

Soufre

Oxydes de soufre

Question sur SO, SO₂,...

(situation réelle)

Avec mes 3e, nous venons de voir la notion de valence et l'écriture de formules moléculaires. A travers le chapitre qui suit, nous venons d'aborder la classification des corps purs composés minéraux (acides, sels, hydroxydes, oxydes, etc). Pour aborder les oxydes non métalliques, le manuel propose une expérience : la combustion du soufre.

Nous nous retrouvons donc avec : $S + O_2 \rightarrow SO_2$ (dioxyde de soufre, qui est donc un oxyde non métallique).

Sauf que là, un élève coince : "pourquoi c'est "SO₂", et pas "SO" ? Selon le tableau périodique, la valence de S c'est comme O, c'est-à-dire 2". Bref, on vient de voir les valences à travers le TP et l'écriture des formules moléculaires et là, il fait le lien et ne trouve pas de logique.

Comment puis-je lui expliquer sans trop l'embrouiller ? Il est en 3e... Donc j'ai vite peur d'être trop complexe...

La question n'est pas si simple. Preuve en est qu'elle figure sur stackexchange chemistry, datant de 8 ans, vue 20k fois, mais avec deux réponses seulement, l'une notée "1" et l'autre "-5" :

<https://chemistry.stackexchange.com/questions/2827/why-do-sulfur-and-oxygen-form-sulfur-dioxide>

- La molécule SO₃ existe également. Cf. les deux pages :
 - SO₂ https://en.wikipedia.org/wiki/Sulfur_dioxide
 - SO₃ https://en.wikipedia.org/wiki/Sulfur_trioxide
- SO peut exister, mais rarement (peu stable) : https://en.wikipedia.org/wiki/Sulfur_monoxide
- On peut donc envisager la formation de plusieurs molécules S_xO_y :
 - S₂O https://en.wikipedia.org/wiki/Disulfur_monoxide
 - S₂O₂ https://en.wikipedia.org/wiki/Disulfur_dioxide
- cf. la page en français reprenant pas mal de composés du type oxyde de soufre : https://fr.wikipedia.org/wiki/Oxyde_de_soufre

SO₂ et SO₃ sont les oxydes de soufre plus stables, donc ceux qu'on peut obtenir, qui sont fréquents. Les autres sont instables, et parfois tellement instable qu'on les détecte très rarement et en très petite quantité/proportion, comme par exemple le SO.

C'est une explication simple qu'on peut donner à un élève du secondaire, mais qui reste frustrante par rapport à des connaissances, même d'un débutant, sur des notions microscopiques (valence, liaison, électronégativité,...).

Les explications plus fines résident certainement dans les arguments de la réponse notée "1" sur stackexchange :

One atom of oxygen is a fictional species outside of a plasma. Oxygen is naturally diatomic, and the process by which it oxidizes sulfur is radical-based, leading to both oxygen atoms reacting. The fact that SO₂ forms instead of SO is a result of the [redundant answer] thermodynamics favor SO₂ over SO.

Given that simple fact here is a quantum mechanical rationalization: Sulfur can expand its octet, which means in SO₂ it has 12 electrons 'around' it. This allows resonance forms where O⁻ has a significant contribution to resonance, while S still has at least 8 electrons around it. In SO no such resonance forms exist, meaning the highly electronegative oxygen must share its electrons with with sulfur to avoid exposing a six-electron sulfur species. Hence SO₂ should be a better structure than SO overall.

La traduction :

Un atome d'oxygène est une espèce fictive en dehors d'un plasma. L'oxygène est naturellement diatomique, et le processus par lequel il oxyde le soufre est basé sur les radicaux, ce qui entraîne une réaction des deux atomes d'oxygène. Le fait que SO₂ se forme au lieu de SO est le résultat de la [réponse redondante] thermodynamique qui favorise SO₂ par rapport à SO.

Étant donné ce simple fait, voici une argumentation basée sur la mécanique quantique : Le soufre peut étendre son octet, ce qui signifie que dans le SO₂, il a 12 électrons "autour" de lui. Cela permet des formes de résonance où O⁻ a une contribution significative à la résonance, alors que S a toujours au moins 8 électrons autour de lui. Dans le SO, de telles formes de résonance n'existent pas, ce qui signifie que l'oxygène hautement électronégatif doit partager ses électrons avec le soufre pour éviter d'exposer une espèce de soufre à six électrons. Par conséquent, SO₂ devrait être une meilleure structure que SO dans son ensemble.

- Aussi (A.V.V.) : "On peut comparer les enthalpies libres de formation des 3 composés (SO, SO₂, SO₃), qui sont respectivement -20, -300 et -371 kJ/mol. Ça donne une idée des stabilités relatives des différents composés. Donc théoriquement, le dioxyde de soufre doit s'oxyder en trioxyde de soufre... Mais il ne le fait pas, ou peu (enfin, c'est quand même le SO₃ qui est principalement responsable des pluies acides), et on peut effectivement supposer qu'il s'agit d'une question de cinétique (et donc de mécanisme réactionnel)."
 - data : http://www.update.uu.se/~jolkkonen/pdf/CRC_TD.pdf

From:

<https://dvillers.umons.ac.be/wiki/> - **Didier Villers, UMONS - wiki**

Permanent link:

<https://dvillers.umons.ac.be/wiki/teaching:soufre>

Last update: **2021/05/19 03:27**

