



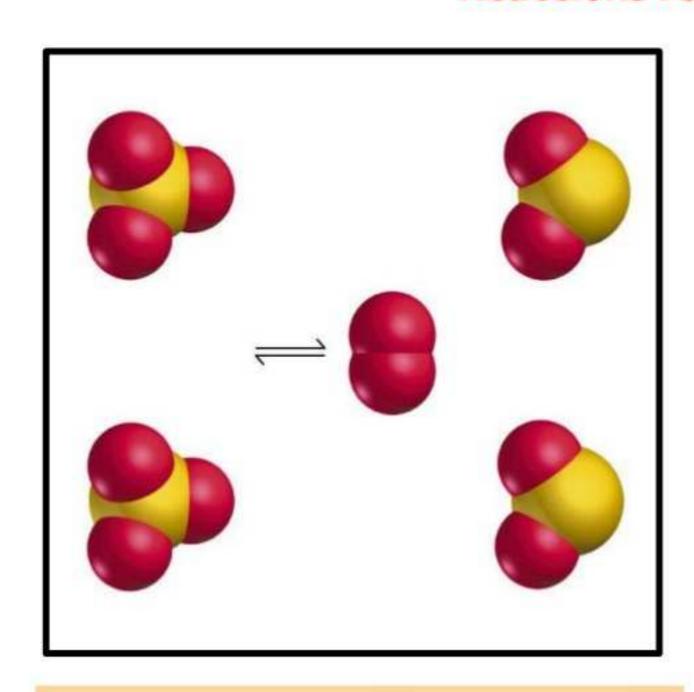
# Equilibri químic



- Reaccions reversibles i estat d'equilibri
- La constant d'equilibri (Kc i Kp)
- Equilibris heterogenis
- Principi de Le Chatelier
- Energia lliure i constant d'equilibri
- Plantejament i resolució de problemes



#### Reaccions reversibles



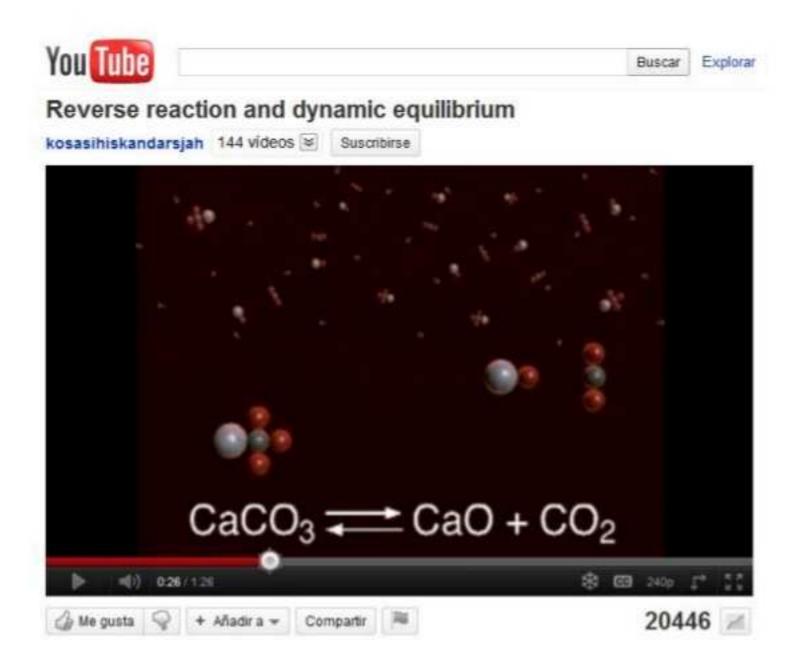
Són aquelles que poden tenir lloc en els dos sentits simultàniament:

$$A + B \rightleftharpoons C + D$$

Arriba un moment en que les reaccions en sentit directe i invers es produeixen a la mateixa velocitat, això vol dir que s'ha assolit l'estat d'equilibri.

$$2 SO_3(g) \rightleftharpoons O_2(g) + 2 SO_2(g)$$

#### Reaccions reversibles



http://www.youtube.com/watch?v=LMIbJ-B92Ho&feature=player\_embedded

## Exemples de reaccions d'equilibri



#### Contaminació atmosfèrica

El NO<sub>2</sub> provocat per les emissions dels automòbils és un **gas tòxic i irritant** que pot causar problemes respiratoris. També és un dels gasos responsables de la **pluja àcida**.

 $2 \text{ NO (g)} + O_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{ NO}_2(g)$ 

El NO és incolor i el NO2 de color marró

## Consulta de dades de contaminació atmosfèrica a Catalunya

http://www.gencat.net:8000/oicqa/owa/b01.consulta?estacio=00&contaminant=99&dades=1

## Exemples de reaccions d'equilibri



#### Obtenció industrial de l'amoníac

$$N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$$

#### Exemples de reaccions d'equilibri

#### Producció d'etè

L'etè (etilè) és la matèria primera per a l'obtenció de plàstics com el polietilè (PE) i el policlorur de vinil (PVC)

$$CH_3 - CH_3(g) \rightleftharpoons CH_2 = CH_2(g) + H_2(g)$$





PEBD PEAD

### Exemples de reaccions d'equilibri



## Descomposició del carbonat de calci

Té lloc a temperatures elevades (T>600 °C)

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



## Exemples de reaccions d'equilibri

#### Reacció d'esterificació

La reacció inversa és l'hidròlisi de l'éster

CH<sub>3</sub>- COOH + CH<sub>3</sub>- CH<sub>2</sub>OH 

CH<sub>3</sub>-COO-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O

Àcid etanoic àcid carboxílic

Etanol alcohol

Etanoat d'etil èster

aigua







# 7 Característiques de l'estat d'equilibri

Si passa prou temps, les reaccions reversibles arriben a un estat d'equilibri en què:

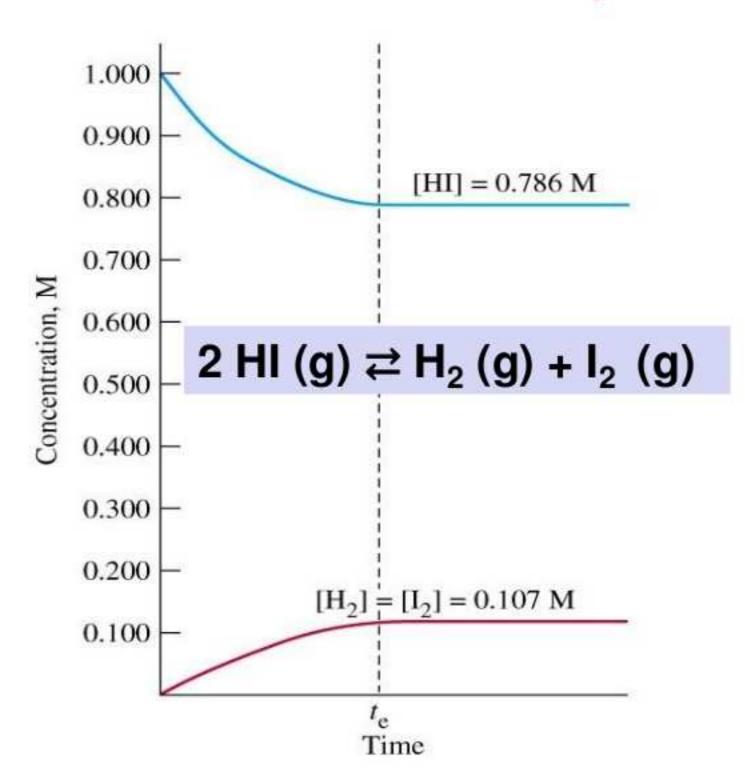
- Tenim una barreja de productes i reactius en el recipient i les concentracions de totes les substàncies es mantenen constants amb el temps.
- Les velocitats de les reaccions directa (R -> P) i inversa (R <- P) són iguals.</li>
- S'arriba al mateix estat d'equilibri independentment de les concentracions inicials.
- Es pot arribar a un estat d'equilibri des de qualsevol extrem, és a dir partint dels reactius o partint dels productes.
- És una situació dinàmica, ja que la reacció continua produint-se en ambdós sentits.
- Si en la reacció intervenen gasos, perquè es pugui assolir l'estat d'equilibri cal que els gasos no puguin marxar (recipient tancat).
- L'estat d'equilibri depèn de la temperatura.

# Característiques de l'estat d'equilibri

Activitat: Utilització de simuladors en l'estudi de les característiques de les reaccions d'equilibri

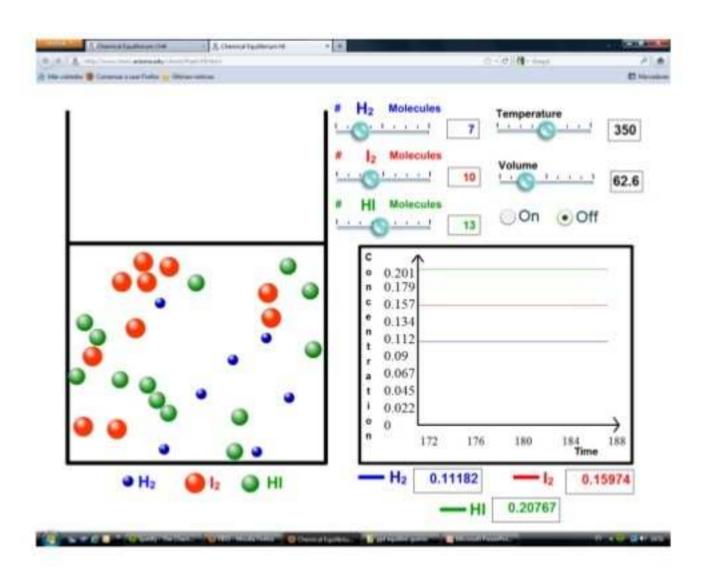


http://crecim.uab.cat/revista\_ciencies/index.php/all-numeros/16-numero-28



1. Tenim una barreja de productes i reactius en el recipient i les concentracions de totes les substàncies es mantenen constants amb el temps.

## Característiques de l'estat d'equilibri

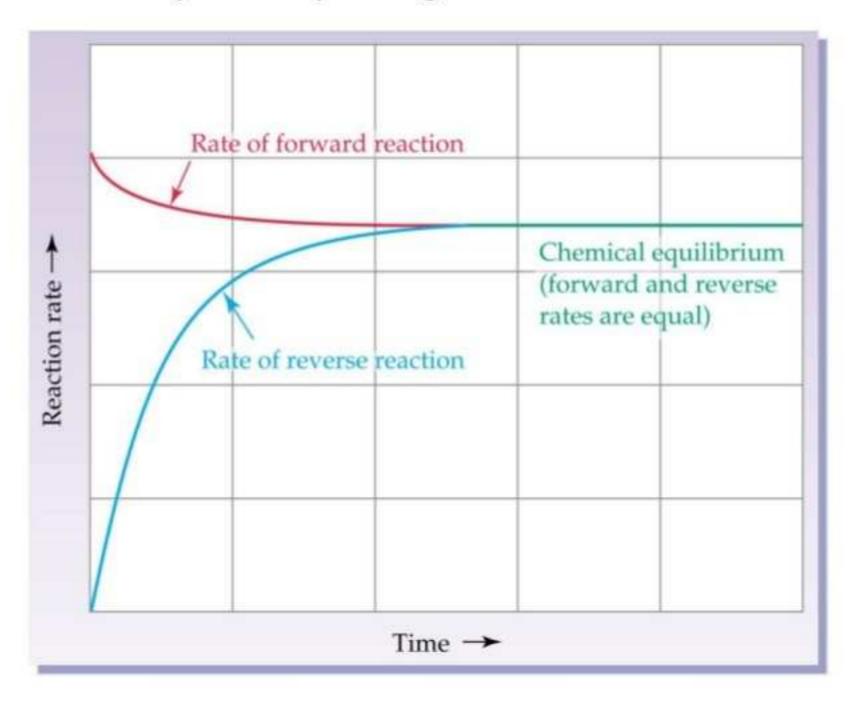


1. Tenim una barreja de productes i reactius en el recipient i les concentracions de totes les substàncies es mantenen constants amb el temps.

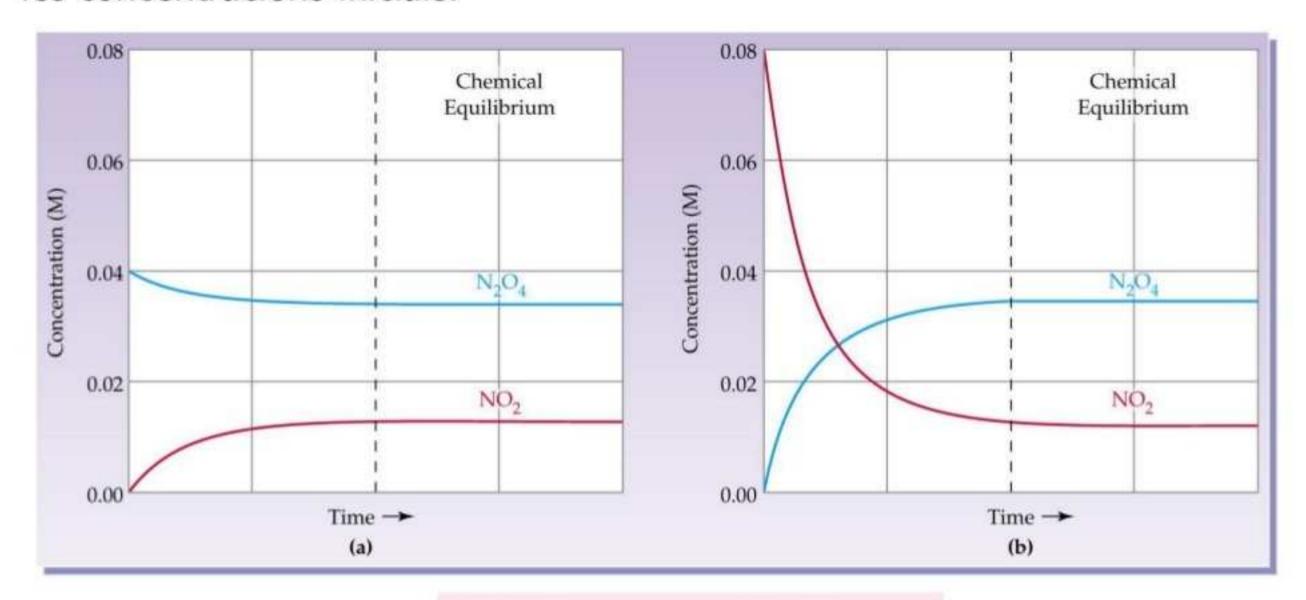
http://www.chem.arizona.edu/chemt/Flash/Hl.html

## Característiques de l'estat d'equilibri

 Les velocitats de les reaccions directa (R -> P) i inversa (R <- P) són iguals.</li>

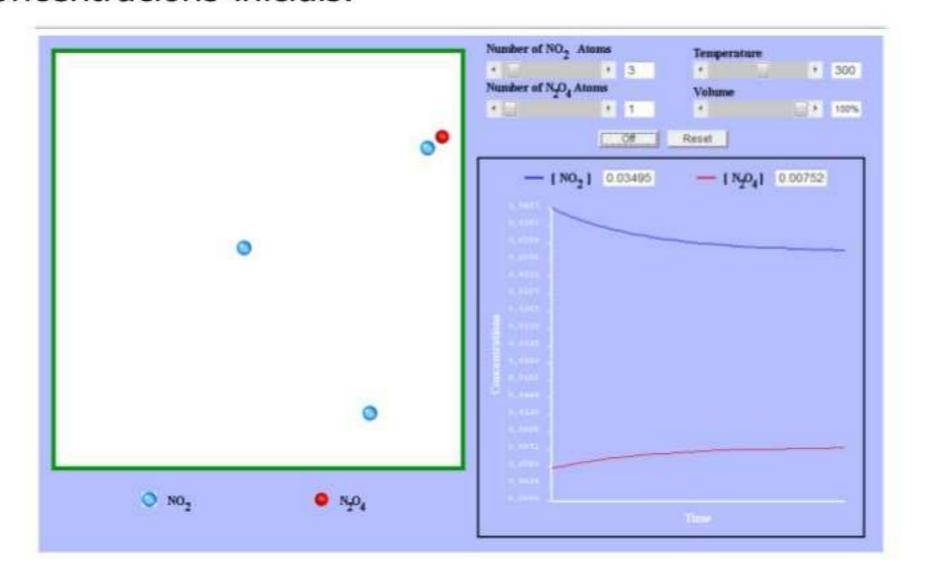


 S'arriba al mateix estat d'equilibri (la mateixa K) independentment de les concentracions inicials.



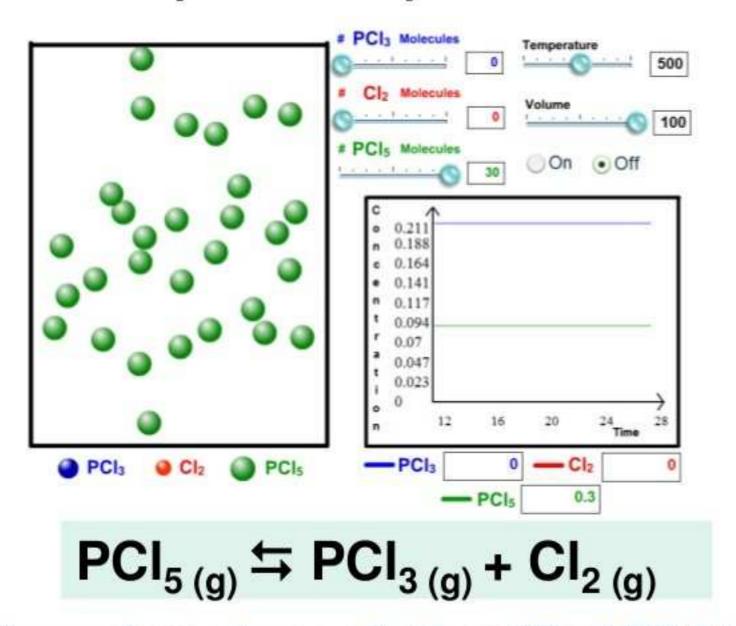
$$2 NO_{2(g)} \rightleftarrows N_2O_{4(g)}$$

3. S'arriba al mateix estat d'equilibri (la mateixa K ) independentment de les concentracions inicials.



http://www.chem.arizona.edu/tpp/java/equilno/

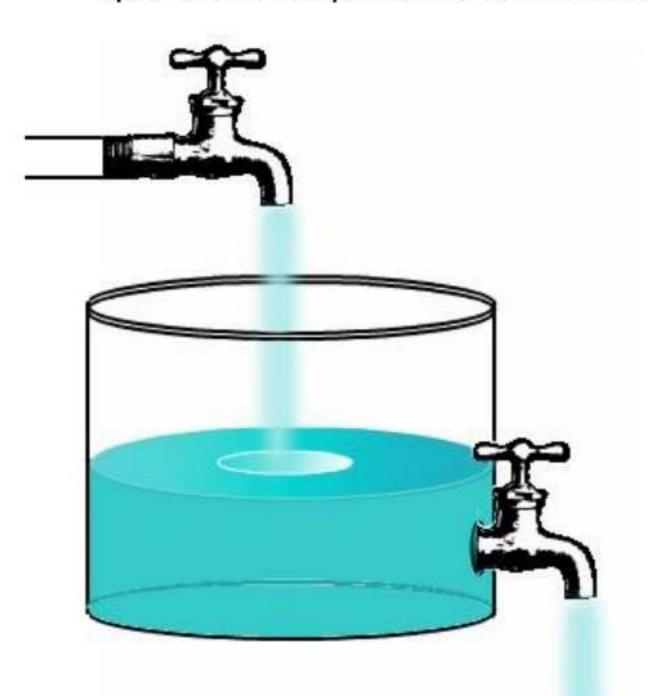
4. Es pot arribar a un estat d'equilibri des de qualsevol extrem, és a dir partint dels reactius o partint dels productes.



http://www.chem.arizona.edu/chemt/Flash/PCI5.html

# Característiques de l'estat d'equilibri

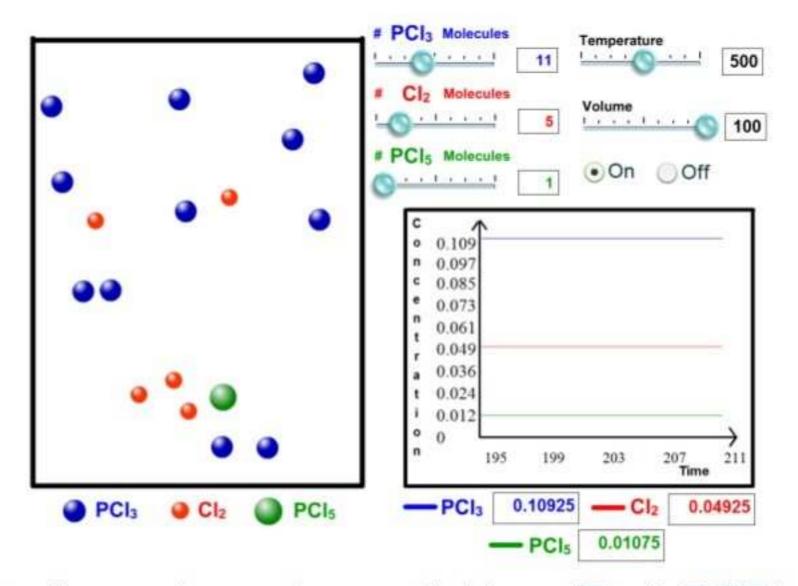
5. És una situació dinàmica, ja que la reacció no s'atura sinó que continua produint-se en ambdós sentits.



#### Exemple (equilibri dinàmic):

Si el flux d'aigua que entra i el que surt són iguals, el nivell d'aigua en el recipient es manté estable.

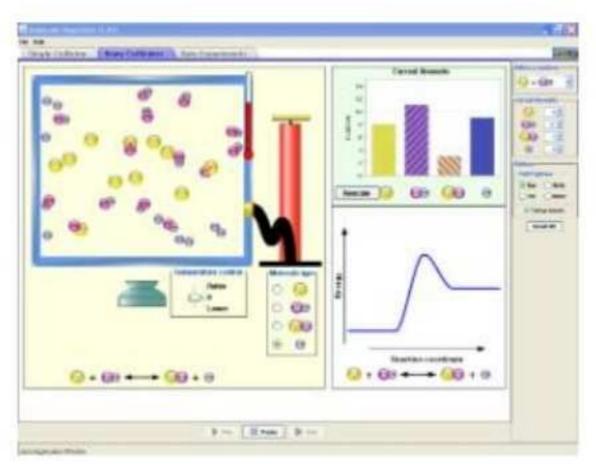
5. És una situació dinàmica, ja que la reacció no s'atura sinó que continua produint-se en ambdós sentits.



http://www.chem.arizona.edu/chemt/Flash/PCI5.html

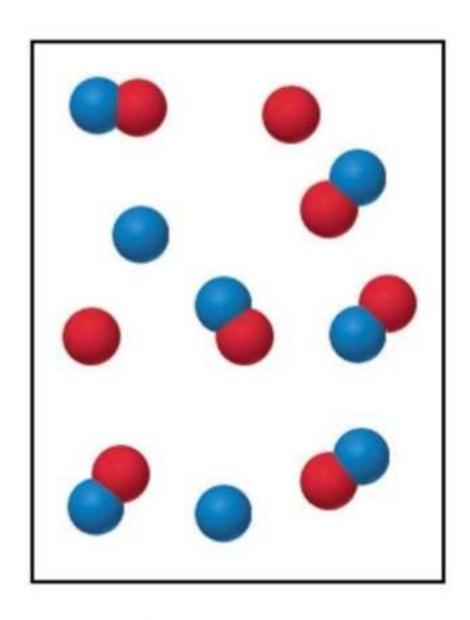
# Característiques de l'estat d'equilibri

6. Si en la reacció intervenen gasos, perquè es pugui assolir l'estat d'equilibri cal que els gasos no puguin marxar (recipient tancat).

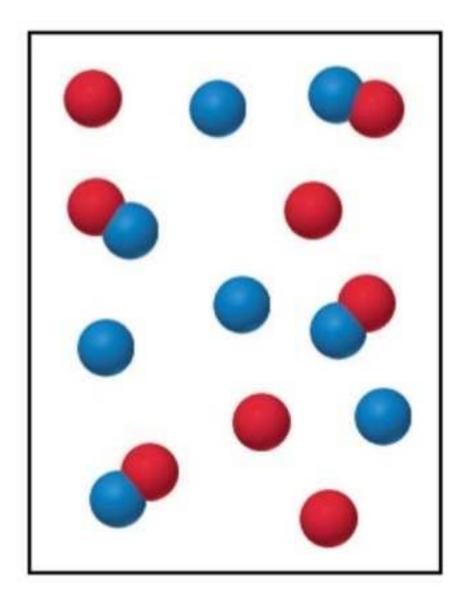


http://phet.colorado.edu/en/simulation/reactions-and-rates

7. L'estat d'equilibri (i la K ) depèn de la temperatura.



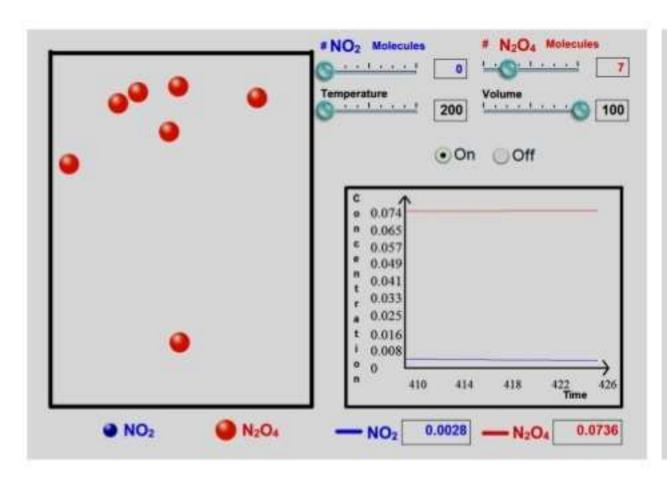
$$T = 300 \text{ K}$$

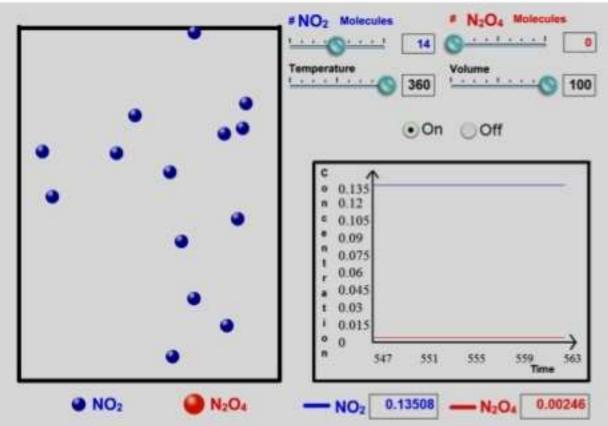


$$T = 400 \text{ K}$$

# Característiques de l'estat d'equilibri

7. L'estat d'equilibri (i la K ) depèn de la temperatura.







## Constant d'equilibri (K<sub>c</sub>)

Per a una reacció **a A + b B ⇄ c C + d D**, l'**expressió de la constant d'equilibri Kc** és:

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

En aquesta expressió ( llei d'acció de masses ) apareixen les concentracions (mol/L) de les espècies en l'estat equilibri, elevades als seus coeficients estequiomètrics.

#### La constant d'equilibri (Kc i Kp)

## Constant d'equilibri (K<sub>c</sub>)

$$N_2O_4$$
 (g)  $\rightleftharpoons$  2  $NO_2$  (g)  $\rightleftharpoons$  colorless brown
$$K = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} = 4.63 \times 10^{-3}$$

http://www.kentchemistry.com/links/Kinetics/Equilibrium/equilibrium.swf

# Constant d'equilibri (K<sub>p</sub>)

Equilibri homogeni entre gasos:

$$aA(g) + bB(g) \rightleftharpoons cC(g) + dD(g)$$

$$(P_C)^c_{eq} \cdot (P_D)^d_{eq}$$
 $K_P = \frac{(P_A)^a_{eq} \cdot (P_B)^b_{eq}}{(P_A)^a_{eq} \cdot (P_B)^b_{eq}}$ 

P<sub>A</sub>, P<sub>B</sub>, P<sub>C</sub>, P<sub>D</sub>
són les **pressions parcials** dels gasos
presents en la mescla **en equilibri.** 

Es recomana utilizar el bar com a unitat de pressió però s'accepta també l'atmosfera (1 atm = 1,013 bar)

## La constant d'equilibri (Kc i Kp)

Les pressions parcials es poden calcular a partir de:

La Ilei dels gasos ideals:

$$p_A \cdot V = n_A \cdot R \cdot T$$

-La Ilei de Raoult:

$$p_A = X_A \cdot p_t$$

```
\mathbf{p_A} = pressió parcial d'un gas de la mescla ( bar o atm ) 

\mathbf{V} = volum total ( \mathbf{L} ) 

\mathbf{n_A} = nombre de mols d'A ( \mathbf{mol} ) 

\mathbf{R} = constant dels gasos = \mathbf{0.0831} bar · L· K-1 · mol-1 

0.082 atm · L· K-1 · mol-1 

\mathbf{T} = temperatura ( \mathbf{K} ) 

\mathbf{X_A} = fracció molar d'A = \mathbf{n_A} / (\mathbf{n_A} + \mathbf{n_B} + ... ) 

\mathbf{p_t} = pressió total de la mescla = \mathbf{p_A} + \mathbf{p_B} + ... ( bar o atm )
```

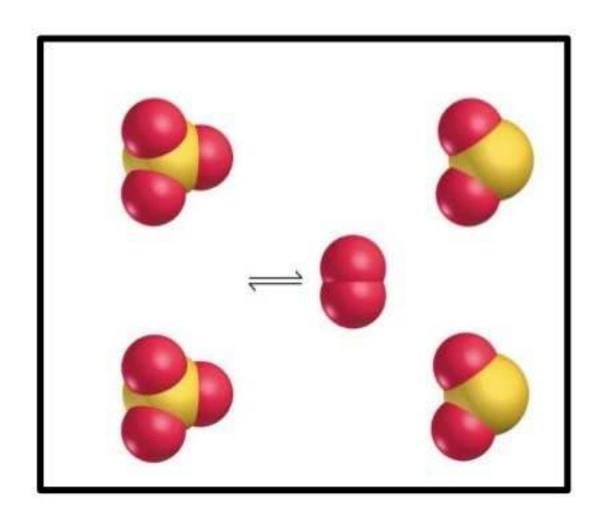
## La constant d'equilibri (Kc i Kp)

### Relació entre Kc i Kp

$$Kp = Kc \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

 $\Delta \mathbf{n} = \mathbf{n}^{o}$  mols gas productes –  $\mathbf{n}^{o}$  mols gas reactius

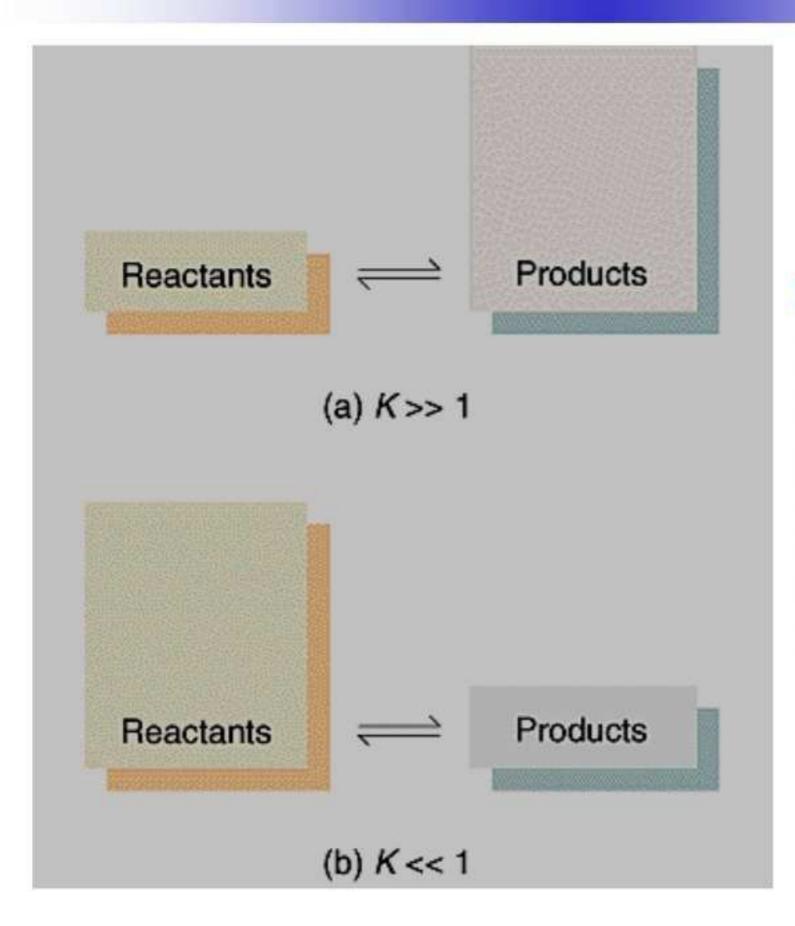
 $\mathbf{R} = 0.0831$  bar ·L· K<sup>-1</sup> · mol<sup>-1</sup> = 0.082 atm · L· K<sup>-1</sup> · mol<sup>-1</sup>



# Característiques de la constant d'equilibri (Kc i Kp)

- 1. És característica de cada reacció
- Correspon als valors (de concentracions o pressions) en l'estat d'equilibri.
- El valor de la constant d'equilibri varia amb la temperatura
- 4. Les constants d'equilibri Kc i Kp s'expressen sense unitats

## La constant d'equilibri (Kc i Kp)



## Significat del valor de K

El valor de K ens informa si l'equilibri està molt o poc desplaçat en un sentit o l'altre (si en l'estat d'equilibri predominen els reactius o els productes)

# Relació entre K i l'equació química

Si igualem la reacció multiplicant tots els coeficients estequiomètrics per un nombre **n**, la nova constant d'equilibri serà

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2 HI K$$
 $2 H_2 + 2 I_2 \rightleftharpoons 4 HI K' = (K)^2$ 

$$K' = K^n$$

# Relació entre K i l'equació química

Si escrivim la reacció de manera **inversa**, la nova constant d'equilibri serà

$$H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2 HI K$$

$$2 \text{ HI} \rightleftarrows \text{ H}_2 + \text{ I}_2 \qquad \text{K}'$$

$$K' = K^{-1}$$

# Quocient de reacció (Q<sub>c</sub>)

Per a una reacció **a A + b B ⇒ c C + d D**, el quocient de reacció Qc val:

$$\mathbf{Q} = \frac{[\mathbf{C}]^c[\mathbf{D}]^d}{[\mathbf{A}]^a[\mathbf{B}]^b}$$

**Q**<sub>c</sub> **es diferencia de K**<sub>c</sub> en el fet que les **concentracions** poden ser les corresponents a **qualsevol instant** de la reacció, no cal que siguin les de l'estat d'equilibri.

## La constant d'equilibri (Kc i Kp)

# Significat de Q<sub>c</sub>

# Qc < Kc

El sistema no està en equilibri. El numerador de l'expressió és més petit que el que correspondria a l'equilibri. Per arribar-hi, el sistema ha

d'evolucionar reaccionant cap a la dreta (→) amb més intensitat que cap a l'esquerra, en el sentit de formació de productes.

Qc = Kc El sistema està en equilibri

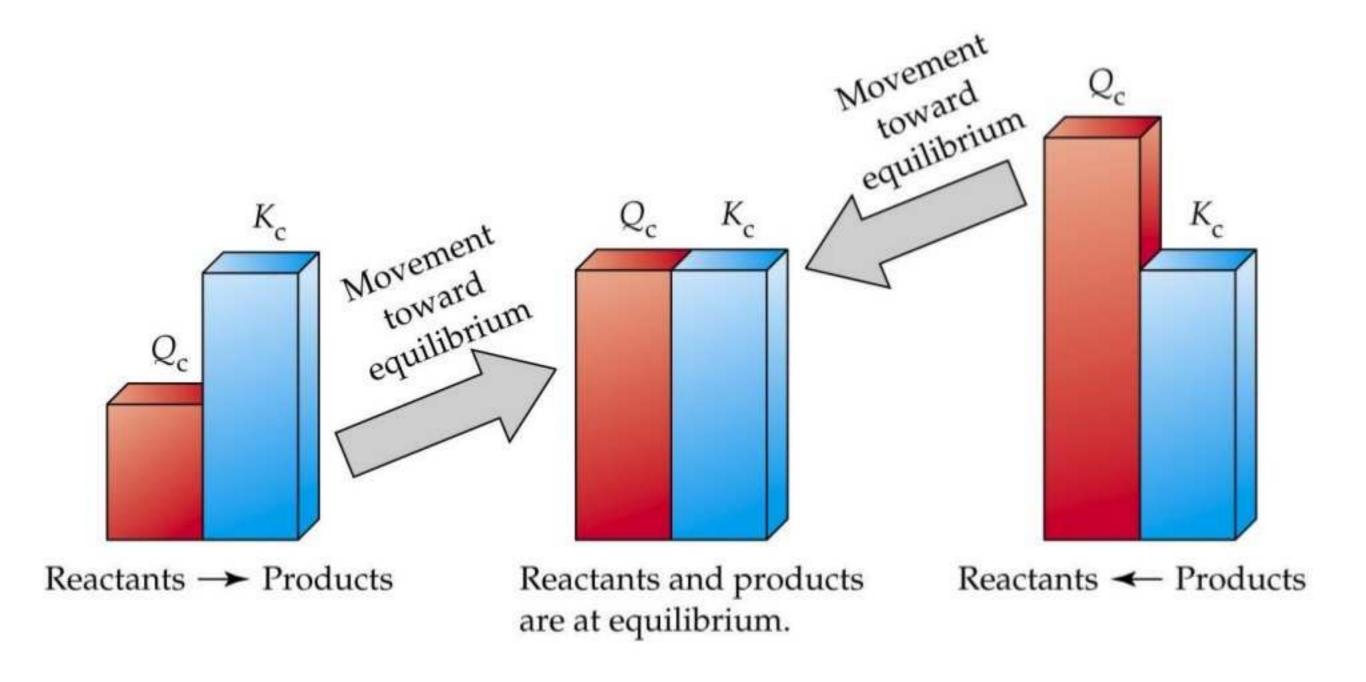
# Qc > Kc

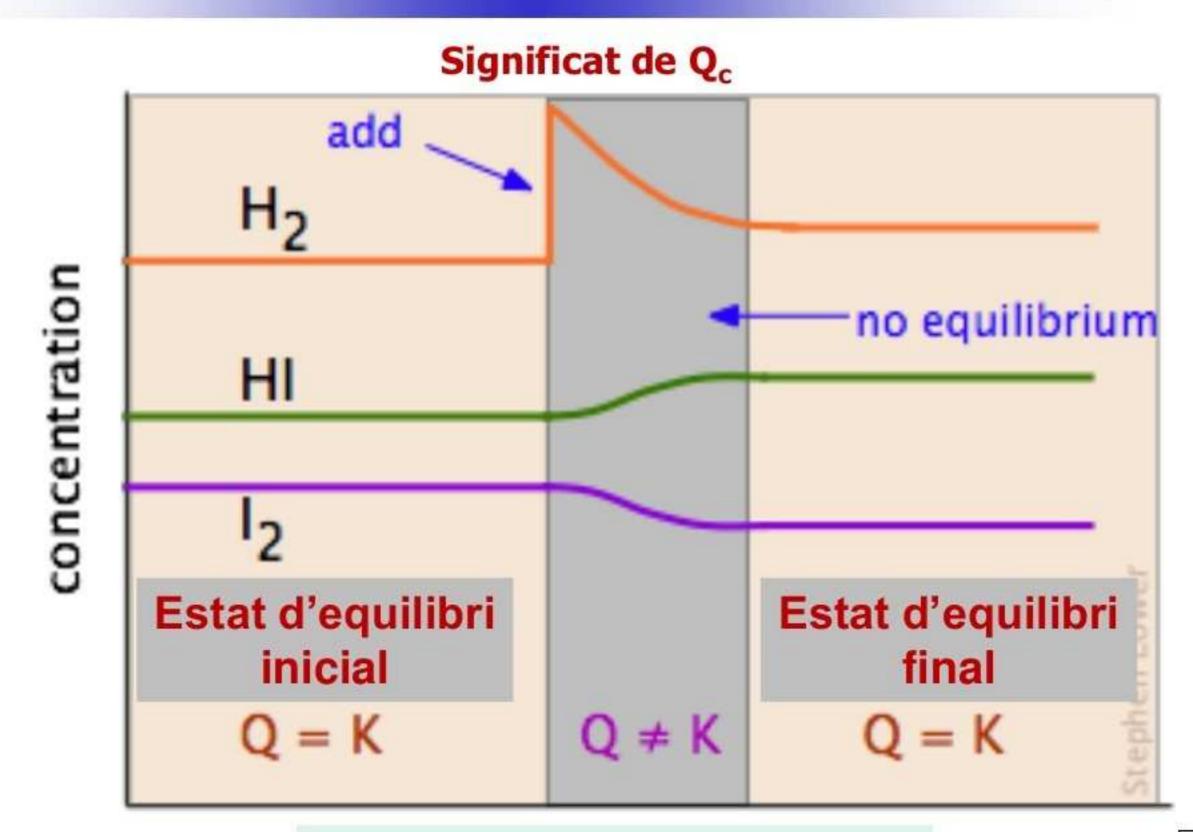
El sistema no està en equilibri. El numerador de l'expressió és més gran que el que correspondria a l'equilibri. Per arribar-hi, el sistema ha

d'evolucionar reaccionant cap a l'esquerra ( ← ) amb més intensitat que cap a la dreta, en el sentit de formació de reactius.

## La constant d'equilibri (Kc i Kp)

# Significat de Q<sub>c</sub>





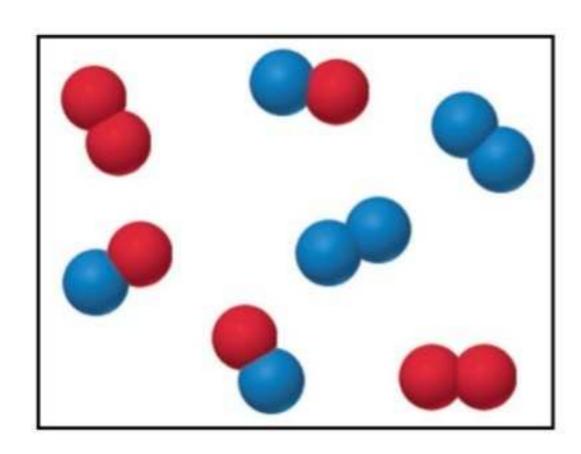
 $H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2 HI_{(g)}$ 

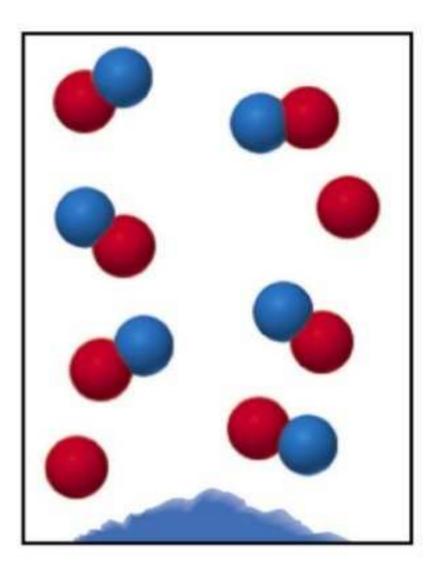
time



# Equilibri homogeni i equilibri heterogeni

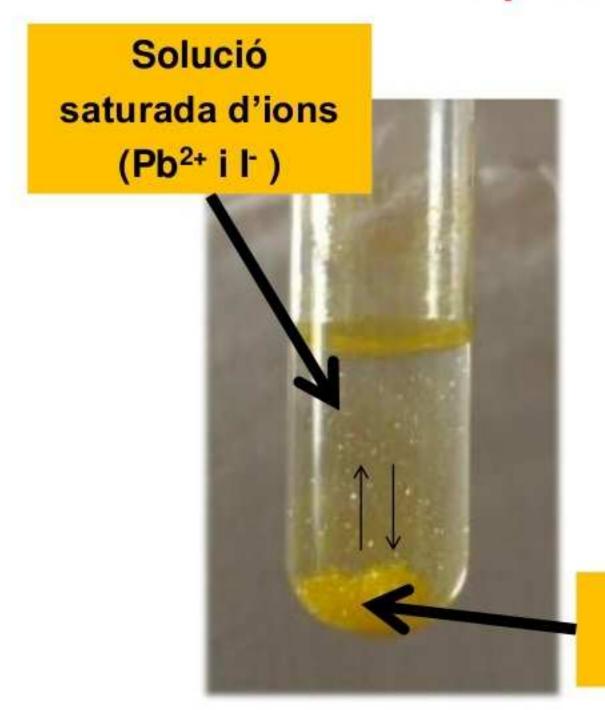
- Homogeni: totes les espècies presents són a la mateixa fase.
- Heterogeni: les espècies químiques es troben en fases diferents





### **Equilibris** heterogenis

### **Equilibris heterogenis**



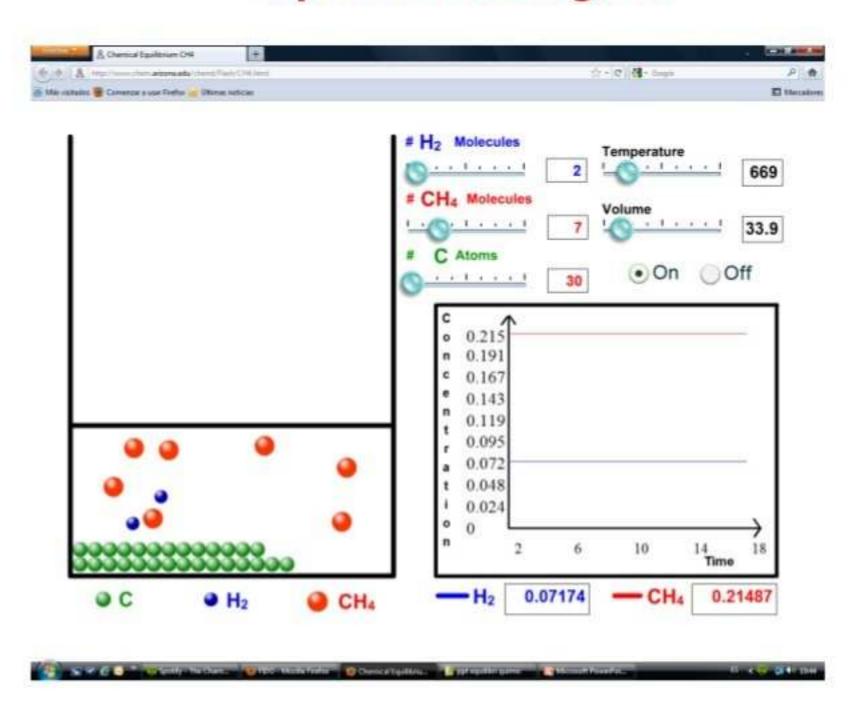
Són equilibris en els quals hi ha implicades **substàncies en diferents estats físics** ( sòlides, líquides, gasos )

Precipitat (Pbl<sub>2</sub>)

Equilibri iònic heterogeni

### **Equilibris** heterogenis

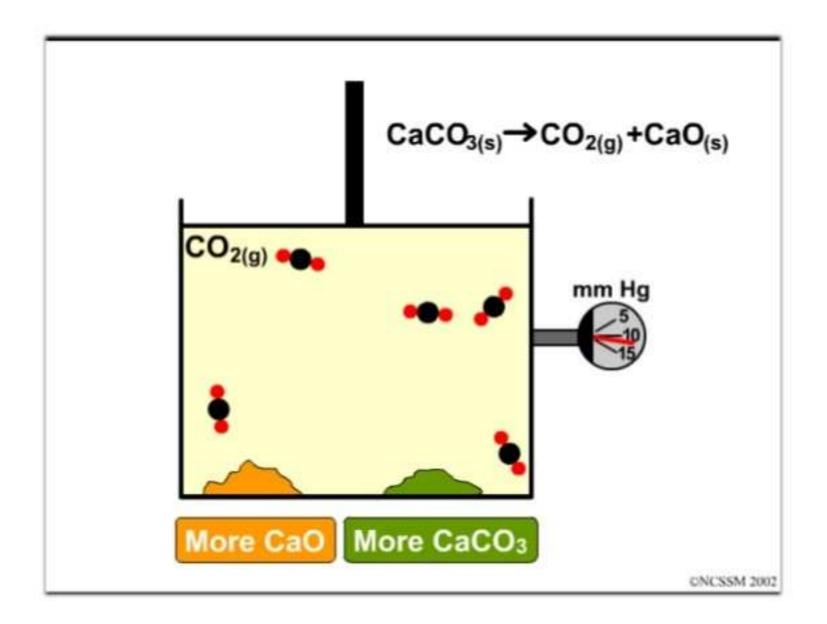
### **Equilibris heterogenis**



http://www.chem.arizona.edu/chemt/Flash/CH4.html

### **Equilibris** heterogenis

### **Equilibris heterogenis**



http://www.deciencias.net/proyectos/0cientificos/Tiger/paginas/CaO-CaCO3.html

### Expressió de K en els equilibris heterogenis

En l'expressió de K no hi apareixen les concentracions dels sòlids ni dels líquids purs, perquè, a una temperatura determinada, aquestes concentracions són constants.

### Exemples:

$$CaCO_3$$
 (s)  $\rightleftarrows$   $CaO$  (s)  $+$   $CO_2$  (g)  
 $Kc = [CO_2]_{eq}$   
 $Kp = p(CO_2)_{eq}$ 

AgCl (s) 
$$\rightleftharpoons$$
 Ag<sup>+</sup> (aq) + Cl<sup>-</sup> (aq)  
Kc = [Ag +]<sub>eq</sub> · [Cl<sup>-</sup>]<sub>eq</sub>

## **Equilibrium Constants of Some Common Reactions**

Reaction	Equilibrium constant,	
$2 H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2 H_2O(1)$	$1.4 \times 10^{83}$ at 298 K	
$CaCO_3(s) \iff CaO(s) + CO_2(g)$	$1.9 \times 10^{-23}$ at 298 K	
	1.0 at about 1200 K	
$C(s) + H_2O(g) \rightleftharpoons CO(g) + H_2(g)$	$1.6 \times 10^{-21}$ at 298 K	
	10.0 at about 1100 K	

### @Exercici:

Escriure l'expressió de Kc dels equilibris heterogenis anteriors.





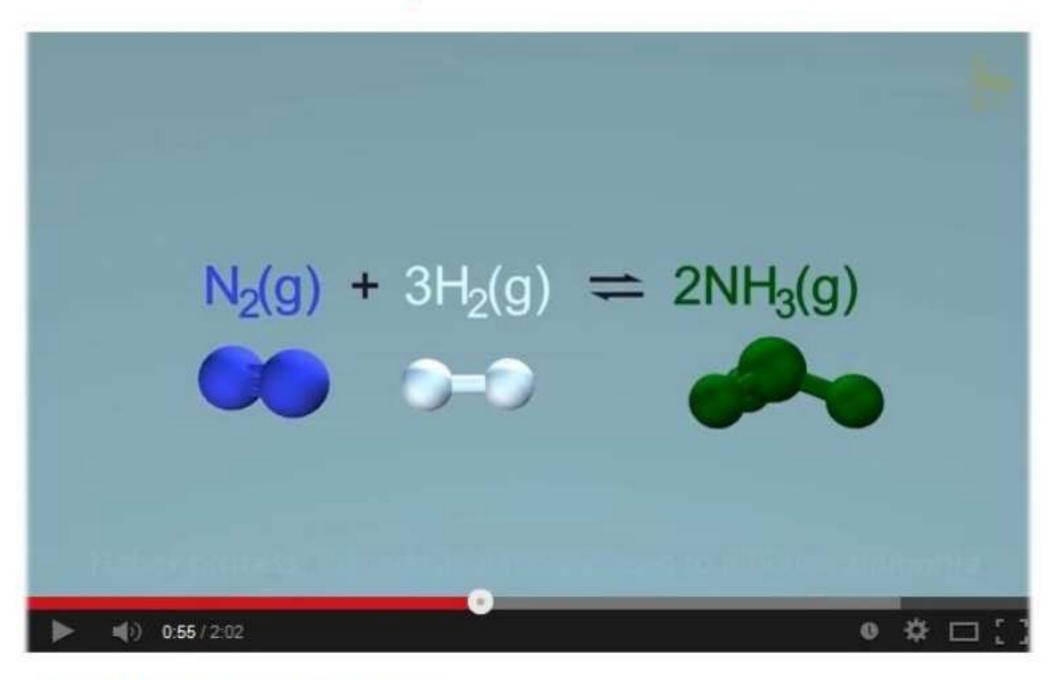
Henri-Louis Le Chatelier

(1850 – 1936)



Si un sistema en equilibri rep una pertorbació que modifica qualsevol dels factors que determinen l'equilibri (T, P, V, concentracions), la reacció evolucionarà en el sentit que compensi la modificació, retornant a l'estat d'equilibri.

### Principi de Le Chatelier



Le Chatelier's principle

http://youtu.be/dIDgPFEucFM



Aquest principi ens permetrà **predir de manera qualitativa** com evolucionarà un sistema en equilibri davant els següents canvis:

- Concentració de reactius o productes
- Pressió (o el volum)
- Temperatura
- Addició d'un gas inert
- Presència d'un catalitzador

### Principi de Le Chatelier







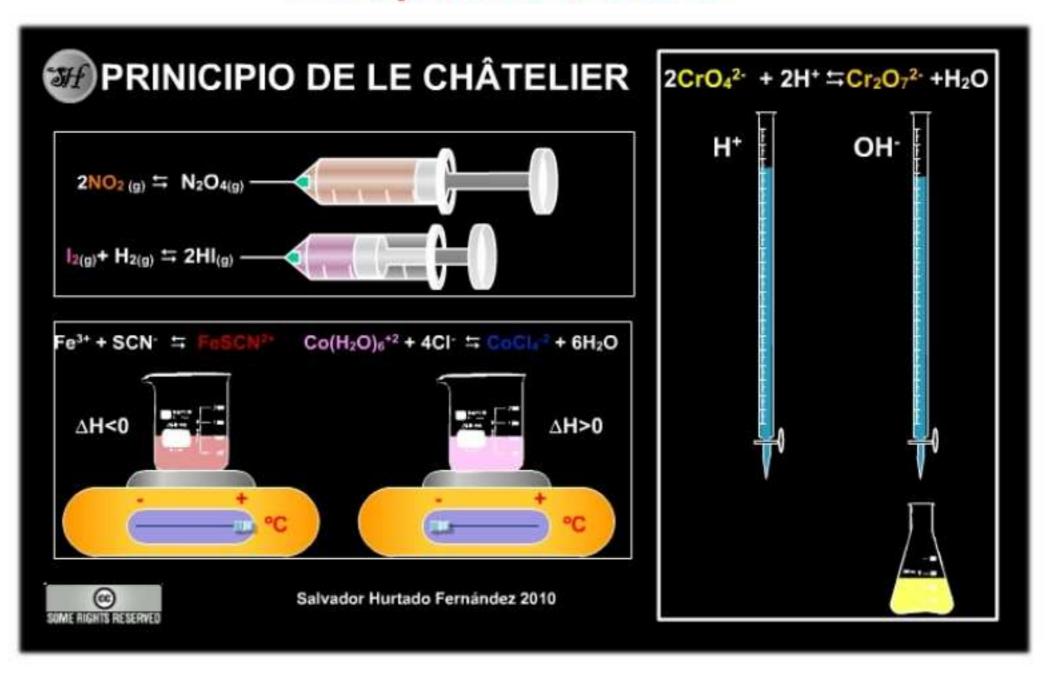
Change in Concentration

Change in Pressure

Change in Temperature

http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/lechv17.swf

### Principi de Le Chatelier



http://labovirtual.blogspot.com.es/search/label/ Principio%20de%20Le%20Ch%C3%A2telier



En general podem afirmar que:

- Si a un sistema en equilibri s'hi afegeix un reactiu o producte, la reacció tendeix a consumir la substància afegida.
- Si s'elimina un reactiu o un producte , la reacció que es produeix tendeix a reposar-lo.

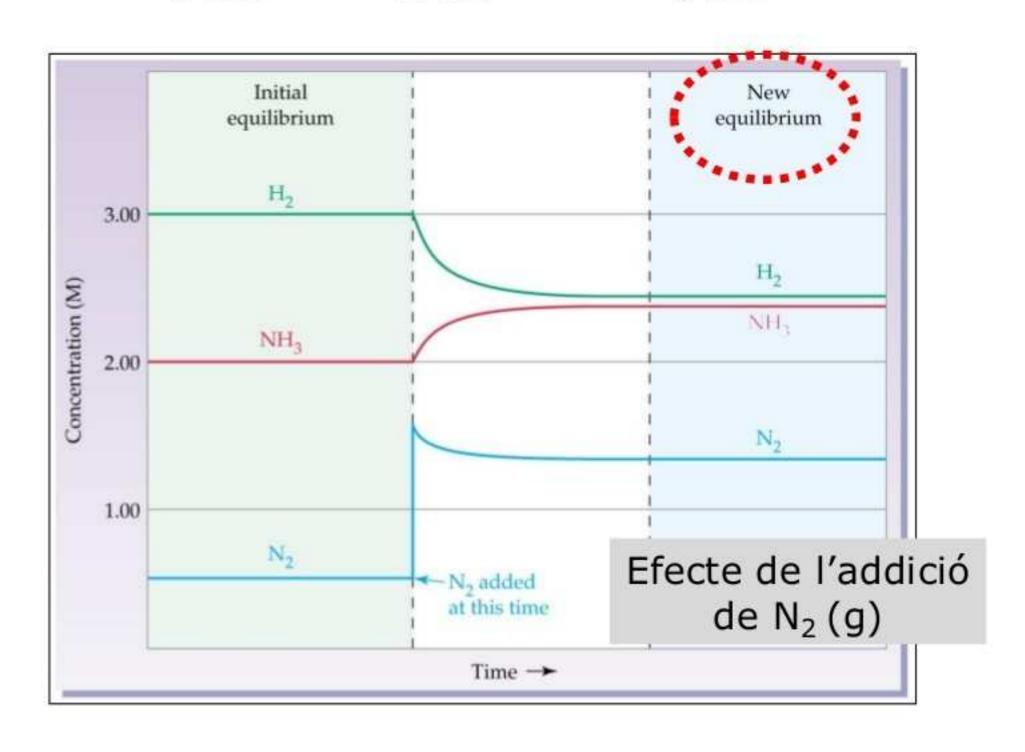
Equilibri cromat – dicromat

2 
$$\operatorname{Cr} O_4^{2-}(\operatorname{aq}) + 2 \operatorname{H}^+(\operatorname{aq}) \rightleftarrows \operatorname{Cr}_2 O_7^{2-}(\operatorname{aq}) + \operatorname{H}_2 O(1)$$
ió cromat
(groc)

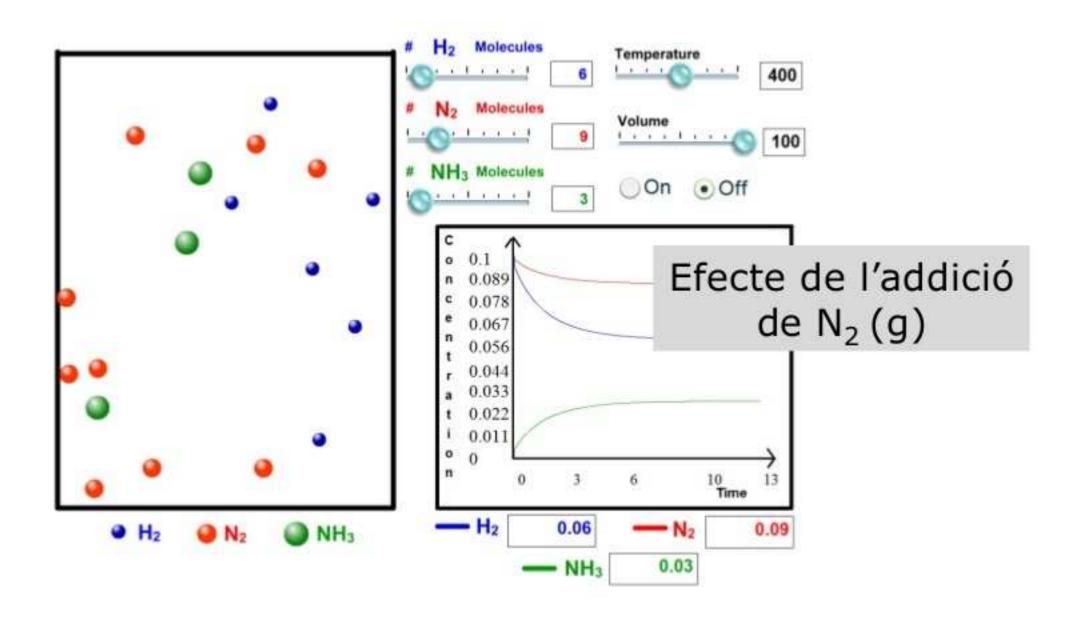
ió dicromat
(taronja)

http://www.youtube.com/watch?v=Yvo5Jvc\_dbl

$$N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$$



$$N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$$

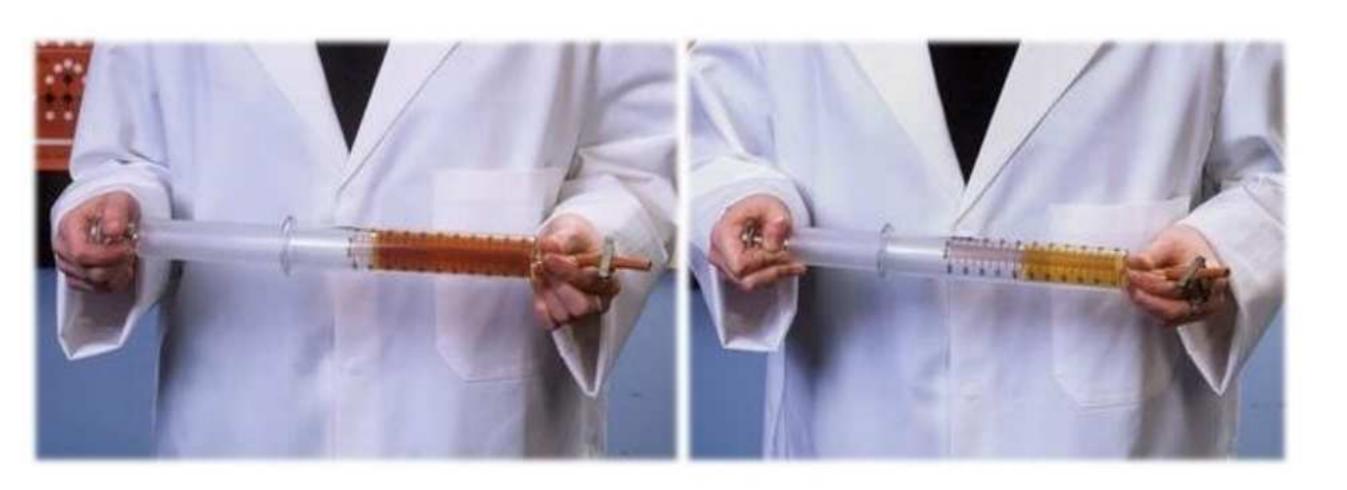


http://chem.arizona.edu/chemt/Flash/NH3.html

### Canvis en la pressió i en el volum

- Si es modifica la pressió d'un sistema en equilibri en el qual participen gasos, s'alteren les pressions parcials i per tant, també s'alteren les concentracions.
- Si augmentem la pressió, el sistema reacciona en el sentit de disminuir el nombre de mols de substàncies en estat gasós (així el sistema ocupa menys volum).
- Si s'hi redueix la pressió (o s'augmenta el volum), passa el contrari.
- Si en la reacció hi ha el mateix nombre de mols de gasos en els reactius i en els productes (∆n = 0) una variació de la pressió no afecta a l'equilibri.

## Canvis en la pressió i en el volum Augment de la P (disminució del V)

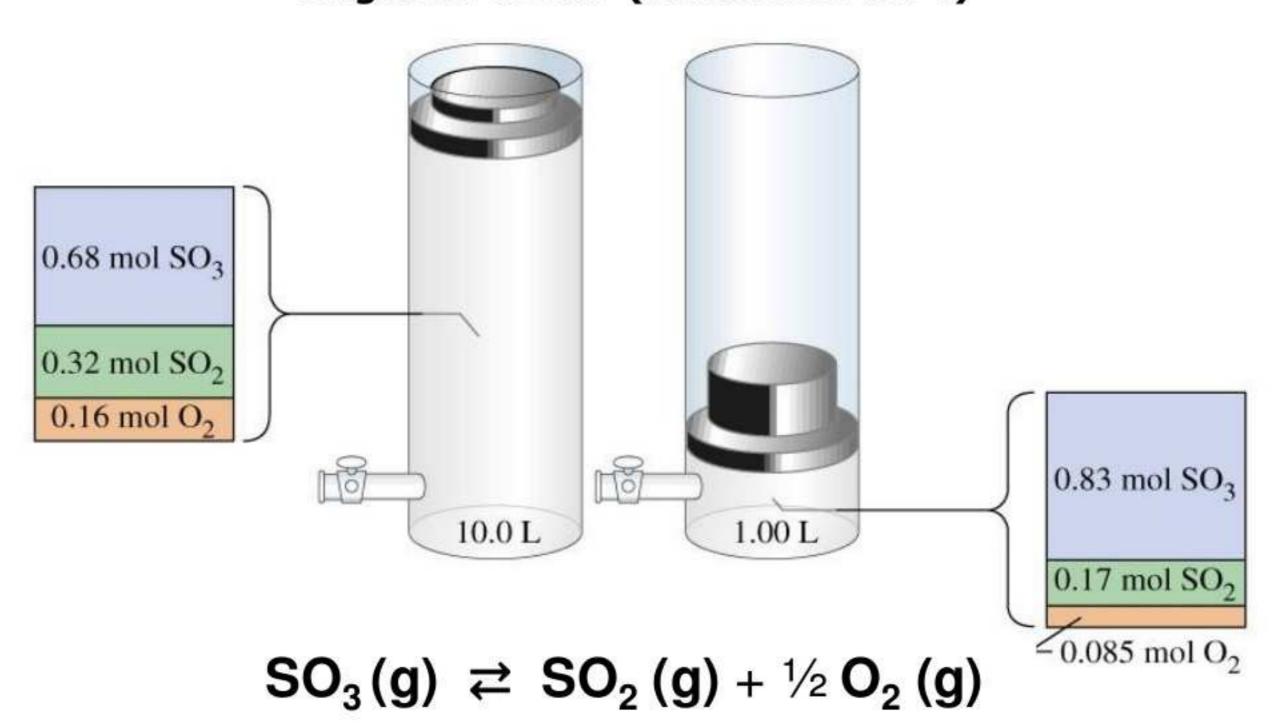


Efecte de l'augment de la pressió sobre l'equilibri

 $2 NO_2(g) \rightleftarrows N_2O_4(g)$ incolor

marró

### Canvis en la pressió i en el volum Augment de la P (disminució del V)



### Canvis en la pressió i en el volum



En les reaccions químiques en que només participen sòlids i líquids els canvis de pressió pràcticament no afecten l'estat d'equilibri, ja que els sòlids i els líquids són gairebé incompressibles.

 $H_2O(s) \rightleftharpoons H_2O(I)$ 

### REACCIÓ EXOTÈRMICA

$$2 \text{ NO}_2(g) \Longrightarrow \text{N}_2\text{O}_4(g)$$
$$\Delta H = -58 \text{ kJ}$$

$$T = 273 \text{ K}$$
  $K_p = 57$   
 $T = 298 \text{ K}$   $K_p = 6,9$ 

### REACCIÓ ENDOTÈRMICA

$$N_2(g) + O_2(g) \Longrightarrow 2 \text{ NO } (g)$$
  
 $\Delta H = 181,0 \text{ kJ}$ 

$$T = 298 \text{ K}$$
  $K_p = 5.3 \cdot 10^{-31}$   
 $T = 1.800 \text{ K}$   $K_p = 1.3 \cdot 10^{-4}$ 

La variació de la temperatura modifica el valor de la constant d'equilibri (K).

## REACCIÓ ENDOTÈRMICA

$$N_2(g) + O_2(g) \Longrightarrow 2 \text{ NO } (g)$$
  
 $\Delta H = 181,0 \text{ kJ}$ 

$$T = 298 \text{ K}$$
  $K_p = 5.3 \cdot 10^{-31}$   
 $T = 1.800 \text{ K}$   $K_p = 1.3 \cdot 10^{-4}$ 

## Reaccions endotèrmiques $(\Delta H > 0)$

- Si augmenta la temperatura, augmenta el valor de K (en el nou equilibri hi ha més quantitat de productes)
- Si disminueix la temperatura, el valor de K disminueix.

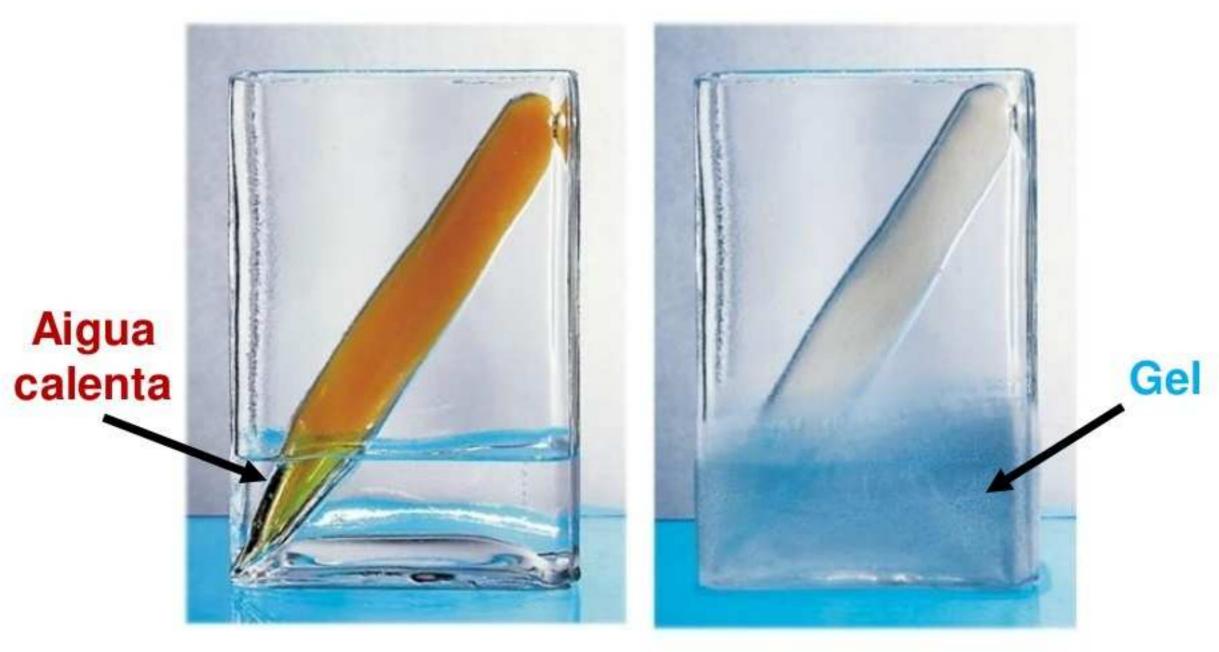
## REACCIÓ EXOTÈRMICA

$$2 \text{ NO}_2(g) \Longrightarrow \text{N}_2\text{O}_4(g)$$
$$\Delta H = -58 \text{ kJ}$$

$$T = 273 \text{ K}$$
  $K_p = 57$   
 $T = 298 \text{ K}$   $K_p = 6,9$ 

# Reaccions exotèrmiques $(\Delta H < 0)$

- Si augmenta la temperatura, disminueix el valor de K (en el nou equilibri hi ha més quantitat de reactius).
- Si disminueix la temperatura, augmenta el valor de K.



 $2 \text{ NO}_{2 (g)} \rightleftarrows \text{ N}_2\text{O}_{4 (g)} \Delta \text{H} = -58 \text{ kJ}$ marró incolor

### Addició d'un gas inert

Els gasos inerts són **poc reactius** i no es combinen amb les substàncies en equilibri. Exemples: N<sub>2</sub>, gasos nobles (He, Ne, Ar)

### a) Addició d'un gas inert a P i T constants

Com P es manté constant, augmentarà el volum del reactor i això farà disminuir les concentracions de les substàncies gasoses. La reacció es desplaçarà per compensar aquesta disminució de les concentracions.

### b) Addició d'un gas inert a V i T constants

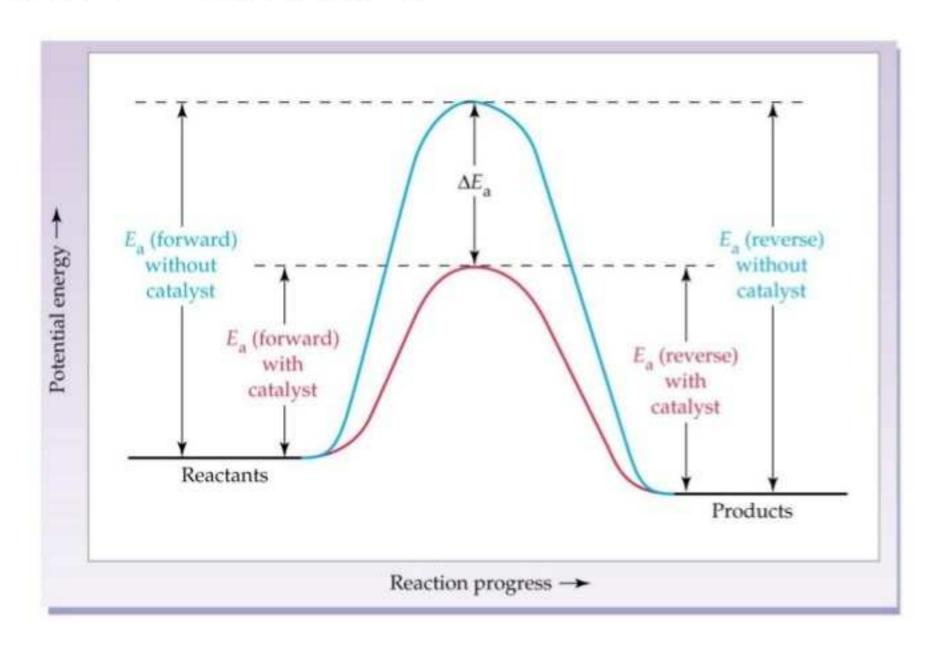
Augmenta la pressió total, però a la vegada disminueixen les fraccions molars dels gasos. **No canvien les pressions parcials** (llei de Raoult), i per tant **no es modifica l'estat d'equilibri**.

$$p_A = X_A \cdot p_t = n_A \cdot p_t$$

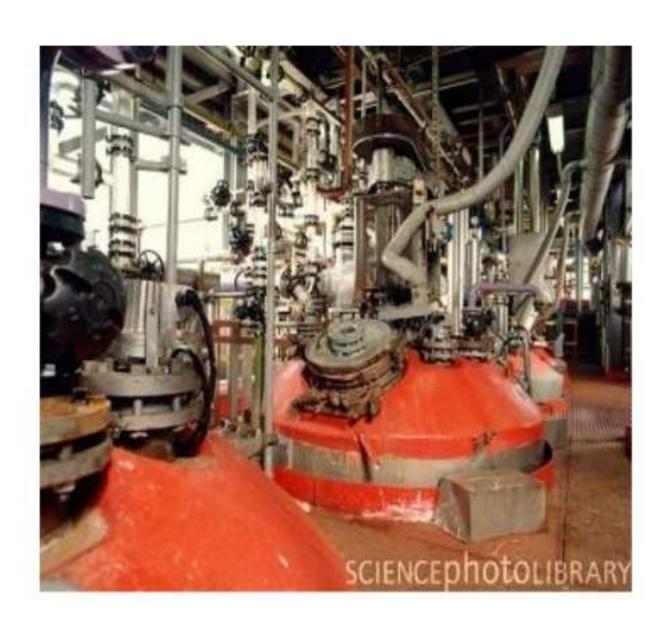
$$n_A + n_B + \dots + n_{inert}$$

### Presència d'un catalitzador

No augmenta el rendiment de la reacció (**no desplaça l'equilibri**), solament redueix el temps necessari perquè s'estableixi l'estat d'equilibri.



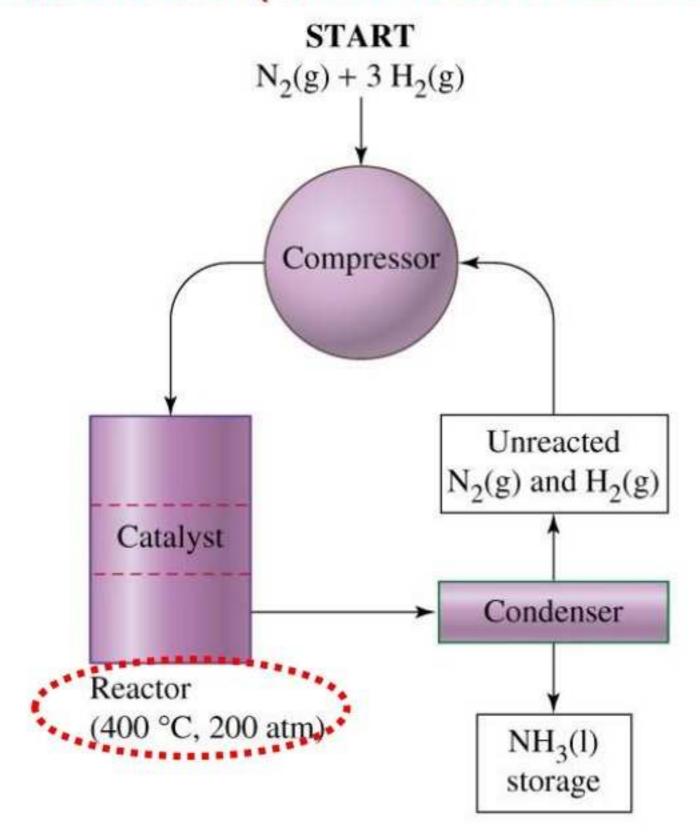
### **Aplicacions industrials**



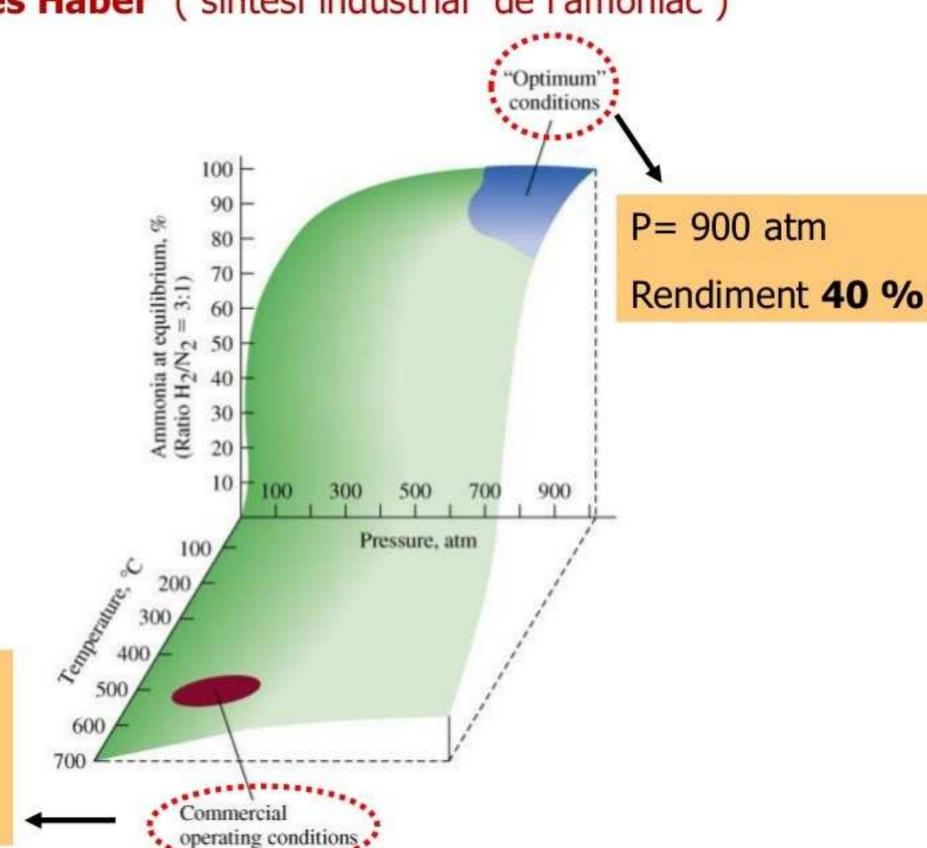
Moltes reaccions químiques utilitzades en la indústria són d'equilibri.

Per treure el **màxim rendiment** del procés s'han de controlar les variables ( T, P, concentracions ) que poden desplaçar l'equilibri en el sentit desitjat.

### Procés Haber (síntesi industrial de l'amoníac)



Procés Haber (síntesi industrial de l'amoníac)



T= 450-500 °C

P= 200 atm

Rendiment 15 %

### Procés Haber (síntesi industrial de l'amoníac)

Per què augmenta la producció de **NH<sub>3</sub>** si es treballa a P elevades?

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftharpoons 2NH_3(g)$$

### Principi de Le Chatelier:

Si augmenta la pressió, l'equilibri es desplaça en el sentit en el que hi ha menys mols de gas ( el sistema ocupa menys volum ) fins assolir un nou estat d'equilibri.

### Limitacions del principi de Le Chatelier



En determinats casos (per exemple, els equilibris heterogenis) l'enunciat del principi de Le Chatelier pot resultar ambigu i conduir a conclusions errònies.

Per evitar això es recomana:

- Realitzar un correcte control de les variables que intervenen en el procés (tenir present si és a T, V o P constants)
- Plantejar la constant d'equilibri i procurar realitzar els raonaments a partir de la seva expressió.

### Relació entre AGº i K

Si el sistema està en equilibri ( $\Delta G = 0$ ) es compleix que:

$$\Delta G^{\circ} = -RTInK$$

Per tant:

$$K = e^{-\Delta G^{\circ}/(RT)}$$

 $\Delta G^{o}$  = variació de l'energia de Gibbs estàndard (  $\mathbf{J \cdot mol^{-1}}$  )

 $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ 

T = temperatura (K)

K = constant d'equilibri (Kp en reaccions entre gasos i Kc en reaccions en dissolució líquida).

### Relació entre AGº i K

 $\Delta G^{\circ} < 0$  ; K > 1

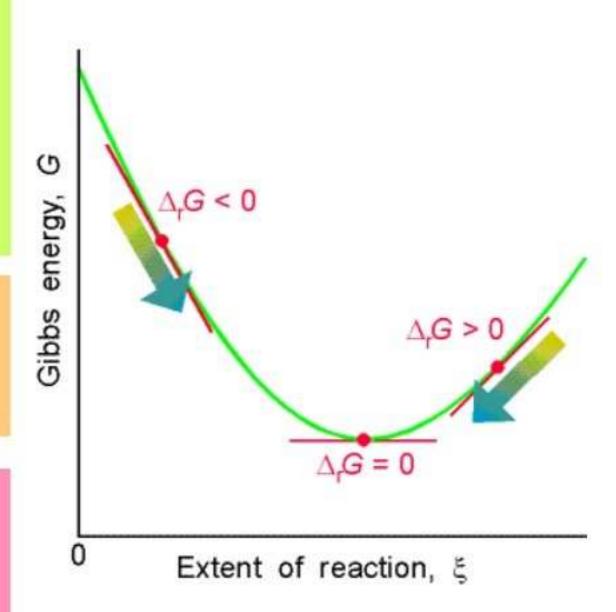
Reacció espontània, l'equilibri està desplaçat en el sentit de formació de productes.

 $\Delta G^{\circ} = 0$ ;  $K \cong 1$ 

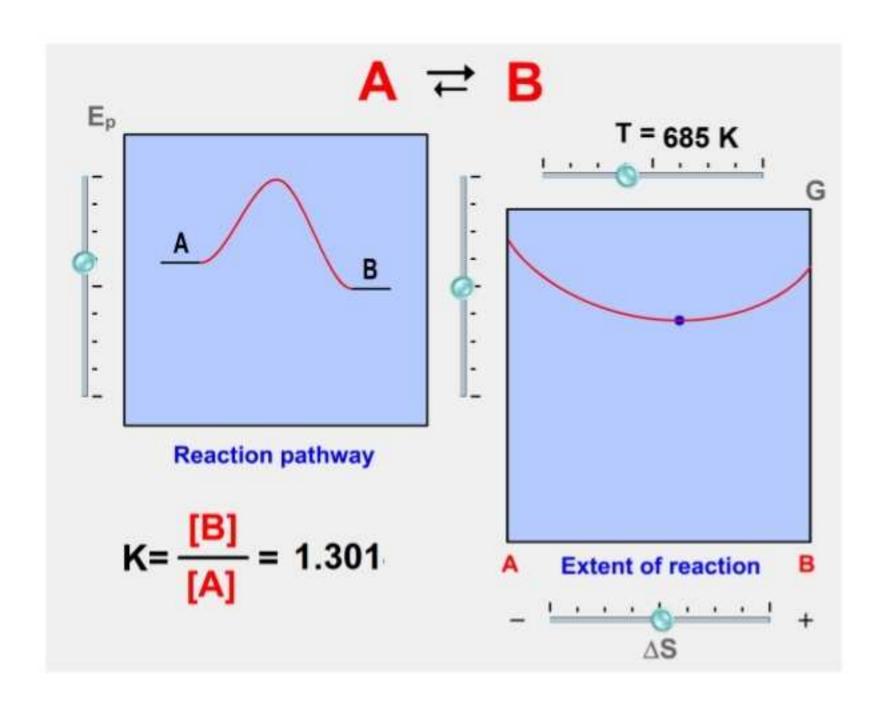
Estat d'equilibri

 $\Delta G^{\circ} > 0$ ; K < 1

La reacció espontània és la inversa, l'equilibri està desplaçat cap a la formació de **reactius**.



### Relació entre AGº i K



http://www.chem.arizona.edu/chemt/Flash/gibbs.html



### Com es resol un problema d'equilibri químic?



- Llegeix l'enunciat amb atenció.
- Escriu i iguala l'equació química corresponent.
- Si el sistema no està en equilibri determina la direcció del canvi (→ o ← ) comparant Qc amb Kc.
- "X" serà la quantitat de substància (mols, concentració, pressió parcial) que ha d'aparèixer/desaparèixer per arribar a la situació d'equilibri.

## Com es resol un problema d'equilibri químic?

5. Elabora una taula com la següent (Per a càlculs amb Kc )

3	a A	bB	сС	dD
Concentracions inicials, [ ] <sub>0</sub>				
Concentracions en l'equilibri, [ ] eq				

### Com es resol un problema d'equilibri químic?

- 6. Fes els càlculs necessaris per emplenar totes les caselles de la taula. Has de tenir en compte els coeficients estequiomètrics i el signe del canvi. Per a les espècies que es consumeixen el signe és negatiu ( - ) i per a les espècies que es formen el signe és positiu ( + ).
- Planteja i resol l'equació corresponent.
- 8. Per relacionar Kc i Kp utilitza l'expressió

$$Kp = Kc \cdot (R \cdot T)^{\Delta n}$$

9. Comprova la coherència del resultat.

### Grau de dissociació d'una substància ( $\alpha_A$ )

En una reacció d'equilibri els reactius no es dissocien completament, només reacciona una part dels mols inicials:

El valor de  $\alpha_A$  sempre estarà comprès entre 0 i 1.

El **tant per cent de dissociació** s'obté multiplicant per 100 el grau de dissociació.

### Grau de dissociació d'una substància ( $\alpha_{A}$ )

### **Exemple:**

En un matràs d'1 L introduïm 1 mol de iodur d'hidrogen, l'escalfem fins a 700 °C i el deixem reaccionar fins a assolir l'equilibri:

**2 HI** (g) 
$$\rightleftarrows$$
 **H<sub>2</sub>** (g) + **I<sub>2</sub>** (g); Kc (700 °C) = 0,0179

Determina el grau de dissociació del iodur d'hidrogen a aquesta temperatura.

Concentracions (mol/L)	2 HI (g)	H <sub>2</sub> (g) +	I <sub>2</sub> (g)
Inicials		0	0
En l'equilibri	1 - 2x	x	x

$$\alpha_{HI} = \frac{2x}{2x}$$
 quantitat dissociada =  $\frac{2x}{1}$ 

## Grau de dissociació d'una substància ( $\alpha_A$ )

Concentracions (mol/L)	2 HI (g)	H <sub>2</sub> (g) +	I <sub>2</sub> (g)
Inicials	1	0	0
En l'equilibri	1 - 2x	x	x

Per determinar X cal utilitzar l'expressió i el valor de Kc:

$$Kc = X \cdot X = X^2 = 0,0179$$
  
 $(1-2x)^2 1-4x+4x^2$ 

Resolem l'equació de segon grau:

$$0,9284 x^2 + 0,0716 x - 0,0179 = 0$$

$$x_1 = 0,1055 M$$

$$x_2 = -0,1827 \text{ M}$$
 (no té sentit químic)

$$\alpha_{HI} = \frac{\text{quantitat dissociada}}{\text{quantitat inicial}} = \frac{2x}{2} = 2 \cdot 0,1055 = 0,21 (21\%)$$





## José Ángel Hernández Santadaría jherna24@xtec.cat





**"Equilibri químic"** de José Ángel Hernández Santadaría està subjecta a una llicència de Reconeixement-NoComercial 3.0 No adaptada de Creative Commons