# الاتزان الكيميائي
# Chemical equilibrium

# الإتزان Equilibrium

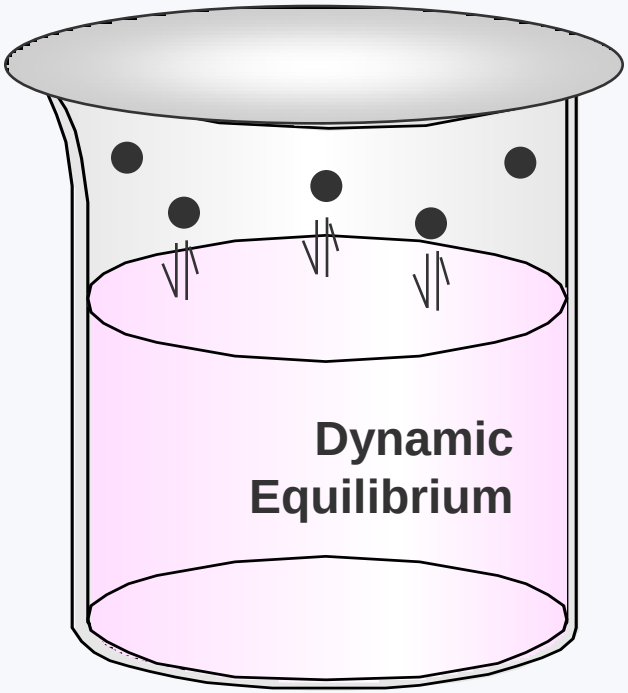
هي الحالة التي عندها يحدث التحول الأمامي و المعاكس بنفس المعدل

اذا لم يلاحظ على النظام أي تغير مع الزمن يقال أن النظام في حالة توازن . والتوازن نوعان

توازن ساكن مثل : الكره والسطح

# Equilibrium الإتزان

توازن ديناميكي : مثل اناء مغلق يحتوي على ماء سائل وبخار



# التفاعلات العكسية و الغير عكسية
# Reversible and irreversible reactions

$$H_2 + X_2 \longrightarrow 2HX$$

- تمثل المعادلة تفاعل الهيدروجين مع الهالوجين (F, Cl, Br or I)
- F و Cl يتفاعل بشدة و يحدث استهلاك تام للمواد المتفاعلة

  ⟶ (تفاعل غير عكسي)
- Br و I يتفاعل ببطء و لا يحدث استهلاك تام للمواد المتفاعلة

  ⟷ (تفاعل عكسي)

DEFAULT STYLES

# التفاعلات العكسية و الغير عكسية
# Reversible and irreversible reactions

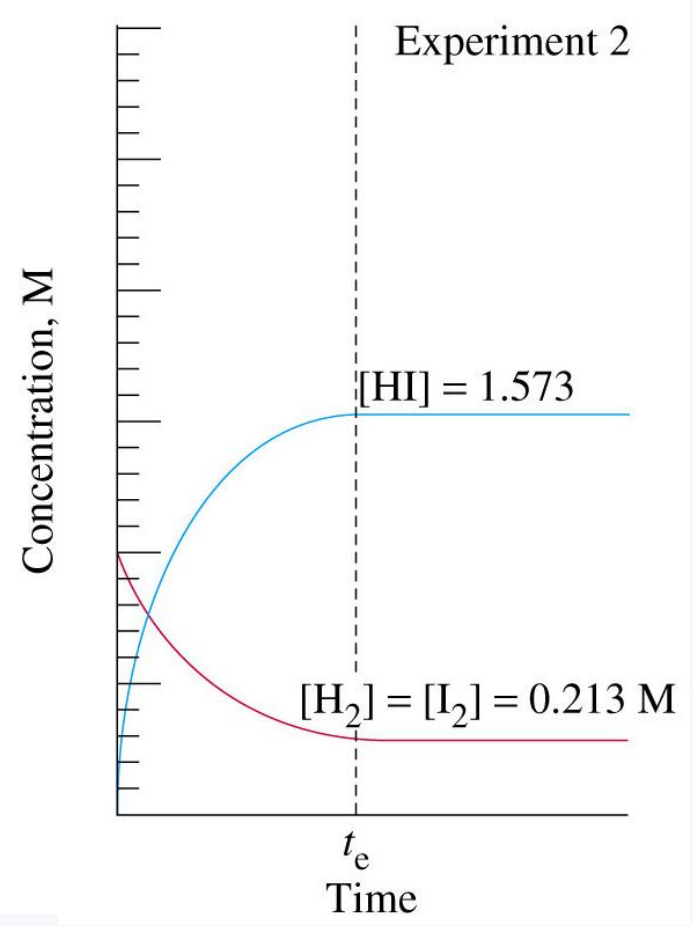
**ما هو السبب وراء عدم حدوث استهلاك تام للمواد المتفاعلة و بالتالي حدوث التفاعل العكسي؟**

**السبب هو أن المواد الناتجة من تفاعل تلك المواد تمتاز بمقدرتها على التفاعل فيما بينها و إنتاج المواد المتفاعلة التي أنتجتها أساساً**

# التفاعلات العكسية و الغير عكسية
# Reversible and irreversible reactions

$$H_2 + I_2 \longrightarrow 2HI$$

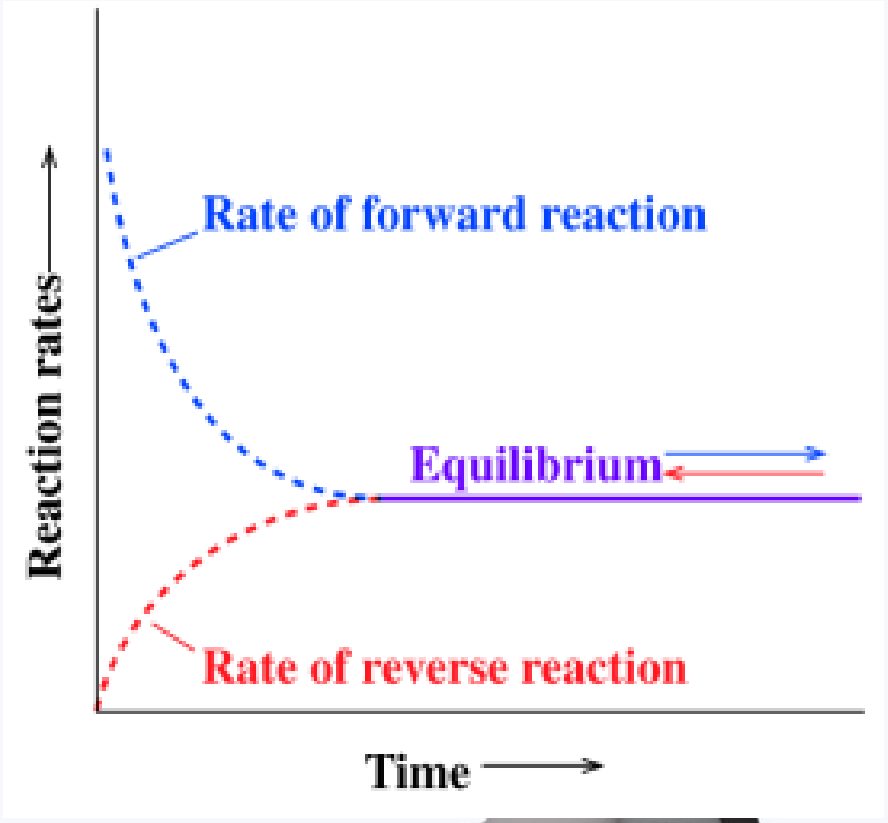
| | تراكيز المواد المتفاعلة $H_2$ و $I_2$ | تراكيز المواد الناتجة HI |
|---|---|---|
| قبل بدأ التفاعل | عند أعلى قيمة لها | صفر |
| بعد بدأ التفاعل | تتناقص | تتزايد |
| بعد مرور زمن معين (عند الاتزان) | ثابت | ثابت |



# التفاعلات العكسية و الغير عكسية
# Reversible and irreversible reactions

عند الاتزان:

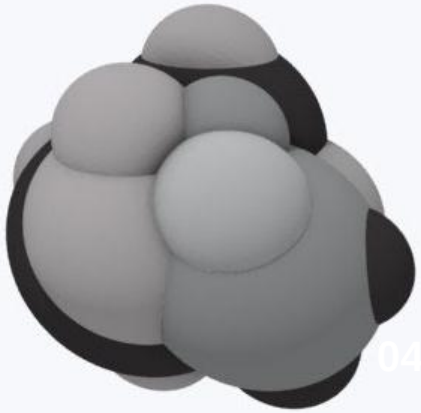
- معدل التفاعل الأمامي = معدل التفاعل الخلفي
- يستمر التفاعلين الأمامي و الخلفي في كلا الاتجاهين بنفس المعدل
- لا يكون هناك أي تغير في تركيز كلاً من المتفاعلات و النواتج



# التفاعلات العكسية و الغير عكسية
# Reversible and irreversible reactions

**إذاً الاتزان الكيميائي:**

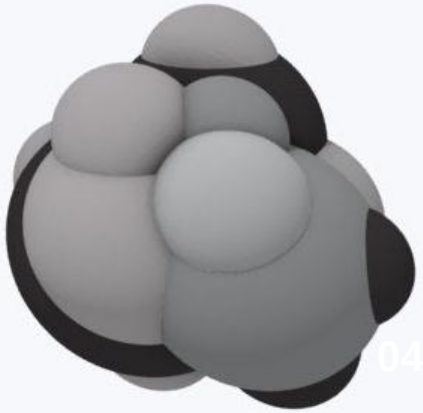
**يكون فقط في التفاعلات العكسية، و هي الحالة التي يكون عندها معدل التفاعل الأمامي يساوي معدل التفاعل العكسي**



# التفاعلات العكسية و الغير عكسية
# Reversible and irreversible reactions

التفاعل المتزن لا يتوقف عن التفاعل بل يستمر أي ان المواد المتفاعلة تتفاعل لتنتج المواد الناتجة و في نفس الوقت تتفاعل المواد الناتجة لتنتج المواد المتفاعلة و يستمر ذلك مع مرور الزمن و لكن هذه التغيرات لا نستطيع أن نشعر أو نحس بها و هو ما يسمى بـ

**الاتزان النشط أو الديناميكي Dynamic Equilibrium**



# التفاعلات الكيميائية
# Chemical reactions

## التفاعلات العكسية
## Reversible reactions

بطيئة نسبيا

تتفاعل المواد الناتجة لتعطي المواد المتفاعلة

عدم حدوث تفاعل تام للمواد المتفاعلة لتكوين النواتج

أمثلة:تكوين $NH_3$-$CH_4$

## التفاعلات غير عكسية
## irreversible reactions

قوية وعنيفة

لا تستطيع المواد الناتجة التفكك لتعطي المواد المتفاعلة

استهلاك تام للمواد المتفاعلة لتكوين النواتج

# Learning Check

أكملي الفراغ:

1. يساوي 2. لا يساوي 3. الأمامي

4. عكسي 5. يتغير 6. لا يتغير

A. تعطي المواد المتفاعلة النواتج في التفاعل _____

B. عند الاتزان، تركيز المواد المتفاعلة _____

C. عندما تعطي المواد الناتجة المواد المتفاعلة، فإن التفاعل يكون _____

D. عند الاتزان، معدل التفاعل الأمامي _____ معدل التفاعل العكسي.

# Learning Check

أكملي الفراغ:

A. تعطي المواد المتفاعلة النواتج في التفاعل 3. الأمامي

B. عند الاتزان، تركيز المواد المتفاعلة 6. لا يتغير

C. عندما تعطي المواد الناتجة المواد المتفاعلة، فإن التفاعل يكون 4. عكسي

D. عند الاتزان، معدل التفاعل التفاعل الأمامي 1. يساوي معدل التفاعل العكسي.

# ثابت الاتزان و قانون فعل الكتلة
# Equilibrium constant and the law of mass action

- بافتراض التفاعل التالي:

$$a\,A + b\,B + \cdots \rightarrow g\,G + h\,H + \cdots$$

- **عند الاتزان:** معدل التفاعل الأمامي = معدل التفاعل الخلفي

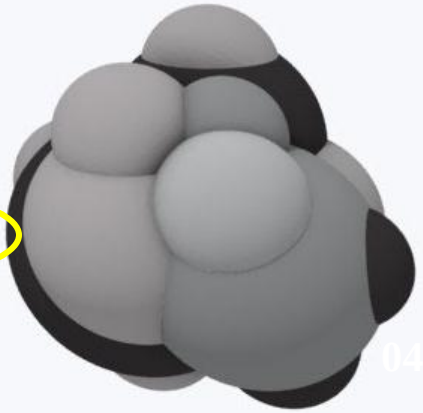
$$Rate_r = Rate_f$$

$$k_r\,[G]^g\,[H]^h\,\ldots\ldots = k_f\,[A]^a\,[B]^b\,\ldots\ldots$$

$k_f$ ثابت سرعة التفاعل الأمامي

$k_r$ ثابت سرعة التفاعل العكسي

$[A]^a\,[B]^b[G]^g\,[H]^h$ الكتل الفعالة و يعبر عنها بالتراكيز المولارية



# ثابت الاتزان و قانون فعل الكتلة
# Equilibrium constant and the law of mass action

- بعد تنظيم المعادلة، و ضم ثوابت سرعة التفاعل في ثابت واحد نحصل على:

ثابت الاتزان الكيميائي

$$K_{eq} = \frac{k_f}{k_r} = \frac{[G]^g [H]^h}{[A]^a [B]^b}$$

تركيز النواتج

تركيز المتفاعلات

قانون فعل الكتلة

- يسمى هذا القانون بقانون فعل الكتلة أو قانون الكتل الفعالة، و ينص على:

النسبة بين حاصل ضرب تراكيز المواد المتفاعلة و حاصل ضرب تراكيز المواد الناتجة كل منها مرفوع لأس يساوي عدد مولاته تساوي مقدار ثابت

# ثابت الاتزان و قانون فعل الكتلة
# Equilibrium constant and the law of mass action

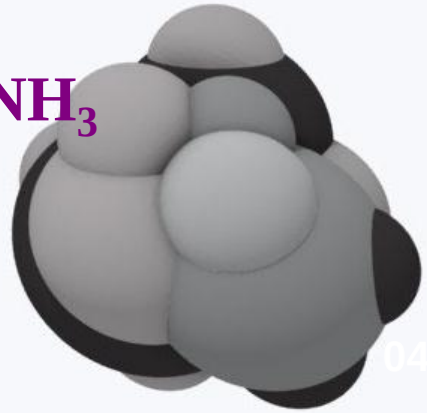
- إذن يمكن وصف التوازن الكيميائي و تحديده من الناحية الكمية عبر ما يسمى بثابت التوازن الكيميائي
  $k_{eq}$ equilibrium constant

- مثال:

6. $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

   a) Find K if $[NH_3] = 0.00272$ M, $[N_2] = 0.0402$M, $[H_2] = 0.1207$M

   b) Find K for $0.5\ N_2 + 1.5\ H_2 \rightleftharpoons NH_3$



# طرق التعبير عن ثابت الاتزان الكيميائي

## ١. ثابت الاتزان بدلالة التراكيز المولارية

- و يُستخدم في حالة التعبير عن تراكيز المواد الداخلة في التفاعل بعدد المولات لكل لتر، و يرمز لها بالأقواس المربعة

- حيث يُعبر عن ثابت الاتزان الكيميائي بـ $k_c$ و يُعرف بثابت الاتزان التركيزي ***concentration equilibrium constant***

$$K_c = \frac{[G]^g[H]^h \ldots}{[A]^a[B]^b \ldots}$$

- غالباً ما يكون ثابت الاتزان الكيميائي بدون وحدة و لكن ليس دائماً.

## ٢. ثابت الاتزان بدلالة الضغوط الجزئية

- في حالة التفاعلات التي تتضمن غازات، فإنه من الدقة أكثر قياس **الضغط الجزئي** بدلاً من المولارية.

- في هذه الحالة نستخدم **ثابت الاتزان بدلالة الضغط الجزئي**

**Equilibrium constant partial pressure $K_p$**

$$K_p = \frac{(P_G)^g (P_H)^h \ldots}{(P_A)^a (P_B)^b \ldots}$$

# العلاقة بين $k_c$ و $k_p$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n(gas)}$$

حيث أن $\Delta n(gas)$ تمثل الفرق بين عدد مولات الغازات الناتجة و المتفاعلة

$Dn(gas)$= عدد مولات الغازات الناتجة – عدد مولات الغازات المتفاعلة

$$Dn(gas) = (g+h) - (a+b)$$

مثال ١٢ ـ٤ صفحة ٥٦١

# استخدامات ثابت الاتزان

# مثال ١٢-٥

كم قيمة Kp للنظام المتوازن

$$N_2 + 3H_2 = 2NH_3$$

**Kc = 0.105**

$$Kp = 2.8 \times 10^{-5}$$

# التنبؤ بالاتجاه الذي سيسلكه تفاعل ما للوصول إلى حالة الاتزان

لمعرفة هل النظام في حالة توازن نقوم بإيجاد قيمة ما يسمى

**بحاصل التفاعل reaction quotient (Q)**

$$aA + bB(g) \rightleftharpoons pP + qQ$$

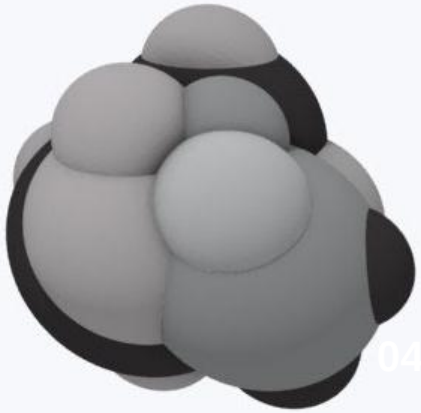
$$Q = \frac{[P]^p[Q]^q}{[A]^a[B]^b}$$

$Q = K$ فقط عند الاتزان

# التنبؤ بالاتجاه الذي سيسلكه تفاعل ما للوصول إلى حالة الاتزان

## بحاصل التفاعل reaction quotient (Q)

هي قيمة افتراضية لثابت الاتزان تحسب في لحظة ما خلال التفاعل للتنبؤ بوصوله إلى حالة الاتزان



## التنبؤ بالاتجاه الذي سيسلكه تفاعل ما للوصول إلى حالة الاتزان

مثال:

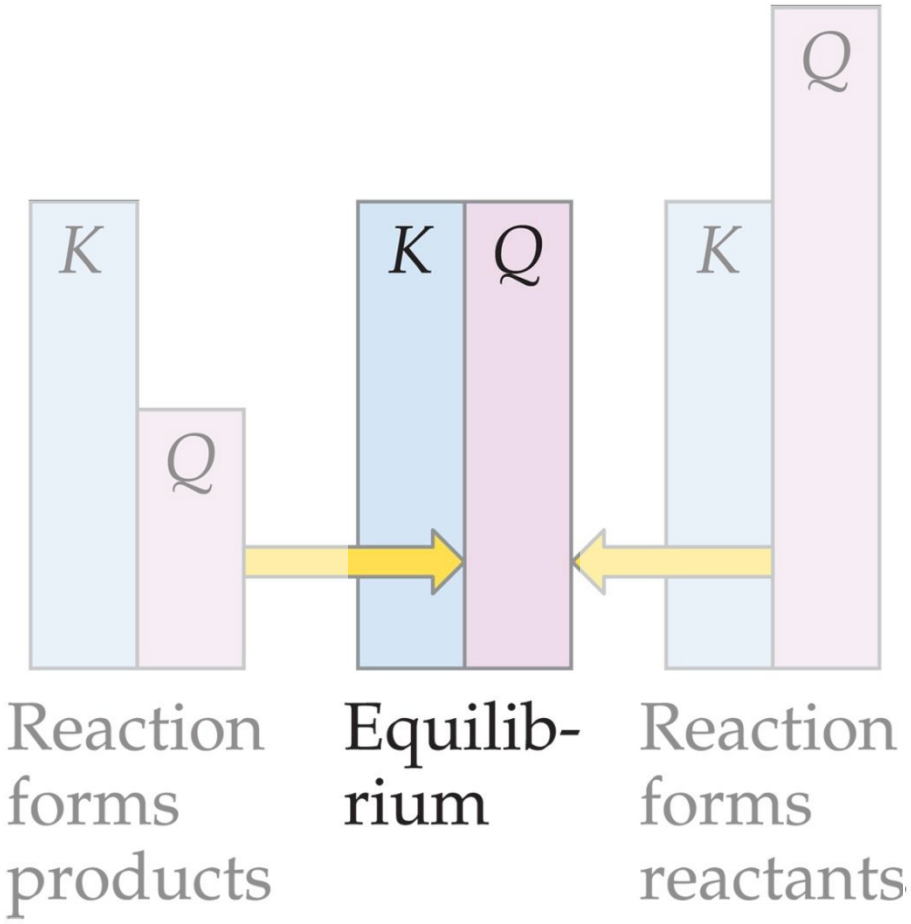
$H_2\ (g) + I_2\ (g) \leftrightarrow 2HI\ (g)$ $K_c = 60$

احسبي قيمة Q و قرري فيما إذا كان التفاعل متزن أم لا.....

$[H_2]= 0.01M, [I_2]= 0.15M, [HI]= 0.3M$

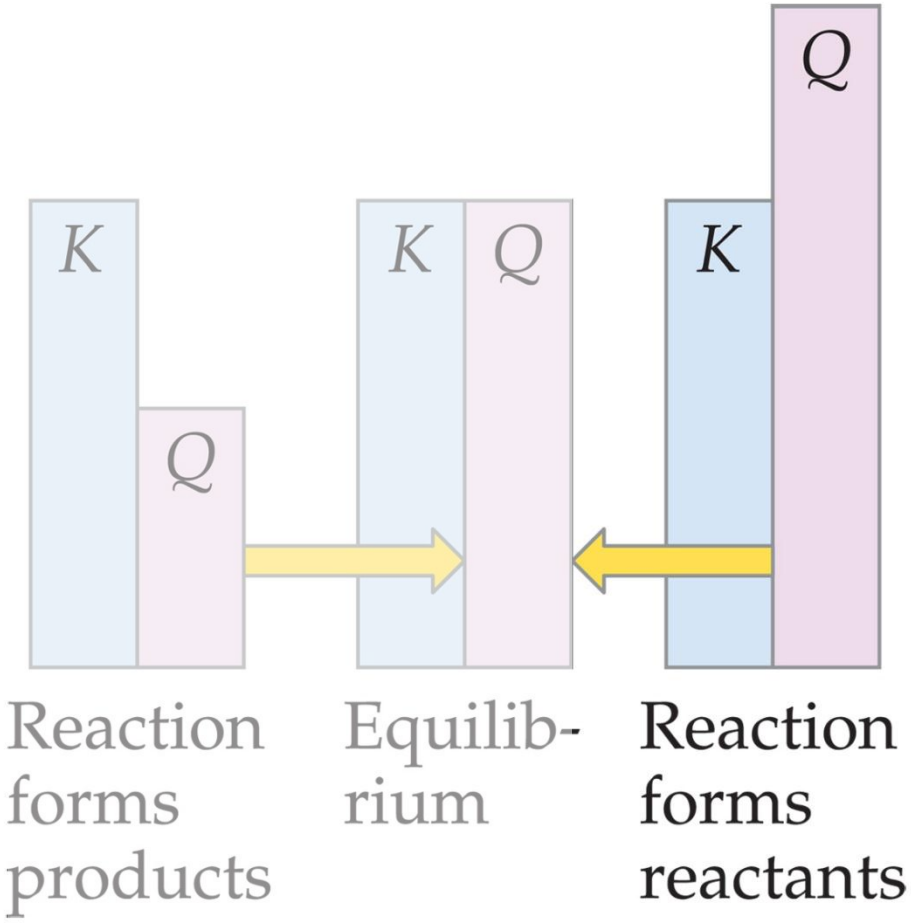
# If $Q = K$,

## النظام في حالة اتزان



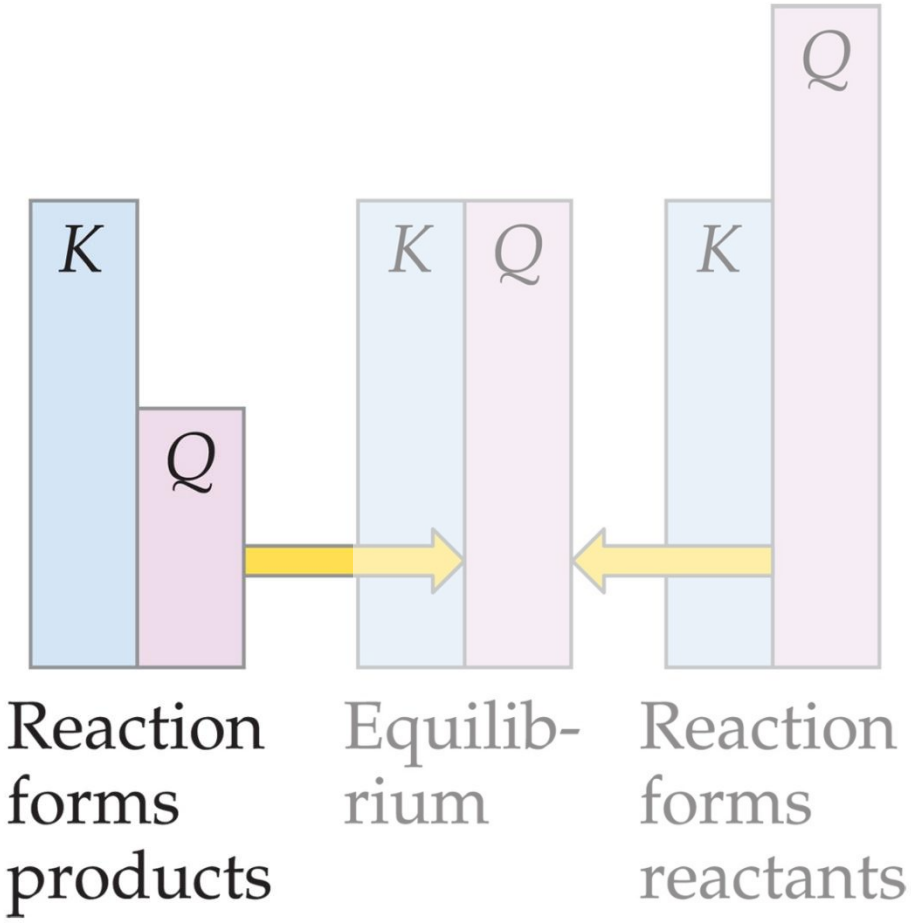
# If $Q > K$,

تراكيز النواتج أعلى من تراكيزها عند الاتزان، لذا سيتجه التفاعل من اليمين إلى اليسار



# If $Q < K$,

تراكيز المتفاعلات أعلى من تراكيزها عند الاتزان، لذا سيتجه التفاعل من اليسار إلى اليمين



# معرفة التراكيز الأصلية والتراكيز عند التوازن للمواد المتفاعلة والناتجة في النظام المتوازن

تم تحضير الهدروجين من تفاعل الماء مع اول اكسيد الكربون

اذا تم وضع 2mol من المواد المتفاعلة في حجم 100mL. فما عدد مولات كل المواد عند التوازن علما بأن Kc=0.6 عند 1000C

## موضع التوازن

# العوامل المؤثرة على الاتزان الكيميائي

# Le Chatelier's principles مبدأ لوشاتليه

**حينما يختل توازن نظام كيميائي معين بفعل تأثير خارجي فان هذا النظام سيحرف الاتزان نحو الاتجاه المعاكس لفعل المؤثر الخارجي**

**المؤثرات الخارجية التى قد تؤدي إلى الإخلال بالاتزان:**

١ـإضافة حافز

٢ـتغيير درجة الحرارة

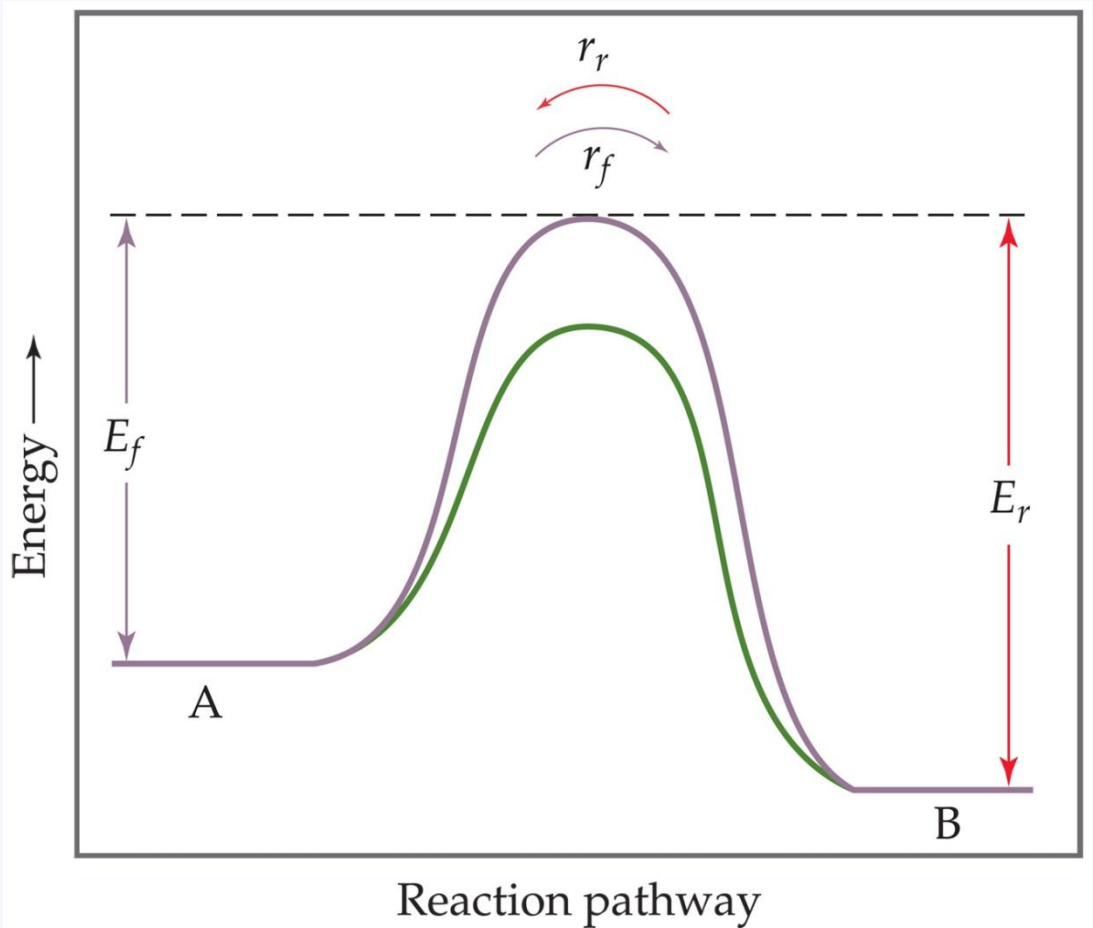
٣ـتغيير التركيز

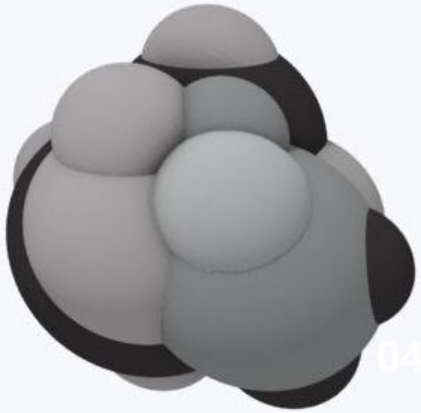
٤ـتغيير الضغط

# ١- إضافة حافز adding catalyst

**لا يؤثر** على الاتزان و إنما يؤدي إلى الوصول إلى حالة الاتزان بسرعة

**يؤثر** على سرعة التفاعلين الأمامي و العكسي



## ٢ـ تغيير درجة الحرارة changing temperature

- يؤثر على قيمة الاتزان على حسب إذا كان التفاعل طارد أو ماص
- بالنسبة للتفاعلات الطاردة للحرارة:

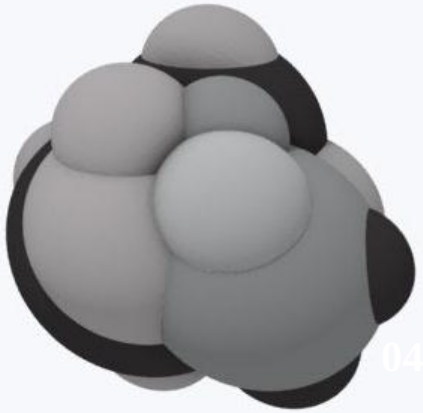
$$\text{reactants} \rightleftharpoons \text{products} + \text{heat}$$

رفع درجة الحرارة يزيح التفاعل ناحية اليسار

- بالنسبة للتفاعلات الماصة للحرارة:

$$\text{heat} + \text{reactants} \rightleftharpoons \text{products}$$

رفع درجة الحرارة يزيح التفاعل ناحية اليمين



# ٢- تغيير درجة الحرارة changing temperature

متى تكون كمية NO(g) الناتجة من التفاعل أكبر، هل برفع أو بخفض درجة الحرارة؟

$$N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2\,NO(g) \qquad \Delta H^\circ = +180.5\ kJ$$

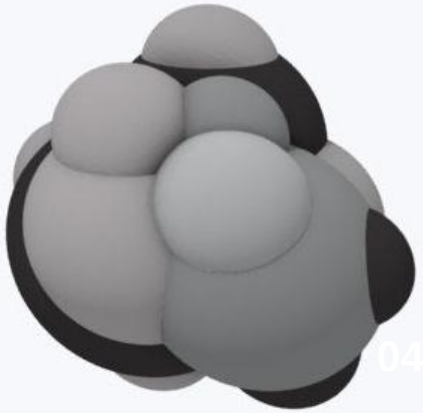
## ٣- تغيير التركيز changing concentration

- **يؤثر على الاتزان على حسب إذا كانت الإضافة للمواد المتفاعلة أو الناتجة. و لكنه لا يؤثر على قيمة الاتزان**

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3(g)}$$

$N_2$ ↓ ↑

**يحدث انزياح لموضع الاتزان ناحية اليمين**



## ٣- تغيير التركيز changing concentration

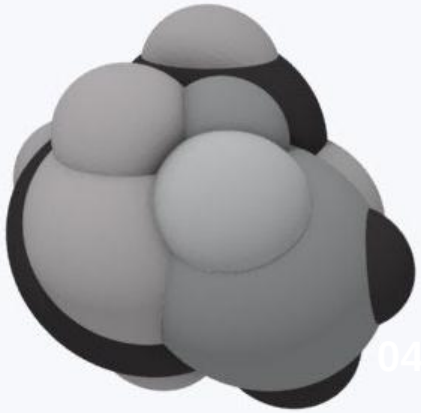
- يؤثر على الاتزان على حسب إذا كانت الإضافة للمواد المتفاعلة أو الناتجة. و لكنه لا يؤثر على قيمة الاتزان

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3(g)}$$

↑ ↑

$NH_3$

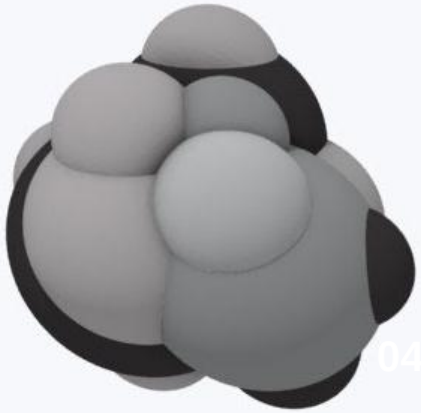
يحدث انزياح لموضع الاتزان ناحية اليسار



# ٤- تغيير الضغط changing pressure

- يعتمد على حسب **عدد المولات** المتفاعلة و الناتجة:

- إذا كان عدد المولات متساوي ← لا يتأثر الاتزان بتأثير الضغط
- إذا كان عدد المولات مختلف ← ينزاح الاتزان ناحية عدد المولات الأقل و لكن لا تتغير قيمة ثابت الاتزان.



# ٤- تغيير الضغط changing pressure

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \rightleftharpoons 2\,NH_{3(g)}$$

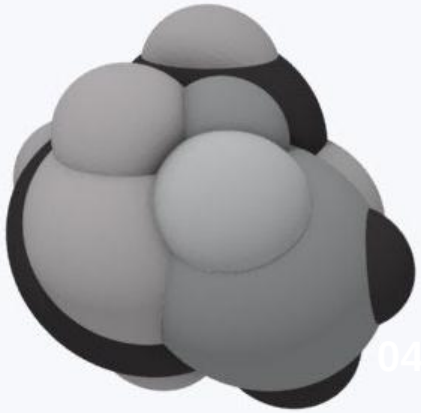
4 mol of reactants

Add P?

2 mol of products

زيادة الضغط يزيح الاتزان ناحية الاتجاه الذي يحتوي على العدد الأقل من المولات

”لا تتغير قيمة ثابت الاتزان الكيميائي الا بتغيير درجة الحرارة فقط“

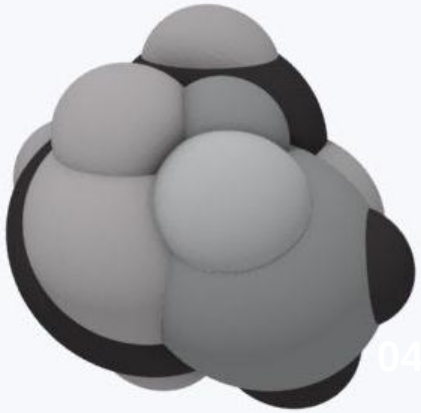


# الاتزان غير المتجانس
# Heterogeneous equilibrium

# الاتزان غير المتجانس
# Heterogeneous equilibrium

في الحالات السابقة كانت جميع التفاعلات متضمنة نفس الصنف لذا كان الاتزان **متجانس homogeneous**

أما إذا اختلف واحد أو أكثر من المتفاعلات أو النواتج من ناحية الصنف فإن الاتزان يكون **غير متجانس heterogeneous**



# الاتزان غير المتجانس
# Heterogeneous equilibrium

• مثال:

$$CaCO_3(s) \rightleftharpoons CaO(s) + CO_2(g)$$

$$K_c = \frac{[CaO]\,[CO_2]}{[CaCO_3]}$$

$$K_c = [CO_2] = P_{CO2}$$

• ليس من الضروري أن تحتوي معادلة ثابت الاتزان على تراكيز المواد الصلبة لأن تركيزها ثابت دائماً.

• تركيز $CO_2$ لا يعتمد على تركيز كلاً من CaO و CaCO3