

Tema 15.1 Equilibrio ácido-base



Dudas en los:
Foros o
WhatsApp al **653 82 62 03**

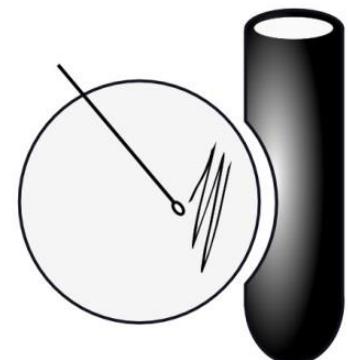
<http://formaciontecnicolaboratorio.com/>



[@Contraste Fases](https://www.instagram.com/@Contraste_Fases)



[Contrastedefases](https://www.facebook.com/Contrastedefases)



CONTRASTE DE FASES
Centro de formación de TEL

Definición de bases, ácidos y pH

Acidosis: aumento de la concentración de **hidrogeniones** (pH sangre arterial <7,35)★

Alcalosis: disminución de la concentración de **hidrogeniones** (pH sangre arterial >7,45)★

TEORÍA BRÖNSTED-LOWRY

Ácidos:

Sustancias que en disolución aportan al medio hidrogeniones, es decir, capaces de ceder un protón a otra sustancia (**dador de protones**).



Bases:

Sustancias que al disociarse aportan al medio grupos hidroxilos, o que captan hidrogeniones (**aceptar de protones**).



Anfótera (o anfítrópica): es una sustancia que puede reaccionar tanto como ácido, como base (ej. agua)

Definición de bases, ácidos y pH

TEORÍA	Arrhenius (teoría iones en agua)	Brönsted-Lowry (teoría protónica)	Lewis (teoría electrónica)
Definición de ácido	Da iones H^+ en agua.	Dador de protones.	Aceptor par de electrones.
Definición de base	Da iones OH^- en agua.	Aceptor de protones.	Dador par de electrones.
Reacciones ácido-base	Formación de agua	Transferencia protónica.	Formación de enlace covalente coordinado.
Ecuación	$H^+ + OH^- \rightleftharpoons H_2O$	$HA + B \rightleftharpoons A^- + BH^+$	$A + :B \rightleftharpoons A:B$
Limitaciones	Aplicable únicamente a disoluciones acuosas	Aplicable únicamente a reacciones de transferencia protónica	Teoría general

Constante de Disociación (K)

Los ácidos y bases débiles mantienen un equilibrio entre sus formas no disociadas y disociadas.

La **constante de disociación** representa la facilidad que tiene la molécula de soltar o aceptar hidrogeniones.

Ecuación de Henderson-Hasselbalch

Utilizada en química para calcular el pH de una disolución reguladora, o tampón, a partir del pK_a o el pK_b (obtenidos de la constante de disociación del ácido o de la constante de disociación de la base) y de las concentraciones de equilibrio del ácido o base y de sus correspondientes base o ácido conjugado, respectivamente.

$$pH = pK_{ac} + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

- Cuanto mayor es K_a mayor es la acidez (y viceversa, cuanto menor K_a , menor acidez)
- Cuando mayor es K_b , mayor es la basicidad

pH

$$pH = -\log [H^+]$$

pH = logaritmo negativo de la concentración de hidrogeniones



★ Mucha concentración H⁺

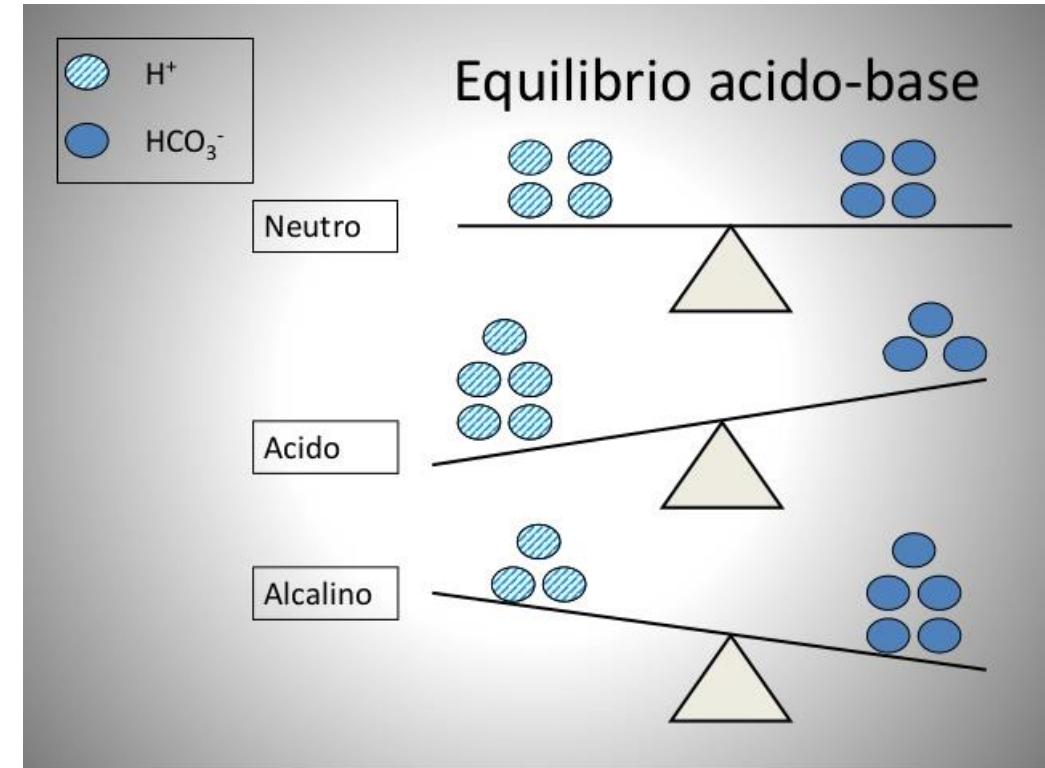
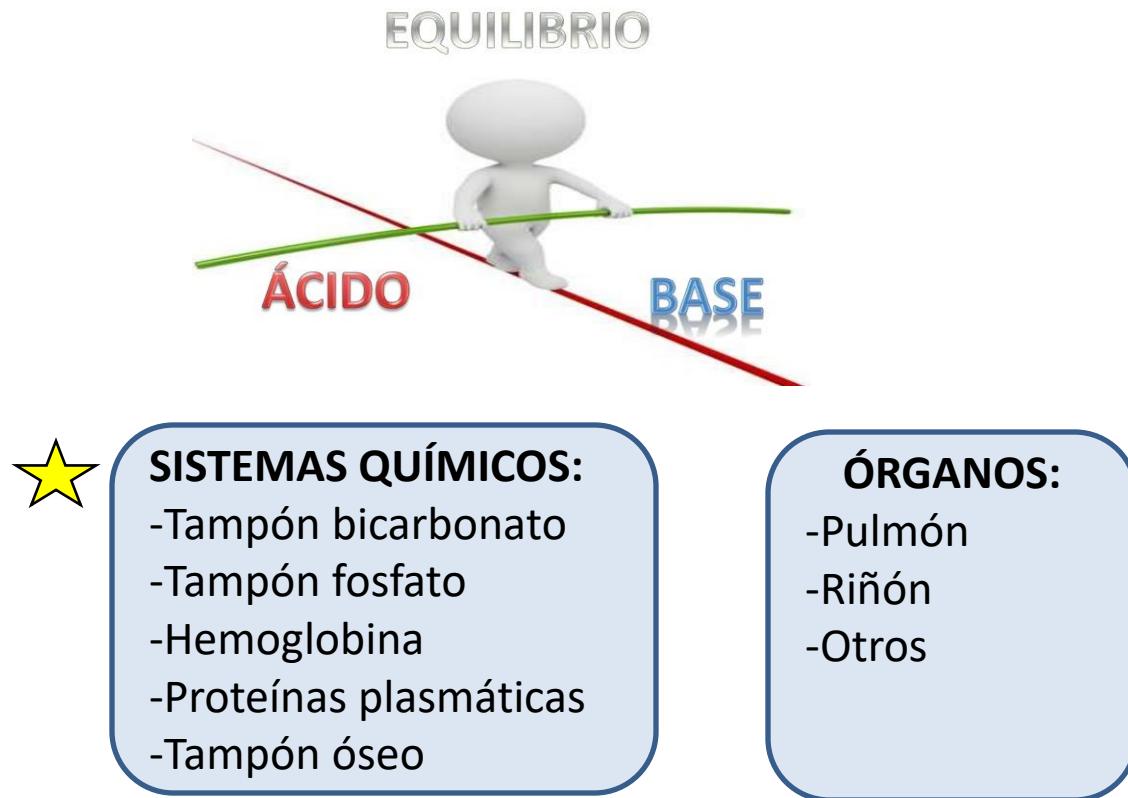
Poca concentración H⁺

Cuando se habla de acidosis o alcalosis de una muestra (ej sangre) se hace referencia a si está por encima o por debajo de su valor de referencia. Ej acidosis en sangre, sería $\text{pH} < 7,35$.

Espécimen	pH
Sangre	7,35 a 7,45
Lágrimas	7,5
Saliva	6,5 a 7
Ácido gástrico	1,5
Orina	5 a 8,0
Semen	$\geq 7,2$
Bilis	7,5 a 8,8
Sudor	5,5
Heces	6,8 a 7,2

EQUILIBRIO ÁCIDO-BÁSICO: situación en la que se establece un equilibrio en el balance entre sustancias de carácter ácido y de carácter básico en el torrente sanguíneo.

SISTEMAS AMORTIGUADORES (tampones):



ALTERACIONES:

- **Metabólicas:** causadas principalmente por una alteración en la **concentración de bicarbonato (HCO_3^-) y/o H^+**
- **Respiratorias:** vienen causadas por una alteración en la concentración de **dióxido de carbono en la sangre (CO_2).**

El organismo tratará de compensar las alteraciones:

1. La primera línea de acción para intentar equilibrar el sistema son los **amortiguadores o tampones (sistemas químicos)**
2. Si no son suficientes se activará la regulación por los órganos (dependiendo del origen de la alteración se activará uno u otro):
 - ***Regulación pulmonar** (se activa rápidamente)
 - ***Regulación renal** (se activa más lentamente)

pH

Regulación fisiológica del pH

SISTEMAS QUÍMICOS:

- Tampón bicarbonato
- Tampón fosfato
- Hemoglobina
- Proteínas plasmáticas
- Tampón óseo

TAMPÓN	ÁCIDO	BASE CONJUGADA	ACCIÓN
Hemoglobina	HHb	Hb ⁻	Eritrocitos
Proteína	Hprot	Prot ⁻	Intracelular
Fosfato	H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	Intracelular
Bicarbonato	CO ₂ → H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	Extracelular
Óseo	CaCO ₃	CaHPO ₄	Intracelular



El tampón bicarbonato es el de mayor capacidad amortiguadora

pH

Regulación fisiológica del pH

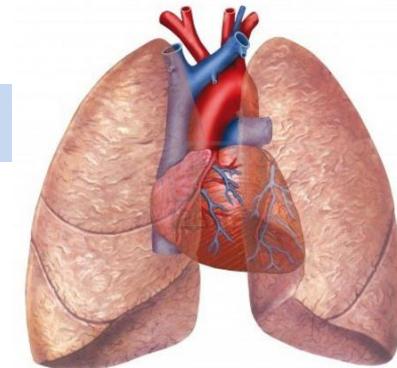
ÓRGANOS:

- Pulmón
- Riñón
- Otros

Regulación pulmonar

“Cuando el fallo es metabólico, la compensación es respiratoria”

La **compensación respiratoria** es **RÁPIDA**, comienza en minutos y se estabiliza en 24 horas. La compensación metabólica es más lenta.



Actuación de la anhidrasa carbónica



- Cuando aparece una **ACIDOSIS METABÓLICA** aumenta el número de hidrogeniones y la reacción se desplaza hacia la izquierda, provocando un **aumento de la expulsión de CO₂ (↓pCO₂)**, responsable de la **hiperventilación, que aumentará el pH**
- Cuando aparece una **ALCALOSIS METABÓLICA** la reacción se desplaza hacia la derecha para buscar el equilibrio (**↑pCO₂**), y provocará una **hipopnea, que disminuirá el pH**



↑ pCO₂

Aumento de concentración de CO₂



Disminución de pH

↓ pCO₂

Eliminación del CO₂



Aumento de pH

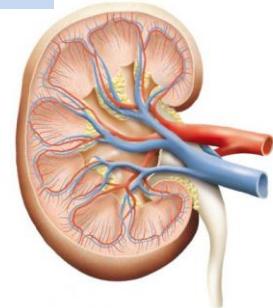
HEMATOSIS es el proceso de intercambio gaseoso entre el ambiente exterior y la sangre.

Regulación renal

“Cuando el fallo es respiratorio, la compensación es metabólica/renal”

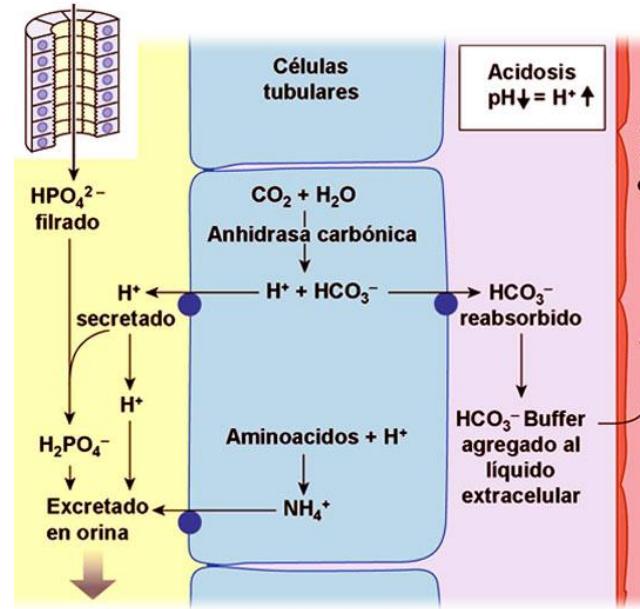
Sus mecanismos se basan en la reabsorción o expulsión de sustancias

- *En **acidosis** se favorecerá la **reabsorción** de sustancias **básicas** y la **eliminación** de las **ácidas**
- *En **alcalosis** se favorecerá la **reabsorción** de sustancias **ácidas** y la **eliminación** de las **básicas**



MECANISMOS:

- Reabsorción de bicarbonato: que se transformará en CO₂ y agua
- Eliminación de bicarbonato
- Reabsorción de hidrogeniones (H⁺): el organismo recupera H⁺ y elimina sodio (hiponatremia)
- Eliminación de hidrogeniones (H⁺): el organismo recupera sodio y elimina H⁺ (hipernatremia)
- Eliminación de amonio
- Etc



Gasometría

Valores de referencia

GASOMETRÍA



	Arterial	Capilar	Venoso
PH	7,35-7,45	7,35-7,45	7,32-7,42
pCO ₂	35-45	35-45	38-52
pO ₂	70-100	60-80	24-48
HCO ₃	19-25	19-25	19-25
TCO ₂	19-29	19-29	23-33
O ₂ Saturación (%)	90-95	90-95	40-70
Exceso de bases (mEq/l)	-5 a +5	-5 a +5	-5 a +5

-La fracción de oxígeno inspirado del aire a una presión atmosférica de 760mm Hg es del 21%

-La concentración de bicarbonato puede ser expresado de dos formas:

- **HCO₃-real:** 21-26 mmol/L
 - es la concentración en el plasma de la muestra. Se puede calcular utilizando la ecuación de Henderson-Hasselbalch
- **HCO₃-estándar:** 21-28 mmol/L
 - es la concentración de bicarbonato en el plasma de sangre equilibrada con una mezcla de gases

mezcla de gases con una pCO₂ de 40 mmHg y una pO₂ ≥ 100 mmHg a 37°C.

Exceso de bases es la concentración de un ácido o base fuerte necesaria para alcanzar un pH arterial de 7,4 a la saturación de oxígeno real y condiciones estándar de pCO₂ 40 mmHg y 37°C. Indica la capacidad amortiguadora de todos los sistemas tampón

Gasometría

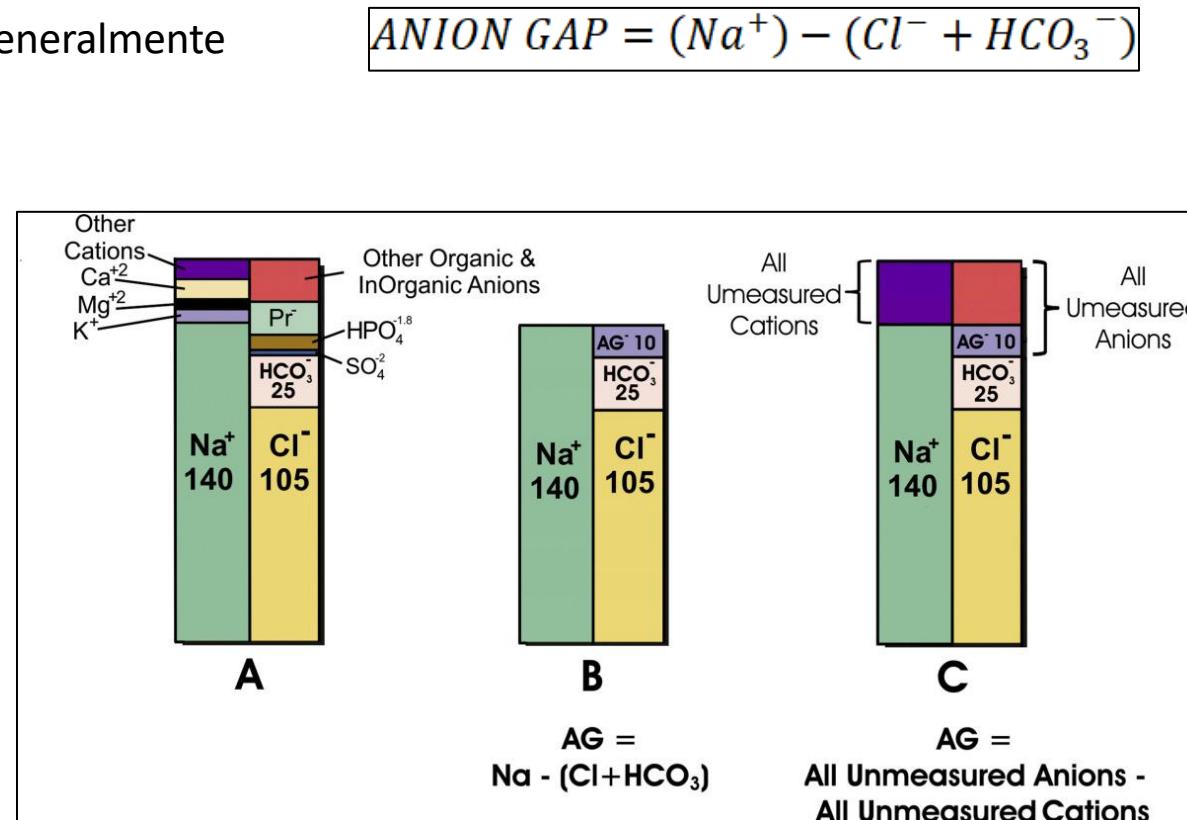
Anión gap o hueco aniónico o hiato aniónico

- ★ - Representa a la concentración de aniones no medidos
- ★ - Se calcula con la diferencia entre cationes y aniones generalmente medidos en suero
- Su valor de referencia es 8-16 mEq/L

(10-20 si se incluye el K+)

Cationes medidos	Cationes no medidos
Sodio	Calcio
Potasio	Magnesio

Aniones medidos	Aniones no medidos
Cloro	Proteínas
Bicarbonato	Ácidos orgánicos
	Sulfatos
	Fosfatos



El INCREMENTO del anión gap puede producirse por:

- aumento de los aniones no medidos. Ejemplos: administración de soluciones que contengan ALBÚMINA (molécula que contribuye en mayor medida al anión gap), administración de carbenicilina, sulfatos, fosfatos, acidosis láctica, salicilatos, metanol, tolueno, paracetamol, etanol, etc
- descenso de los cationes no medidos (magnesio, calcio, potasio).



Su utilidad práctica es en el diagnóstico diferencial de ACIDOSIS METABÓLICAS

Desequilibrios del pH



Alteración primaria	pH	Alteración primaria	Alteración compensatoria	EB
ACIDOSIS METABÓLICA	↓	HCO_3 ↓	pCO_2 ↓	disminuido
ACIDOSIS RESPIRATORIA	↓	pCO_2 ↑	HCO_3 ↑	aumentado
ALCALOSIS METABÓLICA	↑	HCO_3 ↑	pCO_2 ↑	aumentado
ALCALOSIS RESPIRATORIA	↑	pCO_2 ↓	HCO_3 ↓	disminuido

$$\text{pH} = \frac{\text{HCO}_3}{\text{pCO}_2}$$

Regla nemotécnica: MIRO

Metabólica Igual
Respiratoria Opuesto

Desequilibrios del pH

Ejemplos

	Normal	Acidosis respiratoria		Alcalosis respiratoria		Acidosis metabólica		Alcalosis metabólica	
	Normal	No compensada	Compensada	No compensada	Compensada	No compensada	Compensada	No compensada	Compensada
H_2CO_3	27	27	44	27	20	15	15	45	45
CO_2	40	90	90	30	25	40	30	40	55
pH	7,4	7,1	7,3	7,6	7,56	7,2	7,33	7,62	7,52

$$\text{pH} = \frac{\text{HCO}_3}{\text{pCO}_2}$$

Alteración primaria	pH	Alteración primaria	Alteración compensatoria	EB
ACIDOSIS METABÓLICA	↓	$\text{HCO}_3 \downarrow$	$\text{pCO}_2 \downarrow$	disminuido
ACIDOSIS RESPIRATORIA	↓	$\text{pCO}_2 \uparrow$	$\text{HCO}_3 \uparrow$	aumentado
ALCALOSIS METABÓLICA	↑	$\text{HCO}_3 \uparrow$	$\text{pCO}_2 \uparrow$	aumentado
ALCALOSIS RESPIRATORIA	↑	$\text{pCO}_2 \downarrow$	$\text{HCO}_3 \downarrow$	disminuido

Regla nemotécnica: MIRO

Metabólica Igual
Respiratoria Opuesto

Desequilibrios del pH

Alcalosis metabólica

TABLA 1

Causas de alcalosis metabólica

Alcalosis metabólica

Procesos que pueden iniciar una alcalosis metabólica

Ganancia de ácidos en el espacio extracelular

Exógeno (infusión de bicarbonato o a partir del citrato en las transfusiones)

Endógeno (metabolismo de aniones cetónicos que producen bicarbonato)

Pérdida de hidrogeniones desde el espacio extracelular

Vía renal (por diuréticos)

Vía intestinal (por vómitos y succión gástrica)

Clasificación de la alcalosis metabólica

Depleción de cloro

Pérdidas de ácido gástrico (vómitos, sonda nasogástrica, bulimia...)

Diuréticos (furosemida, clortiazida, bumetanida...)

Post-hipercapnia

Exceso de pérdidas intestinales (adenoma velloso, clorhidrorrea congénita)

Otros: fórmulas dietéticas infantiles deficientes en cloro, fibrosis quística...

Depleción de potasio

Hiperaldosteronismo primario, secundario (exceso de corticosteroides, hipertensión arterial renovascular, nefroblastoma...) y síndrome de Liddle

Síndrome de Cushing

Diuréticos y otros medicamentos (carbenoxolona...)

Exceso de ingesta de ácido glicirrínico (presente en algunos licores)

Síndrome de Bartter y Gitelman

Depleción severa de potasio

Adición de bases al espacio extracelular

Síndrome de leche-alcalinos

Administración excesiva de bicarbonato

Fase de recuperación de acidosis

Transfusión masiva (por el citrato)

Otros

Abuso de laxantes

Hipoalbuminemia severa

Pérdidas cutáneas por sudor excesivo o en pacientes quemados

Clínica del paciente:

- Espasmos musculares
- Calambres
- Convulsiones
- Arritmias

- Las **causas más frecuentes** de alcalosis metabólica son la hipopotasemia y los vómitos prolongados.
- El **cloro urinario** puede servir para el diagnóstico diferencial de algunas etiologías de alcalosis metabólica

Desequilibrios del pH

TABLA 1

Etiología de la acidosis metabólica y mecanismo de producción

Etiología	Mecanismo de producción
Con hiato aniónico (AG) elevado	Aumento de producción de ácido
Acidosis láctica (aumento de lactato en sangre)	
Hipoperfusión/shock/insuficiencia cardiaca/PCR	
Hipoxemia grave	
Sepsis/SRIS	
Fallo renal	
Insuficiencia hepática	
Isquemia hepática	
Isquemia mesentérica	
Fármacos (metformina, propafol, linezolid, antirretrovirales)	
TEP	
Anemia grave	
Estado epiléptico	
Síndrome neuroléptico maligno	
Feocromocitoma	
Déficit de tiamina	
Procesos tumorales malignos	
Cetoacidosis (diabetes mellitus, metanol, ayuno)	
Intoxicación (salicilatos, metanol, etilenglicol, paracetamol)	
Insuficiencia renal	Baja excreción de ácido por el riñón

Acidosis metabólica

Con hiato aniónico (AG) normal

Pérdidas intestinales (diarreas, enterostomías, fistulas)	Pérdida de HCO_3^- o de sus precursores
Pérdidas renales	
Derivación urinaria (ureteroenterostomías)	
ATR tipo II (proximal)	
Inhibidores de anhidrasa carbónica (acetazolamida)	
Administración excesiva intravenosa de soluciones salinas	Exceso de ácido
Insuficiencia renal aguda/crónica	Baja excreción de ácido por el riñón
ATR tipo I (distal)	Excesiva pérdida de HCO_3^-
ATR tipo IV	Excesiva pérdida de HCO_3^-

ATR: acidosis tubulares renales; TEP: tromboembolismo pulmonar.

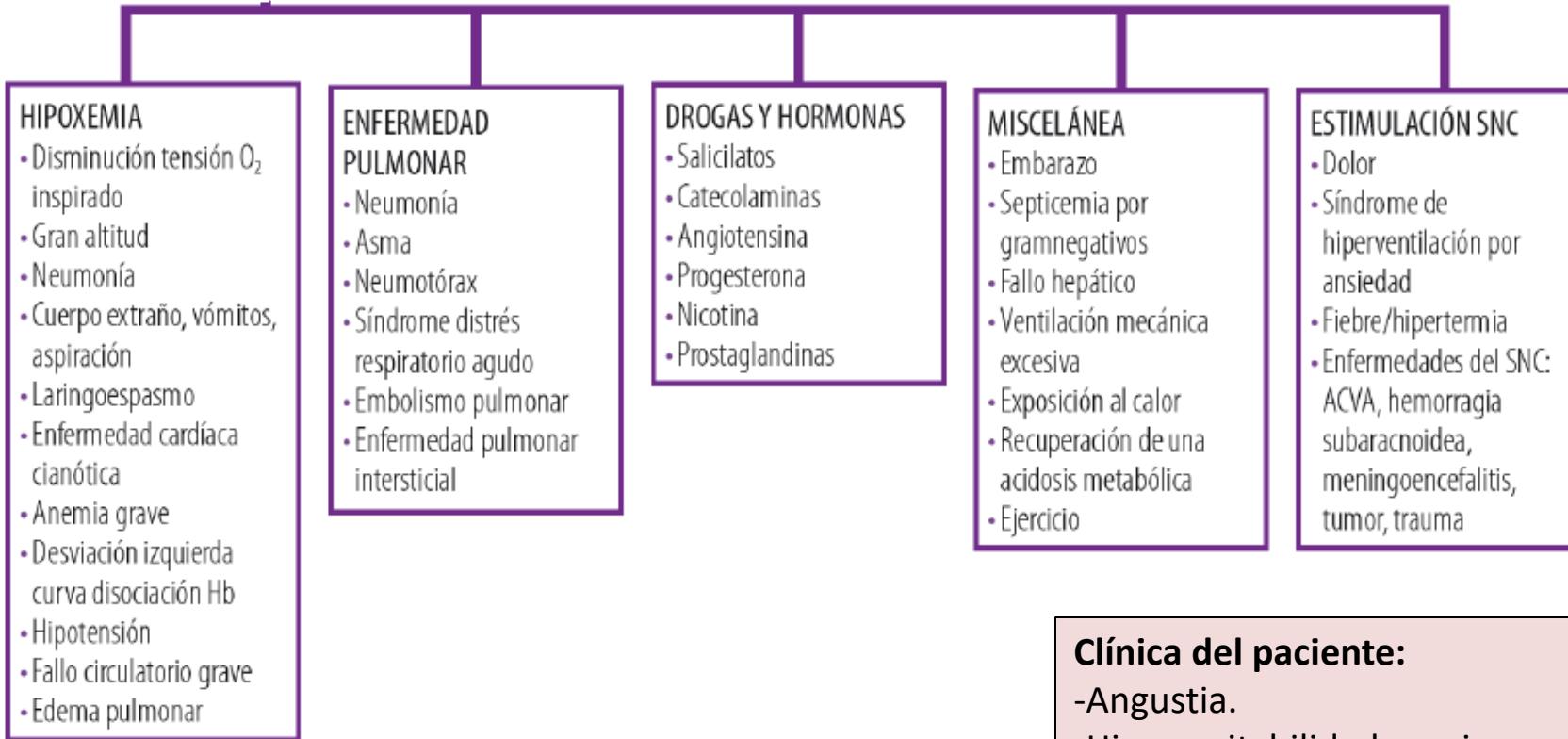
La acidosis metabólica con hiato aniónico normal se denomina algunas veces **ACIDOSIS HIPERCLORÉMICA**, porque la disminución de la concentración de HCO_3^- se ve compensada por un aumento de la de Cl^- .

Clínica del paciente

- Respiración de Kussmaul (hambre de aire): respiración rápida y profunda.
- Debilidad general
- Náuseas y vómitos.
- Dolor abdominal.
- Dolor de huesos.
- Cefaleas.
- Confusión y/o ansiedad.
- Shockmuerte.

Desequilibrios del pH

Alcalosis respiratoria



Clínica del paciente:

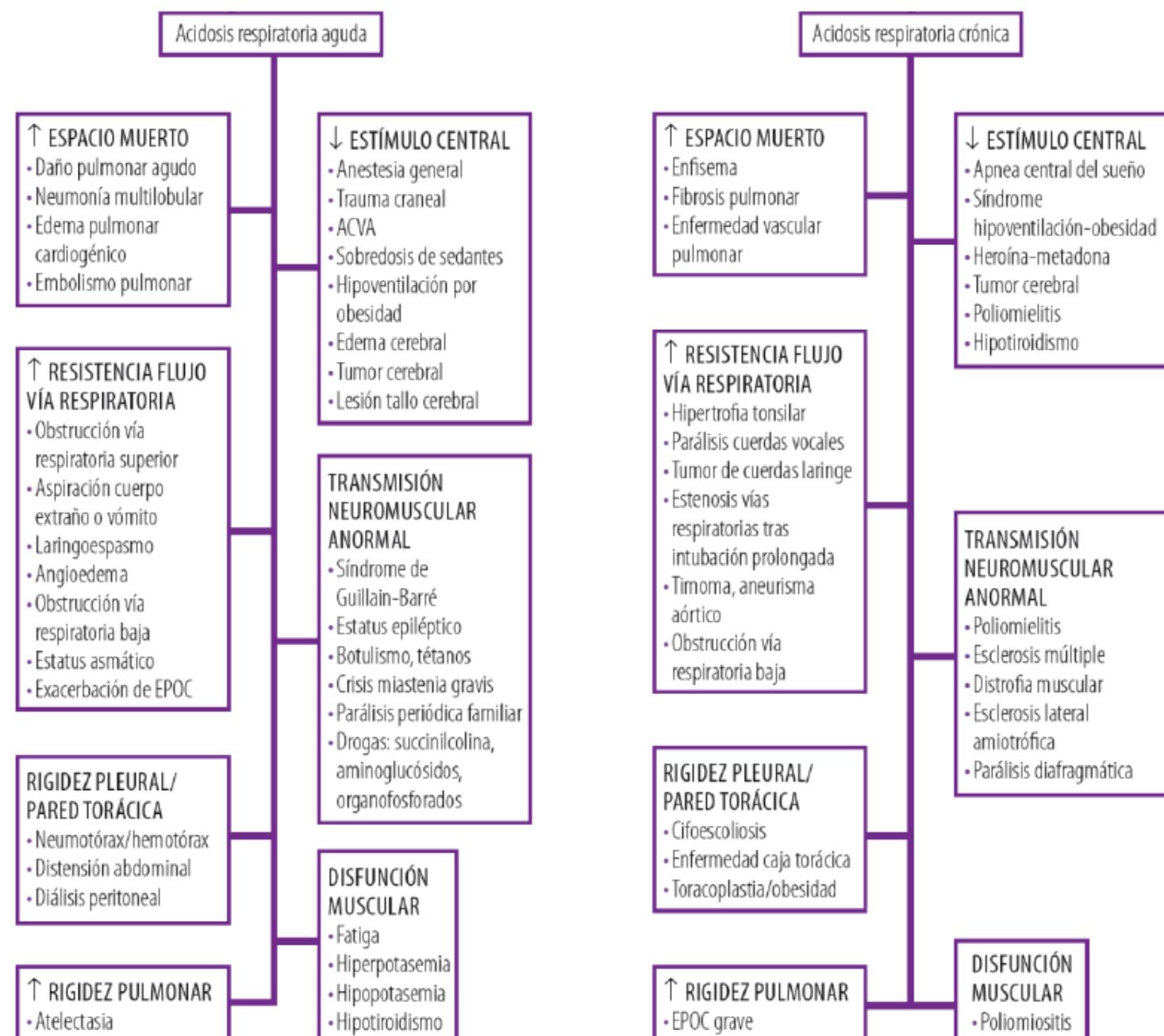
- Angustia.
- Hiperexcitabilidad nerviosa.
- Temblores.
- Parestesias.
- Embotamiento general
- Confusión
- Mareo.

Desequilibrios del pH

Acidosis respiratoria

Clínica del paciente:

- Confusión
- Fatiga
- Letargo
- Disnea
- Somnolencia



Extracciones y preanalítica

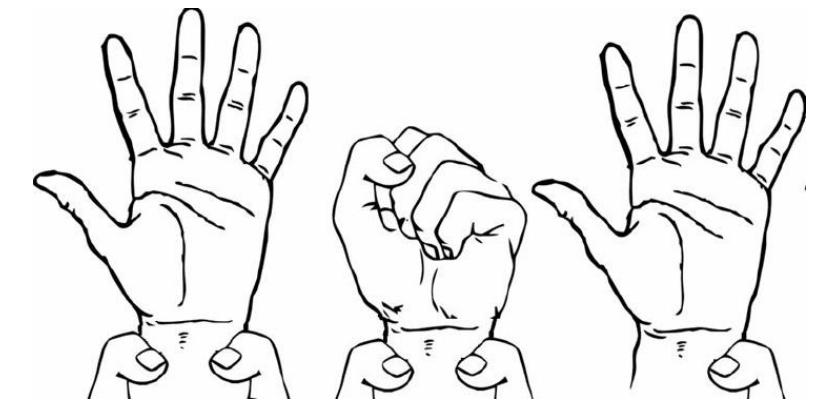
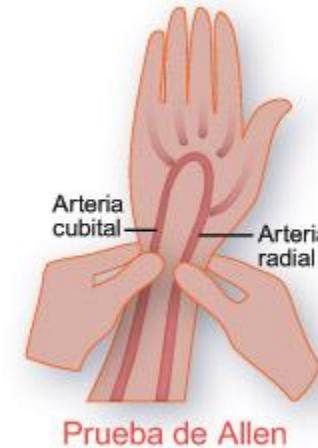
- La muestra recomendada es la de sangre arterial (sangre oxigenada, excepción arteria pulmonar), aunque la más frecuente es la venosa por su menor complejidad. En la venosa se puede valorar el estado ácido-base, pero NO cooximetría u oxigenación del paciente
- Extracción en jeringa heparinizada (generalmente heparina de litio).
- Tipos de jeringa: de vidrio (referencia), de plástico (más utilizada)
- Una vez extraída debe conservarse en **frío** (si la jeringa es de **vidrio**), a **temperatura ambiente** (de **plástico**) y transportarse lo más **rápidamente posible al laboratorio** (sin aguja)
- Si se tarda mucho en analizar: se produciría \downarrow pH, \downarrow pO₂, \uparrow pCO₂, \downarrow glucosa, \uparrow lactato

Extracción arterial

★ -En la **arteria radial (la + habitual)**

- Antes de iniciar la punción debemos realizar el **test de Allen**, para asegurar la perfusión de sangre hacia la mano por parte de la arteria radial y la arteria cubital.

- 1) Presionar la arteria radial y la arteria cubital
- 2) El paciente debe cerrar con fuerza el puño durante un minuto
- 3) Tras abrir la mano observaremos que posee un aspecto blanco ya que tenemos obstruidas las arterias
- 4) Dejar de presionar la arteria cubital. Si no hay anomalías la mano volverá a su color normal. Si permanece blanca la arteria cubital no es permeable, debiendo realizar la punción en otra arteria



Determinaciones de laboratorio

pH, pO₂ y pCO₂

★ Se realizan las **medidas** de **pH**, **pO₂** y **pCO₂**. El resto de los parámetros son calculados



- El método de medida es la **POTENCIOMETRÍA**. Se busca la diferencia de potencial entre dos electrodos: el de referencia (de potencial conocido) y el indicador (selectivo a lo que se quiere medir)
- Se ha de calibrar antes de medir y lavar el electrodo con agua destilada entre cada medida. Una vez acabado, el electrodo se guarda en una solución conservadora de KCl2.

Electrodo de medición (ión-selectivos)

★

- pH: mediante un **electrodo de vidrio**
- P_{O₂}: mediante el **electrodo de Clark** *Método: Polarografía (subtipo volamperiometría)*
- P_{CO₂}: mediante el **electrodo de Severinghaus**

Electrodo de referencia

- Electrodo de hidrógeno/ión hidrógeno
- Electrodo de calomelanos (o calomel): mercurio metálico en contacto con una solución de cloruro mercurioso (calomelanos)
- Electrodo de plata/cloruro de plata

Determinaciones de laboratorio

Saturación de O₂

★ Relación entre la cantidad de oxígeno combinado con la hemoglobina presente en el medio y la cantidad máxima de oxígeno que podría estar combinado con la hemoglobina en ese mismo medio

$$\% \text{ Saturación} = \frac{\text{Oxihemoglobina}}{\text{Hemoglobina total}} \times 100$$

La saturación de oxígeno nos indica la cantidad de oxígeno que está siendo transportada por el plasma

- ✓ De la cantidad de oxígeno que penetra en el organismo una proporción muy pequeña se disuelve en el plasma, esta proporción es de 0,003 ml de oxígeno por cada 100 mL de plasma.
- ✓ A través de la curva de disociación de la hemoglobina podemos relacionar la pO₂ con la cantidad de oxígeno transportado por la hemoglobina.
- ✓ **Valores normales: 94-100%.**
- ✓ Si el valor de pO₂ > 60 mmHg, la saturación arterial de la hemoglobina será superior al 90%. (hipoxemia si pO₂ < 60 mmHg)

Determinaciones de laboratorio

O₂ total

Se determina a partir de la

- ✓ pO₂
- ✓ Hemoglobina
- ✓ Saturación de hemoglobina



Debemos contar todo el oxígeno presente en la sangre:

- Unido a la hemoglobina.
- Disuelto en el plasma.

Determinaciones de laboratorio

CO₂ total

Podemos utilizar diferentes métodos, al igual que en caso anterior debemos contar el

CO₂ unido a la hemoglobina + el CO₂ disuelto en el plasma.

a) Podemos desplazar la reacción para que todo el CO₂ presente se transforme en gas y podamos medir su concentración (desplazamos la reacción con ácido).



b) Podemos calcularlo a partir de otros parámetros (pH, bicarbonato, etc) con la ecuación de Henderson-Hasselbalch

La solubilidad del dióxido de carbono es mucho mayor que la del oxígeno por eso difunde a través de la membrana respiratoria 20 veces más rápido que el oxígeno

La relación bicarbonato/CO₂ disuelto en sangre es 20/1.

Determinaciones de laboratorio

Bicarbonato

Reacción de Henderson-Hasselbach

$$pH = pK_a + \log \frac{HCO_3^-}{H_2CO_3}$$



pK es la constante de disociación del ácido carbónico, que para 37°C tiene un valor de 6,1.

INCONVENIENTE: dificultad para medir la concentración del ácido carbónico, pero como es proporcional a la concentración del CO₂ disuelto

Pero el coeficiente de solubilidad del CO₂ es de 0.03 mmol/mmHg, entonces:

$$pH = pK_a + \log \frac{[HCO_3^-]}{(0.03 \times PCO_2)}$$

Determinaciones de laboratorio

Otros parámetros

En los gasómetros, además de los valores clásicos de las gasometrías, pueden estar disponibles otras determinaciones como: lactato, Na, K, Cl, calcio iónico, bilirrubina total, glucosa, entre otros.

Lactato

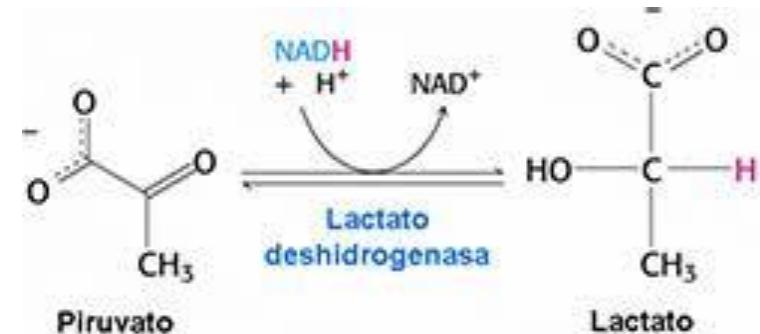
El ÁCIDO LÁCTICO y el ÁCIDO PIRÚVICO son productos finales del metabolismo de los glúcidos. El ácido pirúvico del metabolismo aerobio y el ácido láctico del metabolismo anaerobio (sin oxígeno), por lo que la medida de Lactato es un buen indicador de la disponibilidad de oxígeno por los tejidos. La relación entre ambos (lactato/piruvato) es de 10/1.

UTILIDAD:

- Lactato: buen indicador de la disponibilidad de oxígeno por los tejidos, en acidosis metabólicas, factor pronóstico de muchas enfermedades, etc
- Juntos: en trastornos metabólicos (enf mitocondriales, etc), especialmente en niños.

PREANALÍTICA:

- Generalidades: extracción sin torniquete, no hacer ejercicio en las horas previas, evitar movimientos de bombeo con la mano, llanto intenso y agitación.
- LACTATO: analizarlo cuanto antes, jeringa de heparina de gasometría.
- PIRUVATO: sangre total y se mezcla con un volumen similar de **ácido perclórico**. Tras mezclar, separar el sobrenadante (un líquido transparente) y congelar.



Determinaciones de laboratorio

Otros parámetros

Lactato

- El lactato es un ácido fuerte y se encuentra casi en su totalidad disociado en forma de lactato e ión hidrógeno
- En sangre se determina el **L-lactato** en sangre, cuyos valores de referencia se encuentran entre 0,5-2,0 mmol/L

El **D-Lactato** está producido principalmente por bacterias gastrointestinales y tiene relevancia cuando se sospecha un cuadro de acidosis láctica en aquellos pacientes con patologías digestivas como síndrome de Intestino corto tras intervención quirúrgica, enfermedad inflamatoria intestinal, tumores y/o traumatismos intestinales

- Concentraciones de lactato $> 5 \text{ mmol/L}$ implican un **mal pronóstico** en pacientes graves.
- **Acidosis láctica**
 - ✓ Tipo A: se asocia a HIPOXIA o descenso de la oxigenación tisular. Ejemplos: shock (séptico, cardiogénico, hipovolémico...), parada cardiorrespiratoria, anemia severa, intoxicación con CO, etc.
 - ✓ Tipo B: se produce con una perfusión normal de los tejidos y una oxigenación adecuada. metabolismo del lactato SIN HIPOXEMIA. Ejemplos: leucemia, linfoma y tumores sólidos, diabetes mal controlada, defectos enzimáticos como glucosa-6- fosfatasa o piruvato deshidrogenasa.
- **Métodos de determinación**: métodos enzimáticos (espectrofotometría o amperiometría)

Determinaciones de laboratorio

Recordatorio

Dependiendo del estado en el que se encuentre la **HEMOGLOBINA** tomará diferentes nombres:

-**Oxihemoglobina (Hb O₂)** -> saturada de oxígeno

★ -**Desoxihemoglobina (hemoglobina reducida)** -> libre. Puede unirse a O₂ o a CO₂

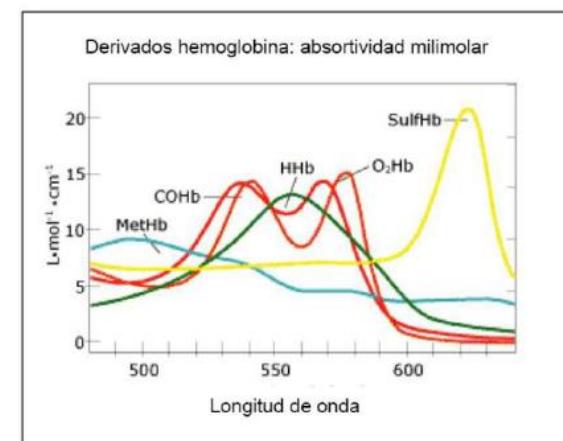
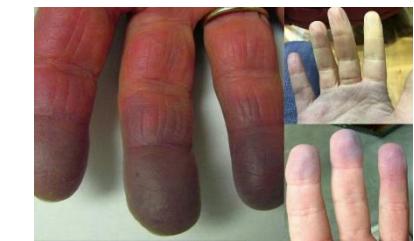
★ -**Carbaminohemoglobina (Hb-CO₂)** -> satudada de CO₂

-**Carboxihemoglobina (Hb-CO)** -> saturada de CO. Inusual (sanos <3%; fumadores hasta 15%), muy peligrosa >20%. Puede producir coloración **rojo cereza de la piel**

-**Sulfohemoglobina**. La sulfohemoglobina es un compuesto estable de hemoglobina unida al sulfuro (ej fármacos y otros compuestos azufrados).

-**Metahemoglobina (Hb + Fe³⁺)**. No se une el oxígeno (recordar que se unía a Fe²⁺). Si la metahemoglobina >10%, aparece una coloración **azulada** de la piel (cianosis, se da por falta de oxígeno en los tejidos)

La **COOXIMETRÍA** es una técnica espectrofotométrica que sirve para determinar la cantidad de hemoglobina total y sus fracciones: oxihemoglobina, desoxihemoglobina, carboxihemoglobina, metahemoglobina y sulfohemoglobina.



Determinaciones de laboratorio

Recordatorio

La concentración de oxígeno en sangre (pO_2) determinarán la unión de la Hb al oxígeno presente

Pulmones -> niveles elevados

Tejidos -> niveles bajos

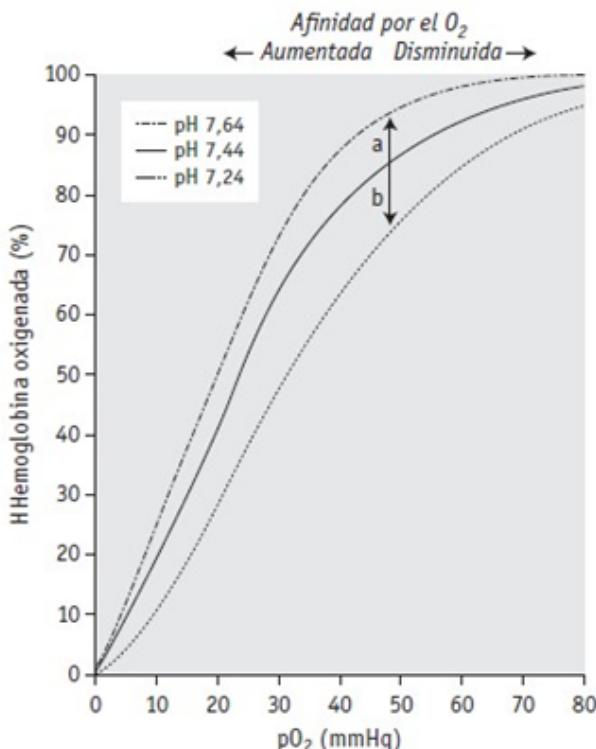


Figura 10.6. Efecto del pH sobre la curva de disociación del oxígeno.

Liberación de O_2 por la Hb -> curva sigmoidea

Factores que favorecen liberación de O_2 (disminuyen su afinidad):

- Aumento de T°
- Disminución pH
- Aumento de CO_2
- Aumento de 2,3 bifosfoglicerato (2,3 BPG)

2,3-BPG es un producto del metabolismo del hematíe (glucólisis anaerobia) ★

PREPARACIÓN DE SOLUCIONES TAMPÓN

Un **tampón** (buffer, o solución amortiguadora) es la mezcla de concentraciones relativamente elevadas de un ácido débil y su base conjugada (sal hidrolíticamente activa).

Tienen la propiedad de mantener estable el pH de una disolución frente a la adición de cantidades relativamente pequeñas de ácidos o bases fuertes.

Cada sistema tampón tiene su propio rango efectivo de pH, el cual dependerá de la constante del equilibrio del ácido (pK_a) o de la base empleada. Generalmente el rango óptimo de pH es $pK_a \pm 1$.

De ahí que para preparar una disolución tampón de la máxima capacidad amortiguadora El pH de la disolución debe ser igual que el pK_a

En el cálculo de la preparación de soluciones tampón es necesario la utilización de la **ecuación de Henderson-Hasselbalch**

$$pH = pK_a + \log \frac{[\text{sal}]}{[\text{ácido}]}$$



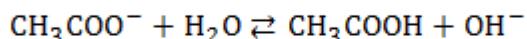
$$pH = 14 - (pK_b + \log \frac{[\text{ión}]}{[\text{base}]})$$

Como no nos dejan tener calculadora en el examen y hay un logaritmo de por medio, no nos pueden poner problemas de esto jajajajajaja

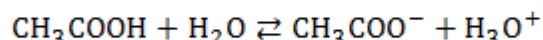
Como decía antes, no entra porque **no nos dejan tener calculadora en el examen**, pongo dos ejemplos de problemas para que se vea que es necesaria la calculadora

Determina el pH de una disolución acuosa que es 0'4 M en ácido acético y 0'4 M en acetato de sodio. Dato: $K_a = 1'8 \cdot 10^{-5}$ para el ácido acético.

El acetato de sodio se disocia en CH_3COO^- y Na^+ . El anión CH_3COO^- es la base conjugada de un ácido débil y presenta hidrólisis básica:



El pH de la disolución lo controla el equilibrio de ionización del CH_3COOH :

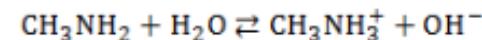
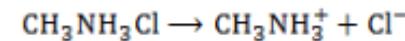


$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1'8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{0'4}{0'4} \rightarrow$$

$$\rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1'8 \cdot 10^{-5} \rightarrow \boxed{\text{pH} = 4'74}$$

¿En qué proporción hay que mezclar una disolución 0'5 M de metilamina (CH_3NH_2) y una disolución 1 M de cloruro de metilamonio ($\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Cl}$) para obtener una disolución amortiguadora de pH igual a 10'5?

Dato: $\text{p}K_b = 3'44$ para la metilamina.



Como la constante de disociación es muy pequeña y las concentraciones iniciales son elevadas, podemos considerar que éstas serán las mismas en el equilibrio. Teniendo en cuenta que:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} = 10^{-3'44}$$

$$\text{pH} = 10'5 \rightarrow \text{pOH} = 3'5 \rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-3'5}$$

Resulta:

$$\frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} \cdot 10^{-3'5} = 10^{-3'44} \rightarrow \frac{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]} = 1'148 \rightarrow \frac{n_{\text{CH}_3\text{NH}_3^+}}{n_{\text{CH}_3\text{NH}_2}} = 1'148$$

$$\rightarrow \frac{1 \cdot V_{\text{CH}_3\text{NH}_3^+}}{0'5 \cdot V_{\text{CH}_3\text{NH}_2}} = 1'148 \rightarrow \frac{V_{\text{CH}_3\text{NH}_3^+}}{V_{\text{CH}_3\text{NH}_2}} = 0'574$$