

TUTORAT SANTÉ BORDEAUX

Préparation aux examens Médicaux et Paramédicaux



Médecine



Pharmacie



Maïeutique



Odontologie



Kinésithérapie
Ergothérapie
Psychomotricité
Podologie

Paramédicales

CORRECTION - COLLE Tut'Rentrée UE8 - Année 2020/2021

Date 14/09 - Fait par les néo D1 en hommage aux anciens

QCM 1 : AD

A. VRAI, il s'agit bien de la définition de l'**homéostasie**.

☞ En effet, l'homéostasie correspond à la capacité d'un système (ouvert ou fermé) à conserver son équilibre de fonctionnement en dépit des contraintes qui lui sont imposées.

☞ Il est important de retenir qu'il s'agit d'un équilibre **dynamique** : en effet l'organisme est constamment soumis à des contraintes; les mécanismes de régulation interviennent donc continuellement pour y pallier.

B. FAUX, attention, ce sont des notions à connaître par ♥ :

- Variable **contrôlée ou fonctionnelle** : varie **entre 2 limites** sans symptômes.
- Variable **régulée ou asservie** : varie **autour d'une consigne**, avec symptômes.

C. FAUX, la **glycémie** est une variable **régulée**. Par conséquent, elle varie autour d'une **consigne**. Ces variations s'accompagnent toujours de **symptômes non proportionnels** qui peuvent être physiologiques (pour de petits écarts) ou pathologiques (pour de grands écarts).

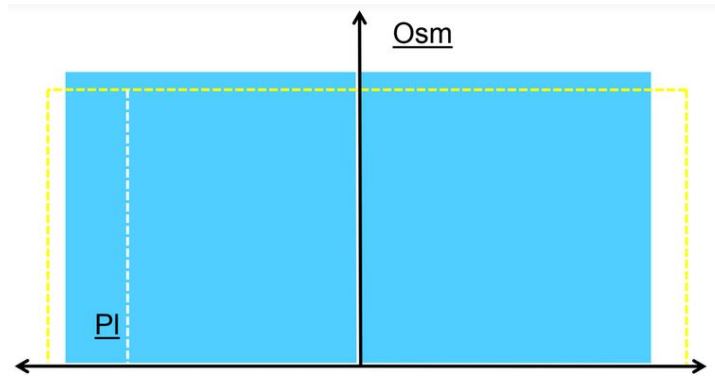
D. VRAI, la **fréquence cardiaque** est une variable **fonctionnelle**. En effet, les variables contrôlées ne dépendent que d'une **fonction**. Cela signifie que ces variables ne dépendent que de l'action d'un **seul organe**.

☞ Par exemple, la fréquence cardiaque ne dépend que de l'action du cœur alors que la pression artérielle (variable **régulée**) dépend de l'action du cœur, du diamètre des vaisseaux, etc ...

E. FAUX, lors d'une perturbation importante de la température centrale et de l'osmolarité, la **valeur effective** (mesurée par les capteurs) de ces deux variables régulées s'éloigne de la **valeur de consigne** (inscrite dans les centres). Par conséquent, les mécanismes régulateurs entrent en jeu. Il est important de savoir qu'il existe une **hiérarchie** dans la régulation. En effet, l'organisme va réguler en priorité la température centrale et c'est seulement ensuite que l'osmolarité sera à son tour régulée.

☞ Rappel :

Régulation T° centrale > Pressions artérielle > Osmolarité



Nous sommes donc en **hyper-osmolarité et déshydratation globale (EC + IC)**.

QCM 3 : ACD

A. VRAI, l'osmolarité efficace plasmatique peut se calculer, par une approximation, grâce à la **natrémie** (concentration en sodium) car le Na^+ est l'ion **plasmatique majoritaire**. Elle se calcule ainsi :

$$C_{\text{osmolaire}} = 2 \times \text{natrémie (mM)} + 10 \text{ mOsm/L.}$$

- $C_{\text{osmolaire}} = 2 \times 150 + 10 \text{ mOsm/L}$
- $C_{\text{osmolaire}} = 310 \text{ mOsm/L} > 290 \text{ mOsm/L}$ (osmolarité physiologique du plasma).

Kévin est bien en **hyper-osmolarité plasmatique**, comme nous l'avons vu dans l'item E du QCM 2.

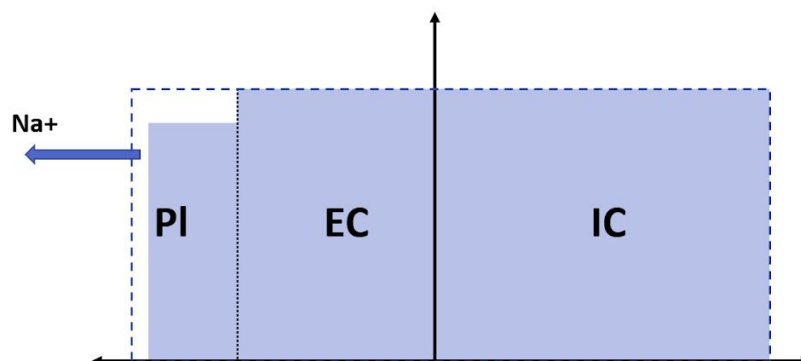
B. FAUX, après sudation, l'ingestion d'eau pure permet d'équilibrer l'**osmolarité avant les volumes!**

- En ingérant de l'eau pure, cela permet de **diminuer la concentration** (on dilue), ainsi l'osmolarité revient en premier à la normale. En effet, sachant que le nombre d'osmoles Q a diminué, le volume de dilution V permettant le retour à une osmolarité C normale est inférieur à celui de l'état initial.
- En buvant de l'eau pure, les électrolytes perdus par la sueur n'ont pas été récupérés. C'est pourquoi il est conseillé de boire des boissons isotoniques pendant et après un effort : elles sont riches en eau et en sels minéraux comme le sodium.

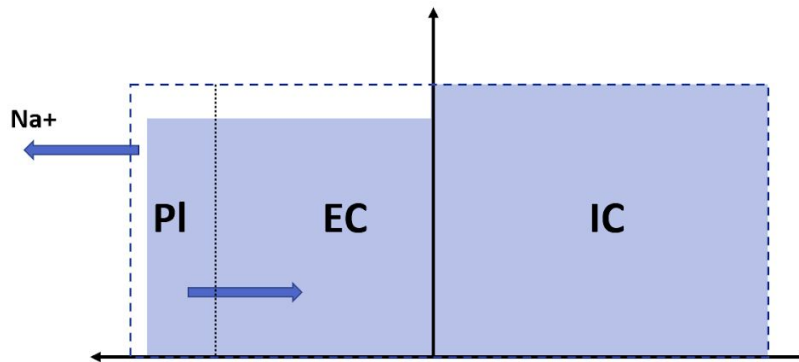
☞ La sueur est hypo-osmolaire : on perd plus d'eau que de sels (hyper-osmolarité C augmente) mais la quantité Q de sels diminue ! Ne confondez pas osmolarité et quantité d'osmoles !

C. VRAI, voir correction de l'item B.

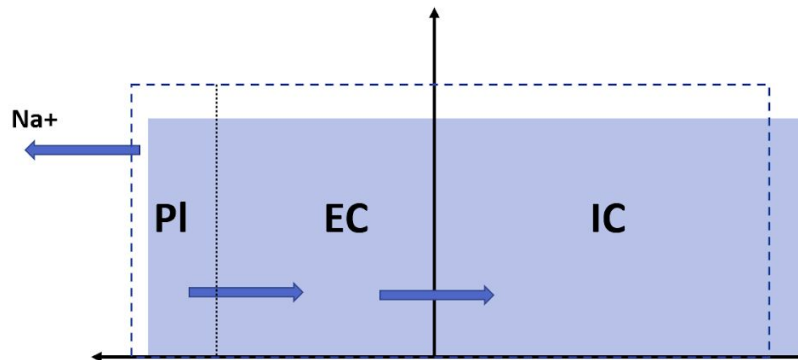
D. VRAI, Kévin élimine trop de sel, ses pertes de sel sont donc supérieures à ses pertes en eau. C'est une **perte hyper-osmotique**. Au niveau du compartiment plasmatique, on est alors dans le cas d'une **contraction** (diminution du volume) **hypo-osmotique** (comme on a perdu plus de sel que d'eau, le compartiment est dilué).



Par **effet osmotique**, l'eau se déplace vers le compartiment interstitiel. Le milieu EC est en **déshydratation** et **hypo-osmolarité**.



Enfin, toujours par **effet osmotique**, l'eau du milieu EC se déplace vers le milieu IC.
 → Kevin est donc en **hypo-osmolarité globale, déshydratation EC et hyper-hydratation IC**.



E. FAUX, au contraire, le compartiment plasmatique de Kevin est **déshydraté**. Son volume étant diminué, il sera à risque d'**hypotension** artérielle !

QCM 4 : ADE

- A. VRAI, il y a plus d'entrées (**12 g**) que de sorties (**9 g**) au niveau **sodique**, le bilan est donc **positif** :
 ☞ il constitue **un état transitoire**.
- B. FAUX, le **bilan hydrique** ne concerne que l'eau, on ne prend pas en compte le sel pour dire s'il est positif ou négatif. Il y a une entrée de **2 L d'eau** pour une sortie de **2 L d'eau**, le bilan est **neutre** :
 ☞ il constitue **un état stable**.
- C. FAUX, **la volémie** est le **volume sanguin total**. L'eau est le constituant majoritaire du sang et sa quantité détermine la volémie. Le **bilan hydrique** étant **neutre**, autant d'eau entre que sort de l'organisme. On considère alors que **la volémie** est **stable**.
- D. VRAI, la soif est une réaction physiologique à **l'augmentation de l'osmolarité plasmatique** due à une augmentation de la natrémie ou une baisse de la volémie.
 ☞ Ici, le **bilan sodique** est **positif** tandis que le **bilan hydrique** est **stable**, le plasma se retrouvera davantage concentré : l'osmolarité va augmenter.
 ☞ $C(\text{osmolarité}) = Q(\text{quantité d'osmoles})/V \rightarrow \text{si } Q \nearrow \text{ et } V = \text{alors } C \nearrow$.
- E. VRAI, en effet, **l'augmentation du contenu en sodium** entraîne **une rétention rapide d'eau** par les reins afin d'équilibrer l'osmolarité.

QCM 5 : BCD

A. FAUX, il faut bien distinguer **deux catégories** :

- Les **ectothermes** possédant un **faible métabolisme** qui ne leur permet pas d'élever leur température corporelle par rapport à la température ambiante. Ils produisent peu de chaleur.

👉 Étymologiquement parlant, cela provient du grec **ektos** (dehors) et **thermos** (chaud).
Littéralement les **ectothermes** sont donc des animaux dont **la chaleur** corporelle provient du milieu **extérieur**.

On peut distinguer un groupe particulier d'ectothermes :

- Les **poïkilothermes** qui, en plus de posséder un faible métabolisme, n'arrivent pas à contrôler leur température corporelle qui fluctue avec la température ambiante.

👉 Étymologiquement parlant, cela provient du grec **poikilos** signifiant "**changeant**".

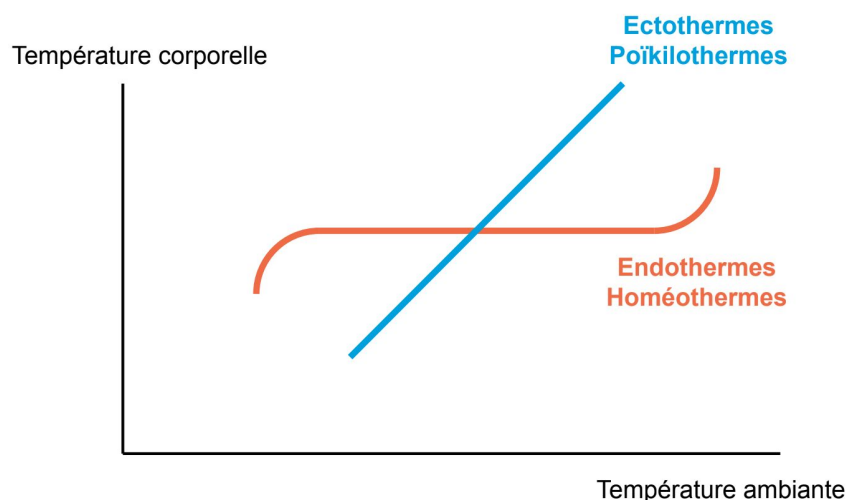
Attention, tous les **poïkilothermes** sont **ectothermes** mais l'inverse n'est pas vrai !

- Les **endothermes** possédant un **métabolisme élevé** qui leur permet d'élever **significativement** leur température corporelle par rapport à la température ambiante.

👉 Étymologiquement parlant, cela provient du grec **éndos** (dans) et **thermos** (chaud).
Littéralement les **endothermes** sont donc des animaux dont **la chaleur** corporelle provient du milieu **intérieur** : leur métabolisme cellulaire.

On peut les scinder en deux groupes :

- Les **homéothermes** qui possèdent une température corporelle constante (*homoios* = semblable).
- Les **hétérothermes** dont la température corporelle peut varier (ex : les hibernants).



B. VRAI, l'**inertie thermique** représente la résistance aux changements de température après une perturbation de l'équilibre thermique. Un nourrisson va être influencé par la température extérieure de manière plus importante et plus rapidement qu'un adulte de par sa petite masse corporelle.

👉 Son **inertie thermique est donc faible** : ses réactions thermorégulatrices auront besoin d'être d'autant plus rapides et efficaces que celle d'un adulte.

C. VRAI, chez les êtres humains, les **variations nyctémérales** (= circadiennes) sont des **variations physiologiques** de la température centrale de l'ordre de 0,4 à 0,5°C. N'ayant **pas le même rythme de vie** que nous, ces variations **n'existent pas** chez le nouveau-né (périodes de sommeil et d'éveil anarchiques) et elles sont **quasiment inversées** chez le travailleur de nuit qui dort le jour et travaille la nuit.

☞ Un nyctémère est une unité de temps comportant une nuit et un jour avec une phase de sommeil et une phase d'éveil.

- D. VRAI, l'écorce sert à la fois d'**isolant thermique** mais elle est aussi la **source de dissipation de chaleur**. Elle **s'épaissit** lorsqu'il fait **froid** afin de protéger les organes vitaux tandis qu'elle **s'amincit** lorsqu'il fait **chaud**. Ainsi, le sang passant par les organes producteurs de chaleur se trouve plus près de la peau et se refroidit.
- E. FAUX, une calorie correspond à la quantité de chaleur nécessaire pour augmenter de 1°C la température de 1 **gramme** d'eau.

QCM 6 : B

- A. FAUX, c'est la **zone de neutralité thermique** qui est délimitée par une température critique inférieure et une température critique supérieure. Elle correspond à une zone de température ambiante pour laquelle l'organisme est en **équilibre passif** avec l'ambiance, sans nécessité de mettre en oeuvre **aucun mécanisme régulateur** et avec un **métabolisme minimal**. En revanche, la **zone d'homéothermie** est une zone de température ambiante où la **température reste constante**.
- ☞ Vous pouvez vous servir du grec pour vous en rappeler : "homéo" = semblable et "thermie" = température.
- B. VRAI, lors d'une **lutte contre le froid**, les **dépertitions thermiques augmentent** d'autant plus que la **température diminue** (*plus il fait froid, plus vous perdez de la chaleur*). Il y a donc une **augmentation de la thermolyse sensible** (perte de chaleur par conduction, convection et rayonnement) alors que la **thermolyse insensible est constante** (*les pertes par évaporation d'eau sont minimales*). Pour pallier à ces pertes de chaleur et essayer de maintenir sa température, l'organisme va **augmenter la thermogénèse**.
- ☞ Au final, il y a donc bien une augmentation de la thermolyse sensible et de la thermogénèse et ce d'autant plus que la température extérieure diminue.
- C. FAUX, lors d'une **lutte contre le froid**, la redistribution de la circulation sanguine entre les réseaux de capillaires profonds et superficiels a pour objectif de **diminuer la thermolyse**. En effet, le but est de **réduire la température cutanée** ce qui permet de réduire le gradient thermique afin de **limiter les échanges** entre le noyau et l'écorce et entre l'écorce et le milieu extérieur.
- D. FAUX, on retrouve le mécanisme d'**horripilation adrénargique** chez les **animaux** ("chair de poule"). Chez l'homme c'est un **vestige archaïque** qui est présent mais **inefficace** lors d'une lutte contre le froid.
- E. FAUX, la sudation est ajustée par la stimulation des **glandes sudoripares eccrines** grâce au **système sympathique cholinergique** (médiateur = acétylcholine). L'**atropine** bloque ces glandes sudoripares eccrines.

QCM 7 : BE

- A. FAUX, attention il y a plusieurs conditions nécessaires à la mesure de la thermogénèse de base. Il faut que le sujet soit :
- au **repos, physique et mental**, depuis au moins 20 minutes, en position allongée.
 - à **jeun** depuis au moins 8 heures après un dernier repas pauvre en protéines.
 - à la **neutralité thermique** (température pour laquelle une personne en habit léger n'a besoin de fait entrer en jeu aucun mécanismes de thermorégulation)
- B. VRAI, elle représente toute la chaleur créée **en plus de la thermogénèse de base**, c'est-à-dire celle que l'on crée en utilisant nos muscles, nos viscères, pour nous déplacer, nous nourrir, réfléchir, etc.
- C. FAUX, attention c'est LE grand piège de ce cours, la thermorégulation concerne **l'HYPOTHALAMUS !!!**

- D. FAUX, les **récepteurs centraux** mesurent **la température centrale** dans l'**hypothalamus**, les **viscères** et la **moelle épinière**. Ce sont les **récepteurs périphériques** qui mesurent les **flux de chaleur transcutanés**.
- E. VRAI, les effecteurs reçoivent bien leurs messages de **l'hypothalamus** (cf item B).

QCM 8 : BCD

- A. FAUX, le débit de filtration glomérulaire **DFG** pour les **deux reins** est de **121 mL/min**.
☞ C'est un piège vraiment pas sympa mais c'est une valeur à connaître par ♥ pour le concours.
- B. VRAI, la contraction des cellules mésangiales provoque une **diminution de la surface** des capillaires. Or, le coefficient d'ultrafiltration a pour formule :
- $$K_f = \text{surface} \times \text{perméabilité}$$
- Ainsi la **diminution de la surface** des cellules provoque une **diminution du K_f** .
- C. VRAI, la formule de la pression nette de filtration est : **$PNF = P_{SG} - P_{CA} - \pi_{SG}$** avec :
- P_{SG} est la pression hydrostatique glomérulaire (du sang)
 - P_{CA} est la pression hydrostatique capsulaire
 - π_{SG} est la pression oncotique glomérulaire (du sang)
- ☞ On considère que la pression oncotique capsulaire **$\pi_{CA} = 0$** car la capsule est très pauvre en protéines.
- D. VRAI, le patient est en **carence protéique** ainsi il y a une **diminution de la quantité de protéine dans son sang**. Cela signifie que sa **pression oncotique diminue** (pression relative à la présence de protéine). On regarde maintenant la variation de la PNF :
- $PNF = P_{SG} - P_{CA} - \pi_{SG}$
 - $PNF = (\text{constant}) - (\text{constant}) - (\text{diminue})$
 - **$PNF = \text{augmente}$**
- E. FAUX, l'augmentation de la PNF provoque une augmentation du DFG car **$DFG = PNF \times K_f$** .

QCM 9 : DE

- A. FAUX, le paramètre détecté et régulé est **la volémie**. En effet, toute variation du contenu en sodium entraîne une variation dans le même sens de la volémie afin de maintenir la natrémie constante.
☞ Par ailleurs, la natrémie (concentration en sodium) est également une variable régulée.
- B. FAUX, en cas de **diarrhée hydroélectrolytique**, ce sont les pertes par voie **digestive** qui peuvent devenir importantes. Pour les pertes **cutanées**, elles s'intensifient avec le débit **sudoral**.
☞ Ces pertes digestives et cutanées sont qualifiées d'**extrarénales** : elles sont non régulées et négligeables à l'état normal.
- C. FAUX, la **réabsorption** de sodium a lieu dans la partie **ascendante** uniquement ! En effet, dans la partie **descendante**, le filtrat est **concentré**, c'est à dire que seule l'eau est réabsorbée (sort du filtrat). Alors que dans la partie ascendante, le filtrat est **dilué** car les solutés en sont extraits (c'est donc le cas du sodium).
- D. VRAI, une diminution de la volémie entraîne une augmentation de la réabsorption de sodium et donc d'eau car les **mouvements de sodium sont toujours accompagnés de mouvements d'eau**.
- E. VRAI, une rétention d'eau permet ainsi de maintenir constante la natrémie suite à l'augmentation de la quantité sodium.

QCM 10 : ACE

- A. VRAI, pour répondre aux items A et B, il faut utiliser la formule suivante (à connaître par ♥ !) :
- $$\text{Quantité excrétée} = \text{quantité filtrée} - \text{quantité réabsorbée} + \text{quantité sécrétée}$$

Avec l'énoncé, on sait déjà que notre patient a un débit de filtration plasmatique de 200 litres par jour, et que 99% est réabsorbé, ce qui veut dire que quotidiennement :

- La **quantité filtrée** est de **200 L**.
- La **quantité réabsorbée** est de $0,99 \times 200 = 198 \text{ L}$.

- La **quantité sécrétée** est de **0,5 L** d'après l'énoncé (et doit bien être ajoutée dans l'équation).

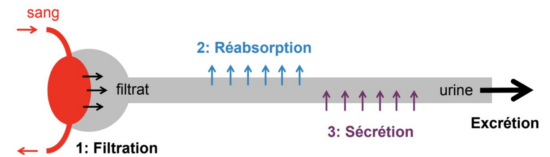
On peut donc faire le calcul :

- **Quantité excrétée** = **200 - 198 + 0,5**
- **Quantité excrétée** = **2,5 L**.

Donc le patient excrète plus de 2 L d'urine par jour.

B. FAUX, cf item A.

C. VRAI, c'est une notion à connaître : après avoir passé le lieu de la filtration qui correspond **au glomérule rénal, du liquide peut être sécrété de l'artère efférente vers le tube rénal** ; c'est ce qu'on appelle la **sécrétion**.



- D. FAUX, la majorité de la réabsorption se fait au niveau du **tube contourné proximal** et l'anse de **Henlé** de manière **obligatoire** (90% du Na^+ et 80% de l'eau). D'après la balance glomérulo-tubulaire : plus le DFG augmente, plus la quantité d'ions réabsorbée dans le TCP augmente afin de préserver le TCD aux capacités de réabsorption et de transport plus limitées. C'est dans le **tube contourné distal et le tube collecteur** que la **réabsorption s'effectue sous contrôle hormonal** (aldostérone et ADH par exemple).
- E. VRAI, le filtrat glomérulaire est **plus concentré en anions que le plasma** pour compenser le **manque de charges négatives** lié à l'absence de protéines (dont la taille et la charge empêchent la migration à travers la membrane glomérulaire).

QCM 11 : BCDE

- A. FAUX, le rôle des reins est bien d'éliminer les ions H^+ , mais attention, **c'est le rôle des poumons d'éliminer le CO_2 produit par l'organisme**.
- B. VRAI, la **capacité** du tampon bicarbonate est très **faible**. Cela veut dire que son pKa est très éloigné du pH à maintenir (**$\text{pKa} = 6,1$ et $\text{pH de l'organisme} = 7,4$**). **Pourtant, il a un très grand pouvoir tampon grâce à sa forte concentration**.
- Le pouvoir tampon correspond au nombre de moles d'acide fort (ou de base forte) qu'il faut ajouter à un litre de solution pour faire varier le pH d'une unité.*
- C. VRAI, le système protéines / protéinates est basé sur les couples du type $\text{ProtH} / \text{Prot}^-$, qui sont présents **à l'intérieur mais aussi à l'extérieur de la cellule**.
- D. VRAI, le coefficient bêta (β) représente **la pente de la droite d'équilibration** sur le diagramme de Davenport et est donné par la formule suivante :

$$[\text{HCO}_3^-] = -\beta \times \text{pH} + b$$

Avec : $\beta = \frac{\Delta[\text{HCO}_3^-]}{\Delta\text{pH}}$

Ce qui explique que lorsque le pH sanguin est modifié, alors la pente est modifiée (ils sont inversement proportionnels, si $\Delta\text{pH} \nearrow$ alors $\beta \searrow$).

Or, le **pH sanguin dépend en partie des couples hémoglobine / hémoglobinate et oxyhémoglobine/oxyhémoglobinate présents dans les hématies**. Donc la pente change bien en fonction de la concentration en hémoglobine dans le sang.

- E. VRAI, la formule suivante nous donne l'évolution de la concentration en ions bicarbonates en fonction du pH pour une P_{CO_2} constante :

$$[\text{HCO}_3^-] = a \times \text{P}_{\text{CO}_2} \times 10^{\text{pH}-6,1}$$

On peut donc bien comprendre que **la pression partielle en CO_2 dans les poumons est proportionnelle à la concentration en ions bicarbonates dans le sang**.

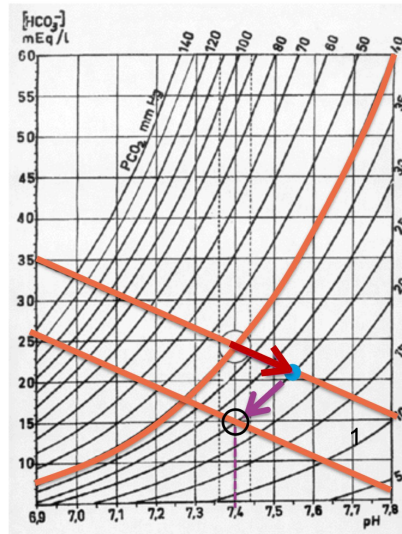
QCM 12 : BCE

- A. FAUX, la perturbation initiale que subit Rémy est **respiratoire**. En effet, lorsque vous partez en montagne, vous vous retrouvez à une altitude **plus importante** et l'**oxygène** devient plus **rare**. Cela

vous pousse donc à **augmenter votre fréquence respiratoire** afin que votre organisme ait une quantité suffisante d'oxygène : cela s'appelle l'**hyperventilation**.

B. VRAI, cf item A.

C. VRAI, Rémy hyperventile, cela fait diminuer sa P_{CO_2} , diminuer la concentration en H^+ (par équilibre acido-basique) donc augmente son pH sanguin, comme on peut le voir sur le diagramme de Davenport symbolisé par la **flèche rouge**. Ainsi, dès son installation dans les Pyrénées, il se retrouve en **alcalose** (le pH est supérieur à 7,42) **respiratoire**.



D. FAUX, attention à la chronologie dans les QCMs sur les mécanismes compensatoires.

- A **court** terme (de l'ordre de la minute), les **systèmes tampons** interviennent ;
- A **moyen** terme (de l'ordre de l'heure), la **ventilation pulmonaire** se met en place pour compenser encore davantage ;
- A **long** terme, les **reins** modulent la réabsorption et l'élimination d'ions.

Ainsi, les **reins** de Rémy ne vont éliminer des ions HCO_3^- qu'à partir d'un long moment.

E. VRAI, le fait que notre explorateur aguerri habite en montagne depuis maintenant quelques années nous indique que son organisme s'est adapté à son environnement pauvre en oxygène. Son alcalose respiratoire a peu à peu été **compensée métaboliquement** amenant son point normal et sa droite normale d'équilibration à être déplacés. Ces modifications permettent ainsi de maintenir un pH dans les *limites physiologiques* tout en gardant **une P_{CO_2} et une $[HCO_3^-]$ plus faibles**.

Aide :

Pour ce genre d'exercice, il faut *toujours procéder par étape* :

1) **Premièrement**, on recherche l'origine du trouble.

- Rémy **hyperventile**, l'origine est donc **respiratoire** ⇒ **déplacement sur DNE**.

2) **Deuxièmement**, on étudie l'état acido-basique.

- Ici nous avons une **diminution de la P_{CO_2}** qui s'accompagne d'une diminution de $[H^+]$ et d'une diminution de $[H_3O^+]$ **par effet tampon tampon**. Nous sommes en **alcalose** avec un **pH > 7,42** ⇒ **déplacement sur DNE vers la droite**.

3) **Troisièmement**, on recherche le mode de compensation.

- Nous avons un trouble d'origine respiratoire, la compensation à long terme sera donc **métabolique** via une élimination de bicarbonates par les reins ⇒ **déplacement sur courbe isobare**.

QCM 13 : AE

Pour les exercices de calcul de pH, il est indispensable de connaître ce tableau récapitulatif par ♥

!

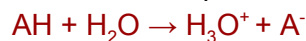
ACIDE/BASE - FORT/FAIBLE	
ACIDE FORT	$\text{pH} = -\log C$
ACIDE FAIBLE	$\text{pH} = 1/2 (\text{pK}_a - \log C)$
BASE FORTE	$\text{pH} = 14 + \log C$
BASE FAIBLE	$\text{pH} = 7 + 1/2 (\text{pK}_a + \log C)$

Pour toutes les démonstrations suivantes, on néglige l'autoprotolyse de l'eau !

A. VRAI. Le pH d'une solution d'acide fort est donné par la formule $\text{pH} = -\log c$.

☞ Mais d'où vient cette formule ?

- Il nous faut pour cela considérer deux couples acide/base : AH/A^- et $\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}$.
- L'acide fort AH de concentration c se dissocie complètement dans l'eau d'après la réaction :



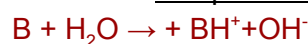
- À l'équilibre, $c = [\text{A}^-]$ d'après le principe de conservation de la matière (*autant d'acide dissocié que de base formée*).
- Or $[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ d'après le principe d'électroneutralité.
- Et $[\text{H}_3\text{O}^+] = c$ car la réaction est complète avec l'eau.
- Par définition, $\text{pH} = -\log (\text{H}_3\text{O}^+)$ d'où $\text{pH} = -\log c$.

☞ Les ions H_3O^+ sont responsables du caractère acide d'une solution.

B. FAUX. Le pH d'une solution de base forte est donné par la formule $\text{pH} = 14 + \log c$.

☞ Mais d'où vient cette formule ?

- Il nous faut pour cela considérer deux couples acide/base : BH^+/B et $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$.
- La base forte B de concentration c se dissocie complètement dans l'eau d'après la réaction :



- À l'équilibre, $c = [\text{BH}^+]$ d'après le principe de conservation de la matière (*autant de base dissociée que d'acide formé*).
- Par définition, le produit ionique de l'eau $K_e = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}$.

- $K_e = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]$
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = K_e / [\text{OH}^-]$

- Or $[\text{BH}^+] = [\text{OH}^-]$ d'après le principe d'électroneutralité.
- Et $[\text{OH}^-] = c$ car la réaction est complète avec l'eau.

- $[H_3O^+] = 10^{-14}/c$
- $-\log [H_3O^+] = -\log(10^{-14}/c)$ $\text{Log}(a/b) = \log(a) - \log(b)$
- $-\log [H_3O^+] = -[-14 - \log(c)]$ $\text{Log } a^x = x \cdot \log(a)$
- $-\log [H_3O^+] = 14 + \log(c)$.
- **$pH = 14 + \log c$.**

C. FAUX. Le pH d'une solution d'acide faible est donné par la formule **$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log c)$** .

☞ Mais d'où vient cette formule ?

- On garde nos deux couples acide/base : **AH/A^-** et **H_3O^+/H_2O** .
- Mais cette fois ci, l'acide faible AH de concentration c se dissocie incomplètement dans l'eau :



- À l'équilibre, **$c = [A^-] + [AH]$** d'après le principe de conservation de la matière.
- Puisque la dissociation est incomplète, on peut définir une constante d'équilibre K_a :

$$K_a = [H_3O^+] \cdot [A^-]/[AH]$$

- Or il y a très peu d'acide faible dissocié d'où **$[AH] \gg [A^-]$** .
- On fait donc l'approximation que **$c = [AH]$** .
- Et **$[A^-] = [H_3O^+]$** d'après le principe d'électroneutralité donc :

$$K_a = [H_3O^+]^2/c$$

- $[H_3O^+]^2 = K_a \cdot c$
- $[H_3O^+] = (K_a \cdot c)^{1/2}$ (puissance $\frac{1}{2}$ = racine carrée)
- $-\log [H_3O^+] = -\log((K_a \cdot c)^{1/2})$
- $-\log [H_3O^+] = -\frac{1}{2} \cdot [\log(K_a \cdot c)]$
- $-\log [H_3O^+] = \frac{1}{2} \cdot [-\log(K_a \cdot c)]$ $\text{Log}(a \cdot b) = \log(a) + \log(b)$
- $-\log [H_3O^+] = \frac{1}{2} \cdot [-\log(K_a) - \log(c)]$ $-\log K_a = pK_a$
- $-\log [H_3O^+] = \frac{1}{2} \cdot [pK_a - \log(c)]$
- **$pH = \frac{1}{2}(pK_a - \log c)$**

D. FAUX. Le pH d'une solution de base faible est donné par la formule **$pH = \frac{1}{2}(14 + pK_b + \log c)$** .

☞ Mais d'où vient cette formule ?

- On garde nos deux couples acide/base : **BH^+/B** et **H_2O/OH^-** .
- Mais cette fois ci, la base faible B de concentration c se dissocie incomplètement dans l'eau :



- À l'équilibre, **$c = [B] + [BH^+]$** d'après le principe de conservation de la matière.
- Puisque la dissociation est incomplète, on peut définir une constante d'équilibre K_b :

$$K_b = [OH^-] \cdot [BH^+]/[B]$$

- Par définition, le produit ionique de l'eau **$K_e = [OH^-] \cdot [H_3O^+] = 10^{-14}$** .
- D'où **$[OH^-] = K_e/[H_3O^+]$**
- De plus il y a très peu de base faible dissociée d'où **$[B] \gg [BH^+]$** .
- On fait donc l'approximation que **$c = [B]$** .
- Et **$[BH^+] = [OH^-]$** d'après le principe d'électroneutralité donc :

$$K_b = [OH^-]^2/[B] \quad \text{avec } K_e = K_a \cdot K_b \text{ donc } K_b = K_e/K_a$$

- $K_e / K_a = (K_e / [H_3O^+])^2 / c$
- $[H_3O^+]^2 = ((K_e \cdot K_a) / c)$
- $[H_3O^+] = ((K_e \cdot K_a) / c)^{1/2}$
- $\log [H_3O^+] = \frac{1}{2} \times \log ((K_e \cdot K_a) / c)$
- $-\log [H_3O^+] = -\frac{1}{2} \times \log ((K_e \cdot K_a) / c)$
- $-\log [H_3O^+] = -\frac{1}{2} [\log (K_e) + \log (K_a) - \log c]$
- $-\log [H_3O^+] = \frac{1}{2} [-\log (K_e) - \log (K_a) + \log c]$
- $-\log [H_3O^+] = \frac{1}{2} (pK_e + pK_a + \log c)$ $-\log(K_e) = pK_e$ et $-\log(K_a) = pK_a$.
- $-\log [H_3O^+] = \frac{1}{2} (14 + pK_a + \log c)$

E. VRAI,

- Si les espèces sont **conjuguées**, utilisation de la relation d'Henderson-Hasselbalch :

$$pH = pKa + \log \frac{[Base]}{[Acide]}$$

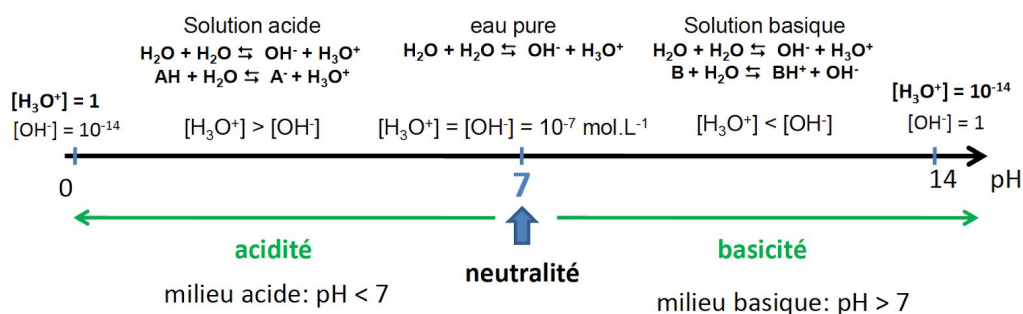


Pour aller plus vite, il faut bien entendu connaître ces formules par ♥ ! Ce QCM est là pour vous montrer qu'en cas de doute, il y a toujours un moyen de les retrouver !

QCM 14 : ABDE

- A. VRAI, une espèce **amphotère** (ou **ampholyte**) peut jouer soit le rôle d'**une base**, soit le rôle d'**un acide**.
- ☞ C'est bien le cas de l'eau qui appartient à deux couples acide/base et joue soit le rôle d'acide (H_2O/HO^-) soit le rôle de base (H_3O^+/H_2O).
- B. VRAI, lorsque le pH **est inférieur à 7** alors on se trouve dans un milieu **acide** et dans ce milieu les ions H_3O^+ prédominent par rapport aux ions OH^- .

Échelle des pH en solution aqueuse



- C. FAUX, lorsque le pH **est supérieur à 7** alors on se trouve dans un milieu **basique** et dans ce milieu les ions OH^- prédominent par rapport aux ions H_3O^+ (cf échelle des pH item B).
- D. VRAI, le couple H_3O^+/H_2O **possède un pK_a inférieur** à celui du couple H_2O/HO^- , donc sa **forme acide est plus forte**.
- E. VRAI, la force des acides et des bases est **inversement proportionnel**, donc si le couple H_3O^+/H_2O possède l'**acide le plus fort** il possède également la **base la plus faible**.

QCM 15 : ABC

- A. VRAI, en effet, à partir du moment où la base (ou l'acide) est **10 fois plus concentré(e) (ou 10 fois moins)** que son conjugué, la solution n'est plus une solution tampon.

B. VRAI, elles permettent de réguler à **court terme** le pH sanguin. À moyen terme, les poumons jouent également un rôle important et à long terme, on retrouve les reins.

C. VRAI, il faut utiliser la formule $\text{pH} = \text{pKa} + \log\left(\frac{[\text{Base}]}{[\text{Acide}]}\right)$ avec CH_3COO^- la base, CH_3COOH l'acide et le pKa qui est égal à 4,8 :

- $[\text{CH}_3\text{COOH}] = n_{\text{CH}_3\text{COOH}}/V$ avec $V = 50 \text{ cL} = 0,5 \text{ L}$
 $n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = m_{\text{CH}_3\text{COOH}}/M_{\text{CH}_3\text{COOH}}$ avec $m = 2 \text{ g}$ et $M = 60 \text{ g/mol}$
 $n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 2/60 = \frac{1}{3} \cdot 10^{-1} \text{ mol}$
 $[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{1}{3} \cdot 10^{-1} / 0,5 = \frac{2}{3} \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$.
- $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = n_{\text{CH}_3\text{COO}^-}$ car $V = 1 \text{ L}$
 $n_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = m_{\text{CH}_3\text{COO}^-} / M_{\text{CH}_3\text{COO}^-}$ avec $m = 12 \text{ g}$ et $M = 60 \text{ g/mol}$
 $n_{\text{CH}_3\text{COO}^-} = 12/60 = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol}$
 $[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 2 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}$.

$$\rightarrow \text{pH} = 4,8 + \log\left(\frac{2 \cdot 10^{-1}}{\frac{2}{3} \cdot 10^{-1}}\right) = 4,8 + \log(2 \times 3/2) = 4,8 + \log(3) = 4,8 + 0,5 = \underline{5,3}.$$

D. FAUX, cf. item C.

E. FAUX, la zone tampon est comprise entre **pKa -1 et pKa +1** : elle est donc comprise entre un pH de 3,8 et un pH de 5,8.

QCM 16 : BE

On nous donne les couples suivants, ainsi que leur potentiel d'oxydoréduction standard :

Couple	$\text{MnO}_2 / \text{Mn}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^{2+}$	$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}$
E°	1,51	0,77	0,34	- 0,44

Dans cet exercice, le plus simple est d'utiliser la **règle du gamma**.

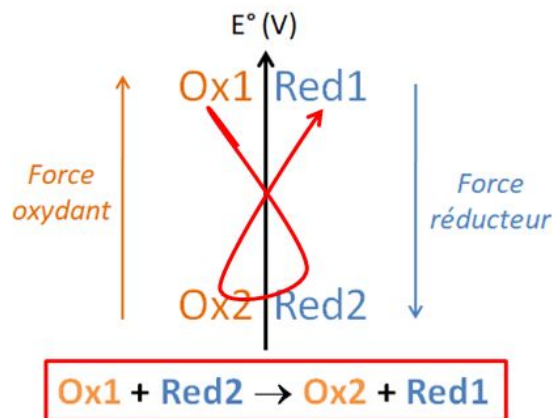
Pour rappel, on trace un axe sur lequel on place les couples selon leur potentiel d'oxydoréduction standard croissant :

- On place toujours les **oxydants à gauche** et les **réducteurs à droite** (comme dans la convention d'écriture d'un couple d'oxydo-réduction : **ox/red**).
- Vers le haut on a donc les couples avec les **oxydants les plus forts** et les **réducteurs les plus faibles**.
- Plus on descend (plus le potentiel d'oxydoréduction standard diminue), **plus l'oxydant du couple en question est faible et le réducteur est fort**.

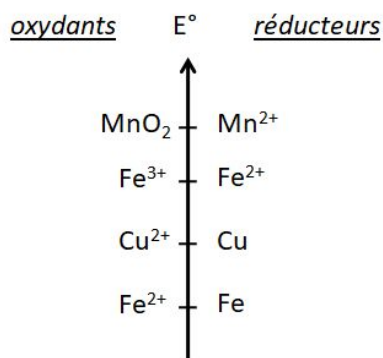
Pour que la réaction d'oxydo-réduction entre deux couples soit **spontanée, l'oxydant le plus fort doit réagir avec le réducteur le plus fort**.

Le couple dont l'oxydant est le plus fort correspond à celui qui présente un E° le plus grand et, inversement, le couple dont le réducteur est le plus fort correspond à celui qui présente un E° le plus petit. Les couples sont donc classés sur l'axe en fonction de leur potentiel dans un ordre croissant, depuis le plus petit en bas vers le plus grand en haut de l'axe.

Cela se traduit par la règle du **gamma**, qui doit être **toujours** tracée de la façon suivante, reliant ainsi l'oxydant le plus fort au réducteur le plus fort :



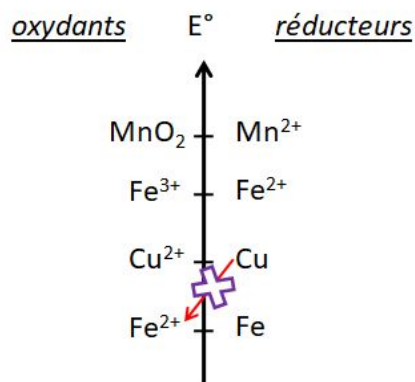
Si l'on applique cette règle aux couples donnés dans l'énoncé, on obtient le **diagramme suivant** :



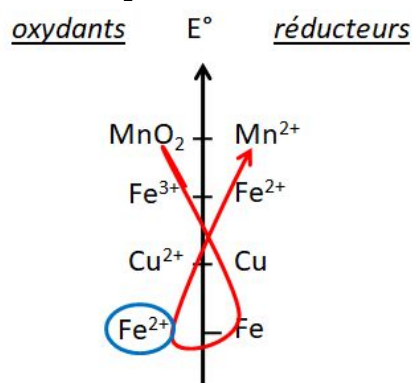
A. FAUX, la règle du gamma ne **s'applique pas entre le cuivre et le Fe²⁺**.

☞ Dans le cas des deux couples Fe³⁺/Fe²⁺ et Cu²⁺/Cu, le cuivre et le Fe²⁺ sont **tous les deux réducteurs**, et ne peuvent donc **pas réagir ensemble**.

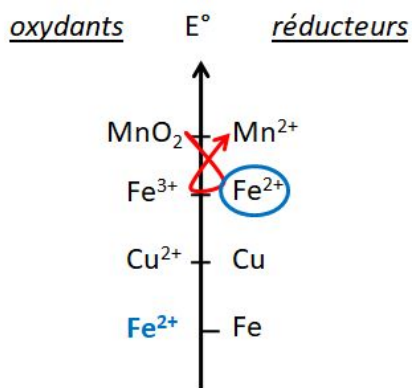
☞ Dans le cas des couples Cu²⁺/Cu et Fe²⁺/Fe, le cuivre est le réducteur le moins fort et Fe²⁺ est l'oxydant le moins fort car **E°(Cu²⁺/Cu) > E°(Fe²⁺/Fe)**. Ils ne peuvent donc **pas** réagir ensemble de façon **spontanée** (autrement dit l'enthalpie libre standard de cette réaction est **positive**).



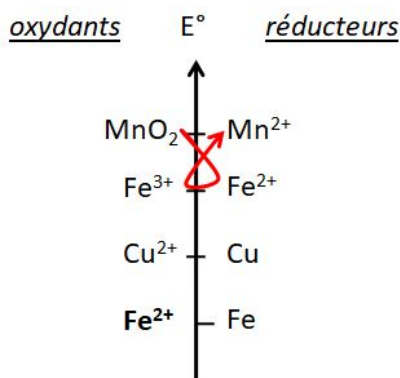
B. VRAI, d'après la règle du gamma le MnO₂ réagit avec le fer pour donner des ions **Fe²⁺** et **Mn²⁺** :



Les ions Fe^{2+} peuvent être oxydés par le MnO_2 en excès, pour former du Fe^{3+} et du Mn^{2+} :

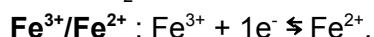
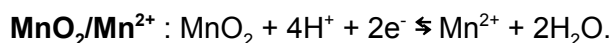


C. FAUX, d'après la règle du gamma le MnO_2 réagit bien spontanément avec le **fer(II) ou Fe^{2+}** , pour donner du Fe^{3+} et du Mn^{2+} :



→ Pour écrire la réaction globale d'oxydo-réduction entre les couples $\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}$ et $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}$, il faut procéder selon les étapes suivantes :

- 1) Ecrire la **demi-réaction de chaque couple** en équilibrant l'élément principal, l'oxygène puis l'hydrogène s'il y en a et enfin le nombre d'électrons :

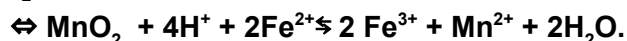
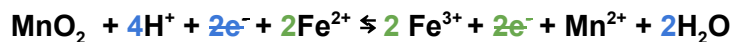


- 2) Équilibrer le **nombre d'électrons** :



$$\Rightarrow n = 2 \text{ (nombre d'e}^-)$$

- 3) Ecrire la réaction finale en respectant bien les **nombre stoechiométriques** :



D. FAUX, le degré ou **nombre d'oxydation** est le nombre de charge que porte un atome au sein d'une espèce chimique. Une espèce peut se trouver dans divers états d'oxydation.

👉 **Lorsqu'un élément est oxydé ce nombre augmente.**

→ Pour résoudre ce genre d'item, il faut bien connaître les règles de calcul du nombre d'oxydation, qui sont les suivantes :

1. Atome isolé, neutre, NO = 0
 2. Atomes de même nature combinés au sein d'une même molécule, NO = 0
 3. Ion simple: NO = valeur algébrique de sa charge
 4. Dans une molécule neutre, la somme des degrés d'oxydation de tous les éléments de la molécule = 0
 5. Dans un ion polyatomique, la somme des degrés d'oxydation de tous les éléments de l'ion = charge de l'ion
 6. L'hydrogène a un degré d'oxydation de (+ I) sauf dans les combinaisons avec des métaux (- I), et dans la molécule H₂ (0)
 7. Le fluor a un degré d'oxydation de (- I) sauf dans la molécule F₂ (0)
 8. L'oxygène a un degré d'oxydation de (- II) sauf :
 - dans la molécule O₂ (0)
 - dans les peroxydes (- I) (H₂O₂, CaO₂, Na₂O₂,...)
 - dans le fluorure d'oxygène OF₂, (+ II)
- La somme des degrés d'oxydation de N et O au sein de l'ion NO₃⁻ est égale à la charge de l'ion, donc à -I.
 - Ainsi :
 - NO(N) + NO(O₃) = -I
 - NO(N) + 3 x NO(O) = -I
 - D'après les règles données dans le cours, il faut également savoir que **l'oxygène** a un degré d'oxydation de **-II**, sauf cas particuliers :
 - NO(N) + 3 x (-II) = -I
 - NO(N) = -I - 3 x (-II)
 - NO(N) = -I + VI
 - **NO(N) = +V.**

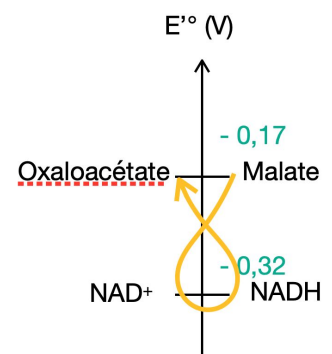
E. VRAI,

- La molécule **CaO₂** est **neutre**, donc la somme des degrés d'oxydation de Ca et O est **égale à 0**.
- Attention, ici on est dans le cas particulier d'un **peroxyde**, donc l'oxygène a un degré d'oxydation de **-I**.
- Ainsi :
 - NO(Ca) + NO(O₂) = 0
 - NO(Ca) + 2 x NO(O) = 0
 - NO(Ca) = - 2 x NO(O)
 - NO(Ca) = - 2 x -I
 - **NO(Ca) = +II.**

QCM 17 : BCD

A. FAUX, pour savoir si une réaction est spontanée ou non, il faut vérifier qu'elle peut suivre la **règle du gamma** .

On place donc les potentiels standards apparents de nos deux couples sur une flèche graduée, orientée vers le haut et on obtient ceci :



Une réaction n'est spontanée que lorsque l'on peut dessiner un gamma partant de l'oxydant le plus fort et allant vers le réducteur le plus fort également. Ici, on retrouve en effet un gamma mais il est **à l'envers**.

Ainsi, la réaction n'est **pas possible spontanément**.

B. VRAI, en effet, **NAD⁺** est un **oxydant** qui capte des électrons. Le malate est oxydé en oxaloacétate et permet ainsi au NAD⁺ d'être réduit en NADH. Les réactions d'oxydo-réductions se produisant sont les suivantes :

- Malate ⇌ Oxaloacétate + 2 H⁺ + 2e⁻

- $\text{NAD}^+ + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{NADH}$
- Equation bilan : **Malate + NAD^+ $\rightleftharpoons$ Oxaloacétate + NADH**

☞ Le malate est **oxydé** en oxaloacétate tandis que le NAD^+ est **réduit** en NADH.

C. VRAI, l'oxydation du malate (réducteur) libère bien **2 électrons** qui sont captés par le NAD^+ (oxydant) lui permettant ainsi d'être réduit.

☞ Pour ne pas à avoir à apprendre cela par coeur, en réfléchissant, on voit que l'on passe du NAD^+ au NADH via l'ajout de 2 H^+ . On se retrouve avec un "surplus de 2 charges positives" qui sont donc compensées par **2 e^-** .

D. VRAI, premièrement, nous allons calculer la différence du potentiel standard apparent :

- $\Delta E'^\circ = E'^\circ(\text{couple redox du réactif oxydant}) - E'^\circ(\text{couple redox du réactif réducteur})$
- $\Delta E'^\circ = E'^\circ(\text{NAD}^+/\text{NADH}) - E'^\circ(\text{Oxaloacétate/Malate})$
- $\Delta E'^\circ = -0,32 - (-0,17) = -0,15 \text{ V} = \mathbf{-15.10^{-2} \text{ V}}$.

Ensuite, il nous faut calculer l'enthalpie libre standard apparente de la réaction redox donnée.

- $\Delta_r G'^\circ = -n.F.\Delta E'^\circ$ avec n le nombre d'électrons échangés, F la constante de Faraday et $\Delta E'^\circ$ la différence du potentiel standard apparent au cours de la réaction.
- Ainsi, $\Delta_r G'^\circ = -2 \times 96\,500 \times (-15.10^{-2}) = 30 \times 965 = \mathbf{28\,950 \text{ J.mol}^{-1}}$.
- **$\Delta_r G'^\circ > 0$** , la réaction est bien **non spontanée** et **thermodynamiquement défavorable** !
- Le résultat est donc compris entre 20 000 et 30 000 J.mol^{-1} .

E. FAUX, cf item D.

Attention :

- Ici la réaction n'est pas spontanée, il faut donc un apport d'énergie extérieure. On parlera d'énergie fournie, nécessaire à la réaction.
- Pour une réaction spontanée, on parlera d'énergie libérée.