



Nom : Prénom : 5^{èmes} D - E

Sciences générales : Chimie 2h

Professeur : Mme I. Paternotte

Mercredi 15 juin 2016

180 au total ramené à 77 car 78 = bonus.



Consignes pour tous les exercices numériques de l'examen : toute donnée, inconnue, grandeur intermédiaire utilisée doit être présentée avec son symbole et ses unités. Toute formule utilisée pour un calcul doit être précisée.

/6 1. QCM : Remplis la grille ci-dessous avec la/les lettre(s) majuscule(s) de la/les bonne(s) réponse(s).
Bon : 1 point. Faux : -0,5 point. Pas de réponse : 0. Mais au total pas de points négatifs.


Questions	1	2	3	4	5	6
Réponses	BD	ABD	B	C	C	E

1. Parmi les réactions suivantes, laquelle ou lesquelles aboutissent à un état d'équilibre ? **1FAV 4 DEFAV**
 FAV A. la variation d'entropie est positive et la variation d'enthalpie est négative FAV
 FAV B. la variation d'entropie est positive et la variation d'enthalpie est positive DEFAV
 DEFAV C. la variation d'entropie est négative et la variation d'enthalpie est positive DEFAV
 DEFAV D. la variation d'entropie est négative et la variation d'enthalpie est négative FAV

2. Parmi les réactions précédentes, laquelle ou lesquelles sont spontanées ? **au moins 1 FAV**

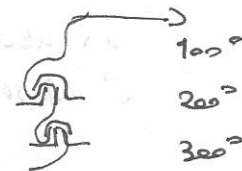
3. Un alcane linéaire contient  C_4H_{10}  C_4H_{10}
 A. Moins d'atome d'hydrogène qu'un alcane ramifié ayant le même nombre d'atome de carbone
 B. le même nombre d'atome d'hydrogène qu'un alcane ramifié ayant le même nombre d'atome de carbone
 C. Plus d'atome d'hydrogène qu'un alcane ramifié ayant le même nombre d'atome de carbone

4. Une réaction exothermique est une réaction qui a

 A. une ΔH de rupture des liaisons des réactifs supérieure à la ΔH de formation des liaisons des produits.
 B. une ΔH de formation des liaisons des réactifs inférieure à la ΔH de rupture des liaisons des produits.
 C. une ΔH de rupture des liaisons des réactifs inférieure à la ΔH de formation des liaisons des produits.
 D. une ΔH de formation des liaisons des réactifs supérieure à la ΔH de rupture des liaisons des produits.

5. Dans une tour de distillation, des molécules légères

- A. se condensent à basse température et ne montent presque pas
- B. se condensent à haute température et ne montent presque pas
- C. se condensent à basse température et montent haut
- D. se condensent à haute température et montent haut



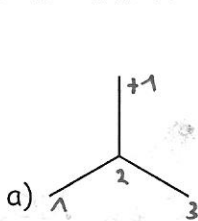
6. Le gaz qui tue chaque année en Belgique une centaine de personnes est

- A. CH_4
- B. CO_2
- C. N_2
- D. H_2O
- E. CO

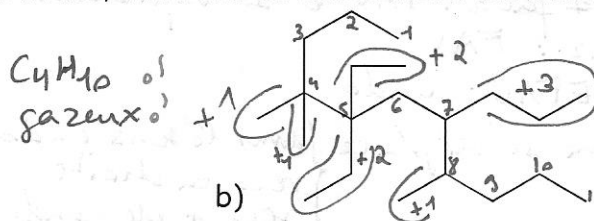
/3 2. Quels sont les ingrédients et les conditions nécessaires à la formation du pétrole ?

déchets organiques + sédiments $t^o \rightarrow p^o$ absence d' O_2 millions d'années

/5 3. Nomme ces 2 molécules, donne leur formule brute et leur état (gaz/liquide/solide)



méthylpropane 1



5,5-diéthyl-4,4,8-triméthyl-7-propylundécane 2

$C_{21}H_{44}$ ol
liquide ol

- 16° /3 4. a) Complète le 1^{er} graphique : légende l'axe, les 3 niveaux, certains écarts entre les niveaux.
 /1⁵ b) Dans le cadre de gauche donne le nom entier de chaque abréviation utilisée dans la légende ajoutée.
 /1 c) Utilise une flèche légendée pour présenter l'échange d'énergie avec le milieu environnant.
 /1 d) Dans le cadre de droite, qualifie le type de réaction représenté, justifie d'après le graphique.

H enthalpie
 ΔH variation d'enthalpie
 E_a énergie d'activation

endothermique
 car $\Delta H > 0$
 $n_p > n_r$

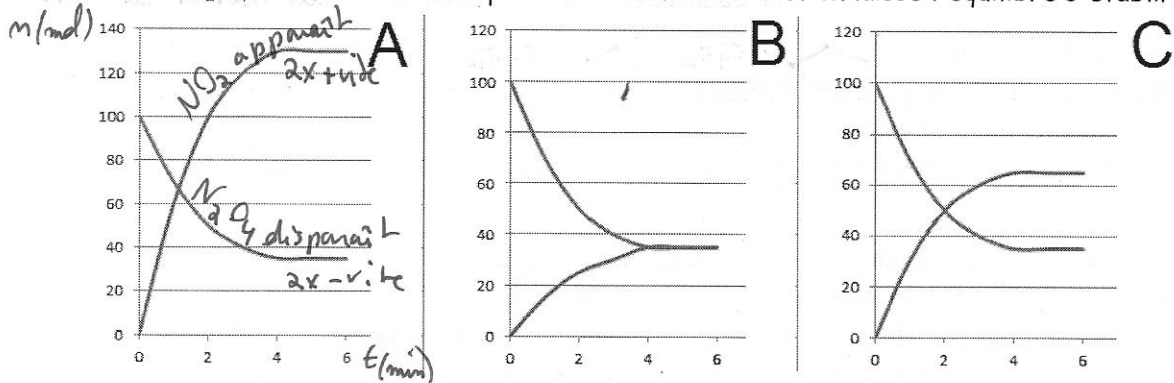
- /2 c) Quelle est l'évolution observée entre les 1^{er} et 2^{ème} graphiques proposés ? A quoi pourrait-elle être due ? Comment est-elle obtenue concrètement.

Etat adiré stabilisé $E_a \downarrow$
 Due à l'utilisation d'un catalyseur qui met les réactifs dans un "environnement" + propice à la réaction qui stabilise l'état adiré

/75. Soit l'équilibre

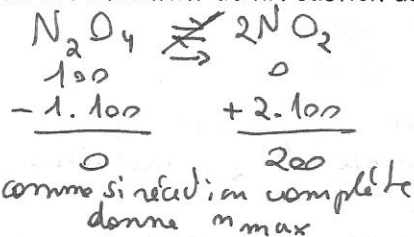


On enferme du N_2O_4 dans un ballon. On porte le ballon à 200°C et on laisse l'équilibre s'établir.



- /2 a) Le graphique du nombre de moles en fonction du temps en min qui correspond à cette équation est le
- A Coche, justifie ton choix et légende sur ton choix les 2 courbes en expliquant leur allure.
 - B car absolu à un \rightleftharpoons , concentrations constantes $\neq 0$ à la fin et apparition $2x +$ importante que disparition
 - C

/2 b) Calcule le rendement de la réaction dans ces conditions.



$n_{\text{réel}} = 130 \text{ mol}$ voir graphique

$$\text{Rdt} = \frac{n_{\text{réel}}}{n_{\text{max}}} \times 100 = \frac{130}{200} \times 100 = 65\%$$

/3 c) Si au temps 6 minutes, on chauffe le ballon jusqu'à une température de 400°C . Que se passe-t-il ? Justifie toutes les étapes de ton raisonnement.

Si $t^\circ \uparrow$, le syst veut $\triangleright t^\circ$, cela favorise le sens endo.

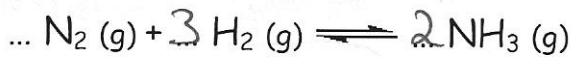
C'est un \rightleftharpoons donc \pm facteur FAV et \pm défavorable

sens endo?

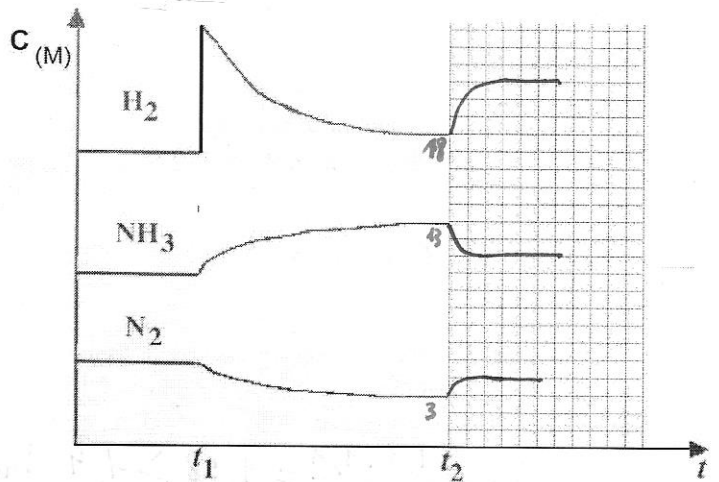
on va vers + de gaz : FAV
 donc ΔH doit être DÉFAV : endo

Donc si $t^\circ \uparrow$, le système se déplace } dans le sens endo
 } vers la droite
 } vers + de rendement en NO_2

1/8 6. Soit l'équilibre de la synthèse de l'ammoniac



Le graphique ci-contre présente les concentrations (en mol/L) des différentes molécules en fonction du temps.



1/0 5 a) Pondère l'équation ci-dessus.

1/1 b) Quelle est la modification imposée au système au temps t_1 ?

→ concentration en H_2

1/3 c) Suite à cette modification, dans quel sens l'équilibre s'est-il déplacé ? Interprète ton observation en utilisant un principe vu en classe que tu nommeras et énonceras.

Si $C_{\text{H}_2} \nearrow$ le système veut $\searrow C_{\text{H}_2}$, l'équilibre se déplace dans le sens qui consomme H_2 , vers le droit vers + de rendement en NH_3

On observe que NH_3 monte $2 \times \text{H}_2 \searrow 3 \times \text{N}_2 \searrow 1 \times$

Principe de Le Chatelier : tout système à l'état d'équilibre qui subit une perturbation (T° , p ou C) tend à s'opposer à cette perturbation.

1/15 d) Ecris l'expression de la constante d'équilibre de cette réaction. Sa valeur sera-t-elle différente avant et après la perturbation imposée en t_1 ? Justifie

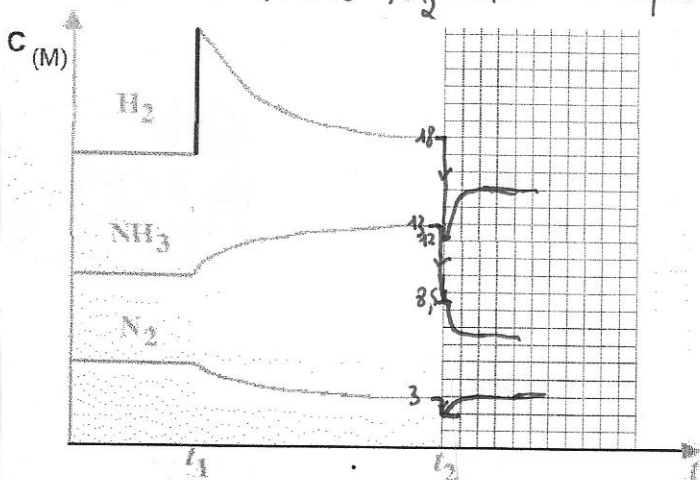
$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

la même valeur car c'est une constante quel que soient les concentrations introduites.

K_c varie seulement avec la T° .

1/4 e) Au temps t_2 , on diminue la pression sur le système à l'état d'équilibre. Dessine sur la partie quadrillée du graphique l'évolution des 3 courbes. Justifie toutes les étapes de ton raisonnement.

Si $p \searrow$ le syst veut $\nearrow p$, l'équilibre se déplace dans le sens vers + de gaz vers la gauche vers - de rendement en NH_3 $2 \times +$ vite que N_2 vers + de H_2 $3 \times +$ vite que N_2 + de N_2 $2 \times -$ vite que NH_3 et $3 \times -$ vite que H_2



En fait lorsqu'on $\searrow p$, c'est en $\nearrow V$ donc toutes les concentrations de gaz sont affectées : même n mais $V \nearrow$ grand donc toutes les $C \searrow$ + verticalement sur graphique au tm t_2

$$\text{N}_2 \quad 3 \rightarrow 2$$

$$\text{NH}_3 \quad 13 \rightarrow 8,6$$

$$\text{H}_2 \quad 18 \rightarrow 12$$

puis l'équilibre se réajuste. si $p \searrow$ veut $\nearrow p$ vers + de gaz vers + de réactifs

$$\text{N}_2 \nearrow \text{ de } 1 \quad \text{H}_2 \nearrow \text{ de } 3 \quad \text{NH}_3 \searrow \text{ de } 2$$

Mais nuance bcp trop subtile pour notre niveau bien sûr

/12⁵ 7. Le dihydrogène que l'on présente parfois comme le combustible du 3^{ème} millénaire peut être obtenu par différentes méthodes, notamment par réaction du monoxyde de carbone avec l'eau (réactifs) ce qui conduit à l'apparition de dioxyde de carbone et de dihydrogène (produits). Cette réaction est exothermique et est limitée à un équilibre dont le K_c vaut 1,4 en phase gazeuse et à 1000 K. Les réactions sont réalisées dans un ballon de 1L.



/1 a) Donne l'expression de sa constante d'équilibre.

$$K_c = \frac{[\text{H}_2] \cdot [\text{CO}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

/2 b) Un mélange de 1,0 mol de monoxyde de carbone et 1,0 mol d'eau avec 1,1 mol de dioxyde de carbone et 1,8 mol de dihydrogène est-il à l'équilibre à cette température ?

Si "oui", pourquoi ? Si "non", dans quel sens la réaction va-t-elle évoluer ? Justifie.

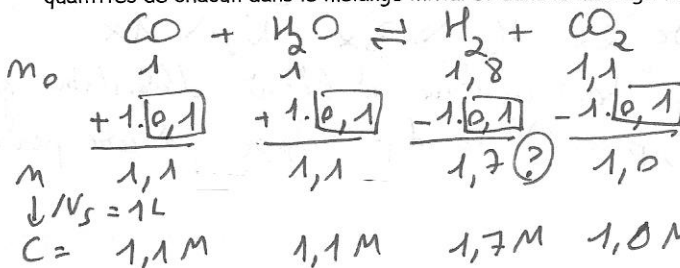
$$K_c = \frac{1,8 \cdot 1,1}{1 \cdot 1} = 1,98 > 1,4 \text{ trop de produits}$$

Le système doit se déplacer vers - de produits pour \rightleftharpoons car volume de 1L

/2⁵ c) Quelle est/sera la quantité de dihydrogène dans ce système déjà à l'état d'équilibre ou lorsqu'il l'aura atteint ?

1,6 mol	1,7 mol	1,8 mol	1,9 mol
---------	---------	---------	---------

Choisis parmi ces propositions et justifie ta réponse en la présentant en problème stoechiométrique ou tu préciseras les quantités de chacun dans le mélange initial et dans le mélange final.



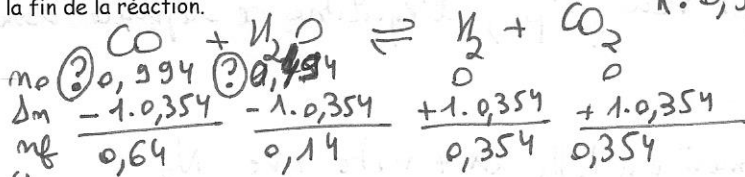
$$K_c = \frac{1,7 \cdot 1}{1,1 \cdot 1,1} = 1,4$$

l'équilibre est atteint

/1⁵ d) Si le système à l'équilibre est comprimé à température constante, dans quel sens évolue l'équilibre ? Pourquoi ?

Si $p \uparrow$, le système veut $\uparrow p$ mais il y a le m nombre de mols de gaz dans les réactifs et les produits $\Delta n_g = 0$ donc pas d'effet sur l'équilibre.

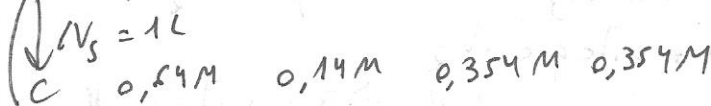
/3⁵ e) Un autre mélange de réactifs a été réalisé. Si, à l'équilibre et à 1000 K, le système contient 0,640 mol de monoxyde de carbone, 0,140 mol d'eau, 0,354 mol de dioxyde de carbone et 0,354 mol de dihydrogène, quelle était la composition du mélange initial si celui-ci ne contenait que CO et H₂O ? Justifie ta réponse en la présentant en problème stoechiométrique ou tu préciseras les quantités de chacun au départ et à la fin de la réaction.



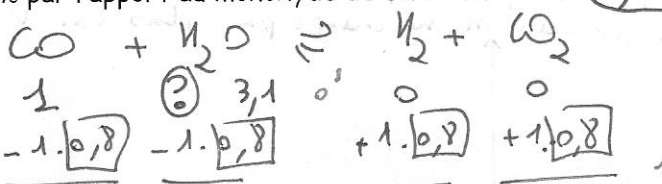
$$K_c = \frac{0,354 \cdot 0,354}{0,64 \cdot 0,14} = 1,4$$

par mélange

pas nécessaire



/3 BONUS! f) Dans un autre mélange encore, à 1000 K, calcule le nombre de mol d'eau à ajouter au départ, à 1,0 mol de monoxyde de carbone pour obtenir à l'équilibre un rendement réactionnel en dihydrogène de 80 % par rapport au monoxyde de carbone.



$$K_c = \frac{0,8 \cdot 0,8}{0,2 \cdot x} = 1,4$$

$$0,64 = 1,4 \cdot 0,2 \cdot x$$

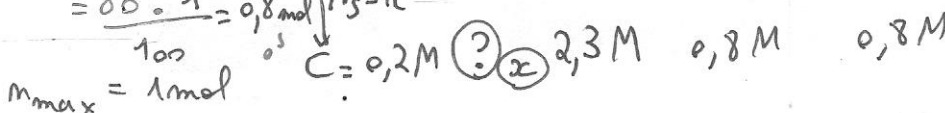
$$0,64 = 0,28x$$

$$x = \frac{0,64}{0,28} = 2,3$$

$$Rdt = \frac{m_{\text{réel}}}{m_{\text{max}}} \times 100$$

$$m_{\text{réel}} = \frac{Rdt \cdot m_{\text{max}}}{100}$$

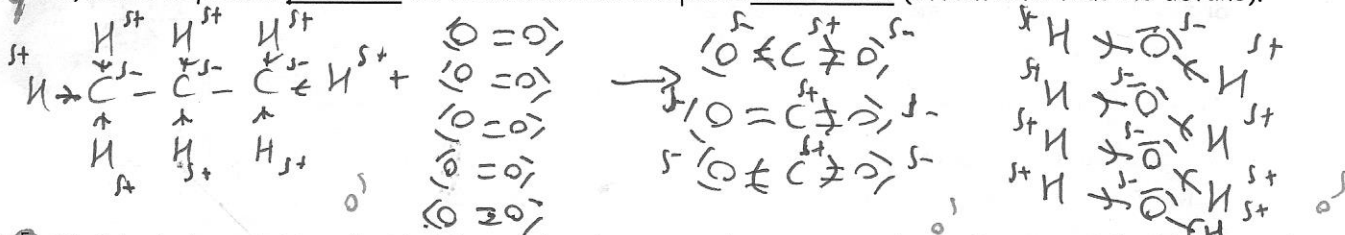
$$= \frac{80 \cdot 1}{100} = 0,8 \text{ mol}$$





13⁵ 8. Le propane est un composant des bonbonnes de gaz de camping.

12⁵ a) Ecris l'équation pondérée de sa combustion complète selon Lewis (attention à tous les détails).



16⁵ b) Calcule la variation d'enthalpie molaire de cette réaction en utilisant la table des énergies de liaison ci-contre et présente les différentes parties de ton calcul sur un diagramme d'enthalpie de cette réaction légendé précisément. (axe, différents stades, différents sauts)

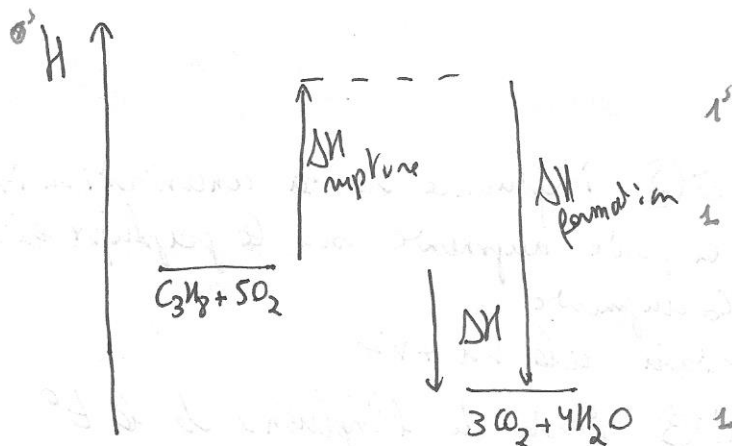
Table d'énergies de liaison.

liaison	D_{x-x}	liaison	D_{x-x}
H-H	432	C-H	410
F-F	155	C-C	348
Cl-Cl	240	C=C	612
Br-Br	190	C-O	356
I-I	150	C=O	795*
H-F	565	C=O	708**
H-Cl	428	C≡O	1090
H-Br	362	C-Cl	327
H-I	295	C-Br	285
H-O	460	N=N	940
H-N	388	N=O	628
H-S	364	O=O	494

* pour CO₂ valeurs en kJ/mol
** pour cétones et aldéhydes

$$\Delta H_{\text{rupture}} = 2 \cdot \text{C-C} + 8 \cdot \text{C-H} + 5 \cdot \text{O=O} = 2 \cdot 348 + 8 \cdot 410 + 5 \cdot 494 = 6446 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_{\text{formation}} = 6 \cdot \text{C=O} + 8 \cdot \text{O-H} = 6 \cdot 795 + 8 \cdot 460 = 8450 \text{ kJ/mol}$$



$$\Delta H = \Delta H_{\text{rupture}} - \Delta H_{\text{formation}} = 6446 - 8450 = -2004 \text{ kJ/mol}$$

12⁵ c) Avec ta réponse obtenue en b) Calcule le pouvoir thermique du propane (attention aux unités).

Si b) non répondu : réponse de secours pour répondre au c) : 2100 kJ/mol

$$1 \text{ mole donne } 2004 \text{ kJ} \\ 1 \text{ kg} = 22,73 \text{ mol} \text{ donne } 45550,92 \text{ kJ}$$

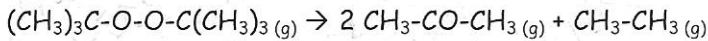
$$\text{pouvoir thermique} = 45,55 \text{ MJ/kg} \\ \text{du propane}$$

$$m = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} \\ M_{\text{C}_3\text{H}_8} = 44 \text{ g/mol} \\ n = 22,73 \text{ mol}$$

12⁵ d) Quel volume de propane gazeux faudra-t-il brûler si nous avons besoin de 5,028 MJ (énergie nécessaire pour faire bouillir 15 L d'eau à 20°C) ?

$$1 \text{ mole donne } 2004 \text{ kJ} \\ \text{besoin de } m = 2,5 \text{ mol} \quad \text{besoin de } 5028 \text{ kJ} \\ \downarrow \times V_m = 22,4 \text{ L/mol} \\ \downarrow \\ V_{\text{gaz}} = 56 \text{ L}$$

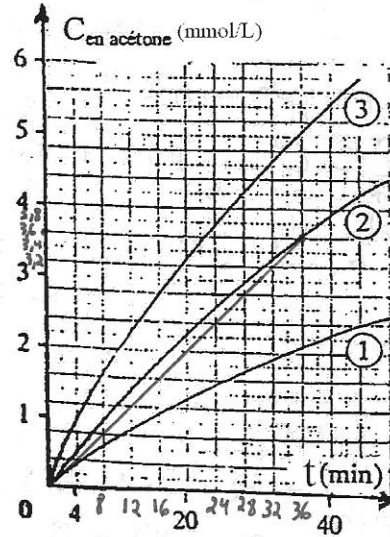
/6 9. Chauffé à environ 150°C, à l'abri de l'air le peroxyde de di-t-butyle se décompose complètement en acétone et en éthane selon l'équation :



Le graphique ci-contre reprend l'évolution de la concentration en acétone ($\text{CH}_3\text{-CO-CH}_3$) au cours du temps pendant les 48 premières minutes de réaction.

Conditions expérimentales des 3 expériences :

- ① C_0 en peroxyde = 4,23 mmol/L et température = 147°C
- ② C_0 en peroxyde = 6,99 mmol/L et température = 147°C
- ③ C_0 en peroxyde = 4,23 mmol/L et température = 157°C



/2 b) Quelle est la vitesse moyenne de cette réaction dans les conditions ② sur les 36 premières minutes ? Calcule et trace la droite qui correspond à cette vitesse sur le graphique.

$$v_{\text{moy}} = \frac{\Delta C}{\Delta t} = \frac{C_f - C_0}{t_f - t_0} = \frac{3,6 - 0}{36 - 0} = 0,1 \text{ mmol/L} \cdot \text{min}$$

/4 a) Cette triple expérience a été conçue pour étudier différents facteurs influençant la vitesse d'une réaction ? Lesquels ? Pour chacun par quelle(s) expérience(s) précise(s) ① ② ③ ? Qu'observes-tu ? Pourquoi ?

Entre les expériences ① et ② influence de la concentration initiale
 obs: vitesse augmente car la pente augmente sur le graphique entre ① et ②
 quand C_0 augmente

+ de molécules peuvent réagir cela va + vite

Entre les expériences ① et ③ étude de l'influence de la t°

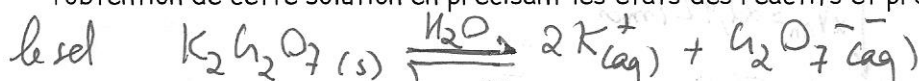
obs: vitesse augmente quand t° augmente car pente + grande en ③ qu'en ①
 $t^\circ \nearrow$ signifie + d'agitation + d'énergie cinétique.

+ de molécules ont une $E_k > E_a$. Une + grande proportion de molécules peut réagir.

/7 10. /5 a) Donne la formule, la catégorie (classification de la matière) et l'état (solide, liquide, gaz) de :

- de l'ammoniac NH_3 base gaz
- de l'acide chlorhydrique HCl acide binaire gaz
- du dichromate de potassium $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ sel solide
- de l'hémitrioxyle d'azote N_2O_3 oxyde non-métallique gaz
- du dibrome Br_2 corps pur simple liquide

/2 b) Parmi ces 5 molécules, laquelle peut donner une solution saturée avec excès ? Ecris l'équation de l'obtention de cette solution en précisant les états des réactifs et produits.



solide à l'équilibre avec ses ions dissous au maximum.

