

### Exercice 2 : corrigé



---

#### Exercice 2 : détermination d'une énergie d'activation

---

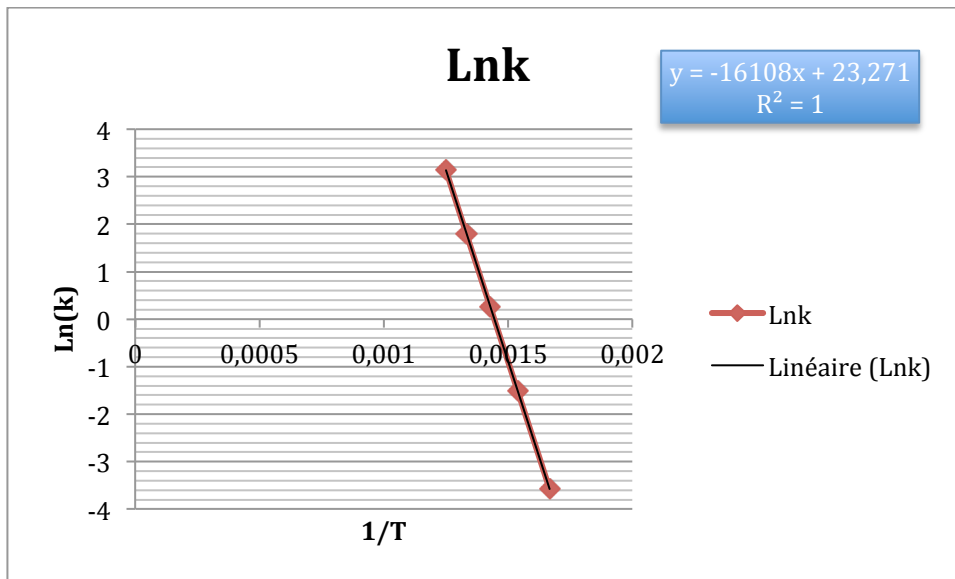
La constante de vitesse de la réaction du dioxyde d'azote avec le monoxyde de carbone gazeux, d'équation:  $\text{NO}_{2(g)} + \text{CO}_{(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + \text{NO}_{(g)}$  est déterminée à différentes températures.

T (K)	600	650	700	750	800
k (L.mol <sup>-1</sup> .s <sup>-1</sup> )	0,028	0,22	1,3	6,0	23

- 1) Déterminer l'énergie d'activation de la réaction, supposée indépendante de la température.

**Comme  $\ln(k) = -(E_a/R).(1/T) + \ln A$ , traçons  $\ln(k)$  en fonction de  $(1/T)$  : ceci doit être une droite dont la pente est  $(-E_a/R)$ .**

T	k	1/T	Lnk
600	0,028	0,00166667	-3,57555077
650	0,22	0,00153846	-1,51412773
700	1,3	0,00142857	0,26236426
750	6	0,00133333	1,79175947
800	23	0,00125	3,13549422



Les points de la courbe  $\ln(k) = (1/T)$  sont bien alignés.

La pente vaut : pente = - 16 108 =  $-E_a/R$

Doù :  $E_a = 133\,922 \text{ J.mol}^{-1}$

$E_a \approx 134 \text{ kJ.mol}^{-1}$

**CALCULATRICE :  $y = a.x + b$**

avec :

$a = -16\,108,45$

$b = 23,2710321$

$r = -0,9999995$

2) Calculer la constante de vitesse de la réaction à 685 K.

Reprenons la modélisation :  $\ln(k) = -16\,108.(1/685) + 23,271$  :

Cela donne :  $\ln(k) = -16\,108.(1/685) + 23,271$

$\ln(k) = -0,244$

**$k = 0,78 \text{ L.mol}^{-1}.\text{s}^{-1}$**