



**HAL**  
open science

## Analyse entropique du dosage de l'eau dans le refroidissement évaporatif

Stéphanie O.L. Lacour, Kouadio Alphonse Diango, Michel Feidt

### ► To cite this version:

Stéphanie O.L. Lacour, Kouadio Alphonse Diango, Michel Feidt. Analyse entropique du dosage de l'eau dans le refroidissement évaporatif. *Entropie: thermodynamique – énergie – environnement – économie*, 2022, 3 (1), 10.21494/ISTE.OP.2022.0829 . hal-04147591

**HAL Id: hal-04147591**

**<https://hal.science/hal-04147591>**

Submitted on 30 Jun 2023

**HAL** is a multi-disciplinary open access archive for the deposit and dissemination of scientific research documents, whether they are published or not. The documents may come from teaching and research institutions in France or abroad, or from public or private research centers.

L'archive ouverte pluridisciplinaire **HAL**, est destinée au dépôt et à la diffusion de documents scientifiques de niveau recherche, publiés ou non, émanant des établissements d'enseignement et de recherche français ou étrangers, des laboratoires publics ou privés.



Distributed under a Creative Commons Attribution - NonCommercial - NoDerivatives 4.0 International License

# Analyse entropique du dosage de l'eau dans le refroidissement évaporatif

## Entropy analysis in spray cooling for dosing water injection

Stephanie O.L., Lacour<sup>1</sup>, Kouadio Alphonse Diango<sup>2</sup>, Michel Feidt<sup>3</sup>

<sup>1</sup> Université Paris-Saclay, Laboratoire INRAE-FRISE, Antony, France, stephanie.lacour@inrae.fr

<sup>2</sup> Institut National Polytechnique Felix Houphouet-Boigny INP-HB, Yamoussoukro, Cote d'Ivoire

<sup>3</sup> Université de Lorraine, Laboratoire LEMTA, Nancy, France

**RÉSUMÉ.** Les sprays permettent d'améliorer le refroidissement par air des sources de chaleur en électronique, métallurgie ou dans les procédés industriels. La technique repose sur l'évaporation de gouttes d'eau dans l'air et sur la surface chauffante. Même lorsque les tailles de gouttes sont très petites, l'évaporation à l'intérieur d'un spray injecté dans un tunnel reste limitée et inférieure aux limites de saturation. Dans cet article, on décrit l'évolution des termes d'énergie dans un mélange d'air et d'eau liquide en train de s'évaporer. On montre que l'équilibre chimique spontané correspond au maximum d'entropie, c'est à dire à un état intermédiaire dans lequel l'évaporation n'est pas complète. Les résultats sont comparés à des valeurs expérimentales mesurées dans une soufflerie en aval d'un spray. Les valeurs calculées sont un majorant des observations et les écarts sont discutés pour les différents paramètres étudiés, qui sont la quantité d'eau injectée, la température sèche et l'humidité ambiante. L'approche numérique est ensuite inversée de façon à pronostiquer la quantité d'eau nécessaire pour atteindre une valeur cible de refroidissement. Cette approche inversée permet ainsi de doser un minérant de l'injection d'eau nécessaire pour refroidir un flux d'air en fonction des conditions d'entrée de l'écoulement.

**ABSTRACT.** Spraying water in air improves air-cooling capacity, which then relies on the evaporation of water. Even for small drop sizes, literature reports that the evaporation remains limited inside the spray and below saturation limits. In this article, we describe the evolution of thermodynamic quantities in a mixture of air and evaporating liquid water. A complete and coherent formulation is used to express enthalpy, entropy and chemical potential. At constant enthalpy, we show that the chemical equilibrium corresponds to an intermediate state in which droplet evaporation is not complete and entropy is maximum under certain conditions. Results are compared with some experimental values measured in a wind tunnel downstream of a spray. The calculated values are consistent with observations. Cooling efficiency is discussed for the various parameters, which are the amount of water, air temperature and ambient humidity. Then, the numerical approach is inverted in order to forecast the amount of water needed to reach a target cooling temperature. This numerical approach is used to set water flow depending on inlet flow conditions and cooling objectives.

**MOTS-CLÉS.** Refroidissement évaporatif, maximisation d'entropie, réversibilité des processus, dosage de l'eau.

**KEYWORDS.** Evaporative cooling, maximum of entropy, mixing vapours, irreversibility of process, dosing water.

## Introduction

La brumisation est un procédé qui consiste à injecter des gouttes d'eau dans un écoulement d'air afin de refroidir l'air ou l'eau. Très utilisée pour rafraîchir des ambiances en été, la brumisation se pratique également dans les procédés de traitement de l'air, à des fins d'humidification ou pour refroidir des éléments chauffants comme les condenseurs de climatisation.

Sensible aux conditions climatiques, l'efficacité de la brumisation a été largement étudiée, par exemple par Guan et al. dans [1] pour estimer son potentiel de refroidissement évaporatif de l'air dans différentes régions de l'Australie. Les travaux de Farmahani-Farahani et al. dans [2] et [3] complètent cette analyse en apportant des éléments sur les rendements exergétiques du procédé. Contrairement à Santos et al. dans [4] qui obtient des efficacités exergétiques proches de 1, Farmahani-Farahani et al. rapportent des valeurs de rendement exergétiques beaucoup plus modérées. Les différences tiennent notamment aux définitions des rendements exergétiques, dont les diverses formulations sont analysées en détail par Ratlamwala et Dincer dans [5]. En effet, l'efficacité des procédés évaporatifs, qu'elle soit énergétique ou exergétique, varie selon qu'on se base sur la température de saturation ou sur l'enthalpie.

Si les différents paramètres qui influent sur les rendements évaporatifs ont été étudiés, comme le rapport massique air/eau dans Lemouari et al. [6], la taille des gouttes et le sens d'injection dans Tissot et al. [7], la distance dans Montazeri et al. [8], peu d'éléments théoriques permettent d'estimer a priori l'ordre de grandeur de l'efficacité évaporative. Pourtant, les observations expérimentales suggèrent que le mélange d'air et de gouttes réalisés dans une veine d'essai atteignent rapidement une valeur d'équilibre à partir de laquelle l'évaporation devient très lente, bien que la teneur en vapeur soit éloignée de la valeur de saturation ([7], [9], [10]). Les simulations numériques confirment ce blocage évaporatif qui semble correspondre à un équilibre entre les aspects mécanique, thermique et chimique présents dans le mélange air-eau ([8], [11]).

L'approche exergetique permet de bien distinguer les 3 mécanismes à l'oeuvre pendant l'évaporation d'un air brumisé. Traditionnellement, on considère que le mélange air humide et eau liquide s'écarte de l'idéalité du fait de la présence de gradients de vitesse, température et concentration à l'intérieur du mélange. Ainsi, Smrekar et al. dans [12] utilise l'entropie et sa distribution topologique pour optimiser l'efficacité de refroidissement d'une tour aérorefrigérante. Dans nos travaux, on suppose l'idéalité du mélange, ce qui correspond à un spray de très petites gouttes injectées dans un écoulement d'air. On reprend les expressions détaillées de l'enthalpie, des potentiels chimiques et du travail de pression pour étudier l'entropie du mélange à l'intérieur d'un conduit d'air. On en tire des informations sur les équilibres mécaniques, chimiques et thermiques au cours de cette transformation isochore. L'expression de l'équilibre chimique coïncide avec le maximum d'entropie de mélange et s'exprime à partir des conditions opératoires du mélange. On montre que l'équilibre chimique majore les relevés expérimentaux relatifs au blocage évaporatif. L'approche, par inversion, permet d'obtenir un minorant permettant de doser le débit à injecter pour un refroidissement cible.

## 1. Evolution des grandeurs thermodynamiques pendant l'évaporation

### 1.1. Données d'entrée

On considère une veine d'essai dans laquelle on introduit de l'air humide. On injecte de l'eau à l'aide d'une buse générant de très petites gouttes monodisperses. On connaît le flux volumique d'air  $V_{ai}$ , ainsi que sa température  $T_{ai}$  et son humidité, et la quantité  $m_{wl}$  et température de l'eau à l'injection  $T_{wi}$ . A partir de ces grandeurs, on peut calculer les nombres de moles mises en jeu dans le mélange, qui sont exprimées par unité de temps. Le nombre total de mole se conserve et on a :

$$n_t = \sum_i n_i = n_{as} + n_{wg} + n_{wl} = n_{as} + (n_{wg} + x) + (n_{wl} - x) \quad (1)$$

On note également  $n_g = n_{as} + n_{wg}$  qui fait référence au nombre de moles à l'état gazeux dans le système. Enfin, pour alléger les écritures, on introduit aussi les notations suivantes :

$$L_{vap} = h_{wg}^0(T) - h_{wl}^0(T) \quad \text{et} \quad S_{vap} = S_{p,wg}^0(T) - S_{p,wl}^0(T)$$

La capacité calorifique du mélange, qu'on suppose constante au cours de la transformation, et la température de mélange sont calculées à partir de :

$$C_{p,m} = \frac{n_{as}.C_{p,as} + n_{wg}.C_{p,wg} + n_{wl}.C_{p,wl}}{n_t} \quad T_m = \frac{(n_{as}.C_{p,as} + n_{wg}.C_{p,wg}).T_{ai} + n_{wl}.C_{p,wl}.T_{wi}}{n_t C_{p,m}}$$

Le mélange d'air et d'eau liquide subit des processus de transformation thermiques (refroidissement), mécaniques (évolution de la pression du gaz, fragmentation et mélange des gouttes) et chimiques (évaporation du liquide) entre les phases et les composants du mélange avant de tendre vers l'équilibre ([5],[13]). Lorsqu'on procède à un tel mélange dans une veine d'essai, celui-ci subit ces transformations dans un espace contraint spatialement par la géométrie du conduit : les transformations sont donc globalement isochores tant que la section du tunnel ne varie pas.

Dans l'établissement des équations, on suppose que le volume d'air et les gouttes d'eau sont parfaitement mélangés à l'entrée du domaine d'étude. Les vitesses des phases étant supposées homogènes, le temps et l'espace sont directement reliés par la vitesse de circulation des masses d'air et d'eau. On peut ainsi utiliser une approche stationnaire ou quasi-statique pour décrire l'évolution thermo-chimique du mélange. On représente l'interface liquide-gaz par les concentrations molaires des deux phases. Ceci suppose une taille *molaire* des gouttes, soit une hypothèse d'idéalité. Comme le mélange n'est pas à l'équilibre dans son état initial, l'évaporation de l'eau liquide se produit spontanément. Les transferts chimique (évaporation), thermique (refroidissement) et mécanique (pression) dans le milieu sont couplés.

Ce système est un mélange à deux composés (air sec  $as$  et eau  $w$ ) où l'eau se retrouve sous deux phases, liquide  $wl$  et vapeur  $wg$ . La relation de Gibbs-Duhem montre que le nombre de degré de liberté pour un mélange à  $n=2$  composés et  $p=2$  phases est  $n+2-p$ , soit 2 si on suppose l'équilibre([14]). On ramène donc les équations d'état du mélange aux 2 variables  $T$ , la température du mélange et  $x$  la quantité molaire de liquide évaporée et on étudie les termes d'énergie de ce mélange.

## 1.2. Décomposition des processus

Après fragmentation de l'eau liquide en gouttes, celles-ci se mêlent au gaz pour atteindre un état où le mélange est supposé parfait et homogène. L'évaporation démarre et  $x$  moles d'eau liquide passent ainsi de l'état liquide à l'état gazeux pendant que la température diminue. Les masses totales d'air et d'eau sont conservées mais la quantité d'eau évolue dans chaque phase. On décrit dans ce qui suit les variables thermodynamiques associées au mélange et à son évolution. Pour étudier les irréversibilités dans le refroidissement, on décompose les transformations physico-chimiques en introduisant quatre étapes fictives intermédiaires. Cette démarche permet d'exprimer les enthalpies, entropies et potentiels chimiques à chaque étape.

- \* E Evaporation : dans cette étape,  $x$  moles d'eau liquide s'évaporent provoquant une expansion du volume gazeux. Pression et température restent constantes mais une variation fictive du volume de gaz s'opère qui compense la variation de mole du mélange gazeux : les gouttes sont entourées d'une boule de vapeur à la même pression que l'air et qui correspond à un volume  $V_x$  qui s'ajoute au volume initial  $V_g$  de gaz.
- \* A Mélangeage des gaz : dans cette étape la vapeur autour des gouttes se diffuse dans tout le volume de gaz. La loi des mélanges imparfaits de gaz parfaits, ou loi d'Amagat, permet d'établir ce terme de mélangeage des gaz. Il n'y a aucun changement du volume total, qui reste la somme du volume de gaz initial et du volume de vapeur fraîchement émise. On observe aucune modification de composition, ni de température ou de pression. Mais il existe une production d'entropie sur cette étape : c'est l'entropie de diffusion des constituants. Au terme de cette étape, les concentrations respectives de gaz et de liquide sont modifiées, ce qui fait varier le potentiel chimique.
- \* C Compression isentropique : le volume  $V_x + V_g$  est ramené au volume initial de la veine  $V_g$  par une

compression isentropique. La composition du mélange reste constante, tandis que volume, température et pression varient selon la loi de Laplace. L'enthalpie du mélange varie également ainsi que le potentiel chimique du fait des changements de pression dans le gaz.

\* R Refroidissement : dans cette étape, la température du mélange ainsi que la pression diminuent pour atteindre  $T_r$  et  $P_r$ , tandis le volume et la composition du mélange restent constants. L'enthalpie du mélange varie également ainsi que le potentiel chimique du fait des changement de pression du gaz.

Ces étapes étant détaillées, il devient possible de calculer pour chacune d'entre elles les énergie de transformations. Ces transformations impliquent des variations quantifiables de volume, de pression, de composition ou de température qui se répercutent sur l'entropie, l'enthalpie et le potentiel chimique du mélange. On fait l'hypothèse que la loi des gaz parfaits s'applique à chaque étape pour le gaz et le volume de la phase liquide est négligé. Mais pour faire le bilan, il faut introduire le potentiel chimique, dont l'expression est détaillée ci-après.

### 1.3. Potentiel chimique

Quelques rappels de thermochimie sont effectués ici pour rapprocher nos équations des formules conventionnelles de l'air humide. En effet, la réaction d'évaporation n'est pas à proprement parler une réaction chimique mais un changement d'état. Néanmoins, la notion de potentiel chimique s'applique aussi à cette transformation, ainsi que le précise Bejan dans [15] dans l'évaluation de l'exergie appliquée à l'air humide. En effet, le potentiel chimique des substances pures réactantes (eau liquide et vapeur d'eau) découle des enthalpies et entropies de formation de ces substances selon :

$$\mu_i^{pure} = h_i^0(T) - TS_i^0(T) \quad (2)$$

En mélange, les concentrations des constituants interviennent ([16]). Ce rôle est décrit pour un gaz parfait (vapeur) et pour une solution idéale très diluée (eau liquide).

$$\begin{aligned} \mu_{wg}(T, P, c_{wg}) &= \mu_{wg}^{pure}(T) + RT \log \frac{P}{P_0} + RT \log c_{wg} + RT \log \phi \\ \mu_{wl}(T, P, c_{wl}) &= \mu_{wl}^{pure}(T) + RT \log c_{wl} \end{aligned}$$

Pour l'air humide,  $K(T)$ , la constante d'équilibre d'évaporation dépend de la température selon la loi générale  $\log K(T) = A - B/T$  ([15]). Les paramètres de cette relation  $A = S_{vap}/R$  et  $B = L_{vap}/R$  sont reliés aux enthalpies et entropies de formation. Le potentiel chimique d'une substance pure exprime cette relation d'équilibre.

Les termes de concentration dans les logarithmes correspondent au quotient réactif  $Q_r$  : ce dernier fait le rapport entre les concentrations des produits sur les réactifs. Pour l'air humide seul, la concentration de vapeur s'écrit en fonction de la pression partielle de vapeur, avec  $\log c_{wg} = \log P_v/P$ . En égalisant le quotient réactif  $Q_r$  avec la constante d'équilibre  $K(T)$ , on retrouve la loi de pression de vapeur saturante de l'air humide, mais on ne prend pas en compte la présence de liquide.

Pour le mélange biphasique, l'effet de l'eau liquide apparaît à travers le terme de dilution d'une solution idéale  $RT \cdot \log(c_{wl})$ . L'humidité de l'air intervient dans la concentration de vapeur  $RT \cdot \log(c_{wg})$ . La présence de ces deux termes modifie la position de l'équilibre chimique.

L'analyse de l'équilibre thermochimique montre que l'ajout d'eau liquide dans le mélange fait progresser l'évaporation tandis que l'ajout de vapeur d'eau fait régresser la réaction. L'air sec, inerte, n'a pas d'impact sur l'équilibre réactif. Le quotient réactif n'apparaît pas dans l'exergie, qui repose sur l'analyse de l'état d'équilibre du mélange par rapport à l'environnement. La formulation exergetique suppose implicitement l'évaporation complète de l'eau liquide jusqu'à saturation de l'air ([15],[17],[13]) car l'atteinte de l'équilibre se fait sans restriction sur le volume d'air disponible pour la réaction.

Le terme en  $\phi$  est un terme de fugacité qui représente les effets dissipatifs du mélangeage : il est ici décrit avec la loi d'Amagat dans la section relative à l'entropie.

Le potentiel chimique du mélange s'écrit donc :

$$(\mu_{wg} - \mu_{wl}).dx = L_{vap} - TS_{vap} + RT \log \left( \frac{n_{wg} + x}{n_{wl} - x} \right) + R.T \log \left( \frac{P}{P_i} \cdot \phi \right) \quad (3)$$

Le potentiel chimique intègre la loi de pression de vapeur saturante, par l'intermédiaire de termes d'entropie et d'enthalpie de formation des substances pures. Les formules de l'air humide, utilisées dans la littérature exergetique, sont modifiées pour intégrer la concentration d'eau liquide car la thermochimie indique que ce terme joue un rôle dans la position de l'équilibre chimique.

#### 1.4. Enthalpie

L'enthalpie du mélange varie pendant l'étape d'évaporation ( $dh_e = L_{vap}.dx$ ) du fait de l'évolution de composition. Au cours du refroidissement elle varie du fait de l'évolution des températures selon ( $dh_r = n_t.C_{pm}.dT$ ). Elle varie également pendant la compression isentropique et vaut  $dh_c = V.dP_c$ . L'expression de ce terme est déduite de la loi de Laplace  $PV^\gamma = c^{ste}$ , où  $\gamma=7/5$  est l'indice isentropique de l'air, gaz supposé diatomique.

#### 1.5. Entropie

L'entropie du mélange varie pendant l'étape d'évaporation  $ds_e = S_{vap}.dx$  par composition. Elle varie aussi pendant l'étape de diffusion des gaz. En effet, la pression partielle de vapeur varie de  $P_{wg}$  pour la vapeur initiale et  $P_g$  pour la vapeur fraîche à  $P_{wg+x}$  pour la vapeur finale : ce processus génère une entropie de diffusion, correspondant à la mise à l'équilibre des pressions partielles dans un volume fini. Elle s'écrit, selon Amagat (voir [14]) avec :

$$s_d = -R \sum_i c_i \log \frac{P_i}{P} \quad \text{et} \quad s_p = -R \sum_i c_i \log \frac{P}{P_{i,initial}} \quad (4)$$

En dérivant, on obtient  $ds_{p+d} = -R. \log x/(x + n_g)$  pour ce terme. Ce terme est assimilé au terme de fugacité dans l'équation du potentiel chimique et caractérise des irréversibilités de mélange dans le gaz. L'entropie ne varie pas pendant l'étape de compression mais elle change au cours du refroidissement, du fait des variations de température ( $ds_{r,T} = n_t.C_{pm}.dT/T$ ) et de pression ( $ds_{r,P} = -Rn_g.dP/P$ ). Enfin, les variations de concentrations et de pression du gaz, qui interviennent dans l'expression du potentiel chimique, contribuent aussi à la variation de l'entropie du mélange. Ces contributions  $ds_{qr}$  et  $dS_{logP}$  assurent l'équilibre du mélange et sont détaillées dans le bilan énergétique du mélange.



## 1.6. Bilan énergétique du mélange

L'énergie interne du système  $dU$  vaut  $-P.dV + T.dS + (\mu_g - \mu_l).dx$  tandis que l'enthalpie du système  $dH$  vaut  $V.dP + T.dS + (\mu_g - \mu_l).dx$  ([16]). Le système fait donc intervenir des quantités qui sont liées à l'équilibre mécanique (pression :  $V.dP$  et  $P.dV$ ), thermique (refroidissement :  $n_t.C_{p,m}.dT$ ) et chimique. L'ensemble de ces termes sont détaillés dans le tableau 1.1 pour chacune des étapes proposées. Ce tableau 1.1 permet de vérifier que les transformations correspondent à un équilibre global par l'annulation terme à terme des expressions thermiques, chimique et mécanique.

**Tableau 1.1.** Récapitulatif des termes d'énergie applicables au mélange en condition d'équilibre

	$dH$	$V.dP$	$T. [dS]$	$(\mu_g - \mu_l).dx$
(E)	$L_{vap}dx$	0	$T[S_{vap}dx]$ $T[ds_{qr}] \rightarrow$	$(L_{vap} + T.S_{vap})$ $+RT \log \frac{n_{wg}+x}{n_{wl}-x}$
(A)			$T[-R \log \frac{x}{n_g+x} dx]$	$\leftarrow RT \log \phi$
(C)	$\gamma RT \left[ \frac{n_g+x}{n_g} \right]^{\gamma-1}$	$\gamma RT \left[ \frac{n_g+x}{n_g} \right]^{\gamma-1}$	$T[ds_{logP}] \rightarrow$	$RT \gamma \log \frac{n_g+x}{n_g}$
(R)	$n_t C_{p,m} dT$	$R(n_g + x)dT$	$T. [n_t C_{p,m} \frac{dT}{T}]$ $T [-R(n_g + x) \frac{dT}{T}]$ $T.[ds_{logP}] \rightarrow$	$RT \log \frac{T}{T_i} \cdot \left[ \frac{n_g}{n_g+x} \right]^{\gamma-1}$

L'hypothèse d'équilibre global du mélange permet de croiser l'entropie et le potentiel chimique. Ainsi, on met en évidence que le transfert de masse induit des irréversibilités qui agissent sur la réaction d'évaporation. Or, la cinétique d'évaporation dépend largement de la diffusion de la vapeur. Ici, cette cinétique de diffusion est traitée avec le modèle d'Amagat décrivant le mélangeage imparfait de gaz parfaits : la diffusion correspond au processus d'équilibrage des pressions partielles de vapeur. Mais la diffusion des gaz ne permet pas à elle seule de caractériser les irréversibilités du transfert entre phases. Comme la thermochimie nous indique que la concentration de la phase liquide joue un rôle dans l'équilibre chimique, les termes de concentration et de variation de pression du potentiel chimique s'ajoutent dans l'entropie pour satisfaire l'hypothèse d'un équilibre global. Les phénomènes de blocage d'évaporation, évoqués en introduction, laissent supposer que ce blocage pourrait être d'origine chimique, hypothèse que nous développons dans la suite.

## 1.7. Position de l'équilibre chimique

Le froid évaporatif est un processus adiabatique, sans échange de chaleur avec l'extérieur. Mais l'entropie du mélange augmente du fait des phénomènes de diffusion. Cette production d'entropie est donc assurée par des échanges thermiques internes. La variation d'entropie est nulle quand le mélange atteint le maximum d'entropie, ce qui marque la fin des processus de diffusion. En ce point, le blocage chimique apparaît. Le mélange atteint alors un état d'équilibre entropique et chimique. Ce point d'équilibre est entièrement déterminé par les 2 conditions  $\mu_{wg} - \mu_{wl} = 0$  et  $dS = 0$ . En découplant les variables et en posant  $\beta = L_{vap}/(n_t C_{pm} - Rn_g)$ , ce système à deux équations et deux inconnues se réduit à :

$$T = T_m - \beta * x \quad (5)$$

$$0 = L_{vap} - S_{vap} \cdot (T_m - \beta x) - R \cdot (T_m - \beta * x) \log \left[ \frac{n_{wg} + x}{n_{wl} - x} \cdot \frac{T_m - \beta * x}{T_m} \cdot \frac{x}{n_g} \right] \quad (6)$$

Pour des conditions initiales documentées, la racine de l'équation 6 est déterminée numériquement, dans nos calculs avec un solveur d'équation du logiciel R ([18]). Cette racine exprime la quantité d'eau évaporée à l'équilibre chimique et entropique. Il dépend des quantités relatives d'air, de vapeur et d'eau injectée.

## 1.8. Optimisation du dosage

On a vu dans les sections précédentes que la cinétique d'évaporation dépend de la quantité d'eau liquide injectée. Par une approche inverse, on souhaite évaluer la quantité d'eau nécessaire pour atteindre une température cible de refroidissement,  $T_{cible}$ , qu'on suppose être la température d'équilibre chimique et entropique. L'utilisateur averti sait que  $T_{cible}$  est comprise entre la température initiale de mélange et la température de saturation adiabatique. Connaissant  $T_{cible}$ , la quantité à évaporer  $x$  pour atteindre l'équilibre entropique et chimique se déduit de l'équation 5. On suppose que la température d'injection d'eau  $T_{wl}$  est égale à la température d'air  $T_{air} = T_m$ , ce qui simplifie la résolution. L'équation 6 permet d'exprimer  $n_t = n_g + n_{wl}$  où le nombre de mole d'eau liquide initial est inconnu.

$$n_{wl} = x \cdot \frac{L_v}{C_{p,wl} \cdot (T_m - T_{cible})} - \frac{n_{as} \cdot C_{p,as} + n_{wg} \cdot C_{p,wg} - R \cdot n_g}{C_{p,wl}} \quad (7)$$

En injectant dans l'équation de l'équilibre chimique, on obtient une relation qui ne dépend plus que du nombre de mole d'eau liquide à évaporer :

$$0 = x^2 \cdot T_{cible} + x \cdot \left( n_{wg} \cdot T_{cible} + \alpha n_g \cdot T_m - \frac{L_{vap} n_g T_m \alpha}{C_{p,wl} (T_m - T_{cible})} \right) - \frac{R - C_{p,g}}{C_{p,wl}} \cdot n_g^2 \cdot T_m \cdot \alpha \quad (8)$$

$$\alpha = \exp \left( \frac{S_{vap}}{R} - \frac{L_{vap}}{R \cdot T_{cible}} \right)$$

Le solveur d'équation permet de trouver la racine de cette équation dont l'expression analytique du second degré en  $x$  n'est pas établie ici. La racine solution définit la masse d'eau liquide, dont l'évaporation permet d'atteindre la température cible et l'équation 7 permet de déterminer la quantité d'eau à injecter pour y arriver. Ce dosage intègre des irréversibilités de mélange qui amputent l'efficacité du refroidissement évaporatif par rapport à la saturation adiabatique.

## 2. Résultats

### 2.1. Etude de l'évaporation sur un cas de référence

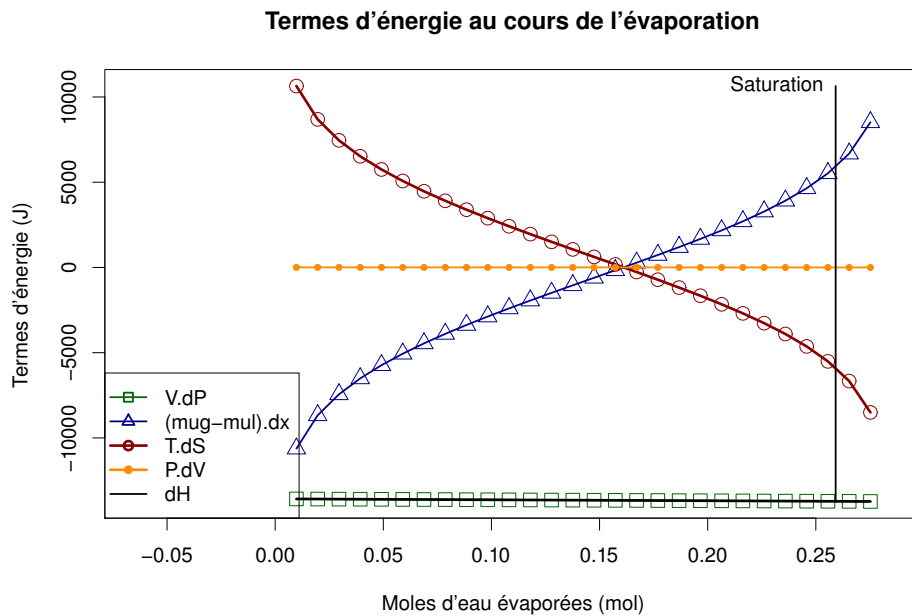
Pour se fixer les idées, on raisonne autour d'un cas de référence dont les conditions sont détaillées dans le tableau 2.2 et qui constitue un cas pivot autour duquel sont menées des analyses de sensibilité.



**Tableau 2.2.** Données correspondant au cas de référence

$T_{ai}$	$HR_a$	$P_{ref}$	$V_{gaz}$	$M_{wl}$	$T_{wl}$
°C	(%)	Pa	$m^3$	kg	°C
30	40	101 325	1	0.004	20

Pour ce cas, on calcule les différents termes du tableau 1.1 en fonction de  $x$ , nombre de mole évaporée. Ces évolutions sont représentées sur la figure 1. En orange, on observe le travail associé au terme  $-P.dV$ . Ce terme évolue dans l'étape d'évaporation (modification du volume associée à l'augmentation du nombre de moles dans le gaz) et pendant l'étape de compression : La somme de ces 2 termes est négligeable dans le bilan d'énergie. En vert, on visualise le terme de pression, beaucoup plus négatif que le travail et peu sensible à l'évaporation : la pression du mélange diminue du fait du refroidissement. Sa dérivée est quasiment constante au long du processus évaporatif. Le potentiel chimique, en bleu, est négatif au début de l'évaporation. Puis il s'annule, ce qui marque le blocage du processus évaporatif. Au-delà de ce point, la réaction d'évaporation n'est plus spontanée.

**Figure 1.** Evolution des termes d'énergie au cours du processus d'évaporation dans le mélange

La courbe rouge figure la dérivée de l'entropie, qui s'annule au même point que le potentiel chimique. L'entropie correspondant à cet état est maximale. Comme le terme de variation d'entropie est nul, le refroidissement est adiabatique en ce point. Le point d'équilibre entropique et chimique se correspondent. Ils sont atteints avant l'état de saturation adiabatique : ce dernier état ne peut être atteint sans échange avec l'environnement, seul moyen de poursuivre une réaction d'évaporation qui n'est plus spontanée après le point d'équilibre.

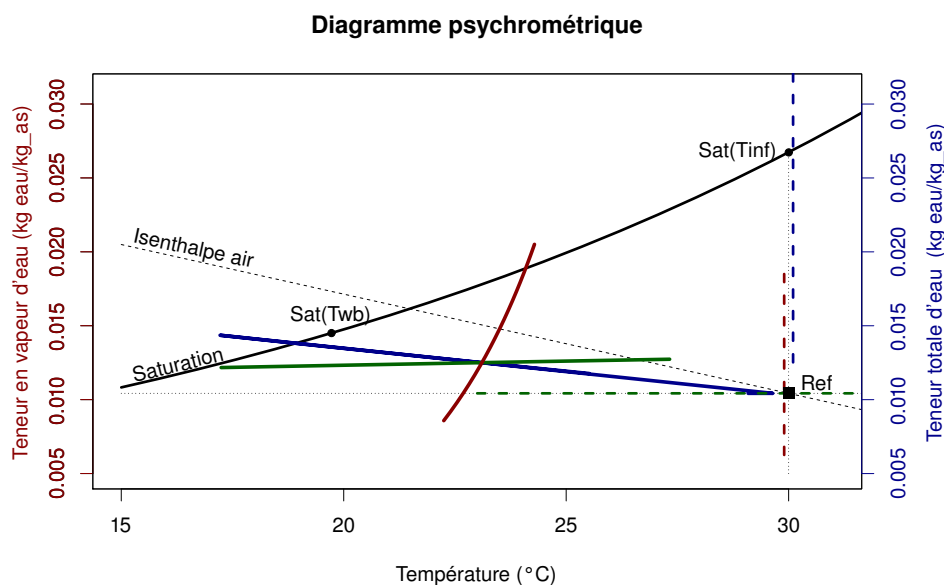
Un mélange diphasique air et eau liquide se refroidit adiabatement par évaporation d'eau. En incluant les irréversibilités de diffusion dans le bilan d'énergie du mélange, on montre que ce dernier peut atteindre un état d'équilibre chimique et thermique avant le point de saturation adiabatique. Le processus d'évaporation se bloque du fait de termes dissipatifs liés aux transferts de masse : le point de saturation ne peut être atteint. Ces effets pénalisent ainsi l'efficacité de brumisation, qui est le plus souvent calculée par rapport à la saturation. Dans notre modèle, les termes dissipatifs sont associés à la mise en équilibre

des pressions partielles de vapeur et à l'action des variations de pression et de concentrations dans le mélange.

## 2.2. Etude de l'équilibre chimique

La position de l'équilibre chimique du système est atteinte avant la saturation de l'air pour notre cas de référence. Plus généralement, la position de l'équilibre dépend des conditions opératoires dans lesquelles s'effectue le mélange. Sur la figure 2, on représente dans le diagramme psychrométrique les positions d'équilibre calculées en faisant varier les conditions opératoires : en vert pointillé, on fait varier la température d'air, en rouge pointillé, l'humidité de l'air et en bleu pointillé, la quantité d'eau liquide injectée. Les courbes en traits pleins représentent l'évolution correspondante du point d'équilibre chimique.

Le croisement des 3 courbes correspond à la solution obtenue pour le cas de référence. Si on augmente la température d'air, les quantités d'eau évaporée augmentent : ceci s'observe sur le ratio d'humidité de la courbe verte, qui augmente avec la température. Si on augmente l'humidité de l'air, le refroidissement diminue : la température d'équilibre de la courbe rouge s'élève avec la teneur en eau. En augmentant la quantité d'eau injectée, on améliore le refroidissement : la température diminue quand on augmente l'injection d'eau.



**Figure 2.** Etude de l'équilibre chimique dans le diagramme psychrométrique

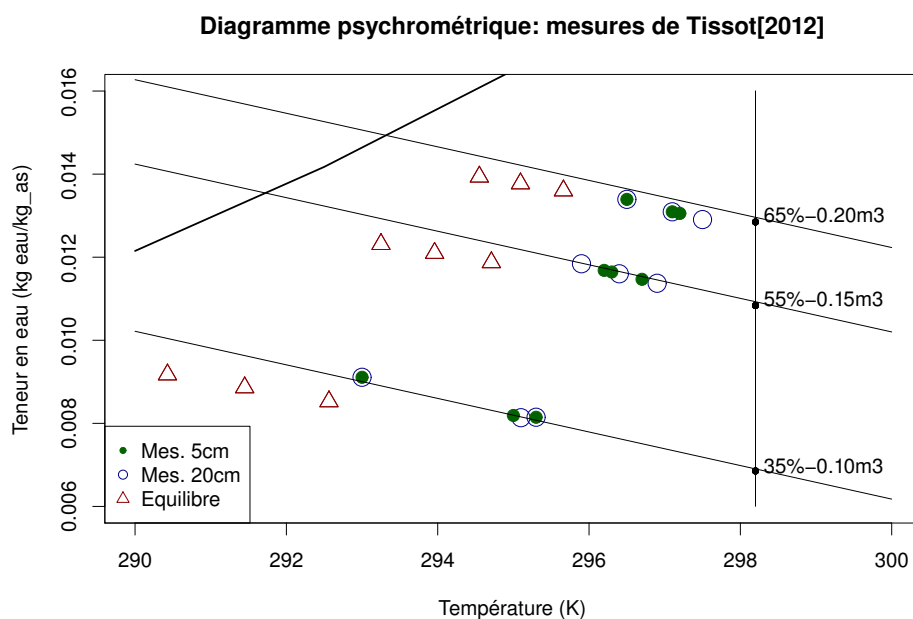
La courbe bleue ne suit pas tout à fait l'isenthalpe de l'air. L'écart vient de ce que l'augmentation de la quantité d'eau entraîne :

- une diminution de la température de mélange : on refroidit aussi parce que l'eau injectée est plus froide que l'air. L'effet de prérefroidissement par l'eau liquide est d'autant plus sensible que la quantité d'eau injectée est grande.
- une variation de la chaleur calorifique du mélange : la pente de l'isenthalpe est calculée sur la base de la chaleur calorifique de l'air sec, qui est plus faible que celui de l'eau. La chaleur calorifique du mélange augmente avec la quantité d'eau liquide.

L'enthalpie du mélange diverge de celle de l'air lorsqu'on augmente la quantité d'eau liquide injectée et le refroidissement de l'air s'améliore.

### 2.3. Comparaison à des relevés expérimentaux

Sur la figure 3, on reporte dans le diagramme psychrométrique les mesures publiées dans [7] : les marques vertes et bleues correspondent à ces mesures faites à deux positions différentes dans une veine d'essai. La proximité des deux mesures révèlent bien l'existence du blocage chimique. En rouge, on fait figurer les points d'équilibre chimiques : ils sont calculés en supposant que le conduit est à pression atmosphérique car les relevés de mesure ne précisent pas les valeurs de pression.



**Figure 3.** Comparaison des positions d'équilibres calculées avec les mesures publiées dans Tissot(2012)

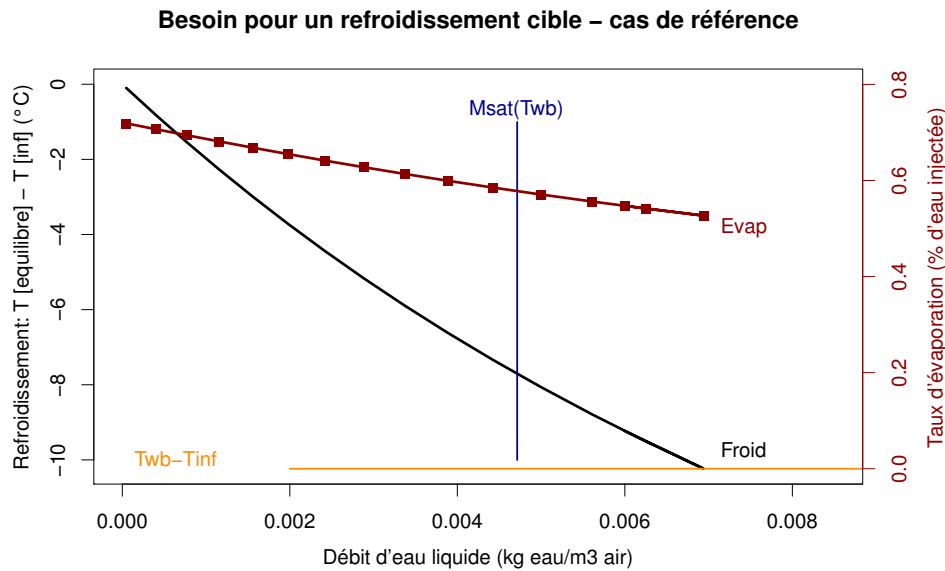
On observe ainsi qu'avec les valeurs calculées, le refroidissement est surestimé mais les tendances d'une condition opératoire à une autre sont bien reproduites. La position d'équilibre donne donc un majorant de l'efficacité de refroidissement. Diverses imperfections (incertitudes de mesures, hétérogénéités dans le mélange, taille des gouttes) peuvent expliquer que l'optimum d'équilibre ne soit pas atteint ou diffère du fait des hypothèses simplificatrices (mélange imparfait de gaz parfaits, idéalité du mélange, compression isentropique...) dans notre approche.

### 2.4. Dosage de l'eau pour un refroidissement cible

L'équation 6 permet de majorer le refroidissement atteint dans une veine d'essai dans laquelle un écoulement d'air est brumisé. L'inversion de cette expression dans l'équation 8 peut donc servir à exprimer la quantité d'eau minimale à injecter pour atteindre une valeur cible de refroidissement. On représente sur la figure 4 par la courbe noire la température atteinte à l'équilibre chimique en fonction de la quantité d'eau injectée pour le cas de référence.

Le refroidissement de l'air admis dans la veine augmente avec le débit d'eau. L'évaporation de l'eau

est toujours partielle, du fait du blocage chimique. Si on injecte exactement le débit de saturation adiabatique  $M_{wl,sat}(T_{wb})$ , le refroidissement est de l'ordre de  $8^{\circ}\text{C}$  alors que le potentiel de refroidissement dépasse  $10^{\circ}\text{C}$ . Il est nécessaire de mettre un excès d'eau pour obtenir les 2 degrés de refroidissement supplémentaire. Dans ce cas, le taux d'évaporation, représenté par la courbe rouge, diminue avec l'excès d'eau, même si le refroidissement s'améliore.



**Figure 4.** Refroidissement atteint à l'équilibre chimique en fonction de la quantité d'eau injectée par la brumisation

### 3. Conclusion

Dans cet article, on étudie les variables thermodynamiques caractéristiques d'un air brumisé utilisé pour faire du refroidissement évaporatif. On détaille les expressions de l'enthalpie, du potentiel chimique et de l'entropie pour un mélange d'air et d'eau liquide, supposé idéal, dans un environnement isochore. L'analyse du potentiel chimique du mélange montre que l'évaporation des gouttes dans l'air se produit bien spontanément. Mais la réaction d'évaporation se bloque avant d'atteindre la saturation adiabatique, dans un état qui correspond à un équilibre local chimique et thermique du mélange (maximum d'entropie et annulation du potentiel d'évaporation). On montre qu'une évaporation totale du spray est impossible du fait des irréversibilités dans les transferts de masse de liquide à vapeur. La position de l'équilibre chimique varie en fonction des conditions opératoires du mélange : les tendances trouvées avec notre modèle d'équilibre correspondent à l'état des connaissances sur le froid évaporatif : plus la température d'air est chaude, mieux on évapore, plus l'air est humide, moins on refroidit et plus on met d'eau liquide dans l'air, mieux on refroidit. La position de l'équilibre chimique est un bon majorant si on la compare aux relevés expérimentaux réalisés dans un conduit de brumisation. L'analyse thermochimique permet ainsi de proposer une méthode pour doser l'eau à injecter pour refroidir un écoulement d'air. La formulation proposée tient compte du blocage évaporatif et intègre une efficacité de brumisation liée au transfert de masse. Les efficacités réelles mesurées sont inférieures aux valeurs modélisées, ce qui indique que d'autres facteurs d'imperfections ou d'irréversibilités sont à prendre en compte pour mieux représenter un dispositif réel.

---

## Remerciements

Nous remercions Jean-Marie Alessandrini et Jacques Ribéron, du Centre Scientifique et Technique du bâtiments, pour leur documentation et le soutien apporté à ce travail, à travers des discussions qui ont permis d'orienter ces travaux vers les perspectives applicatives.

## Bibliographie

- Guan L, Bennett M and Bell J 2015 Energy and Buildings **108** 185–194
- Farmahini-Farahani M and Pasharshahi H 2011 Journal of Mechanical Research and Applications **3**
- Farmahini-Farahani M, Delfani S and Esmaeelian J 2011 Journal of Mechanical Research and Applications **3** 185–194
- Santos J, Barros G, Gurgel J and Marcondes F 2013 International Journal of Refrigeration **36**
- Ratlamwala T and Dincer I 2013 International Journal of Refrigeration **36** 1142–1153
- Lemouari M and Boumaza M 2010 International Journal of Thermal Sciences **49** 2049–2056
- Tissot J, Boulet P, Labergue A, Castanet G, Trinquet F and Fournaison L 2012 International Journal of Thermal Sciences **60** 23–31
- Montazeri H, Blocken B and Hensen J L M 2015 Building and Environment **83** 129–141
- Zhang F, Bock J, Jacobi A M and Wu H 2014 APPLIED THERMAL ENGINEERING **63** 528–540
- Hamlin S, Hunt R and Tassou S A 1998 Applied Thermal Engineering **18** 1139–1148
- Raoult F, Lacour S, Carissimo B, Trinquet F, Delahaye A and Fournaison L 2019 Applied Thermal Engineering **149** 960–974
- Smrekar J, Oman J and Širok B 2006 Energy Conversion and Management **47** 1086–1100
- Qureshi B and Zubair S 2006 International Journal of Thermal Sciences **46** 188–198
- Borel L and Favrat D 2005 Thermodynamique et énergétique (Thermodynamique et énergétique no vol. 1) (Presses polytechniques et universitaires romandes) ISBN 9782880745455 URL <https://books.google.fr/books?id=ApHgAgC81G0C>
- Bejan A 2006 Advanced Engineering Thermodynamics, Third Edition (John Wiley & Sons) ISBN 0471677639
- Feidt M 2013 Thermodynamique optimale en dimensions physiques finies Collection Thermique (Lavoisier) ISBN 9782746295421 URL <https://books.google.fr/books?id=OvTAAgAAQBAJ>
- Chengqin R, Nianping L and Guangfa T 2002 Building and Environment **37** 1045–1055
- R Core Team 2015 R : A Language and Environment for Statistical Computing R Foundation for Statistical Computing Vienna, Austria URL <https://www.R-project.org/>