



UNCUYO
UNIVERSIDAD
NACIONAL DE CUYO

CINÉTICA QUÍMICA



Facultad de Ingeniería
Facultad de Ciencias Exactas y Naturales

Dra. María Cecilia Medaura



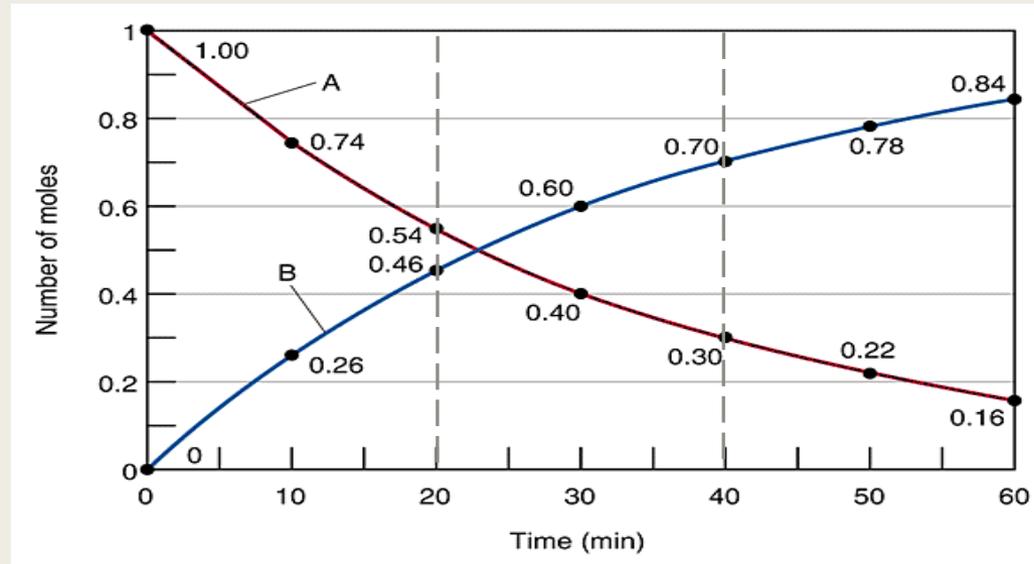
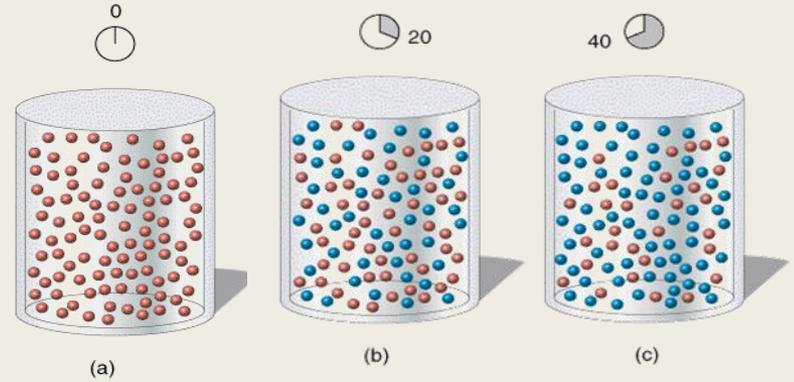
Cinética química

Es la rama de la química que proporciona las herramientas que se pueden utilizar para estudiar las velocidades de las reacciones químicas en los niveles tanto macroscópico como atómico. En este último nivel la información suministrada permite establecer los mecanismos por los cuales ocurren las reacciones, posibilitando intervenir sobre la velocidad de reacción y optimizar procesos.

La cinética química es de crucial importancia en ámbitos científicos y tecnológicos con implicaciones económicas, industriales y medioambientales.



Velocidad de reacción: Cambio en la concentración de los reactivos y/o productos por unidad de tiempo.



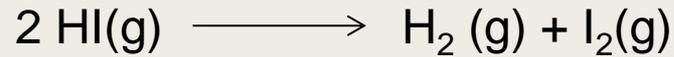
Velocidad media B = $\frac{\text{cambio de concentración molar de B}}{\text{cambio del tiempo}} = \frac{\Delta [B]}{\Delta t}$

$\Delta[B] = [B \text{ en tiempo final}(t_f)] - [B \text{ en tiempo inicial}(t_i)]$ $\Delta t = \text{tiempo final}(t_f) - \text{tiempo inicial}(t_i)$

Velocidad media A = $-\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{[A] \text{ en } t_f - [A] \text{ en } t_i}{t_f - t_i}$

$-\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$

Velocidad de reacción y Estequiometría



$$\text{Velocidad} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{HI}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{I}_2]}{\Delta t}$$

En general, para una reacción:



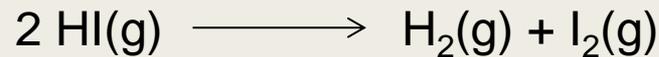
La velocidad está dada por:

**Velocidad única
promedio de la
reacción**

$$= -\frac{1}{a} \frac{\Delta[\text{A}]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[\text{B}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{C}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{D}]}{\Delta t}$$



EJEMPLO: Descomposición del HI



	tiempo (s)	[HI] (M)	[H ₂] (M)	[I ₂] (M)
En ese intervalo de tiempo	0	2,32	0	0
	400	1,72	0,30	0,30

Velocidad única de
Reacción promedio:

$$-\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{HI}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{I}_2]}{\Delta t}$$
$$-\frac{1}{2} \frac{(1,72 - 2,32)\text{M}}{(400 - 0)\text{s}} = \frac{(0,30 - 0)\text{M}}{(400 - 0)\text{s}} = \frac{(0,30 - 0)\text{M}}{(400 - 0)\text{s}}$$

$$0,00075 \text{ M/s} = 0,00075 \text{ M/s} = 0,00075 \text{ M/s}$$

Cada segundo que pasa:

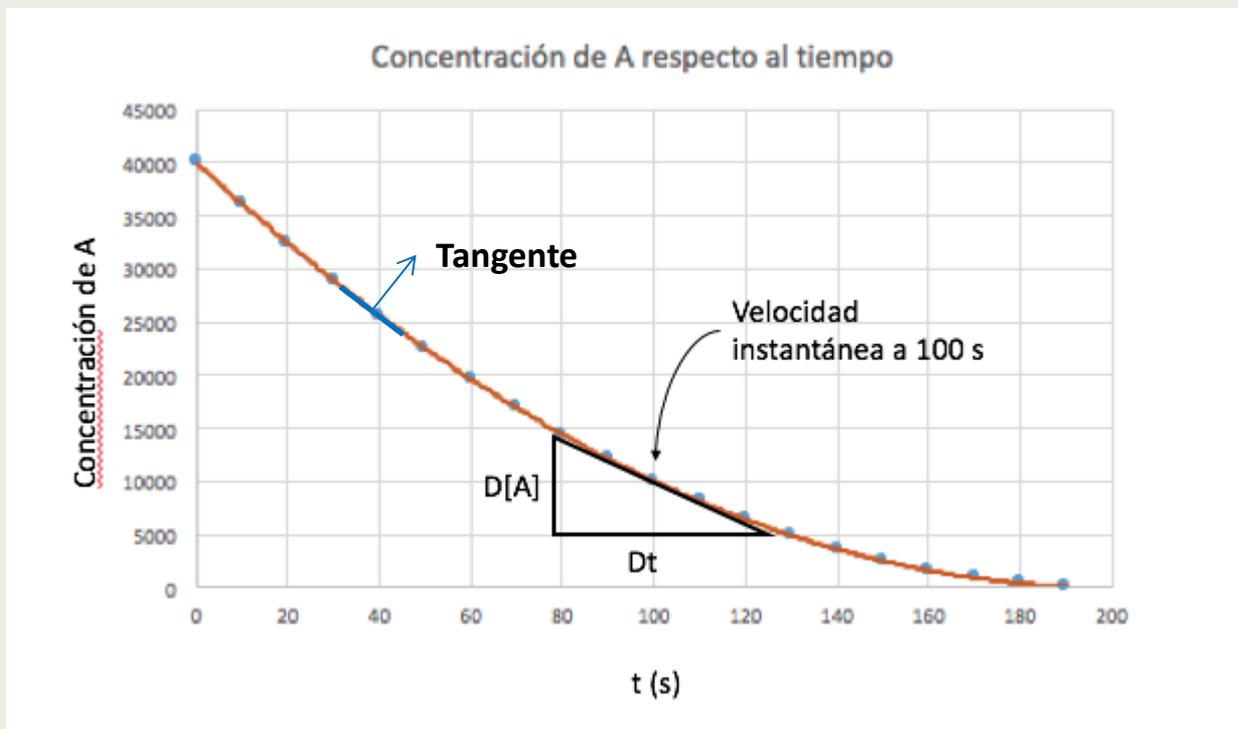
la concentración de HI **disminuye** 2 x 0,00075 mol/l

la concentración de H₂ **aumenta** 1 x 0,00075 mol/l

la concentración de I₂ **aumenta** 1 x 0,00075 mol/l



Velocidad Instantánea de reacción



$$\Delta t \rightarrow 0$$

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{g} \frac{d[G]}{dt} = \frac{1}{h} \frac{d[H]}{dt}$$



En general:



En un intervalo de tiempo se calcula la Velocidad Única Promedio:

$$v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{g} \frac{\Delta[G]}{\Delta t} = \frac{1}{h} \frac{\Delta[H]}{\Delta t}$$

En intervalos pequeños, se calcula la Velocidad Instantánea:

$$\Delta t \rightarrow 0$$

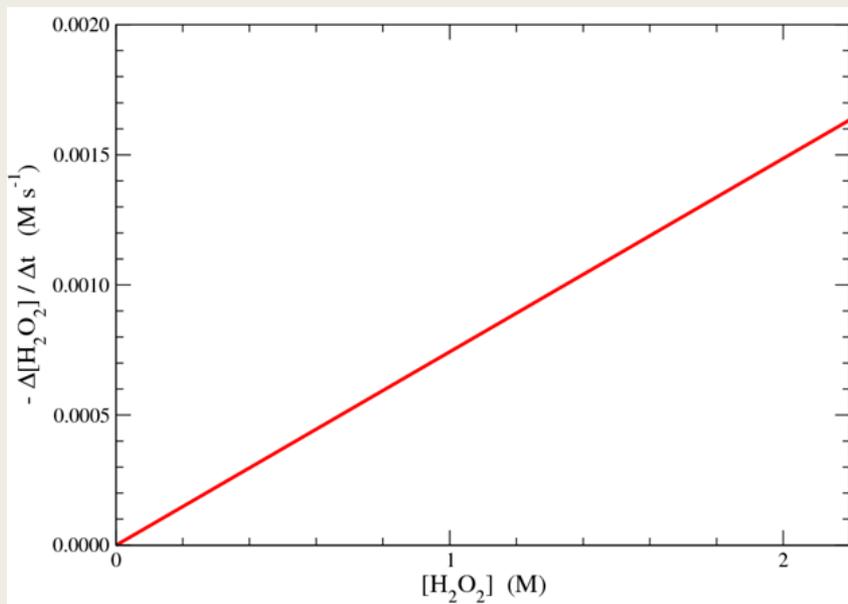
$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{g} \frac{d[G]}{dt} = \frac{1}{h} \frac{d[H]}{dt}$$



EXPRESIÓN DE LA LEY DE VELOCIDAD

Ejemplo: Descomposición del H_2O_2 $H_2O_2 \rightarrow H_2O + \frac{1}{2}O_2$

tiempo (s)	$[H_2O_2]$ (M)	Δt (s)	$\Delta[H_2O_2]$ (M)	v (M/s)
0	2,32	400	-0,60	0,0015
400	1,72	400	-0,42	0,0011
800	1,30	400	-0,32	0,00080
1200	0,98	400	-0,25	0,00063
1600	0,73	400	-0,19	0,00048
2000	0,54	400	-0,15	0,00038
2400	0,39	400	-0,11	0,00028
2800	0,28			



Se relacionan a través de una pendiente

Velocidad inicial de desaparición del $H_2O_2 \propto [H_2O_2]_{inicial}$

Velocidad inicial de desaparición del $H_2O_2 = k[H_2O_2]_{inicial}$

Ecuación cinética o Ley de velocidad

$$v = k [H_2O_2]$$



Ecuación de velocidad, Ley de velocidad o Ecuación cinética

Ecuación empírica que relaciona la velocidad de reacción con las concentraciones molares de los compuestos que participan en la reacción.



$$v = k [A]^m [B]^n \dots$$

Orden de reacción

- m, n, \dots : orden de reacción con respecto a A, B, ...
 - Generalmente, son números enteros positivos pequeños: 0, 1, 2.
 - Ocasionalmente, pueden ser números fraccionarios y/o negativos.
 - NO están relacionados con los coeficientes estequiométricos de la reacción global: *Tanto m y a como n y b NO tienen por qué coincidir. Solo concuerdan en reacciones que transcurren en un solo paso denominadas **reacciones elementales**.*
- $m+n+\dots$: **orden de reacción total, u orden global de reacción.**

Constante de velocidad o constante cinética: k

- Depende de la reacción, de la temperatura y de los catalizadores si los hubiera.
- Su valor indica si la reacción es rápida o lenta.
- Sus unidades dependen del orden de la reacción.

$$k [=] \text{M}^{1-(m+n+\dots)}/\text{t} \Rightarrow [=] \text{M}^{1-(\text{orden total})}/\text{t}$$

