

Nom:..... Prénom:..... Classe:..... Date:

<h2>Émissions de CO₂</h2>	
<input checked="" type="checkbox"/> Objectifs	Classe
<input type="checkbox"/> La combustion de carburants fossiles et de biomasse libère du dioxyde de carbone et également des aérosols et d'autres substances (N ₂ O, O ₃ , suies, produits soufrés), qui affectent la qualité de l'air respiré et la santé. <input type="checkbox"/> Calculer la masse de dioxyde de carbone produite par unité d'énergie dégagée pour différents combustibles (l'équation de réaction et l'énergie massique dégagée étant fournies).	Terminale ES
	Durée
	1 h

Document 1: Combattre les inégalités des émissions de CO₂, rapport de l'ONG Oxfam

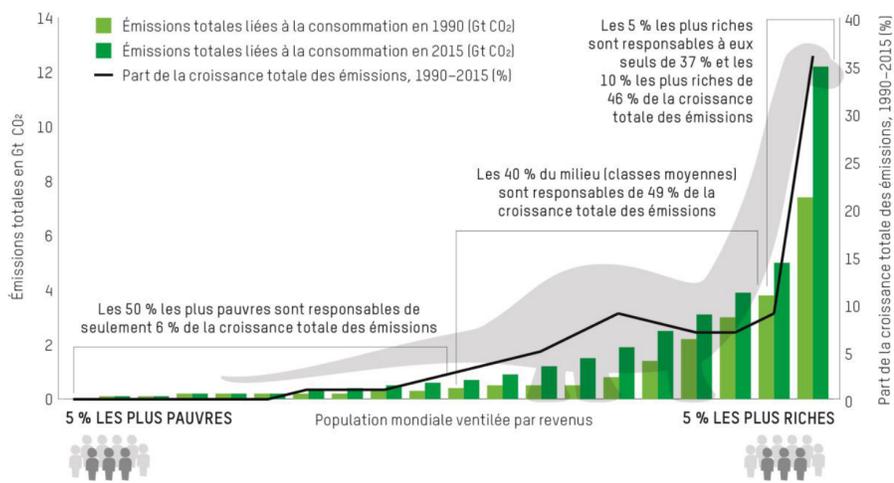


FIGURE 1 – Le « graphique du dinosaure » sur la croissance inégale des émissions de carbone entre 1990 et 2015

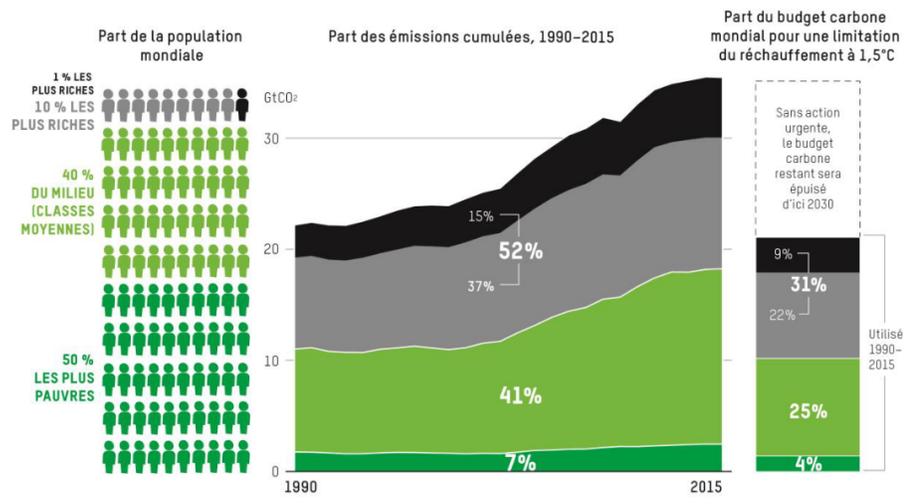


FIGURE 2 – Part des émissions cumulées et utilisation du budget carbone mondial pour limiter le réchauffement à 1,5°C entre 1990 et 2015 par différents groupes de revenus mondiaux

1. (a) Quelle est, en %, l'évolution des émissions de CO₂ entre 1990 et 2015 ?

.....
 (b) Comment a évolué , en %, la production des 10 % les plus pauvres ? Des 10 % les plus riches ?

.....
 (c) En s'aidant des réponses précédentes et des documents, montrer que les émissions de CO₂ sont principalement dues à une certaine frange de la population. Donner une explication.

Document 2: Pouvoir calorifique des carburants

Combustibles	Masses molaires M	Équation de la réaction	Pouvoir calorifique	Masse de CO ₂ produite pour 1 kJ d'énergie libérée
essence	$114 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$\text{C}_8\text{H}_{18} + \frac{25}{2} \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{CO}_2 + 9 \text{H}_2\text{O}$	$47,3 \times 10^3 \text{ kJ/kg}$	
éthanol	$46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$	$27 \times 10^3 \text{ kJ/kg}$	
diesel	$170 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$\text{C}_{12}\text{H}_{26} + \frac{37}{2} \text{O}_2 \rightarrow 12 \text{CO}_2 + 13 \text{H}_2\text{O}$	$44,8 \times 10^3 \text{ kJ/kg}$	
gaz de ville	$16,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$	$56 \times 10^3 \text{ kJ/kg}$	

PC : énergie dégagée par la combustion d'un kg de combustible
 masse molaire : masse du mole d'une espèce chimiques, la masse molaire du CO₂ est de 44 g/mol.

2. (a) Comment calculer la masse de CO₂ libérée par KJ d'énergie produite ? Compléter le texte suivant pour comprendre.

Le nombre de mole d'essence n dans 1 kg d'essence est $n = \frac{m}{M} = \frac{\dots\dots\dots}{\dots\dots\dots} = \dots\dots\dots$. D'après l'équation de la réaction une mole d'essence libère de dioxyde de carbone. Pour un kg d'essence, le nombre de moles de CO₂ produite est donc de

La masse de CO₂ produite par la combustion d'un kg d'essence est donc de $\times 44 = \dots\dots\dots$ g.

Pour 1 kg d'essence l'énergie libérée est de kJ et produit g de CO₂.

La production de 1 kJ d'énergie à partir d'essence produit donc 65 mg dioxyde de carbone.

(b) Calculer la masse de CO₂ produite pour 1kJ d'énergie libérée pour les autres combustibles (calculs répartis dans différents groupes)

.....

(c) En déduire le combustible libérant le moins de dioxyde de carbone à énergie produite égale.

.....
