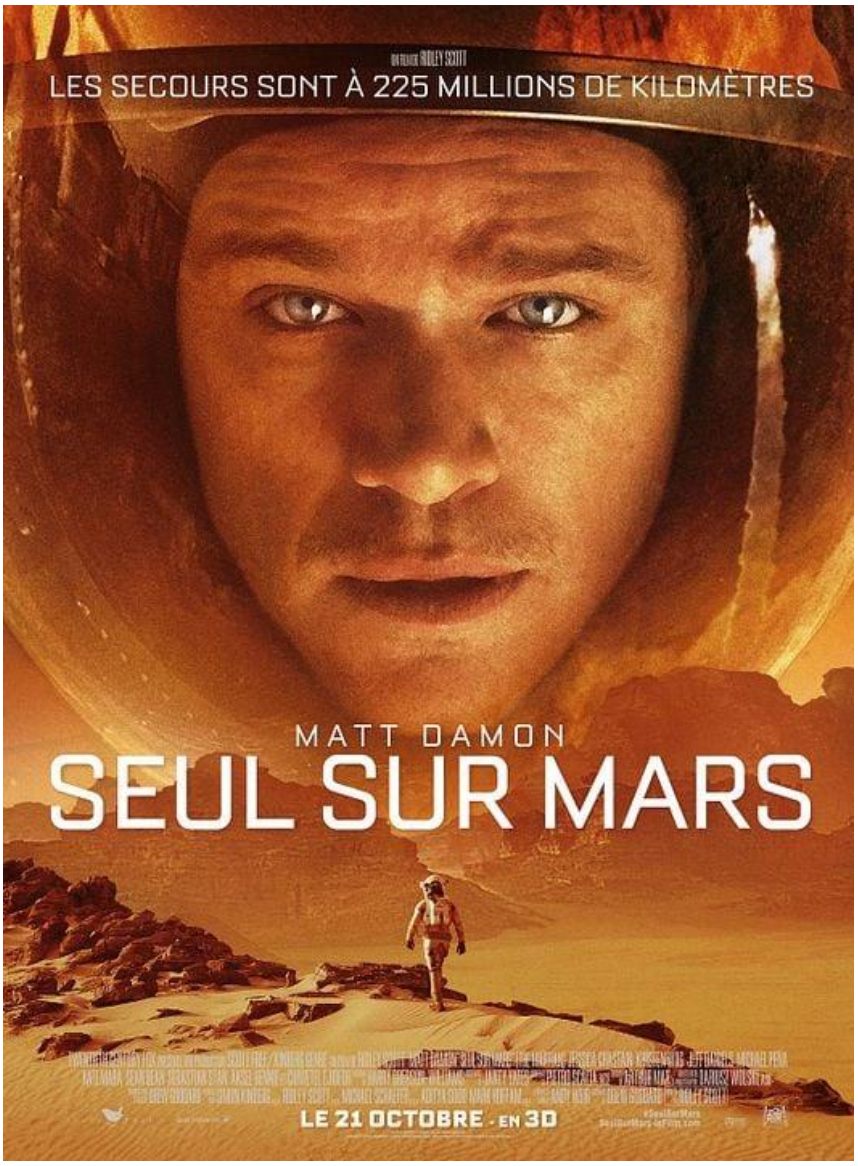
Vérifier la cohérence du film avec les tableaux d'avancement



[CALC] : Il faut utiliser un calcul pour répondre à la question

[DOC] : Il faut utiliser un document en annexe pour répondre à la question

[REF FILM] : Il faut introduire une valeur numérique citée ou écrite dans le film, ou une donnée textuelle.

[APP] : Il faut utiliser une des applications proposées

[NARRATION] : De nombreuses coupes sont réalisées dans le film, de courts textes sont proposés pour garder une cohérence dans la narration.

Tous les résultats sont exprimés au maximum avec 4 chiffres significatifs.

[NARRATION] Mark Watney est gravement blessé sur Mars, son casque percé par une antenne. Malgré la douleur et la perte de pression dans sa combinaison, il parvient à retirer la pièce métallique, à sceller rapidement la brèche avec un kit de réparation, puis à se traîner jusqu'à son habitat. Une fois à l'intérieur, il réalise qu'un morceau de l'antenne est resté coincé dans sa blessure. Il s'anesthésie lui-même et se soigne en retirant le fragment puis en se recousant. Épuisé mais vivant, il prend conscience de la gravité de sa situation : il est seul sur Mars, isolé sans pouvoir envoyer de message radio.

Extrait 3 : Timecode 0:17:57 à 00:22:22

Indice : Le psi (pound per square inch) est une unité de pression anglo-saxonne. 1 psi équivaut à environ 6894,76 Pa.

Compléter les phrases suivantes : **[REF FILM] [CALC]**

La pression atmosphérique est ..... fois plus faible sur Mars que sur Terre

La concentration en dioxygène est ..... fois plus faible sur Mars que sur Terre

Indiquer votre calcul ici

Extrait 4 : Timecode 00:22:35 à 00:24:28

-

Les calculs de Mark Watney sont-ils justes ?

Extrait 5 : Timecode 00:24:32 à 00:26:35 :

1. Calculer le volume de terre martienne apporté à l'intérieur de la base. On considère que celle-ci est déposée sur une épaisseur de 10,0 cm. **[REF FILM] [CALC]**

2. Calculer la volume d'eau en L nécessaire à la culture de pomme de terre sur la surface de terre créée. **[REF FILM] [CALC]**

3. Calculer la quantité de matière d'eau correspondante. M(H) = 1,0 $g.mol^{-1}$, M(O) = 16,0 $g.mol^{-1}$ **[CALC]**

4. Equilibrer l'équation de combustion du dihydrogène dans le dioxygène.

.... H_2 + ...O_2 -> .... H_2O

5. Remplir le tableau d'avancement de la transformation chimique précédente.

	.... H_2	+ ....O_2	-> .... H_2O
Etat initial	$n(H_2)_{initial}$	$n(O_2)_{initial}$	0
Etats intermédiaires			
Etat final			

6. Calculer les quantités de matière puis les masses de H_2 et O_2 nécessaires pour produire **2,8 x10^4 moles de H_2O [CALC]**

On considère que l'O_2 est disponible en grande quantité, le H_2 étant le réactif limitant de cette transformation. Intéressons-nous au moyen de produire le H_2.

7. Equilibrer l'équation de transformation de l'hydrazine N_2H_4 en diazote et dihydrogène.

$....N_2H_4 \rightarrow .... N_2 + ... H_2$

8. A quoi sert le catalyseur en iridium ? **[DOC]**

9. Remplir le tableau d'avancement de la transformation chimique précédente.

	.... N_2H_4	→ .... N_2	+ .... H_2
Etat initial	$n(N_2H_4)_{initial}$	0	0
Etats intermédiaires			
Etat final			

10. Calculer la quantité de matière puis la masse d'hydrazine N_2H_4 nécessaire pour produire **2,8 x10^4 moles de H_2**. M(H) = 1,0 g.mol^{-1}, M(N) = 14,0 g.mol^{-1} **[CALC]**

11. Watney indique qu'il dispose de plusieurs centaines de litres d'hydrazine dans les réservoirs de la fusée qui permet aux astronautes d'arriver sur Mars. En sachant que la masse volumique de l'hydrazine est proche de celle de l'eau, dispose-t-il du volume d'hydrazine *approximativement* suffisant ?

12. Que Watney prélève dans les affaires de Martinez, dans quel but ?

Comprendre les causes de l'explosion … Ou se trouve l'erreur de Watney ?

Extrait 6 : Timecode 00:26:27 à 00:28:54

13. Watney indique qu'il n'a pas pris en compte le dioxygène qu'il rejette. Expliquer en quoi cela semble contre-intuitif. **[DOC]**

14. Compléter le tableau d'avancement suivant en sachant que Watney, pour une journée, utilise 121.9 L de H_2 sous une pression de 200,0 bars et 91.4 L de O_2 sous pression 200,0 bars, à 20°C.

On sait que $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$ avec : $R = 8{,}314$ J · mol^{-1} · K^{-1} ; $T = 293{,}15\ °K$ (soit 20°C) ; $P = 200{,}0$ bars $= 2{,}000 \times 10^7$ Pa ; V en m^3. 1 m^3 = 1000 L

Calcul des quantités de matière initiales

	…. H_2	+	….O_2	->	…. H_2O
Etat initial					
Etats intermédiaires					
Etat final					
Bilan de matière					

Calcul de x_{max}

15. Quel est le volume d'eau formé en une journée?

Voici les calculs réalisés par Watney pour une journée.

Etape 1 : Il propose un mélange de …. mol de H_2 et de … moles de O_2.

Etape 2 : Il considère ensuite le O_2 consommé par lui-même pendant 1 jour et le soustrait au 750 moles de O_2, sans prendre en compte le dioxygène exhalé (rejeté).

Etape 3 : Après l'explosion, il revoit sa copie en considérant le O_2 consommé par lui-même pendant 1 jour + le dioxygène exhalé et le soustrait au 750 moles de O_2.

16. **Etape 1** : Calculer la proportion en pourcentage de H_2 dans le mélange H_2 + O_2. Le mélange est-il explosif ? **[DOC] [CALC]**

17. **Etape 2 :** Rectifier le calcul de votre pourcentage. Le mélange est-il explosif ? **[DOC] [CALC]**

18. **Etape 3 :** En prenant en compte le dioxygène exhalé, le mélange est-il explosif ? **[DOC] [CALC]**

Le film est-il réaliste lors de l'explosion ?

19. Prouver que l'énergie libérée par l'explosion vaut 1.38 MJ **[REF FILM] [CALC]**

Données et hypothèses nécessaires

- Surface cultivée (S) : 126 m^2
- Hauteur sous plafond (h) : $3{,}00$ m
- Masse volumique de l'air (ρ_{air}) : $\approx 1{,}20$ kg$\cdot$ m^{-3} (à 20 °C et 1013 hPa)

- Capacité thermique massique de l'air (c_{air}) : $\approx 1005\ \text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$

L'énergie thermique reçue par l'air de la pièce pour élever sa température de ΔT s'obtient par la relation :

$$Q = m_{\text{air}} \cdot c_{\text{air}} \cdot \Delta T$$

Indice : Il vous manque pour faire le calcul l'élévation de température de la pièce avant et après l'explosion, trouvable en regardant de près le film.

20. Pour chaque mole de H_2O produite, la transformation $H_2 + O_2$ -> H_2O libère une énergie de 482 $kJ.mol^{-1}$. Calculer la quantité de matière de H_20 produite lors de l'explosion.

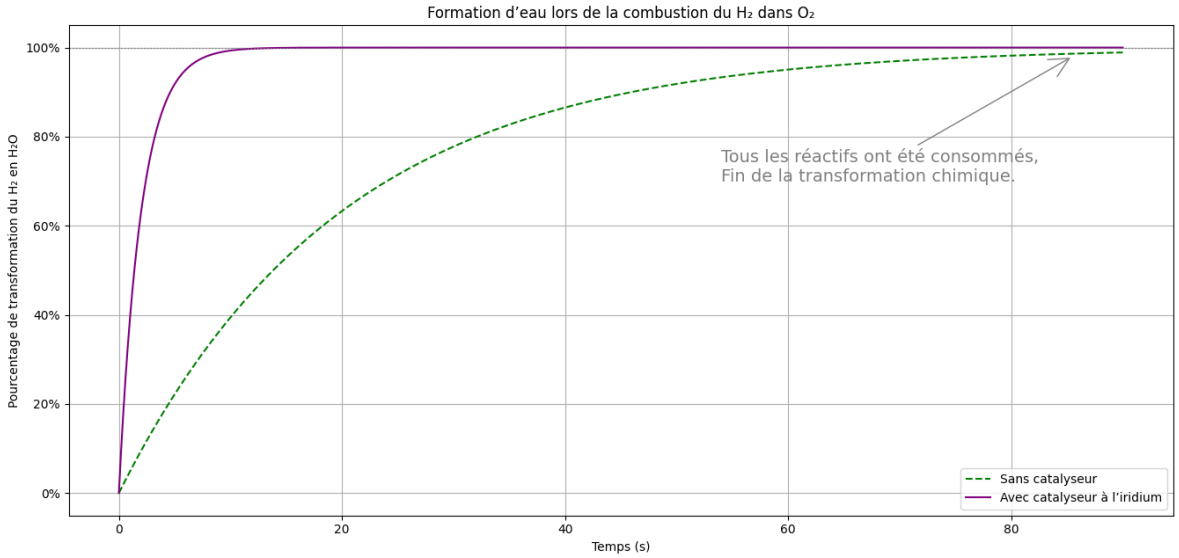
21. Calculer le volume de H_2 consommé lors de l'explosion. $V_{molaire}(H_2) = 24{,}0\ L.mol^{-1}$

22. Le volume de la chambre de combustion vue dans le film est-elle suffisante pour accueillir le volume de H_2 calculé à la question précédente ? **[Doc4]**

Document 1 : Dioxygène absorbé / rejeté par un humain.

Paramètre	Valeur estimée	Commentaires
1. Volume d'air inspiré par respiration	0,5 L	En moyenne, au repos
2. Nombre de respirations par jour	~20 000	Variable selon l'activité
3. Volume total d'air inspiré par jour	~10 000 L	Soit 10 m^3 d'air
4. Fraction de dioxygène dans l'air	21 %	Air atmosphérique
5. Volume de dioxygène inspiré par jour	~2 100 L	21 % de 10 000 L
6. **Moles de dioxygène inspirées par jour**	**~94 mol**	Air inspiré contient ~21 % de dioxygène
7. **Moles de dioxygène expirées (exhalées) par jour**	**~72 mol**	Air expiré contient ~16 % de dioxygène

Document 2 : Influence d'un catalyseur sur la vitesse d'une transformation chimique



Document 3 : Domaine d'inflammabilité et de détonation de différents combustibles.

Ce graphique compare plusieurs gaz combustibles (comme l'hydrogène, le méthane ou l'acétylène) en montrant trois plages importantes :

1. Zone d'inflammabilité :

- C'est la plage de concentration dans l'air où le gaz peut **s'enflammer** en présence d'une source d'énergie (étincelle, flamme, chaleur...).

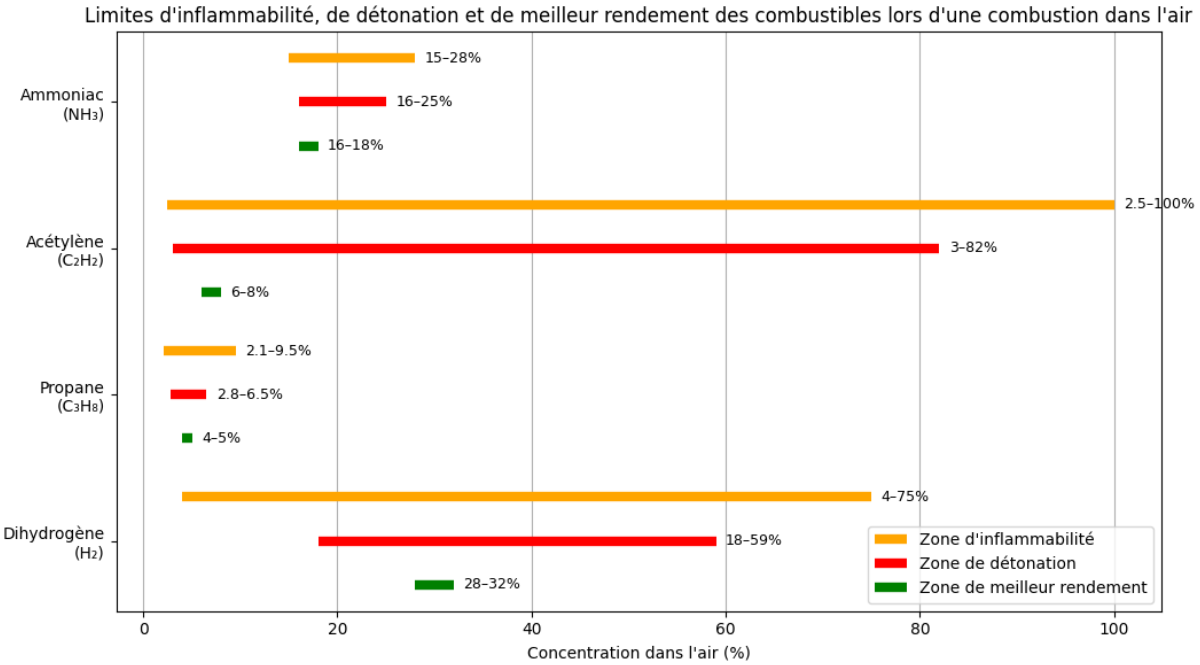
- En dessous de la **limite inférieure**, le mélange est trop pauvre en gaz pour brûler. Au-dessus de la **limite supérieure**, il y a trop de gaz et pas assez d'oxygène pour entretenir la combustion.

2. Zone de détonation :

- C'est une sous-zone de la plage d'inflammabilité où le gaz peut **exploser violemment** (détonation), souvent dans un espace confiné.

3. Zone de meilleur rendement :

- C'est la concentration idéale pour une **combustion complète et efficace**, souvent proche du **mélange stœchiométrique** (où le gaz et l'oxygène sont présents en proportions parfaites).



Document 4 : Aperçu de la taille de la chambre de combustion

