
**PROPRIETES PHYSICO-CHIMIQUES
DES SUBSTRATS ET DES ADSORBATS**

CHAPITRE I

PROPRIETES PHYSICO-CHIMIQUES DES SUBSTRATS ET DES ADSORBATS

I.1 Les substrats : MgO (001) et BaF₂ (111)

I.1.1 L'oxyde de magnésium : MgO (001)

L'oxyde de magnésium MgO est un composé iono-covalent, de degré d'ionicté 0,84 [1], qui cristallise selon une structure cubique à faces centrées de type NaCl. La forte cohésion de cette structure est due à l'empilement alterné des cations Mg²⁺ et des anions O²⁻ qui minimise les interactions répulsives entre charges de même signe.

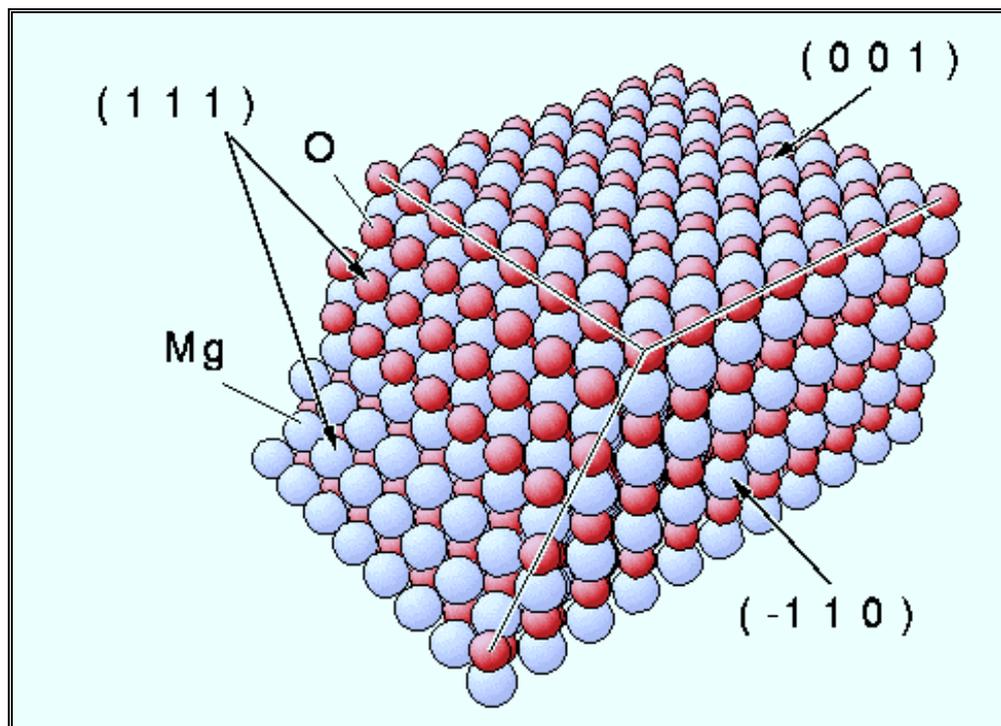


Figure I.1 : Représentation des différentes faces cristallographiques de l'oxyde de magnésium.

Ce type d'empilement et la différence de taille entre les ions Mg^{2+} ($r = 0,86 \text{ \AA}$) et O^{2-} ($r = 1,26 \text{ \AA}$) [2], qui sont organisés en deux sous-réseaux carrés, sont à l'origine de la corrugation géométrique des faces (001).

Référence	[3] (a)	[4] (a)	[5] (a)	[2] (a)	[6] (a)	[7] (b)
Amplitude de corrugation (\AA)	0,46 $\pm 0,02$	0,47 $\pm 0,02$	0,34 $\pm 0,06$	0,36 $\pm 0,04$	0,28 $\pm 0,04$	0,40

Tableau I.1 : Amplitude maximale de la corrugation de surface de $\text{MgO}(001)$ déterminée expérimentalement par a) diffusion d'atomes d'hélium et b) microscopie à force atomique

Nous avons représenté sur la figure I.2 la surface (001) du MgO dans le réseau direct et le réseau réciproque.

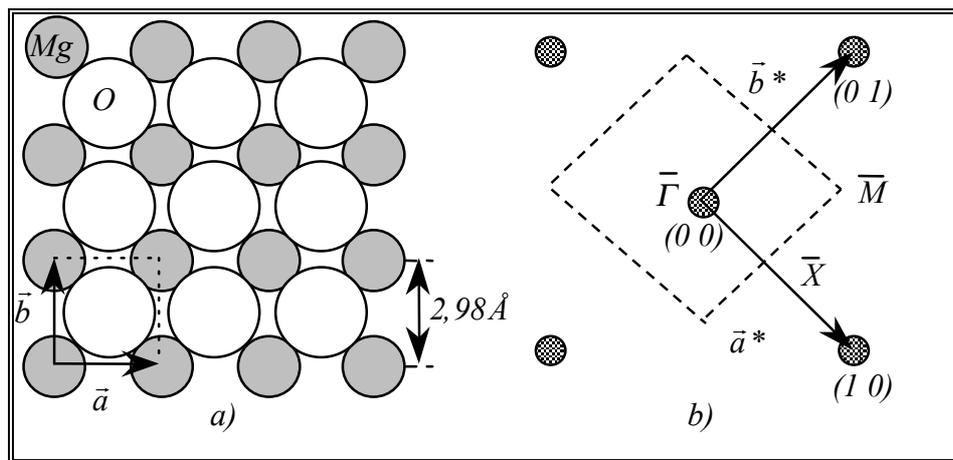


Figure I.2

a) Représentation de la surface (001) du MgO . La maille élémentaire est indiquée par les vecteurs de base \vec{a} et \vec{b} de module $2,98 \text{ \AA}$.

b) Réseau réciproque de la surface $\text{MgO}(001)$ avec $|\vec{a}^*| = |\vec{b}^*| = 2,11 \text{ \AA}^{-1}$. Nous avons représenté la première zone de Brillouin en trait pointillé et placé les points de symétrie.

Des études théoriques et expérimentales portant sur l'énergie de surface ont montré que les faces de type (001) sont les plus stables du point de vue thermodynamique par comparaison avec les faces (110), (111) et (211) (voir tableau I.2).

Surface	Energie de surface (J.m ⁻²)	Gap électronique (eV)
MgO (001)	0,98 ^a - 1,04 ^{b-c} - 1,16 ^d - 1,25 ^e - 1,43 ^f	7,3 ^a
MgO (110)	2,29 ^a - 3,02 ^e - 2,09 ^{e(1)} - 1,87 ^{e(2)} - 3,3 ^g	6,7 ^a
MgO (111)	3,86 ^e - 2,83 ^{e(3)} - 2,50 ^{e(4)}	-
MgO(211)	4,35 ^a	2,3 ^a

Tableau I.2 : Valeur de l'énergie de surface et du gap électronique pour différentes surfaces de MgO.

a [8], *b* [9], *c* [10], *d* [11], *e* [12], *f* [13] et *g* [14].

(1) et (2): surface (110) micro-facettée ($a\sqrt{2}$)/2 et $a\sqrt{2}$ respectivement.

(3) et (4): surface (111) micro-facettée ($a\sqrt{3}$)/2 et $a\sqrt{3}$ respectivement.

La surface MgO(001) peut être préparée de différentes façons: épitaxie de film de MgO sur Fe(001) [15], Mo(001) [16] ou LiF/NaCl(001) [17], clivage de monocristal sous atmosphère inerte (N₂ sec) puis chauffage à 1200 K sous atmosphère oxygénée pendant quelques minutes [18], ou encore clivage de monocristal sous ultravide. Des études de caractérisation sur les surfaces obtenues par ces divers modes de préparation ont été réalisées par diffusion d'atomes d'hélium [3-6,19], décoration de surface [20], spectroscopie de photoélectrons X [18, 21], et microscopie à force atomique [7, 18]. Elles ont montré que le clivage du monocristal sous ultravide conduit à des surfaces d'excellente qualité. Signalons qu'aucune reconstruction latérale de cette surface n'a été mise en évidence jusqu'à présent alors que deux types (ondulation et relaxation) de reconstruction perpendiculaires ont été observées [22, 25]. Tous nos travaux ont été réalisés sur des monocristaux (PI-KEM) de dimension 4x2x10mm³ et de pureté 4N (soit 99,99%), clivés sous ultravide.

Un autre avantage de MgO est que ce substrat existe également sous forme de poudre homogène que l'on obtient par combustion de rubans de magnésium dans une atmosphère à faible taux d'hygrométrie. Elle est composée de microcristallites cubiques ne présentant que des faces (001) [26] (cf isotherme d'adsorption au § IV.1.3.1). Cette opportunité à disposer de ce substrat sous deux formes (monocristal et poudre) bien

caractérisées permet d'entreprendre des études d'adsorption par des techniques expérimentales très diverses et complémentaires.

Enfin, nous donnons dans le tableau I.3. qui suit quelques caractéristiques physiques importantes de ce cristal.

Réseau cristallin	[27]	CFC (type NaCl): $Fm\bar{3}m O_h^5$
Paramètre de réseau	[27]	4,21 Å à T = 283 K
Densité	[27]	3,58 g.cm ³
Dureté	[27]	6 mho
Indice de réfraction	[27]	1,7350
Point de fusion	[27]	3073 K
Enthalpie de formation (standard)	[27]	-143,84 kcal.mole ⁻¹
Entropie (standard)	[27]	6,4 kcal.mole ⁻¹ .K ⁻¹
Conductivité thermique	[28]	30 W.cm ⁻¹ .K ⁻¹ à T=30K
Température de Debye	[6]	743 K
Largeur de bande interdite	[7]	7,65 eV

Tableau I.3 : Principales caractéristiques physiques du cristal d'oxyde de magnésium MgO.

I.1.2 Le fluorure de baryum : BaF₂ (111)

Le fluorure de baryum est un matériau de bas indice de réfraction connu pour sa remarquable propriété de transmission optique dans un large domaine de longueur d'onde, il est ainsi utilisé pour nombreuses applications optiques [29]. C'est aussi un exemple de scintillateur haute densité pour la détection des radiations de hautes énergies (particules élémentaires, rayonnement γ) [30]. Toutefois la connaissance des propriétés de surface de ce composé est relativement pauvre à cause de l'instabilité des fluorures aux radiations ionisantes (désorption de F⁻ par irradiation photonique ou électronique).

BaF_2 a une structure de type fluorite, c'est une structure cubique (groupe d'espace $\text{Fm}\bar{3}\text{m}$) dans laquelle les cations Ba^{2+} occupent les sites CFC et les anions F^- les cavités tétraédriques :

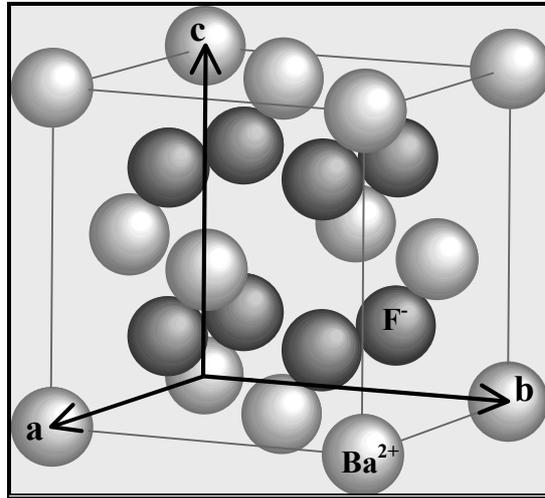
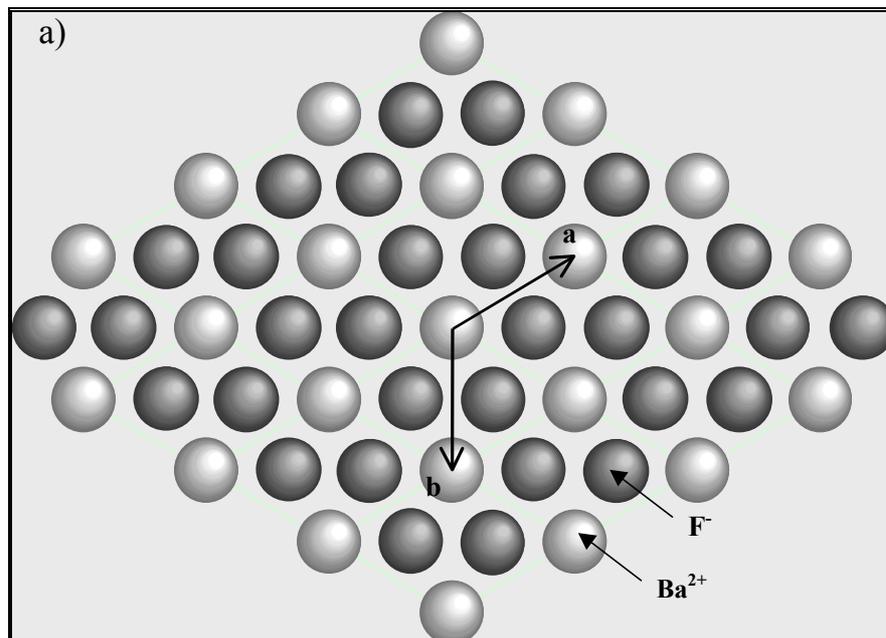


Figure I.3

Représentation de la structure type fluorite du BaF_2 . La maille élémentaire est indiquée par les vecteurs de base \vec{a} , \vec{b} et \vec{c} de module $6,19 \text{ \AA}$

BaF_2 clive selon le plan (111) qui a une symétrie d'ordre 3. Le paramètre de la maille de volume étant $a = 6,19 \text{ \AA}$, celui de surface vaut $\frac{a}{\sqrt{2}} = 4,38 \text{ \AA}$. La surface (111) correspond à une couche constituée de F-Ba-F (figure I.3.b)).



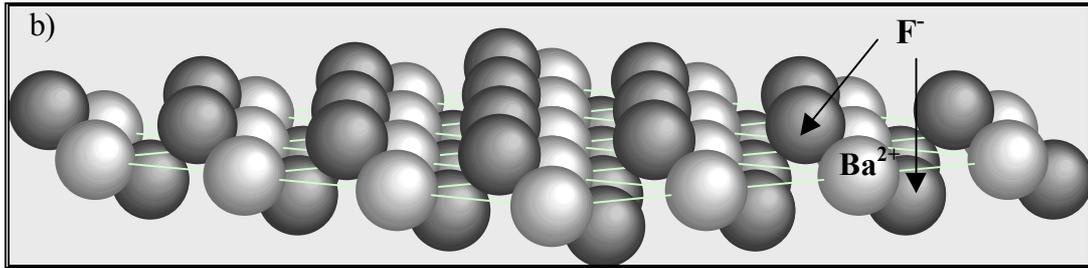


Figure I.4

a) Représentation de la surface (111) du BaF₂ (vue selon la normale). La maille élémentaire est indiquée par les vecteurs de base \vec{a} et \vec{b} de module 4,38 Å

b) Vue de profil de la même face. On distingue la structure en feuillet F-Ba-F

Nous donnons dans le tableau I.4. qui suit quelques caractéristiques physiques importantes de ce cristal.

Réseau cristallin	Cubique type fluorite (Fm3m)
Paramètre de réseau	6,19Å
Densité	4,88 g.cm ³
Dureté	3 mho
Indice de réfraction	1,4626 à 2,6 μm
Point de fusion	1627 K
Enthalpie de formation (standard)	-288,78 kcal.mole ⁻¹
Entropie (standard)	23,06 cal.mole ⁻¹ .K ⁻¹
Conductivité thermique	7,1 W.m ⁻¹ .K ⁻¹
Température de Debye	175,34 K
Constante diélectrique	7.33 à 1 MHz

Tableau I.4 : Principales caractéristiques physiques du cristal de fluorure de baryum BaF₂ d'après [27].

Tous nos travaux ont été réalisés sur des monocristaux (PI-KEM) de dimension 4x2x10mm³ et de pureté 4N (soit 99,99%), clivés sous ultravide ($P \sim 10^{-10}$ Torr).

I.2 Les adsorbats: l'eau H₂O et le chlorure d'hydrogène HCl :

Les propriétés thermodynamiques et structurales des couches physisorbées sont directement liées aux interactions adsorbat-adsorbat mais aussi adsorbat-substrat. On peut considérer en première approximation que les interactions entre molécules adsorbées, bien que modifiées par la présence du substrat, sont proches de celles qui déterminent les propriétés thermodynamiques et structurales du cristal tridimensionnel d'adsorbat. Dans ce contexte, la comparaison entre les propriétés bidimensionnelles de la monocouche adsorbée et les propriétés tridimensionnelles de l'adsorbat peut s'avérer fructueuse dans la compréhension de l'influence du substrat dans les interactions adsorbat-substrat et peut aussi faciliter l'interprétation des résultats expérimentaux.

I.2.1 Propriétés et caractéristiques de l'eau:

I.2.1.1 Introduction:

Les philosophes anciens considéraient l'eau comme un élément de base caractérisant toutes les substances liquides. Les scientifiques n'abandonnèrent pas cette idée avant la seconde moitié du XVIII^e siècle. En 1781, Henry Cavendish réalisa la synthèse de l'eau en faisant exploser un mélange d'hydrogène et d'air; l'eau devenait alors une molécule. Cependant, les résultats de ses expériences ne furent pas clairement interprétés avant 1783, lorsque Antoine Laurent de Lavoisier suggéra que l'eau n'était pas un élément, mais un composé d'oxygène et d'hydrogène (noté HO seulement). Dans une étude scientifique présentée en 1804, Joseph Louis Gay-Lussac et Alexander von Humboldt démontrèrent conjointement que l'eau était constituée de deux volumes d'hydrogène pour un volume d'oxygène, comme l'exprime la formule actuelle H₂O. Physiciens et chimistes ont ensuite entrepris, à partir du XIX^{ème} siècle, des études systématiques pour tenter de comprendre et expliquer les propriétés originales de cette molécule dans les différents états de la matière. Outre les travaux menés par des sommités telles que Fowler, Hall, Pauling, l'intérêt porté à l'étude de l'eau peut se mesurer à la quantité impressionnante d'ouvrages publiés dont certains, comme ceux de Dorsey [31] et Franks [32, 38], sont de véritables encyclopédies. Thiel et Madey [39] ont quant à eux

réalisé une synthèse des connaissances et des études portant sur l'interaction de l'eau avec les surfaces.

La connaissance des propriétés intrinsèques de la molécule et la prise en compte des caractéristiques des phases solides de l'eau constituent généralement le préalable à toute étude de l'interaction de cette molécule avec les surfaces. Nous allons donc présenter dans ce qui suit quelques caractéristiques de l'eau, en phase gazeuse et solide, qui nous semblent importantes pour l'interprétation de nos résultats.

I.2.1.2 Caractéristiques de la molécule isolée:

Nous avons rassemblé dans le tableau I.5 les propriétés physiques fondamentales de la molécule d'eau isolée. Bien sur, il ne présente pas l'ensemble des propriétés de la molécule H₂O mais le lecteur qui le souhaite trouvera de plus amples détails dans les références [28, 40].

Masse molaire	(g.mole ⁻¹)	18,0151 [27]
Rayon de Van der Waals de la molécule	(Å)	1,41 [41]
Angle de liaison H-O-H	(deg.)	104,5 [39]
Longueur de la liaison O-H	(Å)	0,957 [39]
Energie de dissociation O-H	(kcal.mole ⁻¹)	119,14 [42]
Moment dipolaire μ	(D)	1,85 [41]
Polarisabilité moyenne	(10 ⁻²⁴ cm ³)	1,444 [41]
Groupe de symétrie		C _{2v}

Tableau I.5 : Caractéristiques physiques de la molécule d'eau isolée.

I.2.1.3 Les phases cristallines de l'eau:

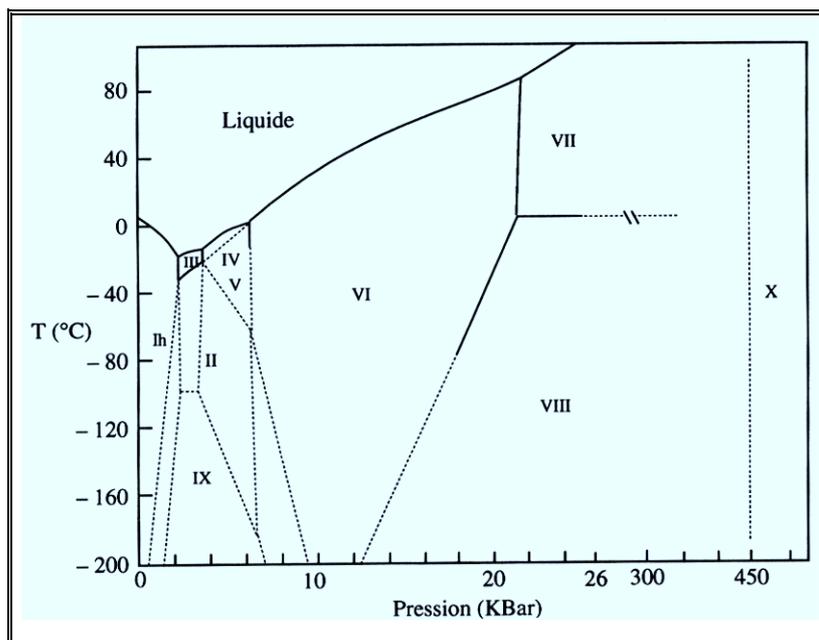


Figure I.5 : Diagramme des phases cristallines de l'eau d'après [40].

Comme le montre la figure ci-dessus, le diagramme de phase de l'eau est extrêmement riche. Actuellement, 14 formes cristallographiques de l'eau solide sont connues, dont 11 sont des phases cristallines et 3 sont des phases amorphes ne se distinguant entre elles que par leurs densités.

Forme cristallographique	Longueur des liaisons O-O (Å)	Angles O-O-O (deg.)	Nombre de molécules/maille
I _h	2,76	109	4
I _c	2,75	109,5	8
II	2,77-2,84	81-128	12
III	2,75-2,80	87-144	12
IX (III)	2,75-2,80	87-144	12
IV	2,79-2,92	88-128	16
V	2,76-2,80	84-128	28
VI	2,80-2,82	76-128	12
VII	2,90	109,5	5
VIII	2,88	109,5	5

Tableau I.6 : Caractéristiques des différentes phases cristallines de l'eau d'après [41]

Phase solide	Système cristallin	Groupe d'espace	Paramètres de maille (Å)	Densité (g/cm ³)
I _h	Hexagonal	P6 ₃ / mmc	a = 4,48 / 4,493 (143 K)* / 4,523 (273 K)* c = 7,31 / 7,337 (143 K)* / 7,367 (273K)*	0,931
I _c	Cubique	Fd ₃ m	a = 6,35	0,93
II	Rhomboédrique	R ₃ ⁻	a = 7,78 (α = 113,1°)	1,18
III, IX	Tétragonal	P ₄ 2 ₁ 2	a = 6,79, c = 6,79	1,16
IV	Rhomboédrique	R ₃ c	a = 7,60, α = 70,1°	1,27
V	Monoclinique	A ₂ / a	a = 9,22, b = 9,22, c = 10,35 (β = 109,2°)	1,24
VI	Tétragonal	P4 ₂ /mmc	a = 6,27, c = 5,79	1,33
VII	Cubique	Pn ₃ m	a = 3,41	1,56
VIII	Tétragonal	I4 ₁ /amd	a = 4,80, c = 6,99	1,56
X	Cubique	Pn ₃ m	a = 2,83	2,51

Tableau I.7 : Valeur des paramètres de maille des phases cristallines de la glace d'après: [43], *[44] et [45]

Les trois formes de glace amorphe connues à ce jour sont des composés métastables. Récemment, Jenniskens et Blake [46, 47] ont montré, par diffraction électronique, que durant le réchauffement d'un film de glace de 15K à 188 K, les trois formes amorphes se succèdent :

- Dans le domaine 15 à 38 K, une forme amorphe haute densité, noté HDA (1,1 g/cm³) conduit à une coordination tétraédrique pour les premiers voisins et se caractérise par la présence de molécules intersticielles.
- Cette forme se transforme progressivement dans le domaine 38-68 K en une forme basse densité notée LDA (0,94 g/cm³), elle a une structure basée sur celle de la glace hexagonale mais plus désordonnée par une certaine dispersion des valeurs des distances O-O (entre 2,76 Å et 3,15 Å), ainsi que des angles O-O-O qui varient entre 76° et 140° [48].
- Enfin à 131 K se produit la formation d'une troisième forme de glace amorphe dite restreinte I_{ar} qui précède la cristallisation de la glace amorphe en glace cubique I_c et

ceci d'une manière irréversible. Les formes I_{ar} et I_c coexistent jusqu'aux environs de 188 K, au-delà de cette température la glace adopte une structure hexagonale.

Toutes les formes cristallines de la glace ont en commun la tétracoordination des atomes d'oxygène qui correspond à la liaison de chaque molécule d'eau à quatre voisines par l'intermédiaire de liaisons hydrogènes. Parmi elles, nous allons focaliser notre attention sur les formes cubique I_c et hexagonale I_h (cf. Fig. I.6) qui sont les seules phases cristallines à exister dans nos conditions expérimentales, c'est-à-dire à basse pression et basse température. De plus dans la région de l'atmosphère qui nous intéresse (< 30 km d'altitude), la température étant supérieure à 180 K (-93 °C) et la pression atmosphérique inférieure ou égale à 1 bar c'est la glace hexagonale qui doit cristalliser (cf. le diagramme de phase de la figure I.5). Ainsi la condensation de l'eau à partir de la phase vapeur conduit à la formation de la phase hexagonale qui est la forme la plus stable de la glace dans ces conditions physiques. La forme cubique existe cependant dans le domaine de stabilité de la phase I_h mais elle est métastable (la transition de phase $I_c \rightarrow I_h$ n'a jamais été observée dans le sens $I_h \rightarrow I_c$).

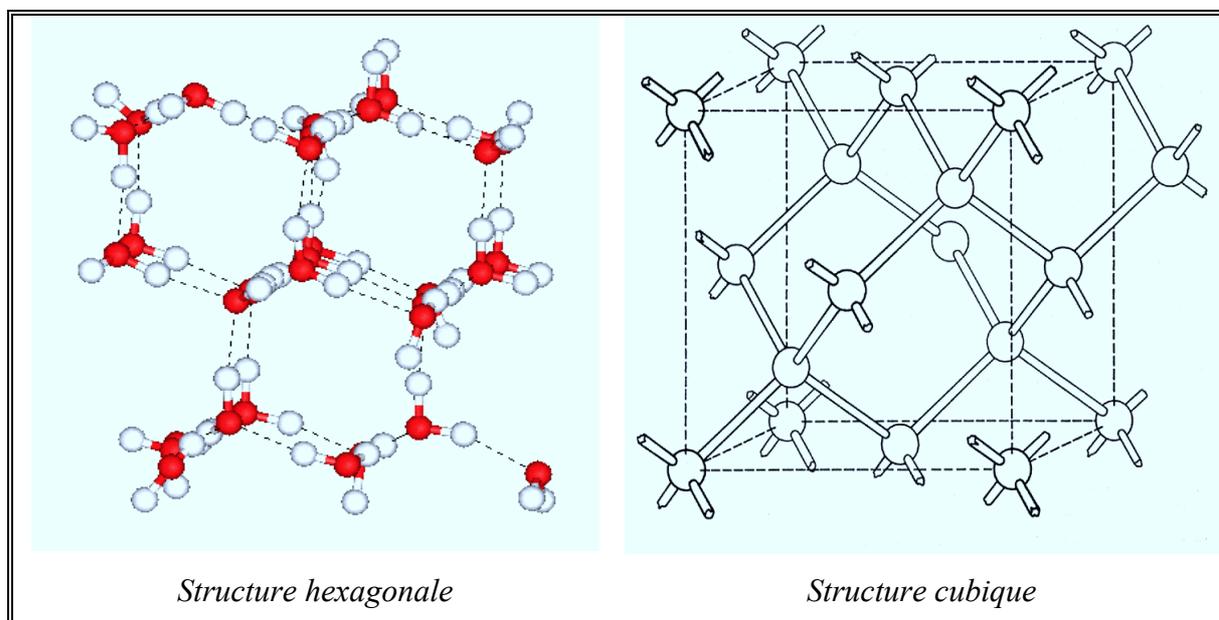


Figure I.6 : Représentation de la structure des phases hexagonale et cubique de la glace

I.2.1.4 Propriétés thermodynamiques de H₂O et D₂O

Pour les études en diffraction de neutrons il est préférable d'utiliser D₂O comme adsorbat car l'hydrogène possède une section de diffusion neutronique cohérente très faible. Nous comparons dans le tableau I.8 les principales propriétés thermodynamiques de H₂O et D₂O.

	H ₂ O	D ₂ O
Point triple	273,16 K (4,60 Torr) [27]	276,97 K (4,97 Torr) [44]
Point critique	647,14 K [43]	643,89 K [44]
Point de fusion (P _{atmos.})	273,15 K [43]	276,97 K [44]
Point d'ébullition (P _{atmos.})	373,15 K [43]	374,57 K [44]
Chaleur latente fusion (kcal.mole ⁻¹)*	1,43 [43]	-
Chaleur latente sublimation (kcal.mole ⁻¹)**	12,16 [43]	-

Tableau I.8 : comparaison entre les principales caractéristiques thermodynamiques de l'eau et de l'eau deutérée (* phase I_h → phase liquide, ** phase I_h → phase vapeur)

L'équation suivante nous permet de calculer la pression de vapeur saturante de la glace pure [49]:

$$\ln[p(\text{mbar})] = -\frac{6150}{T(\text{K})} + 24,32.$$

La pression de vapeur saturante de la glace condensée à partir d'eau lourde est légèrement différente, le rapport R des pressions P^o_{H₂O} / P^o_{D₂O} est donné par :

$$\ln R = \frac{56783}{T(\text{K})^2} - \frac{206,62}{T(\text{K})} + 0,23688 \text{ pour } 233,15 < T < 273,15 \text{ K [50].}$$

I.2.2 Propriétés et caractéristiques du chlorure d'hydrogène:

I.2.2.1 Caractéristiques de la molécule isolée:

Nous avons rassemblé dans le tableau I.9 les propriétés physiques fondamentales de la molécule de HCl isolée.

Masse molaire	(g.mole ⁻¹)	36,461 [51]
Longueur de la liaison H-Cl	(Å)	1,2746 [52]
Energie de liaison O-H	(Kcal.mole ⁻¹)	103,1 [45]
Moment dipolaire μ	(D)	1,07 [53]
Moment quadripolaire	(10 ⁻²⁶ esu cm ²)	3,8 [53]

Tableau I.9 : Caractéristiques physiques de la molécule de HCl isolée

La figure I. 7 représente le contour de la densité électronique totale de la molécule de HCl [54] et donne ainsi une idée de la forme de la molécule. Il apparaît clairement que la molécule est quasi-sphérique, le grand axe n'étant supérieur au plus grand diamètre de révolution (passant approximativement par le centre de Cl) que de 6 %.

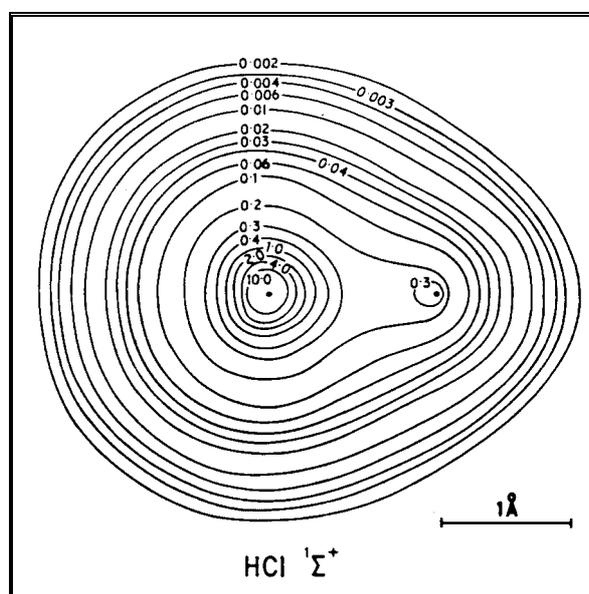


Figure I.7 : Contour de la densité électronique totale de la molécule de HCl, d'après Hutson et Howard [54]

I.2.2.2 Propriétés structurales et thermodynamiques du solide

La structure cristalline du chlorure d'hydrogène a été étudiée par diffraction de rayons X et de neutrons [55, 56]. Ces travaux montrent que HCl subit à $T = 98$ K une transition de phase du premier ordre. L'existence de cette transition avait été mise en évidence par des mesures de chaleurs spécifiques [57, 60]. On donne dans le tableau I.10 les renseignements cristallographiques concernant les deux phases observées.

La phase cristalline haute température (Phase I) est bien connue [55-57], le cristal appartient au groupe d'espace Fm3m. Il s'agit d'une structure cubique à faces centrées, les atomes de chlore occupent les nœuds du réseau, i.e. les positions : $(0, 0, 0)$, $(1/2, 0, 1/2)$, $(1/2, 1/2, 0)$ et $(0, 1/2, 1/2)$. La structure est orientationnellement désordonnée (cristal plastique) [54], les atomes d'hydrogène ont 12 positions d'équilibre équiprobables [56,57], la liaison Cl-H est orientée vers l'un des 12 Cl plus proches voisins. On considère qu'une liaison hydrogène faible est associée à cet effet d'orientation préférentielle. On peut noter à cet égard que la phase I, bien que cristallisant dans le système C.F.C., n'adopte pas la structure Pa₃ qui optimise les interactions quadripolaires et dans laquelle les molécules sont dirigées selon les quatre diagonales du cube. L'entropie de fusion peu élevée de la phase I, $S_I - S_I = 3,07 \text{ cal.mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$, confirme bien l'idée que cette phase est une phase plastique orientationnellement désordonnée.

Pour cette structure C.F.C. la distance d entre deux molécules plus proches voisines vaut $d = \frac{1}{2}a\sqrt{2} = \frac{a}{\sqrt{2}}$, où a est le paramètre cristallin. D'après le tableau I.10, le calcul de d à 118,5 K donne 3,876 Å. L'aire occupée par une molécule dans le plan le plus dense

(111) vaut $A = \frac{a}{\sqrt{2}} \times \frac{a}{\sqrt{2}} \left(\frac{\sqrt{3}}{2} \right)$, soit approximativement 13,0 Å².

Phase solide	Système cristallin	Groupe d'espace	Paramètres de maille (Å)
HCl I	Cubique à faces centrées	Fm3m	$a = 5,482 \pm 0,001$ ($T = 118,5 \pm 0,2$ K)
HCl II	Orthorombique à faces centrées	Bb2 ₁ m	$a = 5,082 \pm 0,001$ $b = 5,410 \pm 0,001$ $c = 5,826 \pm 0,001$

Tableau I.10 : Paramètres de maille des phases cristallines de HCl d'après [55]

La phase cristalline basse température de DCl (phase II), isomorphe de HCl (phase II), est représentée sur la figure I. 8. Le cristal appartient au groupe d'espace $Bb2_1m$ et la maille élémentaire renferme 4 molécules. Il s'agit d'un réseau cristallin orthorhombique, les valeurs des paramètres cristallins sont regroupées dans le tableau I. 10. D'après Sandor et Farrow les molécules sont orientationnellement ordonnées dans cette structure. Celle-ci peut être considérée comme une superposition de plans parallèles à la direction (001) où les molécules forment des chaînes en zig-zag et parallèles. Dans un chaîne donnée, les molécules sont liées par des liaisons hydrogène.

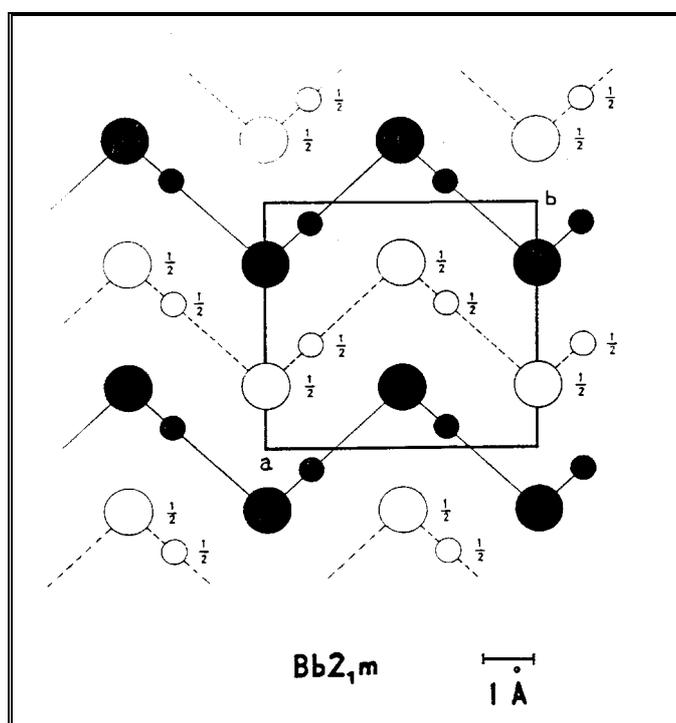


Figure I.9 : Structure de HCl orthorhombique reproduite d'après [53]

Dans le plan (001), les distances et angles sont les suivants :

liaison D-Cl	:	$1,25 \pm 0,02 \text{ \AA}$
distance Cl-Cl	:	$3,688 \pm 0,001 \text{ \AA}$
liaison hydrogène	:	$2,438 \pm 0,021 \text{ \AA}$
angle Cl-Cl-Cl	:	$93^\circ 31' \pm 2'$

Des observations spectroscopiques confirment l'existence d'une liaison hydrogène dans cette phase : la fréquence fondamentale d'élongation de la molécule est déplacée de 2889

cm^{-1} dans la phase gazeuse à $2707\text{-}2758 \text{ cm}^{-1}$ dans le cristal. Néanmoins la contribution de ces liaisons à la cohésion des phases condensées reste toujours nettement moins importante que pour les molécules telles que H_2O , HF ou NH_3 .

I.2.2.3 Propriétés thermodynamiques

Les propriétés thermodynamiques importantes pour notre étude sont résumées dans la tableau I.11. La pression de vapeur saturante de HCl solide est donnée par l'équation :

$$\log P(\text{Torr}) = -\frac{1012,08}{T(\text{K})} + 8,4430 \quad \text{pour } 115 < T < 163 \text{ K [45].}$$

Point triple	158,91 K (105,26 Torr)	[45]
Point critique	324,55 K	[45]
Point de fusion ($P_{\text{atmos.}}$)	159,05 K	[45]
Point d'ébullition ($P_{\text{atmos.}}$)	188,05 K	[45]
Chaleur latente de fusion (kcal.mole^{-1})	0,48	[45]
Chaleur latente de vaporisation (kcal.mole^{-1})	3,86	[45]

Tableau I.11 : Principales propriétés thermodynamiques du chlorure d'hydrogène

-
- [1] C. Kittel, *Physique de l'état solide*, 5^{ème} Ed. (Dunod Université, 1983)
- [2] K.H. Rieder, *Surf. Sci.* 118 (1982) 57
- [3] G. Brusdeylins, R.B. Doak, J.G. Skrofonik and J.P. Toennies, *Surf. Sci.* 128 (1983) 191
- [4] P. Cantini and E. Cevasco, *Surf. Sci.* 148 (1984) 37
- [5] D.R. Jung, M. Mahgerefteh and D.R. Frankl, *Phys. Rev. B* 39 (1989) 11164
- [6] V. Senz, *Diplomarbeit*, Max-Planck-Institut für Strömungsforschung (1996)
- [7] E. Perrot, M. Dayez, A. Humbert, O. Marti, C. Chapon and C.R. Henry, *Europhys. Lett.* 26 (1994) 659
- [8] J. Goniakowski and C. Noguera, *Surf. Sci.* 319 (1994) 68
- [9] G. Jura and C.W. Garland, *J. Am. Chem. Soc.* 74 (1952) 6033
- [10] D.T. Livey and P. Murray, *J. Am. Chem. Soc.* 39 (1956) 363
- [11] P.W. Tasker and D.M. Duffy, *Surf. Sci.* 137 (1984) 91
- [12] G.W. Watson, E.T. Kelsey, N.H. de Leeuw, D.J. Harris and S.C. Parker, *J. Chem. Soc. Faraday Trans.* 92 (1996) 433
- [13] M. Causà, R. Dovesi, C. Pisani and C. Roetti, *Surf. Sci.* 175 (1986) 551
- [14] W.C. Mackrodt, *Phys. Chem. Mineral.* 15 (1988) 228
- [15] Y. Park, E.E. Fullerton and S.D. Bader, *J. Vac. Sci. Technol. A* 13 (1995) 301
- [16] M.C. Wu, J.S. Corneille, C.A. Estrada, J.W. He and D.W. Goodman, *Chem. Phys. Lett.* 182 (1991) 472
- [17] C. Chapon, C.R. Henry and A. Chemam, *Surf. Sci.* 162 (1985) 747
- [18] D. Abriou, F. Creuzet and J. Jupille, *Surf. Sci.* 352/354 (1996) 499
- [19] C. Duriez, C. Chapon, C.R. Henry and J.M. Rickard, *Surf. Sci.* 230 (1990) 123
- [20] J.L. Robins, T.N. Rhodin and R.L. Gerlach, *J. Appl. Phys.* 37 (1966) 3893
- [21] S.S. Kim, S. Baik, H.W. Kim and C.Y. Kim, *Surf. Sci. Lett.* 294 (1993) L935
- [22] M. Prutton, J.A. Walker, M.R. Welton-Cook, R.C. Felton and J.A. Ramsey, *Surf. Sci.* 89(1979) 95
- [23] E.A. Colburn and W.C. Mackrodt, *Solid State Ionics* 8 (1983) 221
- [24] H. Nakamatsu, A. Sudo and S. Kawai, *Surf. Sci.* 194 (1988) 265
- [25] D. Ferry, J. Suzanne, V. Panella, A. Barbieri, M.A. Van Hove and J.P. Bibérian, *J. Vac. Sci. Technol. A* 16 (1998) 2261
- [26] J.P. Coulomb and O. Vilches, *J. Physique* 45 (1984) 1381
- [27] *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 75th Ed. (CRC Press Inc., 1994)

- [28] Y.S. Touloukian, R.W. Powell, C.Y. Ho and P.G. Klemens, *Thermophysical Properties of Matter*, Vol. 1/2 (Plenum Press, New-York, 1970)
- [29] P.C. Kemeny, *Appl. Opt.* 21 (1982) 2052
- [30] *Scintillator and Phosphor Materials*, edited by M.J. Weber, P. Lecoq, R.C. Ruchti, C. Woody, W.M. Yen and R.Y. Zhu, MRS Symposia Proceedings No. 348 (Materials Research Society, Pittsburgh, 1994)
- [31] N.E. Dorsey, *Properties of Ordinary Water Substances* (Oxford Clarendon Press, 1940)
- [32] F. Franks, *Water, a Comprehensive Treatise, The Physics and Physical Chemistry of Water*, Vol. 1 (Plenum Press, New-York, London, 1972)
- [33] F. Franks, *Water, a Comprehensive Treatise, Water in Crystalline Hydrates; Aqueous Solution of Simple Nonelectrolytes*, Vol. 2 (Plenum Press, New-York, London, 1972)
- [34] F. Franks, *Water, a Comprehensive Treatise, Aqueous Solution of Simple Electrolytes*, Vol. 3 (Plenum Press, New-York, London, 1973)
- [35] F. Franks, *Water, a Comprehensive Treatise, Aqueous Solutions of Amphiphiles and Macromolecules*, Vol. 4 (Plenum Press, New-York, London, 1975)
- [36] F. Franks, *Water, a Comprehensive Treatise, Water in Disperse Systems*, Vol. 5 (Plenum Press, New-York, London, 1975)
- [37] F. Franks, *Water, a Comprehensive Treatise, Recent Advances*, Vol. 6 (Plenum Press, New-York, London, 1979)
- [38] F. Franks, *Water, a Comprehensive Treatise, The Physics and Physical Chemistry of Water*, Vol. 7 (Plenum Press, New-York, London, 1982)
- [39] P.A. Thiel and T.E. Madey, *Surf. Sci. Rep.* 7 (1987) 211
- [40] D. Eisenberg and W. Kauzmann, *The Structure and Properties of Water* (Oxford University Press, New-York, 1969)
- [41] A. Gerschel, *Liaisons intermoléculaires, les forces mises en jeu dans la matière* (InterEditions et CNRS Editions, 1995)
- [42] F.A. Cotton, *Chemical Application of Group Theory* (Wiley-Interscience, New-York, 1971)
- [43] N.H. Fletcher, *The Chemical Physics of Ice* (Cambridge University Press, London, 1970)
- [44] R.W.G. Wyckoff, *Crystal Structures*, Vol. 1, 2nd Ed. (Wiley, New-York, 1963)
- [45] *CRC Handbook of Chemistry and Physics*, 79th Ed. (CRC Press Inc., 1998)

- [46] P. Jenniskens and D.F. Blake, *Science*, 265 (1994) 755
- [47] P. Jenniskens, S.F. Banham, D.F. Blake and M.R.S McCoustra, *J Chem. Phys.*, 107 (1997) 1232
- [48] W. Hagen, A.G.G. M. Tielens and J.M. Greenberg, *Chem. Phys.*, 56 (1981) 367
- [49] C.J. Gibbins, *Ann. Geophys.* 8 (1990) 859
- [50] Matsuo, S., H. Kuniyosih, Y. Miyake, *Science*, 145 (1964) 1454
- [51] *Encyclopédie des gaz, Air Liquide* (Elsevier, 1976)
- [52] J.C. Bailar, H.J. Emeleus, Sir R. Nyholm and A.F. Trotman-Dickenson, *Comprehensive Inorganic Chemistry*, Pergamon Press, Oxford (1973)
- [53] D.E. Stogryn and A. Stogryn, *Mol. Phys.*, 11 (1966) 371
- [54] J.M. Hutson and B.J. Howard, *Mol. Phys.*, 15 (1982) 769
- [55] E. Sandor and R.F.C. Farrow, *Nature*, 213 (1967) 171
- [56] E. Sandor and R.F.C. Farrow, *Nature*, 215 (1967) 1265
- [57] N. Niimura, K. Shimaoka, H. Motegi and D. Hoshino, *J. Phys. Soc. Jap.*, 32 (1972) 1019
- [58] A. Eucken and E. Karwart, *Z. Phys. Chem.*, 112 (1924) 467
- [59] W.F. Giaque et R. Wiebe, *J. Amer. Chem. Soc.*, 50 (1928) 101
- [60] K. Clusius, *Z. Phys. Chem.*, B3 (1929)