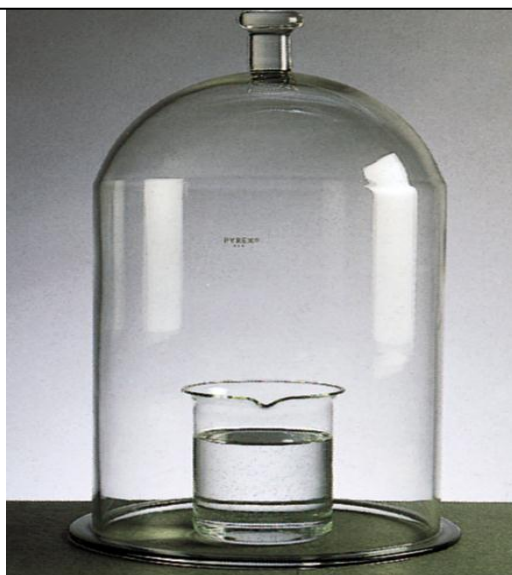


تابع الأتزان الكيميائي

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



أنواع الأتزانات الكيميائيه



بصفه عامه هناك نوعان من الأتزانات الكيميائيه :

١- الأتزان فى الأنظمه المتجانسه Homogeneous Equilibrium

وهو يشير إلى أن التفاعلات تحدث فى طور واحد .

Homogeneous Equilibria: Reactants/Product all in a single phase.

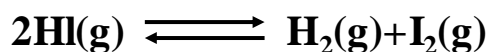
Or

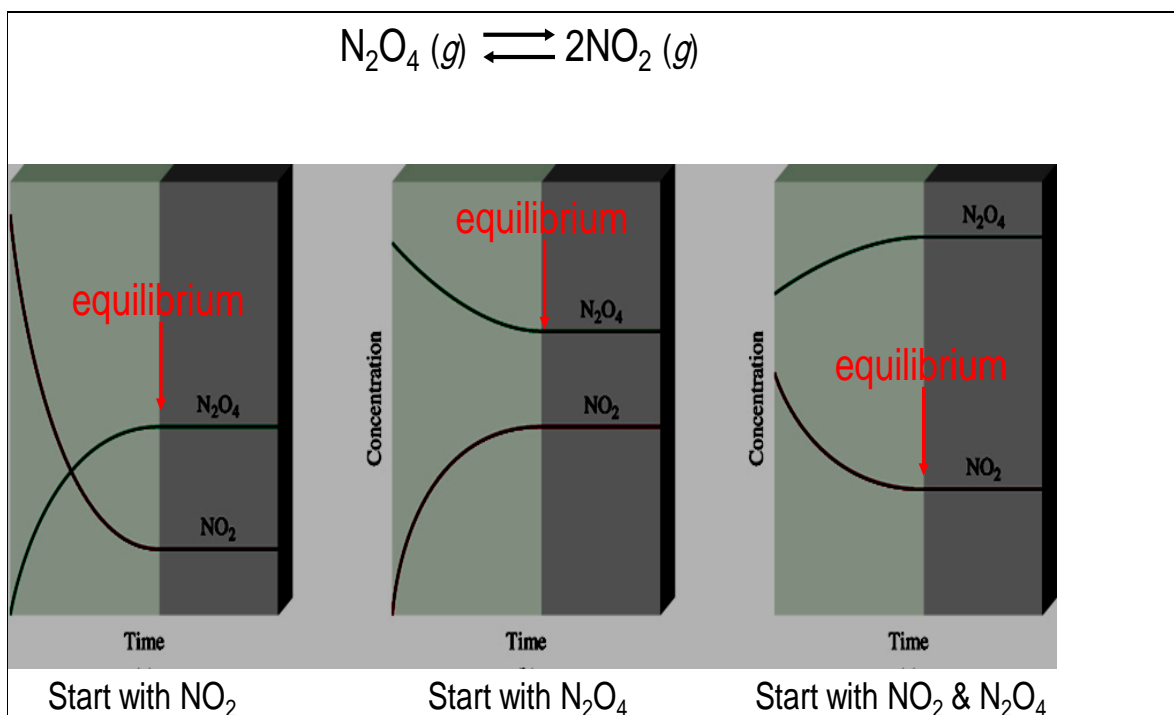
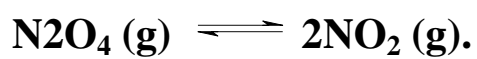
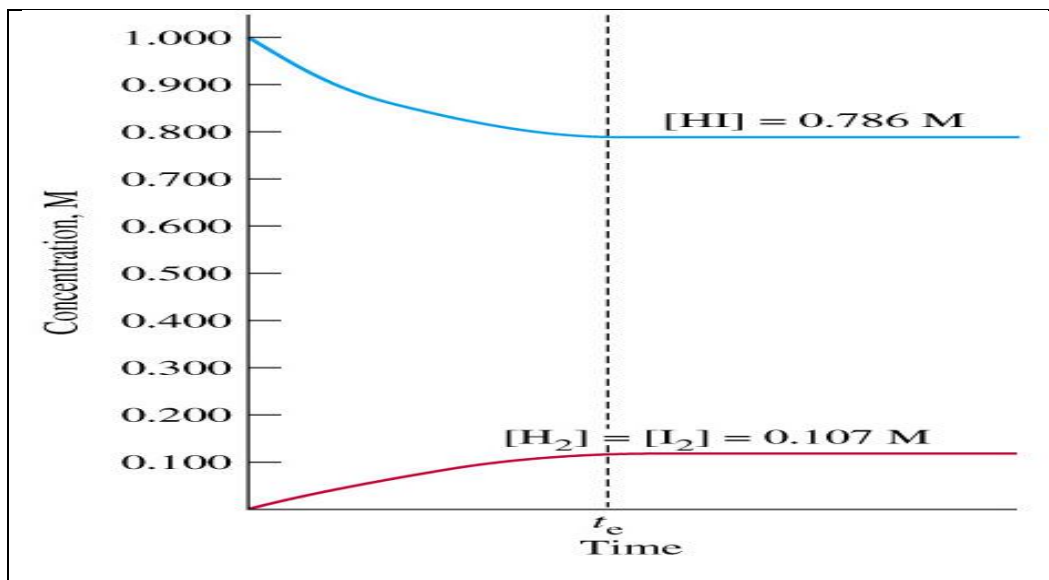
Homogenous equilibrium applies to reactions in which all reacting species **are in the same phase.**

وله قسمان:

١- الأتزان فى الأنظمه المتجانسه الغازيه

أمثله :



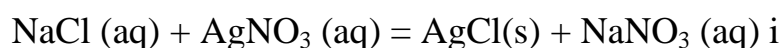


(a)		(b)		(c)	
The NO ₂ -N ₂ O ₄ System at 25°C					
Initial Concentrations (M)		Equilibrium Concentrations (M)		Ratio of Concentrations at Equilibrium	
[NO ₂]	[N ₂ O ₄]	[NO ₂]	[N ₂ O ₄]	$\frac{[\text{NO}_2]}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$	$\frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$
0.000	0.670	0.0547	0.643	0.0851	4.65×10^{-3}
0.0500	0.446	0.0457	0.448	0.102	4.66×10^{-3}
0.0300	0.500	0.0475	0.491	0.0967	4.60×10^{-3}
0.0400	0.600	0.0523	0.594	0.0880	4.60×10^{-3}
0.200	0.000	0.0204	0.0898	0.227	4.63×10^{-3}



ثابت الاتزان Kc وثابت الاتزان Kp والعلاقة بينهما.

يرمز لثابت الاتزان في تفاعلات المحاليل المائية بالرمز Kc حيث يعبر عن تركيز المواد بالمولارية
[...]



كما يرمز لثابت الاتزان في تفاعلات الغازات بالرمز Kp حيث يعبر عن تركيز المواد بالضغط الجزئي P



$$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} \times P_{\text{H}_2}^3}$$

في معظم الحالات نجد إن:

In most cases

$$K_c \neq K_p$$

والقانون التالي يوضح العلاقة بينهما:

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

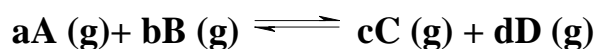
حيث (Δn) = عدد مولات النواتج - عدد مولات المواد المتفاعلة.

$$\begin{aligned} \Delta n &= \text{moles of gaseous products} - \text{moles of gaseous reactants} \\ &= (c + d) - (a + b) \end{aligned}$$

ولكن ترى عزيزي الطالب من أين جاءت هذه العلاقة ؟

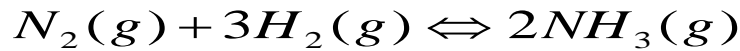
Relationship between concentration and pressure obtained from the ideal gas law.

Recall $PV = nRT$



$$\begin{aligned} K_p &= \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b} = \frac{([C]RT)^c ([D]RT)^d}{([A]RT)^a ([B]RT)^b} \\ &= \frac{[C]^c [D]^d (RT)^{c+d}}{[A]^a [B]^b (RT)^{a+b}} \\ K_p &= K_c (RT)^{(c+d)-(a+b)} = K_c (RT)^{\Delta n} \end{aligned}$$

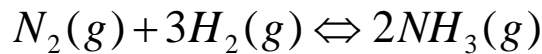
ولنأخذ مثلاً فعلياً ونطبق عليه هذا الكلام ولتكن المعادله الأتيه :



$$PV = nRT$$

$$\therefore P = \frac{n}{V} RT$$

$$\therefore P = [Gas]RT$$



$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} \text{ OR } K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} \cdot P_{H_2}^3}$$

$$K_p = \frac{P_{NH_3}^2}{P_{N_2} \cdot P_{H_2}^3} = \frac{[NH_3]^2 (RT)^2}{[N_2] (RT) \cdot [H_2]^3 (RT)^3} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} \cdot (RT)^{-2}$$

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

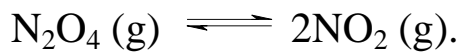
أكتب معادلة ثابت الأتزان لكل من التفاعلات الأتيه :



$$K_p = \frac{P_{SO_3}^2}{P_{SO_2}^2 \times P_{O_2}}$$



$$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} \times P_{\text{H}_2}^3}$$



$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$$

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

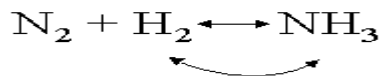


من أهم التطبيقات علي الاتزان الغازي :

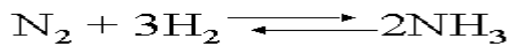


في عملية هابر لتحضير الامونيا يكون كل من المواد المتفاعله والناجه من التفاعل غازي

Haber Process:



Balance:



K = ?

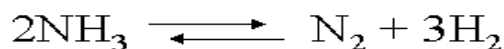
$$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

$$K = \frac{[3.1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}]^2}{[8.5 \times 10^{-1} \text{ mol/L}][3.1 \times 10^{-3} \text{ mol/L}]^3}$$

$$= 3.8 \times 10^4 (\text{mol/L})^{-2}$$

ماذا يحدث إذا عكسنا التفاعل؟

What happens if we reverse the reaction?



$$K' = ?$$

$$K' = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2}$$

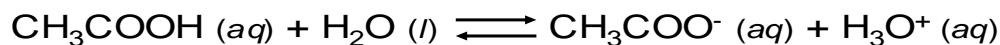
$$= 1/K$$

$$= \frac{1}{3.8 \times 10^4 (\text{mol/L})^{-2}}$$

$$= 2.6 \times 10^{-6} (\text{mol/L})^2$$

ب- الأتزان في الأنظمة المتجانسه السائله

مثال :



$$K'_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]} \quad [\text{H}_2\text{O}] = \text{constant}$$

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K'_c [\text{H}_2\text{O}]$$

Heterogeneous Equilibrium الأتزان في الأنظمة غير المتجانسه

وهو يشير إلى أن التفاعلات تحدث في أكثر من طور ، بمعنى وجود مادة صلبة أو أكثر بالإضافة إلى الطور السائل أو الغاز.

Heterogeneous Equilibria: Reactants/Product in more than one phase.

مثال :

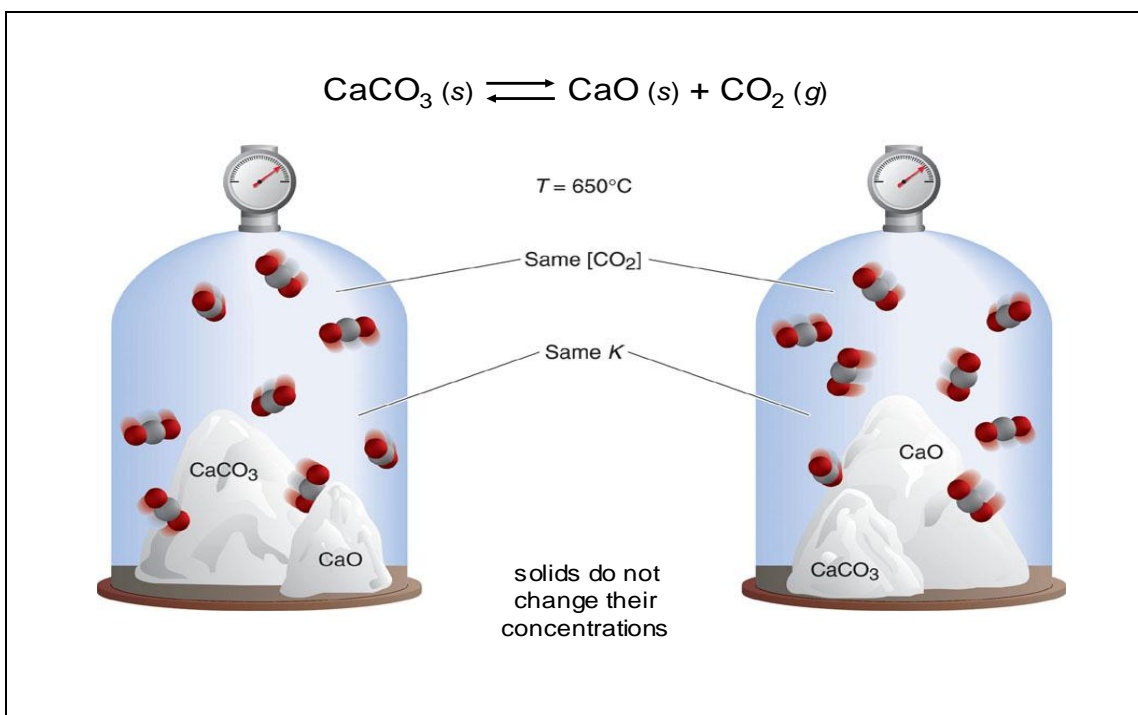


$$K'_c = \frac{[\text{CaO}][\text{CO}_2]}{[\text{CaCO}_3]}$$

$$\begin{aligned} [\text{CaCO}_3] &= \text{constant} \\ [\text{CaO}] &= \text{constant} \end{aligned}$$

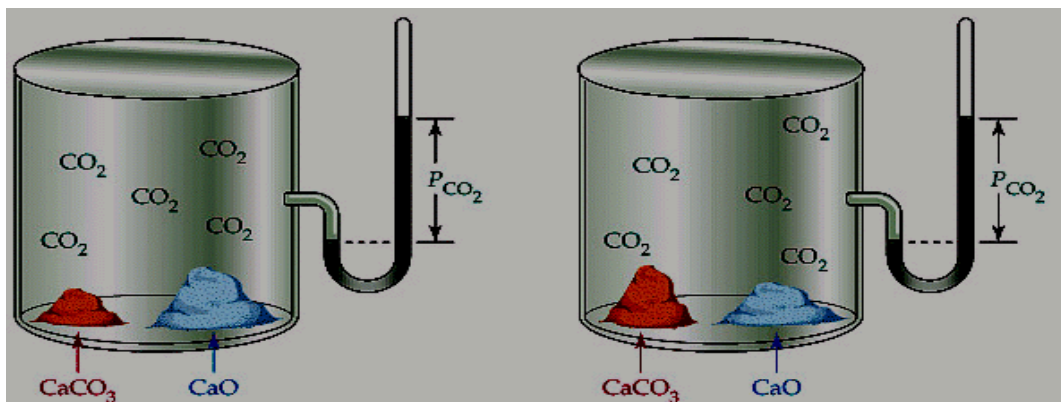
$$K_c = [\text{CO}_2] = K'_c \times \frac{[\text{CaCO}_3]}{[\text{CaO}]}$$

$$K_p = P_{\text{CO}_2}$$





$$K_c = [\text{CO}_2]$$

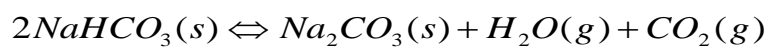


At equilibrium, $[\text{CO}_2]$ does not depend on $[\text{CaO}]$ or $[\text{CaCO}_3]$

ملاحظة : المواد ذات التركيز الثابت (السوائل النقية والمواد الصلبة) لا تكتب في قانون الاتزان.

The concentration of **solids** and **pure liquids** are not included in the expression for the equilibrium constant.

مثال آخر :



(in a sealed container)

$$K = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}][\text{Na}_2\text{CO}_3]}{[\text{NaHCO}_3]^2}$$

BUT : for any pure liquid or solid, the ratio of the amount of substance to the volume of substance is a constant

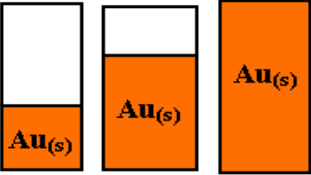
$$\text{for example : } \text{NaHCO}_3 \quad \frac{1 \text{ mol}}{0.0389\text{L}} = \frac{2 \text{ mol}}{0.0778\text{L}} = 25.7 \text{ mol/L}$$

therefore

$$[\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}] = \frac{K[\text{NaHCO}_3]^2}{[\text{Na}_2\text{CO}_3]} = K_c$$

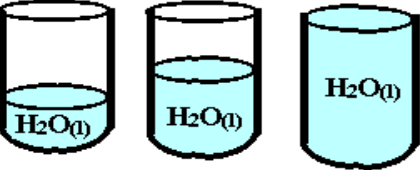
إذن في حالة الأنظمة غير المتجانسة لا تعتمد على كميات المواد النقيه الصلبه أو السائله الموجوده .
(أنظر الشكل التالي) :

Concentration of pure solid or liquid constant!



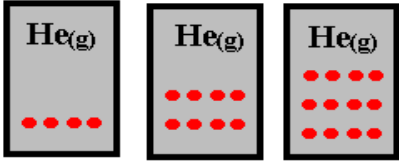
Au(s)

Same Molarity!



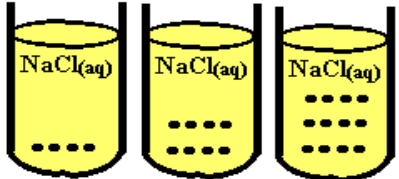
H₂O(l)

Same Molarity!



He(g)

Different Molarities!
(Gases occupy entire container)



NaCl(aq)

Different Molarities!

أكتب معادلة ثابت الأتزان لكل من التفاعلات الآتية :

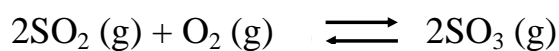
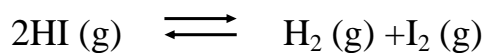
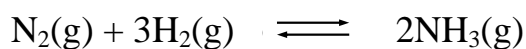
$2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$K_c = [\text{H}_2]^2[\text{O}_2]$
$\text{Na}(\text{aq})^{+1} + \text{Cl}(\text{aq})^{-1} \rightleftharpoons \text{NaCl}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$K_c = [\text{Na}^{+1}][\text{Cl}^{-1}]$
$\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$	$K_c = [\text{CO}_2]/[\text{O}_2]$
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{C}(\text{g})$	$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{CO}]}{[\text{H}_2\text{O}]}$
$\text{Cu}(\text{aq})^{2+} + 2\text{Ag}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s}) + 2\text{Ag}^+(\text{aq})$	$K_c = \frac{[\text{Cu}^{2+}]}{[\text{Ag}^+]^2}$
$\text{CaO}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CaCO}_3(\text{g})$	$K_c = [\text{CO}_2]$



أمثله محلولة



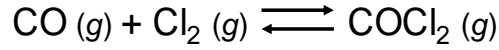
- أكتب ثوابت الأتزان K_p , K_c لكل من التفاعلات الآتية :



الحل

K_c	K_p
$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$	$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} P_{\text{H}_2}^3}$
$K_c = \frac{[\text{H}_2][\text{I}_2]}{[\text{HI}]^2}$	$K_p = \frac{P_{\text{H}_2} P_{\text{I}_2}}{P_{\text{HI}}^2}$
$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$	$K_p = \frac{P_{\text{SO}_3}^2}{P_{\text{SO}_2}^2 P_{\text{O}_2}}$

• فى التفاعل الأتى :



وجد أن التركيزات عند الأتزان على درجة حراره ٧٤ م° هى :

Carbon monoxide [CO] = 0.012 M

Molecular chlorine [Cl₂] = 0.054 M

[COCl₂] = 0.14 M

أحسب ثوابت الأتزان K_c , K_p ؟

الحل

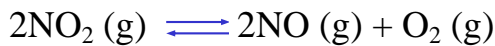
$$K_c = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}][\text{Cl}_2]} = \frac{0.14}{0.012 \times 0.054} = 220$$

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

$$\Delta n = 1 - 2 = -1 \quad R = 0.0821 \quad T = 273 + 74 = 347 \text{ K}$$

$$K_p = 220 \times (0.0821 \times 347)^{-1} = 7.7$$

• وجد أن ثابت الأتزان للتفاعل الأتى :



هو ١٥٨ عند درجة ١٠٠٠ كلفن فما هو ضغط الأتزان لـ O₂) **the equilibrium pressure of**

(O₂) إذا علم أن P_{NO} = 0.270 atm , P_{NO2} = 0.400 atm .

الحل

$$K_p = \frac{P_{\text{NO}}^2 P_{\text{O}_2}}{P_{\text{NO}_2}^2}$$

$$P_{\text{O}_2} = K_p \frac{P_{\text{NO}_2}^2}{P_{\text{NO}}^2}$$

$$P_{\text{O}_2} = 158 \times (0.400)^2 / (0.270)^2 = 347 \text{ atm}$$

• فى التفاعل التالى :



أحسب K_c , K_p لهذا التفاعل إذا علم أن الضغط الجزئى لكلا الغازين هو 0.265 atm .

الحل

$$K_p = P_{\text{NH}_3} P_{\text{H}_2\text{S}} = 0.265 \times 0.265 = 0.0702$$

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

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

$$\Delta n = 2 - 0 = 2 \quad T = 295 \text{ K}$$

$$K_c = 0.702 \times (0.0821 \times 295)^{-2} = 1.20 \times 10^{-3}$$

- يستخدم مهندسى الوقود مدى التغير من CO و H₂O إلى CO₂ و H₂ لتنظيم نسب مخلوط الوقود التركيبى . فإذا وضع 0.250 mol من CO و 0.250 mol من H₂O فى دورق سعته 125-mL على درجة حراره 900K، فماهو تركيب المخلوط عند الأتزان عند نفس درجة الحراره علماً بأن قيمة K_c هى 1.56 لهذا التفاعل .



الحل

كل التركيزات يجب أن تكون بالمول (M) لذلك

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0.250/0.125\text{L} = 2$$

concentration	$\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$			
initial	2.00	2.00	0	0
change	-x	-x	+x	+x
equilibrium	2.00-x	2.00-x	x	x

$$K_c = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} = \frac{(x)(x)}{(2.00-x)(2.00-x)} = \frac{(x)^2}{(2.00-x)^2}$$

$$\sqrt{1.56} = \frac{x}{2.00-x} = \pm 1.25$$

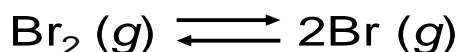
$$x = 1.11\text{M}$$

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 1.11\text{M}$$

$$2.00 - x = 0.89\text{M}$$

$$[\text{CO}] = [\text{H}_2\text{O}] = 0.89\text{M}$$

• عند 12800C يكون ثابت الأتزان (K_c) للتفاعل التالي :



هو 1.1×10^{-3} فإذا كانت التركيزات الأولية the initial concentrations لل $[\text{Br}_2] = 0.063\text{ M}$ and $[\text{Br}] = 0.012\text{ M}$ ،أحسب تركيز كل من Br_2 و Br عند الأتزان؟

الحل

Let x be the change in concentration of Br_2

نعتبر أن التغير في تركيز Br_2 هو x

	$\text{Br}_2 (g)$	\rightleftharpoons	$2\text{Br} (g)$
Initial (M)	0.063		0.012
Change (M)	-x		+2x
Equilibrium (M)	0.063 - x		0.012 + 2x

$$K_c = \frac{[\text{Br}]^2}{[\text{Br}_2]} \quad K_c = \frac{(0.012 + 2x)^2}{0.063 - x} = 1.1 \times 10^{-3} \quad \text{Solve for } x$$

$$K_c = \frac{(0.012 + 2x)^2}{0.063 - x} = 1.1 \times 10^{-3}$$

$$4x^2 + 0.048x + 0.000144 = 0.0000693 - 0.0011x$$

$$4x^2 + 0.0491x + 0.0000747 = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

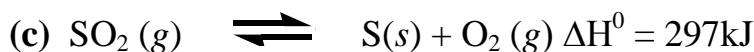
$$x = -0.0105 \quad x = -0.00178$$

	$\text{Br}_2 (g) \rightleftharpoons 2\text{Br} (g)$	
Initial (M)	0.063	0.012
Change (M)	-x	+2x
Equilibrium (M)	0.063 - x	0.012 + 2x

At equilibrium, $[\text{Br}] = 0.012 + 2x = -0.009 \text{ M}$ or 0.00844 M

At equilibrium, $[\text{Br}_2] = 0.062 - x = 0.0648 \text{ M}$

• ما تأثير ارتفاع درجة الحرارة على تركيز المواد التي تحتها خط وكذلك على K_c للتفاعلات الآتية :



الحل



ارتفاع درجة الحرارة سوف يغير اتجاه التفاعل إلى اليسار، يخفض تركيز $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ ويخفض

K_c .



التفاعل سوف يتجه ألى اليمين نتيجة الأرتفاع فى [CO₂] و الأرتفاع فى K_c .



التفاعل سوف يتجه ألى اليمين نتيجة الأرتفاع فى [SO₂] و الأرتفاع فى K_c .

• ما هو التغير الذى يحدث فى الحجم لكل من التفاعلات الآتية لكى نزيد من محصول النواتج ؟



الحل

عندما تتواجد الغازات فإن التغير فى حجمها سوف يؤثر على تركيزها ، بصفه عامه عندما يتخفض الحجم (يزداد الضغط) ، فإن التفاعل سوف يتجه إلى الجهة التى بها عدد مولات أقل والعكس صحيح vice versa .



CO₂ هو الغاز الوحيد الموجود ولزيادة محصوله ، سوف نزيد الحجم (نخفض الضغط)



نجد أن عدد المولات الغازية للمتفاعلات أكبر من عدد المولات الغازية للنواتج ، لذلك سوف نخفض الحجم (تزيد الضغط) كي يتغير اتجاه التفاعل لليمين .



فى هذه المعادلة يتساوى عدد مولات الغازات على جانبي المعادلة ، لذلك فإن التغيير فى الحجم لا يؤثر .

- لتحسين نوعية الهواء والحصول على منتج مفيد ، يتم غالباً إزالة الكبريت من الفحم والغاز الطبيعيين طريق معاملة كبريتيد الهيدروجين الملوث للوقود بواسطة الأوكسجين كما فى التفاعل التالى :



ماذا يحدث لـ :

- $[H_2O]$ إذا إضيف O_2
- $[H_2S]$ إذا إضيف O_2
- $[O_2]$ إذا أزلنا H_2S
- $[H_2S]$ إذا إضيف S

الحل

عندما يختل النظام نرى أولاً المعادلة الخاصة Q ونقارنها ب K لنعرف إلى أين سيتجه التفاعل

$$Q = \frac{[H_2O]^2}{[H_2S]^2 [O_2]}$$

• [H₂O] إذا إضيف O₂ :

عند إضافة O₂، فإن قيمة Q تنخفض ويتجه التفاعل ناحية اليمين لكي يرجع لل K ، لذلك يرتفع تركيز H₂O .

• [H₂S] إذا إضيف O₂ :

عند إضافة O₂، فإن قيمة Q تنخفض ويتجه التفاعل ناحية اليمين لكي يرجع لل K ، لذلك ينخفض تركيز H₂S .

• [O₂] إذا أزلنا H₂S :

عند إزالة H₂S، فإن قيمة Q ترتفع ويتجه التفاعل ناحية اليسار لكي يرجع لل K ، لذلك ينخفض تركيز O₂ .

• [H₂S] إذا إضيف S :

الكبريت ليس جزء من معادلة حساب Q (K) لأنه صلب، لذلك طالما بعض الكبريت موجود فإن التفاعل لا يتأثر ، H₂S لا يتأثر.



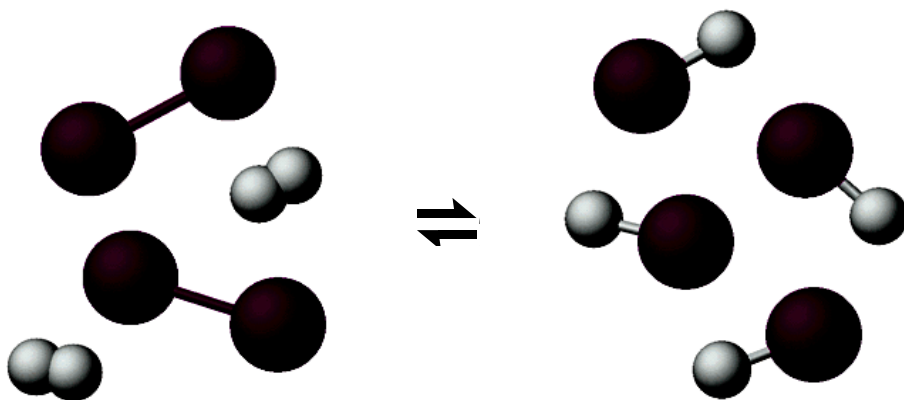
• فى التفاعل السابق تم وضع 2.00 mol من NOCl فى دورق سعته 1.00 L . وعند الأتزان وجد 0.66 mol/L من NO، أحسب قيمة K .

الحل

	[NOCl]	[NO]	[Cl ₂]
Before	2.00	0	0
Change			
Equilibrium		0.66	

	[NOCl]	[NO]	[Cl ₂]
Before	2.00	0	0
Change	-0.66	+0.66	+0.33
Equilibrium	1.34	0.66	0.33

• فى التفاعل:



وضع 1.00 mol من كل من H₂ and I₂ فى دورق سعته 1.00 L أحسب تركيز كل من H₂, I₂ عند الأتزان.

الحل

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = 55.3$$

	[H ₂]	[I ₂]	[HI]
Initial	1.00	1.00	0
Change			
Equilib			

	[H ₂]	[I ₂]	[HI]
Initial	1.00	1.00	0
Change	-x	-x	+2x
Equilib	1.00-x	1.00-x	2x

Where x is defined as am't of H₂ and I₂ consumed on approaching equilibrium

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = 55.3$$

$$K_c = \frac{[2x]^2}{[1.00 - x][1.00 - x]} = 55.3$$

$$7.44 = \frac{2x}{1.00 - x}$$

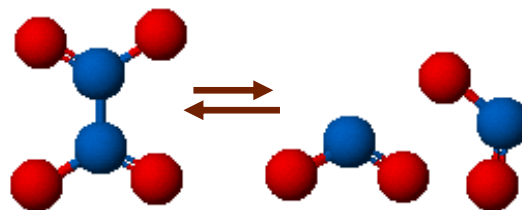
$$x = 0.79$$

Therefore, at equilibrium

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 1.00 - x = 0.21 \text{ M}$$

$$[\text{HI}] = 2x = 1.58 \text{ M}$$

• فى التفاعل:



إذا كان التركيز الأولي لـ N_2O_4 هو 0.50 M ، فما هي التركيزات عند الأتزان ؟

الحل

	[N ₂ O ₄]	[NO ₂]
Initial	0.50	0
Change		
Equilib		
	[N ₂ O ₄]	[NO ₂]
Initial	0.50	0
Change	-x	+2x
Equilib	0.50 - x	2x

$$K_c = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 0.0059 \text{ at } 298 \text{ K}$$

Rearrange:

$$0.0059 (0.50 - x) = 4x^2$$
$$0.0029 - 0.0059x = 4x^2$$
$$4x^2 + 0.0059x - 0.0029 = 0$$

This is a QUADRATIC EQUATION

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$a = 4 \quad b = 0.0059 \quad c = -0.0029$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = \frac{-0.0059 \pm \sqrt{(0.0059)^2 - 4(4)(-0.0029)}}{2(4)}$$

$$x = -0.00074 \pm 1/8(0.046)^{1/2} = -0.00074 \pm 0.027$$

$$x = 0.026 \quad \text{or} \quad -0.028$$

But a negative value is not reasonable.

Conclusion

$$[\text{N}_2\text{O}_4] = 0.050 - x = 0.47 \text{ M}$$

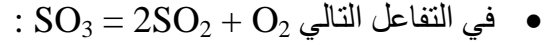
$$[\text{NO}_2] = 2x = 0.052 \text{ M}$$

أسئلة

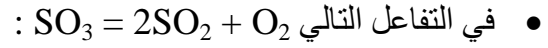


- احسب قيمة ثابت الاتزان لتفاعل غاز الهيدروجين مع بخار اليود لانتاج غاز يوديد الهيدروجين عند ٤٩٠ درجة مئوية إذا علمت أن تركيز المواد عند الاتزان كالتالي = HI :
 $H_2 = 0.0862$, $I_2 = 0.263$, $HI = 1.02$ مولار .
- إذا علمت أن الضغط الجزئي عند الاتزان في التفاعل التالي:
 $PCl_5 = PCl_3 + Cl_2$
هي $PCl_5 = 0.875$ atm , $PCl_3 = 0.463$ atm فاحسب قيمة K_p للتفاعل عند ٢٥٠ درجة مئوية.
- في التفاعل التالي $NH_4HS = NH_3 + H_2S$: وضعت عينة من NH_4HS الصلب في وعاء عند ٢٥ درجة مئوية احسب الضغط الجزئي لكل غاز عند الاتزان . واحسب الضغط الكلي للغازات اذا علمت أن $K_p = 0.108$ عند ٢٥ درجة مئوية .
- اذا علمت أن ثابت الاتزان للتفاعل التالي :
 $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ يساوي ٣.٦×١٠^٨
فما قيمة ثابت الاتزان للتفاعل $NH_3 = 1/2 N_2 + 3/2 H_2$ عند درجة الحرارة نفسها ؟
- احسب قيمة K_p للتفاعل $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ علماً بأن ثابت الاتزان K_c عند ٤٥٠ درجة مئوية يساوي ٣.٦×١٠^٨ (اس ٨) .
- عند درجة حرارة عالية جداً كانت قيمة ثابت الاتزان للتفاعل التالي $HI = H_2 + I_2$:
فإذا تم خلط ٠.٥ مولار من HI ، 2.8 مولار من H_2 و ٣.٤ مولار من I_2 فهل يحدث تغير في تراكيز المواد (هل وصل التفاعل إلى حالة الاتزان) ؟ في أي اتجاه يحدث التفاعل.

- إذا ادخل ٢ مول من يوديد الهيدروجين في وعاء حجمه واحد لتر عند 490 درجة مئوية ، كم يكون تركيز كل نوع من المواد الموجودة في الوعاء عند الاتزان علماً بأن ثابت الاتزان للتفاعل يساوي ٤٥.٩ عند ٤٩٠ درجة مئوية ؟



إذا وضع في إناء سعته ١.٥ لتر كمية مقدارها ٢.٥ مول من SO_3 ووجد عند الاتزان أن نسبة المتفكك من SO_3 هو ٢٨% احسب قيمة ثابت الاتزان K_C .



إذا وضع في إناء سعته ١.٥٢ لتر كمية مقدارها ٠.٠٢ مول من SO_3 ووجد عند الاتزان كمية متبقية من SO_3 تساوي ٠.٠١٤٢ مول احسب قيمة K_C و K_P للتفاعل عند ٩٠٠ درجة مطلقة

