

Equilibre acido-basique

Dr Benaïda

Note préliminaire

Cet article résume de manière aussi succincte que possible les notions physiologiques minimum nécessaires à la compréhension de l'équilibre acido-basique. Il paraît impossible de réduire ces notions à une quintessence. C'est pourquoi cet article n'en comporte pas. Si le lecteur est intéressé par le sujet, cet article lui permettra de rafraîchir sa mémoire et de continuer par la lecture des articles suivants dans la série qui à la faveur d'études de cas, complétera les notions acquises.

Les références utiles seront données dans les deux articles suivants (Acidoses aiguës et chroniques, respiratoires et métaboliques ; Alcaloses : respiratoire et métabolique).

Le maintien de l'équilibre acido-basique de l'organisme est essentiel à la survie. D'innombrables réactions enzymatiques dépendent du maintien dans des limites très étroites de la concentration des protons $[H^+]$ dans les milieux extra-et intracellulaires. Cette série d'articles est consacrée d'abord à un rappel simple de la physiologie de l'équilibre acido-basique.

Quelques cas seront discutés qui mettront en lumière le raisonnement clinique en face d'un patient qui présente une gazométrie anormale.

Seule la compréhension de la physiopathologie permet de poser un diagnostic correct et d'entreprendre un traitement adéquat.

Glossaire

Le suffixe émie désigne une concentration plasmatique. Une acidémie est une concentration trop élevée de protons $[H^+]$ par rapport à la normale ; à l'inverse, une alcalémie est une concentration trop basse de protons.

Le suffixe-ose désigne le processus pathologique par lequel un trouble acido-basique survient.

Un acide est une molécule capable de libérer un proton lorsqu'elle est en solution.

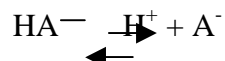
Une base est une molécule capable d'accepter un proton.

Un système tampon est constitué de substances qui se comportent comme des acides ou des bases suivant la concentration $[H^+]$ de la solution dans laquelle elles sont dissoutes.

Rappel

La concentration des protons dans le plasma $[H^+]$ est habituellement décrite par l'équation de Henderson-Hasselbalch qui fait intervenir la pression partielle de CO_2 , la concentration des ions bicarbonates et la constante de dissociation du système. Le couple $PaCO_2$ -bicarbonate est utilisé car ses composants sont facilement mesurables dans le plasma et ils sont de plus en quantité abondante. En outre deux organes participent directement à la régulation de leur pression et concentration, respectivement le poumon ($PaCO_2$) et le rein (bicarbonate).

La loi d'action de masse implique :



A l'équilibre :

$$KA = \frac{[H^+] \times [A^-]}{[HA]}$$

Où KA est la constante de dissociation du système.

On peut exprimer la concentration des protons $[H^+]$ en réarrangeant la loi d'action de masse :

$$[H^+] = KA \times \frac{[HA]}{[A^-]}$$

Dans le système bicarbonate-CO₂, le bicarbonate est la base $[A^-]$ car elle peut accepter un proton et le CO₂ (après hydratation) est l'acide carbonique, fournisseur de proton. KA est la constante de dissociation du système.

L'équation de Henderson-Hasselbalch résulte de l'expression de la concentration des ions H⁺ sous forme de leur antilogarithme.

L'équation devient alors :

$$pH = pKA + \log \frac{[\text{Bicarbonate}]}{k \times PaCO_2}$$

Où pKA = 6,1 et k = 0,225 (si la PaCO₂ est exprimée en kpa) et k = 0,03 (si PaCO₂ en mmHg).

Le tableau 1 donne la $[H^+]$ pour les valeurs de pH compatibles avec la vie.

D'autres systèmes tampons existent dans l'organisme qui pourraient décrire le pH ou la $[H^+]$ car tous ces systèmes sont en équilibre (tampons phosphates par exemple). L'avantage d'utiliser le couple CO₂-bicarbonate a été expliqué plus haut.

Tableau 1. Valeurs de $[H^+]$ pour les valeurs de pH compatibles avec la vie.

pH	$[H^+]$ nmol/l
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

Production et élimination des ions H⁺

A l'état physiologique, la [H⁺] est de 40 nmol/l dans le liquide extracellulaire soit 0,000 040 nmol/l. Le pH est alors de 7,4. Journallement, avec un régime carné habituel, le métabolisme produit environ 1 nmol/k de ions H⁺ (soit environ 70 millions (!) de nmol pour un homme de 70Kg. Les acides qui libèrent ces ions H⁺ sont dits « Fixes », contrairement au CO₂ dit « volatil » puisqu'éliminé par voie gazeuse par les poumons. Les acides fixes proviennent essentiellement des acides aminés alimentaires soufrés et autres acides organiques. Cette charge acide « fixe » est éliminée par les reins (voir plus bas).

Dans le cytosol, la [H⁺] est d'environ 100 nmol/l soit un pH d'environ 6,9 à 7,1.

Le métabolisme cellulaire produit, en plus des acides fixes, 12000 à 20000 mmol de H⁺ qui sont éliminés par les poumons sous forme de CO₂ (voir plus bas). L'organisme est donc soumis journallement à une agression acide importante.

Trois systèmes maintiennent le pH extracellulaire dans des limites étroites :

- Les différents systèmes tampons extra- et principalement intracellulaires. Cette régulation purement chimique est quasi instantanée.
- Les reins qui éliminent la charge acide « fixe », réabsorbent les bicarbonates filtrés et régénèrent les bicarbonates consommés par la titration des acides fixes. En cas de charge acide supplémentaire, le rein augmente sa sécrétion acide. Cette adaptation demande quelques heures à quelques jours pour être pleinement efficace.
- Les poumons qui éliminent le CO₂ par la ventilation alvéolaire qui s'adapte en quelques minutes.

Le rôle des reins et celui des poumons dans le maintien de l'équilibre acido-basique sont discutés plus en détails ci-dessous.

Rôle des poumons dans le maintien du pH

Le poumon ajuste de manière extrêmement précise la pression partielle artérielle de CO₂ (PaCO₂) en ajustant la ventilation alvéolaire à la production cellulaire de CO₂ (conditions de repos ou effort physique par exemple). La « chaîne de commande » de la ventilation comprend :

- Le cortex cérébral (contrôle volontaire).
- Les « centres respiratoires » du tronc cérébral (régulation « automatiques »).

Les centres respiratoires reçoivent leurs afférences des glomus carotidiens sensibles à la PaO₂, PaCO₂ et au PH. Des récepteurs situés dans la moëlle et le tronc cérébral sont très sensibles aux variations de pH et provoquent une vigoureuse augmentation de la ventilation en cas de baisse du pH du liquide céphalorachidien.

L'intégrité du parenchyme pulmonaire et de la musculature thoracique ainsi que des diaphragmes sont indispensables à une réponse adéquate à des stimuli des centres respiratoires.

La relation entre la ventilation alvéolaire et la PaCO₂ obéit à l'équation suivante :

$$PaCo_2 \text{ (KPa)} = 0,115 \times VCO_2 / VA$$

$$PaCO_2 \text{ (mm hg)} = 0,863 \times VCO_2 / VA$$

VCO₂ est la production de CO₂ en ml/min, VA est la ventilation alvéolaire exprimée en l/min et la constante K = 0,863 transforme les ml/min en mmHg (k= 0,115 transforme les ml/min en KPa). Un excès d'élimination de CO₂ provoque une alcalose respiratoire. Une insuffisance d'élimination provoque une acidose respiratoire.

Rôle du rein dans le maintien du pH

La concentration normale du bicarbonate dans le plasma est d'environ 24 à 28 mmol/l. Ces ions bicarbonates sont entièrement filtrés et réabsorbés par le rein ; le tubule proximal en réabsorbe 85% (env.3800 mmol/j), la partie ascendante de l'anse de Henlé 10% (env.450 mmol/j). C'est dans le tubule collecteur que la sécrétion des protons a lieu. Cette sécrétion titre le restant des bicarbonates ainsi que des tampons tels que les phosphates et l'ammoniaque. Ce mécanisme permet l'excrétion des acides « fixes » produits par le métabolisme. De très nombreuses variables interviennent dans la sécrétion des protons :

- le pH urinaire.
- La PaCO₂ systémique.
- Les hormones minéralocorticoïdes.
- La différence de potentiel entre l'urine et le plasma.

Le tubule cortical a une différence de potentiel d'environ -30 à -60 mV (urine négative) provenant essentiellement de la réabsorption du Na⁺.

Ceci constitue une force de sécrétion importante des ions H⁺. Un accepteur important des protons dans l'urine est le ion ammoniac NH₃ qui provient de la désamination de la glutamine dans les cellules du tubule proximal et qui se transforme en NH₄⁺. La production d'ammoniaque augmente en cas d'acidose métabolique, d'hypokaliémie, par l'action des glucocorticoïdes et en cas de diminution de la masse rénale. Elle est supprimée en cas d'hyperkaliémie. La production journalière est d'environ 30 mmol/j mais peut être multipliée par 10 en cas d'agression acide.

En conditions physiologiques, la réabsorption des bicarbonates et la sécrétion tubulaire des protons qui régénèrent les bicarbonates compensent exactement la production d'acides fixes.

En cas de régime très pauvre en acides fixes (essentiellement végétarien) ou lors de l'administration de bicarbonates, le rein excrète une urine alcaline contenant des bicarbonates. Une perturbation de ces mécanismes entraîne soit une alcalose métabolique soit une acidose métabolique.

Notion de compensation

Toute perturbation primaire de l'équilibre acido-basique entraîne une compensation qui vise à maintenir ou à rétablir le pH à des valeurs compatibles avec la vie. La compensation par les systèmes tampons est quasi immédiate et concerne surtout les tampons phosphates (intracellulaires) et le minéral osseux.

A une perturbation qui concerne principalement la concentration des bicarbonates sanguins correspond une compensation respiratoire. Celle-ci est rapide, due à la sensibilité des centres respiratoires à tout changement du pH. Le rein peut contribuer à éliminer l'excès de ions H⁺ seulement si ce n'est pas lui-même qui est la cause de l'acidose métabolique.

A une perturbation qui concerne principalement la PaCO₂ correspond une compensation rénale qui met plusieurs heures à plusieurs jours à se manifester pleinement, surtout lors d'acidose respiratoire (augmentation de la PaCO₂). Les changements aigus de la PaCO₂ ne sont pas cliniquement mesurables au niveau rénal.

L'amplitude des mécanismes compensateurs varie suivant l'importance de la perturbation primaire, son acuité ou sa chronicité. Malgré les effets tampons et les compensations induites soit par le rein par le poumon, une compensation ne peut jamais être complète.

L'expérimentation humaine et animale a permis de chiffrer l'importance des mécanismes de compensation et de juger de leur adéquation.

En clinique, tout examen d'une gazométrie sanguine comporte une séquence logique d'interprétation. Cette séquence passe par les points suivants :

Examen du pH :

- S'il est élevé, il s'agit d'une alcalémie.
- S'il est abaissé, il s'agit d'une acidémie.
- S'il est normal, soit il n'y a pas de trouble acido-basique soit il existe un trouble mixte qui sera révélé par les concentrations anormales des composants du couple CO₂-bicarbonate.

En cas d'alcalémie :

- Si la PaCO₂ est basse, il s'agit d'une alcalose respiratoire.
- Si la concentration des bicarbonates est haute, il s'agit d'une alcalose métabolique.

En cas d'acidémie :

- Si la PaCO₂ est haute, il s'agit d'une acidose respiratoire.
- Si les bicarbonates sont bas, il s'agit d'une acidose métabolique.

Une fois déterminée la nature du trouble acido-basique, il s'agira de diagnostiquer sa cause pour pouvoir la traiter correctement.

Tout trouble primaire engendre une compensation visant à rétablir le pH à des valeurs aussi normales que possible. La description détaillée des compensations dépasse le cadre de cet article. L'auteur de cet article tient à disposition des lecteurs intéressés une abaque qui permet de porter sur un graphique les valeurs de pH, PaCO₂ et bicarbonates et de juger si les phénomènes de compensation sont adéquats. S'ils sont adéquats, on a affaire à un trouble simple ; si la compensation se trouve en dehors des valeurs attendues, il s'agit d'un trouble mixte. En cas de troubles mixtes, par exemple acidose respiratoire en cas de maladie pulmonaire obstructive associée à une alcalose métabolique (abus de diurétiques, aspiration naso-gastrique), le pH peut rester normal malgré de graves troubles Acido-basiques.

La description des cas dans les articles suivants permettra de mieux saisir l'importance clinique des troubles acido-basiques.

Ces mécanismes seront discutés lors de l'étude des cas cliniques.

EQUATION D'HENDERSON-HASSELBALCH.

Cette équation, connue depuis de nombreuses années, s'énonce comme suit :
HCO₃⁻

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

Ou, en fonction des variations de l'équilibre acide-base :

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{\text{Reins}}{\text{Poumons et Centre respiratoire}}$$

Il est important de démontrer ici l'origine de cette équation utilisée quotidiennement dans les laboratoires d'hôpitaux.



2. Suivant la loi d'action de masses :

Le produit de tous les constituants est proportionnel au constitué.

$$K = \frac{(\text{H}^+) (\text{HCO}_3^-)}{(\text{H}_2\text{CO}_3)}$$

3. En isolant la concentration en ions H^+ , nous avons :

$$(\text{H}^+) = K \frac{(\text{H}_2\text{CO}_3)}{(\text{HCO}_3^-)}$$

4. Sous forme logarithmique, nous avons :

$$\text{Log} (\text{H}^+) = \text{log} K \frac{(\text{H}_2\text{CO}_3)}{(\text{HCO}_3^-)} = \text{log} K + \text{Log} \frac{(\text{H}_2\text{CO}_3)}{(\text{HCO}_3^-)}$$

5. En changeant les signes :

$$-\text{log} (\text{H}^+) = -\text{log} k - \text{log} \frac{(\text{H}_2\text{CO}_3)}{(\text{HCO}_3^-)} = -\text{log} k + \text{log} \frac{(\text{HCO}_3^-)}{(\text{H}_2\text{CO}_3)}$$

6. Par définition :

$$\text{pH} = \text{log} \frac{1}{(\text{H}^+)} \text{ ou encore } = -\text{log} (\text{H}^+), \text{ et } \text{pK} = -\text{log} k ;$$

Ainsi :

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

On appelle pK la valeur du pH d'une solution dont la moitié des molécules est dissociée.

7. Sachant qu'il est possible de démontrer que :

$$\text{CO}_2 = \&\text{pCO}_2$$

& étant une constante de proportionnalité nous avons ainsi :

$$\text{pH} = \text{pK} + \text{log} \frac{(\text{HCO}_3^-)}{\&\text{pCO}_2}$$

Cette équation fondamentale sert de base aux différentes méthodes de mesure de l'équilibre acido-basique utilisées à l'heure actuelle.