

## CHAPITRE 4 RÉACTIONS ENDO EXOTHERMIQUES CORRIGE

### REPONSES CAHIER ELEVE PAGE 5

A-Nommez les deux réactions exothermiques et les deux endothermiques.

1. Fonte de la neige
2. Solidification de l'eau
3. Combustion du bois
4. Électrolyse de l'eau

B- Quelle est la forme d'énergie associée à ces technologies?

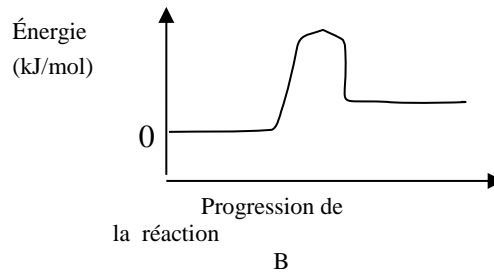
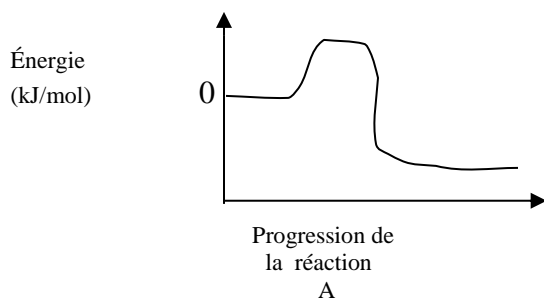
1. Bombe atomique
2. Moulin à vent
3. Barrage hydroélectrique
4. Photosynthèse
5. Ordinateur
6. Pierre qui tombe dans un ravin
7. Un stylo qu'on suspend dans les airs
8. Cheval qui traîne une charrue
9. L'acide qui ronge le métal
10. Fournaise

C-

En vous basant sur l'ordre de grandeur de l'énergie impliquée dans les phénomènes suivants, lesquels sont des transformations chimiques ?

- La formation de vapeur d'eau et de dioxyde de carbone lors de la combustion du bois dans un four à pizza.
- La fusion du beurre dans un four à micro-ondes.
- L'explosion de la dynamite dans une mine de fer.
- La sublimation de boules à mites dans un coffre de cèdre.
- La formation de gouttelettes d'eau dans un nuage.
- La désintégration de l'uranium-235 dans un réacteur nucléaire.
- La décomposition électrolytique de l'eau.

D-



**A. Vrai ou faux : Corrigez les énoncés fautifs.**

**1) La réaction directe de la courbe A représente une réaction exothermique.**

---

---

**2) La réaction inverse de la courbe B représente une réaction endothermique.**

---

---

**3) La réaction inverse de la courbe A a un  $\Delta H$  inférieur à la réaction directe de la courbe B.**

---

---

**4) Le complexe activé se situe au point minimal de la courbe.**

---

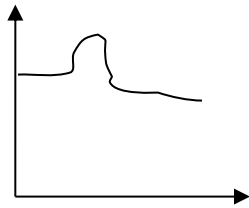
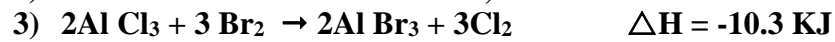
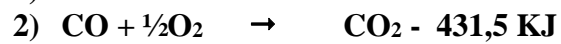
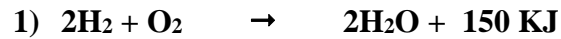
---

**5) L'énergie d'activation de la réaction directe de la courbe A est supérieure à celle de la réaction inverse de la courbe B.**

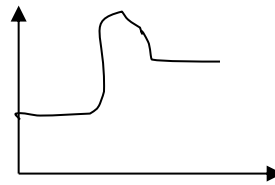
---

---

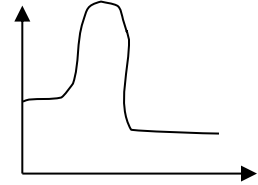
E- Associez le diagramme d'énergie correspondant à chacune des réactions suivantes



A



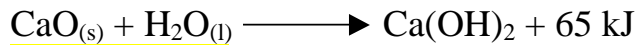
B



C

F

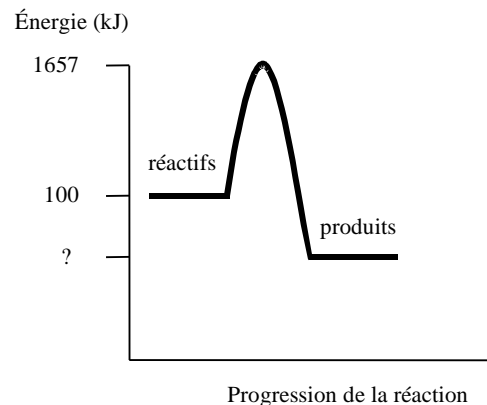
Le graphique ci-contre représente la réaction suivante :



$\Delta\text{H} = \text{HP} - \text{HR}$

$-65 = \text{HP} - 100 \quad \text{HP} = 35$

D'après les données du graphique, quelle est l'enthalpie des produits?

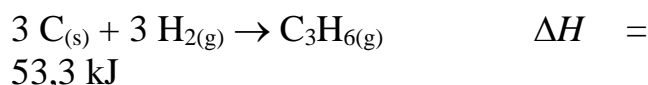


**B) 35 kJ**

G-La dissolution du chlorure d'ammonium,  $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$ , dans l'eau provoque une diminution de température. Quel énoncé explique cette situation?

- A) La dissolution du  $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$  est un phénomène endothermique parce que le soluté absorbe de l'énergie.
- B) La dissolution du  $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$  est un phénomène endothermique parce que le soluté libère de l'énergie.
- C) La dissolution du  $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$  est un phénomène exothermique parce que le soluté absorbe de l'énergie.
- D) La dissolution du  $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)}$  est un phénomène exothermique parce que le soluté libère de l'énergie.

H- Soit la réaction suivante :



Parmi les énoncés suivants, lesquels sont vrais?

1. L'enthalpie des réactifs est supérieure à celle du produit.
2. Cette réaction est exothermique.
3. Cette réaction est endothermique.
4. L'enthalpie des réactifs est inférieure à celle du produit.

A) 1 et 2

C) 2 et 4

B) 1 et 3

D) 3 et 4

Réponses A

Les deux réactions exothermiques sont 2 et 3.  
Les deux réactions endothermiques sont 1 et 4.

### **Réponses B**

1. nucléaire
2. éolienne
3. hydroélectrique
4. lumineuse
5. électrique
6. cinétique
7. potentielle
8. musculaire
9. chimique
10. thermique

### Réponses C

- La formation de vapeur d'eau et de dioxyde de carbone lors de la combustion du bois dans un four à pizza.**
- L'explosion de la dynamite dans une mine de fer.**
- La décomposition électrolytique de l'eau.**

### **Réponses D**

**1La réaction directe de la courbe A représente une réaction exothermique.**

Rép : Vrai

**2La réaction inverse de la courbe B représente une réaction endothermique.**

Rép. : Faux. ....est une réaction exothermique.

**3La réaction inverse de la courbe A a un  $\Delta H$  inférieur à la réaction directe de la courbe B.**

Rép. : Faux. .... a un  $\Delta H$  supérieur...

**4Le complexe activé se situe au point minimal de la courbe.**

Rép. : Faux. .... au point maximal....

**5L'énergie d'activation de la réaction directe de la courbe A est supérieure à celle de la réaction inverse de la courbe B.**

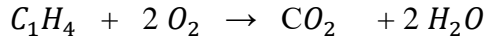
Rép. : Faux. ... est inférieure....

Réponse E 1C      2B      3A      réponse F :B)      G : A) et finalement H :D)

Chaleur molaire de réaction- chapitre 4 réactions endo-exo-

1-Calculer la quantité d'énergie dégagée par la combustion de 50g de méthane sachant que cette réaction dégage 890kJ/mol. **Réponse ≈ 2781kJ**

Réaction équilibrée :



Stoichio :

16g (masse molaire) ----- 890 kJ

50g ----- ?

2-La décomposition du dioxyde de carbone s'effectue de la façon suivante :



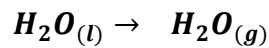
Si la réaction absorbe 200kJ, quelle masse de carbone a été produite ? **rép. ≈ 6.09**

393,5 kJ → 12g

200 kJ → ? g

3- Si la chaleur molaire de vaporisation de l'eau est de 40,8kJ/mol quelle est sa chaleur massique de vaporisation ?

chaleur massique= quantité d'énergie absorbée ou dégagée par la transformation d'un **gramme** d'une substance. **Rép : ≈ 2,26kJ/g**

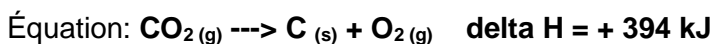


18g ----- 40.8 kJ

1g ----- ?

## Gâte toi champion(ne) !

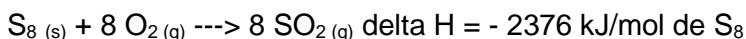
G1- Quelle **quantité de chaleur** est requise pour décomposer 22 grammes d'oxyde de carbone,  $\text{CO}_2$  ?



Réponse: **197 kJ**

44g----- 394 kJ    recette  
22g----- ? kJ    donnée/ ?    règle de 3....

G2- Soit la réaction:



Quelle sera la **quantité de chaleur** impliquée dans cette réaction si on fait brûler 48,0 grammes de soufre solide ?

Réponse: **445,5 kJ**

256 g(32x8 tableau périodique) ----- 2 376kj    recette

48 g ----- ?    donnée ?

G3- Un calorimètre absorbe 40 kJ au moment de la production de 4,4 grammes de  $\text{CO}_2(\text{g})$  dans la réaction :  $\text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$

Calculez la **chaleur de la réaction**, en kJ/mol de  $\text{CO}_2$ .

Réponse: **- 400 kJ/mol**

4.4g----- -40 kJ    (exothermique)

44g ----- ?

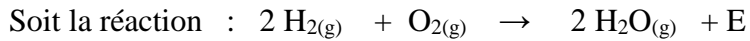
G4- Si la combustion d'une mole de méthanol,  $\text{CH}_3\text{OH}$ , libère 730 kJ d'énergie, et la combustion d'une mole d'éthanol,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ , libère 1370 kJ d'énergie, lequel des deux combustibles **libère le plus d'énergie** par gramme de substance brûlée ?

Réponse: **l'éthanol, 29,8 kJ/g**

730kJ / 32g ( masse d'une mole de méthanol) : 22,8 kJ/g

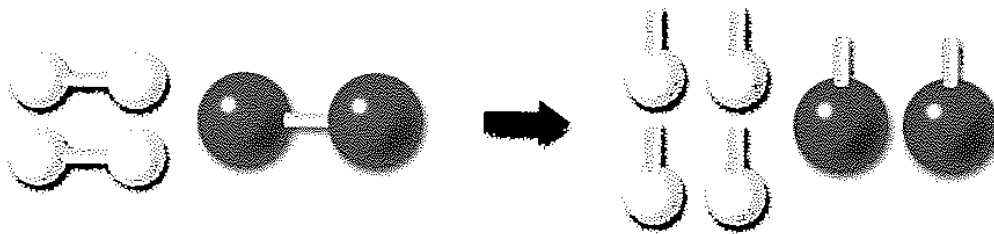
1370kJ / 46g ( masse d'une mole de d'éthanol) : 29,8 kJ/g

Bilan énergétique : comment déterminer le delta H dans le confort de ses pantoufles!

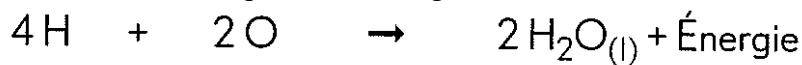


C'est la réaction qui permet aux navettes spatiales de fonctionner!

Pour que les réactifs puissent se transformer en produits, il faut d'abord fournir de l'énergie permettant de briser les liens chimiques qui unissent les atomes d'hydrogènes et d'oxygène



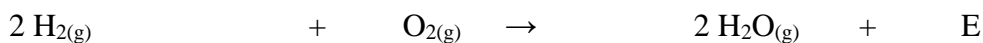
Ensuite, ces atomes peuvent s'unir pour former des nouvelles molécules d'eau tout en libérant une certaine quantité d'énergie



Le bris de liens chimiques nécessite toujours de l'énergie (+) et leur formation s'accompagne d'une libération d'énergie (-)

Le bilan énergétique = Énergie absorbée + Énergie dégagée

Utilise les tableaux 4.26 et 4.27



Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs (+)



H-H

O=O

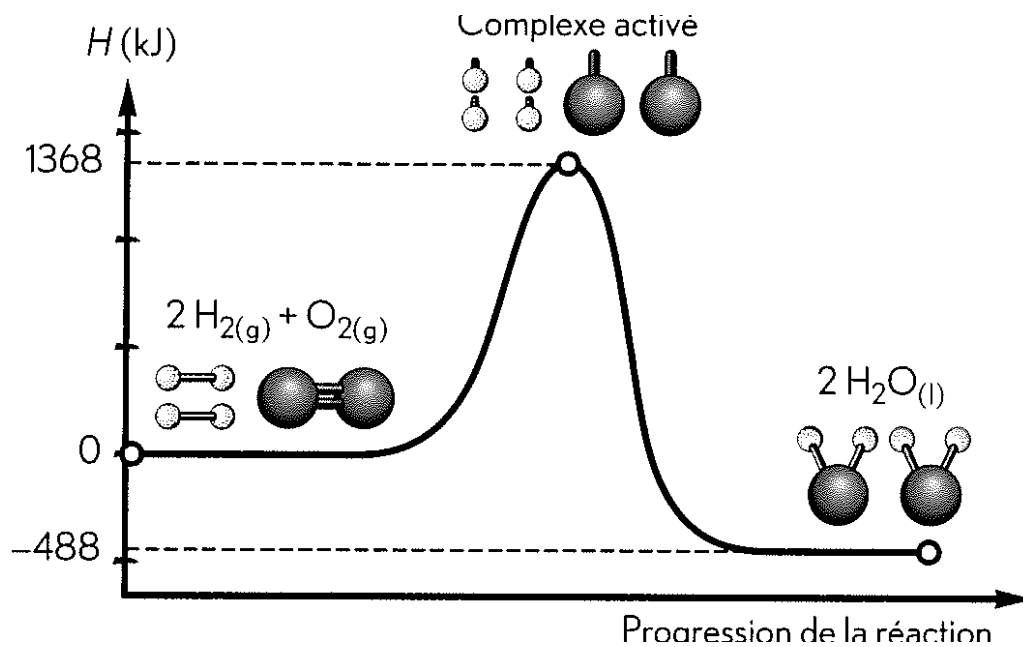
435 KJ/mol x2 molécules 498Kj attention liaison double =1368 kJ ↑

Énergie dégagée par la formation des liens des produits (-)

H-O-H -464kj X2 X 2 molécules = - 1856 kJ ↓

Bilan : E absorbée + E dégagé : 1368 KJ + - 1856 kJ = - 488 kJ

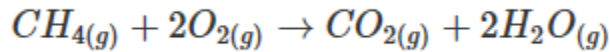
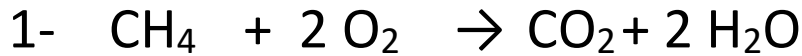
Graphique :



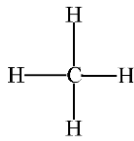
À toi de jouer

Exercices à faire page 135 no 26a)  $\Delta H = -8\text{kJ}$  b)  $-209\text{kJ}$  c)  $0\text{Kj}$  p 138 no 42 - 446 kJ

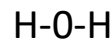
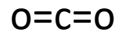
Pop quiz bilan énergétique des transformations: determine le delta H :



2-



3-



4- Calculez la variation d'enthalpie de cette réaction en faisant le bilan énergétique et déterminez s'il s'agit d'une réaction endothermique ou exothermique....

5- Solution :

6-  $\text{CH}_4$  : Il y a 4 liaisons simples C - H..... réactifs +

$2 \text{O}_2$  : Il y a 2 liaisons doubles O = O. ...réactifs +

$\text{CO}_2$  : Il y a 2 liaisons doubles C = O..... produits -

$2\text{H}_2\text{O}$  Il y a 4 liaisons simples O - H. .... Produits -

Ensuite, il faut chercher dans les tableaux précédents les valeurs d'énergie associée à chacune des liaisons.

C - H : 414 kJ/mol    O = O : 498 kJ/mol    C = O : 741 kJ/mol    O - H : 464 kJ/mol

Avec ces valeurs, il sera maintenant possible de déterminer la variation d'enthalpie du côté des réactifs et des produits.

Réactifs :  $(4 \times \text{C} - \text{H}) + (2 \times \text{O} = \text{O}) = (4 \times 414 \text{kJ/mol}) + (2 \times 498 \text{kJ/mol})$

$\Delta H_{\text{réactifs}} = 2652 \text{ kJ}$ . **(toujours positif)**

7-

Produits :  $[(2 \times \text{C} = \text{O}) + (4 \times \text{O} - \text{H})] = [(2 \times -741 \text{kJ/mol}) + (4 \times -464 \text{kJ/mol})]$

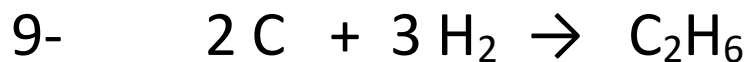
$\Delta H_{\text{produits}} = -3338 \text{ kJ}$  **(toujours négatif)**

8-

Finalement, il ne reste qu'à additionner les deux variations d'enthalpie pour trouver le bilan énergétique.

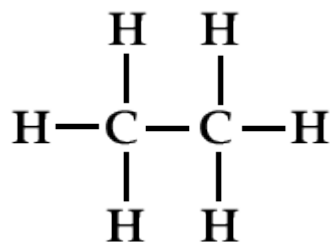
$\Delta H = \Delta H_{\text{réactifs}} + \Delta H_{\text{produits}} = 2652 \text{ kJ} + (-3338 \text{ kJ}) = -686 \text{ kJ}$ .

La variation d'enthalpie est de -686 kJ, ce qui fait que la réaction est **exothermique**



2C ne pas tenir compte car il n'y pas de liaison!!!

$$\text{H-H} \quad \times 3 \text{ moles} = 435 \times 3 = \quad 1305 \text{ kJ}$$

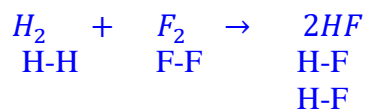


$$\text{C-H} \times 6 = -414 \times 6 = -2484 \text{ kJ}$$

$$\text{C-C} \times 1 = -347$$

$$\text{TotAL} = -2831 \text{ KJ}$$

$$\text{BILAN} = 1305 + -2831 = -1526 \text{ KJ!}$$



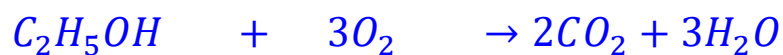
Énergie absorber pour briser les liens des réactifs (+)

$$435\text{kJ} \quad 159\text{kJ} \quad \text{total} \quad 594\text{kJ}$$

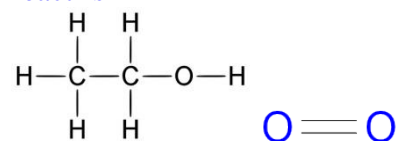
Énergie dégagée par la formation des liens des produits (-)

$$- 569\text{kJ} \times 2\text{moles} = - 1138\text{kJ}$$

$$\text{Bilan : } 594 + -1138 = - 544\text{kJ got it !}$$



réactifs



$$\begin{array}{l}
 \text{C-H} \times 5 \quad \text{C-C} \times 1 \quad \text{C-O} \times 1 \quad \text{O-H} \times 1 \\
 414 \times 5 \quad \quad 347 \quad \quad 351 \quad \quad 464 = 3\,232 \text{ kJ}
 \end{array}$$

$$\text{O}=\text{O} \times 3 \text{ moles } 498 \times 3 \text{ moles} = 1494 \text{ kJ}$$

$$\text{Total : } 4\,726 \text{ kJ}$$

Produits

$$\begin{array}{c}
 \text{O}=\text{C}=\text{O} \\
 -741 \times 2 \times 2 \text{ moles} = -2\,964 \text{ kJ}
 \end{array}$$

$$-464 \times 2 \times 3 \text{ moles} = -2\,784 \text{ kJ} \quad \text{total : } -5\,748 \text{ kJ}$$

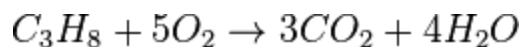
Bilan :

$$\text{Bilan énergétique} = \text{Énergie absorbée} + \text{Énergie dégagée}$$

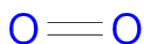
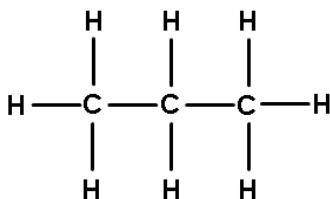
$$4\,726 \text{ kJ} + -5\,748 \text{ kJ} = -1\,022 \text{ kJ TTTTTTTTTTTTTTTTTT!}$$

Quel est le  $\Delta H$  de la réaction suivante :

Utilise la méthode des enthalpies de liens



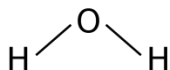
Énergie absorbée :



$$\begin{array}{l} C-H \times 8 + C-C \times 2 = 414 \times 8 + 347 \times 2 = 4\,006 \text{ kJ} \\ O=O \times 5 \text{ moles} \quad \quad \quad 498 \times 5 = 2\,490 \text{ kJ} \quad \text{total : } 6\,496 \text{ KJ} \end{array}$$

Énergie dégagée :

$$\begin{array}{l} -741 \times 2 \times 3 \text{ moles} \quad \quad \quad \begin{array}{c} O=C=O \\ \text{---} \end{array} = -4\,446 \text{ kJ} \end{array}$$

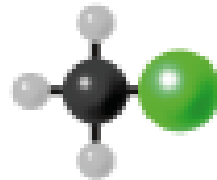
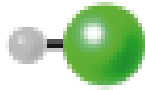
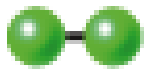
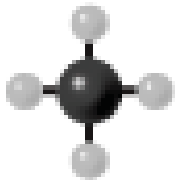


$$-464 \times 2 \times 4 \text{ moles} = -3\,712 \text{ kJ} \quad \quad \quad \text{total : } -8\,158 \text{ kJ}$$

Bilan : Énergie absorbée + Énergie dégagée

$$6\,496 \text{ KJ} + -8\,158 \text{ kJ} = -1\,662 \text{ kJ}$$

**Quel est le bilan énergétique de la réaction suivante ?**



CH<sub>4</sub>

Cl<sub>2</sub>

HCl

CH<sub>3</sub>Cl

Énergie absorbée pour briser les liens des réactifs

$$(4 \times 414 \text{ kJ}) + 243 \text{ kJ} = + 1899 \text{ kJ}$$

Énergie dégagée par la formation des liens des produits

$$-431 \text{ kJ} + (3 \times -414 \text{ kJ}) + -330 \text{ kJ} = -2003 \text{ kJ}$$

Bilan énergétique = Énergie absorbée + Énergie dégagée

$$= 1899 \text{ kJ} + -2003 \text{ kJ}$$

$$= -104 \text{ kJ}$$

Exercices de base calorimétrie Q=

- 1- Quelle est la quantité d'énergie nécessaire pour chauffer 1,5L d'eau de 22C à 65C? **270 255J**

$$Q = 1500\text{g} \times 4.19 \frac{\text{J}}{\text{g}\cdot\text{C}} \times 43\text{C} = 270\,255\text{J}$$

- 2- Quelle masse d'eau ayant une température de 18C pourrait-on faire bouillir à (100 C = température ébullition) l'aide d'une source qui dégage 22,5kJ? **65.5g**

$$m = \frac{Q}{c\Delta t} = \frac{22\,500\text{J}}{(4.19 \times 82\text{C})} = 65,48\text{g}$$

- 3-Un glaçon flotte dans un verre qui contient 250 ml d'eau. La température de l'eau est passée de 18C à 12C. Calcule la variation d'énergie thermique subie par le glaçon.

$$Q = 250\text{g} * 4.19 \frac{\text{J}}{\text{g}\cdot\text{C}} * -6\text{C} = - 6285 \text{ J}$$

**A toi de jouer!**

**J1-2,5 kg d'eau absorbe 418 joules. Sachant que la température initiale de l'eau est de 20 °C, quelle sera la température finale de l'eau?**

$$\Delta T = \frac{Q}{mc} = \frac{418\text{J}}{2500 \times 4.19} = 0.04\text{C}$$

$$\text{or } \Delta T = T_f - T_i \text{ donc } T_f = \Delta T + T_i = 20 + 0.04\text{C} = 20.04\text{C}$$

e)

20,04 °C

J2

On fournit 25 kJ pour chauffer une quantité d'eau dont la température passe de 5 à 15 °C. Calcule la masse de cette quantité d'eau.

$$m = \frac{Q}{c\Delta t} = \frac{25\,000\text{J}}{4.19 \cdot 10\text{C}} = 596.6\text{g pres de } 600\text{g donc pres de } 0.6\text{kg}$$

d)

0,60 kg

J3

Remarque  $E = U * I * \text{écart temps}$  (en secondes) U :voltage I intensité

Un élément chauffant est traversé par une intensité de courant de 10 A, sous une tension de 120 V. Cet élément, plongé dans 200 mL d'eau, fait augmenter la température de l'eau de 5 °C. Combien de temps a-t-il fallu pour que cette élévation de température se produise?

c)

3,49 s

---

$$E= Q \text{ or } Q = 200\text{g} * 4.19 \frac{\text{J}}{\text{g.C}} * 5\text{C} = 4\,190\text{ J}$$

$$\text{Or } E = U * I * \text{écart temps} \text{ donc } \Delta t = \frac{E}{U.I} = \frac{4\,190\text{J}}{120\text{V} \cdot 10\text{A}} = 3,49\text{s}$$

J4 Remarque  $E = P(\text{watts}) * \text{écart temps}$

Toute l'eau présente dans ton réservoir à eau chaude a été remplacée par de l'eau à 10 °C. Combien de temps faudra-t-il au chauffe-eau pour réchauffer l'eau à 70 °C? (Note : On peut lire ceci sur le réservoir d'eau chaude: 1,5 kW 60 L).

a) 60 s

b) 10 056 000 s

c)  $9,94431185362 \times 10^{-5}$  s

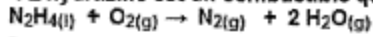
d) 10 056 s

$$E= Q \text{ or } Q = 60\,000\text{ g} * 4.19 \frac{\text{J}}{\text{g.C}} * 60\text{ C} = 15\,084\,000\text{ J}$$

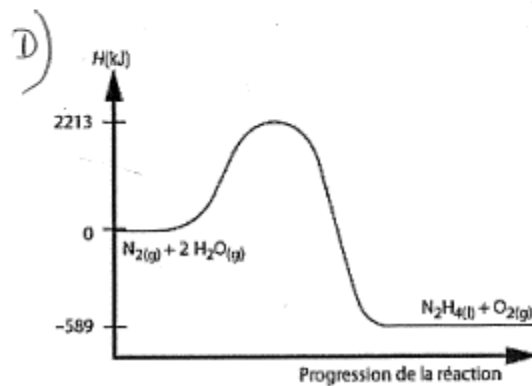
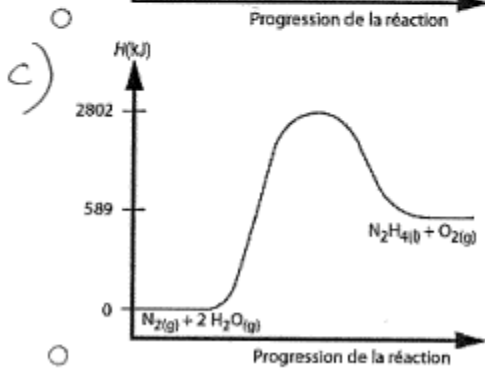
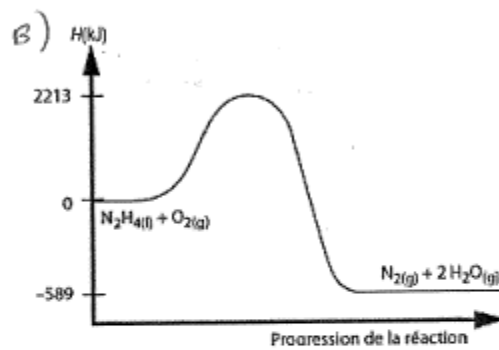
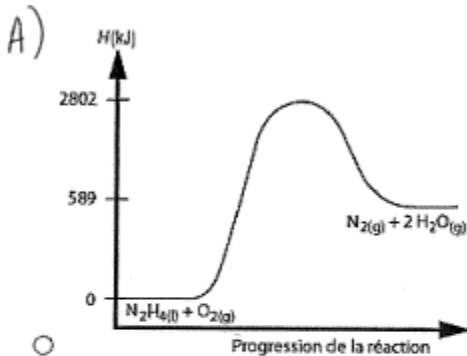
$$\text{Or } E = P * \Delta t \text{ donc } \Delta t = \frac{E}{P} = \frac{15\,084\,000\text{J}}{1500\text{w}} = 10\,056\text{ s}$$



L'hydrazine est un combustible qui réagit selon l'équation suivante :



Lequel des diagrammes suivants permet d'illustrer la combustion de l'hydrazine ?



Calculs : REPONSE B

N-H X4 ET N-N X1

389 X4 + 159 = 1715

O=O

498 = TOT = 2213 KJ ↑

LIASISON TRIPLE NN = -946 KJ ET O-H X2 X2

MOLÉCULES = -464 \* 4 = -1856 KJ = TOT = -2802 KJ ↓

BILAN 2213 + -2802 = -589 KJ = ΔH

A réviser full important chapitre 4.... Copier/coller????  
Exercices  
importants à  
faire avant  
l'examen...

Nos page 132
8
10
11
12
13
14
17
18
22a-b
26

27
28
31
32
39
42
43

Voir le corrigé du chapitre 4 [dduquet.jimdo.com](http://dduquet.jimdo.com) pour les réponses de ces exercices....