Gaz parfait

Source :

Lydie Germain –Lycée Clémenceau -Reims

http://fizik.chimie.lycée.free.fr/Seconde/2%20P%2011%20Gaz%20parfait.doc

Objectifs :

Savoir que, à une pression donnée et dans un état donné, un nombre donné de molécules occupe un volume indépendant de la nature du gaz.

Savoir que l'équation d'état pV=nRT définit le modèle de comportement du gaz « parfait ».
Savoir utiliser la relation $\theta(°C)=T(K)-273{,}13$ et $T(K)=\theta(°C)+273{,}13$.
Savoir que dans les conditions habituelles de température et de pression l'air de la salle de classe peut être assimilée à un gaz parfait.
Savoir utiliser la relation pV = nRT.

1. Le modèle du gaz parfait

Les scientifiques ont construit un modèle simplifié des gaz appelé gaz parfait en faisant deux hypothèses:
Les molécules sont assimilées à des points matériels (on néglige leur volume propre devant le volume occupé par le gaz.)

On néglige toutes les interactions entre les molécules autres que celle ayant lieu au moment des chocs.
Il n'existe pas de gaz parfait, mais certains gaz se comportent comme des gaz parfaits.

2. Loi de Boyle- Mariotte (conclusion TP)

Pour une quantité de matière n donnée d'un gaz à température T constante, le produit pV de la pression par le volume est constant lors de compression ou de détente. pV = constante

Pour deux états 1 et 2 d'un gaz, T et n étant constant, on a : $p_1V_1 = p_2V_2$

3. Équation d'état des gaz parfaits

3.1 Produit pV et quantité de matière à température constante (voirTP)

A partir des résultats précédents, Compléter le tableau suivant: V_m = 24Lmol^{-1}

Volume initial V_i (en cm³)	Quantité de matière n_i (en mol)	Produit pV (avec p en Pa et V en m^3)	$\frac{pV}{n_i}$
22	9,17.10^{-4}	2,23	2432
32	1,33.10^{-3}	3,26	2441
42	1,75.10^{-3}	4,27	2437
62	2,58.10^{-3}	6,29	2438

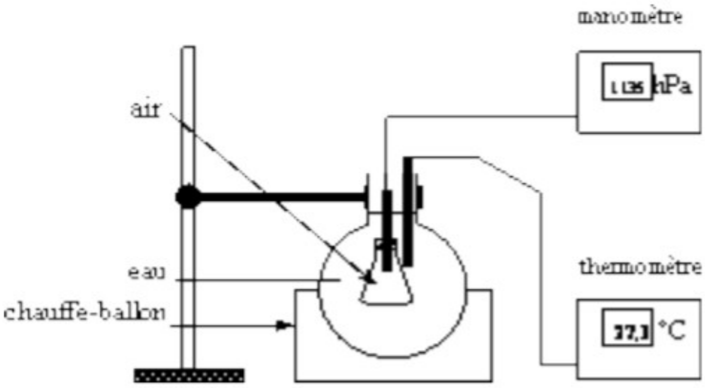
On constate que $\frac{pV}{n_i}$ est constant donc on peut dire que p V = k n.

A une température donnée, la constante de la loi de Mariotte est proportionnelle à la quantité de matière.

p V = k n

3.2 Produit pV et température à volume constant

3.2.1 Principe



Une quantité d'air est enfermée dans un erlenmeyer en verre. Cet erlenmeyer est immergé dans l'eau d'un ballon. Un manomètre permet de mesurer la pression de l'air à l'intérieur de l'erlenmeyer et un thermomètre permet de mesurer la température de l'eau du ballon. V_{air} = 47mL

3.2.2 Mesures

On relève la température et la pression initiale puis on met le chauffe ballon en fonctionnement afin de réaliser les mesures nécessaires pour compléter le tableau.

Température (°C)	20	25	30	35	40	45	50	55
Température T (K)	293	298	303	308	313	318	323	328
Pression p(x10^5 Pa)	1,000	1,027	1,036	1,051	1,070	1,085	1,100	1,120
$\frac{p}{T}$ avec T en K	341	344	342	341	342	341	340	341

Que constatez-vous?

$\frac{p}{T} = constante$ et comme le volume est constant on peut écrire que $\frac{pV}{T} = constante$

Conclusion:

Quand on élève la température d'un gaz contenu dans un ballon fermé et rigide, la pression du gaz augmente et sa quantité de matière reste constante.

La valeur pV de la constante de la loi de Boyle-Mariotte augmente avec la température, elle est donc proportionnelle à la température: p V = k' T (c'est la loi de Charles).

La pression s'annule pour une température «limite» correspondant à l'absence d'agitation moléculaires, le zéro absolu.

3.2.3 Équation d'état des gaz parfaits

En combinant les deux relations p V = k n et p V = k' T on arrive à pV = k''nT , ce qui nous donne

l'équation d'état des gaz parfait:

pV = nRT

Avec p la pression du gaz en Pa
V le volume du gaz en m^3
T la température du gaz en K
n la quantité de matière en mol
R la constante molaire des gaz parfaits
et R = 8,3145$Jmol^{-1}K^{-1}$

Volume molaire d'un gaz

Calculer le volume molaire d'un gaz lorsque θ = 20°C et p = 1,013.10^5Pa.

Si on cherche le volume molaire alors n = 1mol et V = V_m

pV = nRT et $V_m=\frac{V}{n}=\frac{RT}{P}$ AN : $V_m=\frac{RT}{P}=\frac{8,31\,x\,(273+20)}{1\,x\,1,013,10^5}=24,0.10^{-3}m^3mol$

donc **V_m = 24$Lmol^{-1}$**