

FICHE TABLEAU

OP	REACTION CHIMIQUE NOTION DE REACTION CHIMIQUE		BROUILLON
	1. Définition Une réaction chimique est une transformation au cours de laquelle des réactifs disparaissent et des nouveaux corps (produits) apparaissent dans les conditions données. Elle peut s'effectuer à des vitesses variables. Exemple : *Synthèse de l'ammoniac $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ *Combustion de l'essence $\text{C}_8\text{H}_{18} + \frac{25}{2} \text{O}_2 \rightarrow 8\text{CO}_2 + 9\text{H}_2\text{O}$ 2. Signes observables Dans la plus grande majorité des cas, une réaction s'accompagne d'un ou plusieurs signes observables : -production ou absorption d'énergie. Ex : combustion du butane -production d'énergie électrique Ex : fonctionnement des piles.	-Apparition ou changement de couleur. Ex : dosage avec les indicateurs colorés. -Apparition ou changement d'odeur Ex : transformation du vin en vinaigre. 3. Facteurs influençant une réaction chimique La vitesse d'une réaction chimique donnée est influencée par un ou plusieurs facteurs tels que : -la température : une élévation de la température accélère les réactions ou les transformations. -la concentration en réactifs. -les catalyseurs : Un catalyseur est un corps qui accélère une réaction chimique spontanée sans subir lui-même de modifications permanentes. L'action d'un catalyseur sur une réaction constitue une catalyse de cette réaction. On distingue 3 types de catalyseurs :	

OP	REACTION CHIMIQUE NOTION DE REACTION CHIMIQUE		BROUILLON
	*la catalyse homogène : Le catalyseur est présent dans le même état que les réactifs avec lesquels il forme un mélange homogène. *la catalyse hétérogène : Le catalyseur forme une phase distincte de celles des réactifs. *la catalyse enzymatique : Les enzymes catalysent la plus part des réactions qui assurent les fonctions vitales de la croissance de l'organisme. -La lumière : certaines réactions ne se produisent qu'avec une vitesse appréciable qu'en présence de la lumière.		

FICHE TABLEAU

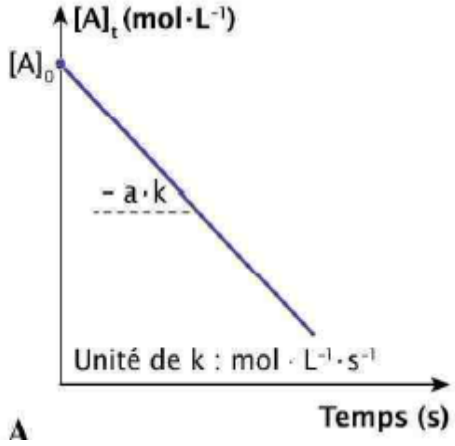
OP	CINETIQUE CHIMIQUE VITESSE D'UNE REACTION CHIMIQUE		BROUILLON
	1. Généralité. La cinétique chimique est l'étude de la vitesse d'une réaction chimique. Cette étude est importante en 2 points de vue : -du point de vue pratique, il est fondamental quand l'on réalise la synthèse d'un produit au labo ou en milieu industriel. -du point de vue théorique, la cinétique chimique permet d'aborder le processus suivi par la réaction c-à-d le mécanisme réactionnel. 2. Définition de la vitesse d'une réaction chimique La vitesse d'une réaction chimique est la variation d'une certaine quantité de l'un des constituants du milieu réactionnel par unité de temps. 3. Expression de la vitesse d'une réaction chimique Soit la réaction chimique dont l'équation-bilan est :	$aR_1 + bR_2 \rightarrow cP_1 + dP_2$ Le volume étant constant, la vitesse de la réaction est établie expérimentalement par la relation suivante : $V = -\frac{1}{a} \times \frac{d[R_1]}{dt} = -\frac{1}{b} \times \frac{d[R_2]}{dt}$ $= \frac{1}{c} \times \frac{d[P_1]}{dt} = \frac{1}{d} \times \frac{d[P_2]}{dt}$ La vitesse s'exprime en mole par unité de volume et par unité de temps (mol/l/s ; mol/l/min ; mol/l/h) NB : a, b, c, d sont les coefficients stoechiométriques. La vitesse d'une réaction est une grandeur positive.	

FICHE TABLEAU

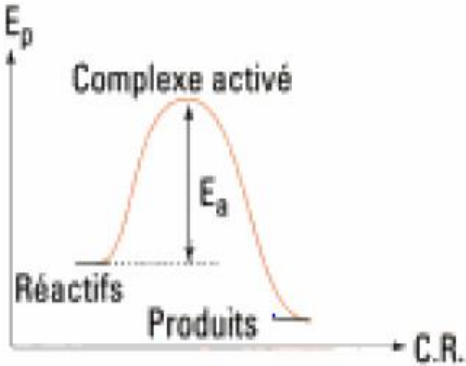
OP	CINETIQUE CHIMIQUE VITESSE DE FORMATION –VITESSE DE DISPARITION		BROUILLON
	1. VITESSE DE FORMATION 1.1. Définition La vitesse de formation du produit à la date t est égale à la dérivée de la quantité de matière ou de la concentration molaire du produit par rapport au temps à la date considérée. Elle traduit la rapidité avec laquelle le produit se forme. 1.2. Expression *Vitesse moyenne de formation entre 2 instants t_2 et t_1 $V_m = \frac{[P1]_2 - [P1]_1}{t_2 - t_1} \quad (\text{mol}^{-1} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1})$ $t_2 > t_1 \quad \text{et} \quad [P1]_2 > [P1]_1$ *Vitesse instantanée de formation à l'instant t_1 $V_{1(P1)} = \left(\frac{d[P1]}{dt} \right)_{t_1}$	1. VITESSE DE DISPARITION 1.1. Définition La vitesse de disparition du réactif à la date t est égale à la dérivée de la quantité de matière ou de la concentration molaire du réactif par rapport au temps à la date considérée. Elle traduit la rapidité avec laquelle le réactif disparaît. 1.2. Expression *Vitesse moyenne de disparition entre 2 instants t_2 et t_1 $V_m = - \frac{[R1]_2 - [R1]_1}{t_2 - t_1}$ $t_2 > t_1 \quad \text{et} \quad [R1]_1 > [R1]_2$ *Vitesse instantanée de disparition à l'instant t_1 $V_{1(R1)} = - \left(\frac{d[R1]}{dt} \right)_{t_1}$	

FICHE TABLEAU

OP	CINETIQUE CHIMIQUE RELATION VITESSE-CONCENTRATION-TEMPS		BROUILLON												
	1. LOI DE VITESSE D'UNE REACTION CHIMIQUE 1.1. Définition La loi de vitesse d'une réaction chimique est la relation entre la ou les concentrations molaires des réactifs et la vitesse de la réaction. Elle est établie de manière expérimentale pour chaque type de réaction. 1.2. Expression générale de la loi de vitesse Soit la réaction suivante : $aA + bB \rightarrow cC + dD$ $v = k[A]^n[B]^m$ v=vitesse instantanée k= constante de vitesse n= ordre partiel par rapport au réactif A m= ordre partiel par rapport au réactif B $n+m$=ordre global $[A]$ et $[B]$=concentration des réactifs A et B. NB : Les ordres partiels peuvent être des nombres entiers ou des	ou des fractions. Ils peuvent être aussi nuls, ils ne sont pas prévisibles et leurs valeurs ne peuvent être déterminées expérimentalement. Cependant ils peuvent être égaux aux coefficients steochiometriques. 2. ORDRE D'UNE REACTION 2.1. Réaction d'ordre 0 Il s'agit des réactions dont la loi de vitesse est de la forme $v=k[A]^0$ Soit la réaction suivante : <table><tr><td></td><td>A</td><td>→</td><td>B</td></tr><tr><td>t =0</td><td>C₀</td><td></td><td>0</td></tr><tr><td>t≠0</td><td>C₀-x</td><td></td><td>x</td></tr></table> $[A]_0=C_0$ et $[A]= C_0-x$ $v=-\frac{d[A]}{dt}=k[A]^0=k$ $-\frac{d[A]}{dt}=k \qquad d[A]=-kdt$ $\int_{[A]_0}^{[A]} d[A] =-k\int_{t_0}^t dt$ $[A] - [A]_0=-kt \text{ (k est en mol/L/s)}$		A	→	B	t =0	C ₀		0	t≠0	C ₀ -x		x	
	A	→	B												
t =0	C ₀		0												
t≠0	C ₀ -x		x												

OP	CINETIQUE CHIMIQUE RELATION VITESSE-CONCENTRATION-TEMPS	BROUILLON
	<u>Représentation graphique</u>  NB : $\tan(\alpha) = -k$ <u>Temps de demi-réaction</u> C'est le temps au bout duquel la moitié de la concentration initial du réactif considérée a été consommée. $[A] - [A]_0 = -kt$ $\frac{[A]_0}{2} - [A]_0 = -kt_{1/2}$ $-\frac{[A]_0}{2} = -kt_{1/2} \quad t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k}$ 2.2. Reaction d'ordre 1 Il s'agit des réactions dont la loi de vitesse est de la forme	$v = k[A]^1$ $v = -\frac{d[A]}{dt} = k[A]^1$ $v = -\frac{d[A]}{dt} = k[A]$ $-\frac{d[A]}{[A]} = kdt$ $-\int_{[A]_0}^{[A]} \frac{d[A]}{[A]} = \int_{t_0}^t kdt$ $\ln[A] - \ln[A]_0 = -kt$ $\ln \frac{[A]_0}{[A]} = kt$ <u>Temps de demi-réaction</u> $\ln[A] - \ln[A]_0 = -kt$ $\ln \frac{[A]_0}{2} - \ln[A]_0 = -kt_{1/2}$ $\ln 2 = kt_{1/2} \quad t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$ <u>Temps de 1/3 de réaction</u> C'est le temps au bout duquel le tiers de la concentration initial du réactif considérée a été consommée. $\ln \frac{2[A]_0}{3} - \ln[A]_0 = -kt_{1/3}$ $-\ln \frac{2[A]_0}{3} + \ln[A]_0 = kt_{1/3}$ $\ln\left(\frac{3}{2}\right) = kt_{1/3} \quad t_{1/3} = \frac{1}{k} \ln\left(\frac{3}{2}\right)$ <u>Représentation graphique</u>

OP	CINETIQUE CHIMIQUE RELATION VITESSE-CONCENTRATION-TEMPS	BROUILLON
	C NB : $\tan(\alpha) = -k$ 2.3. Reaction d'ordre 2 Il s'agit des réactions dont la loi de vitesse est de la forme $v = k[A]^2$ ou de la forme $v = k[A][B]$. Dans le second cas, on supposera qu'à tout moment $[A] = [B]$ $v = -\frac{d[A]}{dt} = k[A]^2$ $-\frac{d[A]}{[A]^2} = k dt$ $-\int_{[A]_0}^{[A]} \frac{d[A]}{[A]^2} = \int_{t_0}^t k dt$	$\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A]_0} = kt$ <u>Temps de demi-réaction</u> $\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A]_0} = kt$ $\frac{1}{2[A]_0} - \frac{1}{[A]_0} = \frac{1}{[A]_0} = kt_{1/2}$ $t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$ <u>Représentation graphique</u> E NB : $\tan(\alpha) = k$

OP	DETERMINATION DE L'ÉNERGIE D'ACTIVATION	BROUILLON
	1. Définition L'énergie d'activation E_a est l'énergie nécessaire pour emmener les molécules réagissant dans un état où elles peuvent donner une nouvelle structure appelée complexe activée qui est à la base de la rupture des liaisons initiales et de la formation des liaisons des produits. Remarque : A une température donnée, une réaction est d'autant plus grande que l'énergie d'activation est grande.  Fig. 3 – Énergie potentielle au niveau moléculaire en fonction de la coordonnée de réaction (C.R.).	2. Energie d'activation L'énergie d'activation d'une réaction est donnée par la loi d'Arrhenius : $k = A \cdot \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right) \text{ ou } \ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT}$ k = constante de vitesse A = facteur de fréquence, différent pour chaque réaction. il a la même unité que k E_a = énergie d'activation ($\text{J} \cdot \text{mol}^{-1}$) T = température (K) R = constante des gaz parfaits ($8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$) à T_1, $\ln k_1 = \ln A - \frac{E_a}{RT_1}$ à T_2, $\ln k_2 = \ln A - \frac{E_a}{RT_2}$ $\ln k_1 - \ln k_2 = \ln\left(\frac{k_1}{k_2}\right) = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)$ $E_a = R \times \frac{T_1 \times T_2}{T_1 - T_2} \times \ln \frac{k_1}{k_2}$

