

# الوحدة 01: المتابعة الزمنية لتحول كيميائي

كمية المادة مقدرة بالمول (mol)	$n$	$n = \frac{m}{M}$	كمية المادة
الكتلة مقدرة بالغرام (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)	$P$
$t = C_m = \frac{m}{V}$ مقدر بـ: g/l	$C = \frac{n}{V}$ مقدر بـ: mol/l	حجم الغاز ( $m^3$ )	$V$
		كمية المادة (mol)	$n$
		درجة الحرارة (كلفن $K^0$ )	$T = \theta(c^0) + 273$
		ثابت الغازات ( $8.314 j. mol^{-1}. K^{-1}$ )	$R$
		$PV = nRT$	
		قانون الغازات المثالية	
شدة التيار الكهربائي (أمبير A)	$I$	الناقلية (سيمنس s)	$G$
التوتر الكهربائي (فولط V)	$U$	الناقلية النوعية (s/m)	$\sigma$
$K = \frac{S}{L}$ ثابت الخلية		مساحة سطح الخلية ( $m^2$ )	$S$
		البعد بين اللبوسين (m)	$L$
		$G = \frac{I}{U} = \frac{1}{R} = \sigma \times \frac{S}{L} = \sigma \times K$	
		الناقلية النوعية	
		$\sigma = \lambda. C = \lambda_{M^+}[M^+] + \lambda_{M^-}[M^-]$	
		الناقلية النوعية المولية الشارديّة ( $s. m^2. mol^{-1}$ )	
$C = 10 \frac{P}{M} d$	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	$\rho_{H_2O}$	$\rho(g/l) = \frac{m}{V}$	الكتلة الحجمية
الكتلة مقدرة بالغرام (g)	$m$		
الحجم مقدرا باللتر (L)	$V$		
		$d = \frac{\rho}{\rho_{H_2O}}$ كثافة سائل أو صلب	
		الكتلة الحجمية للسائل أو الصلب $\rho(g/l)$	
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 ( $V_1 < V_2$ )		$n_1 = n_2$	قانون التمديد أو التخفيف
		$C_1 V_1 = C_2 V_2$	
معامل التمديد (في حالة تمديد المحلول F مرة)		$\frac{C_1}{C_2} = \frac{V_2}{V_1} = F$	
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"> <li>موازنة الهيدروجين H : تتم بإضافة <math>H^+</math> أو <math>H_3O^+</math> في وسط حامضي أو <math>OH^-</math> في وسط أساسي</li> <li>موازنة الأوكسجين O : تتم بإضافة الماء <math>H_2O</math></li> <li>موازنة الشحنة: تتم بإضافة العدد السالب للإلكترونات (<math>e^-</math>)</li> <li>موازنة الذرات الأخرى : تتم بالضرب في الأعداد الستوكيومترية</li> </ul>
$\times n$	$B^{m+} + m e^- \rightarrow B$	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 $2H_2O = OH^- + H_3O^+$			

# الوحدة 01: المتابعة الزمنية لتحول كيميائي

## 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
تفاعل الأكسدة-الإرجاعية		هو كل تفاعل كيميائي يحدث فيه تبادل إلكتروني بين المرجع والمؤكسد حيث يفقد المرجع إلكترون أو أكثر ليلتقطه المؤكسد	
الثنائيات (OX/Red)		المعادلة النصفية التالية $A \rightarrow A^{n+} + n\bar{e}$ تكتب على الشكل $(A^{n+}/A)$	
ملاحظة: تفاعل الأكسدة والارجاع يحدث في آن واحد لا يحدث تفاعل أكسدة من دون إرجاع ولا تفاعل إرجاع من دون تفاعل الأكسدة			

## التقدم X

التقدم X	هو مقدار يعبر عنه بالمول (كمية مادة المتفاعلات والنواتج في كل لحظة) والذي يسمح بوصف حالة جملة أثناء التحول الكيميائي
التقدم النهائي $X_f$	هو التقدم الملاحظ عند توقف تطور حالة الجملة الكيميائية
التقدم الأعظمي $X_{max}$	هو التقدم الذي من أجله يتوقف التفاعل بانتهاء أحد المتفاعلات - استهلاك المتفاعل المحد كليا -
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)

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 ( $t$ )	$X = ?$	$n_{0A} - \alpha X$	$n_{0B} - \beta X$	$\gamma X$	$\delta X$
الحالة النهائية ( $t_f$ )	$X = X_f$	$n_{0A} - \alpha X_f$	$n_{0B} - \beta X_f$	$\gamma X_f$	$\delta X_f$

جدول التقدم التفاعل

## المتابعة الزمنية لتحول كيميائي

1) طريقة قياس الناقلية (طريقة فيزيائية)	يمكن متابعة تقدم التفاعل بواسطة قياس الناقلية G أو الناقلية النوعية $\sigma$ .
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 <math>C_b</math>.</p> <p>- نأخذ حجم معين <math>V_a</math> من محلول معايير تركيزه مجهول <math>C_a</math> (محلول حمضي مثلا).</p> <p>- نبدأ عملية المعايرة وذلك بفتح الصنبور.</p>	
<p>نقطة التكافؤ: عند التكافؤ يتحقق قانون التكافؤ <math>C_a V_a = C_b V_{bE}</math></p> <p>حيث <math>V_{bE}</math>: حجم المحلول المسكوب عند التكافؤ.</p>	<p>- يمكن استعمال الناقلية النوعية <math>\sigma</math> للمزيج من أجل قيمة الحجم المسكوب، بعد رسم المنحنى <math>\sigma = f(V)</math> نستنتج <math>V_E</math>.</p>
<p>تحديد نقطة التكافؤ: يمكن تحديد نقطة التكافؤ بعدة طرق: منها المعايرة اللونية وقياس الناقلية</p>	

# الوحدة 01: المتابعة الزمنية لتحول كيميائي

## 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 السع
- 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 $X(t_{1/2}) = \frac{X_{max}}{2} = \frac{X_f}{2}$ (النهائي)	سرعة التفاعل X	سرعة إختفاء النوع A	سرعة تشكل النوع C
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 .	