



## NOTAS ACLARATORIAS SOBRE EQUILIBRIO QUÍMICO DE GASES

### PRIMERO

En la expresiones de:

- $K_C$  se ponen concentraciones elevadas a los coeficientes estequiométricos.
- $K_P$  se ponen las presiones parciales elevadas a los coeficientes estequiométricos.

### SEGUNDO

Escribe o fíjate en el estado físico de las sustancias que intervienen en el equilibrio. Esto es para diferenciar los **EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS**.

En la expresión de  $K_C$  de los equilibrios heterogéneos no intervienen ni los sólidos ni los líquidos, pues su concentración es igual a su densidad y ésta es constante. Así para el equilibrio:



Los valores de  $K_C$  y  $K_P$  serán:  $K_C = [\text{CO}_2]$   
 $K_P = P_P \text{CO}_2$

### TERCERO

Cálculo de las **PRESIONES PARCIALES**. Existen dos posibilidades:

- $P_p = X_x \cdot P_T$ , en donde:  $X_x$  es la fracción molar  $= \frac{n_x}{n_t}$  y  $P_T$  es la presión total.

- $P_{p_x} = \frac{n_x \cdot R \cdot T}{V}$

### CUARTO

Despreciar  $\alpha$  frente a 1.

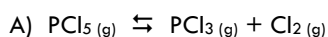
Se puede despreciar sólo si las constantes son pequeñas, lo que significa que hay poca concentración de productos, es decir, el reactivo está poco disociado y entonces  $\alpha$  es muy pequeño. Esto suele suceder con constantes del orden de  $10^{-4}$  o menores.

En cualquier caso, si  $\alpha$  no sale 100 veces menor que uno, no se podrá despreciar.

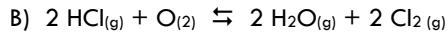
### QUINTO

¿Cuándo hay que usar  $\alpha$ ?

Sólo tiene sentido utilizar  $\alpha$  cuando hay una disociación, es decir, cuando una sustancia se descompone. P.ej.



**sí**



NO

## SEXTO

Para saber cuánto reacciona de las cantidades iniciales, es muy importante tener en cuenta la relación entre coeficientes estequiométricos.

Por ejemplo, en el apartado B del punto quinto: si "x" es lo que reacciona de ácido clorhídrico

- Lo hará con x/4 de O<sub>2</sub>
- Y con x/2 de H<sub>2</sub>O y de Cl<sub>2</sub>

	4 HCl <sub>(g)</sub>	O <sub>2(g)</sub>	⇌	2 H <sub>2</sub> O <sub>(g)</sub>	2 Cl <sub>2(g)</sub>
Inic.	3,6	2			
Reacc.	x	x/4			
Equil	3'6 - x	2- x/4		x/2	x/2

También se podría decir: si "4x'" (llamo x' pues es una cantidad distinta. (Se cumple que x = 4x') ) moles de HCl son los que reaccionan:

- Lo harán con x' de O<sub>2</sub>
- Y con 2x' de H<sub>2</sub>O y de Cl<sub>2</sub>

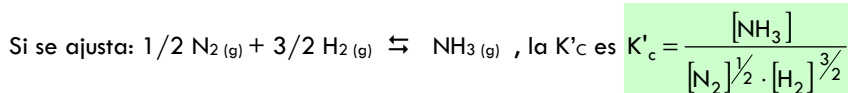
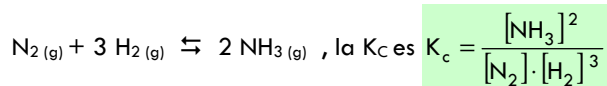
	4 HCl <sub>(g)</sub>	O <sub>2(g)</sub>	⇌	2 H <sub>2</sub> O <sub>(g)</sub>	2 Cl <sub>2(g)</sub>
Inic.	3,6	2			
Reacc.	4x'	x'			
Equil	3'6 - 4x'	2- x'		2x'	2x'

Por cierto, no olvides que los coeficientes estequiométricos de la ecuación química serán los exponentes de las concentraciones o de las presiones parciales.

$$K_c = \frac{[\text{H}_2\text{O}]^2 \cdot [\text{Cl}_2]^2}{[\text{HCl}]^4 \cdot [\text{O}_2]}$$

## SEPTIMO

Aunque la reacción química sea la misma, la K<sub>c</sub> varía según como se haga el ajuste. Hay que recordar que K<sub>c</sub> es una aplicación de la Ley de Acción de Masas en la que se trabaja con velocidades de reacción y que éstas dependen de la concentración.



Se cumple que  $K'_c = \sqrt{K_c}$