

CONTRIBUTION A L'ETUDE DE LA DECOMPOSITION THERMIQUE DU CARBONATE DE CADMIUM

A. M. MARTRE, P. POUILLEN et R. AUMONT*

*Laboratoire de Thermodynamique, Centre Scientifique et Polytechnique
de l'Université de Paris Nord, Saint-Denis; France,*

**Laboratoire des Hautes Pressions, Bellevue, France*

(Reçu le 28 Avril 1972)

The thermal decomposition of CdCO_3 has been studied by DTA on samples of different origins. A classical experimental device enables work at different pressures up to 12 bar for any gas used. Evaluation of the data measured by the author and their comparison with those given by others show that the carbonates obtained by the chemical method are different from those prepared by hydrothermal crystallization. As the latter exhibit higher thermal stability, they may permit a further, real thermodynamic study on the decomposition of cadmium carbonate.

Nous avons étudié la décomposition du carbonate de cadmium par analyse thermique différentielle (ATD) et mis en évidence l'influence de plusieurs paramètres sur les résultats expérimentaux.

L'appareil utilisé, construit au Laboratoire, est de type classique (fig. 1): la référence et l'échantillon sont disposés symétriquement par rapport à l'axe du four dans une zone de température uniforme et une enceinte extérieure étanche permet de choisir la nature du gaz et la pression de travail depuis quelques millimètres de mercure jusqu'à 12 bars environ.

La figure 2 reproduit un enregistrement type de la décomposition du carbonate de cadmium: pour comparer entre eux les résultats correspondant à des conditions expérimentales différentes nous avons choisi de caractériser chaque décomposition par les températures des 4 points A, B, D, E de la courbe différentielle (sur les figures où les températures de ces points sont reportées, elles sont représentées respectivement par les signes (\bullet \times $+$ \circ)). On peut admettre qu'en E la réaction est terminée tandis que A correspond à la première manifestation décelable de l'effet thermique; B et D, représentatifs d'étapes intermédiaires de la réaction, sont les repères couramment utilisés en ATD [1].

Nous avons étudié l'influence des paramètres suivants:

- 1 – Quantité de produit ainsi que taille et nature des creusets
- 2 – Vitesse de chauffe
- 3 – Nature et pression du gaz à l'intérieur du four
- 4 – Origine des échantillons.

Pour chaque série d'expériences relative à l'étude de l'influence de l'un de ces paramètres tous les autres sont maintenus constants.

La reproductibilité des résultats entre plusieurs expériences réalisées dans des conditions identiques, contrôlée en répétant la même mesure de 3 à 6 fois, est généralement de l'ordre de 1° pour les températures correspondant aux points

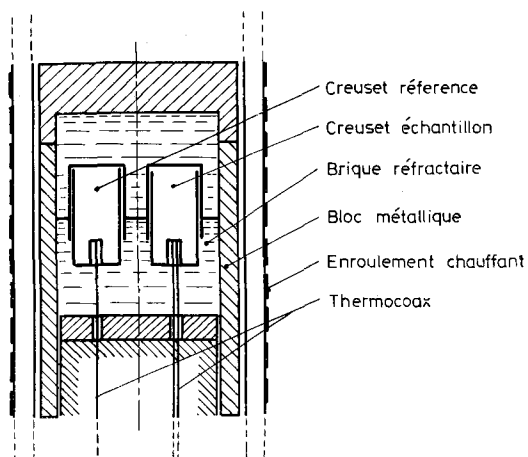


Fig. 1. Cellule de mesure utilisée en ATD.

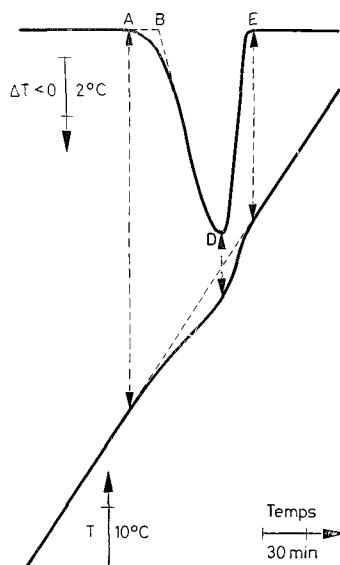


Fig. 2. Enregistrement type (T et ΔT) de la décomposition de CdCO_3 . (Le décalage entre les 2 courbes résultant du croisement des plumes de l'enregistreur a été supprimé à la reproduction de la figure)

B, D, E, elle est un peu moins bonne pour les températures correspondant au point A.

L'effet des trois premiers facteurs a été étudié sur un carbonate de cadmium du commerce que nous désignerons par échantillon 1.

I — Influence de la quantité de produit. Influence du creuset

Nous disposons, pour la référence et pour l'échantillon, de 3 jeux de creusets de taille et de nature différentes, adaptables à l'intérieur du four. Nous avons ainsi choisi des échantillons dont la masse est comprise entre 1.2 et 0.1 g. Les résultats en fonction de ces paramètres sont résumés sur la figure 3.

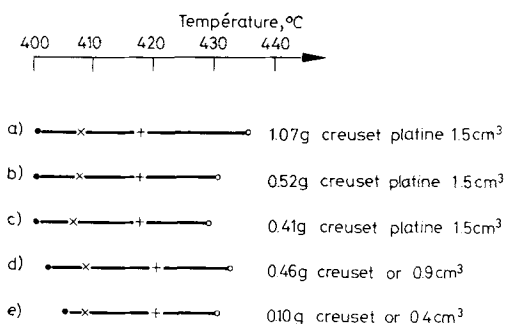


Fig. 3. Températures caractéristiques de la décomposition de CdCO_3 suivant la masse des échantillons et le choix du creuset. Atmosphère de CO_2 à p atm — Vitesse de chauffe = $0.4^\circ/\text{min}$

On peut remarquer en a, b, c, que la variation de la masse du produit, dans le même creuset, ne modifie pas la température correspondant aux points A, B, D mais seulement celle correspondant au point E, l'étalement en température de la réaction diminuant lorsque la masse de l'échantillon diminue. En c et d, pour deux masses du même ordre dans des creusets de taille différente, l'un en or l'autre en platine, on constate que les températures relevées pour chacun des 4 points sont plus élevées de quelques degrés dans le creuset en or.

De l'ensemble de ces résultats on peut considérer qu'avec le dispositif utilisé, des variations de la masse des échantillons, même dans un rapport de 1 à 10, ne modifient pas de façon importante les températures des pics de décomposition. Nous avons choisi le plus souvent de travailler sur des quantités de carbonate de l'ordre de 0.4 g, des écarts de quelques dizaines de mg autour de cette valeur n'ayant pas de répercussion sensible sur les résultats.

Par contre, le léger déplacement des températures des 4 points, pour les expériences effectuées dans des creusets de taille et de nature différentes (c et d), montre que l'influence des caractéristiques thermiques de l'environnement immédiat de l'échantillon, choix du matériau, forme et dimensions des creusets, nature, isole-

ment et emplacement des thermocouples . . . n'est pas totalement négligeable et devrait être prise en considération pour une définition plus précise des températures; ceci n'est pas le but de ce travail essentiellement comparatif.

II - Influence de la vitesse de chauffe

Dans notre dispositif, la vitesse de chauffe de four peut être ajustée à toute valeur comprise entre 0.1 et 3.5°/min et programmée linéairement en mV. Nous avons représenté sur la figure 4, les résultats ainsi obtenus en fonction de la vitesse. Nous avons également noté sur cette figure la durée de la décomposition mesurée entre les instants correspondant aux points A et E.

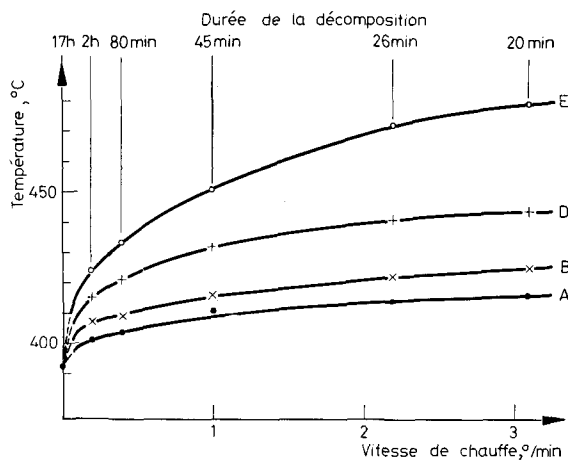


Fig. 4. Influence de la vitesse de chauffe sur les températures caractéristiques de la décomposition de CdCO_3 . Atmosphère de CO_2 à p atm — Masse des échantillons = 0.4 g

Pour la décomposition indiquée à vitesse nulle, la température a été maintenue constante à une valeur déterminée à partir d'essais préliminaires et telle que l'on obtienne la décomposition complète dans un délai raisonnable. Cette température est 392°. C'est ainsi qu'après un chauffage à 1°/min, lorsque la température de l'échantillon est stabilisée à cette valeur, le début de la décomposition n'est pas décelable avant plusieurs heures mais l'effet thermique qui l'accompagne est ensuite visible sur la courbe différentielle pendant une vingtaine d'heures. Lorsque le tracé revient dans le prolongement de sa ligne de base initiale on considère que la décomposition est terminée. Une vérification, par pesée du résidu refroidi, confirme que la totalité du carbonate a été transformé en oxyde. Nous ne pouvons plus définir dans ce cas qu'une seule température pour l'ensemble de la réaction.

Les températures mesurées à vitesse de chauffe non nulle sont d'autant plus éloignées de cette valeur que la vitesse est plus grande. Comme la température

de l'échantillon ne reste pas constante entre le commencement et la fin de la réaction, le choix d'une température caractéristique doit être précédé d'une définition.

On pourrait donc penser obtenir les meilleurs résultats en choisissant une vitesse de chauffe suffisamment faible. Cependant, compte tenu des techniques expérimentales utilisées, on peut craindre que pour des chauffages trop lents, des fluctuations instantanées de la température deviennent très supérieures aux variations imposées par le dispositif de programmation.

C'est en fonction de ces différentes remarques et aussi pour des considérations de durée des expériences que nous avons choisi une vitesse de programmation de $0.4^\circ/\text{min}$ dans la plus grande partie de cette étude. Pour une comparaison avec d'autres travaux, les courbes de la figure 4 nous donnent une estimation de l'influence de la vitesse de chauffe.

III — Influence de la nature du gaz et de sa pression

Nous avons représenté sur la figure 5 les températures de décomposition en fonction de la pression, en atmosphère de gaz carbonique et en atmosphère d'argon.

Pour les pressions inférieures à 0.3 bar environ, les points expérimentaux ne sont donnés qu'à titre indicatif, les conditions de la mesure ne permettant pas de connaître avec une précision suffisante la pression régnant au niveau du produit au cours de la décomposition. Par ailleurs, sous un vide dynamique inférieur au

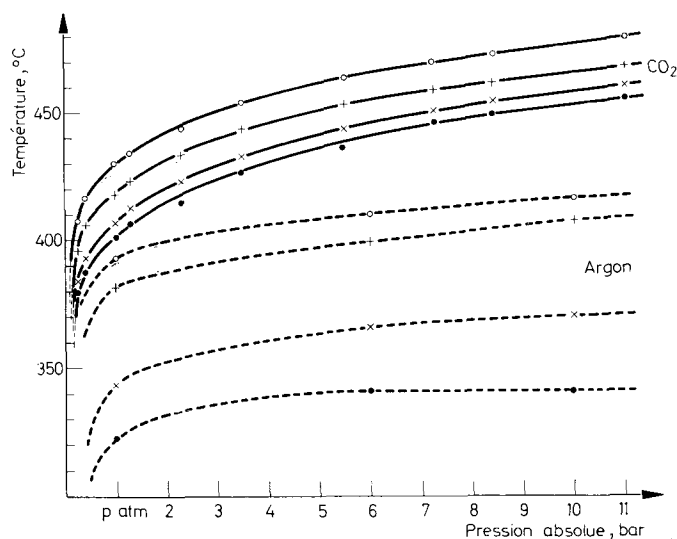


Fig. 5. Influence de la pression sur les températures caractéristiques de la décomposition de CdCO_3 en atmosphère de CO_2 et en atmosphère d'argon. Vitesse de chauffe = $0.4^\circ/\text{min}$
— Masse des échantillons = 0.4 g

millimètre de mercure, nous avons observé le début de la décomposition (point A) dès 270°. Ce résultat n'est pas représenté sur la figure 5.

On constate un comportement totalement différent sous pression de gaz carbonique et sous pression d'argon à une même pression on relève des différences de 50° à 100° entre les températures de décomposition qui sont plus élevées en atmosphère de gaz carbonique. Ceci est lié au fait que dans la réaction



la pression de CO_2 conditionne la température de décomposition du carbonate.

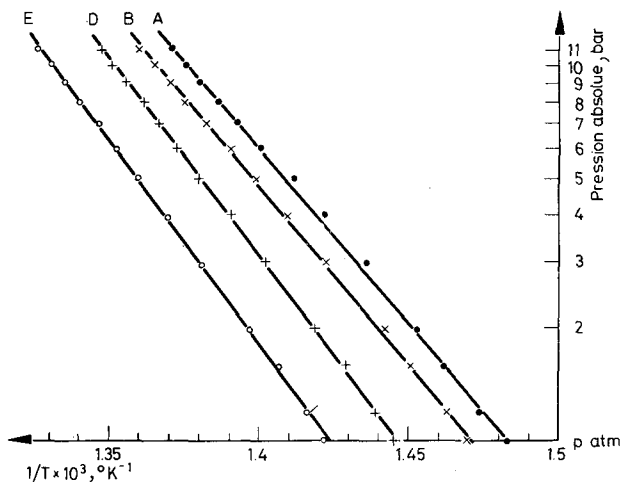


Fig. 6. Températures caractéristiques de la décomposition de CdCO_3 en fonction de la pression de CO_2 dans le système de coordonnées $\ln p, \frac{1}{T}$.

En atmosphère d'argon, lorsque la pression augmente, toutes les températures augmentent dans la partie initiale de la courbe mais, à partir de 5 bars environ, on remarque que la température du début de la décomposition reste constante. Ce phénomène mériterait une étude plus approfondie. Peut-être est-il dû seulement à ce que les interactions superficielles argon-carbonate atteignant une saturation, le carbonate se retrouve toujours au-delà de 5 bars sensiblement dans les mêmes conditions à la température qui est celle du début de la réaction. Lorsque la décomposition est commencée, l'élévation des températures qui correspondent aux étapes ultérieures de la réaction est due à la présence du gaz carbonique formé. Le déplacement est d'autant plus important que la pression exercée par l'argon est plus forte car elle limite la diffusion du gaz carbonique.

Pour la série d'expériences réalisées en atmosphère de gaz carbonique si l'on transpose les courbes de la figure 5 dans un système de coordonnées $\ln p, \frac{1}{T}$

(T : température absolue), on constate que les résultats relatifs aux points B, D, E peuvent être assez bien représentés par des droites. Pour ceux relatifs au point A les écarts à la linéarité sont plus importants (fig. 6).

La pente de ces droites permet d'obtenir un ordre de grandeur de la chaleur de décomposition du carbonate de cadmium en utilisant la relation

$$\ln \frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad (a)$$

En effet l'équation de Clapeyron écrite pour des conditions d'équilibre

$$\frac{dp}{dT} = \frac{\Delta S}{\Delta V}$$

s'intègre en conduisant à la relation (a) si l'on admet plusieurs hypothèses simplificatrices: d'une part que la chaleur de dissociation $\Delta H = T\Delta S$ est indépendante de la température dans l'intervalle considéré, d'autre part que la variation de volume de la phase solide est négligeable devant celle créée par la formation de la phase gazeuse et enfin que le gaz formé se comporte comme un gaz parfait [2].

Dans cette relation (a), en utilisant les logarithmes décimaux et en remplaçant R par sa valeur numérique on obtient la forme

$$\log \frac{p_2}{p_1} = \frac{\Delta H}{4.576} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

qui est l'équation de Van't Hoff. Les valeurs de ΔH déterminées à partir de cette équation sont 48 et 51 kcal · mole⁻¹ en utilisant les droites relatives aux points D et E et 44 kcal · mole⁻¹ pour celles relatives aux points A et B.

IV — Influence de l'origine du carbonate

L'influence de l'origine du produit a été étudiée sur deux autres carbonates du commerce (échantillons 2 et 3) de qualité sensiblement équivalente à celle de l'échantillon 1, provenant de fournisseurs différents et sur des échantillons de carbonate préparés par recristallisation hydrothermale.*

Nous avons représenté, sur la figure 7, les températures correspondant aux 4 points A, B, D, E, relevées pour ces divers carbonates.

On remarquera les différences importantes qui existent à la fois pour les positions d'un même point et pour les écarts entre les positions des différents points. Ainsi non seulement les températures mais encore les cinétiques de décomposition sont totalement différentes entre ces 4 variétés de carbonate.

Devant la diversité de ces résultats, nous avons cherché à comparer ces échantillons entre eux par les méthodes de contrôle et d'analyse qui étaient à notre disposition.

* Echantillons préparés au Laboratoire des Hautes pressions — Bellevue — avec la collaboration de R. Lemaître.

Nous avons pu faire les observations suivantes:

— Des diagrammes de diffraction des rayons X n'ont révélé, pour chacun de ces carbonates, que les seules raies habituelles de diffraction du carbonate de cadmium [3]. On a pu remarquer, pour l'échantillon 4, une plus grande finesse des raies de diffraction, ce qui correspond à une meilleure cristallinité du produit.

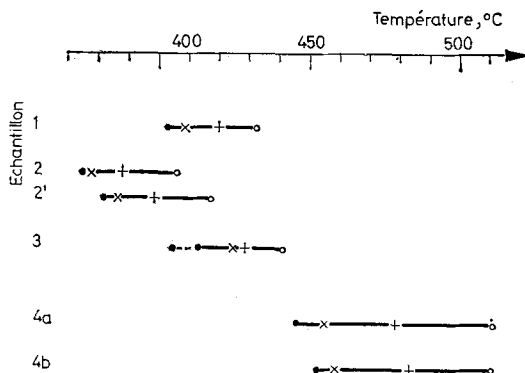


Fig. 7. Températures caractéristiques de la décomposition du CdCO_3 pour différents échantillons. Atmosphère de CO_2 à p atm — Vitesse de chauffe = $0.4^\circ/\text{min}$ — Masse des échantillons = 0.4 g

— Un séchage à l'étuve, sous vide à 80° , provoque une diminution de masse de l'ordre de 1 à 2% par rapport à la masse initiale, quelle que soit l'origine de l'échantillon considéré.

— Un chauffage, en atmosphère de gaz carbonique à la pression atmosphérique jusqu'à 350° s'accompagne d'une diminution de masse qui est de l'ordre de 1.8, 0.7 et 1.2% respectivement pour les échantillons 1, 2 et 3 et seulement 0.1% pour un échantillon 4; la durée plus ou moins grande du séjour (entre 1 et 40 heures) ne modifiant pas l'ordre de grandeur de ces variations de masse. De plus, on observe une coloration plus ou moins importante des échantillons due à la formation d'oxyde dont l'existence a pu être décelée par des diagrammes de RX. En effet, pour les produits ayant subi, après ce chauffage, la diminution de masse la plus importante, les raies de diffraction les plus intenses de l'oxyde sont effectivement présentes sur les enregistrements à côté de celles du carbonate.

— Un chauffage prolongé à 410° pendant 12 heures, sous une pression de gaz carbonique de 12 bars, a été effectué sur les échantillons 1 et 2. L'ATD ultérieure de ces produits ne révèle aucune modification du comportement au moment de la décomposition pour l'échantillon 1 tandis que pour l'échantillon 2 (qui a initialement la température de décomposition la plus basse) on observe une élévation d'environ 10° de cette température. Ce résultat est représenté sur la figure 7 sous la référence 2'.

— Notons enfin l'existence sur certaines courbes d'ATD d'un faible effet endothermique, très étalé en température, qui n'est décelé que pour des chauffages rapi-

des. Pour l'échantillon 1, il est observé entre 190 et 250° et pour l'échantillon 3 à une température un peu supérieure. Simultanément, lorsque le carbonate en expérience est placé dans un tube de verre, des gouttelettes de liquide se condensent sur les parois du tube et sont visibles à la sortie du four dès la fin de cet effet.

La température de cette réaction, la mise en évidence du liquide ainsi que la formation d'oxyde de cadmium précédemment observée à des températures inférieures à 350°, laissent supposer la décomposition d'hydroxyde de cadmium qui serait présent comme impureté dans l'échantillon initial; toutefois ces résultats ne donnent aucune information sur les possibilités de liaisons de ces molécules d'hydroxyde. On sait que certains auteurs ont annoncé l'existence des composés basiques 10CdCO_3 , $\text{Cd}(\text{OH})_2$ et 5CdCO_3 , $\text{Cd}(\text{OH})_2$ en précisant que l'une ou l'autre forme apparaît de façon préférentielle suivant la valeur du rapport CdO/CO_2 au cours de la préparation du carbonate de cadmium par réaction entre le nitrate de cadmium et un carbonate alcalin [4].

V — Comparaison de nos résultats avec ceux obtenus par d'autres auteurs

Les différences importantes que nous avons observées rendent naturellement difficile la comparaison de nos résultats avec ceux publiés antérieurement.

Parmi ceux-ci, nous rappellerons d'abord les travaux effectués dès 1924 par Centnerszwer et Andrusow [5] qui utilisent un échantillon vraisemblablement d'origine chimique (Kohlbaum). Ces auteurs signalent la présence de 2.5 à 2.6% d'humidité et font généralement subir un traitement thermique préalable aux échantillons (décomposition partielle suivie d'une "reconstitution" du carbonate par séjour prolongé en atmosphère de gaz carbonique à 250°) avant d'en étudier la dissociation. En atmosphère de gaz carbonique, pour un chauffage de l'ordre de 0.1°/min, ils observent le début de la décomposition à 357°, à la pression atmosphérique. Des résultats qu'ils ont obtenus à des pressions partielles de gaz carbonique inférieures à la pression atmosphérique, ils déduisent la chaleur de dissociation du carbonate de cadmium. Celle-ci est trouvée égale à 43.6 kcal · mole⁻¹ par application de l'équation de Van't Hoff, mais les auteurs indiquent également la valeur de 23.275, calculée à partir de l'équation de Nernst:

$$\log p = \frac{Q'}{4.571 T} + 1.75 \log T + 3.2$$

écrite à $p = 1$ atmosphère.

En 1961, Pavlyuchenko et Prodan [6] ont étudié la décomposition du carbonate de cadmium sous vide et en atmosphère de gaz carbonique jusqu'à 755 mm de mercure. Ils signalent dans leurs échantillons l'existence de molécules $\text{Cd}(\text{OH})_2$ et H_2O qui réagissent avec le gaz carbonique lorsque sa pression est supérieure à 200 mm de mercure, en provoquant une légère augmentation de poids au début du chauffage. Ils trouvent pour l'énergie d'activation calculée à partir des expériences effectuées sous vide, 39 kcal · mole⁻¹ par une méthode gravimétrique et

46 kcal · mole⁻¹ par une méthode manométrique. A pression constante, dans l'intervalle $2 \cdot 10^{-5}$ à 755 mm de mercure, cette valeur varie de 36 à 160 kcal · mole⁻¹.

En 1970, une étude de l'influence de la nature de l'atmosphère sur la vitesse de décomposition du carbonate de cadmium a été publiée par Murasihi [7]. Peu de renseignements sont donnés sur l'origine des échantillons pour lesquels l'auteur indique cependant avoir obtenu un diagramme de diffraction des rayons X conforme aux données A. S. T. M. et avoir mis en évidence, par absorption infrarouge, l'existence de molécules H₂O et Cd(OH)₂. Sous vide, il observe la dissociation complète de l'échantillon à 300° en 2 heures environ. En atmosphère de gaz carbonique et à la pression atmosphérique, la dissociation est complète à 390° en 5 heures tandis qu'à 380° le coefficient de dissociation ne dépasse pas la valeur 0.6% en 5 heures également.

En dernier lieu, citons un travail effectué non plus sur des produits d'origine chimique mais sur des monocristaux artificiels produits par synthèse hydrothermale [8]. En atmosphère de gaz carbonique, à la pression atmosphérique, la température du sommet du pic d'ATD est observée entre 480 et 498° suivant la granulométrie des échantillons, sur des courbes obtenues au cours d'un chauffage à 12°/min.

La chaleur de décomposition est mesurée par une méthode calorimétrique indirecte à partir de celle du carbonate de calcium prise pour référence et en comparant les surfaces des pics d'ATD obtenus dans des conditions expérimentales aussi identiques que possible pour les 2 sels. Elle a ainsi été trouvée égale à 34.3 kcal · mole⁻¹. Ce résultat expérimental permet alors aux auteurs, en utilisant l'équation de Clapeyron, de calculer la température de décomposition en fonction de la pression de gaz carbonique. A 44 bars, ils obtiennent 750° pour la température du sommet du pic d'ATD.

L'ensemble de tous ces résultats révèle une grande diversité dans les valeurs numériques obtenues. La préparation des échantillons est vraisemblablement la cause principale de cette diversité. Il semble en effet que l'on puisse séparer les produits en deux grandes catégories: ceux préparés par voie chimique et ceux préparés par cristallisation hydrothermale (les produits courants du commerce appartenant à la 1^{re} catégorie) mais en admettant toutefois que des différences encore importantes puissent également exister à l'intérieur de chacune de ces catégories.

On peut alors comparer nos résultats relatifs aux produits du commerce à ceux décrits en [5-7] et ceux de nos échantillons de type 4, à ceux obtenus sur des monocristaux artificiels (8) (tableau 1).

Dans le premier cas, il semble qu'un caractère commun soit la présence de molécules contenant des ions OH, en particulier sous forme de Cd(OH)₂. Ces molécules qui ont été identifiées de façon certaine par spectroscopie infrarouge [7] paraissent très difficiles, voire impossibles, à éliminer dans la préparation du carbonate de cadmium par voie chimique.

Dans le cas des carbonates cristallisés par voie hydrothermale la décomposition a toujours lieu à une température nettement plus élevée que pour ceux préparés

Tableau 1

Auteurs	Vitesse de chauffe	Atmosphère et pression	Températures caractéristiques		ΔH kcal · mol ⁻¹
			début décomposition °C	sommet pic ATD °C	
Centnerszwer	0.1°/min	CO ₂ , p atm	357		43.6 39 ± 3
Pavlyuchenko	nulle	vide	300		
Murasihi	nulle	CO ₂ , p atm	390		
Nos Résultats*	0.1°/min	CO ₂ , p atm	398,373,406	408,383,418	48 à 51 (points D, E) 44 (points A et B)
	nulle	vide	270		
	nulle	CO ₂ , p atm	393,369,400		
	0.4°/min	CO ₂ , p atm	402,375,408	421,388,426	
		CO ₂ , 11 bar	456,455,467	469,463,483	
Ikornikova	12°/min	CO ₂ , p atm		480 à 498 selon granulométrie	34.3 méthode calorimétrique
Nos Résultats**	0.4°/min	CO ₂ , p atm	≈450	478 ± 5 selon échantillons	46 à 55
	2°/min	CO ₂ , p atm à 11 bars			

* une seule valeur: échantillon 1.

3 valeurs: dans l'ordre, échantillons 1, 2, 3.

** échantillon 4

par voie chimique ce qui semble exclure un taux d'impuretés sous forme d'ions OH aussi élevé. De nouveaux facteurs tels que la granulométrie des échantillons doivent alors être pris en considération car ils font varier la température que l'on observe pour la décomposition [8].

En conclusion, il semble que ce soit sur ces carbonates cristallisés par voie hydrothermale que l'on puisse envisager le véritable aspect thermodynamique de la décomposition de ce sel mais après une étude approfondie du taux d'impuretés résiduelles.

Bibliographie

1. H. G. MC ADIE, *Thermochim. Acta*, 1 (1970) 325.
2. W. J. MOORE, *Chimie Physique*, Dunod, Paris, 1965, p. 119.
3. X RAY POWDER data File A. S. T. M. Philadelphia 1962, 8-456.
4. L. CLOUTIER, P. E. PELLETIER, P. E. GAGNON, *Trans. Roy. Soc. Canada*, 3 (1936) 49.
5. M. CENTNERSZWER et L. ANDRUSOW, *Z. Phys. Chim.* 111 (1924) 79.

6. M. M. PAVLYUCHENKO et E. A. PRODAN, Chem. Abstr. 57 (1962) 2893.
7. M. MURASHI, Nippon Kagaku Zasshi, 91, 1970, n° 2, 122.
8. N. IKORNIKOVA et B. M. SHEPTUNOV, Etude des processus de cristallisation dans des conditions hydrothermales, Nauka, Moscou, 1970, p. 102 (en russe).

RÉSUMÉ — L'étude de la décomposition thermique de CdCO_3 par ATD a été faite sur des échantillons de différentes provenances. Le dispositif expérimental, de type classique, permet de travailler à des pressions variables jusqu'à 12 bar, en choisissant la nature du gaz.

L'examen de nos résultats et leur comparaison avec ceux obtenus par d'autres auteurs montrent qu'il faut faire une distinction entre les carbonates préparés par voie chimique et ceux obtenus par cristallisation hydrothermale. Ces derniers présentant une plus grande stabilité thermique sont à même de permettre une véritable étude thermodynamique ultérieure de la décomposition du carbonate de cadmium.

ZUSAMMENFASSUNG — Die thermische Zersetzung des CdCO_3 wurde mittels DTA an Proben verschiedener Herkunft studiert. Die Versuchsvorrichtung klassischen Typs ermöglicht die Arbeit bei verschiedenen Druckwerten bis zu 12 Bar, für beliebiges Gas.

Die Prüfung unserer Ergebnisse und ihr Vergleich mit jenen anderer Autoren zeigen, daß die auf chemischem Wege hergestellten und die durch hydrothermische Kristallisierung erhaltenen Karbonate unterschieden werden müssen. Da die letzteren eine höhere Thermostabilität aufweisen, sind sie für eine bessere thermodynamische Prüfung der Zersetzung des Kadmiumkarbonats geeignet.

Резюме — Изучен термораспад CdCO_3 методом ДТА на образцах различного происхождения.

Обсуждение данных, полученных автором, и их сравнение с литературными, показывают, что карбонаты, полученные химическим методом, отличаются от тех, которые приготовлены гидротермической кристаллизацией.