

PRINCIPIO DE LE CHATELIER

CUANDO UN SIST. EN EQUILIBRIO ES SOMETIDO A UNA PERTURBACIÓN EXTERNA, EL SIST. EVOLUCIONARÁ, EN LO POSIBLE, EN EL SENTIDO DE MODERAR EL EFECTO DE LA PERTURBACIÓN. LLEGANDO A UN NUEVO ESTADO DE EQUILIBRIO

$R \rightleftharpoons P$

perturbación	efecto/respuesta
Agregado de R	avanza hacia P
Agregado de P	avanza hacia R
Extracción de R	avanza hacia R
Extracción de P	avanza hacia P
Disminuyo el volumen _ aumento en la presión total	el sistema avanza hacia donde haya menor número de moles gaseosos.
Aumento el volumen _ disminuye en la presión total	avanza hacia donde haya mayor número de moles gaseosos
Introducción de un gas inerte : aumenta la presión total	no hay cambio, permanece en equilibrio, porque no hay una "reacción"

TEMPERATURA

EXOTÉRMICA=	LIBERA CALOR	
ENDOTÉRMICA=	CONSUME/INCORPORA CALOR	
	exotérmica	endotérmica
Aumento temperatura	avanza hacia reactivos	avanza hacia productos
disminución de temperatura	avanza hacia productos	avanza hacia reactivos

ÁCIDOS Y BASES

ÁCIDOS	Sustancias que al estar en agua liberan protones o hidronios. HX / HXO	H^+ / H_3O^+ hacen que aumente la concentración de H_3O^+
BASES	Sustancias que al estar en agua, aceptan protones. y liberan. oxidrilos XOH/NH ₃	OH^-
Se clasifican en...	fuertes	débiles



ÁCIDOS Y BASES (cont)

un ácido o una base fuerte, son aquellas que se disocian totalmente. Por lo tanto, son irreversibles.

son aquellos que se disocian parcialmente. Por lo tanto es reversible, y va a tener una constante de equilibrio.

K_a = constante de acidez

K_b = constante de basicidad.

...TENER EN CUENTA PARA LAS BASES Y ÁCIDOS FUERTES...

PH = Una escala que va del 0-14 y se usa para medir el grado de acidez o basicidad de una sustancia. Punto neutro = 7

0 = más ácido 14 = más básico tienen una relación directamente proporcional. Entre más básico sea una sustancia, menos ácida será.

$P = -\log$

$pH = -\log[H_3O^+]$.

$pH [H^+] = -\log[H^+]$

$[H^+] = 10^{-pH}$

PH + POH = 14

Debido a la autoionización del agua.

$K_w = [H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$

pOH = -log[OH-].

$pOH [OH^-] = -\log[OH^-]$

$[OH^-] = 10^{-pOH}$

---ÁCIDOS Y BASES DÉBILES---

$K_a \cdot K_b = K_w$ ---

$pK_a + pK_b = 14 (PK_w)$

¿Cómo las reconozco?

me van a dar como dato o para hallar: $K_a - K_b - PK_a - PK_b$

casi siempre los ácidos son orgánicos y las bases casi siempre son aminas.

ácidos débiles

cada ácido, tiene una base conjugada

cada base, (en este caso el agua) tiene un ácido conjugado

se llaman conjugadas, porque es una reacción reversible.

K_a = Productos/Reactivos

$K_a = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[HA]}$

$HA(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(ac) + A^-(ac)$

$PK_a = -\log(K_a)$ ---
 $K_a = 10^{-PK_a}$

bases débiles

cada base, tiene un ácido conjugado.

cada ácido (en este caso el agua), tiene una base conjugada

se llaman conjugadas, porque es una reacción reversible.

K_b = Productos/Reactivos

$K_b = \frac{[HA].[OH^-]}{[A^-]}$

$A^-(ac) + H_2O(l) \rightleftharpoons HA(ac) + OH^-(ac)$

$PK_b = -\log(K_b)$ ---
 $K_b = 10^{-PK_b}$

SOLUCIONES

% m/m	% m/v	% v/v	M: molaridad	m: molalidad
gr ST -- 100gr SN	gr ST -- 100ml SN	ml ST -- 100ml SN	moles de ST--1L de SN	moles de ST ---1Kg SV

ELECTROLITOS: Sust. que al disolverse en agua, forma una SN que conduce la corriente eléctrica.

FUERTES: Al disolverse, se disocian completamente.

DEBILES: Al disolverse, se disocian parcialmente.

REACTIVO LIMITANTE

Reactivo limitante es aquel por culpa del cual no se puede generar más producto.

1 escribimos receta de la proporción molar, y la relación de masas. (mol y gramos)

2 tomamos uno de los reactivos y ver cuánto del otro reactivo necesitamos para consumirlo por completo. (con una regla de tres) Y me fijo si me falta o me sobra.

PUREZA DE REACTIVOS

1 Siempre hablamos de pureza de reactivos, podemos tomar una masa de x reactivo, esa será la muestra.

2 Hacemos reaccionar a la muestra y la cantidad de producto que obtenemos es menor a la esperada. Por lo tanto asumimos que hay impurezas en la muestra, el reactivo tendría impurezas inertes.

3 se va a tener masa pura y masa impura. Al igual que un porcentaje de pureza e impureza.

4 % de pureza= masa pura de reactivo que tengo cada 100 gr. de muestra.

aplica siempre a masa de reactivo, nunca a moles.

fórmula (masa que reacciona / la masa de muestra total) x 100

RENDIMIENTO DE UNA REACCIÓN %R

1 Hay una cantidad de producto que espero, acorde a la relación estequiométrica.

2 si la cantidad obtenida es la esperada, el rendimiento es del 100% si no, el rendimiento es menor.

fórmula (producto obtenido experimentalmente/producto esperado según relación estequiométrica) x100

ESTEQUEOMETRIA

cambio físico: no hay cambio de composición química, se conserva el tipo de sustancias.

cambio químico: se forman nuevas sustancias. varía el estado de oxidación, se crean, rompen o reordenan enlaces.

combustión completa combustible + comburente (O₂) = CO₂ + H₂O

combustión incompleta combustible + comburente (O₂) = CO + H₂O // C + H₂O



REDOX

REDUCCIÓN	DISMINUYE ESTADO DE OXIDACIÓN	La especie que se reduce es el agente oxidante
OXIDACIÓN	AUMENTA EL ESTADO DE OXIDACIÓN	La especie que se oxida el agente reductor.

BALANCEO POR EL MÉTODO IÓN - ELECTRÓN

- 1 Asignar estados de oxidación y determinar qué especie se oxida y cuál se reduce
- 2 Disociar hidróxidos y sales, ionizar ácidos. Determinar si es medio ácido o básico.
- 3 Separar dos hemiecuaciones, la de reducción y la de oxidación.
- 4 Balanceo a) masa b) electrones, si es red: agrego e- a la izquierda, si es oxi: a la derecha. c) balanceo las cargas por agregado de H+ en medio ácido /// OH- en medio básico.
- 5 igualar el número de electrones entre las hemiecuaciones, con la mínima relación posible.
- 6 sumar miembro a miembro ambas hemiecuaciones.
- 7 se plantea el orden original, para poder acomodar los coeficientes estequiométricos.
- 8 organizar los coeficientes, en caso de haber del mismo lado se suman, de lado distinto, se restan.
- 9 verificar y simplificar.

Ácidos HX ---- HXO

Bases XOH ---- NH3

CINÉTICA QUÍMICA

ecuación de velocidad	Expresa como varia la velocidad de una reacción en función de las concentraciones de los reactivos.
	relaciona la velocidad con las concentraciones de los reactivos.
solo reactivos...	Velocidad = $k [A]^n \times [B]^m$
se conocen al realizar un experimento. y analizar los resultados.	n y m= órdenes parciales. m+n= orden global.
cambio la concentración y la velocidad no cambia:	orden: 0
cambio la concentración y la velocidad cambia de manera proporcional...	orden: 1
cambio la concentración y la velocidad se modifica tantas veces como el cuadrado del cambio que hice...	orden: 2



EQUILIBRIO QUÍMICO

símbolo característico de una reacción de equilibrio químico.	\rightleftharpoons
las velocidades de ambas reacciones, directa e indirecta serán iguales.	a eso se le llama equilibrio dinámico
K_c no tiene unidades	relaciona las concentraciones molares de los productos con las de los reactivos.
K_c y K_p	son lo mismo, pero uno trabaja con presión, el otro no.
K_c y Q_c .	los podemos comparar para saber hacia donde se va a desplazar la reacción y su formación puede ser que se desplace de productos a reactivos o de reactivos a productos.
Si $Q_c < K_c$	la reacción se desplazará a la derecha, es decir se consumirán reactivos y se formarán más productos.
Si $Q_c > K_c$	la reacción se desplazara hacia la izquierda, es decir se consumirán productos y se formarán más reactivos.
Si $Q_c = K_c$	entonces la reacción está en equilibrio químico.
Q_p y K_p se relacionan de la misma manera que Q_c y K_c	
Q_p y K_p , siguen siendo Productos sobre reactivos, pero no en relación a las concentraciones, sino de las presiones parciales de los gases en la reacción.	



By Ari.forero (Ari.forero)
cheatography.com/ari-forero/

Published 18th June, 2022.
Last updated 19th June, 2022.
Page 5 of 5.

Sponsored by **CrosswordCheats.com**
Learn to solve cryptic crosswords!
<http://crosswordcheats.com>