CORRECTION ED n°1 - UE 11s

22/02/2019

QCM 1 : BDE

A. **FAUX** : C'est la spontanéité d'une réaction qui fait référence à la tendance d'un processus à se produire. La vitesse concerne la cinétique de la réaction.

C. **FAUX** : Au contraire, ils sont utilisés afin augmenter la vitesse d'une réaction.

QCM 2 : BC

A. **FAUX** : Elle varie constamment, ici c'est la définition de la constante de vitesse.

D. **FAUX** : Au contraire, elles sont différentes.

E. **FAUX** : Attention, lors de la formation de produits, les réactifs disparaissent. A t1/2 il y a eu disparition de la moitié des **réactifs** initialement mis à réagir.

QCM 3 : ABDE

C. **FAUX** : la vitesse est toujours positive !!

D. **VRAI** : mol et mmol sont la même unité à un facteur 1000 prés.

QCM 4 : AC

A. **VRAI** : nous avons ici une réaction d'ordre 0 donc k = $\frac{A0 - A}{t}$ **=** $\frac{200 - 195}{60 - 45}$ **=** $\frac{1}{3}$ **mmol/L/s**

B. **FAUX** : pour calculer le temps de demi-réaction nous devons connaître la concentration initiale en réactif soit A_0 ; d'après la formule précédente A_0 = A + kt donc A_0 = 210 + $\frac{1 X 15}{3}$ **= 215 mmol/L**. On peut alors appliquer la formule $t_{1/2}$ = $\frac{215}{2 \times 1/3}$ **=** $215 \times \frac{3}{2}$ **= 323 secondes.**

C. **VRAI** : si 80% a disparu alors il reste 20% de propane : A_0 X 20% = **43 mmol/L**. On recherche alors le temps → $temps = \frac{A0-A}{k}$ **=** $\frac{215-43}{1/3}$ **=** (215 - 43) X 3 = **516 secondes.**

D. **FAUX** : la température influence la vitesse de la réaction.

E. **FAUX** : ici on a une réaction d'ordre 0, donc en ordonnée A et en abscisse le temps (s).

QCM 5 : BC

A. **FAUX** : Cette réaction suit un ordre 1 car on constate que quelque soit la concentration, le temps pour diviser la concentration par 2 est toujours le même (208 mmol/L à 104 mmol/L → 17 secondes, de 104 mmol/L à 52 mmol/L → 17 secondes).

B. **VRAI** : c'est la définition d'un ordre 1.

C. **VRAI** : dans l'ordre 1 → v = k[A].

D. **FAUX** : pour l'ordre 1 → $t_{1/2}$ = ln2/k, la concentration initiale est absente de l'équation.

E. **FAUX** : la pente ici est celle d'un ordre 2, pour l'ordre 1 : $-k = \frac{\Delta lnA}{\Delta t}$, par exemple.

QCM 6 : ACE

B. **FAUX** : La définition correspond à une réaction d'ordre 2 et non d'ordre 1 ! Pour un ordre 1 la vitesse et proportionnelle à la concentration en réactif v = k[A].

D. **FAUX** : cf E

QCM 7 : ABDE

C. **FAUX** : cf item D

QCM 8 : ABCDE

QCM 9 : BCE

A. **FAUX** : La température s'exprime conventionnellement en Kelvin (K). De plus, T dans Arrhenius s'exprime en K.

B. **VRAI** : l'équation d'Arrhénius est k = A $e^{-Ea/RT}$ avec A qui est le facteur de fréquence sur lequel intervient la taille des molécules, l'orientation des molécules...

C. **VRAI** : c'est une transformation mathématique de la formule du cours.

D. **FAUX** : k a une unité qui dépend de l'ordre. Elle n'a pas la même unité si on est dans un ordre 0 ou un ordre 1 par exemple mais elle a toujours une unité.

QCM 10 : AD

A. **VRAI** : en appliquant la formule : $ln\,\frac{k2}{k1} = \frac{Ea}{R} \times (\frac{1}{T1} - \frac{1}{T2})$

B. **FAUX** : c'est l'énergie <u>minimale</u>.

C. **FAUX** : c'est si la température augmente que le nombre de collisions efficaces augmente.

E. **FAUX** : on peut aussi utiliser des catalyseurs.

QCM 11 : BC

A. **FAUX** : si on regarde l'unité de k on voit que c'est l'unité de l'ordre 0 et pas de l'ordre 2.

C. **VRAI** : On sait que k = A $e^{-Ea/RT}$, que 27°C = 300K donc T_1= 300K et T_2 = 600K. On a alors $k_2 = 2k_1$ car la vitesse double si on augmente la température de 300°C.

On a donc :

$$ln\frac{k2}{k1} = \frac{Ea}{R}(\frac{1}{T1} - \frac{1}{T2})$$
$$ln\frac{2k1}{k1} = \frac{Ea}{10}(\frac{1}{300} - \frac{1}{600})$$
$$ln2 \times 10 = Ea\,(\frac{2}{600} - \frac{1}{600})$$
$$ln\,2 \times 10 = Ea \times \frac{1}{600}$$
$$Ea = 0,7 \times 10 \times 600$$
$$Ea = 7 \times 600 = 4200\,J/mol$$

QCM 12 : BCD

A. **FAUX** : Il y a toujours un échange **<u>d'électrons</u> !**

E. **FAUX** : Attention, dans les peroxydes comme H_2O_2, le n.o de l'oxygène est de **-1**

QCM 13 : C

Il faut tout d'abord équilibrer les 2 demi équations :

$Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e-$ (x3)

$HNO_3 + 3e- + 3H^+ \rightarrow NO + 2\,H_2O$ (x2) **=> 3**Cu + $2HNO_3$+ **6**$H^+ \rightarrow 3Cu^{2+} + 2NO$ + **4**H_20

E. **FAUX** : On équilibre les charges de la réaction par des **H^+**, on est donc à **pH acide**. De plus, certaines espèces de cette équation n'existe pas en milieu basique comme le HNO_3 qui est un acide.

QCM 14 : A

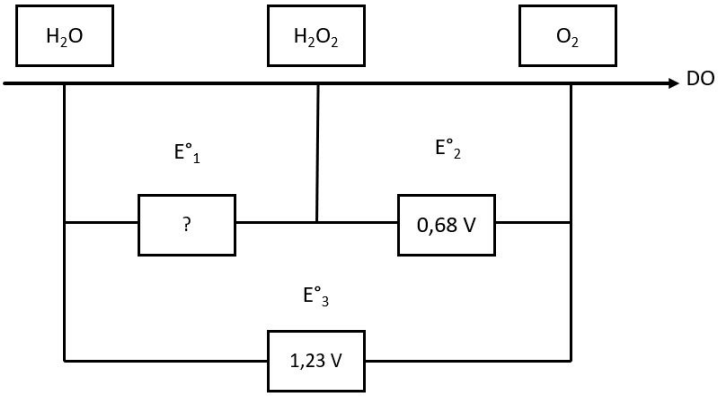
B. **FAUX** : au couple **Red/ox !**

C. **FAUX** : C'est une rétrodismutation car le potentiel de droite est supérieur au potentiel de gauche.

D. **FAUX** : C'est une dismutation car le potentiel de gauche est supérieur au potentiel de droite.

E. **FAUX** : Élément chimique **à la fois oxydé et réduit.**

QCM 15 : CD



A. **FAUX** : O_2 est un **corps pur simple** donc **do=0**

B. **FAUX** : désolé...mais c'est la dismutation! La rétrodismutation est la réaction inverse où on revient à la forme amphotère.

D. **VRAI** : attention, on a bien une différence de degrés d'oxydation de 1 pour O, mais il y a **2 atomes** d'Oxygène concerné dans la demi équation du couple. **Stoechiométrie** !

$H_2O_2 + 2H^+ + \mathbf{2e^-} \rightarrow 2H_2O$

E. **FAUX** : ici on est en **oxydoréduction** ! Dans le doute vérifiez si les espèces changent de degrés d'oxydation. Le H_2O_2 joue le rôle d'oxydants dans le couple H_2O_2/H_2O et joue le rôle de réducteur dans O_2/H_2O_2 .

QCM 16 : AC

A.**VRAI** et B.**FAUX** : la version rapide est de poser l'équation suivante : $\mathbf{n_3E°_3= n_1E°_1+ n_2E°_2}$ avec n les nombres d'électrons échangés. En posant les demi équations des 3 couples, ou en observant la différence de degré d'oxydation de l'oxygène on obtient $\mathbf{n_1=2}$, $\mathbf{n_2=2}$, $\mathbf{n_3=4}$ et donc il ne reste qu'à isoler $E°_1$

$E°_1= (4E°_3 - 2E°_2) / 2 =$ **1.78 V**

C. **VRAI** et D. **FAUX** : en effet ici on a bien $E°_1>E°_2$ donc il y a **DISMUTATION**

E. **FAUX** : La réaction de dismutation est la réaction favorisée donc on peut dire qu'elle sera spontanée.

R_2 (O_2/H_2O_2) : $O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2O_2$ $E°_2$=0,68 V

R_1 (H_2O_2/H_2O) : $H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$ $E°_1$=1,78 V

Alors la réaction de dismutation :

R_D : $2\ H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2H_2O$ on a $R_D= R_1 - R_2$

$\Delta rG°_D= \Delta rG°_1 - \Delta rG°_2$

$= - n_1FE°_1 + n_2FE°_2 =2x(10^5)x(-1,78 + 0,68)$

= -220 kJ/mol < 0 la réaction est spontanée !

QCM 17 : BCD

A. **FAUX** : dans la **règle du gamma** c'est **l'oxydant le plus fort** (E° fort) qui réagit avec **le réducteur le plus fort** (E° faible) pour donner les oxydant et réducteurs correspondants à chaques couples. **Les produits eux ne réagissent pas entre eux !**

C .**VRAI** : D'après les potentiels, Cu^{2+} réagit sur Cu pour donner Cu et H^+ et d'après les potentiels Cu ne peut pas être attaqué par H^+.

D. **VRAI** : Le Fe^{2+} est bien à la fois un oxydant et un réducteur.E. **FAUX** : Il faut s'imaginer un petit diagramme de Latimer

$\mathbf{E°_1<E°_2}$ on a plutôt une **Rétrodismutation** ici !!

De la part de ta team UE11 😘