

كمية المادة مقدرة بالمول (mol)	n	$n = \frac{m}{M}$	كمية المادة	
الكتلة مقدرة بالغم (g)	m			
الكتلة المولية (g/mol)	M			
حجم الغاز مقدرا باللتر (L)	V_g			
الحجم المولي (L/mol) - في الشروط النظامية $V_M = 22.4(L/mol)$	V_M			
عدد الدقائق أو الذرات أو النويات	N	$n = \frac{N}{N_A}$		
عدد أفوغادرو ($N_A = 6.023 \times 10^{23}$)	N_A			
التركيز الكتلي	التركيز المولي	ضغط الغاز (باسكال Pa)	قانون الغازات المثالية	
$t = C_m = \frac{m}{V}$ مقدر بـ: g/l	$C = \frac{n}{V}$ مقدر بـ: mol/l	حجم الغاز (m^3)		$PV = nRT$
		كمية المادة (mol)		
		درجة الحرارة (كلفن K^0)		$T = \theta(c^0) + 273$
		ثابت الغازات ($8.314 j. mol^{-1}. K^{-1}$)		R
شدة التيار الكهربائي (أمبير A)	I	الناقلية (سيمنس s)	G	
التوتر الكهربائي (فولط V)	U	الناقلية النوعية (s/m)	σ	
$K = \frac{S}{L}$ ثابت الخلية		مساحة سطح الخلية (m^2)	S	
		البعد بين اللبوسين (m)	L	
		الناقلية النوعية المولية الشارديّة ($s. m^2. mol^{-1}$)	λ	
$G = \frac{I}{U} = \frac{1}{R} = \sigma \times \frac{S}{L} = \sigma \times K$				
$\sigma = \lambda. C = \lambda_{M^+}[M^+] + \lambda_{M^-}[M^-]$				
$C = 10 \frac{P}{M} d$	علاقة التركيز بدلالة الكتلة المولية والكثافة و P (درجة النقاوة %)	$m = \frac{P. m'}{100}$	توجد $m(g)$ من المادة في $m'(g)$ من المحلول التجاري يوجد $P(g)$ من المادة في $100(g)$ من المحلول التجاري	
كتلة حجم عينة من الغاز	m_g	$d = \frac{M}{29}$	في الشروط النظامية	
كتلة نفس الحجم من الهواء	m_{air}		$d = \frac{m_g}{m_{air}}$ كثافة غاز	
$\rho_{H_2O} = 1 kg/l$ الكتلة الحجمية للماء	ρ_{H_2O}	$\rho(g/l) = \frac{m}{V}$	الكتلة الحجمية	
الكتلة مقدرة بالغم (g)	m		$d = \frac{\rho}{\rho_{H_2O}}$ كثافة سائل أو صلب	
الحجم مقدرا باللتر (L)	V		$\rho(g/l)$ الكتلة الحجمية للسائل أو الصلب	
تمديد محلول تركيزه المولي C_1 أو تخفيفه هو إضافة الماء إليه للحصول على محلول جديد تركيزه C_2 أقل من تركيزه الاصيلي أي ($C_2 < C_1$) أو ($V_1 < V_2$)		$n_1 = n_2$ $C_1 V_1 = C_2 V_2$	قانون التمديد أو التخفيف	
معامل التمديد (في حالة تمديد المحلول F مرة)	F	$\frac{C_1}{C_2} = \frac{V_2}{V_1} = F$		
ملاحظة: التركيز في الناقلية مقدر بـ: mol/m^3 والحجم في الغازات المثالية و الناقلية مقدر بـ: m^3				

موازنة المعادلة النصفية

$\times m$	$A \rightarrow A^{n+} + n e^-$	المعادلة النصفية 1	<ul style="list-style-type: none"> موازنة الهيدروجين H : تتم بإضافة H^+ أو H_3O^+ في وسط حامضي أو OH^- في وسط أساسي موازنة الأوكسجين O : تتم بإضافة الماء H_2O موازنة الشحنة: تتم بإضافة العدد السالب للإلكترونات (e^-) موازنة الذرات الاخرى : تتم بالضرب في الأعداد الستوكيومترية
$\times n$	$B^{m+} + m e^- \rightarrow B$	المعادلة النصفية 2	
$nB^{m+} + mA \rightarrow nB + mA^{n+}$ المعادلة الأكسدة الإرجاعية :			
ملاحظة: يمكن تغير الوسط الحامضي والاساسي عن طريق إضافة H_3O^+ أو OH^- من خلال المعادلة $2H_2O = OH^- + H_3O^+$			

تعريف المؤكسد والمرجع

$OX + n\bar{e} \rightleftharpoons R\bar{e}d$	إرجاع Réduction	هو كل فرد كيميائي بإمكانه كسب إلكترونات	المؤكسد (OX)
	أكسدة Oxydation	هو كل فرد كيميائي بإمكانه فقد إلكترونات	المرجع (Red)
		هو كل تفاعل كيميائي يحدث فيه فقدان إلكترون أو أكثر من طرف فرد كيميائي	تفاعل الأكسدة
		هو كل تفاعل كيميائي يحدث فيه اكتساب إلكترون أو أكثر من طرف فرد كيميائي	تفاعل الإرجاع
		هو كل تفاعل كيميائي يحدث فيه تبادل إلكتروني بين المرجع والمؤكسد حيث يفقد المرجع إلكترون أو أكثر ليلتقطه المؤكسد	تفاعل الأكسدة-الإرجاعية
		المعادلة النصفية التالية $A \rightarrow A^{n+} + n\bar{e}$ تكتب على الشكل (A^{n+}/A)	الثنائيات (OX/Red)
ملاحظة: تفاعل الأكسدة والارجاع يحدث في آن واحد لا يحدث تفاعل أكسدة من دون إرجاع ولا تفاعل إرجاع من دون تفاعل الأكسدة			

التقدم X

هو مقدار يعبر عنه بالمول (كمية مادة المتفاعلات والنواتج في كل لحظة) والذي يسمح بوصف حالة جملة أثناء التحول الكيميائي	X التقدم																								
هو التقدم الملاحظ عند توقف تطور حالة الجملة الكيميائية	X _f التقدم النهائي																								
هو التقدم الذي من أجله يتوقف التفاعل بانتهاء أحد المتفاعلات - استهلاك المتفاعل المحد كليا -	X _{max} التقدم الأعظمي																								
المتفاعل المحد: هو الذي تستهلك كمية مادته قبل كل المتفاعلات الأخرى	حالة التفاعل التام $X_f = X_{max}$ حالة التفاعل غير التام $X_f < X_{max}$																								
جدول التقدم بفرض التفاعل الممنهج بالمعادلة التالية: $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D$ و n_{0A}, n_{0B} : الكمية الابتدائية للمتفاعلات A و B	$\alpha, \beta, \gamma, \delta$: أعداد ستوكيومترية (ملاحظة: المزيج الستوكيومترى معناه $\frac{n_{0A}}{\alpha} = \frac{n_{0B}}{\beta}$ والعكس صحيح)																								
جدول التقدم التفاعل	<table border="1"> <thead> <tr> <th>الحالات</th> <th>التقدم</th> <th colspan="4">$\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D$</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>الحالة الابتدائية ($t = 0$)</td> <td>$X = 0$</td> <td>n_{0A}</td> <td>n_{0B}</td> <td>0</td> <td>0</td> </tr> <tr> <td>الحالة الانتقالية (t)</td> <td>$X = ?$</td> <td>$n_{0A} - \alpha X$</td> <td>$n_{0B} - \beta X$</td> <td>γX</td> <td>δX</td> </tr> <tr> <td>الحالة النهائية (t_f)</td> <td>$X = X_f$</td> <td>$n_{0A} - \alpha X_f$</td> <td>$n_{0B} - \beta X_f$</td> <td>γX_f</td> <td>δX_f</td> </tr> </tbody> </table>	الحالات	التقدم	$\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D$				الحالة الابتدائية ($t = 0$)	$X = 0$	n_{0A}	n_{0B}	0	0	الحالة الانتقالية (t)	$X = ?$	$n_{0A} - \alpha X$	$n_{0B} - \beta X$	γX	δX	الحالة النهائية (t_f)	$X = X_f$	$n_{0A} - \alpha X_f$	$n_{0B} - \beta X_f$	γX_f	δX_f
الحالات	التقدم	$\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D$																							
الحالة الابتدائية ($t = 0$)	$X = 0$	n_{0A}	n_{0B}	0	0																				
الحالة الانتقالية (t)	$X = ?$	$n_{0A} - \alpha X$	$n_{0B} - \beta X$	γX	δX																				
الحالة النهائية (t_f)	$X = X_f$	$n_{0A} - \alpha X_f$	$n_{0B} - \beta X_f$	γX_f	δX_f																				

المتابعة الزمنية لتحول كيميائي

1) طريقة قياس الناقلية (طريقة فيزيائية)	يمكن متابعة تقدم التفاعل بواسطة قياس الناقلية G أو الناقلية النوعية σ .
2) طريقة المعايرة (طريقة كيميائية)	هي تحديد تركيز نوع كيميائي مجهول في محلول.

المعايرة	قياس الناقلية
<p>تعريف هي عملية كيميائية تحدث بين الأنواع الكيميائية، الهدف منها تحديد تركيز مجهول، توجد عدة أنواع من المعايرة منها معايرة الأحماض والأسس.</p> <p>البروتوكول التجريبي: نملأ السحاحة بالمحلول المعايير ويكون إما حمض قوي أو أساس قوي (وليكن أساس مثلا) تركيزه C_b.</p> <p>- نأخذ حجم معين V_a من محلول معايير تركيزه مجهول C_a (محلول حمضي مثلا).</p> <p>- نبدأ عملية المعايرة وذلك بفتح الصنبور.</p>	
<p>نقطة التكافؤ: عند التكافؤ يتحقق قانون التكافؤ $C_a V_a = C_b V_{bE}$</p> <p>حيث V_{bE}: حجم المحلول المسكوب عند التكافؤ.</p>	<p>- يمكن استعمال الناقلية النوعية σ للمزيج من أجل قيمة الحجم المسكوب، بعد رسم المنحنى $\sigma = f(V)$ نستنتج V_E.</p>
تحديد نقطة التكافؤ: يمكن تحديد نقطة التكافؤ بعدة طرق: منها المعايرة اللونية وقياس الناقلية	

المدة المستغرقة في تحول كيميائي

(1) التحولات السريعة	تطور الجملة الكيميائية يصل إلى حالته النهائية مباشرة عند التلامس بين المتفاعلات - (تحول آتيا أو لحظيا)
(2) التحولات البطيئة	تطور الجملة الكيميائية يصل إلى حالته النهائية بعد أن يستغرق عدة ثواني ، دقائق أو ساعات
(3) التحولات البطيئة جدا	تطور الجملة الكيميائية يصل إلى حالته النهائية بعد عدة أيام أو شهور

سرعة التفاعل	سرعة إختفاء نوع كيميائي	سرعة تشكل نوع كيميائي	
	$v_m = -\frac{\Delta n}{\Delta t}$	$v_m = \frac{\Delta n}{\Delta t}$	السرعة المتوسطة
	- سرعة التفاعل تمثل معامل توجيه المماس للمنحنى $X = f(t)$ عند اللحظة t		السرعة اللحظية
$v = \frac{dX}{dt}$	$v = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \frac{\Delta n}{\Delta t} = -\frac{dn}{dt}$	$v = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \frac{\Delta n}{\Delta t} = \frac{dn}{dt}$	
	- هي سرعة التفاعل في وحدة الحجم (L) يعبر عنها بـ :		السرعة الحجمية
$v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dX}{dt} = \frac{d[X]}{dt}$	$v = -\frac{1}{V} \cdot \frac{dn}{dt} = -\frac{d[n]}{dt}$	$v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dn}{dt} = \frac{d[n]}{dt}$	
$\frac{v_A}{\alpha} = \frac{v_B}{\beta} = \frac{v_C}{\gamma} = \frac{v_D}{\delta}$			العلاقة بين السرعة
- بالنسبة لسرعة اللحظية أو السرعة الحجمية يكون :			
- اشارة (-) تعني ان كمية المادة تتناقص و قيمة السرعة موجبة دوما.			ملاحظة
- وحدة سرعة التفاعل (mol/S) أو (mol/min) وحدة السرعة الحجمية (mol/L.S).			

تعريف زمن نصف التفاعل	من أجل التفاعل ذي المعادلة $\alpha A + \beta B \rightarrow \gamma C + \delta D$		
هو الزمن اللازم لبلوغ التفاعل نصف تقدمه الأعظمي	سرعة التفاعل X	سرعة إختفاء النوع A	سرعة تشكل النوع C
$X\left(t_{\frac{1}{2}}\right) = \frac{X_{max}}{2} = \frac{X_f}{2}$ (النهائي)			
إن معرفة زمن نصف التفاعل يمكن من مقارنة تفاعلين من حيث السرعة وكذلك التحكم في التحول الكيميائي.	$v = \tan a = \frac{dX}{dt}$	$v = -\frac{dn_A}{dt}$	$v = \frac{dn_C}{dt}$
	$v = \frac{1}{V} \cdot \frac{dX}{dt} = \frac{d[X]}{dt}$	$v = -\frac{d[n_A]}{dt}$	$v = \frac{d[n_C]}{dt}$
			السرعة اللحظية
			السرعة الحجمية

العوامل الحركية

الجملة تتطور أسرع كلما ارتفعت درجة الحرارة - (إن إضافة الماء البارد لتفاعل كيميائي يمكن من توقيف التفاعل لجملة كيميائية)	درجة الحرارة
الجملة تتطور بشكل أسرع كلما زدنا في أحد تراكيز المتفاعلات.	التركيز الابتدائي
هو نوع كيميائي يسرع التفاعل ولكن لا يدخل كطرف فيها و يوجد على عدة أنواع	الوسيط
لا يمكن التمييز بينه وبين باقي المتفاعلات - له نفس الحالة الفيزيائية للمتفاعلات -	وسيط متجانس
الحالة الفيزيائية للوسيط تختلف عن الحالة الفيزيائية للمتفاعلات - ليس من طبيعة المتفاعلات -	وسيط غير متجانس
الإنزيمات وسائط هامة في البيولوجيا، مثلا في المادة الحية تحدث تفاعلات بيوكيميائية تتدخل فيها الإنزيمات كوسيط	وسيط إنزيمي
التفسير المجهرى لتأثير التراكيز الابتدائية ودرجة الحرارة	
- الزيادة في التراكيز الابتدائية يؤدي إلى الزيادة في كمية المتفاعلات وبالتالي الزيادة في التصادمات الفعالة بين الجزيئات وبالتالي تزداد الطاقة الحركية الميكروسكوبية ، مما يؤدي إلى الزيادة في سرعة التفاعل.	
- كلما كانت درجة الحرارة عالية و كان عدد الأفراد في وحدة الحجم أكبر كان تواتر الاصطدامات الفعالة أكبر و كان التحول أسرع.	
- إن التغير في درجة حرارة مائع يؤدي إلى تغير الطاقة الحركية للأفراد الكيميائية الموجودة في المائع، تسمى هذه الحركة بالحركة الحرارية.	
- الحركة العشوائية السريعة للأفراد الكيميائية تسمى الحركة البرونية .	