budou tyto naopak ihned doplněny z HA či H_2CO_3 . Neutralizace však nebude úplná a dojde proto k minimálnímu nárůstu či poklesu H^+ „ve směru původní výchylky“. Má tedy smysl zkoumat, zda v nějakém procesu přibudou či ubudou H^+ , protože zjistíme, kterým směrem se vychýlí pH. Např. ztráta bikarbonátu sodného ledvinami poruší rovnost v rovnici 1, proto se bude bikarbonát doplňovat z H_2CO_3 . Tím však budou zároveň vznikat nové H^+ , které budou ihned neutralizovány reakcí s A^- . Malé množství H^+ navíc však zůstane a výsledné pH proto klesne. Viděno formálně, Stewartovsky, při ztrátě $NaHCO_3$ klesá koncentrace sodíku, tím klesá SID a tudíž i pH.

Osolení plazmy

Zkusme nyní promyslet, co se stane s naším pracovním roztokem, pokud do něj přisypeme NaCl. Ten ihned disociuje na Na^+ a Cl^- a vzroste tak koncentrace obou iontů o stejnou hodnotu x. V rovnicích 1–3 $[Na^+]$ ani $[Cl^-]$ nevystupují, zde se nic nemění. Pro rovnici 4 nyní platí

$$[HCO_3^-] + [A^-] = ([Na^+] + x) - ([Cl^-] + x) = [Na^+] - [Cl^-] = SID$$

Ani v rovnici 4 se tedy nic nezměnilo. Nutně to znamená, že se osolením pH nezmění. Samozřejmě totéž zjistíme přímo v rovnici 5, neboť se osolením nezmění SID, A_{tot} ani pCO_2 , tedy ani pH. Znovu jsme potvrdili, co už jsme věděli, totiž že NaCl sám není kyselý a nemá žádné acidobazické projevy!

Diluční acidóza

Diluční acidóza je stav, kdy do organismu přidáváme čistou vodu, např. v podobě 5% glukózy, a při tomto „ředění“ stejnoměrně klesá koncentrace všech látek. Představme si nyní, že náš pracovní roztok uzavřeme, aby už neměl kontakt s vnějším zdrojem CO_2 . To na složení a vlastnostech roztoku včetně jeho pH bezprostředně nic nemění. Nyní ponecháme roztok uzavřený, ale budeme jej ředit čistou vodou (nějak to

Obr. 2. Závislost pH na SID, pCO_2 a A_{tot} dle rovnice 5 pro různé hodnoty SID a pCO_2 . Hodnoty konstant odpovídají hodnotám v krevní plazmě: $a = 0,03$, $pK = 6,1$, $pK_A = 7,0$

