

PRÀCTIQUES DE QUÍMICA-FÍSICA

DETERMINACIÓ DE VELOCITATS DE REACCIÓ

Realitzada per: **I E. Industrial**

Data de la realització : **17-11-99**

Companys de pràctiques :

Resum :

L'objectiu d'aquesta pràctica és determinar la relació existent entre la velocitat de reacció i la temperatura de la reacció , mantenint la concentració constant ,i així poder explicar el comportament de Arrhenius .

El material utilitzat a la nostra pràctica és : un bas de precipitats de 100 ml, en que i preparem una dissolució de tiosulfat a l'1%, escalfem aquesta solució fins aconseguir una temperatura estimada i després afegim HCL i començarà la reacció , la reacció haurà finalitzat quan la dissolució sigui totalment opaca .

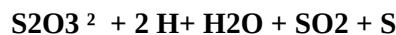
I com podrem observar la temperatura està relacionada proporcionalment amb la k (constant cinètica de la velocitat)

Introducció :

L'objectiu de la pràctica és determinar la velocitat de reacció a través de la temperatura.

Per contabilitzar la temperatura en que es troba la solució utilitzarem un termòmetre elèctric , i aquest ens donarà una gran fiabilitat .

Partirem d'una solució de tiosulfat a 1% ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$), al afegir àcid clorhídric obtindrem la següent reacció :



El sofre obtingut serà col·loidal i la seva aparició es retardarà

Passos que seguirem :

- Netegar el material que farem servir
- Preparar la solució amb 50 ml de tiosulfat (a través d'una pipeta i una pera)
- Escalfar la solució fins a la temperatura desitjada , controlant-ho sempre amb el termòmetre digital .
- Fer una marca en un paper
- Un cop assolida la temperatura òptima, posarem el bas de precipitats sobre la marca , després introduïrem 5 cm^3 d'àcid clorhídric (connectarem el cronòmetre) , barrajarem la solució amb una bareta, per facilitar la reacció.
- Quan no es vegui la marca , voldrà dir que ha finalitzat la reacció (pararem el cronòmetre)

Teoria :

En aquesta pràctica farem servir el principi d'Arrhenius :

La velocitat de reacció augmenta quan s'eleva la temperatura implica que la constant de velocitat de la reacció ha augmentat .

Equació d'Arrhenius :

$$\ln K = \ln A - E_a/(RT)$$

La A (factor de col·lisió) i la E_a (energia d'activació) són constants que presenta cada reacció , R és la constant del gasos (8.314 J/(k.mol) i la T és la temperatura en (K).

A través de l'equació anterior obtenim l'equació en funció de K :

$$K = Ae^{(-E_a/RT)}$$

Es pot comparar l'equació d'Arrhenius amb una equació d'una línia recta :

$$\ln k = \ln A - E_a/R \times 1/T$$

$$Y = a + b \times X$$

El pendent és negatiu i és l'energia d'activació dividit per la constant dels gasos

Referent a l'energia d'activació , s'ha de dir que per que la reacció es produeixi s'ha de superar l'energia d'activació ja que existeix un limit d'energia cinètica mínima que s'ha de superar .

Comportament dels àtoms :

Energia < Energia d'activació Energia > Energia d'activació

Pràctica :

El que ens demanen en aquesta pràctica :

1er representar gràficament la variació de k amb la temperatura .

Taula de resultats :

T °C	T k	1/T x 10 ³	t seg	k = 1/t x 10 ³	Log k
20.5	293.5	3.4072	105	9.5238	0.9788
20.3	293.3	3.4095	114	8.7719	0.9431
25.2	298.2	3.534	80	12.5	1.0969
29.8	302.8	3.3025	58	17.2414	1.2366
30.1	303.1	3.2992	62	16.1290	1.2076
40.6	313.6	3.1887	26	38.4615	1.5850
50.2	323.2	3.0941	19	52.6316	1.7212
60.2	333.2	3.0012	13	76.9231	1.8861

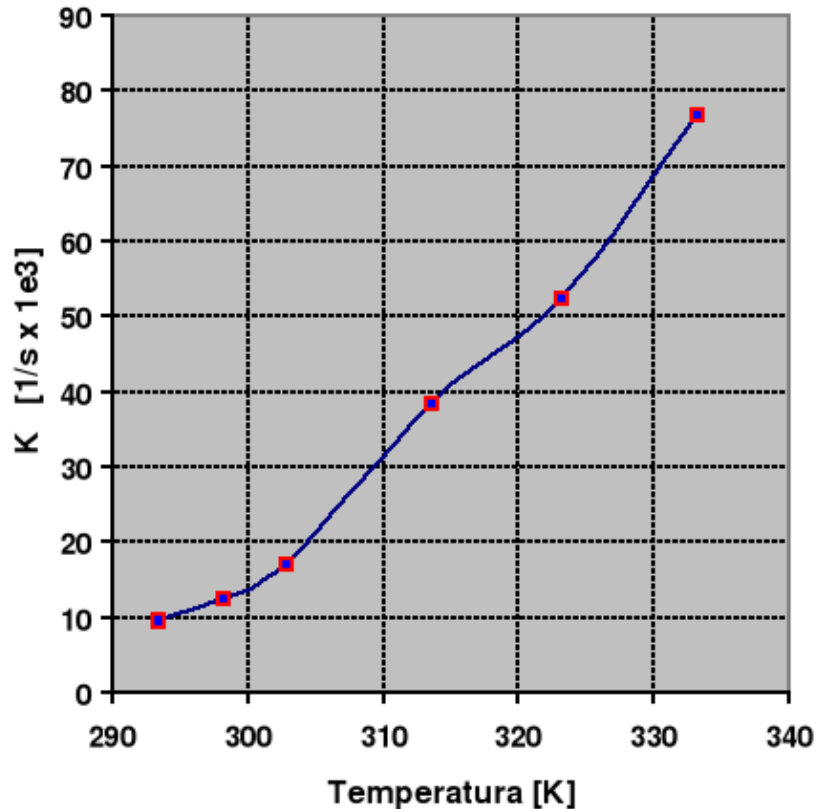
Hauria de donar una gràfica exponencial que es correspondria amb l'equació d'Arrhenius :

K = Ae^(-Ea / RT) que hauria de sortir una representació gràfica **y = e^(1/x)**

Però podrem arribar a aproximar a que és una recta a través dels valors experimentals , i per tant la temperatura i la constant cinètica (k) són proporcionals.

Considererem una recta $y = 1.56x - 448$

VARIACIÓ DE K AMB LA TEMPERATURA



2on Ens demanen l'increment de temperatura que ens provoca un increment del 50 % de la velocitat de reacció , i el doble la velocitat de reacció a varies

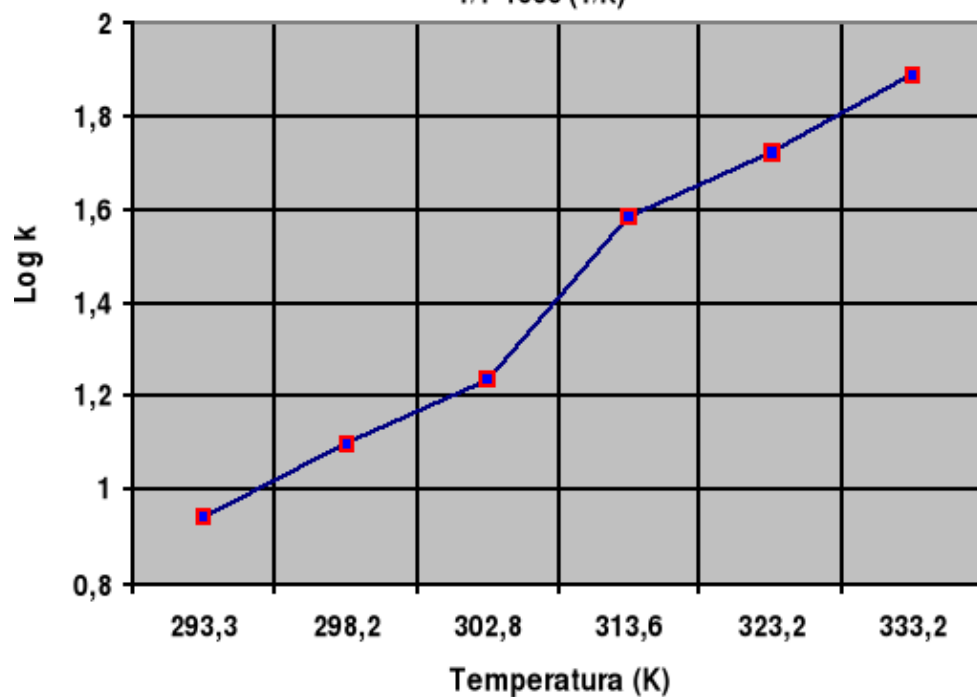
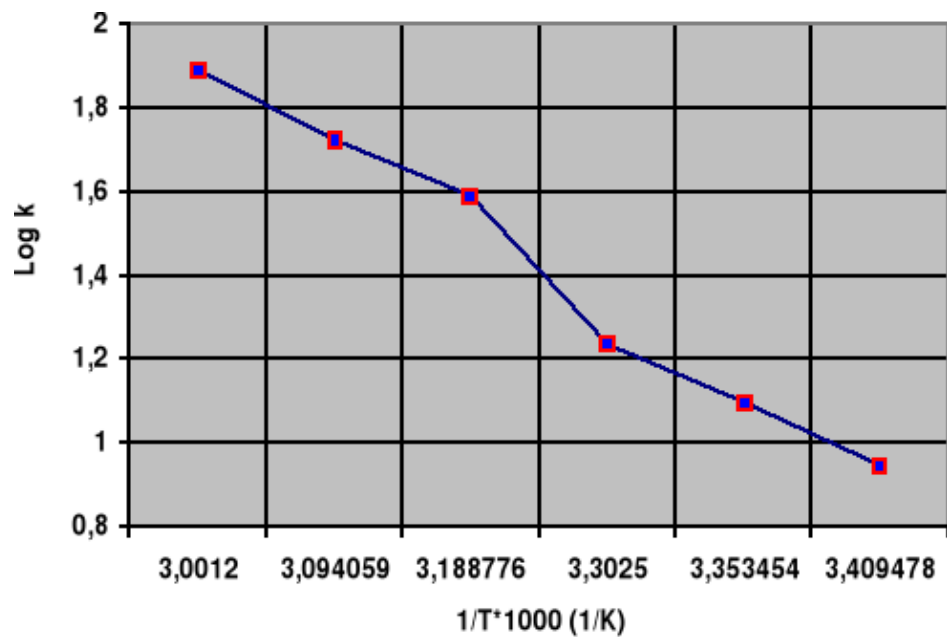
seccions diferents de la corba .

Com que tenim un comportament lineal de la temperatura i la constant cinetica , agafarem un punt de referència $T = 298.2 \text{ K}$ i una $k = 12.5 \text{ 1/s} \times 10^3$ i voldrem que la velocitat de reacció augmenti un 50% per tant $k = 18.75$ i ara trobarem la temperatura que hi ha en aquest punt $T = 303.2 \text{ K}$ (si ho mirem a la gràfica veiem que és 308 K), per tant hi haurà hagut un increment de 1.670% si tenim en comte el valor de la taula ens dona un 3.28% .

Per tant si volem augmenta un 50% la velocitat haurem d'augmentar un 3.28% la temperatura.

Tot i que el mètode usat per trobar aquest percentatge és una mica lent és del tot correcte i basat sobre els valors experimentals

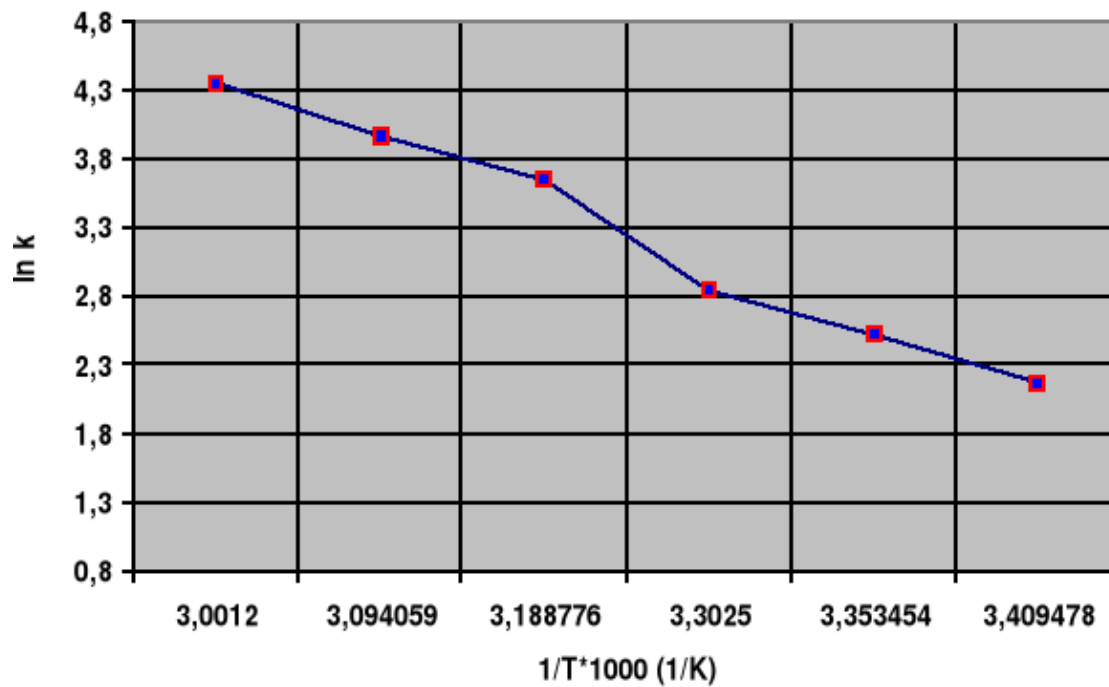
3er Representar gràficament $\log k$ en funció de T



4rt Representar $\log k$ en funció de $1/T \times 10^3$ i calcular l'energia d'activació de la reacció

Ara trobarem l'energia d'activació gràcies a al transformació de l'equació d'Arrhenius amb una equació d'una línia recta , com es pot veure :

$$\ln k = \ln A - E_a/R \times 1/T$$



$$Y = a + b \cdot X$$

Tindrem que el pendent **b** és l'energia d'activació i la constants dels gasos ideals i si coneixem l'equació a través dels valors experimentals i la seva representació en la gràfica anterior, ens dona un resultat :

$$Y = -5.303 X + 20.26$$

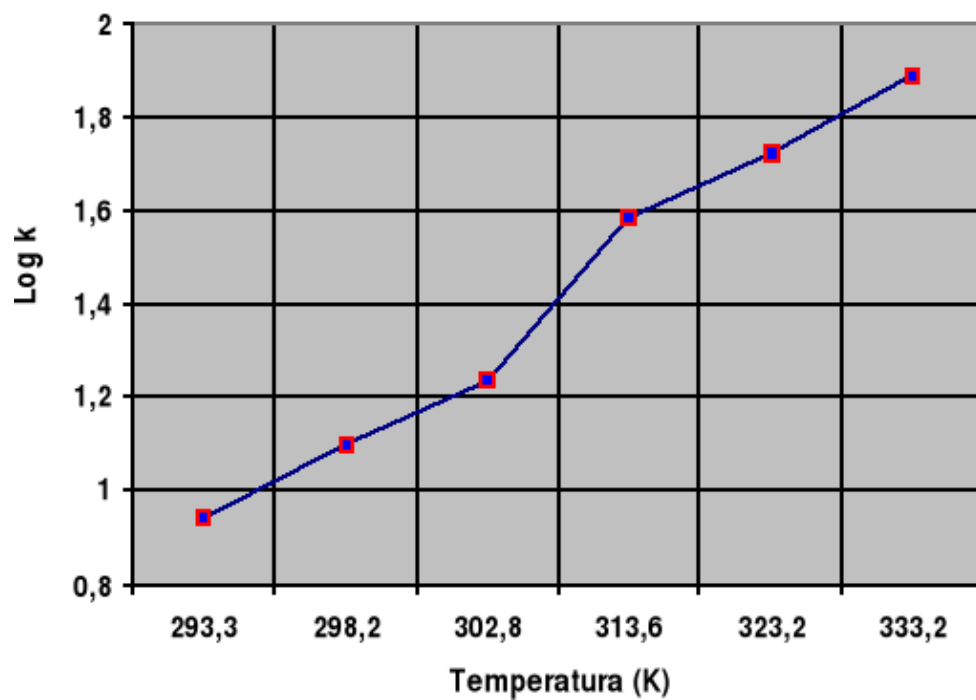
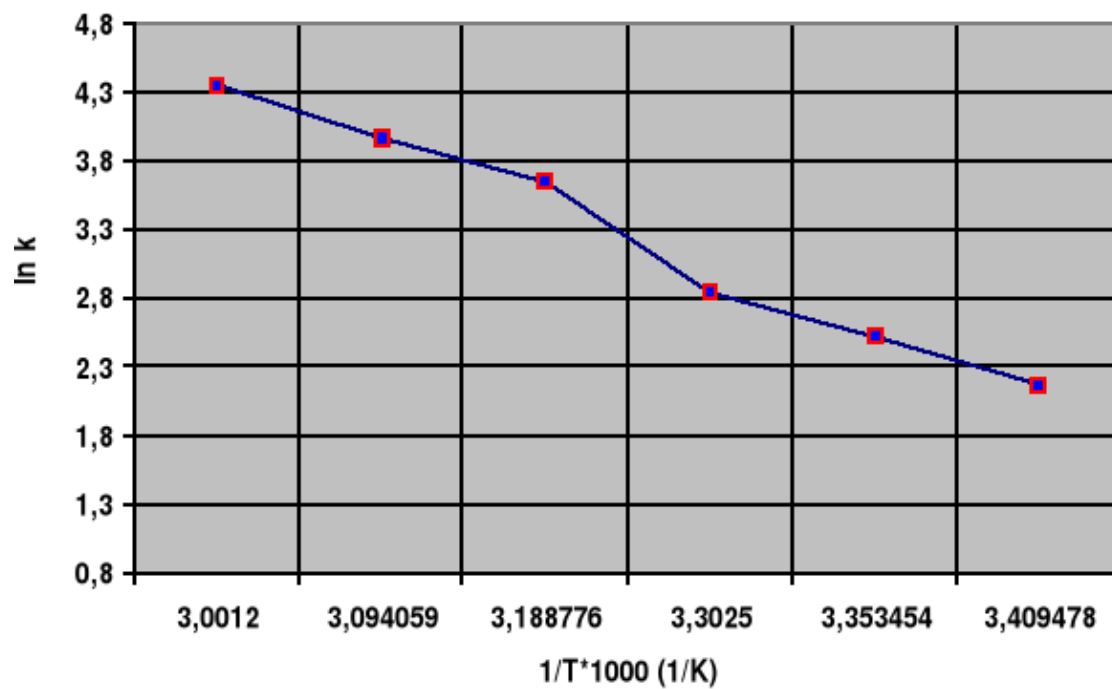
- Nota : com que la constant cinètica k la em multiplicat per 1000 porque tingui un valor més significatiu, ara al calcular l'energia d'activació ens donarà amb KJ /ml

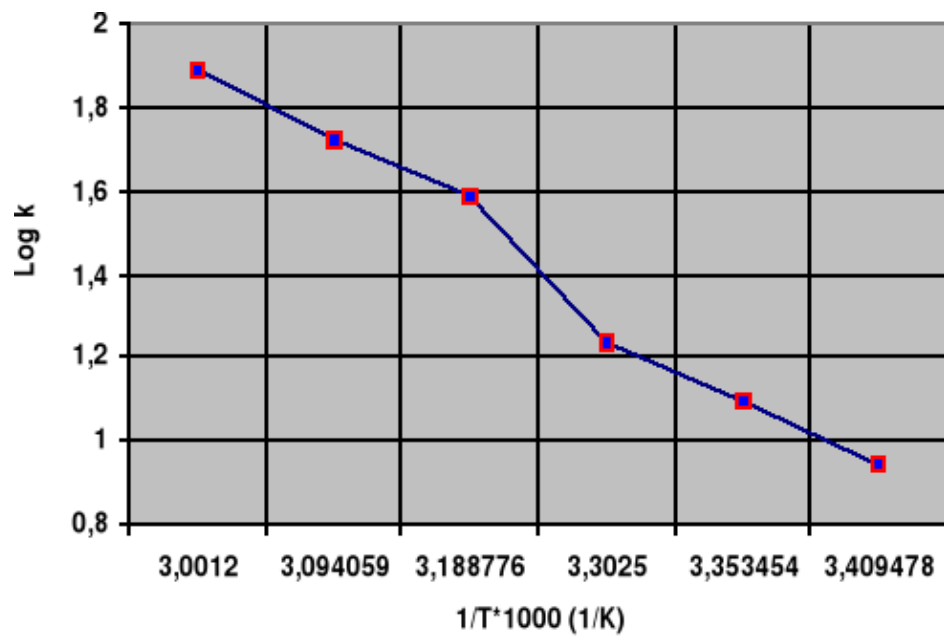
$$E_a = 5.303 \times 8.314 = 44.089 \text{ KJ/ml}$$

També trobarem la constant A que serà :

$$\ln A = 20.26$$

I això implica que $A = 629225338.9$





VARIACI DE K AMB LA TEMPERATURA

