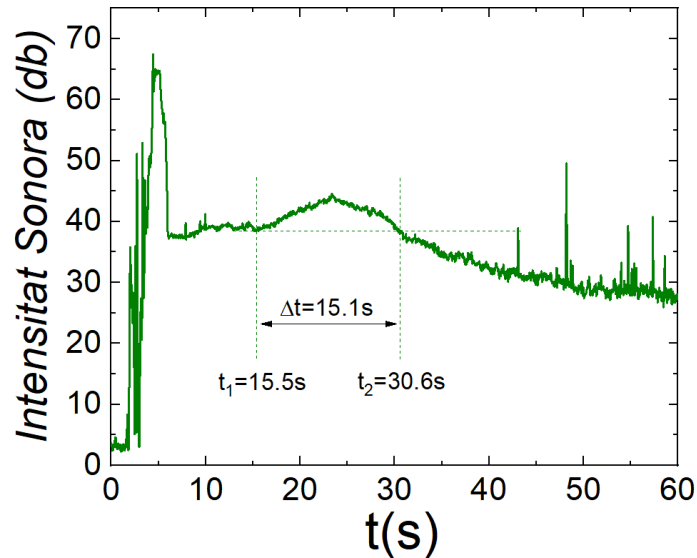


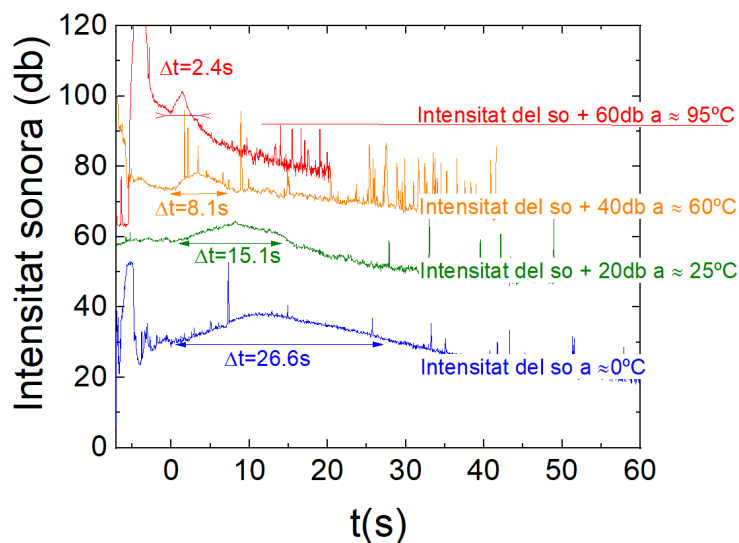
El soroll de la química

Abans de res, esperem que tots els vostres telèfons estiguin sa i estalvi! Un cop dit això, donem una ullada als nostres resultats a temperatura ambient

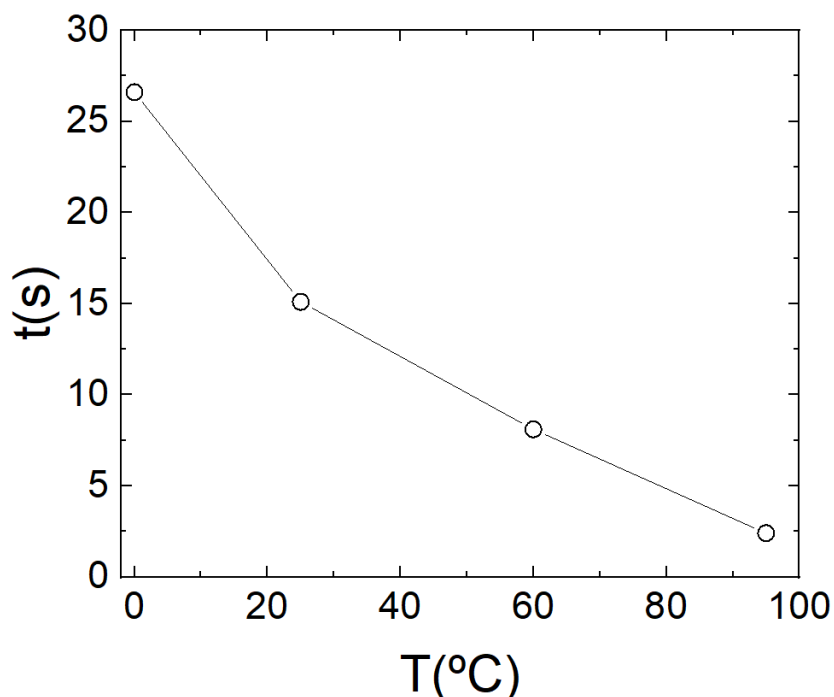


A la gràfica podem veure perfectament el primer pic degut a la violenta reacció al principi de l'experiment. El que ens interessa però és la segona efervescència. Hem dibuixat una línia des del punt més baix entre el primer pic i el segon, i hem vist que el temps en què començar el pic és, aproximadament 15.5s, i el temps en què torna a creuar aquesta línia és 30.6s. Per tant la reacció té una duració aproximada de 15.1s.

Ara fem el mateix per totes les temperatures. Us ensenyem en aquest gràfic els nostres resultats per cada temperatura. Per tal que no estiguin totes les temperatures apilonades una sobre l'altra, les hem desplaçat 20db en augmentar la temperatura.



Un cop hem calculat el temps que dura la reacció per a cada temperatura, podem fer una gràfica d'aquest temps en funció de la temperatura:



En aquest dibuix podem veure com el temps que triga la reacció química en completar-se disminueix clarament amb la temperatura: és més ràpida com més calenta és l'aigua.

Per explicar aquest efecte d'una forma senzilla hem de retrocedir cent anys. De fet, hem de preguntar, precisament, a qui va descobrir que les sals com el bicarbonat de sodi es componen d'una part positiva i una negativa feblement unides: Svante Arrhenius (1859-1927). Per aquest descobriment li van donar el premi Nobel el 1903... però ara ens interessa una altra cosa: com va relacionar la velocitat d'una reacció química amb la temperatura.

En un líquid, les molècules es mouen a l'atzar xocant les unes amb les altres. Quan xoquen és quan tenen l'oportunitat de bescanviar-se àtoms, és a dir, de què es produeixi una reacció química. La velocitat d'aquest moviment caòtic de les molècules augmenta en augmentar la temperatura^{1*} i per tant, com més alta sigui més xocs es produiran, i més efectives seran les reaccions químiques. I això és exactament el que passa en el nostre experiment!

... i si encara teniu més curiositat, ens podeu acompanyar en un nou problema de Fermi. Aquest cop, però, el farem nosaltres doncs és força complex, però la recompensa s'ho val: calcularem la velocitat aproximada de les molècules en el nostre experiment!

¹ De fet no és que la velocitat augmenti en augmentar la temperatura... és que la velocitat mitjana de les partícules és el que nosaltres anomenem temperatura!! Tots els efectes de "la temperatura" són, de fet, efectes d'aquests xocs microscòpics.

... i si voleu encara més, molt més! (BTX... i professorat ;-)

Tornem amb Arrhenius. Aquest científic, no només va tenir la idea que els xocs eren darrere les reaccions químiques. A sobre ho va calcular! El temps que triga una reacció química en produir-se es pot calcular amb la fórmula:

$$t = t_0 \cdot e^{E/RT}$$

On R és la constant dels gasos $R = 8.31 \frac{J}{Kmol}$, t_0 és una constant, T és la temperatura i E és l'energia... Quina energia? Doncs l'energia que té a veure amb la velocitat amb què es mouen les molècules²: l'energia cinètica!

Si mirem els punts que hem obtingut veiem que fora possible que una corba exponencial passi per tots ells... però és difícil de dir. Per això farem un truc que ens encanta als científics: convertirem l'equació d'abans en una línia recta! Si fem el logaritme neperià a banda i banda de la igualtat obtenim:

$$\ln(t) = \ln\left(t_0 \cdot e^{\frac{E}{RT}}\right)$$

Si utilitzem les propietats dels logaritmes, aquesta equació ens queda:

$$\ln(t) = \ln(t_0) + \frac{E}{R} \cdot \frac{1}{T}$$

Fixem-nos ara que podem pensar $1/T$ com si fos una "X", i el $\ln(t)$ com si fos una y...

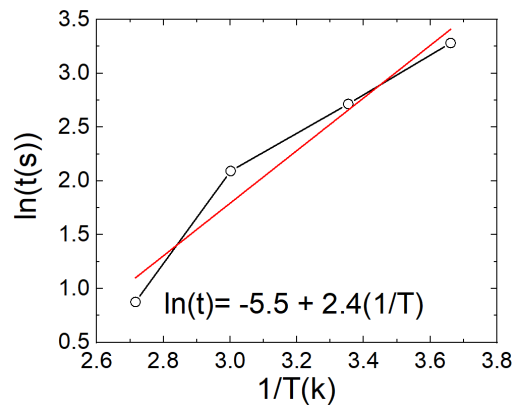
$$\ln(t) = \ln(t_0) + \frac{E}{R} \cdot \frac{1}{T}$$
$$Y = \ln(t_0) + \frac{E}{R} \cdot X$$

Llavors la recta que ens queda serà:

$$Y = \ln(t_0) + \frac{E}{R} \cdot X$$

² Per si de cas algú en sap molt: Ho sabem, aquí tenim el teorema d'equipartició de l'energia amagat, i de fet hauríem de tenir en compte el nombre de graus de llibertat de les molècules, i també que tenim tres espècies moleculars diferents... però volem una aproximació de la velocitat i no ens va d'un factor 3 o 4, Per altra banda, aquesta és l'energia d'activació... però ens dona una idea de la velocitat amb que han de viatjar les partícules per tal que la reacció química es produeixi.

Per tant, representant $Y=\ln(t)$ en funció de $X=1/T$ obtenim una línia més o menys recta.



El que hem fet és (a ull o amb un ordinador) obtenir l'ordenada a l'origen i el pendent, i hem comparat amb l'equació que havíem obtingut i per tant:

$$Y = \ln(t_o) + \frac{E}{R} \cdot X$$

$$Y = -5.5 + 2.4 \cdot X$$

$\ln(t_o) = -5.5$
 $\frac{E}{R} = 2.4 K$

Obtenim que el valor de l'energia dividit per la constant dels gasos és de 2.4 en unitats del sistema internacional, per tant l'energia que obtenim és:

$$E = 2.4 \cdot R = 2.4K \cdot 8.31 \frac{J}{K \cdot mol} = 19.9 \frac{J}{mol}$$

I ara podem ja calcular la velocitat. L'energia cinètica mitjana d'un mol de molècules és $E_c = 1/2mv^2$ si la massa és molar, per tant, si aïllem la velocitat

$$v = \sqrt{\frac{2 \cdot E_c}{m}}$$

Si ara substituïm el nostre resultat per a l'energia, i suposem que la massa molecular mitjana de les nostres molècules és de 100g/mol, o en sistema internacional 0.1kg/mol:

$$v = \sqrt{\frac{2 \cdot 19.9}{0.1}} = 20 \frac{m}{s}$$

Té sentit aquest resultat??? Les molècules d'aigua a temperatura ambient es mouen a uns 10 m/s... tenint en compte totes les aproximacions que hem fet, i que l'experiment l'hem fet d'una forma casolana, podem considerar el nostre resultat com un èxit absolut!