

Ouh, c'est froid !



Ouh, c'est froid!

Il fait trop chaud pour travailler...
Il faudrait donc une bonne réaction
endothermique pour nous stimuler!

1

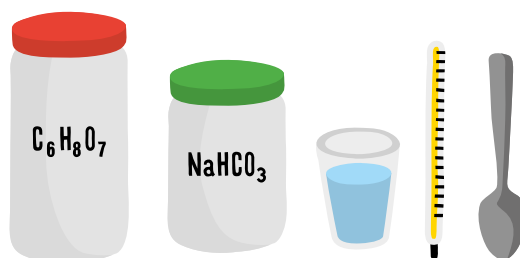


Pour cette démonstration,
il te faut rassembler le matériel
suivant : de l'acide citrique
(on en trouve en droguerie),
du bicarbonate de soude, 1 verre,
de l'eau et un thermomètre.

2



Verse 1 dl d'eau dans le verre
et ajoute une cuillère à soupe
d'acide citrique. Puis mélange
jusqu'à ce que la poudre soit
bien diluée. Enfin, prends la
température du liquide : 21° C.



Matériel : de l'acide citrique (on en trouve en droguerie), du bicarbonate de soude (poudre à lever), 1 verre, de l'eau, 1 thermomètre et 1 cuillère à soupe

3



Après l'acide citrique, c'est maintenant au tour du bicarbonate de soude.

Remplis une cuillère à soupe de ce produit et ajoute-le dans le verre! Le mélange commence alors à mousser!

4



Un peu plus tard, une fois que la mousse est retombée, plonge à nouveau le thermomètre dans le gobelet. Et que constates-tu?

Que la température a chuté de près de dix degrés!

Que se passe-t-il ?

Tu as observé une réaction chimique entre un acide (l'acide citrique que l'on trouve dans les agrumes et qui est utilisé comme agent conservateur) et une base (le bicarbonate de soude utilisé en cuisine ou comme nettoyeur, entre autres). Durant cette expérience, des liaisons entre les molécules se sont cassées pour former de nouvelles molécules. Or, ce processus ne se fait pas tout seul : il a besoin d'énergie qui, ici, a été puisée dans l'environnement. D'où la chute de température du liquide. Les scientifiques appellent cela une réaction endothermique.

Pour aller un peu plus loin...

Comme dans toute réaction acide-base, la réaction entre l'acide citrique ($C_6H_8O_7$) et le bicarbonate ($NaHCO_3$) donne lieu à la formation d'eau et d'un sel, dans ce cas du citrate de sodium ($Na_3C_6H_5O_7$). L'apparition de bulles lors de cette réaction s'explique par la formation d'un troisième produit, le dioxyde de carbone (CO_2) qui, étant sous forme de gaz, s'échappe de l'eau.

Lorsque les acides et les bases réagissent dans les bonnes proportions, ils se neutralisent, c'est-à-dire que les produits de la réaction ont un pH neutre. En général, ces réactions sont spontanées et prennent la chaleur de leur environnement, parfois avec des résultats spectaculaires. C'est par exemple le cas de la réaction entre le thiocyanate d'ammonium (NH_4SCN) et l'oxyde de baryum octahydraté ($Ba(OH)_2 \cdot 8H_2O$), qui absorbe tellement de chaleur que la vapeur d'eau dans l'air gèle sur les parois du récipient.

Une réaction chimique qui prend de la chaleur à son environnement est endothermique. Une réaction qui au contraire dégage de la chaleur est exothermique.

Un autre exemple de réaction endothermique est celle de la dissolution du sel sur de la glace. On a tous déjà vu qu'en hiver, on répand du sel sur les routes afin de faire fondre la neige. Cette technique permet en effet d'abaisser la température à laquelle l'eau liquide va devenir solide. Pour que le sel se dissolve, il lui faut un apport de température, qu'il va aussi prendre à son environnement, qui localement pourra atteindre des températures de $-20^\circ C$! En été, n'hésitez pas à remplir un bac de glaçons, en y ajoutant du sel. Plongez-y vos boissons favorites, elles se rafraîchiront à la vitesse de l'éclair !