

# EQUILIBRIO ÁCIDO – BASE:

*Prof. Dr. Marcelo O. Lucentini*

# Concepto de Ácido y Base:

- Un *ácido* es toda sustancia que, en solución acuosa, es capaz de *ceder protones* al medio que la rodea:
  - $AH \rightarrow A^- + H^+$   
Base conjugada
- Una *base* es toda sustancia que, en solución acuosa, es capaz de *captar protones* del medio que la rodea...

# **Electrolitos fuertes y débiles:**

- Un *ácido* con gran capacidad de disociación se dice que es *fuerte*...

Ej.



- Un *ácido* con poca tendencia a disociarse se dice que es *débil*:



# **Electrolitos fuertes y débiles:**

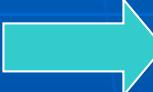


$$K_a = \frac{(H^+) \times (Cl^-)}{(HCl)}$$

$$pK_a = \log \frac{1}{K_a}$$

A menor pKa mayor tendencia a disociarse  
y viceversa...

# Concepto de pH:

- El agua es un *electrolito débil* (se disocia poco):
  - $\text{H}_2\text{O}$  (reactante)   $\text{H}^+ + \text{OH}^-$  (productos)
- $\text{Keq} = \frac{(\text{H}^+) \times (\text{OH}^-)}{(\text{H}_2\text{O})}$ 
  - Aplicando:
- $\text{Keq} \times (\text{H}_2\text{O}) = \text{Kw}$ 
  - $\text{Kw} = 10^{-14} \text{ M}^2$

# Concepto de pH:

- $K_w = 10^{-14} \text{ M}^2$
- Entonces:
- $K_w = \sqrt{(10^{-14} \text{ M}^2)}$
- $K_w = 10^{-7} \text{ M (H}^+ \text{)} \times 10^{-7} \text{ M (OH}^- \text{)}$
- $(\text{H}^+) = 10^{-7} \text{ M} = 0.0000001 \text{ M}$
- $(\text{OH}^-) = 0.0000001 \text{ M}$

# Concepto de pH:

- Para convertir  $10^{-7}M$  en un *número entero*, se aplica:
- $pH = \log 1/(H^+) = \log 1/0.0000001 = \log_{10} 10.000.000 = 7$

# Concepto de pH:

■  $\text{pH} = -\log (\text{H}^+)$  o bien,

$$\text{pH} = \log 1/(\text{H}^+)$$

# Concepto de pH:

- *Entonces:*

- $\text{pH} = \log \frac{1}{(\text{H}^+)}$

- $\text{pOH} = \log \frac{1}{(\text{OH}^-)}$

- $14 = \text{pH} + \text{pOH}$

# Concepto de pH:

- Es una medida del grado de acidez, neutralidad o alcalinidad de un medio biológico;
- Existe una relación inversa entre pH y concentración de hidrogeniones:
  - Al aumentar la concentración de hidrogeniones desciende el pH y viceversa;
  - Se trata de una relación logarítmica...

# Concepto de pH:

- Si el pH es :  $(H^+)$ 
  - 1 0.1 M
  - 2 0.01 M
  - 3 0.001 M
  - 4 0.0001 M
- Entre el pH = 1 y el pH = 4 la concentración de hidrogeniones disminuyó 1000 veces...

# Concepto de pH:

- El pH de sangre arterial y del fluido intersticial es normalmente 7.35 a 7.42;
  - Orina: pH:5;
  - Saliva: pH: 6.9;
  - Estómago: pH: 3
  - Intestino: pH: 8

# ¿Qué representa el pH?:

Es un índice *cualitativo*, no cuantitativo del estado ácido-base *corporal total*, porque en cualquier momento alrededor de 2/3 de una carga ácida o alcalina es *amortiguada* por el pasaje de protones hacia o desde el líquido intracelular...

# Concepto de pH:

- *El pH es un parámetro sobre el estado del plasma y del intersticio, pero no sobre el intracelular...*
- *Por eso, se prefiere hablar de **acidemia** o de **alcalemia**...*

# BUFFERS (AMORTIGUADORES):

- Un **buffer** es una sustancia que, colocada en solución acuosa, es capaz de minimizar los cambios de pH.
  - *Ej:*
    - $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{CO}_3\text{H}^-$
    - $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^=$
    - Proteínas.

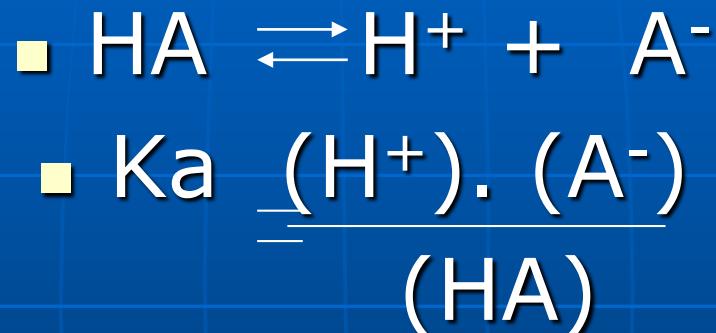
# ¿Cómo se produce el CO<sub>2</sub>?:

Por combustión de Glucosa y Ácidos Grasos a CO<sub>2</sub> y H<sub>2</sub>O.  
Interviene la enzima *anhidrasa carbónica*:



# Ecuación de Henderson-Hasselbach:

- Un *ácido débil* se ioniza:



$$(\text{H}^+) \cdot (\text{A}^-) = K_a \cdot (\text{HA})$$

$$(\text{H}^+) = K_a \cdot \frac{(\text{HA})}{(\text{A}^-)}$$

# Ecuación de Henderson-Hasselbach:

- $\log (H^+) = \log K_a + \log (HA)/(A^-)$
- $-\log (H^+) = -\log K_a - \log (HA)/(A^-)$ 
  - $pH = pK_a - \log (HA)/(A^-)$
- $pH = pK_a + \log (A^-)/(HA)$

- La ecuación de *Henderson-Hasselbach* tiene gran valor predictivo en equilibrios protónicos...

# Ecuación de Henderson-Hasselbach:

- 1. Cuando la  $(A^-) = (HA)$
- $pH = pK_a + \log (A^-)/(HA)$
- $pH = pK_a + \log 1/1 (0)$
- $pH = pK_a$

# Ecuación de Henderson-Hasselbach:

- 2. Cuando la relación  $(A^-)/(AH) = 100$ 
  - $pH = pK_a + \log (A^-)/(AH)$
  - $pH = pK_a + \log 100/1$
  - $pH = pK_a + 2$

# Ecuación de Henderson-Hasselbach:

- Cuando la relación  $(A^-)/(HA) = 1:10$ 
  - $pH = pK_a + \log 1/10 (-1)$
  - $pH = pK - 1$

# Ecuación de Henderson-Hasselbach:

- *Curva de titulación de un ácido HA*



# Ecuación de Henderson-Hasselbach:

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

*pKa* es la constante de disociación del ácido carbónico que es de 6,1...

# Ecuación de Henderson-Hasselbach:

- pH = RIÑÓN/PULMÓN
- pH = EB/ pCO<sub>2</sub>

# Anión Bicarbonato:

- Es predominantemente un *anión extracelular*;
- El espacio extracelular representa el 20 % del peso corporal (suma el *espacio intersticial* y el *intravascular*);
- El contenido total del bicarbonato en el espacio extracelular es de 24 mEq/l x 15 Litros= 360 mEq.

# Alteraciones del equilibrio ácido-base:

- Ante una alteración del equilibrio ácido-base de cierta magnitud, los *mecanismos reguladores* se ponen en marcha simultáneamente, pero van alcanzando su máximo de efectividad escalonados en el tiempo...

# Mecanismos reguladores:

- **1. Sistemas amortiguadores sanguíneos;**  
*(efectivos a los 30 segundos)*
- **2. Intercambios iónicos célula-intersticio;**  
*(efectivos a las 3 horas)*
- **3. Mecanismo pulmonar;**  
*(efectivo a las 6 horas)*
- **4. Mecanismo renal.**  
*(efectivo a los 3 días)*

# 1. Sistemas amortiguadores sanguíneos:

*Sistema del bicarbonato/ácido carbónico:*

Capilar sanguíneo:

Glóbulo rojo



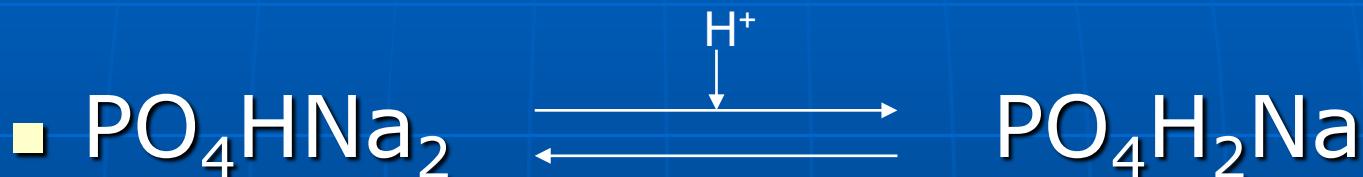
ANHIDRASA  
CARBONICA



O<sub>2</sub>

# Sistemas amortiguadores sanguíneos:

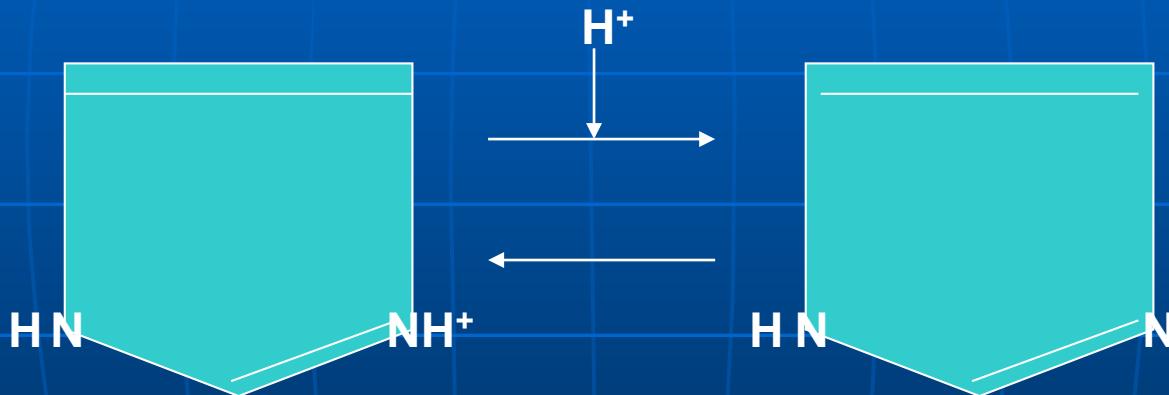
- Sistema de los fosfatos:



- En la *acidosis*, el fosfato monohidrogenado actúa como acceptor de  $\text{H}^+$  pasando a dihidrogenado; en la alcalosis ocurre lo contrario

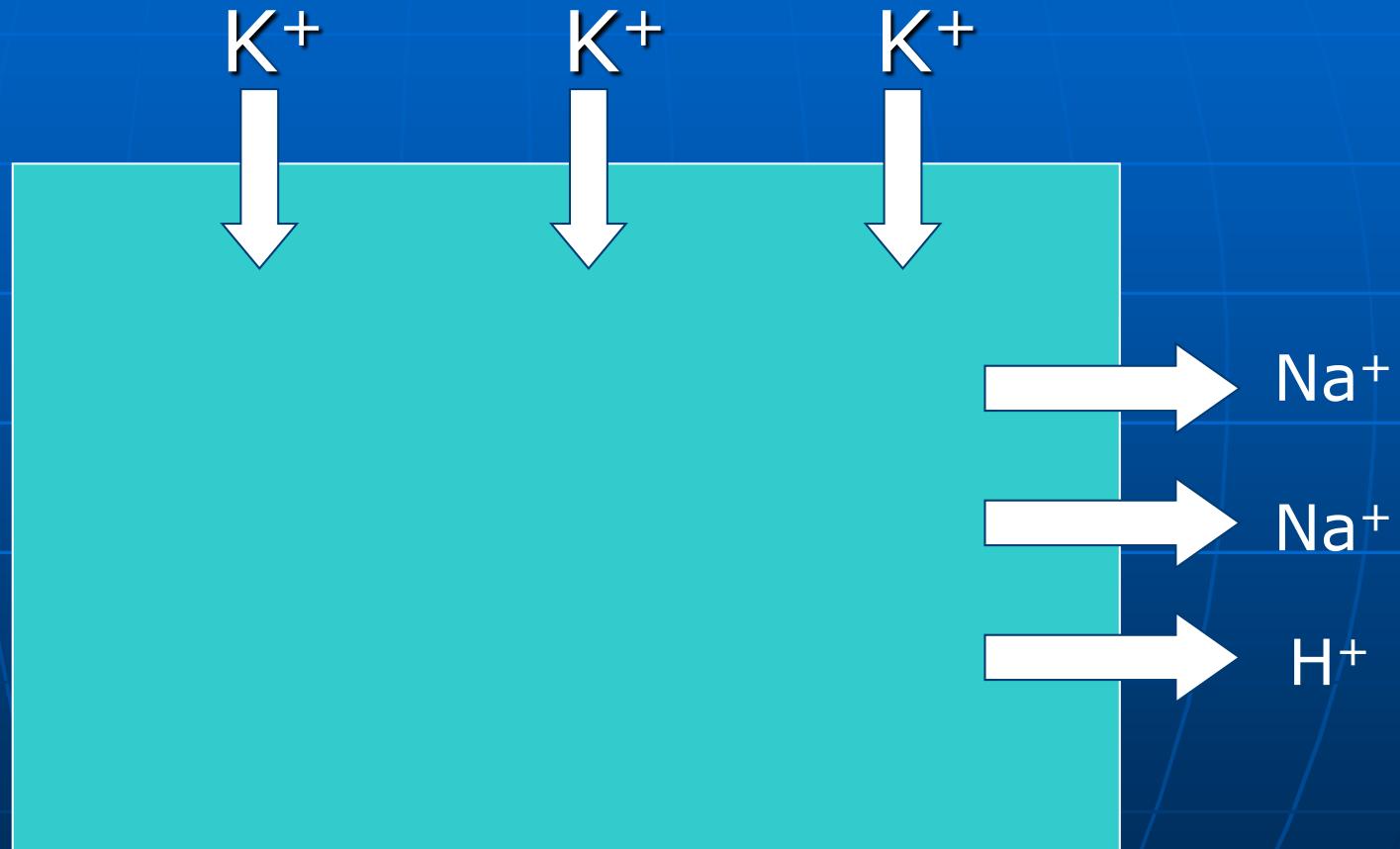
# Sistemas amortiguadores sanguíneos:

- *Sistema de la hemoglobina:*

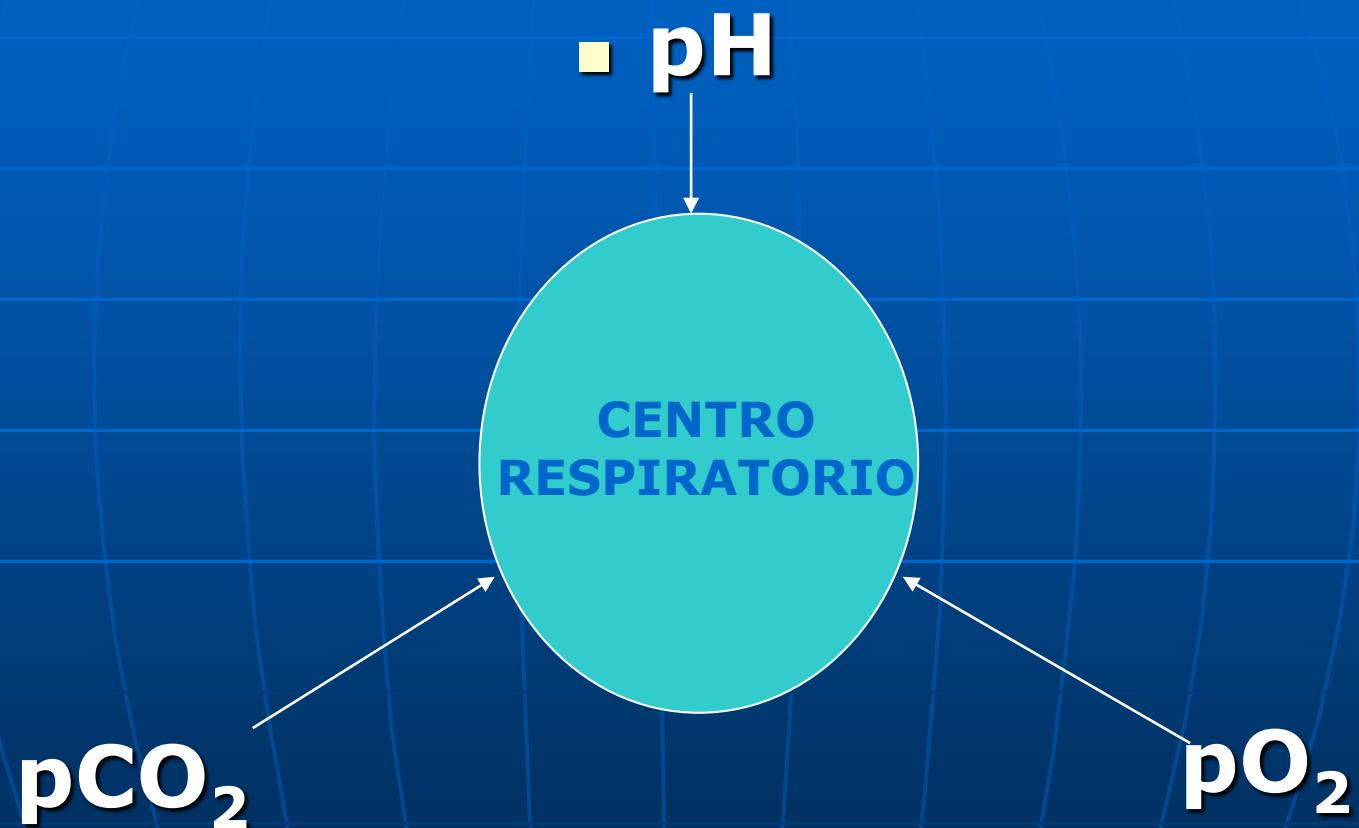


- Su propiedad amortiguadora reside en el grupo imidazol presente en el aminoácido histidina.

## 2. Intercambios iónicos célula-intersticio:

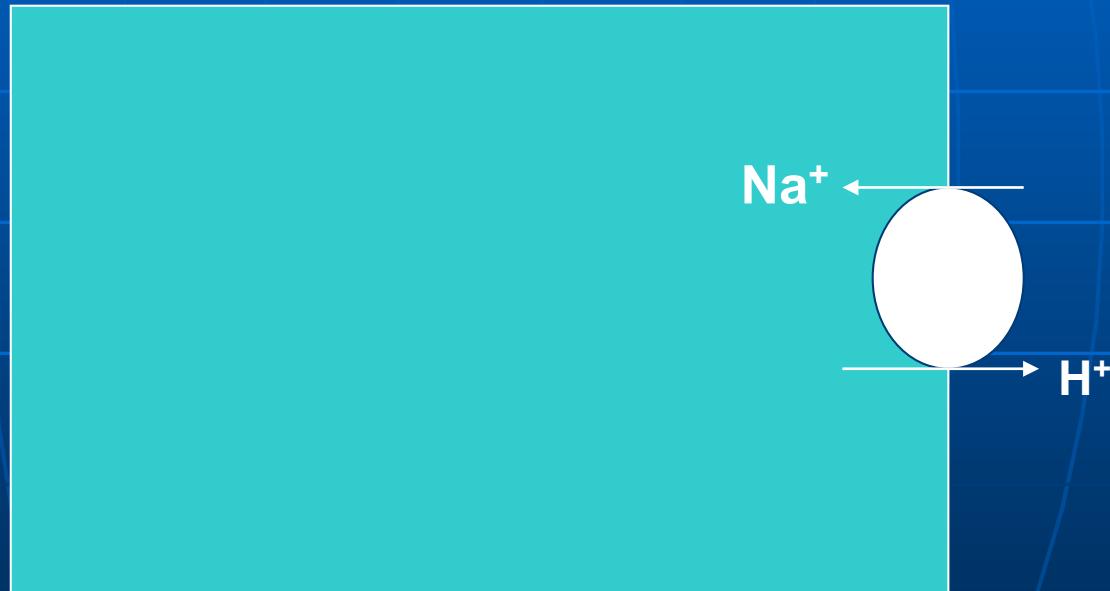


### 3. Mecanismo pulmonar:

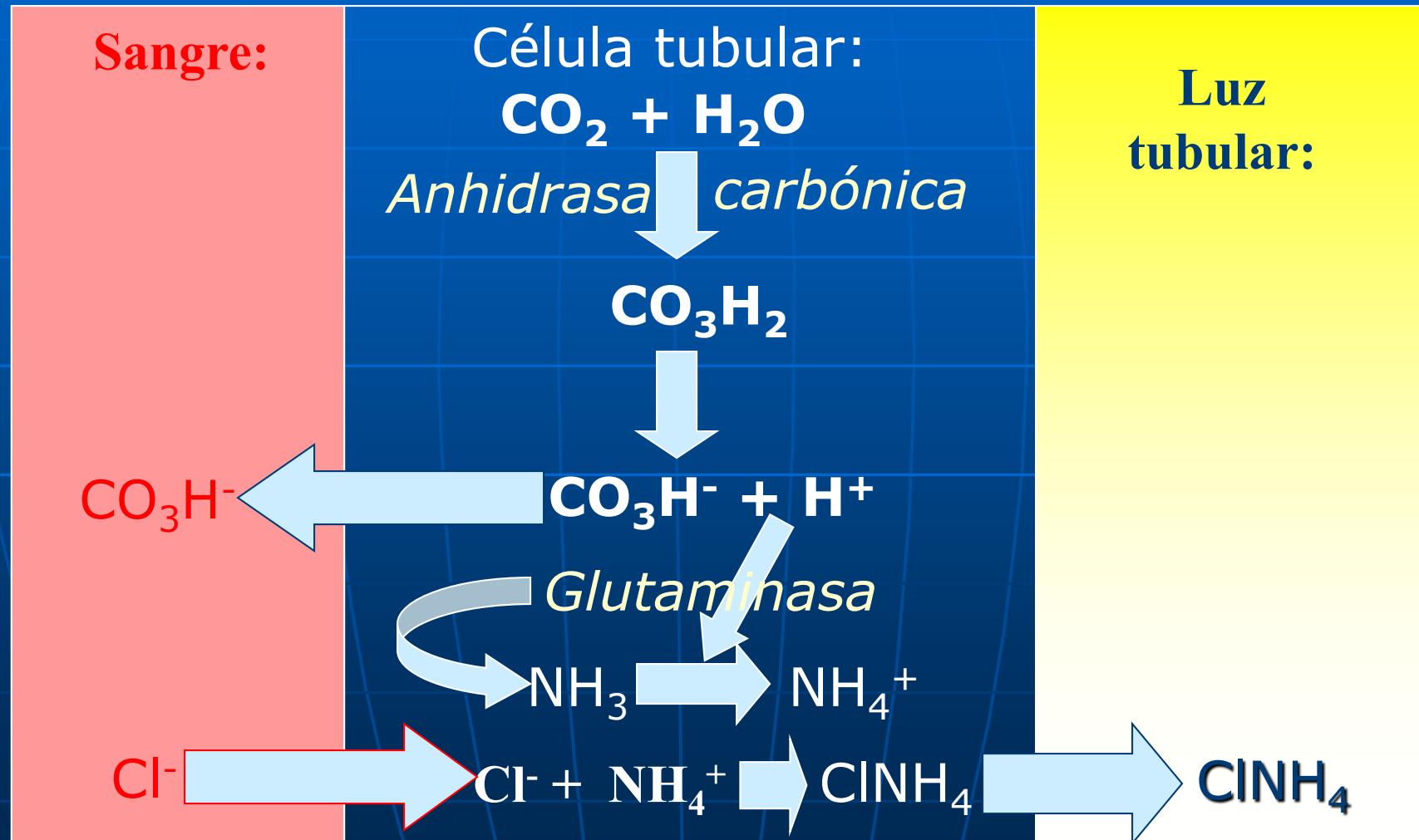


## 4. Mecanismo renal:

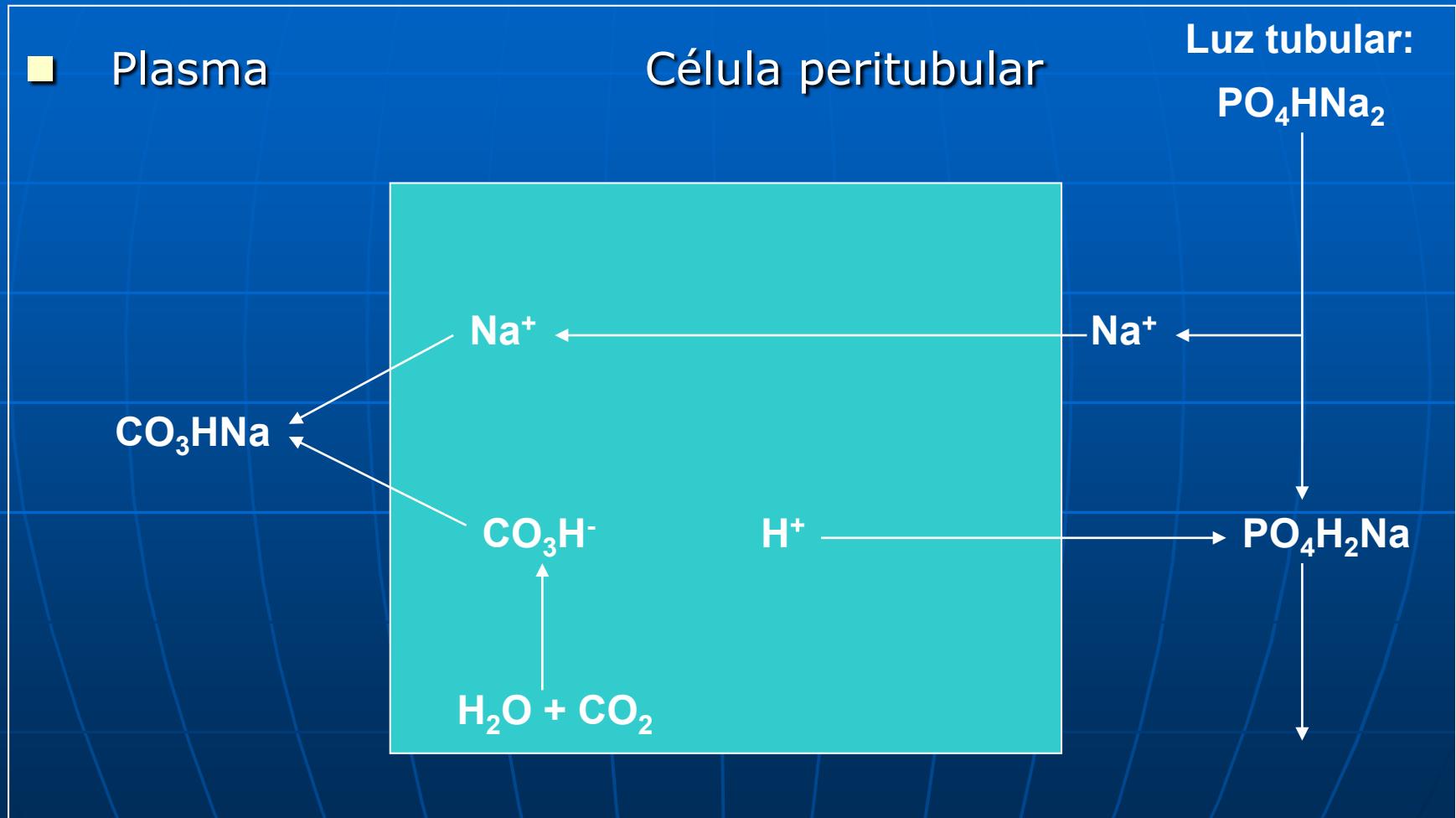
- Célula tubular distal:



## 4. Mecanismo renal:



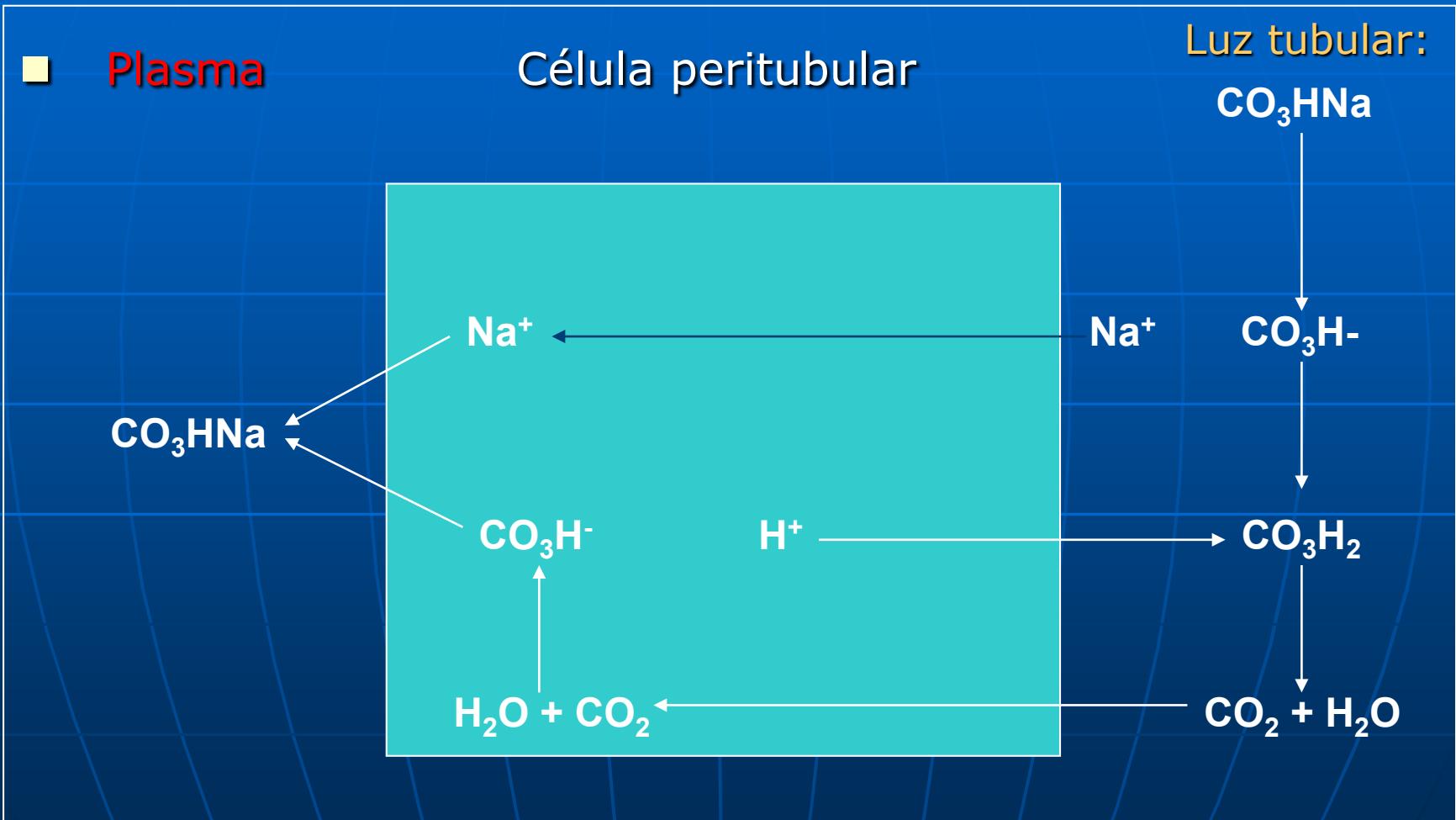
## 4. Mecanismo renal:



## 4. Mecanismo renal:

- *Recuperación de bicarbonato:*
- Cuando aumenta la  $pCO_2$ , se incrementa la reabsorción de bicarbonato ( $CO_3H^-$ ) en la célula tubular distal...

## 4. Mecanismo renal:



## 4. Mecanismo renal:

- El *mecanismo renal* es el único que compensa totalmente el desequilibrio ácido-base...



**MUCHAS GRACIAS!!!!**