

TUTORAT SANTÉ BORDEAUX

Tutorat des Associations Etudiantes soutenu par université BORDEAUX

Préparation aux Concours Médicaux et Paramédicaux



Médecine



Pharmacie



Maïeutique



Odontologie



Filières
Paramédicales

Kinésithérapie
Ergothérapie
Psychomotricité
Manip. Radio
Podologie

CORRECTION - COLLE 2 - UE11s

24 février 2020 - Fait par la team UE11s

QCM 1 : BDE

A. **FAUX**,

Pour retrouver l'ordre nous allons calculer la constante de vitesse k avec les différentes valeurs du tableau afin de trouver un k constant:

pour l'ordre 1: $\ln[A] = \ln[A_0] - kt \Leftrightarrow k = \frac{\ln \frac{[A_0]}{[A]}}{t}$ ainsi :

$$k = \frac{\ln \frac{180}{176}}{20} = \frac{0,0225}{20} = 1,125 \times 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

$$k = \frac{\ln \frac{180}{156}}{120} = \frac{0,143}{120} = 1,2 \times 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

on voit bien que les k ne correspondent pas donc ce n'est pas une cinétique d'ordre 1.

maintenant on teste pour l'ordre 0:

pour l'ordre 0: $[A] = [A_0] - kt \Leftrightarrow k = \frac{[A_0] - [A]}{t}$ ainsi :

$$k = \frac{180 - 176}{20} = 0,2 \text{ mmol / L / min}$$

$$k = \frac{180 - 156}{120} = 0,2 \text{ mmol / L / min}$$

on voit ici que les k sont égaux il s'agit bien d'un ordre 0.

Nous avons également répondu aux item B et C en calculant le k qui vaut ici 0,2 mmol / L / min.

Pour l'ordre 2 on a la formule:

$$\frac{1}{A} = \frac{1}{A_0} + kt$$

Et on trouve aussi des valeur de k différentes:

$$k = \frac{\frac{1}{176} - \frac{1}{180}}{20} = 6 \times 10^{-6} \text{ L / mmol / min}$$

$$k = \frac{\frac{1}{156} - \frac{1}{180}}{120} = 7 \times 10^{-6} \text{ L / mmol / min}$$

B. **VRAI**, voir correction item A.

C. **FAUX**, voir correction item A.

D. **VRAI**, Nous cherchons ici le $t_{1/2}$, la formule étant $t_{1/2} = \frac{[A_0]}{2k}$ ainsi:

$$t_{1/2} = \frac{180}{2 \times 0,2} = 450 \text{ minutes ce qui correspond à 7h30min (} \frac{450}{60} = 7,5 \text{h donc 7h30min).}$$

QCM 2 : D

A. **FAUX**, la formule pour l'ordre 1 est : $\ln[A] = \ln[A_0] - kt$

B. **FAUX**, Nous savons que la cinétique est d'ordre 1 donc nous pouvons utiliser la formule afin de retrouver k :

On sait que c'est une cinétique d'ordre 1 donc quelle que soit la concentration, le temps pour diviser celle-ci par deux est toujours le même. On remarque qu'entre 10 min et 20 min la concentration est divisée par 2. Le temps pour diviser la concentration par deux est de 10 min, donc $[A_0] = 10 \mu\text{mol/L}$.

$$\ln[A] = \ln[A_0] - kt \Leftrightarrow k = \frac{\ln\frac{[A_0]}{[A]}}{t} \text{ ainsi :}$$

$$k = \frac{\ln\frac{10}{5}}{10} = 0,07 \text{ min}^{-1}$$

on a donc trouvé la valeur de notre $k = 0,07 \text{ min}^{-1}$ il fallait faire attention à la bonne unité !

C. **FAUX**, ici c'est la valeur qui est fautive il fallait trouver 0,07 comme calculé à l'item B.

D. **VRAI**, on veut savoir au bout de combien de temps le médicament a été dégradé à moitié donc on calcule le $t_{1/2}$:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0,7}{0,07} = 10 \text{ minutes.}$$

E. **FAUX**, c'est une caractéristique de l'ordre 2. Pour l'ordre 1, on peut dire que peu importe la concentration en réactif, le temps pour la diviser par 2 est toujours le même.

QCM 3 : ADE

B. **FAUX**, le $t_{1/2}$ est indépendant de la concentration initiale en réactif pour l'ordre 1: $t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$

C. **FAUX**, l'équation de vitesse de l'ordre 1 est : $\ln[A] = \ln[A_0] - kt$

QCM 4 : CD

A. **FAUX**, Il s'agit d'une réaction d'ordre 2. Bien faire attention à l'unité de k !!

B. **FAUX**, $v = k[C]^2$ donc la vitesse de réaction est DÉPENDANTE de la concentration en réactif C.

C. **VRAI**, Si 75% du réactif est consommé, alors il reste 25% du réactif C. Donc $[C] = 0,25[Co]$

On part de la formule : $\frac{1}{[C]} = kt + \frac{1}{[C]_0}$

$$\text{Donc : } kt = \frac{1}{[C]} - \frac{1}{[C]_0} = \frac{1}{0,25[C]_0} - \frac{1}{[C]_0} = \frac{1}{0,25[C]_0} - \frac{0,25}{0,25[C]_0} = \frac{0,75}{0,25[C]_0}$$

$$kt = \frac{3}{[C]_0}$$

$$\text{Donc } t = \frac{3}{k \times [C]_0}$$

D. **VRAI**, car $t_{1/2} = \frac{1}{k[C]_0}$.

E. **FAUX**, on a une réaction d'ordre 2 donc chaque fois qu'on divise par deux la concentration restante en réactif, on multiplie par 2 le temps de demi-réaction.

QCM 5 : BCE

A. **FAUX**, On a $t_{1/2} = \frac{1}{k \times [C]_0} \Leftrightarrow [C]_0 = \frac{1}{k \times t_{1/2}} = \frac{1}{0,10 \times 200} = 0,05 \text{ mol/L}$

C. **VRAI**, $\frac{1}{[C]} = kt + \frac{1}{[C]_0} = 0,10 \times 50 + \frac{1}{0,05} = 25$.

$\frac{1}{[C]} = 25$ donc $[C] = 0,04 \text{ mol/L}$.

D. **FAUX**, l'ajout d'un catalyseur permet d'abaisser la barrière énergétique sans augmenter la température mais n'agit en rien sur l'ordre de la réaction.

QCM 6 : DE

A. FAUX, le nombre d'oxydation du chlore dans HClO est **de 1** : n.o (HClO) = 0 et on sait que n.o (O) = -2 et n.o (H) = +1 d'où : n.o (HClO) = n.o (H) + n.o (Cl) + n.o (O) $\Leftrightarrow 0 = 1 + \text{n.o (Cl)} + (-2)$
 $\Leftrightarrow \text{n.o (Cl)} = +1$

B. FAUX, l'oxydant possède le **nombre d'oxydation le plus élevé** du couple oxydant/réducteur or ici dans O₂, n.o (O) = 0 et dans H₂O₂, n.o (O) = -1, comme dans tous les peroxydes. L'oxygène a donc un degré d'oxydation plus élevé dans O₂ que dans H₂O₂. O₂ est donc l'**oxydant** et H₂O₂ est le **réducteur** du couple. Par convention, on écrit le couple oxydant/réducteur avec l'oxydant à gauche et le réducteur à droite.

C. FAUX, Attention : selon la règle du gamma, l'**oxydant le plus fort** réagit avec le **réducteur le plus fort** et plus le potentiel du couple est élevé, plus le pouvoir oxydant du couple est fort. Ici, l'oxydant le plus fort est HClO et va réagir avec Cl⁻ pour donner du Cl₂, selon la règle du gamma. On a donc une réaction de **rétrodismutation** en Cl₂ et pas de dismutation.

D. VRAI, plus le potentiel d'un couple **E° est élevé**, plus le **pouvoir oxydant** du couple est **fort** et au contraire, plus le **pouvoir réducteur** du couple est **faible**. Ici, E° (HClO/Cl₂) > E° (O₂/H₂O₂) ainsi le couple HClO/Cl₂ possède un pouvoir réducteur plus faible que le couple O₂/H₂O₂.

E. VRAI, on observe que les nombres d'oxydations des espèces varient au cours de la réaction : on passe de n.o (Cl) = 0 dans Cl₂ à n.o (Cl) = -1 dans Cl⁻. Pour l'oxygène, on passe de n.o (O) = -1 dans H₂O₂ à n.o (O) = 0 dans O₂. S'il y a variation du nombre d'oxydation, il y a bien **échange d'électrons**. Il s'agit donc d'une réaction d'**oxydo-réduction**.

QCM 7 : BE

A. FAUX, n.o (IO⁻) = -1 et n.o (O) = -2 donc n.o (IO⁻) = n.o (O) + n.o (I) $\Leftrightarrow -1 = -2 + \text{n.o (I)}$ d'où n.o (I) = **+1**

B. VRAI, on passe d'un n.o = 0 dans I₂ à n.o = +1 dans IO⁻, le **nombre d'oxydation augmente** au cours de la réaction, il s'agit donc d'une **oxydation**.

C. FAUX, le nombre d'oxydation augmente, il s'agit d'une oxydation

D. FAUX, A = 2H₂O car il faut équilibrer les O de chaque côté on a donc : I₂ + 2H₂O \leftrightarrow 2IO⁻ + 2e⁻ + 4H⁺

E. VRAI, l'iode a le **nombre d'oxydation le plus élevé** dans IO⁻, il s'agit donc de l'**oxydant**.

QCM 8 : CE

A. FAUX, le nombre d'oxydation de l'oxygène dans H₂O₂ est de **-1** comme dans tous les peroxydes. On peut aussi trouver ce nombre d'oxydation grâce au calcul : n.o (H₂O₂) = 0 et on sait que n.o (H) = +1. On a donc : n.o (H₂O₂) = 2 n.o (H) + 2 n.o (O) $\Leftrightarrow 0 = 2 + 2 \text{n.o (O)}$ $\Leftrightarrow 2 \text{n.o (O)} = -2$
 $\Leftrightarrow \text{n.o (O)} = -1$

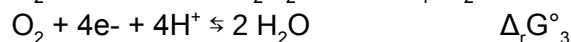
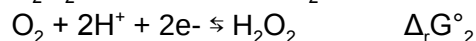
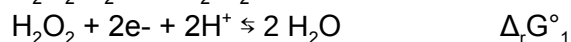
B. FAUX, le **réducteur le plus fort** possède le **potentiel le plus faible** : ici, il s'agit de H₂O₂.

C. VRAI, l'oxydant possédant le potentiel le plus faible (ici O₂) est l'oxydant le plus faible.

D. FAUX, !! Attention à bien équilibrer la réaction !! La réaction de dismutation est :

2 H₂O₂ \leftrightarrow O₂ + 2 H₂O. Au cours de cette réaction, H₂O₂ est à la fois oxydé en O₂ et réduit en H₂O.

E. VRAI, on commence par chercher les demi-équations concernant les trois couples : O₂/H₂O₂, H₂O₂/H₂O et O₂/H₂O :



On remarque que $\Delta_r G^\circ_3 = \Delta_r G^\circ_1 + \Delta_r G^\circ_2$ sachant que $\Delta_r G^\circ = -nFE^\circ$, on a donc :

$-nFE^\circ_3 = -nFE^\circ_1 + (-nFE^\circ_2) \Leftrightarrow -4FE^\circ_3 = -2FE^\circ_1 - 2FE^\circ_2$ on peut simplifier les F car F est une constante on obtient donc : $-4E^\circ_3 = -2E^\circ_1 - 2E^\circ_2 \Leftrightarrow E^\circ_3 = (E^\circ_1 + E^\circ_2) / 2 \Leftrightarrow E^\circ_3 = (0,7 + 1,76) / 2 =$

1,23V

QCM 9 : BD

- A. **FAUX**, un élément électronégatif a une aptitude à attirer vers lui les électrons lorsqu'il est engagé dans une liaison.
- B. **VRAI**, cf cours.
- C. **FAUX**, un métal est réducteur.
- D. **VRAI**, c'est bien le caractère oxydant d'un non-métal.
- E. **FAUX**, un métalloïde se comporte soit comme un métal soit comme un non métal en fonction des atomes qui l'entoure.

QCM 10 : CE

- A. **FAUX**, la chimie inorganique concerne les molécules qui ne possèdent **pas de C** dans leur squelette (*sauf exceptions : CO_2 , CO , H_2CO_3 , HCO_3^- , CO_3^{2-}*)
- B. **FAUX**, c'est une molécule inorganique, en effet c'est une exception.
- C. **VRAI**, on commence par écrire les éléments les plus oxydés puis les moins oxydés en règle générale.
- D. **FAUX**, l'ion bicarbonate est l'ion HCO_3^- autrement appelé ion hydrogénocarbonate. L'ion carbonate est l'ion CO_3^{2-} .
- E. **VRAI**, l'absence d'hydrogène est ce qui caractérise les sels.

QCM 11 : CE

- A. **FAUX**, l'hydrogène n'est pas un métal alcalin, il n'appartient à aucune famille.
- B. **FAUX**, (**alcalins**) < X(H) < X (**halogènes**) ; en présence des alcalins, H peut gagner un électron parce que son électronégativité est plus forte, donc forme l'ion hydruure. Tandis qu'en présence des halogènes, H peut perdre un électron et forme l'ion hydrogène.
- D. **FAUX**, c'est le tritium qui est radioactif.

QCM 12 : ABE

- C. **FAUX**, La température et la solubilité varient en sens inverse, donc si la température augmente la solubilité diminue, donc le milieu est **pauvre** en O_2 dissous.
- D. **FAUX**, c'est un oxydant puissant mais il ne peut pas oxyder les métaux nobles (Argent / Or), les gaz nobles et le platine.

QCM 13 : AC

- A. **VRAI**, il a des nombres d'oxydations allant de -2 à 6.
- B. **FAUX**, il a une odeur d'oeuf pourri, donc pas inodore.
- D. **FAUX**, ils ont le même nombre d'oxydation donc ce n'est pas une équation redox.
- E. **FAUX**, sulfites → acide sulfureux ; sulfates → acide sulfurique

QCM 14 : BD

- A. **FAUX**, de -3 à +5.
- C. **FAUX**, c'est la forme allotropique **blanche** qui est très réactive et toxique.
- E. **FAUX**, c'est une **base forte**.

QCM 15 : AD

- B. **FAUX**, le monoxyde de carbone est une molécule **diamagnétique**.
- C. **FAUX**, c'est le CO_2 sous forme **solide** qui sert à transporter des échantillons biologiques.
- D. **VRAI**, cf U3B et la régulation du pH.
- E. **FAUX**, C'est HCO_3^- qu'on nomme le bicarbonate, CO_3^{2-} est l'ion carbonate.

QCM 16 : AD

B. **FAUX**, NH_4OH est l'hydroxyde d'ammonium.

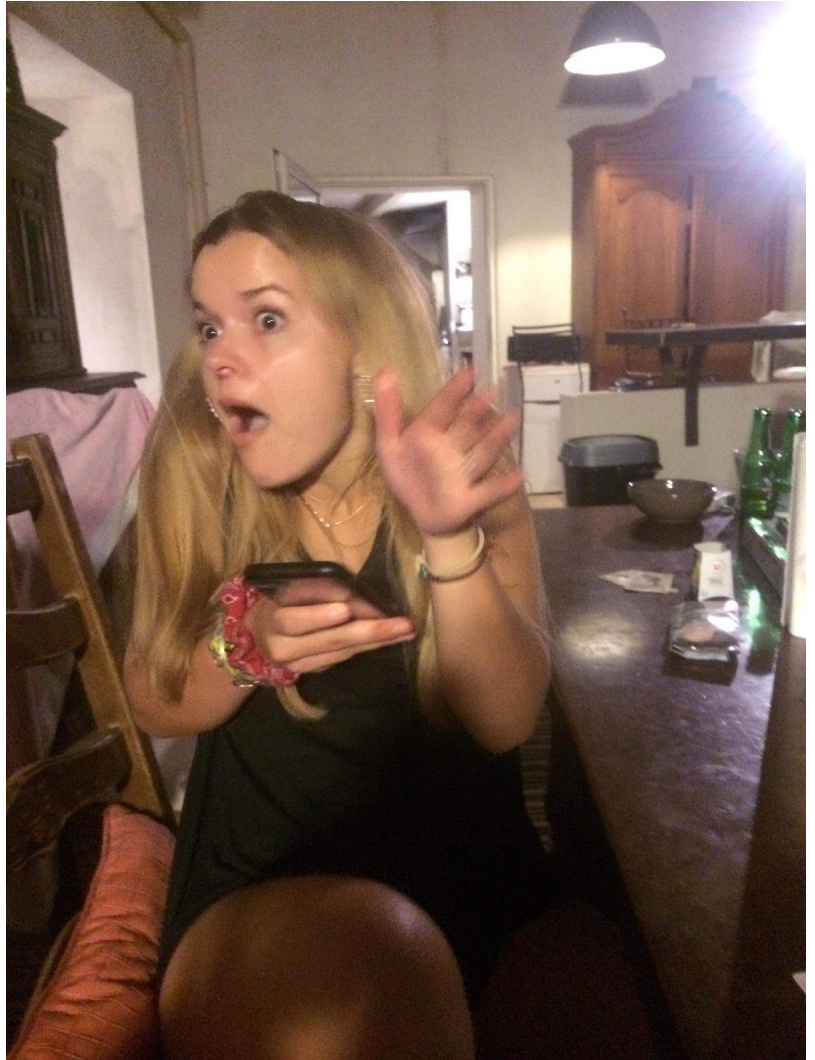
C. **FAUX**, L'ammoniac est bien un gaz toxique et incolore **mais fortement odorant**.

E. **FAUX**, N_2O (= oxyde nitreux) possède **2** azotes, chacun des azote a un n.o de 1.

QCM 17 : ABCD

E. **FAUX**, le Nitrate est la forme oxydée la plus stable des formes azotées.

QCM 18 : ABCDE



On t'aime Océ putain <3