

## LES DESEQUILIBRES ACIDO-BASIQUES

- 1) Généralités
- 2) Origine des ions  $H^+$
- 3) Elimination des ions  $H^+$
- 4) Transport des ions  $H^+$  : les systèmes tampons
- 5) Régulation du pH
- 6) Les déséquilibres acido-basiques

### I- GÉNÉRALITÉS:

L'alimentation et l'ensemble des métabolismes = production d'environ :

- \* 80 mmol d'ions  $H^+$  /j
- \* 13 500 mmol de  $CO_2$  /j.

Malgré cela : le pH sanguin reste stable à  $7,40 \pm 0,02$

le pH intracellulaire très voisin de 7.

A cela : l'organisme oppose des mécanismes d'élimination ou de camouflage de ces acides.

**Le pH du sang artériel du sujet normal est :**

1. remarquablement constant :
  - $pH = 7,40 \pm 0,02$  soit  $40 \pm 2$  nmol/L d'ions  $H^+$
  - malgré une agression acide continue.
2. remarquablement stable ( $\Delta pH = \pm 0,02$  soit  $pH = \pm 5\%$ )

grâce aux tampons  
grâce à une régulation particulièrement efficace.

### 1- Notion acide / base et pH

L'équilibre acido-basique d'une solution est régit par sa concentration en ion  $H^+$  et  $OH^-$  et le produit des ions  $H^+ OH^-$  est une constante égale à  $10^{-14}$ .

$$[H^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$$

Les ions  $H^+$  = cations sont appelés hydrons ou protons.

Acide = donneur d'ion  $H^+$       Base = receveur d'ion  $H^+$  (BRONSTED 1879- 1947)

La concentration des ions  $H^+$  dans le sang est très faible, de l'ordre du nanoéquivalent, Depuis Sorensen, on utilise le pH pour mesurer l'équilibre acide base d'une solution. Le p H est définit par le logarithme inverse de la concentration en ion  $H^+$ .

$$pH = 1 / \log [H^+]$$
$$pH=1 \quad [H^+] = 1/10 \text{ mole/l}$$
$$pH= 7 \quad [H^+] = 1 / 10 \times 7 \text{ mole/l}$$

Malgré les entrées et les sorties : Le pH du sang artériel est constant= 7,40

Grâce à la régulation rénale, pulmonaire et à des solutions appelées tampons.

Une réaction donnée :  $AH \rightleftharpoons [H^+] + [A^-]$

La position d'équilibre de la réaction est une constante **K**, appelée constante de dissociation, qui est, pour une réaction donnée, égale à :



La constante de dissociation est égale au produit des éléments de droite de la réaction divisés par les éléments de gauche :

$$K = \frac{[A^-] \times [H^+]}{[AH]}$$

D'où  $[H^+] = K \times \frac{[AH]}{[A^-]}$

En introduisant le pH :

$$pH = \frac{1}{\log H^+} = \frac{1}{\log K} + \log \frac{[A^-]}{[AH]}$$

$$pH = pK + \log \frac{[A^-]}{[AH]} \quad \text{Henderson 1878-1942}$$

De deux acides, le meilleur est celui qui possède le  $K_a$  le plus grand et donc le  $pK_a$  le plus petit.

De deux bases, la meilleure est celle qui possède le  $K_a$  le plus petit et donc le  $pK_a$  le plus grand.

Le  $pK_a$  d'un couple acide base ne peut se déterminer que si on dose l'acide faible ou la base faible du couple

- La demi-équivalence d'un dosage est atteinte lorsqu'on a versé la moitié du volume de solution titrante qui permet d'obtenir l'équivalence.
- A la demi-dissociation (demi-équivalence,) on a la relation  $pH = pK_a$
- $pK = pH$  de demi dissociation

## II- ORIGINES DES IONS $[H^+]$

### 1. Acides volatils :

volatil = peut s'échapper de la solution qui le contient

$CO_{2dissous}$  : - est un acide :  $CO_{2d} + (H_2O) \rightleftharpoons HCO_3^- + H^+$

- est volatil :  $CO_{2 \text{ volatil}} \rightleftharpoons CO_{2d}$

$CO_{2dissous}$  : - est le seul acide volatil

- n'est pas totalement dissocié ( $pK=6,1$ ) au pH de l'organisme.

- production : ~ 20 000 mmol/j

## 2. Acides fixes :

- fixe= - ne peut s'échapper de la solution qui le contient.
- au pH de l'organisme (se comportent comme des acides forts) :  
sont totalement dissociés

### a) Acides fixes minéraux



- X<sup>-</sup> n'est pas métabolisable
- Production : ~ 35 mmol/j
- ex : acide phosphorique (1<sup>ère</sup> acidité)

### b) Acides fixes organiques

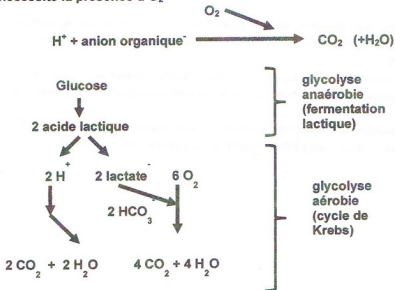


- Y<sup>-</sup> est métabolisable
- Production : ~ 2000 mmol/j
- ex : acide lactique

## 3. Elimination des ions H<sup>+</sup>

### a) Le métabolisme

- Permet la consommation sur place des ions H<sup>+</sup> (pas besoin de transport)
- nécessite la présence d'O<sub>2</sub>



## b) Le poumon

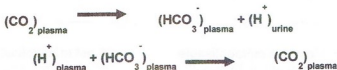
Mécanisme



- consomme du bicarbonate

## c) Le rein

mécanisme :



Bilan :

NB :  $(\text{H}^+)_{\text{urine}}$  est pris en charge par les tampons urinaires (phosphates...) et par  $\text{NH}_3$ .

Mécanismes impliqués dans la sécrétion proximale de protons : à ne pas apprendre

- 1) échangeur  $\text{Na}^+/\text{H}^+$  + fonctionnellement couplé à la  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$  -ATPase basolatérale,
- 2) sécrétion de métabolites protonés (HA) suivie de la réabsorption de leurs formes anioniques ( $\text{A}^-$ ) avec le sodium
- 3)  $\text{H}^+$ -ATPase (pompe à protons). La sécrétion de protons par ces trois mécanismes assure la réabsorption des bicarbonates.

A) Les bicarbonates sont d'abord transformés par la sécrétion luminale de protons en acide carbonique ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).

B) Sous l'effet d'une anhydrase carbonique membranaire (AC), cet acide carbonique se dissocie dans la lumière tubulaire en eau et en  $\text{CO}_2$ .

C) Celui-ci diffuse dans le compartiment cytoplasmique où une anhydrase carbonique cellulaire catalyse la resynthèse d'acide carbonique qui se dissocie, régénérant dans la cellule le proton précédemment sécrété et libérant un ion bicarbonate.

D) Les ions bicarbonates ainsi régénérés sont expulsés de la cellule au niveau de la membrane basolatérale au moyen de mécanismes impliquant soit un échange  $\text{Cl}^-/\text{HCO}_3^-$  - soit un co-transporteur  $\text{Na}^+ + 3\text{HCO}_3^-$ .

### Bilan des ions H<sup>+</sup> :

Afin d'éviter une production ou une consommation continue de bicarbonate empêchant la stabilité de [HCO<sub>3</sub>]<sup>-</sup> :

- le poumon doit éliminer une quantité d'ions H<sup>+</sup> égale à celle provenant de la dissociation de CO<sub>2</sub> dissous
- le métabolisme doit consommer une quantité d'ions H<sup>+</sup> égale à celle provenant de la dissociation des acides fixes organiques normalement métabolisés (~ 2000 mmol/l).
- le rein doit éliminer le reste des ions H<sup>+</sup>, c'est-à-dire une quantité égale à celle provenant de la dissociation des acides fixes minéraux (~ 35 mmol/l) et des acides fixes organiques non métabolisés (~ 35 mmol/l).

### 4. Transport des ions H<sup>+</sup> :

Les systèmes tampons de l'organisme:

- ne régulent pas le pH, mais tamponnent ses variations
- l'action est immédiate

#### LES SYSTÈMES TAMPONS

Les couples tampons sont formés par un acide faible (tampon H) et le sel alcalin de cet acide (tampon-) et qui peuvent faire face à une agression acide ou basique pour maintenir stable l'équilibre acido-basique d'une solution, ainsi en présence d'ions H<sup>+</sup> libre le tampon se comporte comme une base et inversement ; On aura :



Il existe des systèmes tampons extracellulaires et intracellulaires.

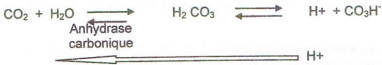
Les principaux couples tampons sont les systèmes :

- bicarbonate / acide carbonique,
- hémoglobine (Hb) / hémoglobinate (HbO<sub>2</sub>),
- Phosphate monosodique (PO<sub>4</sub>HNa) / phosphate disodique (PO<sub>4</sub>Na<sub>2</sub>),
- protéines / protéinates.

Les différents systèmes sont en équilibre ce qui permet l'évaluation d'un seul système tampon. Ils ont un rôle moins important que le tampon bicarbonate:CO<sub>2</sub> ; SEUL TAMPONS OUVERT. Les autres sont tous des systèmes fermés, c'est à dire incapables de quitter physiologiquement l'organisme.

Ces substances tampons transportent les ions H<sup>+</sup> jusqu'au lieu d'échange : le poumon, le rein, les cellules et tissu osseux.

Considérons le système tampon bicarbonate de sodium ( $\text{HCO}_3\text{Na}$ ) et acide carbonique ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) qui est le plus important de l'organisme : TAMPON OUVERT. L'acide carbonique en présence d'une enzyme l'anhydrase carbonique peut soit se déshydrater en eau ( $\text{H}_2\text{O}$ ) et libérer du  $\text{CO}_2$  soit libérer un ion  $\text{H}^+$  et un ion bicarbonate ( $\text{HCO}_3^-$ ).



Selon la loi d'action de masse, l'addition d'ions  $\text{H}^+$ , déplace l'équilibre de la réaction vers la gauche.

La position d'équilibre de la réaction est une constante  $K$ , appelée constante de dissociation, qui est, pour une réaction donnée, égale à :



La constante de dissociation est égale au produit des éléments de droite de la réaction divisés par les éléments de gauche :

$$K = \frac{[\text{A}^-] \times [\text{H}^+]}{[\text{AH}]}$$

D'où 
$$[\text{H}^+] = K \times \frac{[\text{AH}]}{[\text{A}^-]}$$

En introduisant le pH :

$$\text{pH} = \frac{1}{\log \text{H}^+} = \frac{1}{\log K} + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

$$\text{pH} = \text{pK} + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{AH}]}$$

Appliqué au système bicarbonate, dont le pK est égal à 6,1, on obtient l'équation de HENDERSEN-HASSELBALCH

$$\text{pH} = 6,1 + \log \frac{\text{CO}_3\text{H}^-}{\text{CO}_3\text{H}_2}$$

Dans le sang artériel :

la concentration en gaz carbonique dissous ( $\text{CO}_2$  dissous) est proportionnel à la pression partielle de  $\text{CO}_2$  ( $\text{paco}_2$ ).

Comme la concentration en acide carbonique ( $\text{CO}_3\text{H}_2$ ) correspond ici à la concentration de  $\text{CO}_2$  dissous, l'équation de Hendersen-Hasselbalch peut s'exprimer :

$$\text{pH} = 6,1 + \log \frac{\text{CO}_3\text{H}^-}{\text{S} \times \text{paco}_2}$$

$\text{S}$  = coefficient de solubilité de l'acide carbonique dans le plasma = 0,03 mmol/mmHg  
Donc, le pH du sang est proportionnel au rapport :

## Composante métabolique

## Composante respiratoire

### EN RESUME

Les trois éléments de l'équation de HENDERSEN HASSELBALCH :

- 1- Le pH : Dans les conditions normales et pathologiques l'organisme tend à garder un pH fixe ; en maintenant le rapport bicarbonate/pCO<sub>2</sub> stable.
- 2- Le CO<sub>2</sub> dissous : son élimination est pulmonaire, elle peut rapide et importante.
- 3- Les bicarbonates : constituent un pool de réserve. Ils sont consommés par les ions H<sup>+</sup> en cas d'acidose. Leur régulation est rénale, longue à mettre en route (10 heures à 5-6 jours ).

En pratique :

pH > 7,40 = ALCALOSE

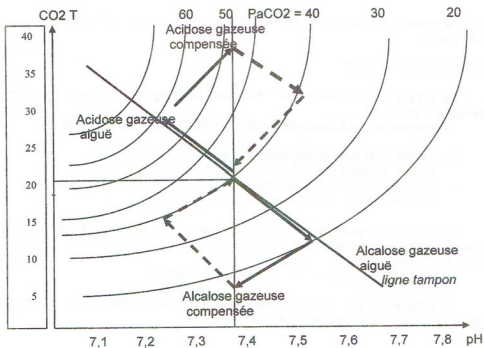
PaCO<sub>2</sub> < 40 : Alcalose gazeuse

PaCO<sub>2</sub> # 40 (bica >25) : Alcalose métabolique

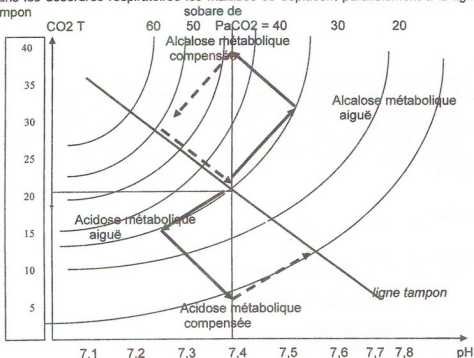
pH < 7,40 = ACIDOSE

PaCO<sub>2</sub> > 40 : Acidose gazeuse

PaCO<sub>2</sub> # 40 ( Bica <25) : Acidose métabolique



Dans les désordres respiratoires les malades se déplacent parallèlement à la ligne tampon



Dans les désordres métaboliques les malades se déplacent perpendiculairement à la ligne tampon.

#### METHODES DE MESURE

**Le pH** est mesuré directement. Sa valeur normale dans le sang artériel se situe entre 7,38 et 7,42 ce qui correspond à une concentration en ions H<sup>+</sup> de 38 à 43 nEq/l.

**La paCO<sub>2</sub>** = 38 à 42 mmHg peut être mesurée de trois façons :

- Mesure directe à l'aide d'une électrode spéciale,
- Estimation indirecte en appliquant l'équation de Hendersen-Hasselbalch,
- Estimation par la méthode d'interpolation d'Astrup.

**Le CO<sub>2</sub> total plasmatique (CO<sub>2</sub>T)**, se mesure sur un sang total en fonction de l'hématocrite, le pH et la SaO<sub>2</sub>. Sa valeur normale est de 26 à 28 mEq/l (mmol/l) soit 50 à 55 vol% (volume pour cent).

$$\text{CO}_2 \text{ T} = \text{HCO}_3\text{-plasmatique} + \text{CO}_2 \text{ dissous} + \text{H}_2\text{CO}_3$$

**Les bicarbonates plasmatiques réels** (ou CO<sub>2</sub> combiné) calculés par la différence CO<sub>2</sub>T - CO<sub>2</sub> dissous = 24 à 26 mEq/l.



**L'excès de bases (Base Excess, BE)** traduit la concentration en base à 37 °C sous  $p\text{aCO}_2$  de 40 mmHg mesuré par titration à l'aide d'un acide fort jusqu'à un pH de 7,40. Il est normalement négatif, de l'ordre de  $-0,8$  mEq/l.

BE > 0 (positif) dans l'alcalose métabolique

BE < 0 (négatif) dans l'acidose métabolique

#### TERMINOLOGIE

Les variations des différents paramètres de l'équilibre acide-base par la terminologie suivante :

- *Acidose et alcalose* décrivent les processus anormaux susceptibles de produire un abaissement ou augmentation du pH, qu'il se produise effectivement ou non une déviation du pH en raison de la mise en jeu ou non des mécanismes compensateurs entraînés par le facteur étiologique primaire.
- Ils sont suivis du qualificatif *respiratoire, métabolique ou mixte*, selon que le facteur étiologique primaire concerne les ions  $\text{H}^+$  liés au  $\text{H}_2\text{CO}_3$  ou ceux liés aux acides fixes ou les deux à la fois.
- *Acidémie* = baisse du pH
- *Alcalémie* = augmentation du pH
- *Hypercapnie* une élévation de la  $p\text{aCO}_2$ , *hypocapnie* une diminution

*Hyperbasémie* une élévation des bicarbonates, *hypobasémie* une diminution

# LES DESEQUILIBRES ACIDO-BASIQUES

## ACIDOSE METABOLIQUE

### ■ DEFINITION

L'acidose métabolique est due à l'augmentation de la concentration des liquides extracellulaire en ions H<sup>+</sup> par concentration d'acides fixes non volatiles.

Quelque soit la cause                      pH < 7,35

La baisse du pH est la conséquence d'une diminution primitive des bicarbonates : Hypobasémie, due soit :

- Consommation pour tamponner l'excès d'ion H<sup>+</sup>
- Elimination, pertes digestives
- Pas de réabsorption de bicarbonate par les rein

### ■ DIAGNOSTIC CLINIQUE et BIOLOGIQUE

◆ Le phénomène initial est une hypobasémie (bica < 24 mEq/l) qui se manifeste par une

- Hyperventilation : type Küssmaul /respiration ample, profonde, symétrique et régulière
- Et qui va entraîner une hypocapnie.

◆ Signes cliniques de la maladies sous jacent

◆ Gaz du sang artériel

pH < 7,35

HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> < 24 mEq/l            :            Hypobasémie

CO<sub>2</sub> T < 26 mEq/l {le contrôle pour s'assurer de la fiabilité des gaz du sang doit montrer que : CO<sub>2</sub> T - HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> < 2 mEq/l}

paCO<sub>2</sub> < 40 mmHg            :            Hypocapnie

Si la réponse ventilatoire est adaptée, on aura une baisse de la PaCO<sub>2</sub> de 1,25 mmHg pour une baisse des Bicarbonates de 1 mmol/l. Soit

La PaCO<sub>2</sub> prévisible (PaCO<sub>2p</sub>) peut être calculé par l'équation suivante ::

$$\text{PaCO}_{2p} = 1.3 \times \text{HCO}_3^- + 10$$

⇒ Si PaCO<sub>2m</sub> (mesuré) < PaCO<sub>2p</sub> ⇒ alcalose respiratoire associée

⇒ Si PaCO<sub>2m</sub> > PaCO<sub>2p</sub> ⇒ acidose respiratoire associée

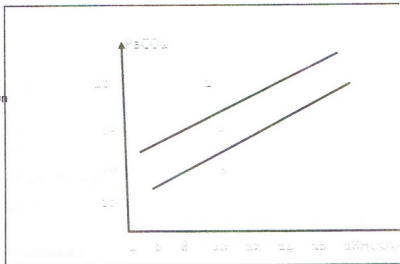
Les différentes situations d'acidose métabolique : Le diagramme de Winters défini, à partir de la relation PaCO<sub>2</sub> -HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, 3 zones correspondant :

ligne 1 : acidose métabolique pure

ligne 2 : acidose mixte (métabolique et respiratoire)

ligne 3 : acidose métabolique associée à un certain degré d'alcalose respiratoire par surcompensation.

Diagramme de compensation de l'acidose métabolique



### ■ Autres examens biologiques

En présence d'une acidose métabolique il est nécessaire de calculer le

« trou anionique : TA » :

Variable calculée à partir des électrolytes plasmatiques fondée sur le principe de l'électroneutralité où :

- Somme des cations circulants ( $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ , et indosés cationiques)

Est égale à la Somme des anions circulants ( $\text{Cl}^-$ , Bica, phosphate inorganique, sulfate, indosés anioniques)

$$\text{TA} = (\text{Na}^+) + (\text{K}^+) + (\text{indosés cationiques}) - (\text{Cl}^-) + (\text{HCO}_3^-) + (\text{indosés anioniques})$$

$$\text{TA} = (\text{indosés anioniques}) - (\text{indosés cationiques})$$

$$\text{TA} = (\text{Na}^+ + \text{K}^+) - (\text{Cl}^- + \text{HCO}_3^-) = 12 \pm 2 \text{ mEq/l}$$

L'augmentation du trou anionique est toujours le fait d'une accumulation d'ions  $\text{H}^+$  (anions indosés) sous forme d'acides organiques, lactates...

En cas d'acidémie:

- une **hyperkaliémie** due au passage de  $\text{K}^+$  du milieu intracellulaire vers le secteur extracellulaire.
- **L'hyperchlorémie** existe lorsque il y a fuite de base.

Diagnostic d'une ACIDOSE MÉTABOLIQUE :

1. Evocation du diagnostic DEVANT :  $\text{pH} < 7,35$  ET  $\text{HCO}_3^- < 24 \text{ mEq/l}$
2. Validation de la gazométrie  
 $\text{CO}_2 \text{ T artériel} - \text{HCO}_3^- < 2 \text{ mEq/l}$
3. Comparaison  $\text{PaCO}_2$  prévisible ( $\text{PaCO}_2\text{p}$ ) à celle mesurée ( $\text{PaCO}_2\text{m}$ )

$$\text{PaCO}_2\text{p} = 1,3 \times \text{HCO}_3^- + 10$$

Si  $\text{PaCO}_2\text{p} = \text{PaCO}_2\text{m}$  : trouble pur

Si  $\text{PaCO}_2\text{p} \neq \text{PaCO}_2\text{m}$  : trouble mixte ou complexe

-  $\text{PaCO}_2\text{m} < \text{PaCO}_2\text{p}$  : Alcalose respiratoire associée

-  $\text{PaCO}_2\text{m} > \text{PaCO}_2\text{p}$  : Acidose respiratoire associée

**4. Calcul du  $\Delta$  trou anionique ( $\Delta$  TA = TA calculé – TA normal) et du**

$$\Delta \text{HCO}_3^- = \text{HCO}_3^- \text{m} - \text{HCO}_3^- \text{normal}$$

$\Delta$ TA =  $\Delta$  HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>: AM organique pure

$\Delta$ TA <  $\Delta$  HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> : AM organique + minérale

$\Delta$ TA >  $\Delta$  HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> : AM organique + alcalose métabolique

■ **ÉTIOLOGIES DES ACIDISES MÉTABOLIQUES**

**A. ACIDOSE ORGANIQUE :**

**ACIDOSE METABOLIQUE avec TROU ANIONIQUE (TA) AUGMENTÉ et Normochlorémique**

**1- LES ACIDOSES LACTIQUES:**

Acide lactique > 2 mEq/l (Normal : 1 mEq/l ou 100 mg/l)

Acide pyruvique normal = 0,1 mEq/l (10 mg/l)

- Hypoxie tissulaire (chocs, arrêt circulatoire, IRA II I)
- Insuffisance hépatique terminale
- Sepsis
- Maladies du métabolisme
- Intoxication (AAS, biguanide)

**2. ACIDO-CÉTOSE**

**3. INSUFFISANCE RÉNALE**

**4. INTOXICATIONS (éthylène glycol, méthanol, ...)**

**B. ACIDOSE MINÉRALE**

**ACIDOSE MÉTABOLIQUE avec TA normal et Hyperchlorémique**

**1- Fuite de bicarbonates :**

- Diarrhée haute
- Fistule biliaire
- Acidoses tubulaires rénales

**2- Rétention de charge acide**

- Insuffisance rénale
- Insuffisance surrénalienne
- Perfusion de Cl<sup>-</sup> en excès

**3- autres causes**

- Acidose post hypocapnique

## ■ Traitement

### 1. Traitement étiologique:

Indispensable: dans les acidocétoses diabétiques, les anoxies tissulaires ...

### 2. Traitement substitutif: administration de substances tampons (alcalins)

- Les médicaments tampons ont une efficacité maximale lorsque l'acidose est due à:
  - un apport exogène massif,
  - au cours des diarrhées profuses,
  - des tubulopathies et néphropathies interstitielles chroniques.
- Les médicaments tampons ont une indication formelle lorsque l'acidose s'accompagne d'une hyperkaliémie.

- Le bicarbonate de sodium: titre les ions H<sup>+</sup> en se transformant en acide carbonique éliminé par voie respiratoire. Il existe sous forme: - solution normale à 14 pour mille (500 ml),

- semi-molaire à 42 p. mille (10 et 20 ml),

- molaire à 84 p. mille (10 et 20 ml).

1 g de bicarbonate de sodium (HCO<sub>3</sub>Na) contient 11,9 mEq de bicarbonate (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>)

La quantité de tampon à administrer. La formule la plus utilisée :

Qté de HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> = 0,6 x POIDS ( la concentration désirée – la concentration actuelle)

## ALCALOSE METABOLIQUE

### ■ DEFINITION

L'alcalose métabolique est due à une diminution de la concentration des liquides extracellulaires en ions H<sup>+</sup> d'origine non respiratoire avec augmentation de la concentration extracellulaire en bicarbonates.

### ■ DIAGNOSTIC CLINIQUE ET BIOLOGIQUE

Les signes cliniques sont en rapport avec la cause : *hypokaliémie, hypochlorémie, déshydratation extracellulaire.*

Autres signes

- Neuromusculaire : Parfois tétanie.
- Cardiovasculaire ( troubles du rythme)
- Respiratoire (hypoxémie)

**Gaz du sang:**

- pH : Alcalémie ?

- HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> > 27 mEq/l : Hyperbasémie

- pCO<sub>2</sub> : Normale ou Augmentée (hypoventilation alvéolaire s'exprimant par une hypercapnie associée ou non à une hypoxémie)

**Autres examens :**

- Hypochlorémie
- Hypokaliémie

**Facteurs d'entretien:**

✓ **Diminution de la filtration glomérulaire des Bicarbonates**

- Hypovolémie chronique
- insuffisance rénale

✓ **Augmentation de la réabsorption tubulaire de  $\text{HCO}_3^-$**

- Hypovolémie
- Hypochlorémie
- Hypokaliémie
- Hyperaldostérionisme

} Acidurie paradoxale

Le diagramme de Van Ypersele de Stirou définit, à partir de la relation  $\text{PaCO}_2 - \text{HCO}_3^-$ , 3 zones correspondants :

- zone 1 : alcalose métabolique pure normalement compensée
- zone 2 : alcalose métabolique surcompensée
- zone 3 : alcalose métabolique mixte

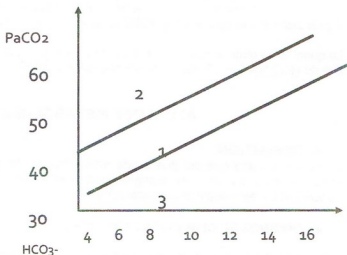


DIAGRAMME DE COMPENSATION DE L'ALCALOSE METABOLIQUE

## ■ DAIGNOSTIC ETIOLOGIQUE

### CHLORURÈSE < 15 mEQ/L

#### Alcalose chlorosensible

- Vomissements
- SG en aspiration
- Diurétiques ( long court)
- Régime pauvre en Cl
- Jeûne prolongé

### CHLORURÈSE > 15 mEQ/L

#### Alcalose chlororésistante

- Excès de minéralocorticoïdes
- Diurétiques de l'anse (début)
- Surcharge en alcalins
- Hypokaliémie sévère

## ■ TRAITEMENT

- *Le traitement étiologique* : indispensable : arrêt des diurétiques, de l'aspiration digestive...

- Le traitement symptomatique :

- Reconstituer le capital chloré et potassique : apport de chlorure de potassium 10 à 20 g en 2 ou 3 jours.
- Corriger une déshydratation extracellulaire par un apport d'eau et de sodium.

## ACIDOSE RESPIRATOIRE

### ■ DEFINITION

L'acidose respiratoire est une augmentation de la concentration extracellulaire en ion H<sup>+</sup> par rétention de CO<sub>2</sub>.

### ■ DIAGNOSTIC CLINIQUE ET BIOLOGIQUE

#### 1- Acidose respiratoire aiguë :

- pH= acidémie
- paO<sub>2</sub> < 100 mmHg : Hypoxémie
- paCO<sub>2</sub> > 40mmHg : hypercapnie.
- HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> : Nie ou légèrement augmenté

(La basémie ne s'élève que modérément pour empêcher la chute du pH)

## 2- Acidose respiratoire chronique :

- pH = acidémie ?
- $\text{PaCO}_2 < 100 \text{ mmHg}$  : Hypoxémie
- $\text{PaCO}_2 \gg 40 \text{ mmHg}$  : Hypercapnie,
- $\text{HCO}_3^-$  : élevé : hyperbasémie

(l'hyperbasémie a le temps de se constituer si bien que le pH est normal ou subnormal.

Réponse rénale prévisible:

$$\text{Variation HCO}_3^- = 0.35 \times \text{PaCO}_2$$

Les signes cliniques sont ceux de l'hypoxémie et de l'hypercapnie.

Le diagramme de Van Ypersele de Stirou définit, à partir de la relation  $\text{PaCO}_2 - \text{HCO}_3^-$ , permet de distinguer 5 zones correspondants :

Zone 2 : acidose respiratoire aiguë.

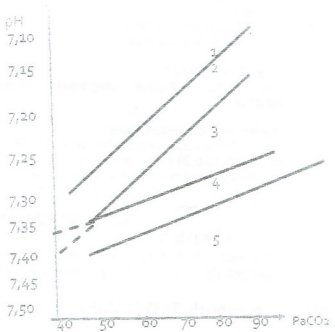
Zone 4 : acidose respiratoire chronique: compensée par une rétention de bicarbonates

Zone 3 : 4 phénomènes :

- Acidose respiratoire chronique en voie de décompensation.
- Une hypercapnie chronique à une acidose métabolique (acidose mixte).
- Une hypercapnie aiguë en voie de compensation.
- Une hypercapnie aiguë associée à une hyperbasémie par alcalose métabolique (par exemple des vomissements).

Zone 1 : acidose mixte.

Zone 5 : hypercapnie chronique + alcalose métabolique surajoutée.



### ■ DIAGNOSTIC ETIOLOGIQUE

L'acidose respiratoire :

- hypoventilation alvéolaire globale : D'origine centrale ou neuromusculaire
- Inefficacité de la ventilation : d'origine bronchopulmonaire.

Traitement : OXYGÉNOTHÉRAPIE : sonde nasale, ventilation artificielle



## ALCALOSE RESPIRATOIRE

### ■ DEFINITION

L'alcalose respiratoire est diminution de la concentration extracellulaire en ions  $H^+$  par élimination accrue de  $CO_2$ .

### ■ DIAGNOSTIC CLINIQUE ET BILOGIQUE

L'alcalose respiratoire aiguë :

- pH = alcalémie ?
- $paO_2 < 100$  mmHg : **Hypoxie**
- $paCO_2 < 40$  mmHg : **Hypocapnie**

( le taux de bicarbonate, dans la majorité des cas, reste voisin de la normale car il s'agit d'un phénomène aiguë)

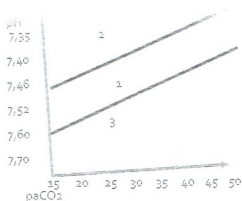
Les alcaloses respiratoires chroniques : ventilation artificielle prolongée

L'alcalose respiratoire s'accompagne habituellement d'une *hypokaliémie*, d'une *hyperchlorémie*

Cliniquement on retrouve le tableau d'**hyperventilation alvéolaire**.

Le diagramme d'Arbus, mettant en relation le pH et la  $PaCO_2$ , permet de définir 3 zones :

- Zone 1 : alcalose respiratoire aiguë
- Zone 2 : alcalose respiratoire associée à une acidose métabolique
- Zone 3 : alcalose mixte



### ■ DIAGNOSTIC ETIOLOGIQUE

- Une hypoxémie aiguë : quelque soit l'origine : OAP, infection, choc...
  - Stimulation des centres respiratoires : hyperventilation d'origine centrale ou métabolique (intoxication, encéphalopathie hépatique...).
  - Mécanique : ventilation artificielle
- Traitement** : Le traitement de l'alcalose respiratoire se confond avec la cause.