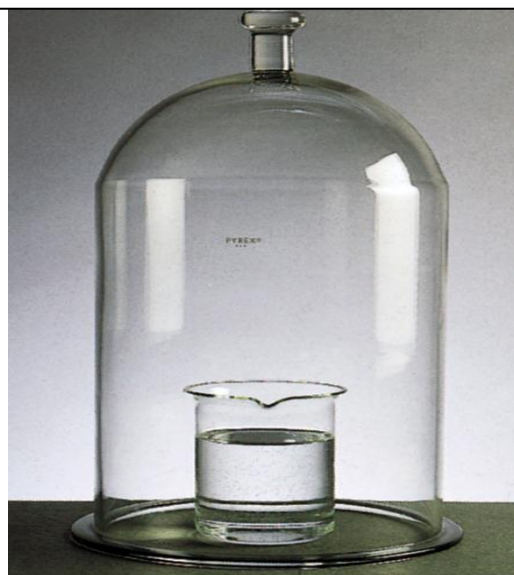


الأتران الكيمياء

Chemical Equilibrium



At equilibrium: $\text{rate}_{\text{forward}} = \text{rate}_{\text{reverse}}$

إعداد

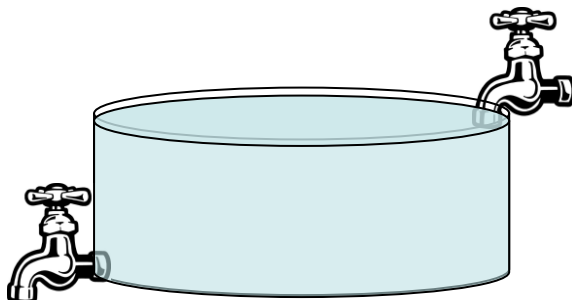
د/نور الهدى عبدالودود زيدان

أستاذ مساعد بقسم كيمياء وسمية المبيدات

كلية الزراعة - جامعة كفر الشيخ

الأتران الكيمياءى Chemical Equilibrium

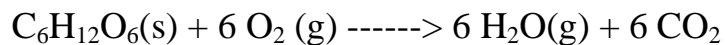
Equilibrium, an analogy



Amount of water being pumped in =
Amount of water being pumped out

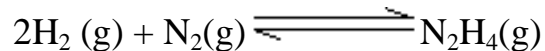
يمكن تقسيم التفاعلات الكيمياءية من حيث مدى تحول المواد المتفاعلة إلى نواتج إلى قسمين :
١- تفاعلات تامة (غير انعكاسية) وهي التفاعلات التي تتحول فيها كل المواد المتفاعلة إلى نواتج
(تفاعل في اتجاه) .

مثال : احتراق سكر الجلوكوز

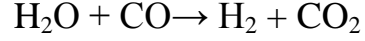


٢- تفاعلات غير تامة (انعكاسية) وهي التفاعلات التي لا تتحول فيها جميع المواد المتفاعلة إلى
نواتج (تفاعل في اتجاهين) .

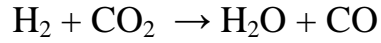
مثال:



وحالة الاتزان الكيميائي صفة تتعلق بالتفاعلات الانعكاسية.
فبخار الماء الساخن يتفاعل مع غاز أول أكسيد الكربون لانتاج غاز الهيدروجين وغاز ثاني أكسيد الكربون.

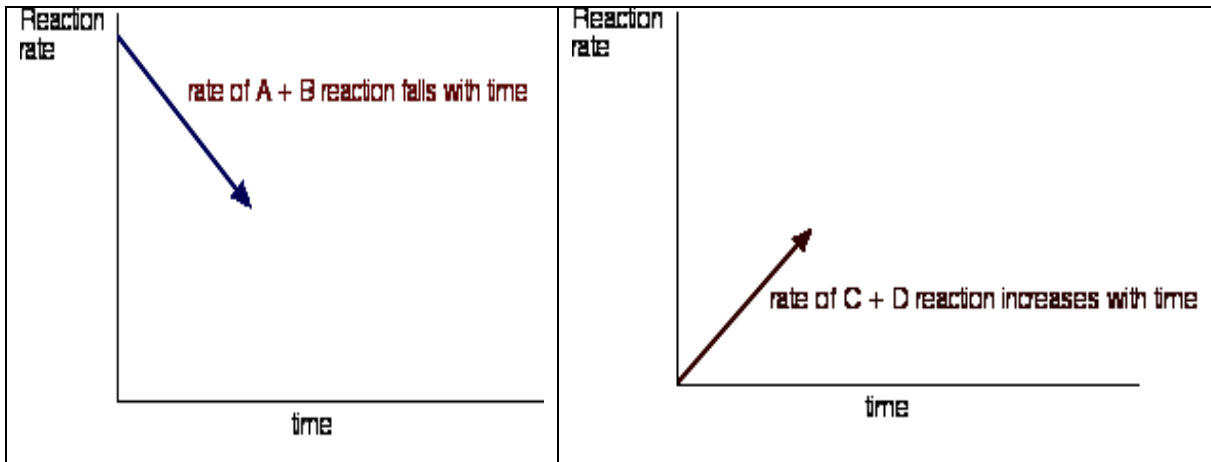


وبمجرد تكون كمية كافية من النواتج نجد أن غاز الهيدروجين يتفاعل مع غاز ثاني أكسيد الكربون لانتاج بخار الماء وغاز أول أكسيد الكربون.

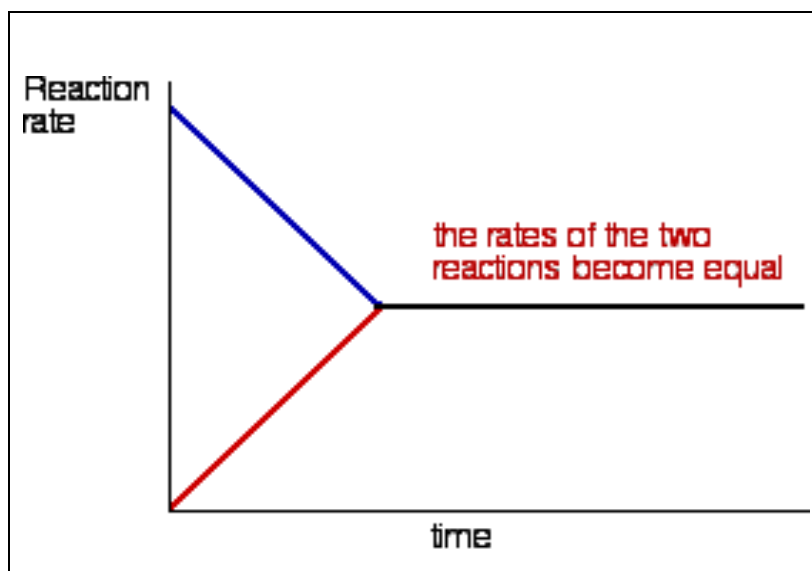


فنجد أن هناك تفاعلين في وعاء واحد تفاعل في الاتجاه الأصلي وتفاعل بالاتجاه العكسي وكل تفاعل منهما له سرعة تفاعل.

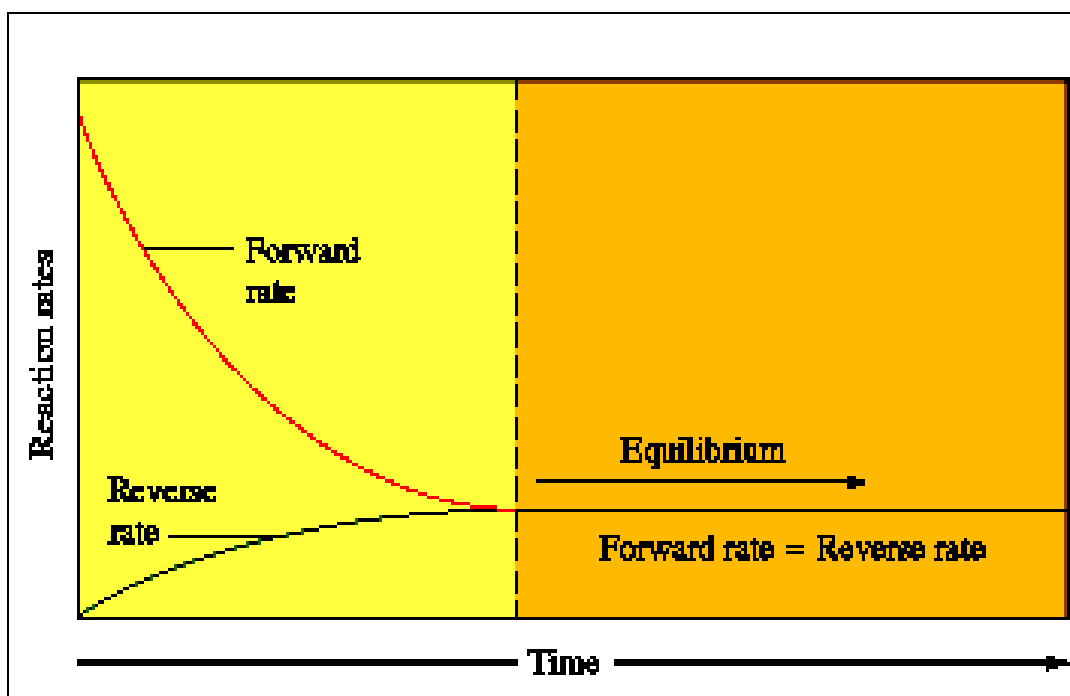
بمرور الزمن نلاحظ نقصان سرعة التفاعل الأصلي نظراً لنقصان تركيز المواد المتفاعلة .
وفي المقابل نجد زيادة في سرعة التفاعل العكسي نظراً لزيادة تركيز المواد الناتجة .



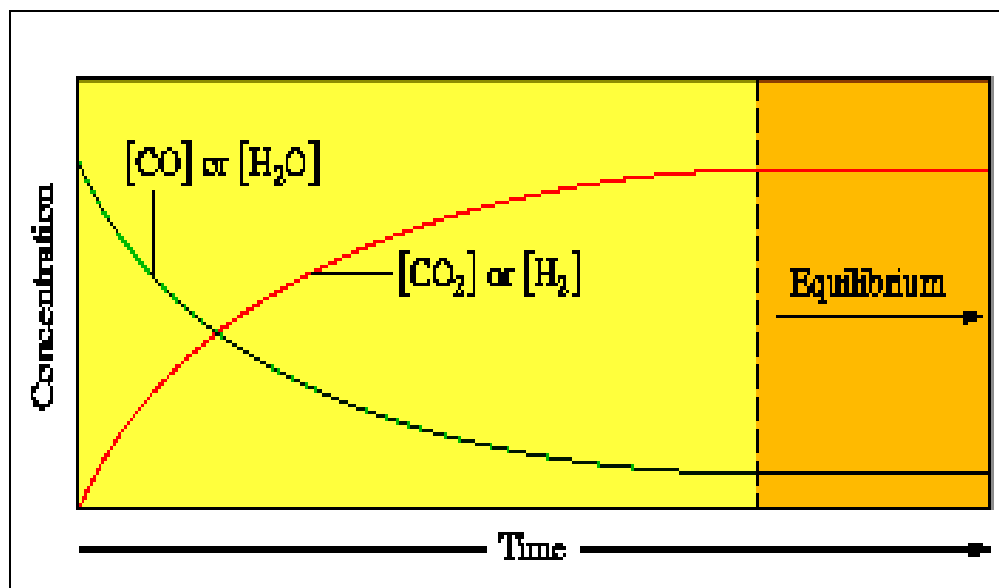
وفي اللحظة التي تتساوى فيها سرعة التفاعلين الأصلي والعكسي يكون قد وصل التفاعل إلى حالة الاتزان.



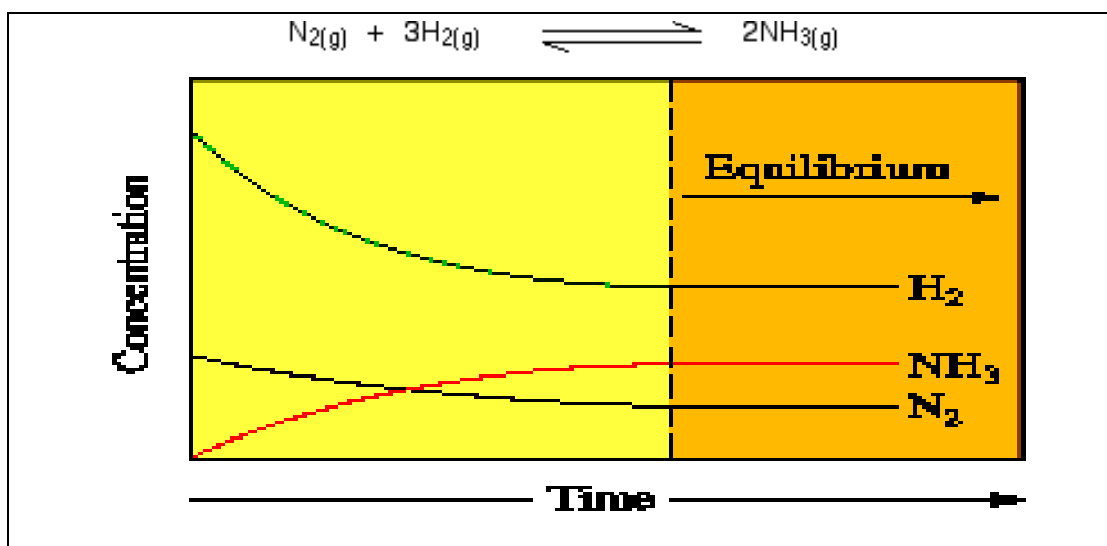
إذا فحالة الاتزان هي الحالة التي تتساوى عندها سرعة التفاعلين العكسيين.



و عند حالة الاتزان تثبت تراكيز المواد الموجودة في التفاعل كما تثبت الخواص المرئية مثل اللون



ففي تفاعل هابر لتحضير غاز النشادر في الصناعة نجد أن تراكيز كلاً من غاز الهيدروجين وغاز النيتروجين وغاز النشادر ثابتة عند وصول التفاعل إلى حالة الاتزان.



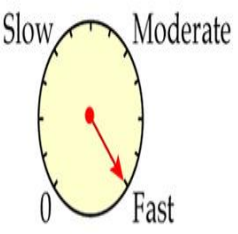
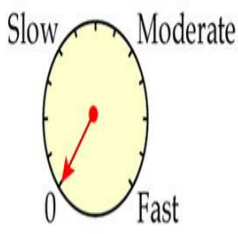
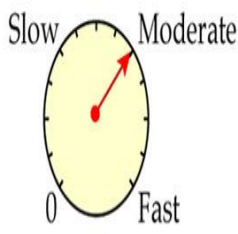
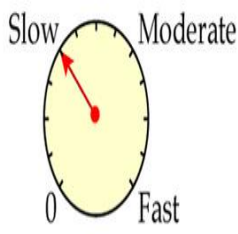
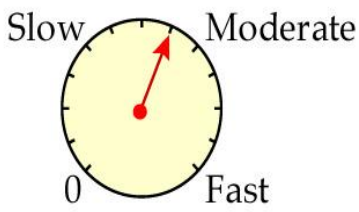
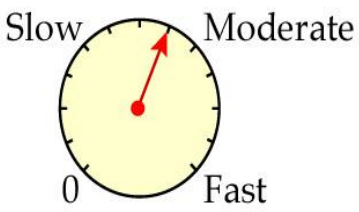
من خلال العرض السابق هل تستطيعوا يا أعزائي الإجابة على هذا السؤال

لماذا تصل التفاعلات الكيميائية لحالة الأتزان

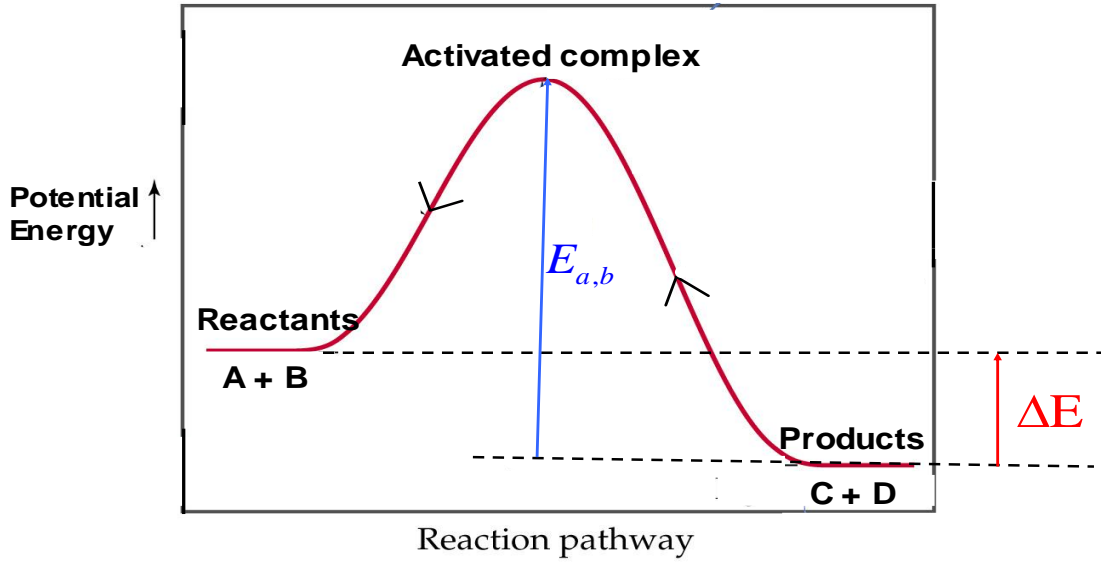
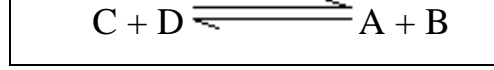
Why Do Chemical Reactions Reach Equilibrium?

أسمع أحدكم يقول نعم..... تأملوا جيدا! الشكل التالي لتستقر الإجابة أكثر في اذهانكم

$$2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$$

			
Forward rate at time zero	Reverse rate at time zero	Forward rate after some time has passed	Reverse rate after some time has passed
At equilibrium			
			
Forward rate	Reverse rate		
$2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{SO}_3$	$2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 \longleftarrow 2 \text{SO}_3$		

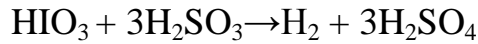
وبصوره أكثر عموميه اذا اعتبرنا تفاعل كيميائي يتفاعل فيه جزئ من A مع جزئ من B وينتج جزئ من C ، وجزئ من D وان هذا التفاعل عكسي (أي يتفاعل جزئ من C مع D لتكوين جزئ من A ، B) ويعبر عن ذلك بالمعادله التاليه :



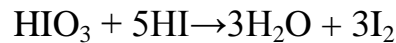
وعند الوصول الي حاله الاتزان فان سرعه التفاعل الطردى تساوي سرعه التفاعل العكسي وتتحدد هذه السرعات في التفاعل الكيميائي بعدد المولات من ماده التي تتحول لكل وحده حجم في وحده الزمن ، ووحده الحجم دائما اللتر .

وقد وجد ان سرعه التفاعل تتناسب تناسبا طرديا مع حاصل ضرب التركيزات الفعاله للمواد المتفاعله وهذا ما يعرف بقانون فعل الكتله ولتوضيح مدي اعتماده سرعه التفاعل علي تركيز المواد المتفاعله تجري التجربه التاليه :

اذا اضيف حمض الكبريتوز الي زياده من حمض اليوديك يحدث التفاعل التالي :



ثم يتفاعل حمض الايدروبيوديك الناتج مع الزياده من حمض اليوديك :



ويتكون اليود الذي يزرق محلول النشا .

والتفاعل الاول بطيء ويجب ان يسري الي النهايه قبل ان يبدا التفاعل الثاني او يسري الي أي مدي .
والتفاعل الثاني يسري عمليا بسرعه هائله جدا وبذلك فان الزمن الذي يتبع ظهور اللون الازرق
يعتبر مقياس لسرعه التفاعل الاول .

• والتعريف الحديث لقانون فعل الكتله **Law of mass action** هو :- تتناسب سرعه التفاعل
كيميائي تناسب طردي مع حاصل ضرب فعاليه كل مركب متفاعل مرفوعا لقوة تساوي عدد
مرات ظهور تلك ماده في المعادله . وفي دراستنا هذه سوف تعتبر ان الفعاليه في نظام
متجانس (كله سائل او غازي) تساوي التركيز المولاري له) .

• التعبير رياضيا عن ثابت الاتزان

ولتوضيح حاله الاتزان ، فان التفاعل يسري مجرد خلط ماده A مع B ودلت دراسه معدل تكوين
المواد C ، D ، انها تتكون بسرعه اكبر عند بدايه التجربه ، حيث تركيز A ، B كانت اكبر ما يمكن
(مع حفظ العوامل الاربع الاخرى ثابتة) . وطبقا لقانون فعل الكتله فان سرعه التفاعل الطردي
يعبر عنها بالتعبير التالي حيث [] تمثل التركيز المولاري للمواد المستعمله .

$$S_f \propto [A][B]$$

وإذا تفاعل a مول من ماده A مع b مول من ماده B فان

$$S_f \propto [A]^a [B]^b ، S_f = K_1 [A]^a [B]^b$$

ثم يقل معدل التفاعل بنقص تركيز المواد المتفاعله ويصل الي الصفر عند نقطه الاتزان وحيث انه
سوف لا يحدث تغير اخر في تركيز المواد C ، D عند الاتزان فان ذلك لا يعني ان تكوين C ، D قد
توقف لانه ما زال يوجد تركيزات من A ، B لها القدره علي التفاعل مع بعضها ، وعلاوه علي ذلك
فان المواد C ، D ما دامت موجوده فان التفاعل العكسي سوف يحدث .
وفي الحقيقه فان C ، D سوف تبدا التفاعل مجرد تواجد تركيزات من كل منهما في التفاعل . ويعبر
عن سرعه التفاعل العكسي كما يلي :

$$S_r \propto [C][D]$$

وإذا تكون c من مول المادة C ، d مول من المادة D فإن

$$S_r \propto [C]^c [D]^d \quad ; \quad S_r = K_2 [C]^c [D]^d$$

والثوابت K_1 ، K_2 تسمي ثوابت السرعة وكل منهما خاص بكل تفاعل . وتعتمد قيمتها علي الطبيعة الخاصة بكل مادة متفاعله وبذلك فإن K_1 ، K_2 غير متساويان ، وكذلك تعتمد علي درجه الحراره ، وبذلك فإن معدل التفاعل العكسي سوف يزداد بمرور الزمن بينما معدل التفاعل الطردي يتناقص بمرور الزمن ، وعند الاتزان في التفاعل العكسي تتساوي سرعتا التفاعلين الطردي والعكسي .

$$S_f = S_r$$

$$K_1 [A]^a [B]^b = K_2 [C]^c [D]^d$$

Or

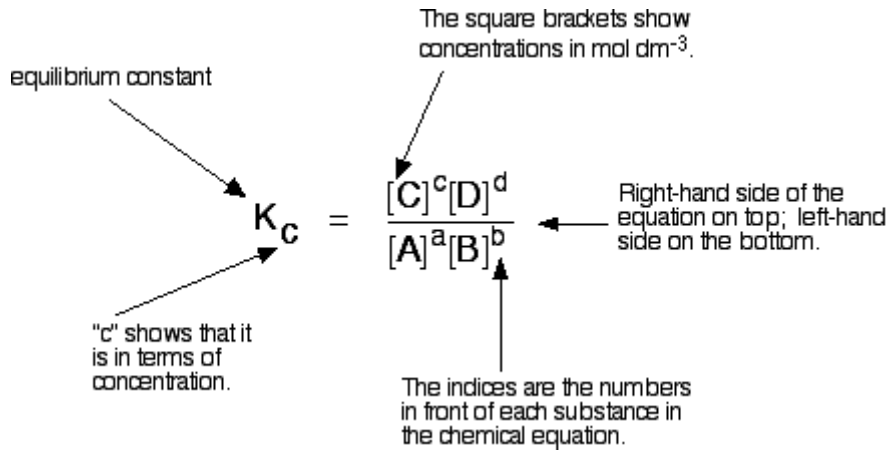
$$K_1 / K_2 = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b = K_{eq}$$

$$\bullet \quad K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$\diamond \quad K_{eq} = \frac{[\text{Products}]}{[\text{Reactants}]}$$

- [] - concentration of compound/element, usually in molarity (moles/liter)

Or



ويسمى التعبير Keq بثابت الاتزان للتفاعل المعين ، وهو تميز للتفاعل المعين وتتغير قيمته بتغير درجات الحرارة .

وعند التعبير رياضيا عن ثابت الاتزان لابد للتفاعل ان يحدث حتي تصل تركيزات المواد المتفاعله والنتاجه من التفاعل الي قيم تعطي القيمه K عند التعويض في المعادله السابقه ، وهذا صحيح اذا بدانا بالمواد النقيه A ، B او المواد النقيه C ، D او أي ثلاثه منهم او المواد الاربع .

وبتعبير اخر فانه بالنسبه لاي تفاعل كيميائي عند الاتزان يكون حاصل ضرب تركيزات المواد الموجوده علي اليسار ، يساوي مقدارا ثابتا ، عند درجه حراره ثابتة ، وليس من الضروري ان الكميات النسبيه للمواد المتفاعله الموجوده هي نفسها المعبر عنها في معادله التفاعل الكيميائي . ولكن من الضروري ان النسبه بين حاصل ضرب تركيزاتها يساوي ثابت الاتزان .

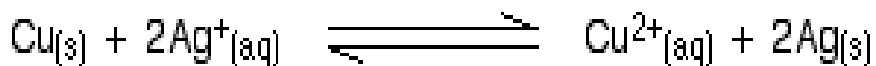
والتغير في تركيزات المواد المتفاعله له تاثير بسيط علي قيمه ثابت الاتزان ، والتغيرات في درجه الحراره لها تاثيرات مختلفه علي قيم K₁ ، K₂ وبالتالي يتغير قيم نسبه K₁ / K₂ أي ثابت الاتزان .

ويعرف القانون الذي يضم ثابت الاتزان باسم **قانون الاتزان الكيميائي**

وهناك مفهوم خاطيء لدى بعض الطلاب وهو ظنهم بأنه عند حالة الاتزان تتساوى تراكيز المواد الناتجة والمواد المتفاعله وهذا الفهم ليس صحيحاً فثبات التركيز ليس معناه التساوي ، صحيح قد يكون هناك حالات اتزان لتفاعلات معينة تتساوى فيها التراكيز في الطرفين ولكنها نادرة جداً.

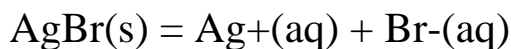
دلالة قيمة ثابت الاتزان

القيم الكبيرة لثابت الاتزان $K > 1$ تدل على أن معظم المواد المتفاعلة تتحول إلى نواتج عند الاتزان
فثابت الاتزان للتفاعل التالي :



$$K_c = \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2} = 10^{15}$$

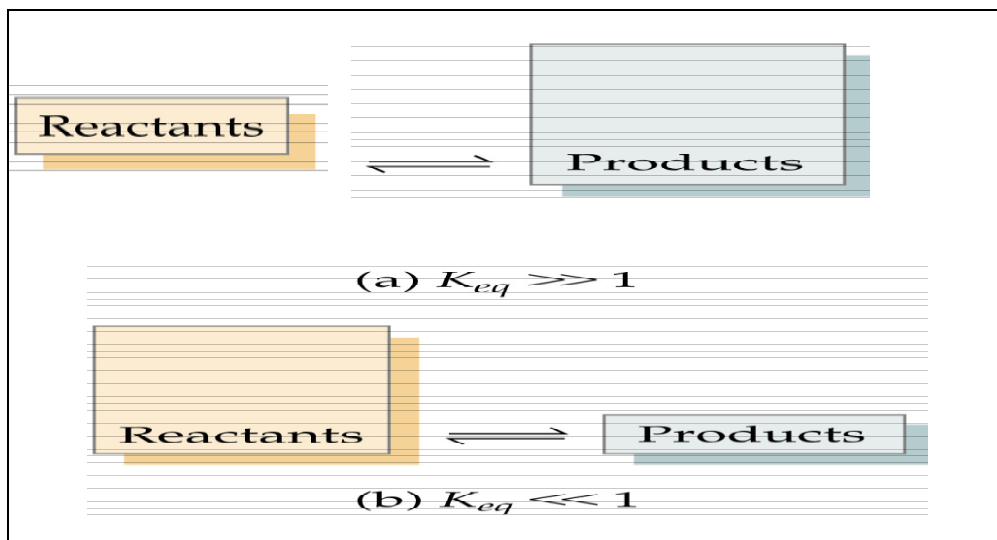
والقيم الصغيرة $K < 1$ فتدل على أن معظم المواد المتفاعلة لا تتحول إلى نواتج عند حالة الاتزان
فثابت الاتزان للتفاعل التالي:



$$K_c = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] = 5.0 \times 10^{-13}$$

أما القيمة $K = 1$ فهذا يدل على أنه عند حالة الاتزان يكون تركيز المواد الناتجة مساوي لتركيز
المواد المتفاعلة.

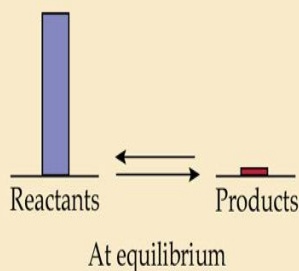
وللتوضيح أكثر أنظر الشكل التالي :



Interpreting K_{eq} values

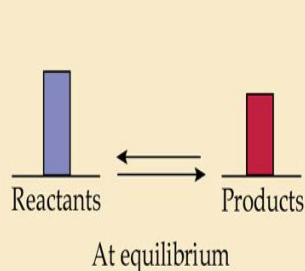
$$K_{eq} < 10^{-3}$$

Equilibrium lies far to left
(reaction only barely occurs).
At equilibrium, mostly
reactants are present:



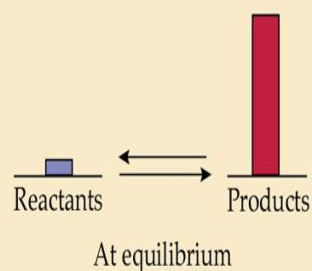
$$K_{eq} \text{ between } 10^{-3} \text{ and } 10^3$$

At equilibrium, appreciable
amounts of both reactants
and products are present:



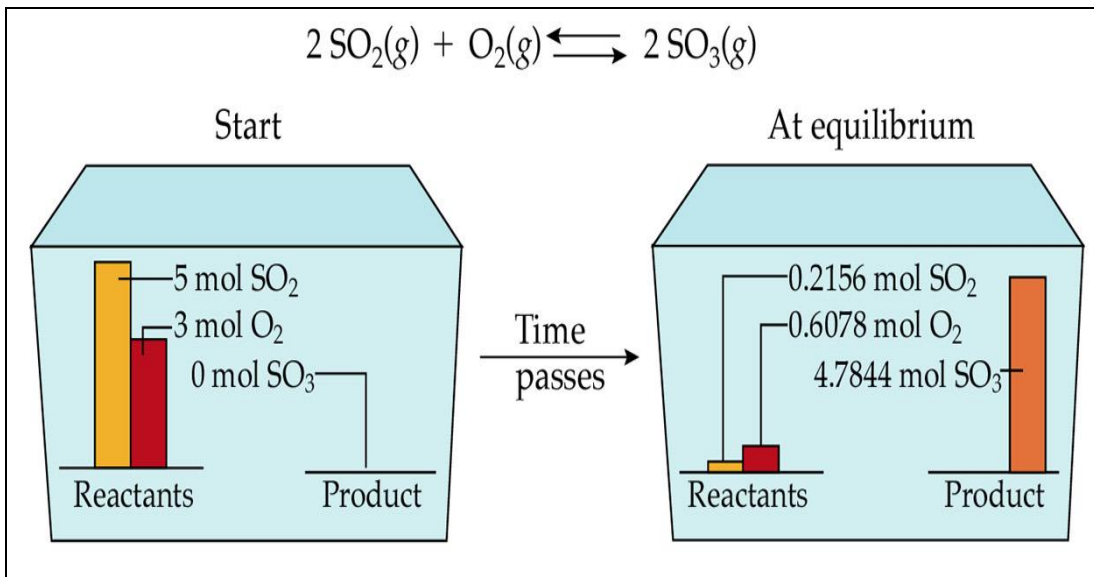
$$K_{eq} > 10^3$$

Equilibrium lies far to
right (toward completion).
At equilibrium, mostly
products are present:

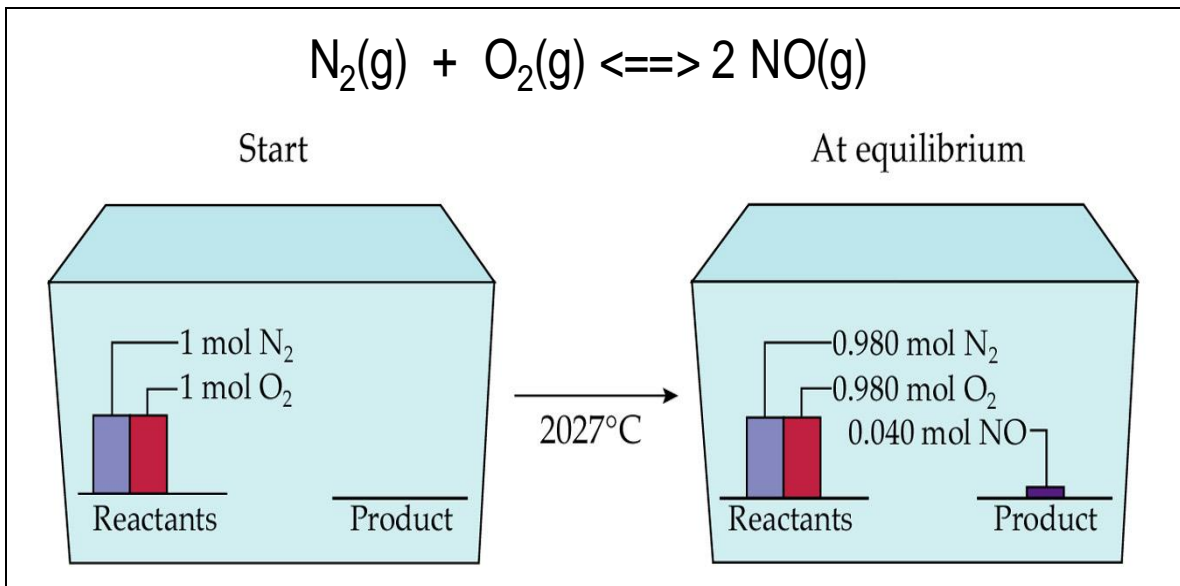


$$\text{For } aA + bB \rightarrow cC + dD \quad K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

أنظر للاشكال الآتية ثم أحسب قيمة ثابت الأتزان ؟



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]} = \frac{(4.7844 \text{ M})^2}{(0.2156 \text{ M})^2(0.6078 \text{ M})} = 810.2$$



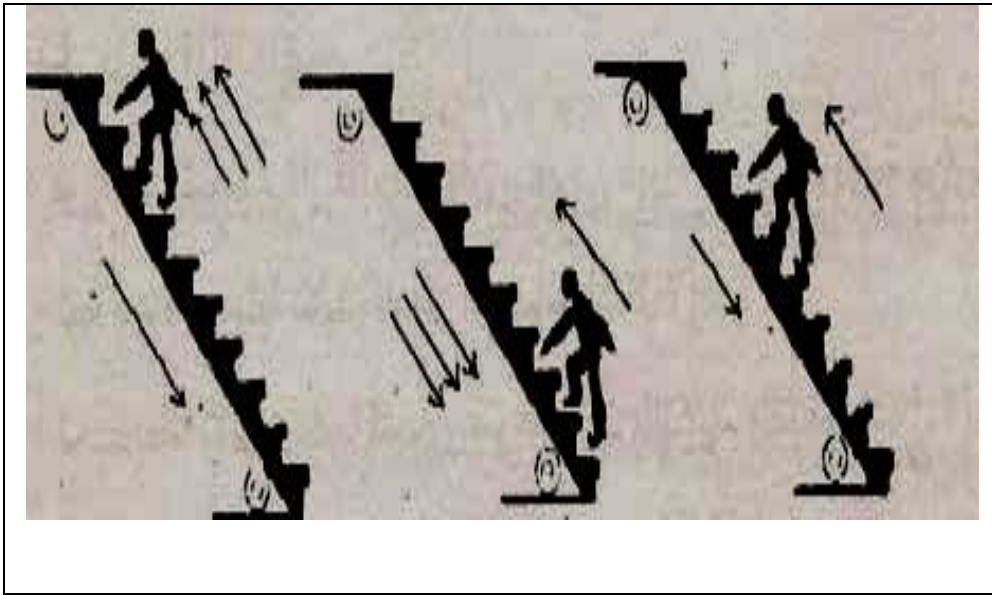
$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} = \frac{(0.040 \text{ M})^2}{(0.980 \text{ M})(0.980 \text{ M})} = 1.67 \times 10^{-3}$$

ملاحظات هامة :

١-الاتزان النشط:

إن ثبات تركيز المواد في التفاعل المتزن وكذلك ثبات الخواص الفيزيائية لا يعني أن التفاعل قد توقف بل أن هذا السكون الملاحظ ناتج عن تساوي سرعة التفاعلين العكسيين (حالة الاتزان) فالنفاعل في الحقيقة نشط وليس متوقفاً كما يبدو من ثبات التركيز والخواص.

دقق النظر في الصور التالية :



ما الذي يحاول فعله الرجل في الصورة في كلا الحالات الثلاث ؟

•ضع أمام كل حالة من الحالات الثلاث رقم العبارة المناسبة :

1 - سرعة صعود الشخص اقل من سرعة نزول السلم .

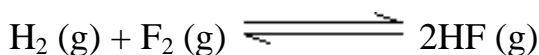
2 - سرعة صعود الشخص أعلى من سرعة نزول السلم .

3 - سرعة صعود الشخص مساوية لسرعة نزول السلم .

•أي من الحالات الثلاث تظهر الشخص وكأنه ثابت في مكانه ؟

٢- يلاحظ أنه عند بدء initial التفاعل (وليس عند نقطة الأتزان) فإن خارج قسمة حاصل ضرب تركيزات المواد الناتجة من التفاعل على الداخلة في التفاعل لا يسمى ثابت الأتزان Kc وإنما يطلق عليه حاصل التفاعل Reaction quotient ويرمز له بالرمز Q وهو يساعد في معرفة إتجاه التفاعل . helps to determine the direction of the move toward equilibrium .
 إذن عند تطبيق قانون فعل الكتلة في حالة Q يكون على التركيزات الابتدائية initial concentrations or original concentrations .

$$Q = \frac{[\text{orig. C}]^c [\text{orig D}]^d}{[\text{orig. A}]^a [\text{orig B}]^b} \quad K_{\text{conc}} = \frac{[\text{eqC}]^c [\text{eqD}]^d}{[\text{eqA}]^a [\text{eqB}]^b}$$



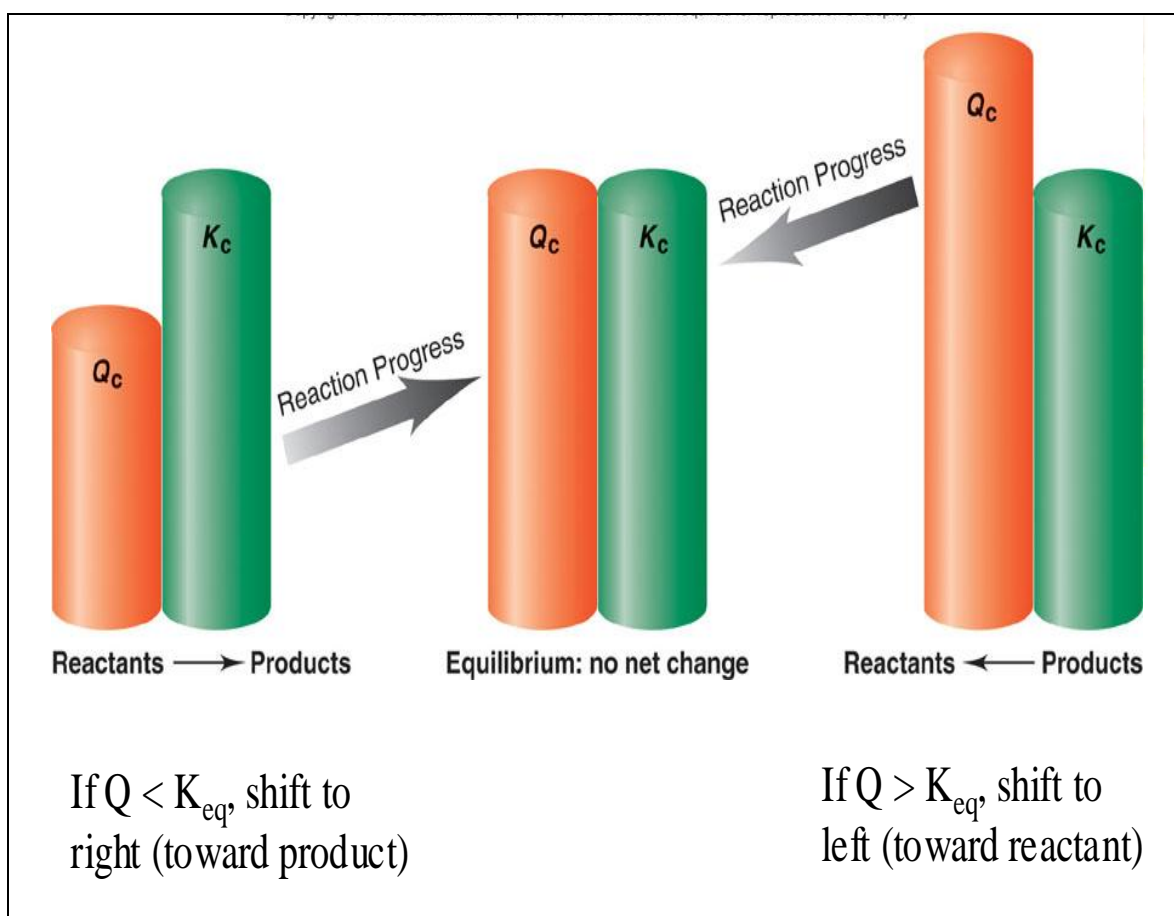
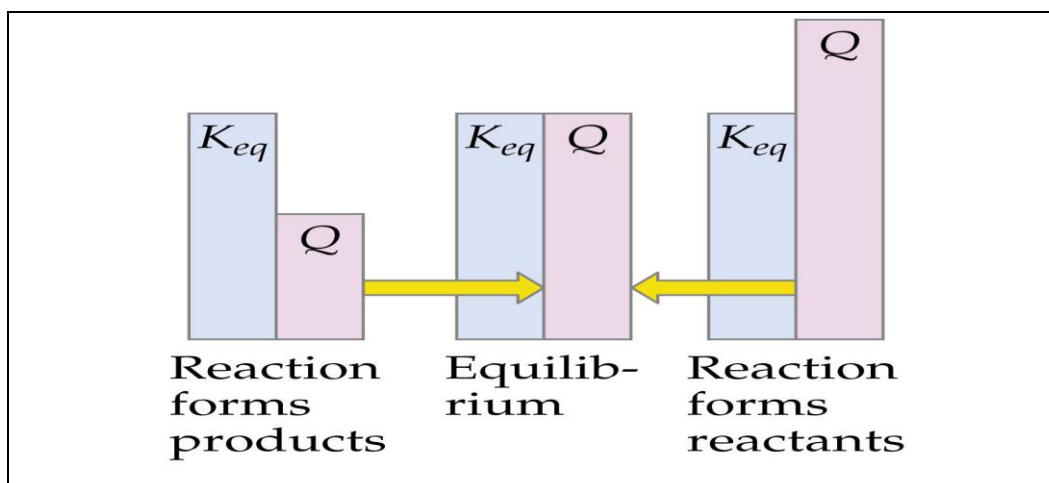
$$Q = \frac{[\text{HF}]_0^2}{[\text{H}_2]_0 [\text{F}_2]_0}$$

وعند نقطة الأتزان فإن $Kc = Q$ ، ويمكن عن طريق مقارنة قيم Kc ، Q معرفة إتجاه التفاعل كما يلي :

ا- عندما تكون $Q > Kc$ فإن البسط (تركيزات المواد الناتجة) يكون أقل مما هو عليه عند نقطة الأتزان، بينما يكون المقام (تركيزات المواد المتفاعله) أكبر ، لذلك فإن التفاعل يسير فقط في الأتجاه الطردى forward direction ولذا فإن قيمة Q تزيد تدريجياً لتقترب من قيمة Kc .

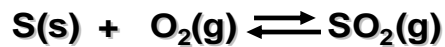
ب- عندما تكون $Q < Kc$ فإن البسط (تركيزات المواد الناتجة) يكون كبير جداً مما هو عليه عند نقطة الأتزان، بينما يكون المقام (تركيزات المواد المتفاعله) أقل ، لذلك فإن التفاعل يسير فقط في الأتجاه العكسى reverse direction ولذا فإن قيمة Q تقل تدريجياً إلى أن تتساوى مع قيمة Kc .

لفهم الكلام السابق بصوره أكثر وضوحاً أنظر الرسوم التوضيحيه الآتيه :

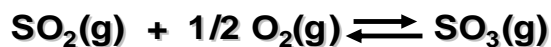


ما هي العلاقة بين قيم ثابت الاتزان لتفاعل ما في صور مختلفة؟

Adding equation for reactions

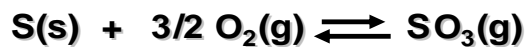


$$K_1 = [\text{SO}_2] / [\text{O}_2]$$



$$K_2 = [\text{SO}_3] / [\text{SO}_2][\text{O}_2]^{1/2}$$

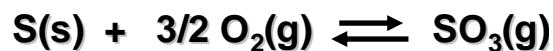
NET EQUATION



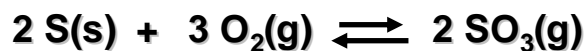
$$K_{\text{net}} = \frac{[\text{SO}_3]}{[\text{O}_2]^{3/2}} = K_1 \cdot K_2$$

ما هي العلاقة بين قيم ثابت الاتزان لتفاعل ما عند تغير الثوابت؟

Changing coefficients

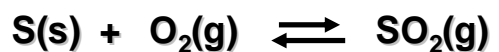


$$K = \frac{[\text{SO}_3]}{[\text{O}_2]^{3/2}}$$

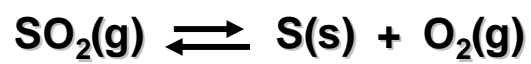


ما هي العلاقة بين قيم ثابت الاتزان لتفاعل ما عند تغير الأتجاه؟

Changing direction



$$K = \frac{[\text{SO}_2]}{[\text{O}_2]}$$



$$K_{\text{new}} = \frac{[\text{O}_2]}{[\text{SO}_2]}$$

$$K_{\text{new}} = \frac{[\text{O}_2]}{[\text{SO}_2]} = \frac{1}{K_{\text{old}}}$$

العوامل التي تؤثر علي ثابت الاتزان (مبدأ لوشاتلييه) :
Le chateliers principle

ان أي تفاعل عكسي سوف يبقي الي ما لا نهايه عند حاله الاتزان الا اذا حدث خلل نتيجته لتغيرات من الخارج . وضمن مثل هذه التغيرات سوف نذكر اضافه او سحب بالنسبه للحراره ، المواد المتفاعله (تغير في التركيز) وتغير في الضغط . ويتحكم في تاثير مثل هذه التغيرات في التفاعلات الطبيعيه او الكيميائيه عند حاله الاتزان مبدأ يسمى مبدأ لوشاتلييه Le chateliers principle وهو ينص علي ما يلي :

(بالنسبه لنظام في حاله الاتزان ، فان التغير في احدي العوامل التي يعتمد عليها الاتزان سوف يتسبب عنها ازاحه ذلك الاتزان في الاتجاه الذي يقلل فيه من ذلك التغيير) . ومن الجدير بالذكر ان وجود عامل الحفز لا يؤثر باي حال من الاحوال علي حاله النهائيه للاتزان ، ولكن تؤثر عوامل الحفز فقط علي سرعه الوصول الي حاله الاتزان .

وبكلمات أخرى ينص مبدأ لوشاتلييه **Le chateliers principle** علي
إذا أثر مؤثر ما (مثل التركيز أو الضغط أو درجة الحرارة) على تفاعل في حالة الاتزان فإن التفاعل يسير في الاتجاه الذي يقلل فيه من فعل هذا المؤثر.

**When a stress is applied to a system at equilibrium
the system will adjust to relieve the stress**

إذن العوامل المؤثرة على حالة الاتزان بصفه عامه هي :

١- تركيز المواد.

٢- الضغط.

٣- درجة الحرارة .

أولاً : أثر التركيز على حالة الاتزان :



وجد عملياً أنه بزيادة تركيز إحدى المواد المتفاعلة فإن التفاعل سيسير في الاتجاه الأصلي نحو تكون المزيد من المواد الناتجة .

وعند زيادة تركيز إحدى المواد الناتجة فإن التفاعل يسير في الاتجاه العكسي نحو تكون المزيد من المواد المتفاعلة ، والعكس بالعكس .

وفي كل الحالات تبقى قيمة ثابت الاتزان K ثابتة لا تتغير فتغير التركيز لا يؤثر على قيمة ثابت الاتزان .

ويمكن تفسير هذا الأثر وفق مبدأ لوشاتلييه على اعتبار أن زيادة تركيز إحدى المواد المتفاعلة (مثلاً) يؤدي إلى اختلال الاتزان فيكون هذا هو المؤثر ولكي يحافظ التفاعل على حالة الاتزان فإنه سيعتريه تغير في الاتجاه الذي يقلل من فعل هذا المؤثر وهو هنا بسير التفاعل في الاتجاه الأصلي . فالكمية المضافة من المادة المتفاعلة ستوزع في طرفي المعادلة (جزء يبقى متفاعلات وجزء يتحول لنواتج) ليصل التفاعل إلى حالة اتزان جديدة تبقى فيها قيمة ثابت الاتزان للتفاعل ثابتة لا تتغير .

نوضح ذلك بطريقه أخرى :

مثال :



ا- زيادة تركيز إحدى المواد المتفاعلة:

(على سبيل المثال : زيادة كمية A)

قيمة ثابت الاتزان	حالة الاتزان (اتجاه التفاعل)	[D]	[C]	[B]
لا تتغير	→	تزداد	تزداد	تقل

ب- زيادة تركيز إحدى المواد الناتجة :
(على سبيل المثال : زيادة كمية C)

قيمة ثابت الاتزان	حالة الاتزان (اتجاه التفاعل)	[D]	[B]	[A]
لا تتغير	←	تقل	تزداد	تزداد

ج- نقصان تركيز إحدى المواد المتفاعلة:

(على سبيل المثال : نقصان كمية A)

قيمة ثابت الاتزان	حالة الاتزان (اتجاه التفاعل)	[D]	[C]	[B]
لا تتغير	←	تقل	تقل	تزداد

د- نقصان تركيز إحدى المواد الناتجة:

(على سبيل المثال : نقصان كمية C)

قيمة ثابت الاتزان	حالة الاتزان (اتجاه التفاعل)	[D]	[B]	[A]
لا تتغير	→	تزداد	تقل	تقل

ثانياً : أثر الضغط على حالة الاتزان :



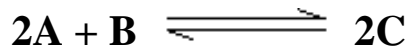
يقتصر أثر الضغط في التفاعلات المتزنة على التفاعلات الغازية فقط ووجد عملياً أن أثر الضغط على حالة الاتزان يتوقف على نوع التفاعل من حيث تساوي عدد مولات المواد في طرفي المعادلة أو عدم تساويها ، ففي التفاعلات التي يكون فيها عدد مولات المواد المتفاعلة يساوي عدد مولات المواد الناتجة وجد أن تغير الضغط لا يؤثر على حالة الاتزان ولا على قيمة ثابت الاتزان K بالطبع أما بالنسبة للتفاعلات التي تختلف فيها عدد مولات المواد في طرفي المعادلة فوجد أنه بزيادة الضغط (زيادة الضغط على النظام بالكامل) فإن التفاعل يتجه نحو الطرف الذي يكون فيه عدد مولات المواد أقل ، وبنقص الضغط يتجه التفاعل نحو عدد المولات الأكثر ولا تتأثر هنا قيمة ثابت الاتزان K أيضاً .

ويمكن تفسير هذا الأثر من خلال مبدأ لوشاتيليه على أساس أنه عند زيادة الضغط (على التفاعل بالكامل) فإن الضغط الناشئ عن المواد (المتفاعلة أو الناتجة) ذات عدد المولات الأكثر سيكون أكبر (تذكر أن الضغط الجزئي للغازات يعتمد على عدد الجسيمات وليس نوعها) فيكون هذا المؤثر ومن ثم فإن رد الفعل للتقليل من هذا المؤثر فإن التفاعل سيتجه نحو الطرف الذي تكون فيه عدد المولات أقل ليصل التفاعل إلى حالة اتزان جديدة تكون عندها قيمة ثابت الاتزان K مساوية لقيمة ثابت الاتزان قبل زيادة الضغط أي أن قيمة ثابت الاتزان لا تتغير بتغير الضغط .

ونلخص الكلام السابق كما يلي :

١- إذا كان عدد مولات المواد المتفاعلة أكبر من المواد الناتجة :

مثال :



(٢ مول في المواد الناتجة > ٣ مول في المواد المتفاعلة)

(أ) - زيادة الضغط: (إنقاص حجم الوعاء)

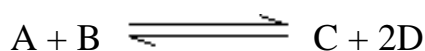
قيمة ثابت الاتزان	حالة الاتزان (اتجاه التفاعل)	[C]	[B]	[A]
لا تغير	→	يزداد	يقل	يقل

(ب) - انخفاض الضغط: (زيادة حجم الوعاء)

قيمة ثابت الاتزان	حالة الاتزان (اتجاه التفاعل)	[C]	[B]	[A]
لا تغير	←	يقل	يزداد	يزداد

٢- إذا كان عدد مولات المواد الناتجة أكبر من المواد المتفاعلة:

مثال :



(٣ مول في المواد الناتجة < ٢ مول في المواد المتفاعلة)

(أ) - زيادة الضغط: (إنقاص حجم الوعاء)

قيمة ثابت الاتزان	حالة الاتزان (اتجاه التفاعل)	[D]	[C]	[B]	[A]
لا تغير	←	يقل	يقل	يزداد	يزداد

(ب) - انخفاض الضغط: (زيادة حجم الوعاء)

قيمة ثابت الاتزان	حالة الاتزان (اتجاه التفاعل)	[D]	[C]	[B]	[A]
لا تغير	→	يزداد	يزداد	يقل	يقل

٣- في حالة تساوى عدد مولات المواد المتفاعلة والناتجة :

مثال :



فإن أى زياده أو نقصان فى الضغط لا تؤثر على حالة الأتزان.

ثالثاً : أثر درجة الحرارة على حالة الاتزان :



يتوقف أثر درجة الحرارة في التفاعلات المتزنة على نوع التفاعل من حيث المحتوى الحراري ففي التفاعلات الماصة للحرارة وجد عملياً أن ارتفاع درجة الحرارة في التفاعل المتزن تجعل التفاعل يسير في الاتجاه الأصلي نحو تكوين المزيد من المواد الناتجة (على حساب المواد المتفاعلة) بمعنى أنه في هذه الحالة سيزداد تركيز المواد الناتجة (الموجودة في بسط قانون الاتزان) ويقل تركيز المواد المتفاعلة (الموجودة في المقام) لذلك نجد أن قيمة ثابت الاتزان تزداد بارتفاع درجة الحرارة في التفاعلات الماصة للحرارة ، والعكس صحيح بخفض درجة الحرارة .

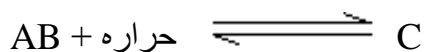
وفي التفاعلات الطاردة للحرارة وجد عملياً أن ارتفاع درجة الحرارة في التفاعل المتزن تجعل التفاعل يسير في الاتجاه العكسي نحو تكون المزيد من المواد المتفاعلة (على حساب المواد الناتجة) بمعنى أنه في هذه الحالة سيزداد تركيز المواد المتفاعلة (الموجودة في مقام قانون الاتزان) ويقل تركيز المواد الناتجة (الموجودة في البسط) لذلك نجد أن قيمة ثابت الاتزان تقل بارتفاع درجة الحرارة في التفاعلات الطاردة للحرارة ، والعكس صحيح بخفض درجة الحرارة .

ويمكن تفسير أثر الحرارة على حالة الاتزان وفق مبدأ لوشاتيليه على افتراض أننا يمكن اعتبار الحرارة في التفاعلات الماصة للحرارة وكأنها مادة متفاعلة فعندما نرفع درجة الحرارة نكون كأننا أضفنا كمية من المادة المتفاعلة للتفاعل فيكون رد فعل التفاعل للتقليل من هذا المؤثر هو اتجاه التفاعل في الاتجاه الأصلي . والشيء نفسه يحدث في التفاعلات الطاردة للحرارة فيمكن اعتبار الحرارة هنا وكأنها مادة ناتجة .

ونفس ذلك بصورة أكثر وضوحاً كما يلي :

١- تفاعلات ماصة للحرارة ($H = +$) :

مثال :



(أ)- زيادة درجة الحرارة

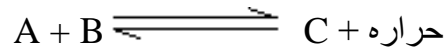
قيمة ثابت الاتزان	حالة الاتزان (اتجاه التفاعل)	[C]	[AB]
يزداد	→	تزداد	تقل

(ب)- إنخفاض درجة الحرارة

قيمة ثابت الاتزان	حالة الاتزان (اتجاه التفاعل)	[C]	[AB]
يقل	←	تقل	تزداد

٢- تفاعلات طارده للحراره (H = -) :

مثال :



(أ)- زيادة درجة الحرارة

قيمة ثابت الاتزان	حالة الاتزان (اتجاه التفاعل)	[C]	[B]	[A]
يقل	←	تقل	تزداد	تزداد

(ب)- إنخفاض درجة الحرارة

قيمة ثابت الاتزان	حالة الاتزان (اتجاه التفاعل)	[C]	[B]	[A]
يزداد	→	تزداد	تقل	تقل

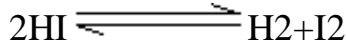
٣- تفاعلات لا ماصه ولا طارده للحراره (H = صفر) :

أى زياده أو نقصان فى درجة الحراره لا تؤثر على حالة الأتزان ولا على كميات المواد المتفاعله أو الناتجه، ولا على قيمة ثابت الأتزان (لأن الحراره ليست إحدى المواد المتفاعله أو الناتجه).

وختاماً لهذا الجزء أبنائى الطلبة والطالبات نلخص ما سبق سريعاً

*أول عامل هو التركيز: كلما زادت التركيزات فإن حالة الإتزان تتجه بما يقلل من هذا الأثر حسب مبدأ لوشاتلييه فإذا زاد تركيز المتفاعلات فإن حالة الإتزان تتجه نحو النواتج لكي تتساوى الحالة

مثال:



فإذا زدنا تركيز الهيدروجين فإن حالة الإتزان تتجه نحو النواتج حتى تتساوى وإذا زدنا تركيز يوديد الهيدروجين فإن حالة الإتزان تتجه نحو المتفاعلات

*العامل الثاني: الضغط هنا الضغط له قاعدة معروفة وسهلة وهي أن الضغط يعتمد على عدد المولات فإذا زاد الضغط فإنه (حالة الإتزان) تتجه إلى عدد المولات الأقل وإذا قل الضغط فإن حالة الإتزان تتجه إلى عدد المولات الأكثر

مثال:



إذا زدنا الضغط فإن حالة الإتزان تتجه نحو العدد الأقل من المولات يعني يتجه إلى النواتج والعكس

صحيح

ملاحظة: المولات تأخذ من السؤال فعدد مولات المتفاعلات=٤ و عدد مولات النواتج=2

***العامل الثالث** درجة الحرارة : للتفاعلات الحرارية نوعان وهي

تفاعل طارد للحرارة * تفاعل ماص للحرارة

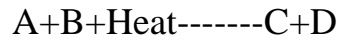
ففي الطارد للحرارة إذا زدنا الحرارة فإن حالة الإتزان تتجه نحو المتفاعلات وإذا قللنا الحرارة فإن

حالة الإتزان تتجه نحو النواتج وثابت الإتزان يتناسب عكسيا مع الحرارة فعند زيادة الحرارة

يقل ثابت الإتزان وعند خفض الحرارة يزداد الإتزان



أما التفاعل الماص للحرارة



فإذا زدنا الحرارة فإن حالة الإتزان تتجه نحو النواتج وإذا خفضنا درجة الحرارة فإن حالة الإتزان

تتجه نحو المتفاعلات ولكن هنا ثابت الإتزان يتناسب طرديا مع الحرارة فكلما زدنا الحرارة زاد

ثابت الإتزان.

أعزائي أنظروا إلى الجدول التالي بإنتباه :



Le Châtelier's Principle

<u>Change</u>	<u>Shift Equilibrium</u>	<u>Change Equilibrium Constant</u>
Concentration	yes	no
Pressure	yes	no
Volume	yes	no
Temperature	yes	yes
Catalyst	no	no



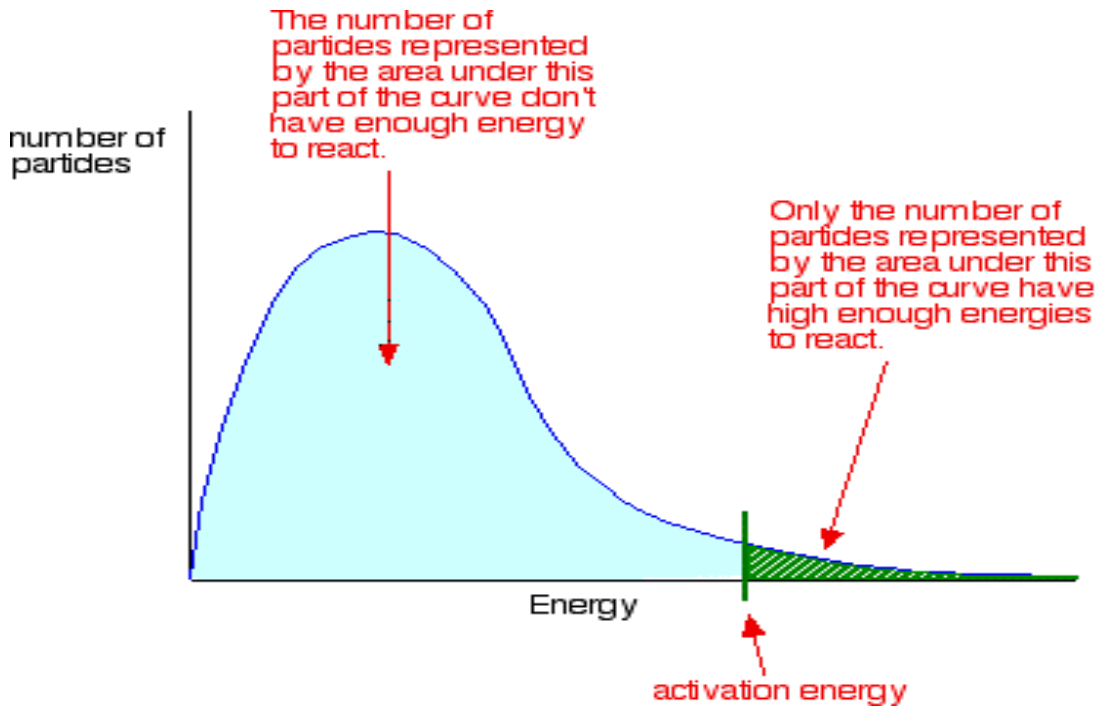
ملاحظات هامة :

١- المواد الحافزة و حالة الاتزان

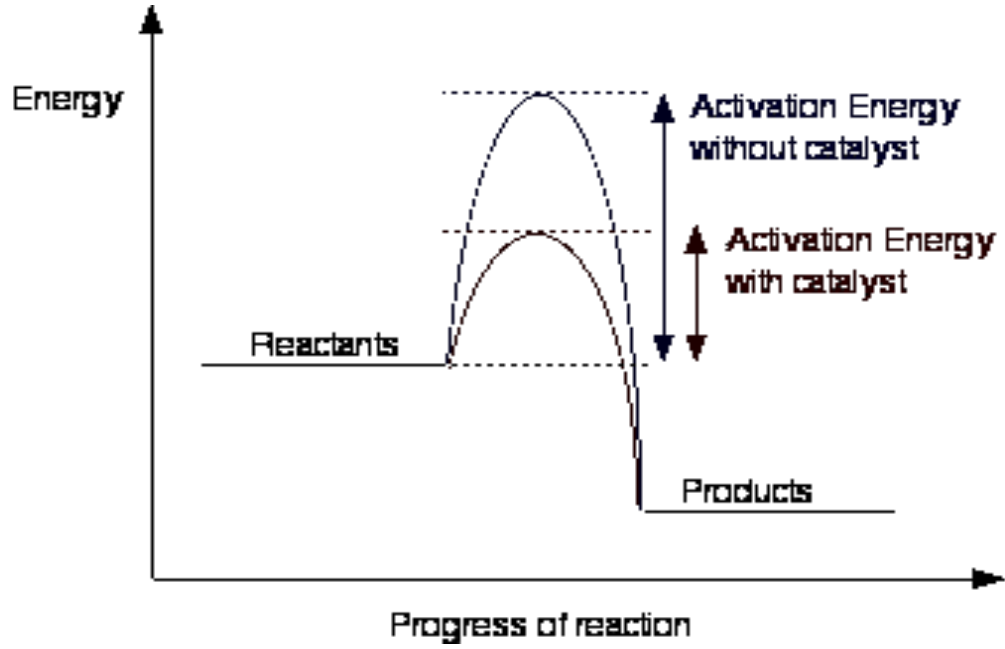


المواد الحافزة وجد عملياً بأنها لا تؤثر على حالة الاتزان اطلاقاً ويتوقف أثرها على زيادة سرعة الوصول إلى حالة الاتزان عن طريق زيادة سرعة التفاعلين العكسيين ومن ثم فإنها لا تؤثر على قيمة ثابت الاتزان K أيضاً. وكذلك السموم فليس لها تأثير لا على حالة الاتزان ولا قيمة ثابت الاتزان .

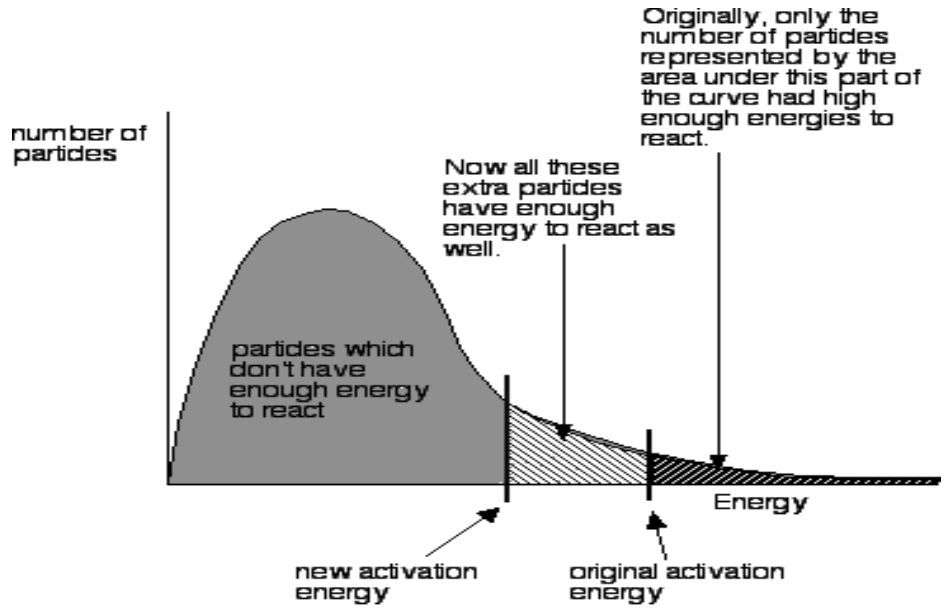
المواد الحافزة تعمل على خفض حاجز الطاقة أمام المواد المتفاعلة (ربما عن طريق توجيه التصادم نحو التصادم المثمر باتخاذ الجسيمات المتصادمة أوضاعاً فراغية مناسبة) ونتيجة لخفض حاجز الطاقة فإن عدد الجزيئات التي تمتلك للحد الأدنى من الطاقة اللازمة للتفاعل (الطاقة المنشطة) سوف يزداد لذلك تزداد سرعة التفاعل الكيميائي في وجود المواد الحافزة.



المنطقة الخضراء تمثل عدد الجزيئات التي تمتلك للطاقة المنشطة .



المواد الحافزة تخفض من حاجز الطاقة .

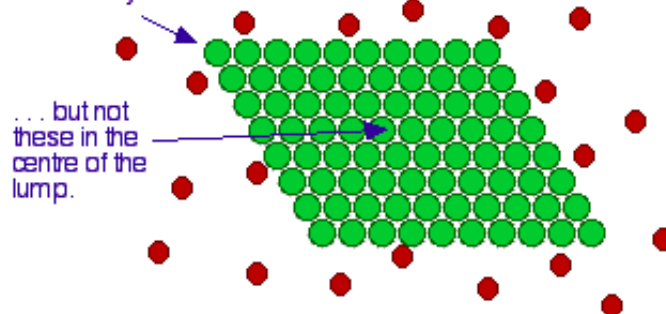


نتيجة لخفض حاجز الطاقة نلاحظ ازدياد عدد الجزيئات التي تمتلك للطاقة المنشطة (المنطقة البنية).

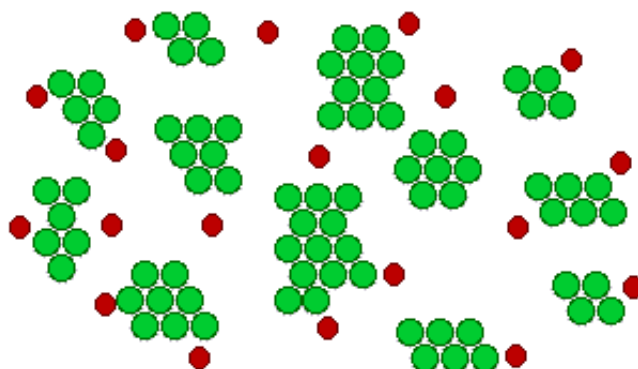
٢- أثر زيادة مساحة السطح المعرض للتفاعل على سرعة التفاعل الكيميائي.



Hydrogen ions can hit the outer layer of atoms ...



With the same number of atoms now split into lots of smaller bits, there are hardly any magnesium atoms which the hydrogen ions can't get at.



يلاحظ في الجزء السفلي من الصورة أنه بتجزئة المادة الصلبة تزداد مساحة السطح الأمر الذي يؤدي إلى زيادة سرعة التفاعل الكيميائي.

وهذا ما يفسر سرعة صدأ برادة الحديد عن قطعة من الحديد ، واحتراق مسحوق الكربون بسرعة أكبر من احتراق قطعة من الكربون.