

LES TAMPONS DE L'ORGANISME

I) GÉNÉRALITÉS :

1) LES ACIDES ET LES BASES :

- Acide AH : substance qui peut céder un ou plusieurs protons H^+ .
- Base A^- : substance qui peut capter un ou plusieurs protons H^+ .
- potentiel hydrogène d'une solution aqueuse d'acide ou de base: $pH = -\log_{10} [H^+]$
- Pour un mélange acide faible et base conjuguée le potentiel hydrogène ou pH est fonction du pk et des concentrations en acide et base selon la relation:

$$pH = pK_a + \log_{10} \frac{[A^-]}{[AH]}$$

relation de Henderson-Hasselbach

$pH < 7$: solution acide

$pH > 7$: solution basique

$pH = 7$: solution neutre

$pH = 7.4$: solution physiologique

2) LES SOLUTIONS TAMPON :

a) Définition:

Mélange d'un acide faible et de sa base conjuguée

Mélange d'une base faible et de son acide conjugué

Rôle d'une solution tampon

minimiser les variations de pH → Le pH du milieu reste ± stable quand on rajoute une petite quantité d'acide ou de base.

on définit le pouvoir tampon par:

$$T = \left| \frac{\Delta x}{\Delta pH} \right|$$

nombre de moles d'acide ou de base
 Rajoutée / litre de solution
 Variation du pH $\Delta pH = pH_f - pH_i$

Plus un tampon est efficace plus la valeur de T est élevée

b) Mode d'action d'un tampon:

Soit une solution tampon AH/A^- , de volume V, et de concentrations respectives C_a et C_b

Le pH initial du tampon : $pH_i = pK_a + \log(C_b / C_a)$

Ajout de x mol d'acide H^+ : une partie de A^- agit pour neutraliser les H^+ rajouté

Les tampons agissent instantanément dès qu'un acide ou une base est rajouté.

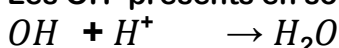
	$A^- + H^+ \longrightarrow AH$	
Nombre de moles initial (mol)	$C_b V$ x	$C_a V$
Nombre de moles final (mol)	$(C_b V) - x$	$(C_a V) + x$
Concentration finale	$C_b - \frac{x}{V}$	$C_a + \frac{x}{V}$

Le pH final du tampon : $pH_f = pK_a + \log_{10} \frac{C_b - \frac{x}{V}}{C_a + \frac{x}{V}}$

c) Ajout d'un acide à une solution de base pure:

La solution 1: 2l de soude NaOH de $pH_i = 7.4$ contient $0.5 \cdot 10^{-6}$ mol de OH^- . On rajoute 9 mmol de HCl à cette solution.

Les OH^- présents en solution tamponnent les H^+ rajoutés selon la réaction suivante:



La quantité de H^+ restante en solution = $9 \cdot 10^{-3}$ mol – $0.5 \cdot 10^{-6}$ mol = $8.999 \cdot 10^{-3}$ mol

Concentration finale en H^+ : $[H^+] = 8.999 \cdot 10^{-3} / 2 = 4.499 \cdot 10^{-3}$ mol/l

$pH_f = -\log 4.499 \cdot 10^{-3} = 2.3$

$pH = pH_f$ $pH_i = 7.4$ $7.4 - 2.3 = 5.1$

$$T = \left| \frac{4.5}{-5.1} \right| = 0.88$$

Soit 0,88 mmol de H^+ rajoutée à 1L de solution fait baisser le pH d'une unité

La solution 2: 2l d'un tampon AH/A^- de $pK_a = 6,8$ et $C_a = 12\text{mmol/l}$ et $C_b = 48\text{mmol/l}$

$$pH_i = 6,8 + \log_{10} \frac{48}{12} = 7,4$$

On rajoute 9 mmol de HCl à la solution, la base intervient pour neutraliser l'acide

Concentrations finales $C'_b = 48 - 9/2 = 43,5\text{mmol/l}$ $C'_a = 12 + 9/2 = 16,5\text{mmol/l}$

$$pH_f = 6,8 + (43,5/16,5) = 7,22$$

$$pH = pH_f \quad pH_i = 7,22 \quad 7,4 - 7,22 = 0,18$$

$$T = \frac{4,5}{-0,18} = 25$$

Soit 25 mmol de H^+ rajoutées à 1L de solution fait baisser le pH d'une unité

d) Efficacité d'un tampon:

- le pouvoir tampon T est un indicateur. Il renseigne sur la capacité d'une solution tampon à lutter contre les changements de pH

- plus un tampon est efficace plus la valeur de T correspondante est élevée

- plus ΔpH est petit plus la valeur de T sera élevée, ΔpH est influencé par:

Proportion entre acide et base conjugués:

Si $C_a \approx C_b$, le rapport C_b/C_a reste $\approx 1 \Rightarrow$ le pH varie peu

LE POUVOIR D'UN TAMPON EST MAXIMAL LORSQUE $C_a \approx C_b \Leftrightarrow pH \approx PK_a$

Concentration du couple acide-base

Si C_a et C_b sont élevées, XIV sera négligeable / C_a et $C_b \Rightarrow$ le rapport C_b/C_a variera peu

\Rightarrow le pH variera peu

UN TAMPON EST D'AUTANT PLUS EFFICACE QUE LA CONCENTRATION DU TAMPON (ACIDE + BASE) EST ÉLEVÉE

II) LES ACIDES ET LES BASES DANS L'ORGANISME :

1) LES PH DE L'ORGANISME :

Les solutions physiologiques ont des pH différents:

- les sécrétions gastriques $pH \approx 1$

- pH urinaire entre 4,5 et 8,5

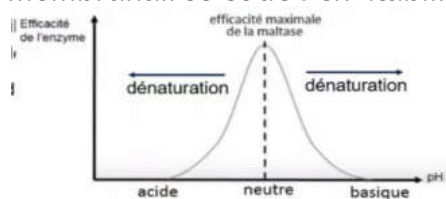
- le liquide céphalorachidien a un pH entre 7,9 et 8,1

- le milieu intracellulaire en moyenne pH de $7 < pH$ du milieu extracellulaire

Le maintien du pH à une valeur \pm stable est un élément essentiel pour l'équilibre et le bon fonctionnement de l'organisme

exemple des protéines:

\searrow du pH du milieu \Rightarrow structure tertiaire \Rightarrow \searrow Activité enzymatique \Rightarrow Perturbation des canaux membranaires et de l'excitabilité cellulaire.



Le pH cellulaire est le plus crucial à maintenir, à cause des réactions chimiques qui s'y déroulent mais pas mesurable directement mais en équilibre avec le pH plasmatique, donc on suit le pH du sang.

Variations physiologiques :

En moyenne le plasma a un pH de $7,4 \pm 0,02$

sang artériel de 7,38 à 7,42 / Sang veineux de 7,36 à 7,41

alimentation, métabolisme, Médicaments, maladie, effort physique... \rightarrow Production ou consommation de protons \rightarrow Fluctuation du pH (diminution ou augmentation)

Variations pathologiques : sang artériel $pH < 7,38$ / sang veineux $pH < 7,36$

Variations compatibles avec la vie : $7 < pH < 7,8$

2) LES SOURCES DE BASES ET D'ACIDES DANS L'ORGANISME :

État physiologique normal:

- Acides aminés et acides gras alimentaires, produits du métabolisme des aliments ingérés → Production de H^+
- La production d' H^+ à partir de CO_2 et de H_2O est la source d'acide la plus importante, par l'intermédiaire de l'acide carbonique H_2CO_3 :
 $CO_2 + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3 \leftrightarrow H^+ + HCO_3^-$
- Une molécule de glucose → 6 molécules de CO_2

En cas de pathologie:

- diabète → acides cétoniques
- diarrhée ou troubles rénaux → diminution des bicarbonates HCO_3^-
- insuffisance respiratoire → hypoventilation → accumulation de CO_2

Peu d'aliments ingérés sont basifiants et le métabolisme apporte peu de bases. >>> Le système de défense de l'organisme est axé surtout sur l'élimination d'acidités

3) MÉCANISMES DE RÉGULATION DU pH DANS L'ORGANISME :

Pour maintenir le pH à une valeur normale, l'organisme procède de deux façons

- Neutraliser (tamponner) les acides ou bases en excès

- C'est le rôle des tampons de l'organisme: substances libres dans le plasma, dans le cytoplasme des cellules...
- Ils agissent **instantanément**, mais ils sont rapidement saturables, donc action à court terme seulement

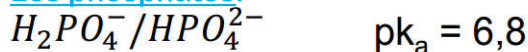
-Évacuer (éliminer) de l'organisme acides ou bases en excès

Rôle assuré par les organes régulateurs : le poumon et le rein

- Le poumon agit en **second lieu** et prends en charge la majorité des perturbations de l'équilibre acide-base
- Le rein agit **tardivement** et assure le reste de la régulation

III) LES TAMPONS DE L'ORGANISME :

-Les phosphates:



tampon très efficace car :

$$\frac{HPO_4^{2-}}{H_2PO_4^-} = 4$$

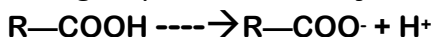
Rôle important dans le rein

Rôle moins important dans le sang car s'y trouve à 1 mmol/l

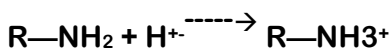
-Les protéines: protéines intracellulaires et protéines plasmatiques (75g/l)

Excellents tampons: groupements acides et groupements basiques en même temps

- Le groupement carboxyle $-\text{COOH}$ libère des ions H^+



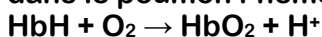
- Le groupement amine $-\text{NH}_2$ capte des H^+



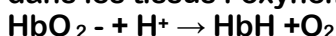
-L'hémoglobine: tampon intracellulaire, 150g/l de sang, existe sous deux formes:

- HbO_2 Hémoglobine oxydée $pK_a = 6,60$
- HbH Hémoglobine réduite $pK_a = 7,83$
- Agit en tant que protéine avec son groupement NH_2
- Et agit aussi en combinaison avec la respiration

dans le poumon l'hémoglobine réduite capte un O_2 en libérant un H^+



dans les tissus l'oxyhémoglobine libère un O_2 en captant un H^+ du métabolisme



-Le tampon bicarbonate: H_2CO_3 / HCO_3^- $pK_a = 6,1$ essentiellement dans le plasma

À l'ajout d'un acide:



anhydrase carbonique

H₂CO₃ est en équilibre avec CO₂ et H₂O via l'**anhydrase carbonique**

$$pH = pK_a + \log_{10} \frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]}$$

Or, [CO₂] dissout est proportionnelle à PCO₂, selon la loi de Henry:

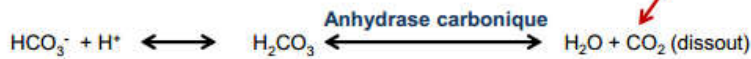
$$[CO_2] = a \cdot PCO_2$$

$$pH = pK_a + \log_{10} \frac{[HCO_3^-]}{a \cdot PCO_2}$$

a : coefficient de solubilité du CO₂

A 37 °C a = 0,03 mmol/l.mmHg ou a = 0,23 mmol/l.kPa.

Le tampon bicarbonate



PCO₂ étant dépendante de la respiration, une variation de la ventilation ⇒ pH

• Hyperventilation ⇒ ↓ PCO₂ ⇒ ↓ [CO₂] ⇒ ↑ rapport [bicarbonate] / [CO₂] ⇒ ↑ pH

• Hypoventilation ⇒ ↑ PCO₂ ⇒ ↑ [CO₂] ⇒ ↓ rapport [bicarbonate] / [CO₂] ⇒ ↓ pH

La respiration contrôle le rapport [bicarbonate] / [CO₂] via la PCO₂

Compensation de [CO₂] par le milieu extérieur <-> **TAMPON OUVERT**

[A] ou [B] rapidement modifiée par échange avec l'extérieur

Le bicarbonate est le seul tampon ouvert

Les autres tampons sont fermés : [A] + [B] = constante

16

-Les constantes du tampon bicarbonate :

pour un pH sanguin de 7,4 [HCO₃⁻] = 24 mmol/l

$$pH = pK_a + \log_{10} \frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]} \longrightarrow [CO_2] = 1,2 \text{ mmol/l et } P_{CO_2} = 40 \text{ mm Hg}$$
$$\frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]} = 20$$

• [HCO₃⁻] = 20 [CO₂] → Tampon plus disposé à tamponner un excès d'acide

• $\frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]} \gg 1$ → Pouvoir tampon assez faible

• [HCO₃⁻] + [CO₂] = 25,2 mmol/l → Efficace grâce à sa concentration

• $\frac{[HCO_3^-]}{[CO_2]}$ variable par la ventilation et par l'action du rein aussi → Efficacité grâce au caractère ouvert

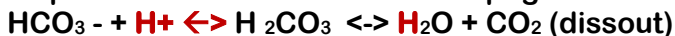
IV) LES ORGANES RÉGULATEURS :

1- LE POUMON: LA VENTILATION :

Intervient rapidement (quelques min) après l'action du tampon et concerne le CO₂

une ↓ pH ⇒ ↑ rythme et amplitude respiratoire (hyperventilation) ⇒ ↓ PCO₂ donc ↓ CO₂ plasmatique ⇒ pH ↑ et se rapproche de la normale

Le poumon évacue du CO₂ accompagné d'eau comportant les H⁺ en excès



L'élimination de H⁺ se fait au prix de l'élimination d'ions bicarbonates de l'organisme.

une ↑ pH ⇒ ↓ rythme et amplitude respiratoire (hypoventilation) ⇒ ↑ PCO₂ donc ↑ CO₂ plasmatique ⇒ pH ↓ et se rapproche de la normale

Une ↓ pH ⇒ stimulation des centres respiratoires

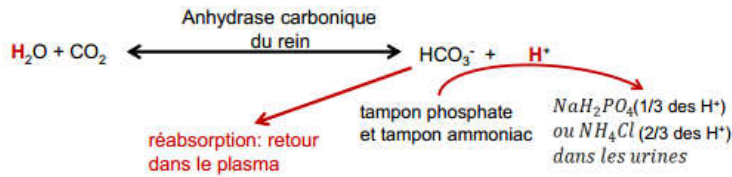
2- LE REIN:

- régulation plus tardive, quelques heures à quelques jours
- plus puissante que celle du poumon
- agit essentiellement sur HCO₃⁻.

• $[\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_2] = 25,2 \text{ mmol/l}$

→ Efficace grâce à sa concentration

CO_2 (et H_2O) formés en excès dans le plasma et non évacués, entrent dans le rein



Le rein élimine l'acidité en excès tout en régénérant le bicarbonate

V) ANOMALIES DU PH :

VARIATIONS PATHOLOGIQUES :

Déséquilibres de l'équilibre acido-basique :

État acido-basique normal

$$\left. \begin{array}{l} [\text{CO}_2] = 1,2 \text{ mmol/l} \\ \text{Soit } P_{\text{CO}_2} = 40 \text{ mmHg} \\ [\text{HCO}_3^-] = 24 \text{ mmol/l} \end{array} \right\} \text{pH du sang artériel} = 7,4$$

État acido-basique pathologique

$$\left. \begin{array}{l} \Delta \text{ de } [\text{CO}_2] \\ \text{et/ou de } [\text{bicarbonates}] \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Acidose: pH} \searrow < 7,38 \\ \text{Alcalose: pH} \nearrow > 7,42 \end{array}$$

1- ACIDOSE :

acidose respiratoire: $\nearrow P_{\text{CO}_2} > 42 \text{ mmHg}$

- hypoventilation due à une insuffisance respiratoire (asthme)
- dysfonctionnement du système nerveux central, ou maladie neuromusculaire

acidose métabolique: \searrow concentration bicarbonate

Pas de rapport avec la ventilation

ou \searrow de [toute autre base fixe]

ou \nearrow de [tout acide fixe]

- diarrhée aiguë abondante
- acidocétose diabétique: production d'acide fixe (diabète sucré)

C'est une diminution du pH. Pour le sang artériel $\text{pH} < 7,38$

2- ALCALOSE :

C'est une augmentation du pH. Pour le sang artériel $\text{pH} > 7,42$

alcalose respiratoire $\searrow P_{\text{CO}_2} < 38 \text{ mmHg}$

- en cas d'embolie pulmonaire \Rightarrow respiration rapide
- en cas atteinte des centres respiratoires, anxiété, altitude

alcalose métabolique \nearrow bicarbonates (concentration)

pas de rapport avec ventilation

ou \nearrow de [toute autre base fixe]

ou \searrow de [tout acide fixe]

- en cas de perfusion excessive de bicarbonates
- en cas de vomissements importants

VI) INTERPRÉTATION DES DONNÉES DE pH DIAGRAMME DE DAVENPORT :

• Il y a plusieurs paramètres à prendre en compte pour la régulation de l'équilibre acidobasique :

- les bicarbonates sanguins
- la PCO_2 dans le sang
- Les autres tampons fixes

• Pour chaque tampon $\Delta[\text{base}]$ ou $\Delta[\text{acide}]$

} $\rightarrow \Delta \text{ de pH}$

• Nécessité de réunir ces différents paramètres dans un même repère afin de suivre l'évolution du

pH dans différentes situations.

- Il s'agit de diagrammes donnant l'évolution de $[HCO_3^-]$, en fonction du pH
- La représentation la plus utilisée est celle de DAVENPORT

-Troubles métaboliques purs

Une perturbation des acides fixes à l'origine de variation de pH (PCO_2 constante)

- On assimile le sang à une solution avec une certaine P_{CO_2} :

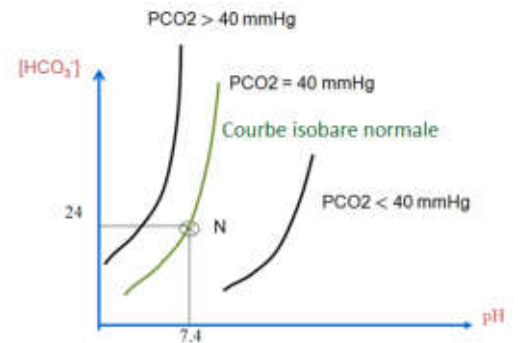
- ✓ on rajoute l'acide fixe
- ✓ et on note l'évolution du pH et de $[HCO_3^-]$

- $[HCO_3^-]$ varie en fonction du pH de façon exponentielle selon:

$$[HCO_3^-] = aP_{CO_2} \cdot 10^{pH-6.1}$$

Pour une valeur donnée de PCO_2 la courbe de Δ de $[HCO_3^-]$ en fonction du pH est appelée **courbe isobare**

- Il existe une courbe isobare différente pour chaque valeur $PCO_2 \Rightarrow$ **Famille d'isobares parallèles**



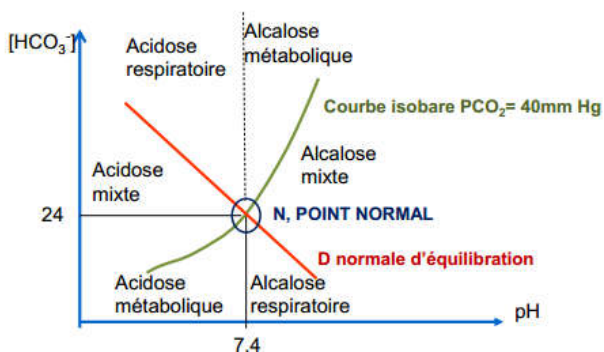
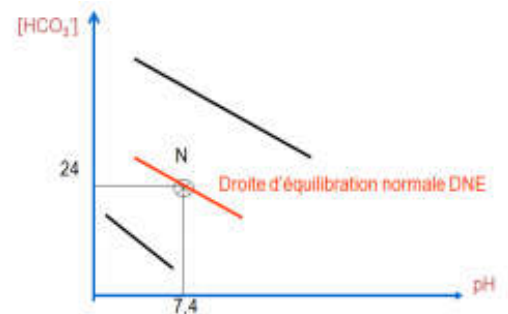
-Troubles respiratoires purs

Une perturbation du CO_2 à l'origine de la variation de pH (acides fixes constants, surtout les protéines)

- On assimile le sang à une solution avec une certaine [acide fixe]:

- ✓ on rajoute le CO_2
- ✓ et on note l'évolution du pH et de $[HCO_3^-]$

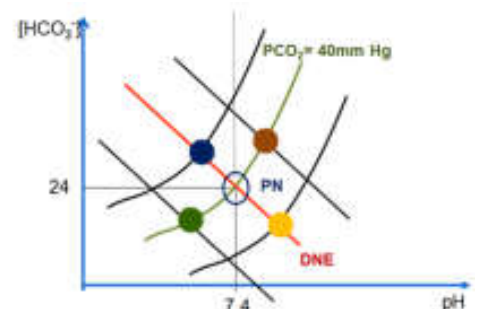
- $[HCO_3^-]$ varie en fonction du pH de façon linéaire
- Pour une valeur donnée de [acides fixes] la courbe de Δ de $[HCO_3^-]$ / pH est appelée **droite d'équilibration du CO_2**
- Il existe une **droite d'équilibration** différente pour chaque valeur de [acides fixes] \Rightarrow **Famille de droites d'équilibration**



- Prise pH du sang = premier indicateur sur l'existence d'un trouble
- mesure les gaz du sang
- report des valeurs trouvées sur le diagramme de Davenport
- Interprétation des données:

bleu: acidose respiratoire
jaune: alcalose respiratoire
vert: acidose métabolique
rouge: alcalose métabolique

- un trouble métabolique sera compensé par le poumon
- un trouble respiratoire sera compensé par le rein



Résumé des différents troubles acido-basique et leurs compensations

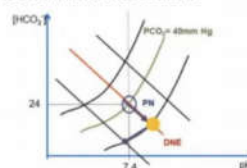
	Trouble initial	compensation
Acidose respiratoire	$\nearrow a PCO_2$	$\nearrow [HCO_3^-]$
Acidose métabolique	$\searrow [HCO_3^-]$	$\searrow a PCO_2$
Alcalose respiratoire	$\searrow a PCO_2$	$\searrow [HCO_3^-]$
Alcalose métabolique	$\nearrow [HCO_3^-]$	$\nearrow a PCO_2$

Principe de la compensation:

Dans le rapport $\frac{[HCO_3^-]}{aPCO_2}$ variation du terme non concerné par la perturbation, dans le même sens que le terme qui est en cause dans cette perturbation
 Résultat : rétablir le rapport $\frac{[HCO_3^-]}{aPCO_2}$ à sa valeur normale

Exemple de problème respiratoire: Hyperventilation

- baisse de P_{CO_2} a provoqué une alcalose respiratoire.
 \Rightarrow Le point représentatif de l'état acido-basique du patient s'est déplacé sur la DNE vers un pH basique
- Ensuite intervient la régulation rénale = élimination de HCO_3^-
 \Rightarrow le point représentatif se déplace sur la même isobare vers des $[HCO_3^-]$ plus faibles



- Le pH est ramené à sa valeur normale
- il s'agit seulement d'une compensation, qui ne règle pas le problème respiratoire, car on ne revient pas sur le point normal du diagramme de Davenport.

29

Ressources : Diapos du professeur de Biophysique Hjiyej

Mise en page : Filali Mohamed (étudiant de la promo médecine 2022)